



Curso de capacitación docente en Química Transformaciones químicas y Química ambiental

Usted y nosotros emprendemos hoy un camino a partir del cual se instala esta comunicación, peculiar por su modalidad y por el tiempo y el espacio en el que se sitúa, que surge como resultado de compartir la preocupación acerca de cómo optimizar la práctica docente en química. Preocupación que surge de uno de los cuestionamientos que más asiduamente enmarcan nuestra tarea profesional: ¿cómo lograr que los jóvenes no rechacen este campo disciplinar y se sientan atraídos por la aventura de conocer más y mejor la química y su mundo?

Ministra de Educación, Ciencia y Tecnología de la Nación

Dra. Graciela Giannettasio

Secretario de Educación

Dr. Ricardo Biazzi

Subsecretaria de Equidad y Calidad

Lic. Marta Blanco

Directora Nacional de Gestión Curricular y Formación Docente

Prof. Mónica Farias

INDICE

Acerca de los autores.....	11

Fundamento de la propuesta	14

CAPITULO 1: Transformaciones químicas y ambiente, la visión macroscópica

Acerca de este capítulo	26

Cómo está organizado este capítulo.....	26

Las tendencias en la enseñanza de las ciencias	28

 ACTIVIDAD N° 1	28

 Aportes y Sugerencias	30

 ACTIVIDAD N° 2	31

Enseñanza por transmisión de conocimientos ya elaborados	31

 ACTIVIDAD N° 3	33

Enseñanza por descubrimiento autónomo.....	33

 ACTIVIDAD N° 4	36

La enseñanza acorde con el proceso de producción de los conocimientos científicos	36

¿Un nuevo paradigma?.....	39

Resumiendo	39

 ACTIVIDAD N° 5	40

La visión macroscópica	41

Transformaciones químicas y ambiente.....	41

El Gran disparo: un modelo del origen de todo.....	41

Origen, evolución y composición química de la Tierra.....	43

 ACTIVIDAD N° 6	46

 Aportes y Sugerencias	47

La Tierra en clave química.....	47

Un subsistema dentro de otro: la litosfera.....	49

 Aportes y Sugerencias	51

 ACTIVIDAD N°7	55

El subsistema hidrosfera	55

	Aportes y Sugerencias	59
	Un poderoso subsistema, la atmósfera.....	62
	ACTIVIDAD N° 8	68
	Aportes y Sugerencias	69
	Reacciones químicas y la generación de energía	70
	ACTIVIDAD N° 9	73
	Reacciones químicas y el origen de la vida	75
	Aportes y Sugerencias	76
	ACTIVIDAD N° 10	80
	Perspectiva didáctica	80
	Repensando el perfil del egresado	82
	ACTIVIDAD N° 11	82
	Las ideas previas	84
	Aportes y Sugerencias	85
	Las preconcepciones de los alumnos	85
	ACTIVIDAD N° 12	90
	Preparando la unidad para su tratamiento en el aula	92
	Una premisa para no olvidar.....	95
	ACTIVIDAD N° 13	95
	Alternativas para el trabajo en el aula.....	99
	Referencias bibliográficas	105
	Actividades experimentales.....	107
	Una salida de campo	107
	La combustión.....	108
	Aportes y Sugerencias	108
	Aportes y Sugerencias	109
	Actividades de evaluación parcial.....	110
	Clave de respuestas	111
	Actividad N° 6.....	111
	Actividad N° 8.....	112
	Actividad N° 10.....	117

CAPITULO 2: Átomos y moléculas, los actores microscópicos de las transformaciones químicas

A modo de introducción.....	119
La organización del capítulo	119
Los Modelos en el aula	120
 ACTIVIDAD N° 1	120
Los actores microscópicos	124
Átomos y moléculas: Una revisión de los modelos y su evolución	124
Los modelos atómicos	124
 ACTIVIDAD N° 2	125
 Aportes y Sugerencias	128
El átomo de Bohr	129
 Aportes y Sugerencias	131
Dualidad onda-partícula y el principio de incertidumbre	133
 Aportes y Sugerencias	134
 Aportes y Sugerencias	136
El átomo cuántico.....	137
Los números cuánticos y el principio de exclusión de Pauli	139
 Aportes y Sugerencias	142
 Aportes y Sugerencias	143
 ACTIVIDAD N° 3	144
Los modelos de unión química: el contexto histórico.....	145
El modelo de unión química de Lewis.....	146
 Aportes y Sugerencias	146
 Aportes y Sugerencias	149
El modelo cuántico de unión química: orbitales moleculares	150
La geometría molecular	156
 Aportes y Sugerencias	158
 Aportes y Sugerencias	160
Uniones que involucran un gran número de átomos: unión iónica y metálica	163

	Aportes y Sugerencias	164
	ACTIVIDAD N° 4	168
Perspectiva didáctica		169
	Conceptos e ideas básicas	169
	ACTIVIDAD N° 5	169
	Aportes y Sugerencias	170
	ACTIVIDAD N° 6	171
	¿Qué saben los alumnos sobre las transformaciones químicas a nivel microscópico?	171
	El enfoque CTS (Ciencia, Tecnología y Sociedad).....	173
	ACTIVIDAD N° 7	174
	Aportes y Sugerencias	176
	Preparación de la unidad para su tratamiento en el aula.....	176
	La resolución de problemas escritos y la organización de trabajos prácticos	178
	ACTIVIDAD N° 8	178
	La resolución de problemas escritos en química	179
	Problema 1 a (tradicional):.....	180
	Problema 1 b (abierto, equivalente a 1a).....	181
	Problema 2 a (tradicional):.....	181
	Problema 1 b (abierto, equivalente a 2 a).....	181
	Los trabajos prácticos en química enfocados como actividades de investigación	181
	La divulgación científica entra al aula	182
	Aportes y Sugerencias	184
	Aportes y Sugerencias	190
	Aportes y Sugerencias	191
	Alternativas para el trabajo en el aula.....	192
	Primer fragmento	195
	Segundo fragmento	196
Referencias bibliográficas		201
Actividades experimentales.....		204

 ACTIVIDAD N° 1	205
 ACTIVIDAD N° 2	205
 ACTIVIDAD N° 3	206
 ACTIVIDAD N° 4	206
Actividades de evaluación parcial.....	208
 ACTIVIDAD	208
Clave de respuestas	209
 Actividad N° 3.....	209
 Actividad N° 4.....	210

CAPITULO 3: Los cambios energéticos en las transformaciones químicas

A modo de introducción.....	216
¿Cómo está organizado el capítulo?	217
Un concepto importante: energía.....	217
 ACTIVIDAD N° 1	217
 Aportes y Sugerencias	221
 ACTIVIDAD N° 2	221
Los cambios energéticos	222
Las energías intramoleculares e intermoleculares.....	222
Energía y longitud de enlace en compuestos covalentes	223
 ACTIVIDAD N° 3	223
 Aportes y Sugerencias	227
Energía de la unión química en sólidos iónicos: modelos y ciclos.....	229
Ampliando el campo conceptual	229
Energía de reacciones gaseosas.....	233
 ACTIVIDAD N° 4	235
Entalpía de las reacciones químicas y primer principio de la termodinámica .	236
Un poco de historia... ..	236
 ACTIVIDAD N° 5	237
 ACTIVIDAD N°6	242

Las entalpías de formación de los compuestos	242
Calor de combustión	244
 Aportes y Sugerencias	244
Calorimetría: la medición del calor en las transformaciones químicas	245
 ACTIVIDAD N° 7	247
Calores de neutralización, disolución y cristalización	247
 Aportes y Sugerencias	250
Interacciones entre cargas eléctricas y dipolos: la forma más simple de fuerzas intermoleculares.....	250
Otros tipos de interacciones entre moléculas: atracción y repulsión	254
La energía intermolecular y los estados de agregación.....	260
La energía de sublimación de los sólidos	262
La energía de vaporización de los líquidos.....	263
Los cambios energéticos en las transiciones de fase.....	264
 Aportes y Sugerencias	269
La energía y la espontaneidad de las transformaciones químicas: la necesidad de introducir la entropía	271
 Aportes y Sugerencias	273
 ACTIVIDAD N° 8	274
Perspectiva didáctica	275
La naturaleza de la ciencia	275
 ACTIVIDAD N° 9	275
 Aportes y Sugerencias	278
Paradigmas y cambios de paradigmas	279
 Aportes y Sugerencias	280
 Aportes y Sugerencias	281
 Aportes y Sugerencias	283
El paradigmático caso de los relojes.....	285
Primera parte: acerca de un descubrimiento científico	285
Segunda parte: acerca de cómo nuevos conocimientos provocaron la caída de un imperio y el nacimiento de otro.....	285

Modelos de ciencia y modelos epistemológicos	287
 Aportes y Sugerencias	288
 ACTIVIDAD N° 10	288
Preparando la unidad para su tratamiento en el aula	289
¿Qué es lo que saben mis alumnos respecto de estos temas?.....	292
Cambio conceptual y modelos epistemológicos	294
Redes y mapas: organizadores de la información	294
 ACTIVIDAD N° 11	294
 Aportes y Sugerencias	299
 Aportes y Sugerencias	302
 ACTIVIDAD N° 12	303
La evaluación en la clase de química	304
Primera parte	304
 ACTIVIDAD N° 13	304
 Aportes y Sugerencias	307
 ACTIVIDAD N° 14	311
Referencias bibliográficas	312
Actividades experimentales.....	315
 ACTIVIDAD N° 1	315
Reacción de la termita	315
 ACTIVIDAD N° 2	317
Determinación del equivalente mecánico del calor.....	317
 ACTIVIDAD N° 3	318
Cristalización exotérmica	318
 ACTIVIDAD N° 4	318
Conductividad eléctrica en soluciones de electrolitos y en cristales iónicos	318
 ACTIVIDAD N° 5	319
Fabricación de papeles indicadores de agua.....	319
Actividades de evaluación parcial.....	321
	321

Clave de respuestas	322
➡ Actividad N° 6	322
➡ Actividad N° 7	322
➡ Actividad N° 8	323

CAPITULO 4: La velocidad de las transformaciones químicas

A modo de introducción.....	326
¿Cómo está organizado este capítulo?	326
Una actividad para la autoevaluación: la botella azul	328
✎ ACTIVIDAD N° 1	328
Cinética química	330
ACTIVIDAD N° 2	330
➡ Aportes y Sugerencias	331
El desarrollo de la fentoquímica.....	331
Escala temporal: reacciones muy lentas y muy rápidas.....	332
ACTIVIDAD N° 3	333
➡ Aportes y Sugerencias	334
El air-bag como actividad de investigación	335
Determinación experimental de velocidades de procesos químicos	336
✎ ACTIVIDAD N° 4	337
➡ Aportes y Sugerencias	340
Ecuación de velocidad: constante de velocidad y orden de reacción.....	342
Mecanismo de reacción: reacciones elementales	345
Modelos moleculares de reacciones elementales	347
✎ ACTIVIDAD N° 5	347
Efecto de la temperatura: ecuación de Arrhenius	351
➡ Aportes y Sugerencias	352
Cinética de reacciones fotoquímicas	353
➡ Aportes y Sugerencias	355
Reacciones de óxido - reducción	356

El equilibrio químico: velocidad de reacciones opuestas	359
Catálisis: tipos y mecanismos	360
➔ Aportes y Sugerencias	362
Nuevamente, la botella azul	365
Algunas sugerencias respecto de la preparación del sistema	367
✎ ACTIVIDAD N° 6	368
Perspectiva Didáctica	370
Preparando la unidad para su tratamiento en el aula	370
✎ ACTIVIDAD N° 7	373
Las ideas previas sobre contenidos de Cinética química	373
✎ ACTIVIDAD N° 8	374
¿Cómo podemos indagar las preconcepciones de los alumnos?	375
Las ideas previas del profesor en Química	377
✎ ACTIVIDAD N° 9	378
La evaluación en la clase de Química	378
Segunda parte	378
➔ Aportes y Sugerencias	379
✎ ACTIVIDAD N° 10	380
➔ Aportes y Sugerencias	381
¿Qué evaluar cuando se evalúa?	382
Evaluando contenidos químicos	384
➔ Aportes y Sugerencias	384
Evaluando la dimensión de procesos	385
Evaluando la dimensión de actitudes	386
¿Cómo evaluar lo que se evalúa?	388
➔ Aportes y Sugerencias	389
✎ ACTIVIDAD N° 11	390
Referencias bibliográficas	391
Actividades experimentales	394
✎ ACTIVIDAD N° 1	394
✎ ACTIVIDAD N° 2	395

	ACTIVIDAD N° 3	395
	ACTIVIDAD N° 4	397
	ACTIVIDAD N° 5	399
	Aportes y Sugerencias	403
Actividades de evaluación parcial.....		404
		404
Clave de respuestas		406
	Actividad N° 3.....	406
	Actividad N° 6.....	406

Finalizando un tramo del camino

Acerca de los autores

Estimado docente:

Es posible que le interese conocer nombres y tareas de los integrantes del equipo de trabajo, autores del material que compone el curso de capacitación *Las Transformaciones Químicas y la Química Ambiental*.

Coordinación del equipo	Laura Cervelli de Vidarte
Responsable de los contenidos químicos	Horacio Roberto Corti
Responsables de los contenidos didácticos	Laura Cervelli de Vidarte Alejandro Marcelo Drewes
Procesamiento a distancia	Silvia Irene Martinelli

Y, tal vez, también quiera saber algo más sobre los antecedentes profesionales de cada uno de los integrantes de este equipo de trabajo:

Doctor Horacio Roberto Corti

Es Doctor en Química (Universidad de Buenos Aires) y Profesor Titular (dedicación parcial) de la Facultad de Ciencias Exactas y Naturales de la UBA. Desde 1972 ejerce la docencia universitaria de grado y posgrado en el área de la Química Física y ha participado en la Carrera de Especialización en Química y Medio Ambiente.

Se desempeña como Investigador Independiente del CONICET y es investigador del Departamento de Química de la Comisión Nacional de Energía Atómica desde 1977 en el área de Termodinámica y Fenómenos de Transporte de Sistemas Acuosos. Es autor de más de 60 trabajos de investigación y ha dirigido varias tesis doctorales. Ha realizado asesoramiento a la industria y ha participado de servicios tecnológicos a

Centrales Nucleares. Actualmente es Coordinador del Área Química de la Agencia Nacional de Promoción Científica y Tecnológica (SECyT).

Es director de proyectos de innovación en la educación ganadores de Concursos realizados por Fundación YPF, tales como “La Química, el Hombre y su Hábitat” (1997) y “Megapilas 2000” (1999), con un fuerte énfasis en la enseñanza de la Química Ambiental.

Licenciada Silvia Irene Martinelli

Es Licenciada en Educación Permanente con Orientación en Educación a Distancia. Dentro de sus tareas actuales se destaca su trabajo como Profesora Adjunta Ordinaria en el Departamento de Educación, Área Educación a Distancia de la Universidad Nacional de Luján, como Asesora pedagógica del Instituto de Enseñanza Superior en Lenguas Vivas “Juan Ramón Fernández” y como Coordinadora y asesora pedagógica del Programa de Actualización en Medicina Interna (PROAMI). Programa de Posgrado de la UBA y Universidad de Cuyo.

Es investigadora, formada en el área didáctica, de la problemática “El libro de texto en la escuela” División de Educación a Distancia del Departamento de Educación de la UNLu. Programa de Incentivos del Ministerio de Cultura y Educación de la Nación.

Doctor Alejandro Marcelo Drewes

Es Profesor de Química (CEFIEC, UBA) y Doctor en Química (Universitat Autònoma de Barcelona, España). Actualmente se desempeña como Profesor Titular en la Universidad Nacional de Gral. San Martín, Licenciatura en Enseñanza de las Ciencias y ha sido docente en la Universidad de Buenos Aires. Realiza investigación básica en Química Ambiental e investigación sobre distintas áreas de la Didáctica de la Química y dirige proyectos educativos sobre enfoque CTS, en colaboración con investigadores de Barcelona (Profesor Aureli Caamaño, Departament d' Ensenyament, Generalitat de Catalunya).

Es autor de numerosas presentaciones científicas y de publicaciones relacionadas con la Didáctica de las Ciencias, sobre problemáticas vinculadas con los modelos de investigación científica, el aprendizaje, el enfoque CTS, etc. Además es autor de textos para la enseñanza de la Química en el nivel Polimodal y para la capacitación y reconversión docente.

Profesora Laura Cervelli de Vidarte

Es profesora en Química egresada del Instituto Nacional Superior del Profesorado "Joaquín V. González". Se desempeña actualmente en esa institución, en la que ha sido vicerrectora, en la Dirección General de Cultura y Educación de la Provincia de Buenos Aires como especialista en Ciencias Naturales y como capacitadora en CePA, Secretaría de Educación de la Municipalidad de la Ciudad de Buenos Aires.

Ha participado en actividades organizadas por organismos internacionales, como consultora externa de la UNESCO, del BID, Programa MERCOSUR, Programa Cruz del Sur de la Embajada de Francia, etc. Como coordinadora, en el Ministerio de Cultura y Educación de la Nación, en los Programas de Actualización Académica para Profesores de Profesorados (Circuito E), de Gestión de la Capacitación Docente y como Coordinadora Regional, para las provincias de Córdoba, Entre Ríos, Santa Fe y la Municipalidad de la ciudad de Buenos Aires. Ha intervenido en proyectos de capacitación a distancia en Prociencia y en la Dirección General de Cultura y Educación. Es autora y coautora de numerosas publicaciones vinculadas con la enseñanza de la Química, las Ciencias Naturales y la capacitación docente.

Fundamento de la propuesta

Para iniciar este diálogo a distancia nos pareció oportuno compartir algunos pensamientos acerca de nuestra tarea porque creemos que quienes decidimos que nuestra profesión estuviera vinculada al campo de la química, ya sea desde la enseñanza o desde la investigación científica, estamos afirmando nuestra seguridad en la importancia del dominio de este campo del conocimiento y su trascendencia en los sectores científico, tecnológico, social y económico de un país.

Por otro lado, no cabe duda que tanto usted como nosotros, hemos atesorado importantes vivencias personales que corroboran esta certidumbre y es probable que también compartamos la inefable sensación de haber encontrado los mecanismos para disfrutar de este conocimiento, pero a la vez, estamos profundamente preocupados por el rol que debe desempeñar la educación en química en la formación del ciudadano.

¿Nos acompaña en este intento de descubrir el origen de nuestras preocupaciones?

El siglo XXI nos encuentra inmersos en un proceso de alto dinamismo económico, político, social, científico y tecnológico. Nos envuelve una globalización en la cual se producen intensos cambios que inciden en el proceso histórico que estamos presenciando. En muy pocos años se han generado y potenciado todo tipo de flujos, nuevas formas de pensar, de producir, de vincularse y relacionarse. En esta realidad, existe consenso internacional acerca de la enorme importancia que posee la conquista de nuevos campos del conocimiento científico y tecnológico respecto del desarrollo de las sociedades y, en simultáneo, en considerar que las demandas sociales, económicas y políticas determinan los rumbos de investigación de la Ciencia, la Técnica y la Tecnología.

Hoy se habla de una “cultura científica” porque finalmente y después de mucho esfuerzo, se ha producido un cambio de paradigma y se acepta que *el lenguaje de la ciencia, sus procesos de producción y sus métodos, constituyen una parte importante en la cultura de nuestros días.*

Es dentro de estos lineamientos, que resulta imprescindible la formación de ciudadanas y ciudadanos científica y tecnológicamente alfabetizados (Fourez, 1997). Por ello no es tarea menor la que debe sustentar la enseñanza de las ciencias en el sistema de educación formal, ya que debemos trabajar y colaborar en la formación integral de los alumnos para que puedan alcanzar una cultura científica básica, capaz de posibilitar su inserción en los ámbitos laborales y en los de la educación superior, para la continuidad de sus estudios.

¿A qué nos referimos con cultura científica básica?

En palabras de Carlos Cullen (1997) es aquella cultura de jerarquía tal que, a la vez que desencadena determinadas competencias como la habilidad para el manejo de códigos y contenidos culturales del mundo actual, les permite valorar, comprometerse y operar comprensiva y equilibradamente en la utilización racional del medio con el objeto de mejorar el nivel de calidad de vida de su generación y de las generaciones futuras.

Estos propósitos, enunciados para la formación de nuestros jóvenes desde el sistema de educación formal, nos obligan a revisar, ampliar, modificar o potenciar la propuesta pedagógica de cada uno de nosotros, los docentes de ese sistema, tratando de acercarnos cada vez más, a ese perfil de formación integral humanista y científico tecnológica.

Nuestra preocupación está vinculada, justamente, con las formas de intervención que debemos desplegar en nuestra práctica cotidiana para el logro de esos propósitos.

Ahora bien, esta preocupación cobra sentido a partir de nuestra experiencia acerca de la realidad del perfil que, efectivamente, en el conjunto del país poseen los egresados de nuestro sistema educativo. Realidad que se manifiesta, en principio, porque cada vez hay menos jóvenes que acceden a estudios superiores vinculados con las disciplinas científicas, en particular en el campo de la química.

A nuestro criterio esto sucede porque los aprendizajes que construyen y las vivencias que acumulan en la escuela y en el mundo globalizado, inciden en forma desfavorable en las decisiones que toman respecto de la continuación de sus estudios.

Es claro que el mencionado no es el único indicador de la necesidad de revisar la práctica docente; el problema es más serio y trasciende los límites de la simple elección de una carrera posterior, dado que está vinculado con la calidad de apropiación del lenguaje, de los procesos y de los métodos de la ciencia, con una precaria interpretación de los fenómenos que ocurren en su entorno y con dificultades en el desarrollo de sus propias operaciones mentales.

A estas conclusiones se llega a partir de distintos relevamientos realizados entre adultos de alto nivel cultural, (con profesiones no vinculadas a la química), y de estudios realizados con los egresados.

Por ejemplo, en el caso de los adultos encuestados:

- De su paso por el aula de química, en general sólo logran recordar pizarrones cubiertos de ecuaciones, alguna reacción que les haya sorprendido por su cambio de coloración, una explosión, etcétera.
- Las fórmulas químicas que evocan son la del agua y algunos la del ácido sulfúrico; como excepción recuerdan otras.

- Sobre la naturaleza de la materia, pueden hacer mención de algunas de las partículas constituyentes de los átomos, pero no logran precisar su ubicación dentro de aquellos ni su participación en las reacciones cotidianas.
- Son capaces de hablar sobre reacciones nucleares, pero sólo desde el punto de vista de los beneficios o peligros que encierran.
- Aunque pueden referirse a algunos de los cambios ambientales, en general, no son capaces de precisar las causas determinantes de esa situación.
- Dejan traslucir una imagen negativa acerca del papel que juega la química en los males que aquejan a la humanidad.

Lo expresado no difiere en forma sustancial de la situación que presentan algunos de nuestros recientes egresados del sistema educativo formal respecto de sus conocimientos e interpretaciones vinculadas con el campo de la química, pero se agravó en forma considerable según indican algunos estudios.

Por ejemplo, se ha llegado a determinar (Gueventter, 1997) que, en los últimos años, sólo el 17.8% de un total de 639 jóvenes encuestados alcanzó un nivel deseable de rendimiento en el desarrollo de las funciones lógico - matemáticas compatibles con el desarrollo intelectual de un joven que, en teoría, ha alcanzado la etapa del pensamiento formal. En el 55.6% de la muestra analizada, el nivel de pensamiento alcanzado fue poco satisfactorio, y el resto presentó niveles muy bajos. Este diagnóstico da cuenta de la necesidad de generar una práctica docente que logre revertir este cuadro de situación, propiciando un mayor acercamiento y una estimulación de intereses dirigidos al conocimiento científico durante los procesos de aprendizaje.

Este somero cuadro de situación valida nuestra preocupación y, seguramente, a usted como a nosotros nos plantea la necesidad de implementar un enfoque superador de la enseñanza de la química en el nivel medio o polimodal y nos induce a una profunda reflexión acerca de cuestiones tales como:

- ¿Qué competencias deben poseer nuestros alumnos en el campo de la química?
- ¿Para qué? ¿Con qué objetivos?
- ¿Cuáles son los principales obstáculos que se pueden presentar en el aprendizaje de nociones de química?
- ¿Qué contenidos priorizar?
- ¿Cómo se puede resignificar la práctica docente?

Estos cuestionamientos, que son simplemente un punto de partida para repensar la enseñanza de la química en este nivel, forman parte del problema que nos convoca.

Problema que no tiene una única respuesta, pues en la didáctica de las ciencias no hay recetas establecidas. Cada docente en química atraviesa una situación única e irreproducible, caracterizada por un tiempo y un espacio, una institución, un proyecto de trabajo, un equipo de colegas, su propia personalidad, y por supuesto, un grupo de alumnos con ciertas y determinadas peculiaridades. Es obvio que no hay una única respuesta, pero hay marcos de discusión, importantes experiencias atesoradas por diversos docentes e investigadores, y una extensa producción bibliográfica, que pueden ayudarle a recorrer el camino que le proponemos compartir.

Es en función de lo explicitado que parece necesario que la enseñanza de la química, como integrante del área de las Ciencias Naturales, se encamine hacia un trabajo más acorde con los modos de producción del conocimiento científico y hacia la sistematización de un pensamiento sobre la ciencia que favorezca, en los estudiantes, la interpretación de su naturaleza, el aprecio y valoración de sus efectos, la consideración del alcance social de los mismos y la toma de posturas ante ellos como ciudadanos informados, críticos y transformadores (Marco, 1987).

Para que todo lo enunciado sea posible, estamos convencidos de que es imprescindible contar con profesionales docentes que, como usted, asuman esta tarea con un alto compromiso social, avalados por sólidos conocimientos teóricos, disciplinares y didácticos y por ricas vivencias que enriquecen y sustentan su práctica.

El eje de trabajo del Curso

Una de las primeras cuestiones a resolver en toda capacitación, después de reparar en las características de la enseñanza real preexistente y de analizarla críticamente, como lo hicimos en el apartado anterior, es diseñar una propuesta transformadora y una operatoria de trabajo que la sustente.

Es en este contexto que seleccionamos como eje de trabajo, para esta capacitación a distancia, las transformaciones químicas y la química ambiental. Eje que nos permite el diseño de un Curso, denominado “**Transformaciones químicas y química ambiental**”, conformado por dos módulos cuyas problemáticas se articulan entre sí: el que usted está comenzando, denominado **Las transformaciones químicas**, y uno de acceso inmediatamente posterior, que le será ofertado al concluir el presente, denominado **Química ambiental**.

La selección del eje se justifica por su propia importancia y porque, a través de los contenidos que comprende, intentamos realizar un mayor acercamiento a las problemáticas epistemológicas derivadas de las perspectivas de la historia y filosofía de las ciencias, la complejidad del debate contemporáneo vinculado por las relaciones Ciencia, Tecnología y Sociedad y las estrategias didácticas compatibles con la actual concepción de ciencia. Nuestra intencionalidad es generar un espacio a partir del cual se promueva, valore y complemente el *saber* y *saber hacer* docente.

Los objetivos del curso Transformaciones químicas y química ambiental

Este material, como todo acto educativo, tiene ciertas intencionalidades. Estas se vinculan con el desarrollo de competencias profesionales en el campo de la enseñanza de la química, el fortalecimiento de la interpretación de la práctica y, en forma fundamental, con la necesidad de impactar en los problemas estratégicos que tiene la vida institucional y la del aula.

Dentro de estos lineamientos, **los objetivos generales** que se persiguen son de naturaleza abierta, potencial, motivo por el cual se enuncian de la manera que se indica a continuación.

Es nuestra intención que usted y los colegas docentes que interactúen con este material, puedan lograr:

- Una actualización en contenidos relacionados con algunas problemáticas actuales del campo de la química, referidas a las transformaciones químicas y a la química ambiental, que favorezcan las vinculaciones con otros campos del conocimiento.
- La revisión de las estructuras teóricas fundamentales del campo de la ciencia química, y sus vínculos conceptuales, en un contexto histórico social.
- Un mayor análisis y reflexión sobre su práctica docente, valorizando su intervención y su influencia en el aprendizaje de los alumnos, y posibilitándole la recreación de diferentes estrategias metodológicas como componentes de un modelo didáctico compatible con la actual concepción de ciencia.
- La estructuración de un marco de referencia que posibilite una actualización didáctica, coherente con el cuerpo conceptual de la química, que opere a partir de las formas de apropiación del conocimiento y de los problemas concretos que afectan el accionar docente.
- Una mayor optimización de los recursos tecnológicos puestos al servicio de la educación pero, también, el manejo adecuado de materiales de descarte y de bajo costo que posibiliten la resignificación de las actividades experimentales y el uso del laboratorio como espacio didáctico relevante, capaz de potenciar además, el aprendizaje de saberes sistematizados que contribuyen a formar las competencias científicas básicas necesarias para la alfabetización científica y tecnológica.

- La incorporación paulatina en proyectos de investigación escolar que, a la vez que enriquezcan la cultura escolar, faciliten la concreción de actividades institucionales, beneficien directamente a su grupo de alumnos y produzcan insumos para su posterior inclusión en el proyecto curricular de área.
- La transferencia al aula de problemáticas ambientales que generen debates, a nivel local, regional, nacional e internacional y en las que se jueguen valores y actitudes con el objeto de formar sujetos críticos frente a la incidencia de la cultura científica y tecnológica en el desarrollo social de nuestro país y de los pueblos en general.
- Una mayor comprensión, desde su práctica concreta en la enseñanza de la química, de las interacciones CTS (Ciencia, Tecnología y Sociedad) y un mejor manejo de su rol de divulgador científico natural de su comunidad.

Para alcanzar estos objetivos, el curso se compone de dos módulos:

- **Las transformaciones químicas**
- **La química ambiental.**

El primero engloba una gran cantidad de conceptos básicos sobre aspectos energéticos y cinéticos de las reacciones químicas incluyendo su espontaneidad, equilibrio y efecto de las condiciones del medio en que tienen lugar.

El segundo, en cambio, permite la aplicación de los conceptos fundamentales y especialmente la interrelación con otras disciplinas científicas como la física, la biología y las ciencias de la tierra. En él, no obstante, se trata de mantener un nivel de abstracción y generalización que permita utilizar estos conceptos básicos en otros campos de la química y de disciplinas conexas.

El por qué de la inclusión de estas problemáticas, en especial la referida al campo ambiental, se justifica por la posibilidad de acceder a una vasta gama de procedimientos experimentales que le permitirán, a usted, a otros participantes de esta misma acción y a los colegas con los que logre armar un equipo de trabajo, una transposición didáctica rica en destrezas y habilidades propias de este campo del conocimiento. Esto se verá reflejado en un importante número de trabajos de laboratorio y de campo. En especial, estos últimos le permitirán encarar la enseñanza de la química desde la perspectiva de un proyecto de investigación escolar, para el ámbito del nivel medio o polimodal, con características similares a la metodología de la investigación química tal como se la concibe actualmente. Esto favorece la asimilación de actitudes importantes tales como el trabajo en equipo, el espíritu crítico y el compromiso con la preservación del medio ambiente.

Los contenidos del módulo I: Las transformaciones químicas

Para que usted tenga una idea global del trabajo que le proponemos, desde el campo disciplinar, en este módulo, a continuación le acercamos un breve resumen de cada uno de los cuatro capítulos que lo integran.

Capítulo 1

Transformaciones químicas y ambiente, la visión macroscópica.

En él presentamos una descripción a nivel macroscópico de la materia y de las transformaciones químicas, mediante el análisis de los intercambios de energía en la evolución de nuestro planeta y en los diferentes subsistemas que lo componen, y su importancia en el desarrollo de los sistemas vivos. El enfoque permite diferenciar las transformaciones químicas de las físicas y realizar una introducción a las principales características del ambiente de nuestro planeta. Para ello, se parte de una descripción del origen del Universo y del planeta, de modo de dar una perspectiva evolutiva de los mismos y romper con ciertas concepciones estáticas. En el capítulo se enfatizan desde una perspectiva muy general las relaciones entre las propiedades de los subsistemas terrestres y la naturaleza de las transformaciones químicas que en ellos tienen lugar, en particular aquellas relacionadas con la presencia y el destino de contaminantes, su transformación e impacto sobre el ambiente.

Capítulo 2

Átomos y moléculas, los actores microscópicos de las transformaciones químicas

Aquí presentamos un resumen de los modelos atómicos y su evolución histórica hasta llegar al modelo cuántico del átomo. Para ello, se plantean los hechos experimentales y las ideas fundamentales que llevaron a la formulación del modelo cuántico, incluyendo el concepto de dualidad onda-partícula y el principio de incertidumbre. Se realiza una breve descripción de los orbitales atómicos y una revisión del modelo de enlace químico de Lewis y de la idea de orbitales moleculares como combinación de orbitales atómicos. Se plantea cómo la energía de la molécula varía con la distancia entre los átomos y allí se definen la energía y la distancia de enlace. Introducimos los conceptos de enlace covalente y polar y las uniones iónicas y metálicas se comparan con estos en términos de energía.

Por último analizamos cómo el tipo de enlace químico determina la geometría de la molécula y su carácter iónico o polar y por ende su potencial de interacción intermolecular y, también, la predicción de la geometría de algunas moléculas simples utilizando la teoría de repulsión de pares electrónicos de valencia.

Capítulo 3

Los cambios energéticos en las transformaciones químicas

En este caso nos ocupamos de presentar aspectos vinculados con el análisis de los cambios energéticos asociados a las transformaciones químicas y a los procesos de cambio de estado. Discutimos dos visiones complementarias de la energía de estas transformaciones: una es la visión microscópica y la otra la macroscópica.

La visión microscópica, sirve para interpretar la energía liberada o consumida en una reacción química en términos de las energías de los enlaces químicos que se forman y se rompen en simultáneo en dicho proceso. Se relacionan, aquí, los cambios energéticos con los tipos de uniones químicas involucradas en las transformaciones. Con el mismo detalle, analizamos la relación entre la energía de interacción entre moléculas, los estados y los cambios en los estados de agregación y cómo estos estados se vinculan entre sí. A partir de la visión macroscópica, introducimos el análisis termodinámico, es decir, los intercambios de calor y trabajo entre el sistema donde ocurre la transformación química y el medio que lo rodea. Se desarrolla el concepto de calor asociado a las reacciones químicas, o *cambio entálpico*, y se discute la conservación de la energía (primer principio de la termodinámica) en reacciones que ocurren en varias etapas. De esta manera se introduce la ley de Hess o el concepto de ciclos termodinámicos para el cálculo de la energía liberada o consumida en diversas transformaciones químicas. Por último, se da una descripción simple, a nivel molecular, del concepto de orden-desorden en procesos químicos y físicos y se introduce la noción de entropía.

Capítulo 4

La velocidad de las transformaciones químicas

Aquí se encaran los aspectos más sustantivos de la cinética química, comenzando por el estudio de las reacciones más lentas y más veloces en la Naturaleza. Se hace referencia al desarrollo de la fentoquímica y se trabajan la determinación experimental de velocidades de procesos químicos, las ecuaciones de velocidad, la constante de velocidad y el orden de reacción.

El capítulo incluye el estudio de algunos mecanismos de reacción en términos de reacciones elementales y la presentación de una visión molecular de la cinética de las reacciones químicas basada en la teoría de colisiones. Se considera, también, el efecto de la temperatura en la velocidad de las transformaciones químicas y se plantea la ecuación de Arrhenius. A través de ejemplos significativos desde la química, se analizan diferentes categorías de reacciones importantes como las reacciones fotoquímicas y las de óxido – reducción.

Se completa esta visión disciplinar con la introducción de la noción de equilibrio químico, como una derivación natural de los contenidos de cinética química abordados, a partir de la igualdad de la velocidad de reacciones opuestas en

procesos químicos reversibles. Se revisan los conceptos de catálisis homogénea y heterogénea y se plantean los mecanismos de algunas reacciones enzimáticas.

Usted ha podido leer la síntesis de los contenidos que se desarrollan en cada uno de los capítulos del módulo Las transformaciones químicas. Dado que este es un material preparado para el estudio autónomo, con la guía de nuestras intervenciones a través del diálogo y la comunicación a distancia, comenzamos ya a interactuar solicitándole que reflexione sobre dichos contenidos y señale, escriba o destaque de la forma que mejor le convenga, aquellos que a su criterio son los más significativos para su desempeño en el aula.

Los contenidos didácticos

- El papel que juegan las concepciones previas, de los docentes y de los estudiantes, en la construcción y el aprendizaje de los conceptos propios del área. La reestructuración de preconcepciones o ideas previas de los alumnos (Driver, Guesne y Tiberghien, 1999).
- La identificación de los conceptos estructurantes y de las ideas básicas que pretendemos que nuestros alumnos puedan construir.
- La importancia de las actividades experimentales escolares, sus diferencias y similitudes con el trabajo de los científicos y de propuestas concretas de proyectos de investigación escolar que resignifican y fortalecen los procedimientos propios del área.
- La explicitación de las conductas que es esperable que los estudiantes adquieran respecto de la ciencia y su aprendizaje, a través del abordaje en clave química del impacto en el medio ambiente, que determinadas acciones humanas generan.
- Algunas sugerencias para realizar el proceso de selección y secuenciación de los contenidos abordados y su organización en unidades didácticas.
- Los aspectos fundamentales de la alfabetización científica y tecnológica que se pretende conquistar en la formación del ciudadano.
- Las interacciones Ciencia Tecnología y Sociedad que es importante destacar en los diferentes capítulos (Solbes y Vilches, 1993; Caamaño, 2001).
- Diversas contextualizaciones sobre ejes históricos, epistemológicos, socioambientales y tecnológicos asociados con los contenidos de nuestro eje de trabajo disciplinar.
- El papel del docente como divulgador científico natural de su comunidad. La importancia de acortar las distancias entre los niveles de producción del conocimiento científico y el trabajo en el aula.

- Los significados de la evaluación educativa. El por qué, para qué, qué, cómo y cuándo evaluar. La evaluación diagnóstica, en proceso o formativa y la sumativa.
- Los momentos didácticos de una clase y el rol que juega la resolución de problemas. Las diferencias entre ejercicios y situaciones problemáticas en la construcción de conocimientos. Los problemas con *estructuras cerradas y abiertas*. (Castro, Gil Pérez, Martínez Torregrosa, 1994). Propuestas superadoras.
- Los paradigmas acerca de la naturaleza de la ciencia a través de los modelos de enseñanza y aprendizaje. El papel de la intervención docente. El positivismo y el socioconstructivismo en las ciencias.

Cuestiones todas ellas, que también se retoman y complementan en el módulo **La química ambiental**.

Las actividades de aprendizaje involucradas

A lo largo de este módulo, usted encontrará propuestas de diferentes tipos de actividades. Algunas de ellas le servirán para que pueda comprobar, autónomamente, el nivel de logro de sus aprendizajes. Estas **Actividades de autoevaluación** poseen una **Clave de respuestas** que podrá consultar. Así, en forma oportuna, podrá comprobar el grado de apropiación de esos conocimientos específicos. Otras actividades, en cambio, no poseen dicha claves porque tienen una intencionalidad diferente: pretenden, simplemente, que usted haga un alto en el trabajo con el capítulo e indague acerca de algún contenido específico o reflexione respecto de su propia práctica o la práctica de sus colegas.

También va a encontrar numerosas **Actividades experimentales** con niveles de complejidad diferente. Estas actividades son propuestas alternativas que pretenden aumentar su bagaje profesional. Así, dentro de ellas incluimos tanto las que permiten la construcción de un diseño autónomo por parte de los grupos de alumnos, generado a partir de la necesidad de encontrar respuestas a una determinada situación problemática, como las que, entramadas en el proceso de construcción del aprendizaje, dan lugar a la revisión o ampliación de determinados conocimientos. Algunas de las actividades propuestas involucran el uso del laboratorio y de material específico. Otras sólo precisan de un aula, acondicionada para tales efectos, y de material de descarte o de bajo costo.

Los criterios que tuvimos en cuenta para seleccionar todas las actividades propuestas están vinculados con la necesidad de que se relacionen con su experiencia de trabajo, que le faciliten la comparación, las relaciones, el análisis y síntesis, la integración, aplicación y transferencia y las posibles recreaciones que la problemática en estudio permite. También nos pareció adecuado que las mismas le planteen dudas e interrogantes que lo obliguen a un trabajo espiralado con los contenidos, volviendo

sobre los temas las veces que estime necesario, y que favorezcan la consulta con sus pares y con bibliografía proveniente de otras fuentes para promover la realización de sucesivas síntesis integradoras de los conocimientos. Todo ello, apostando a un trabajo gradual que le otorgue un mayor nivel de autonomía profesional, fortaleciendo el trabajo en el entorno de su “*zona de desarrollo próximo*” (Vygotski, 1988).

Recuerde que nuestra intención es que, en la medida en que las condiciones operativas e institucionales lo permitan, este material estimule en usted la conveniencia de constituir un equipo de trabajo con sus pares institucionales o con los colegas que comparten esta experiencia, para la concreción de proyectos de trabajo, de investigación disciplinar o didáctica en torno a los contenidos y situaciones abordadas, reforzando la idea de la importancia del aprendizaje solidario.

A modo de resumen, por lo tanto, las actividades con las que se va a enfrentar en este material pueden clasificarse de la siguiente manera:

- **Actividades para la construcción del conocimiento del docente.** Involucran reflexiones sobre su práctica, reelaboración conceptual de los contenidos, diseños experimentales, procesamiento de datos experimentales, búsquedas bibliográficas, diseños evaluativos, formas de intervención docente, lecturas complementarias sugeridas, etcétera.
- **Actividades para el trabajo con los alumnos.** Están integradas por trabajos para el aula, el laboratorio y exploraciones o investigaciones de campo. Algunas comprenden determinadas estrategias didácticas, la utilización de materiales convencionales o alternativos. Otras, están orientadas a reestructurar las ideas previas/ preconcepciones más fuertes y generalizadas entre los alumnos de química.
- **Actividades para el trabajo institucional.** Estas actividades se esbozan en este módulo y se desarrollan fuertemente en el correspondiente a **La química ambiental**. Ellas incluyen diferentes propuestas de proyectos de investigación escolar que permiten resoluciones institucionales y crean las condiciones para construir un proyecto curricular por área.
- **Actividades para la autoevaluación.** En todos los capítulos se desarrollan propuestas de actividades de autoevaluación adecuadas para que pueda comprobar por sí mismo el logro de sus aprendizajes. La consulta con la Clave de respuestas le brindará la solución o las pistas que lo ayuden en la autocorrección de las respuestas enunciadas. Son de resolución optativa, no es necesario enviar las respuestas al tutor, pero si lo considera necesario puede realizar consultas o remitirlas para su revisión.

- **Actividades de evaluación parcial.** Estas son actividades que dependen de la operatoria seleccionada por su jurisdicción educativa. En el caso de implementarlas, su tutor se lo comunicará oportunamente.
- **Actividades de consulta bibliográfica.** En los diferentes capítulos se sugieren también, ampliaciones conceptuales a partir de diferentes materiales de lectura. Cada capítulo, además, posee las **Referencias bibliográficas** que se han tomado en consideración para su elaboración.
- **Actividades de evaluación final.** Son las actividades que se proponen al finalizar el módulo con el objeto de acreditarlo. La operatoria correspondiente será indicada, en el momento adecuado, por el tutor.

CAPITULO 1: Transformaciones químicas y ambiente, la visión macroscópica

Acerca de este capítulo

En el recorrido que hoy inauguramos, le presentamos el primero de los tramos de este camino:

Una mirada macroscópica sobre las transformaciones químicas y la química ambiental.

En este capítulo abordamos diferentes aspectos, científicos, históricos, sociales, didácticos, que nos parece apropiado introducir para presentar la problemática general de los contenidos Transformaciones químicas y la Química ambiental, en el marco de una visión global. Por ello, en el contexto disciplinar, se presenta una descripción esencialmente macroscópica del rol de las transformaciones químicas en la evolución de nuestro planeta y en los diferentes subsistemas que lo componen, en la forma de generar la energía que consumimos y en el desarrollo de los sistemas vivos. Además, se plantea una introducción a los principales problemas ambientales que nos preocupan hoy en día: lluvia ácida, efecto invernadero, agujero de ozono y otros. De esta manera, se despliegan, en forma integrada, los dos núcleos temáticos que componen el eje del trabajo. Nuestro objetivo es presentar el panorama de cuestiones a abordar, discutir y reflexionar para, posteriormente, a lo largo de los dos módulos propuestos, retomarlas con mayor profundidad.

Cómo está organizado este capítulo

La estructuración del presente capítulo es un tanto diferente de la que poseen los siguientes, por tratarse del primero se dedica espacio a la introducción y al planteo de algunas cuestiones generales. Así, comienza el desarrollo del mismo con una mirada sobre la práctica docente en general, centrada en las diferentes modalidades de trabajo y en su sintonización con el proceso de construcción del conocimiento del alumno (Coll,1988). Mirada que si bien es general permite perfilar, según nuestro propio conocimiento, las diversas situaciones que suelen producirse en el ámbito de la enseñanza de la química, tanto en las aulas del polimodal como del nivel medio.

A continuación se desarrolla la descripción esencialmente macroscópica del rol de las transformaciones químicas en la evolución de nuestro planeta y en los diferentes subsistemas que lo componen. Enfoque que permitirá diferenciar las transformaciones químicas de las físicas y, en forma simultánea, realizar una introducción a las principales características del ambiente de nuestro planeta.

Para este abordaje se comienza incluyendo una descripción del origen del Universo y del planeta, de modo de dar una perspectiva evolutiva de los mismos. Así, a partir de un modelo acerca del origen del Universo, se trabajan diferentes cuestiones vinculadas con el origen, la evolución y la composición química de la Tierra y sus subsistemas. Planteamiento que también servirá de base a la presentación microscópica de las transformaciones químicas que, posteriormente, se desarrollan con mayor profundidad en capítulos posteriores.

A continuación, en clave química, se abre una perspectiva muy general de la relación entre las propiedades de los subsistemas y la naturaleza de las transformaciones químicas que en ellos tienen lugar, en particular aquellas relacionadas con la presencia y destino de contaminantes, su transformación e impacto sobre el ambiente. De este modo se introducen las características y los procesos más significativos que tienen lugar en la hidrosfera y la atmósfera.

A partir del análisis de estos subsistemas se realiza la introducción a los principales problemas ambientales que son objeto de debate en la actualidad, como la lluvia ácida, el efecto invernadero y el adelgazamiento de la capa de ozono. Todas estas cuestiones, además, dan pie para el tratamiento de significativas vinculaciones entre las transformaciones químicas, la generación de energía y el origen de la vida.

Articulado dentro de esta sección, se encuentra un menú de actividades para ser utilizadas como instrumento de autoevaluación, a fin de que usted pueda revisar sus propios conocimientos y el grado de incorporación e integración conceptual que ha podido lograr con ellos. La mayoría de estas actividades posee respuestas, las que podrá contrastar con las suyas, al final del capítulo, en la *Clave de respuestas*.

En la sección *Perspectiva didáctica*, introducimos un panorama general sobre la identificación de las preconcepciones / ideas previas de los docentes y de los estudiantes de química. Allí también se encuentran algunas sugerencias respecto de la posible secuenciación de contenidos, en el aula, de una unidad destinada al tratamiento de estos temas y algunas alternativas para el trabajo en la clase de química que comprenden un abanico de ideas para desarrollar con los alumnos.

En la sección *Actividades experimentales y Actividades de evaluación parcial* podrá revisar los contenidos desarrollados en esta unidad.

Oportunamente tendrá acceso a la sección que contiene la *Clave de respuestas* que le posibilitará administrar según su criterio las actividades de autoevaluación que se encuentran en este capítulo. Por último se incluyen las *Referencias bibliográficas*.

Hecha ya la presentación de los contenidos de este capítulo, le proponemos una primera reflexión:

Después de leer la fundamentación, con seguridad se le habrán planteado una gran cantidad de dudas, expectativas e interrogantes.

Le sugerimos que las anote para volver sobre ellas todas las veces que sea necesario, para contestarlas, para corroborar sus hipótesis, para anotar nuevas.

Es decir, le proponemos que, en el cuaderno de registro o de apuntes que usted utilice durante este curso, incorpore un apartado que corresponderá a las dudas, los hallazgos y los aspectos significativos para compartir o discutir con sus colegas.

Y ahora comencemos a trabajar sobre algunos aspectos asociados con la práctica pedagógica.

Las tendencias en la enseñanza de las ciencias

A medida que vaya avanzando en la interiorización de los planteos teóricos y prácticos que desarrollamos a lo largo del presente material de capacitación a distancia, advertirá que insistimos en solicitarle que, previamente al tratamiento en cuestión, explicité algunas respuestas. Esta situación es fácil de comprender si piensa en que nunca las personas llegan “en blanco” a una situación de aprendizaje, siempre poseen un bagaje de conocimientos previos.

En tal sentido, antes de abordar la lectura de esta sección, le solicitamos que se tome unos momentos para preguntarse y preguntar a los colegas de su institución, o a aquellos con los cuales forme un equipo para que la tarea sea más productiva y enriquecedora, las cuestiones que se indican en la siguiente actividad:



ACTIVIDAD N° 1

1. Explique o desarrolle argumentando cuál es su visión respecto de la ciencia.
2. Establezca si esa concepción acerca de la naturaleza de la ciencia, según su criterio, influye o no en su manera de encarar la enseñanza de la química.

¿Realizó ya esta actividad?

Recuerde que le sugerimos llevar un registro escrito de sus propias producciones para volver sobre ellas cada vez que le resulte conveniente. Así podrá, objetivamente, comprobar, en este caso, si la explicitación de su concepción acerca de la ciencia experimenta o no transformaciones en el desarrollo del tema.

En la **Fundamentación** de este módulo, realizamos un diagnóstico de situación que incentiva la revisión de la práctica docente con el propósito de fortalecer su profesionalidad y potenciar, en los alumnos, la adquisición de una cultura científica básica en el campo específico de esta disciplina. Durante esta revisión se tendrá presente, como ya se indicó, tanto su inserción en los ámbitos laborales y de

educación superior, como el manejo de códigos y contenidos culturales del mundo actual, que les faciliten su acceso a niveles superiores y más complejos del desarrollo evolutivo.

En líneas generales, para alcanzar estos propósitos es necesario reorientar la educación en química, encaminándola hacia la implementación de una enseñanza más acorde con los modos de producción del conocimiento científico. Cometido para el que es sumamente conveniente, tanto la revisión de los modelos docentes en ciencia y sus repercusiones en los procesos de aprendizaje, como la reflexión sobre los marcos teóricos, disciplinares y didácticos, que sustentan esas prácticas.

¿Por qué estamos tan seguros?

Porque estas indagaciones y la instalación de apropiados espacios de reflexión que favorezcan la confrontación y la generación de nuevos saberes docentes, es seguro que permitirá renovar el bagaje profesional y optimizar la búsqueda de nuevas alternativas didácticas que apunten a mejorar la tarea cotidiana.

Usted sabe que:

el proceso de enseñanza involucra mucho más que la mera transmisión de los saberes socialmente válidos. Involucra también reflexiones acerca de qué son esos saberes, en qué contexto se han establecido, qué validez o limitaciones poseen, e incluso cómo, eventualmente, se los rechaza. El conocimiento humano compromete siempre cierta reflexión con relación a aquello que se sabe.

Estos discernimientos sobre los saberes, (Fourez, 1998) cuando son explicitados, constituyen una introducción a la epistemología, porque implican una aproximación acerca de cómo construimos los conocimientos y adquirimos los saberes. Los docentes, en muchas ocasiones sin reparar en ello, implícita o explícitamente, tomamos decisiones relativas a los conocimientos epistemológicos que enseñamos a nuestros alumnos. Nuestro discurso nunca es neutro, siempre tiene una intencionalidad, responde a un cierto modelo didáctico que además está asociado, en forma consciente o inconsciente, con la visión que poseemos respecto de la naturaleza de la ciencia (Caamaño, 1996), es decir con una determinada concepción de ciencia.

Así, a modo de sencillo ejemplo, resulta evidente que no es lo mismo decir *“ahora vamos a probar que este compuesto es covalente”* que decir *“vamos a tratar de interpretar por qué Lewis, en 1920, encontró interesante postular su teoría de la unión química”*.

En ambas expresiones hay intencionalidades diferentes que pueden pertenecer a diferentes modelos didácticos y a distintas concepciones sobre la ciencia.

Es por ello que...

la enseñanza de la química que estamos potenciando pretende, desde una estructura fuertemente disciplinar, revisar el trabajo con los principales conceptos, hipótesis y teorías científicas, vinculadas con ella y sus aplicaciones. Sin embargo, esto sólo no alcanza, es necesario promover, dentro de un contexto amplio, tanto las investigaciones alternativas y el diseño de nuevos experimentos, como la formulación de anticipaciones, la confrontación de ideas, el análisis de los alcances y límites de la ciencia y de la evolución del pensamiento científico sobre las teorías que la sustentan. Contexto en el que deben tener su lugar las cuestiones técnicas, tecnológicas, históricas, sociales y políticas que inciden en la producción de conocimientos específicos inherentes a la química.

¿Estos propósitos, qué presuponen?

Estos propósitos presuponen no sólo la transmisión de un conocimiento científico actualizado, que involucre una mayor formalización de los conceptos básicos trabajados en el tercer ciclo de la EGB y de otros que se incorporan en este nivel, sino también una reflexión sistemática sobre los procesos y modos de producción del conocimiento en este campo.

Por ello, a continuación, realizaremos una “mirada” sobre la práctica del docente de ciencias que, perfectamente, podemos extrapolar al campo de la enseñanza de la química. Mirada que está, justamente, centrada en las diferentes modalidades de trabajo y en su sintonización con el proceso de construcción del conocimiento del alumno (Coll,1988), y que permite interpretar y comprender mejor algunas de las situaciones que se suelen encontrar en las aulas del nivel polimodal a lo largo del país.



APORTES Y SUGERENCIAS

"La reflexión y la acción del profesor constituyen los polos de un mismo proceso; ambas hacen posible el análisis de las situaciones docentes y de las contradicciones que se dan en ellas, así como las síntesis teóricas pertinentes están vinculadas dialécticamente: la reflexión fundamenta su práctica pedagógica, la práctica genera nuevas elaboraciones, nuevos enfoques teóricos sobre su docencia, nuevos análisis y síntesis que a su vez darán lugar a acciones nuevas posiblemente más coherentes."

(Esther Pérez Juárez, 1987).

En los estilos de enseñanza subyacen paradigmas que están vinculados con los modelos que sobre la ciencia poseen los docentes. Según Gil Pérez (1983) existen tres paradigmas básicos que orientan la práctica docente habitual. Ellos son:

- enseñanza por transmisión de conocimientos ya elaborados,
- enseñanza por descubrimiento inductivo y autónomo y
- enseñanza acorde con el proceso de producción de conocimientos científicos.

Estos paradigmas se generaron a partir de las diferentes formas según las que, históricamente, se ha ido interpretando la naturaleza de la ciencia y de los distintos tratamientos didácticos que armonizan con esas concepciones. Esos estilos de enseñanza configuran las llamadas “escuelas”.

Antes de continuar leyendo, le proponemos una nueva actividad:



ACTIVIDAD N° 2

1. Los tres paradigmas básicos, señalados por Gil Pérez, que orientan la práctica docente habitual, están referidos a la enseñanza “*por transmisión de conocimientos ya elaborados*”, “*por descubrimiento inductivo y autónomo*” y “*acorde con el proceso de producción de conocimientos científicos*”.

A partir de los conocimientos y experiencias, propios y de sus colegas, intente caracterizarlos en función de:

- a) la concepción de ciencia que podrían sustentar,
- b) el papel del docente en el aula,
- c) el rol de los alumnos.

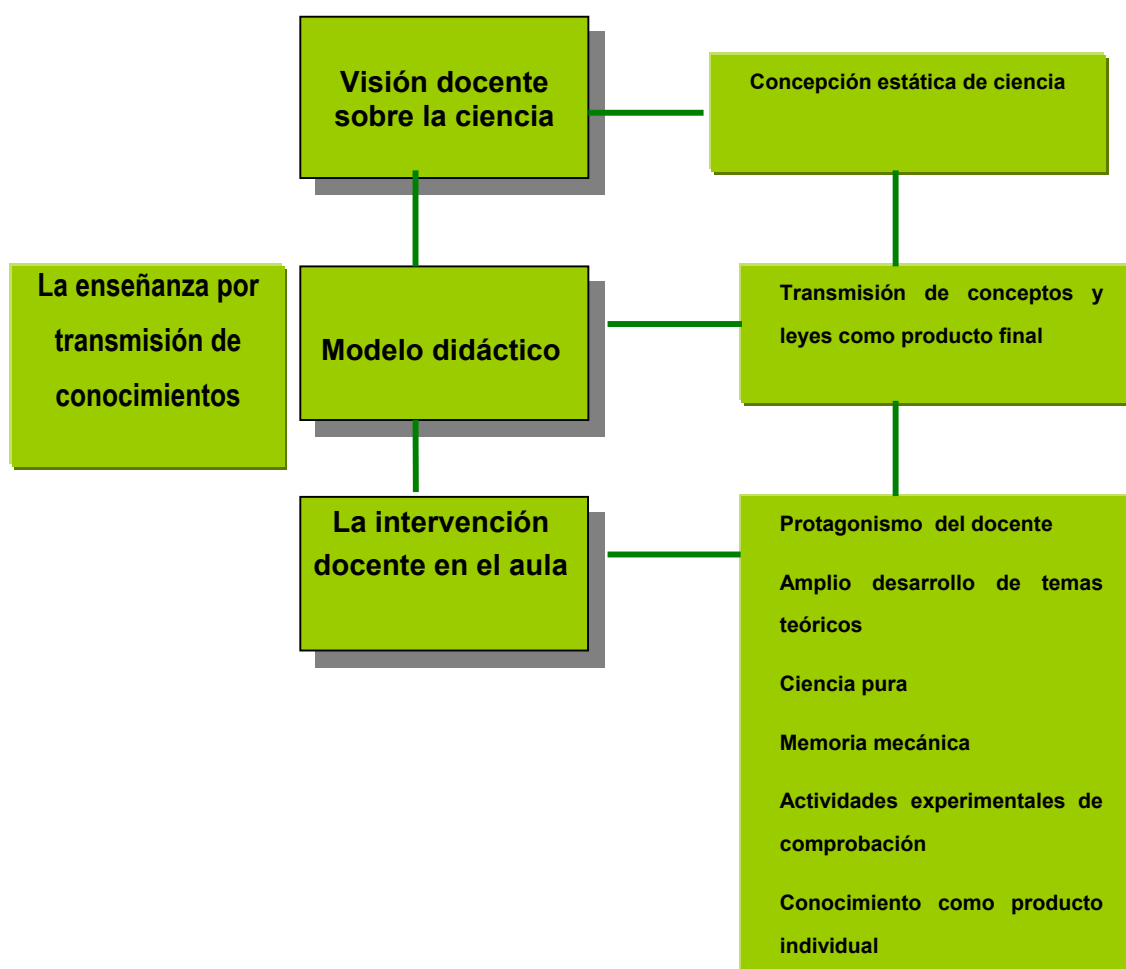
A continuación, desarrollamos cada uno de estos paradigmas con el objeto de que usted pueda comparar sus ideas con las de Gil Pérez y con las nuestras.

Enseñanza por transmisión de conocimientos ya elaborados

La enseñanza por transmisión de conocimientos ya elaborados, que suele identificarse con la escuela tradicional, está vinculada con el positivismo empirista, término acuñado por Augusto Comte en el siglo XIX, pero que cuenta con precursores en siglos anteriores (Bacon, Locke, Berkeley). El positivismo parte, entre otros aspectos, de la creencia de que la ciencia es objetiva y neutra, y de que es posible

tomar contacto con la realidad sin que se realice ninguna interpretación, pues la objetividad constituye su ideal.

Esta corriente, trasladada al ámbito de la educación, se apoya en una concepción estática de la ciencia. Concepción que enmarca a la misma como un conjunto de verdades definitivas e inamovibles, que deben ser transmitidas proporcionando conocimientos ya elaborados para su aprendizaje por recepción. Este paradigma, que tuvo su apogeo en nuestro país hasta la mitad de la década del 60 del siglo pasado, todavía conserva muchos adeptos. Su implementación en el aula - la enseñanza por transmisión de conocimientos ya elaborados- aunque lleve la impronta propia de cada educador, está caracterizada por un gran protagonismo docente, programas enciclopédicos, poco vinculados con los fenómenos cotidianos, programas para los que es vital potenciar la memoria mecánica, y que dan a las actividades experimentales el lugar de mera comprobación o justificación de marcos teóricos previos.



Este paradigma es responsable de una buena parte de la visión que, en el imaginario popular, se ha construido alrededor de la figura del científico: siempre hombre, nunca mujer, de raza blanca, olvidadizo para lo cotidiano, rodeado de balones y tubos de los que emergen vahos misteriosos. Es decir, potencia ideas elitistas, más bien sectarias y de discriminación de género respecto del trabajo científico.

Para ahondar un poco más en este tema, le sugerimos realizar la siguiente actividad que se vincula con la enseñanza por transmisión de conocimientos ya elaborados.



ACTIVIDAD N° 3

1. Relea la caracterización anterior e indique su acuerdo o desacuerdo.
2. Proponga a sus alumnos que realicen el dibujo de un científico.
3. Coteje esa producción con el estereotipo indicado.
 - a) ¿Concuerdan uno y otro?
 - b) ¿Cuáles son las diferencias entre ambos?
4. Busque imágenes de científicos, en textos o manuales escolares anteriores a la década del 80, y contrástelas con las que aparecen en los libros más recientes.

Esta actividad, sin duda, le permitirá adquirir un panorama más ajustado acerca de las ideas de sus alumnos, aquellos aspectos sobre los cuales tendrá que trabajar, y le permitirá analizar, desde otra óptica, algunos textos escolares de uso frecuente.

Enseñanza por descubrimiento autónomo

Frente a la escuela tradicional, la enseñanza por descubrimiento autónomo, que suele clasificarse como escuela activa, surge como una especie de respuesta ante la prioridad que se les asigna a los contenidos en desmedro del trabajo experimental y para establecer un mayor protagonismo del alumno. Esta corriente se traduce en una concepción de ciencia que corresponde a la de un inductivismo ingenuo, que pone el acento en la observación de los fenómenos como punto de partida para la construcción del conocimiento científico. En ella, a partir de un planteo empirista, se potencia el trabajo autónomo a través del denominado *método científico* que, en muchos casos, determina una deformación de la naturaleza de la investigación científica (Giordan, 1978) convirtiendo los trabajos prácticos en meras manipulaciones y suele traducirse en un vaciamiento de contenidos, ya que lleva a utilizar una

importante cantidad de tiempo escolar para adquirir conocimientos científicos no sistematizados.



En los libros de texto, este paradigma suele evidenciarse a partir de un primer capítulo inicial referido a los pasos que se deben cumplir dentro del llamado *método científico*. Esta escuela, en líneas generales, intentaba que el alumno, a la manera del científico, produjera su propio conocimiento, en lugar de recibirlo ya elaborado (Pozo, 1987).

En una línea de tiempo, el auge de este paradigma puede situarse a comienzos de la década del 60. Pero, mientras que en el interior de algunas aulas ocurrían los procesos que hemos descrito anteriormente, en esa misma época, la toma de conciencia social de las limitaciones del conocimiento científico y de su correlato tecnológico y el desencanto de la sociedad ante los peligros de una técnica incontrolada (Estella, 1986) desencadenan un movimiento de renovación en la didáctica de las ciencias. El catalizador para dicha renovación fue la puesta en órbita del Sputnik 1, hecho que movilizó a las comunidades científicas y educativas de Europa y de los Estados Unidos para la concreción de proyectos de trabajo que lograran concitar el interés y la participación de los jóvenes. Los primeros proyectos

surgidos, se centraron en la estructura de cada ciencia en particular, poniendo énfasis en el llamado *método científico guiado*, a través de una cantidad de propuestas de abordaje experimental.

Dentro de estos proyectos, pueden mencionarse para el campo de la química:

- Proyecto CHEM, "Química, una ciencia experimental" (1960).
- CBA, "Chemical Bond Approach project" (1963).
- IPS, "Introducción a las Ciencias Físicas" (1967).
- Proyecto Nuffield (iniciado en 1962).

Todos ellos interesantes proyectos que merecen formar parte de la biblioteca de consulta de cualquier docente especializado en la enseñanza de la química. El Proyecto Nuffield, por ejemplo, involucra una importante cantidad de materiales bibliográficos en los que se destacan libros sobre posibles experimentos, libros sobre datos, manuales para el profesor, monografías, etc. Este proyecto tuvo una limitada repercusión en nuestra escuela media, ya que para su implementación era necesaria una reestructuración profunda de las asignaciones horarias, por lo cual se transformó en material de asesoramiento para la realización de determinadas actividades.

En cuanto al proyecto IPS, "Introducción a las Ciencias Físicas", se convirtió durante un par de años en una experiencia piloto, instalada en algunas escuelas, en la materia denominada Elementos de Física y de Química, que tenía una carga horaria semanal de dos horas cátedra.

Es muy probable que en la biblioteca de su comunidad, o en la de la institución en la que se desempeña, se encuentren estos materiales. ¿Ya los ha consultado?. Si no es así, trate de ubicarlos. Seguramente, después de su lectura nos va a agradecer la recomendación.

Poco a poco, los aportes de las investigaciones en psicología y la incipiente preocupación por los deterioros ambientales y la calidad de vida, fueron generando la necesidad de encuadres interdisciplinarios de enseñanza de la química y de las ciencias experimentales en general. Aparece así un proyecto de la UNESCO, *Nuevas tendencias de integración en la enseñanza de las ciencias*, en el cual se presenta una visión conceptual integrada sobre este campo.

Por otra parte, la comunidad científica de la década del '60 se plantea un intenso debate epistemológico y filosófico, en contraposición con las ideas positivistas, vigentes y predominantes hasta fines de los años '50.

Este debate se instala a partir de varios referentes, entre ellos Karl Popper, Thomas Kuhn y Michael Foucault. Kuhn plantea que el progreso de la física y de la química, y en cierta medida el de otras ciencias, se realiza sobre la base de la existencia de revoluciones científicas que se producen cada vez que hay un cambio de paradigma, entendiendo como paradigma un conjunto de teorías y modelos avalado

por un estatuto epistemológico, sujeto al acuerdo de la comunidad científica. Su postura fue apoyada con reservas por una corriente posterior, el *anarquismo epistemológico*, cuyo principal representante fuera el pensador austríaco Paul Feyerabend.

De acuerdo a esta última escuela (Feyerabend, 1975) no hay un método privilegiado para la evolución del conocimiento en las ciencias experimentales, siendo el método hipotético- deductivo apenas una herramienta más, que puede jugar en ciertos períodos históricos un rol secundario frente aspectos subjetivos del investigador y sociológicos de su comunidad de pertenencia.

Un alto en el camino para la reflexión...



ACTIVIDAD N° 4

1. Recuerde cómo le enseñaron química cuando cursó la secundaria y responda:
 - a) ¿En qué modelo o paradigma inscribiría ese aprendizaje?
 - b) Compárelo, luego, con el modo en que lo hicieron en el profesorado o en la universidad donde estudió después.

La enseñanza acorde con el proceso de producción de los conocimientos científicos

Este paradigma, que se va desencadenando a partir del reconocimiento de la existencia de profundos errores conceptuales difíciles de erradicar, determinó importantes líneas de investigación sobre la estructura cognoscitiva de los alumnos. Como veremos más adelante, las ideas previas de los alumnos juegan un papel decisivo en la construcción de los nuevos aprendizajes. A partir de los avances de la psicología, la recuperación de los trabajos de Jean Piaget y Vygotski, los aportes de Ausubel – *“averígüese lo que el alumno ya sabe y enséñese en consecuencia”* - se va advirtiendo el paralelismo existente entre esta estructura cognoscitiva y los cambios de paradigmas teóricos que subyacen en los procesos de evolución del conocimiento científico.

Los estudios de la psicología genética van dando cuenta de la necesidad de poner a los alumnos en situaciones en las que deban emitir hipótesis, diseñar y realizar actividades experimentales, analizar con rigor sus resultados, confrontar sus

ideas, con el objeto de generar conflictos cognoscitivos que posibiliten un verdadero cambio conceptual (Gil Pérez, 1983).

Poco a poco se va armando un andamiaje que intenta comprender los procesos de aprendizaje, concebidos como una *actividad constructiva por parte del sujeto que conoce*. Se instala la discusión sobre la incidencia que, en el proceso citado, poseen las preconcepciones de los alumnos, destacándose los aportes de César Coll, Montserrat Moreno, Rosalind Driver, Gimeno Sacristán y muchos otros.

Por otra parte, se pone énfasis en la importancia que posee el trabajo en equipo para los alumnos, en esta actividad constructiva.

Muy pronto, todas estas ideas van dando cuerpo a una denominada **corriente constructivista** que considera la ciencia como una construcción humana, el discurso y la observación como una interpretación vinculada con una perspectiva particular y los paradigmas disciplinares como cuadros de referencia que norman la construcción de los saberes. Este encuadre, por otra parte, significa que a cada paradigma le corresponde un sujeto científico que estructura observaciones y conocimientos de una manera específica en la disciplina considerada.

De este planteo surge con fuerza la importancia del aprendizaje significativo, la reflexión sobre las diferentes dimensiones que los contenidos poseen y la necesidad de revisión del rol docente. Según Coll, los protagonistas interactivos del acto educativo son ahora: *"el alumno que está llevando a cabo un aprendizaje, el objeto u objetos del conocimiento que constituye el contenido del aprendizaje, y el profesor que actúa, es decir, que enseña, con el fin de favorecer el aprendizaje del alumno"*

Este paradigma asume a la ciencia como un cuerpo de conocimientos que evoluciona, como proceso, como actitud del sujeto (Fumagalli, 1993), como producto social del Hombre, y el modelo didáctico que deriva de ella está basado en la concepción del aprendizaje como construcción individual y colectiva.



La implementación de este paradigma en el aula trae aparejada la necesidad de que la experimentación ocupe un lugar coherente, relacionado con los modos de producción del conocimiento científico. Surge, a nivel internacional, la discusión acerca del importante papel que desempeña la cultura científica y tecnológica en el desarrollo social, económico y político de los diferentes países. Se asume, paulatinamente, la necesidad de ampliar el enfoque actual de las ciencias incorporando las poderosas interacciones existentes entre la ciencia, la tecnología y la sociedad (interacciones CTS) y se acuerda la urgencia de ir perfilando una ciencia para el ciudadano del tercer milenio.

¿Un nuevo paradigma?

En la actualidad y sustentada por distintos investigadores en didáctica de las ciencias, una nueva corriente teórica sostiene que el constructivismo, en su interpretación más ortodoxa, no toma demasiado en cuenta las dimensiones sociales de la construcción de los saberes. A partir de esta crítica, se ha generado en la epistemología un movimiento contemporáneo, el socio-constructivismo (Fourez, 1998), que remarca la importancia de una serie de aspectos que detallamos a continuación.

- Las prácticas científicas son construidas por las personas y para las personas, en un esfuerzo histórico y colectivo, lo que determina la existencia de una dimensión social en la construcción de los saberes.
- La observación se hace siempre desde la perspectiva de una modelización que depende de su contexto, de los proyectos que la sustentan y de sus destinatarios.
- Los modelos no son espejos del mundo, son sus “re-presentaciones”.
- Existen infinitud de modelos: entre ellos, algunos son validados por amplios grupos de referencia (comunidades científicas o profesionales) y constituyen los saberes estandarizados.
- Las ciencias son saberes históricamente estandarizados. Como tal, una estandarización determinada puede ser reemplazada por la comunidad científica por otra más adecuada.

Resumiendo

En esta sección hemos tratado de presentar un somero panorama respecto del encuadre epistemológico y de las posibles tendencias que, sobre la enseñanza de la química, podemos sustentar los docentes en nuestra práctica cotidiana. Como ya hemos aclarado, consciente o no, explícita o implícita, la enseñanza de la química no es neutra, siempre está teñida de una cierta intencionalidad que depende de la visión del docente acerca de la naturaleza de la ciencia. Visión íntimamente asociada no sólo con el modelo de enseñanza, sino también con los de aprendizaje y evaluación que los docentes ponemos en acción en nuestra tarea profesional.

Ahora, a partir de este recorte, que no pretende identificar todos los aspectos que involucran las diferentes posturas docentes acerca de la enseñanza de las ciencias, le proponemos revisar las ideas que explicitó antes de la lectura de esta sección, para después, hacer el ejercicio de caracterizar su propia práctica.



ACTIVIDAD N° 5

1. Revea el informe que elaboró, al comienzo de esta sección, acerca de los modelos de enseñanza de las ciencias, y corrobore o no sus respuestas a la luz de los conceptos desarrollados.
2. Seguramente, su propia práctica no coincide exactamente con ninguno de los modelos presentados. No obstante, es factible que, con algunas diferencias, se acerque más a uno de ellos que a los otros. Por ello, ¿cómo caracterizaría, ahora, su práctica pedagógica?

Tenga en cuenta que intentamos no perder de vista que el propósito de esta capacitación es “re-pensar” y “re-crear” la enseñanza de la química desde su papel de sujeto-actor que, con libertad de decisión, desarrolla prácticas y discursos que dan cuenta de su posibilidad de crear, revisar y fortalecer determinados aspectos que le permiten escapar de dogmatismos y determinismos.

Antes de abocarnos a la presentación de los contenidos disciplinares de este capítulo, nos parece oportuno realizar algunos comentarios previos.

Como ya anticipáramos en la Fundamentación, en el contexto de este material se encuentran una serie de actividades diferentes. Algunas, del tipo de las que acaba de realizar, que implican reflexiones e impresiones subjetivas, para las cuales no hay una única respuesta, motivo por el cual no figuran en la *Clave de respuestas*.

Otras, en cambio, sí figuran en esta *Clave*, con la respuesta o con pistas que orientan su resolución, porque tienen la intencionalidad de servirle como una instancia de autoevaluación. Estas últimas actividades se hallan intercaladas en los diferentes textos.

Todas estas tareas están siempre vinculadas con los contenidos didácticos y disciplinares que se desarrollan en cada capítulo y tienen como objetivo que usted pueda realizar el control de sus propios avances, al poder visualizar los logros y dificultades que se suscitan a medida que progresa en la lectura de los capítulos.

En este aspecto, este capítulo, por ser el primero, es ligeramente diferente del resto, dado que en él le proponemos, además, una indagación de sus ideas respecto de algunos conceptos y temáticas sustanciales del campo de la química, que no necesariamente están desarrollados en el resto del material. Actividades que, en este caso, pretenden facilitarle la identificación del horizonte inicial desde el cual asume este compromiso de profesionalización.

La visión macroscópica

Transformaciones químicas y ambiente

A continuación presentamos una descripción esencialmente macroscópica del rol de las transformaciones químicas en la evolución de nuestro planeta y en los diferentes subsistemas que lo componen. Este enfoque nos permitirá revisar y diferenciar las transformaciones químicas de las físicas, y realizar una primera introducción a las principales características del ambiente de nuestro planeta. Por tal motivo, como ya le adelantáramos, comenzamos con una perspectiva evolutiva sobre el origen del Universo y de la Tierra, con la intención de acercarle una visión actualizada.

Recuerde que como equipo de trabajo intentamos presentar y desarrollar los contenidos, de forma tal que puedan ser analizados, trabajados y apropiados por docentes con diversos niveles de formación, pero con el manejo suficiente de los temas centrales que se exigen a un egresado del profesorado en química.

El Gran disparo: un modelo del origen de todo

La teoría más completa sobre el origen del Universo es la del *Gran disparo* (*Big Bang*), según la cual (Harari, 1992), al comienzo, toda la materia del Universo estaba concentrada en un punto muy pequeño que explotó y comenzó a expandirse, formado por una “sopa” de quarks, gluones, electrones y neutrinos a temperaturas elevadísimas (10^{12} °C, es decir 1 billón de grados Celsius). En menos de 0,0001 segundos, estas partículas elementales se combinaron para formar protones, neutrones y electrones. Hubo también destrucción de materia para formar luz, quedando tan sólo una pequeña fracción de materia que forma el Universo actual. Cuando la temperatura cayó a 1.000 millones de °C, empezaron a formarse los núcleos atómicos (dos protones y dos neutrones), los que se fusionaron para formar núcleos de helio, (aparecieron también núcleos de deuterio, tritio y litio): habían pasado, a todo esto, apenas 3 minutos...

Cien mil años después, la temperatura del Universo descendía a 4.000°C, y los electrones podían ya combinarse con los núcleos para formar átomos. El Universo se había vuelto transparente, pues los fotones (luz) ya no eran retenidos por la materia. En ciertas regiones, estas nubes de átomos se contrajeron debido a la gravedad, formando las primeras galaxias, 200 millones de años después del *Gran disparo*. Las estrellas donde el hidrógeno y el helio se fusionaron para formar los elementos más pesados, llamadas *supernovas*, explotaron, y estos elementos se dispersaron en el espacio, dando lugar a planetas.

Uno de ellos era la Tierra, y habían pasado ya, desde la dispersión de la “sopa” de hidrógeno y helio que le diera origen, cerca de 10.000 millones de años.

Se estima que la vida no aparece en la Tierra, hasta 12.000 millones de años después del *Gran disparo*. Hoy el Universo tiene 15.000 millones de años, su temperatura promedio es de -270°C , y las huellas de los primeros homínidos, los antecesores del Hombre, se remontan en principio a unos 3.5 millones de años (Agnew y Demas, 1998)¹. Las teorías que han permitido formular el modelo del *Gran disparo* han sido desarrolladas, sin embargo, sólo en los últimos 100 años.

Usted se preguntará por qué razón un módulo dedicado a la química comienza con una descripción de la evolución del Universo basada en un modelo, el del Gran disparo, que es muy complejo y requiere para su comprensión acabada conocimientos de teorías físicas tales como relatividad, mecánica cuántica y mecánica estadística, entre otras.

Por ello, antes de continuar con una profundización acerca del origen y la evolución de la Tierra y sus subsistemas, le sugerimos que repare que el encuadre seleccionado se puede justificar desde distintos aspectos.

- La necesidad de contextualizar conceptos de transformaciones químicas en un marco general -la evolución de la Tierra - de modo que las mismas resulten nociones significativas a través de su íntima vinculación con fenómenos climáticos, de contaminación, etc., que afectan la calidad de vida de las personas.
- El desarrollo de las transformaciones químicas desde una visión sistémica, a través de niveles decrecientes de complejidad, desde las reacciones de fusión asociadas al origen del Universo, hasta las que ocurrieron y ocurren en los procesos geológicos de la Tierra y sus ecosistemas. El último nivel de complejidad, en la transición de la escala macro a la micro, es el análisis de sistemas atómico -moleculares, que se desarrolla en el capítulo 2.
- El trabajo de conceptualización de reacciones químicas desde el sistema Tierra, que nos da la posibilidad de comenzar a discutir sobre uno de los aspectos más importantes de la construcción del conocimiento científico: la elaboración de modelos que expliquen los hechos observables de la realidad, y que permitan hacer predicciones confiables de lo que sucederá (un modelo científico es válido en tanto permita explicar lo que pasó y pasa y predecir lo que pasará). Además, nos posibilita indagar en el aula sobre las concepciones previas de los alumnos acerca del origen del planeta, cómo creen que se formaron los elementos, cómo se formó la Tierra, su hidrosfera y atmósfera, si consideran a estos sistemas inmutables o en continua evolución, cuál es el origen de la vida en el planeta, etcétera.

¹ Para una descripción gráfica de la evolución del Universo ver <http://www.lbl.gov/abc/wallchart>

En cuanto a los contenidos conceptuales, esta elección nos brinda además la posibilidad de ilustrar, a partir de fenómenos climáticos y geológicos, nociones como: conservación de energía y materia, diferencias entre calor y temperatura, estructura atómica y partículas subatómicas, en lugar de hacerlo en la forma tradicional, desde la lógica de la disciplina y en forma desconectada del campo de vivencias de los alumnos.

Origen, evolución y composición química de la Tierra

Retomemos la historia anterior sobre la evolución del Universo centrándonos, ahora, en ese minúsculo planeta llamado Tierra. Para ello, a continuación encontrará una descripción muy interesante sobre la formación de nuestro planeta (adaptado de van Loon y Duffy, 2000):

“La historia de la Tierra, puede decirse, comenzó hace más de 4600 millones de años.

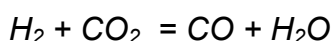
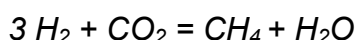
Por razones no explicadas, una nube de partículas moleculares – mayormente hidrógeno – rotando a través de la galaxia, comenzó a contraerse, y a rotar con mayor velocidad. Debido al aumento de la energía gravitacional, la contracción se aceleró y se generaron masivas cantidades de calor. Inicialmente, el calor fue radiado hacia el espacio exterior, pero eventualmente quedó atrapado dentro de los confines del cuerpo central, y su núcleo se tornó extremadamente denso y caliente. El hidrógeno en las zonas más calientes comenzó a ionizarse. Los núcleos de hidrógeno fueron el combustible para reacciones de fusión termonuclear, que mantuvieron la temperatura interior por encima de 1.000.000 de grados Celsius.

La esfera luminosa de gas formada pudo ser una estrella más, pero... resultó ser nada menos que el Sol. El núcleo de materia rotante que se había contraído para formarlo dejó en su periferia materia que tomó la forma de un disco, conocido como nebulosa solar. Cuando las partículas más remotas de la nebulosa se enfriaron, los gases de esa parte del sistema solar comenzaron a interactuar para formar compuestos. Algunos átomos y moléculas condensaron para formar más partículas. Las colisiones entre estas, con el tiempo, las convirtieron en cuerpos sólidos conocidos como planetasimales. Luego, por otras coalescencias, los pequeños planetasimales, ahora planetas, crecieron y pudieron retener una atmósfera. Ocurrieron reacciones dentro y entre la atmósfera y las fases sólida/ líquida de los jóvenes planetas. Los elementos presentes, y las cambiantes afinidades entre ellos a medida que el sistema se enfrió, determinaron las especies moleculares creadas. Uno de estos planetas era la Tierra”.

“En este primer período de la vida en ella, los materiales sólidos presentes en el núcleo eran hierro y aleaciones de hierro, y el manto y la corteza estaban formados en gran parte por óxidos y silicatos de metales. Los gases en esta atmósfera primitiva

eran hidrógeno, nitrógeno, monóxido y dióxido de carbono. Con el tiempo, grandes cantidades de atmósfera se perdieron en el espacio, mientras que el continuo vulcanismo traía otros gases a la superficie, donde las reacciones formaban nuevas especies gaseosas. El oxígeno era abundante, pero no estaba presente en forma libre: estaba enteramente presente en forma combinada, asociado con metales, o en la atmósfera como dióxido de carbono.

Muy temprano en la historia de la Tierra se formó agua, probablemente por las reacciones

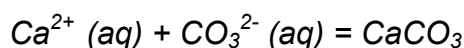


Para que ocurran, estas dos reacciones requirieron la presencia de catalizadores, que estaban disponibles en forma de óxidos metálicos sobre la superficie.

El agua que constituía los primeros mares debió haber sido ácida: en parte por el dióxido de carbono disuelto, como por el ácido clorhídrico y las especies azufradas que se encontraban como trazas en esa atmósfera temprana.

Los ácidos, suficientemente concentrados para generar un medio acuoso de pH cercano a 2, y las temperaturas cálidas de los primeros océanos, fueron suficientes para producir una significativa disolución de los componentes asociados a las rocas.

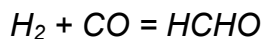
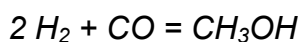
La disolución de éstas involucró procesos de neutralización, y el pH de los mares subió a un valor próximo a 8, casi como el de los actuales océanos. Al mismo tiempo, la concentración de los metales en el agua aumentó, a veces excediendo el producto de solubilidad de ciertas sales. En algunos casos, la presencia de carbonatos disueltos llevó a la formación de depósitos sedimentarios de calcita ($CaCO_3$) y otros minerales carbonatados



La química de los océanos también fue afectada por el continuo aporte de gases subterráneos y erupciones volcánicas.”

“Debido a la ausencia de oxígeno libre en la atmósfera, no se pudo formar ozono. La atmósfera era entonces transparente al flujo de radiación solar, incluso a la luz ultravioleta (UV). Esta radiación altamente energética y la presencia de

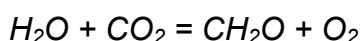
catalizadores hicieron posible la síntesis de compuestos orgánicos simples, como metanol y formaldehído



y muchas otras especies – incluyendo HCN , NH_3 , H_2S .

Algunas moléculas pequeñas continuaban reaccionando para producir compuestos más complejos, incluyendo aminoácidos y péptidos simples.

Formas muy primitivas de vida se desarrollaron hace unos 4000 millones de años. Las primeras células utilizaron moléculas inorgánicas simples como material de partida para su síntesis, viviendo en un ambiente exento de oxígeno libre. Con el incremento de la complejidad de los organismos (hace 3500 millones de años) algunas células desarrollaron la capacidad de producir reacciones de fotosíntesis, que liberaban oxígeno en la atmósfera



Al principio, el oxígeno libre desaparecía apenas se formaba, por reacción con materiales terrestres. Sin embargo, cuando aumentó la presencia de las plantas acuáticas, el oxígeno libre comenzó a aparecer y, 2000 millones de años atrás, el ambiente de la Tierra era esencialmente oxidante y el dióxido de carbono comenzó a ser un gas minoritario en la atmósfera. El oxígeno libre llevó a la síntesis de ozono, que actuó parcialmente como barrera para que la radiación solar altamente energética alcanzara la superficie de la Tierra. Esto abrió la posibilidad de que emergiera la vida terrestre.

Fue el desarrollo de vida y una atmósfera oxidante lo que dominó el cambio entre el ambiente primitivo y el actual, y en los pasados 1000 millones de años muchas características de la composición de la Tierra han permanecido relativamente constantes. No obstante, los procesos geológicos y la vida no han permanecido estáticos durante este período. Al contrario, la Tierra sigue siendo un sistema dinámico, donde procesos tales como vulcanismo, movimiento de placas tectónicas, meteorización, erosión, sedimentación y la continua evolución de la vida interactúan para dar lugar al ambiente en el que ahora vivimos”.

La descripción que figura en todo el texto anterior es muy rica en referencias a transformaciones de la materia. Por ello, después de hacer una atenta lectura y de buscar, si es necesario, la acepción más pertinente a los términos o conceptos que le generen alguna duda, le proponemos contestar las siguientes cuestiones que, aún cuando le resulten muy sencillas, le permitirán realizar su autodiagnóstico inicial.



ACTIVIDAD N° 6

Relea la historia relatada en las páginas anteriores.

Responda a las siguientes cuestiones.

- En la historia se hace referencia a diversas moléculas simples. Si uno de sus alumnos tuviera dificultades para identificarlas, ¿cómo lo ayudaría a identificarlas y a escribir su fórmula molecular?
- También se mencionan varios equilibrios en solución. ¿Cuál de ellos le resultan familiares? ¿Podría describirlos en términos simples? ¿Cuáles son los principales parámetros asociados a estos equilibrios?
- Si uno de sus estudiantes preguntara, por ejemplo
 - ¿qué significa el término aq , y cuándo hay que utilizarlo? ¿Qué le contestaría?
- Elabore argumentos para explicar cómo cree usted que influye la liberación de CO_2 y SO_2 procedentes de las erupciones volcánicas sobre la acidez de los mares. Identifique los factores que pueden compensar ese posible incremento de acidez.
- Describa qué entiende por ambiente oxidante. Mencione ejemplos de ambientes naturales oxidantes.
- ¿Cómo le explicaría a uno de sus alumnos qué es la fotosíntesis?
- En el texto se hace referencia a la composición de la atmósfera terrestre hace 2000 millones de años, que era rica en ozono y pobre en dióxido de carbono. Según la información con que usted cuenta, ¿esta situación se mantiene hoy en día? ¿Por qué?

¿Logró ya armar su equipo de trabajo? Recuerde que la interacción con sus colegas siempre es enriquecedora. No obstante, si no pudo concretarlo, no se desaliente. Siempre tendrá posibilidades, en forma autónoma, de revisar, confirmar, ampliar o modificar algunos de sus conocimientos a partir del trabajo con los textos, actividades, comentarios y pistas que conforman este material.

Volvemos a reiterar esta cuestión porque la selección de contenidos de la enseñanza que usted decida trabajar, en su clase en el polimodal o nivel medio, no es una decisión en solitario, sino que debe ser compartida con sus colegas y con las autoridades de la escuela en el marco de los Proyectos Educativos Institucionales (PEIs). Por ello, nos parece que, si se dan las oportunidades, también es interesante que revise, trabaje y discuta con ellos las propuestas curriculares y didácticas y las actividades que le presentamos.



APORTES Y SUGERENCIAS

La sonda MAP de la Nasa

“CABO CAÑAVERAL, Florida (AP).- Un observatorio de la NASA que rastreará el universo en busca de los últimos reflejos de la creación despegó el sábado hacia su órbita inicial. El despegue ocurrió, tal como estaba previsto, a las 15.46, hora local (16.46 hora argentina), cuando un cohete Delta II no tripulado atravesó una capa de nubes y enfiló hacia el espacio.

La misión tiene como objetivo estudiar la luz más antigua que se conoce: el último reflejo de la explosión primordial que, según numerosos científicos, habría originado el universo. La misión tomará fotos de esa luz, dijo Alan Bunn, director científico de la NASA.

El observatorio, construido a un costo de 95 millones de dólares y bautizado *Sonda de microondas anisótropas* (MAP es su sigla en inglés), suministrará una imagen del Universo tal como se veía unos 400.000 años después del estallido primordial, conocido como *Big Bang*.

La sonda hará sus observaciones a 1.600.000 kilómetros de la Tierra, del lado opuesto del Sol. Entrará primero en órbita terrestre y en agosto saldrá hacia las profundidades del Universo utilizando la gravedad de la Luna.

Los científicos dijeron que, en más de un sentido, la sonda es la nave espacial más sensitiva que se haya construido jamás.”

La Nación, domingo 1° de julio de 2001.

La Tierra en clave química

Seguramente ya ha realizado la autoevaluación que le sugerimos, y se encuentra en condiciones de avanzar un poco más. Por ello, continuaremos ahondando en el estudio, en clave química, de la Tierra, para luego, en la siguiente sección de este mismo capítulo, analizar posibles estrategias didácticas de intervención.

Nuestro planeta, la Tierra, posee una forma aproximadamente esférica, dado que en la dirección de sus polos posee un ligero achatamiento. Su diámetro medio es de unos 12.750 kilómetros. Las ideas actuales sobre su composición, han sido establecidas como resultado de investigaciones realizadas por especialistas provenientes de diferentes campos del conocimiento -físicos, químicos, geólogos, astrónomos, matemáticos, biólogos- durante el siglo XX. Dentro del Sistema Solar, la

Tierra puede considerarse como un sistema integrado por varios subsistemas, entre los cuales se producen continuos intercambios de materia y energía, habiendo una fuente externa a dicho sistema, generadora de un flujo unidireccional de energía calórica y lumínica: el Sol. Los subsistemas terrestres, resultado de la evolución experimentada por el planeta a lo largo del tiempo son la atmósfera, la hidrosfera, la geosfera y la biosfera. Por su parte, la geosfera, a su vez, está compuesta, desde la corteza hacia el centro, por litosfera, astenosfera, mesosfera y núcleo, nombres que corresponden a las diferentes capas que integran la estructura interna del planeta.

Interesantes comparaciones pueden surgir del análisis de algunas propiedades físicas de ciertos componentes que integran los subsistemas de nuestro planeta, tal como se los conoce actualmente (y tal vez como eran hace 1000 millones de años), que se resumen en la siguiente tabla.

Tabla 1: Algunas propiedades físicas y componentes químicos de nuestro planeta

	Atmósfera	Océanos	Continentes
Masa (kg)	$5,14 \cdot 10^{18}$	$1,37 \cdot 10^{21}$	$5,98 \cdot 10^{24*}$
Superficie (m ²)		$3,61 \cdot 10^{14}$	$1,48 \cdot 10^{14}$
Densidad media (kg/m ³)	1,3 (a 0°C en superficie)	1030	2700 (rocas de superficie)
Mayores componentes	N ₂ , O ₂ , H ₂ O, Ar	H ₂ O Sales disueltas Na ⁺ , Cl ⁻ , SO ₄ ²⁻ , Mg ²⁺	Si, O, Al, Fe, Ca (Como silicatos, óxidos, carbonatos)

Fuente: *Environmental Chemistry*, van Loon y Dufy (2000)

(*) masa total de la tierra

FIGURA 1.1: Corte de la Tierra mostrando las diversas secciones



Un subsistema dentro de otro: la litosfera

Como ya se indicó, la geosfera está constituida, a su vez, por otros subsistemas que continúan y lentamente interactúan entre sí. Uno de ellos es la litosfera, la capa más externa de la geosfera. En la litosfera, de la superficie total de las tierras que emergen, un 12% está cubierto por hielos, el 28% por selvas y bosques y el resto lo constituyen los desiertos y las regiones aptas para la agricultura y la ganadería. Solo un 10% de la superficie terrestre es arable, y un 25% se utiliza para pastura. De allí la necesidad de preservar esta escasa porción de la Tierra que puede proveernos de alimentos.

La litosfera está compuesta por las rocas y el suelo, conformado, a su vez, por un material disgregado, con gran exposición al agua y al aire, por lo cual es mucho más reactivo químicamente que las rocas que le dieron origen.

En la Tabla 2, podrá observar la abundancia relativa de elementos en la corteza terrestre (se considera la corteza como una capa de 32 Km de espesor, tomados desde la superficie).

**Tabla 2: Abundancia (porcentaje en masa) de elementos y sus óxidos
en la corteza terrestre**

Elemento	Abundancia (%)	Óxido	Abundancia (%)
O	47,4		
Si	27,7	SiO ₂	58,2
Al	8,2	Al ₂ O ₃	15,4
Fe	4,1	Fe ₂ O ₃	7,2
Ca	4,1	CaO	5,1
Na	2,83	Na ₂ O	3,8
K	2,59	K ₂ O	3,1
Mg	2,30	MgO	3,5

Fuente: *Environmental Chemistry*, van Loon y Duffy (2000)

La corteza terrestre comprende la delgada capa de suelo que cubre las rocas que yacen debajo del mismo. El complejo proceso de transformación de las rocas de la corteza en suelos se conoce como **meteorización**, intervienen en el mismo procesos físicos y químicos.

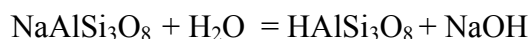
La **etapa física** del proceso de formación de suelos consiste en la ruptura de las grandes rocas en pequeños agregados. Esto ocurre por acción de los cambios de temperatura que dilatan y contraen el material produciendo fracturas. El agua penetra en las fracturas y al congelarse agranda las mismas, quebrando finalmente la roca.

La precipitación de sales en esas fracturas, y su posterior expansión por cambios de temperatura, también contribuyen al proceso.

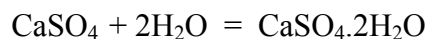
La abrasión debida a erosión por vientos y agua, y las raíces de las plantas al crecer, subdividen aún más la roca en pequeños agregados, y también ayudan a la meteorización física.

La **meteorización química** ocurre en forma simultánea con la física, pero al tratarse de reacciones químicas que ocurren en la superficie del material sólido, es mucho más efectiva cuando el material se encuentra finamente dividido. El material sólido que forma la roca madre es en general cuarzo (SiO_2), silicatos (ej: Mg_2SiO_4), silicoaluminatos (ej: $\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$), óxidos (TiO_2), etcétera.

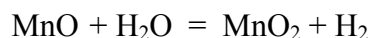
Las reacciones de meteorización son complejas, extremadamente lentas, y en ellas el agua es un reactivo esencial. En muchas de estas reacciones, una de las uniones O-H del agua se rompe, y el H^+ o el HO^- resultantes pasan a formar parte de otras especies químicas. Por ello, estas reacciones se denominan **reacciones de hidrólisis** (ruptura de moléculas de agua).



Otras reacciones son las de **hidratación**, como por ejemplo la formación de yeso a partir de anhidrita:



También contribuyen a la meteorización química las reacciones de **óxido-reducción**, en las que cambia el estado de oxidación de algunos elementos:



Los procesos de meteorización química que dan origen al suelo son extremadamente lentos, y sus efectos tardan siglos en manifestarse. En cambio los procesos químicos comunes que ocurren en el suelo, que hacen posible los procesos de la vida, o bien los que ocurren durante su **contaminación**, son mucho más rápidos, y sus efectos se manifiestan en términos de años, meses o días. Tema que retomaremos en capítulos posteriores.



APORTES Y SUGERENCIAS

La contaminación

La contaminación es, básicamente, un problema de exceso de cantidad y rapidez. Los diferentes subsistemas del planeta Tierra reciben siempre ciertas cantidades de sustancias extrañas, las cuales se dispersan, se diluyen o se filtran – según el medio en el que se produzcan - a través de procesos naturales. Sin embargo, cuando la entrada resulta demasiado grande, los procesos naturales no pueden controlarla. Se dice entonces que se produce un fenómeno de contaminación. La contaminación, por lo tanto, es la desviación de los ecosistemas de su estado de equilibrio normal. (Sutton, 1983).

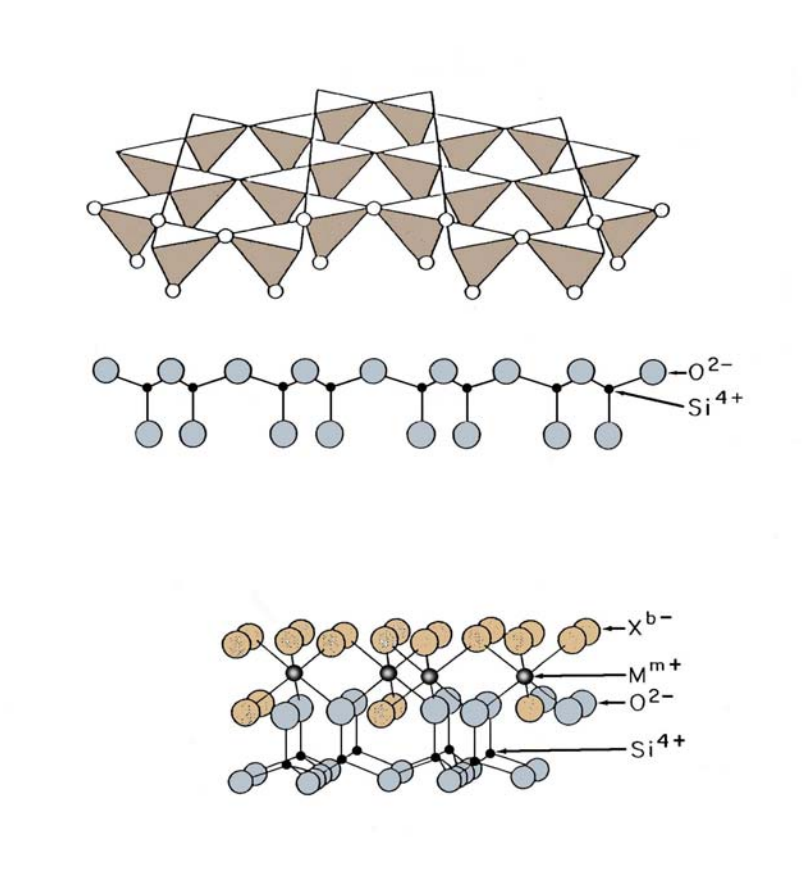
Las transformaciones químicas que ocurren en los suelos involucran por lo general la superficie del material inorgánico u orgánico sólido y las especies disueltas en el agua en contacto con estas partículas, o los gases mezclados con el aire. Estas reacciones son **heterogéneas**, es decir ocurren entre reactivos que se encuentran en diferentes fases o estados de agregación, lo que las hace mucho más complejas que las reacciones **homogéneas**, en las que los reactivos se encuentran en la misma fase (gaseosa en la atmósfera o líquida en las aguas naturales).

Las reacciones heterogéneas en las que participan sólidos son muy dependientes de la estructura química de estos, lo que determina su capacidad para adsorber agua u especies disueltas en ella, formar complejos con moléculas orgánicas o intercambiar iones.

Las arcillas, uno de los componentes mayoritarios de los suelos, son aluminosilicatos de estructura periódica, por lo general laminar (ver figura 1.2.). Estos aluminosilicatos son verdaderos polímeros inorgánicos, y tienen capacidad de adsorber moléculas de agua entre las láminas que forman su estructura, y también de intercambiar iones tales como H^+ , Na^+ , Ca^{2+} cuando se ponen en contacto con agua que contiene dichos iones.

FIGURA 1.2 : Estructura de los silicatos laminares

(X es, en general, HO y M es un metal)



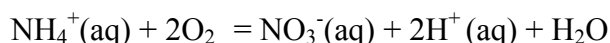
Los óxidos metálicos componentes del suelo tienen también la posibilidad de adsorber o complejar agua sobre su superficie, pero en este caso, dependiendo del pH del medio acuoso con el que está en contacto, pueden disociar la molécula de agua y adquirir una carga negativa o positiva sobre la superficie, según que se libere un H⁺ o un HO⁻.

Cuando las partículas cargadas superficialmente tienen tamaño microscópico, por debajo de los 10 micrones (0,01 mm), pueden permanecer dispersas en el medio acuoso durante largos períodos, entonces estamos en presencia de un **coloide**. Muchas de las propiedades químicas de los suelos están relacionadas con las propiedades fisicoquímicas de estas partículas coloidales.

Todos los procesos que ocurren en el medio ambiente a través de procesos puramente físicos o químicos se denominan **transformaciones abióticas**.

Cuando existe algún componente biológico, como en el caso de la fotosíntesis, las transformaciones se denominan **bióticas**.

En el suelo, la presencia de microorganismos es de fundamental importancia. Por ejemplo, la reacción de nitrificación es una **reacción de oxidación** que convierte el ión amonio en nitrato:

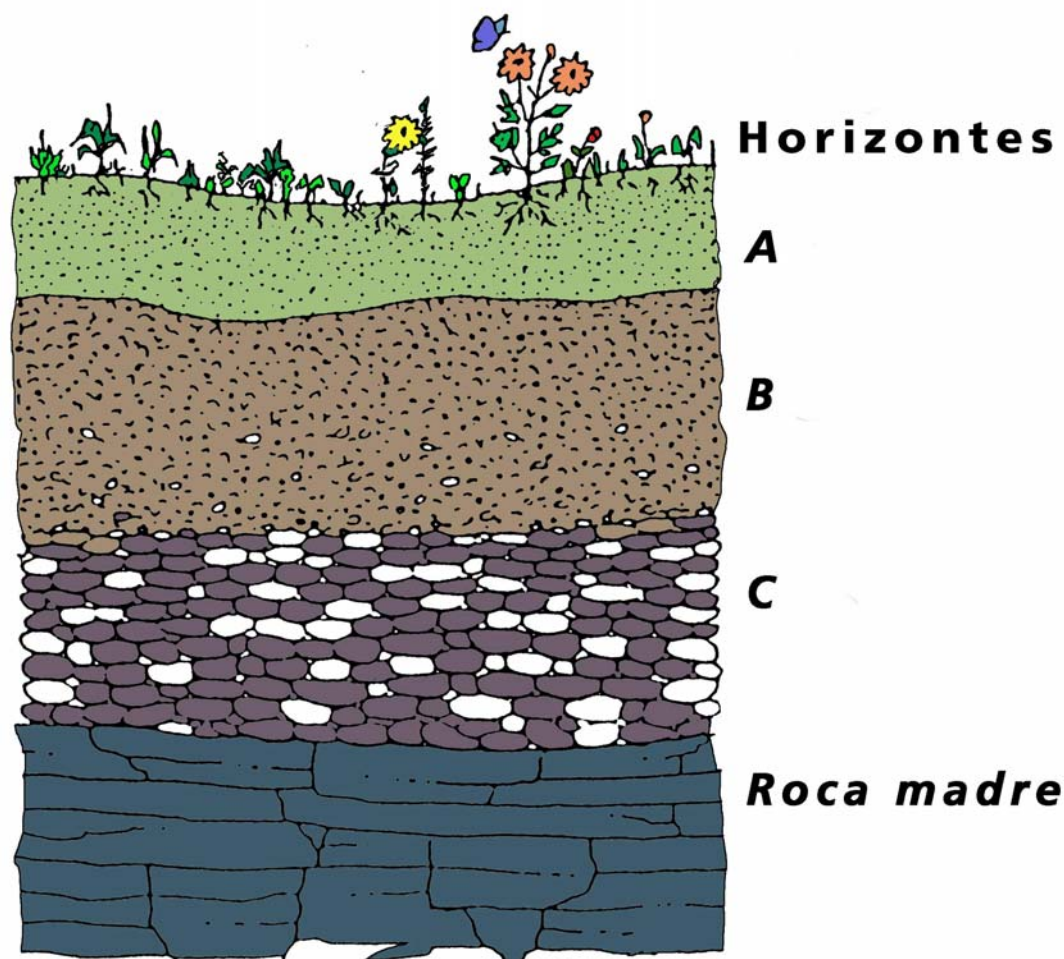


Si bien esta reacción es **termodinámicamente espontánea**, la transformación abiótica del ión amonio en aguas en contacto con aire no ocurre aunque hayan transcurrido varios años. Esto se debe a que la reacción directa (abiótica) en una sola etapa es muy lenta. En cambio, en aguas naturales, donde existen microorganismos, esta reacción ocurre en tiempos medibles, y esto se debe a que la reacción procede por otro mecanismo en varias etapas, en donde algunas enzimas de los microorganismos actúan como catalizadores.

La cantidad de materia orgánica en el suelo presenta una gran variabilidad. En general, la materia orgánica se encuentra en el horizonte A (Figura 1.3.) y muy poco en el horizonte B. Los suelos inorgánicos, los más comunes, contienen entre 1 y 6% de materia orgánica, mientras que los suelos orgánicos o húmicos, característicos de pantanos y cenagales, pueden contener hasta 95% de materia orgánica.

Esa materia orgánica del suelo está compuesta por hidratos de carbono, fenoles y éteres provenientes de la degradación de la lignina, fenoles y taninos de las plantas y de la síntesis microbiana, péptidos y aminoácidos originados en la descomposición de proteínas. La mayor parte de la materia orgánica que se deposita sobre el horizonte A se descompone por vía microbiana en aproximadamente 6 meses, para formar las sustancias húmicas o humus.

FIGURA 1.3: Perfil de un suelo mostrando los diferentes horizontes



En el proceso de transformación del suelo en tierra fértil, o *humificación*, la relación N/C que es 1/100 en la biomasa de plantas frescas, pasa a ser de 1/10. La mayor parte del carbono orgánico se convierte en CO_2 , reacción de oxidación que permite obtener la energía necesaria para el proceso.

El CO_2 generado en el horizonte A se disuelve en agua generando ácido carbónico, H_2CO_3 , que da las condiciones de acidez necesarias para otros procesos químicos.

El suelo es una parte del ecosistema Tierra químicamente compleja, que se interrelaciona con los otros ecosistemas o subsistemas terrestres (hidrosfera, atmósfera, biosfera) de manera de mantener el equilibrio de distribución de los principales elementos para la vida en el planeta (ciclos del nitrógeno, carbono, azufre y fósforo).



ACTIVIDAD N°7

1. Según los conceptos referidos al estudio de la Tierra en clave química:
 - a) ¿cuáles son los aspectos más relevantes que hasta aquí ha encontrado?
 - b) ¿cuáles los que han modificado sus concepciones previas?

Recuerde registrar sus comentarios, le servirán para observar su propia evolución en el estudio de este módulo. Después de transitar este espacio de deliberación con usted mismo, continuamos...

El subsistema hidrosfera

La reserva de agua del planeta es la hidrosfera, que ocupa el 73% de la superficie del mismo, pero el agua es también un importante componente de la atmósfera y del suelo.

El 97% del agua forma parte de los océanos (masa: $1,37 \cdot 10^{21}$ kg superficie: $3,61 \cdot 10^{14}$ m²), es decir que solo el restante 3% es agua potable. De esta fracción de agua potable, el 79% constituye los hielos polares y glaciares, el 20% es agua subterránea (acuíferos) y apenas el 1% forma parte del agua superficial fácilmente accesible.

El agua superficial y la subterránea son las utilizadas por los seres humanos y tienen diferentes características: mientras que el agua superficial promueve el crecimiento de algas en virtud de su concentración de nutrientes y puede presentar un alto contenido de bacterias debido a la cantidad de materia orgánica disuelta, el agua subterránea puede disolver minerales en su camino y dar lugar a altas concentraciones de sales indeseables. El agua accesible en la superficie terrestre se encuentra en lagos (52%), ríos (1%), en forma de vapor en la atmósfera (8%), mezclada con el suelo (38%), y en la biomasa viva (1%).

La distribución de compuestos inorgánicos en agua de mar y en agua potable se muestra en la Tabla 3

Tabla 3: Composición típica del agua de mar y del agua potable

COMPONENTE	Concentración (mg/kg)	Concentración (mg/l)
	Agua de mar	Agua potable
Na ⁺	10.760	6,3
Mg ²⁺	1.294	4,4
Ca ²⁺	413	15,0
K ⁺	387	2,3
Sr ²⁺	8	0,07
H ₃ BO ₃	26	0,015
SiO ₂	3	13,1
Cl ⁻	19.353	7,8
SO ₄ ²⁻	2.712	11,2
HCO ₃ ⁻	142	58,5
Br ⁻	67	0,014
F ⁻	1	0,10

Fuente: *Environmental Chemistry*, van Loon y Duffy (2000); *Química Ambiental*, Baird (2001)

En esta Tabla, los componentes indicados en el agua de mar son **conservativos**, en decir que su concentración es relativamente constante en el espacio y en el tiempo. El pH del agua de mar está determinado por el bicarbonato y se mantiene relativamente constante entre 7,8 y 8,2. La composición del agua potable es variable, y los valores indicados en la tabla son valores medios. El pH del agua potable puede variar entre 1,5 y 11, dependiendo del tipo de ambiente.

La diferencia en la abundancia relativa de iones en el mar y en el agua potable es que la mayor parte del NaCl del planeta está en el mar y que el HCO₃⁻ y el Ca²⁺ se remueven en forma continua del mar por procesos biológicos, como la formación de corales.

El agua potable se encuentra en su mayoría en los hielos polares y glaciares, y el resto en los poros del suelo, o mezclado con sus componentes. Solo un 0,03% del agua disponible en la Tierra es accesible en la superficie (ríos, lagos, lagunas). Usted sabe que esta forma de agua es vital para la vida de muchas especies animales y plantas, y se encuentra distribuida de manera muy despareja en el planeta.

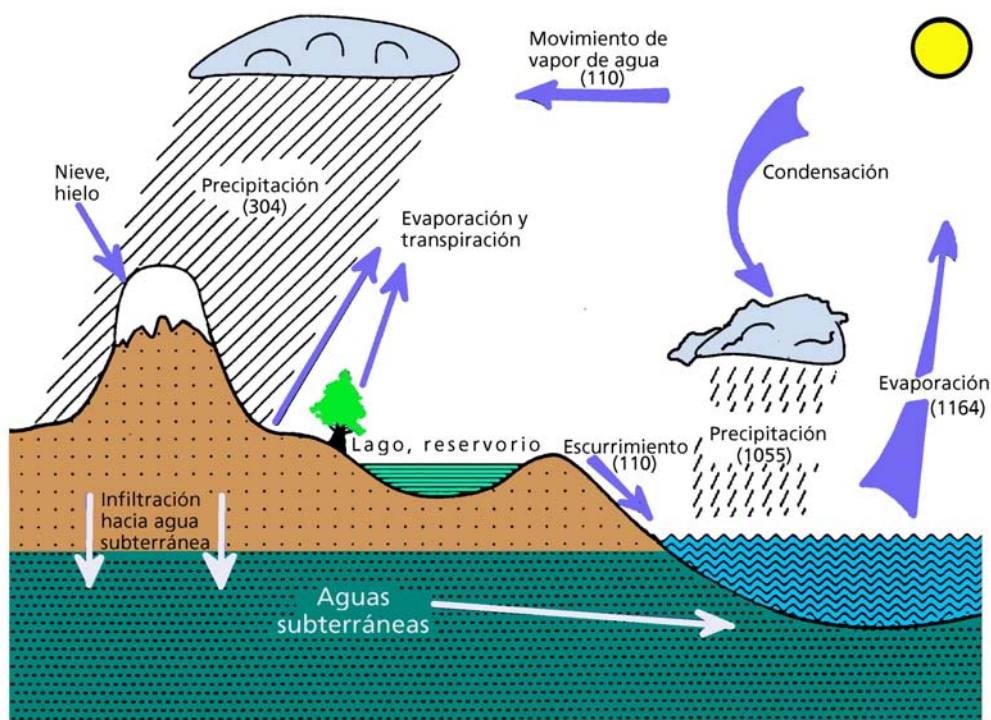
Si consideramos la cantidad de agua potable renovable en metros cúbicos por año y por habitante observaremos que es muy variable: porque oscila entre 600.000 m³/año en Islandia hasta 250 m³/año en Israel y Arabia Saudita.

La masa de agua en la atmósfera no es despreciable: representa el 15% del agua disponible en lagos y ríos.

El ciclo del agua muestra cómo se relaciona y distribuye el agua en la atmósfera con la de los océanos, ríos, lagos y con el agua subterránea (Berner, 1987), mostrando además, la relación entre las diversas formas de agua y la naturaleza cíclica de los procesos naturales.

FIGURA 1.4: Ciclo del agua

Los números representan los flujos en miles de millones de toneladas por día (10^{12} kg/día)



El ciclo permite también calcular los tiempos de residencia del agua en los diversas ecosistemas.

Veamos de qué manera. La masa total de agua en la atmósfera es $1,3 \cdot 10^{16}$ kg y hay flujos de entrada a la misma de $1,16 \cdot 10^{15}$ kg/día y de $1,95 \cdot 10^{14}$ kg/día respectivamente, debidos a la evaporación de agua de los océanos y de la tierra, que son balanceados por precipitaciones de $1,05 \cdot 10^{15}$ kg/día y $3,04 \cdot 10^{14}$ kg/día

respectivamente sobre los océanos y la tierra. Entonces, la suma total de flujos de entrada y salida de agua es de $1,35 \cdot 10^{15}$ kg/día.

El tiempo de residencia del agua en la atmósfera es el tiempo promedio que tarda en puede estimar usando renovarse completamente la masa de agua debido al flujo, y se lo la expresión:

$$\text{tiempo de residencia (días)} = \text{masa de agua (kg)} / \text{flujo (kg/día)}$$

Este es un parámetro importante en el estudio de la contaminación del ambiente, dado que el tiempo de residencia de un contaminante en un sistema natural (por ejemplo un lago), da una idea de la duración del efecto del mismo.

Los principales contaminantes de la hidrosfera son los elementos inorgánicos de alto peso atómico (principalmente metales), y una amplia variedad de compuestos orgánicos.

Los elementos pesados, contaminantes en la hidrosfera, provienen de fuentes naturales y antropogénicas, es decir, generadas por las actividades humanas. Sabemos que los materiales naturales entran a la hidrosfera desde la atmósfera y el agua de escurrimiento, y en el caso de lagos y océanos, a través de ríos y vertientes.

Los materiales de la atmósfera incluyen: polvo de silicatos, emisiones volcánicas, *spray* procedente del mar y emisiones de combustión y biológicas.

Los materiales del agua de escurrimiento provienen de la meteorización del material geológico (ejemplo: el arsénico presente en grandes regiones de las aguas subterráneas de la pampa húmeda es de origen natural)

Las fuentes antropogénicas de elementos y metales pesados la constituyen las industrias mineras y de fundición de metales, la industria de curtiembres y de electroplatinado.



APORTES Y SUGERENCIAS

Plomo en los hielos polares

Un dato que puede resultar de interés es la forma de cuantificar el aumento de la actividad industrial que afecta nuestro ambiente. Esta cuantificación se realiza a través del aumento de la concentración de plomo en los hielos polares. En efecto, se ha llegado a determinar la forma de medir la concentración de Pb en casquetes depositados en distintas etapas de la historia de la humanidad.

A partir de estas investigaciones, se pueden tener ideas más concretas sobre el brusco aumento de la concentración de este metal producido a partir de la revolución industrial en el siglo XVIII y, en particular, sobre el notable incremento observado en la segunda mitad del siglo XX.

Son sumamente ilustrativos los valores que observará en la tabla siguiente

Tabla 4: Enriquecimiento de Pb de los hielos polares

	Concentración ($\mu\text{g/l}$)	Factor de enriquecimiento
natural	0,0001	---
800 AC	0,001	10
1753 DC	0,011	100
1815	0,033	300
1933	0,066	660
1965	0,2	2000

Fuente: *Environmental Chemistry*, Manahan (1991)

Los metales pesados más peligrosos por su efecto sobre la salud humana son el plomo, el mercurio y el cadmio. Es muy interesante la distribución de algunos de estos contaminantes en la hidrosfera; distribución que, resumida, se presenta en la Tabla 5.

En el agua de mar la concentración de estos metales varía entre 3 y 20 mg/l. El plomo ingresa al mar principalmente a través de la atmósfera, y por eso su concentración es máxima en la superficie. En cambio en el caso del Hg la concentración es mayor a grandes profundidades, debido al vulcanismo en lechos oceánicos.

Los niveles de elementos pesados en agua potable (ríos y lagos) son en general mayores que en los mares. Los valores indicados en la Tabla 4 son valores totales, que tienen en cuenta tanto el material disuelto como el que se encuentra adsorbido en las partículas en suspensión. Desde el punto de vista práctico, cuando se toma una muestra de agua para determinar la concentración de metales, se procede a filtrarla con un tamiz que retiene las partículas en suspensión de tamaño mayor de 0,45 μm . Al analizar los metales, se determina en forma separada la concentración en el líquido y en el material sólido filtrado.

Tabla 5: Concentración de elementos pesados (en $\mu\text{g/l}$) en diversas aguas naturales

	Río (no contaminado)	Lago	Río (área minera)	Mar en superficie)	Mar (a profundidad)
Cd	0,01-1	0,01-20	100-700	0,003-0,01	0,025-0,11
Hg	0,0001-1	0,02		0,01-0,03	0,07-1,1
Pb	<1-10	0,1-30	100-1000	0,005-0,01	<0,002
As	<1-10	1-70	100-5000	$\approx 2,0$	$\approx 3,5$

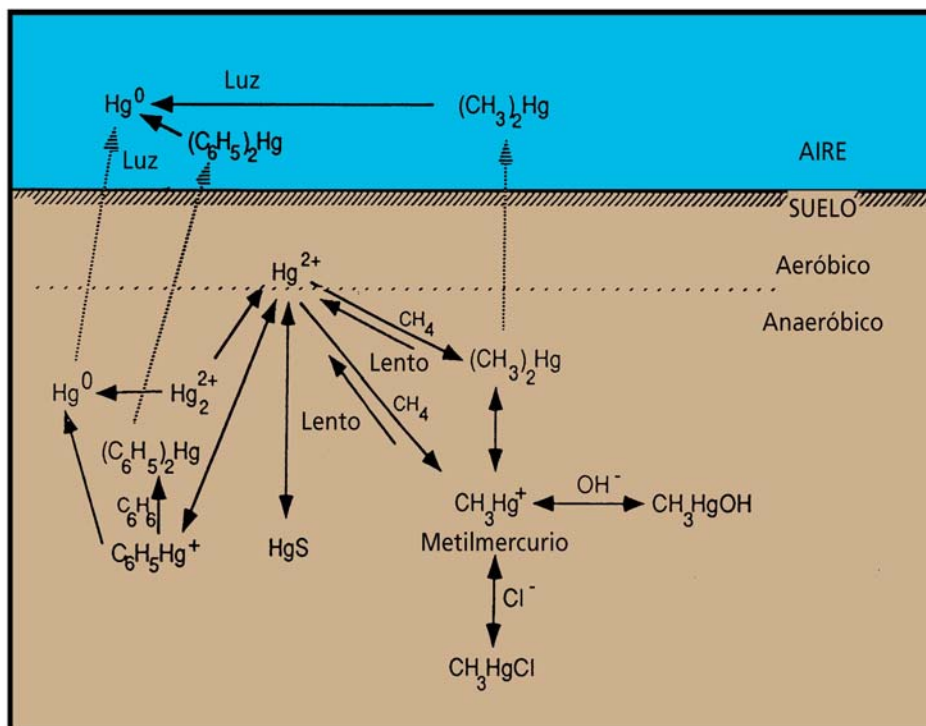
Fuente: "The heavy elements: chemistry, environmental impact and health effects",
Fergusson (1990).

Los niveles de concentración de Cd, Pb y Hg disminuyen a medida que el agua de río se mezcla con el agua salina cerca de un estuario. Esto se relaciona con que las suspensiones coloidales que son estables en agua potable forman agregados de partículas de mayor tamaño que sedimentan por gravedad (floculación) en agua salina.

Los factores que determinan el destino de un metal contaminante en aguas naturales son de origen físico y químico. Para poder analizar qué sucede en cada caso se deben conocer las principales características químicas del medio: pH, potencial óxido-reductor, presencia de complejantes, presencia de material coloidal y de materia orgánica, etc. Todos estos factores determinan la **especiación** de un elemento en el medio, es decir la distribución de las distintas formas en que puede aparecer ese elemento en dicho medio. Por ejemplo, el Hg puede aparecer en la atmósfera como mercurio elemental en estado vapor, o como el dimetilmercurio, $(\text{CH}_3)_2\text{Hg}$, gaseoso, generado por acción de bacterias en condiciones anaeróbicas; en la hidrosfera, este

metal pesado se encuentra como $\text{Hg}(\text{OH})_2$ o como HgCl_2 en agua potable, mientras que en el agua de mar puede formar complejos iónicos con iones cloruro.

FIGURA 1.5: Especiación del mercurio en el medio ambiente



La concentración de los elementos al nivel de trazas, en ríos, es a menudo superior a la de los océanos debido a las descargas de efluentes industriales. En general, los niveles de Cd, Pb y Hg se correlacionan bien con la densidad de población en las orillas del río.

La velocidad de flujo en corrientes de agua de río influye sobre el nivel de concentración de elementos en condiciones de trazas, porque al aumentar el caudal baja la concentración, por un simple efecto de dilución.

La concentración de elementos pesados en agua de lluvia está determinada por los niveles de concentración de estos elementos en los aerosoles atmosféricos. La intensidad y duración de las lluvias también afecta las concentraciones. Por ejemplo, las lluvias suaves pero duraderas en general tienen un mayor efecto de “lavado” (disolución de los contaminantes en estado gaseoso o sólido en las gotas de lluvia) de los contaminantes en la atmósfera, y las concentraciones resultantes son mayores.

Ahora bien, las fuentes de contaminantes orgánicos se pueden clasificar teniendo en cuenta si los desechos son cloacales, industriales o agrícolas.

Los efectos sobre la calidad del agua pueden ser físicos (aumento de turbidez, color, etc.), químicos (modificación de composición, pH, salinidad, etc.) o bacterianos (aumento en la cantidad de coliformes).

La Tabla 6 resume los principales componentes orgánicos de los efluentes domiciliarios e industriales en una ciudad, sus fuentes y los efectos sobre la calidad del agua (además del efecto estético negativo).

Tabla 6: Contaminantes orgánicos en ambientes urbanos

Componente	Fuente potencial	Efecto en el agua
Sustancias demandantes de O ₂	Materia orgánica, especialmente heces.	Consumo de O ₂ disuelto
Orgánicos biorrefractarios	Residuos industriales, productos caseros	Tóxico para la vida acuática
Virus	Residuos patológicos	Enfermedades
Detergentes	Detergentes hogareños	Previene la remoción de grasas y aceites, tóxico.
Fosfatos	Detergentes	Nutrientes de algas
Nitrógeno	Fertilizantes	Eutroficación
Grasas y aceites	Procesamiento de comida Residuos industriales	Peligrosos para cierto tipo de vida acuática
Agentes quelantes	Detergente y residuos industriales	Solubilización y transporte de metales pesados
Sólidos	Todas las fuentes	Peligrosos para organismos acuáticos

Un poderoso subsistema, la atmósfera

La atmósfera terrestre es una fina capa de gases que rodea el globo y cuya composición química, que incluye oxígeno en forma atómica y molecular y dióxido de carbono, la distinguen de la atmósfera de los otros planetas del sistema solar. La composición química de la atmósfera es la indicada en la Tabla, 7 y permanece casi constante en promedio desde la superficie hasta aproximadamente 80 km de altura.

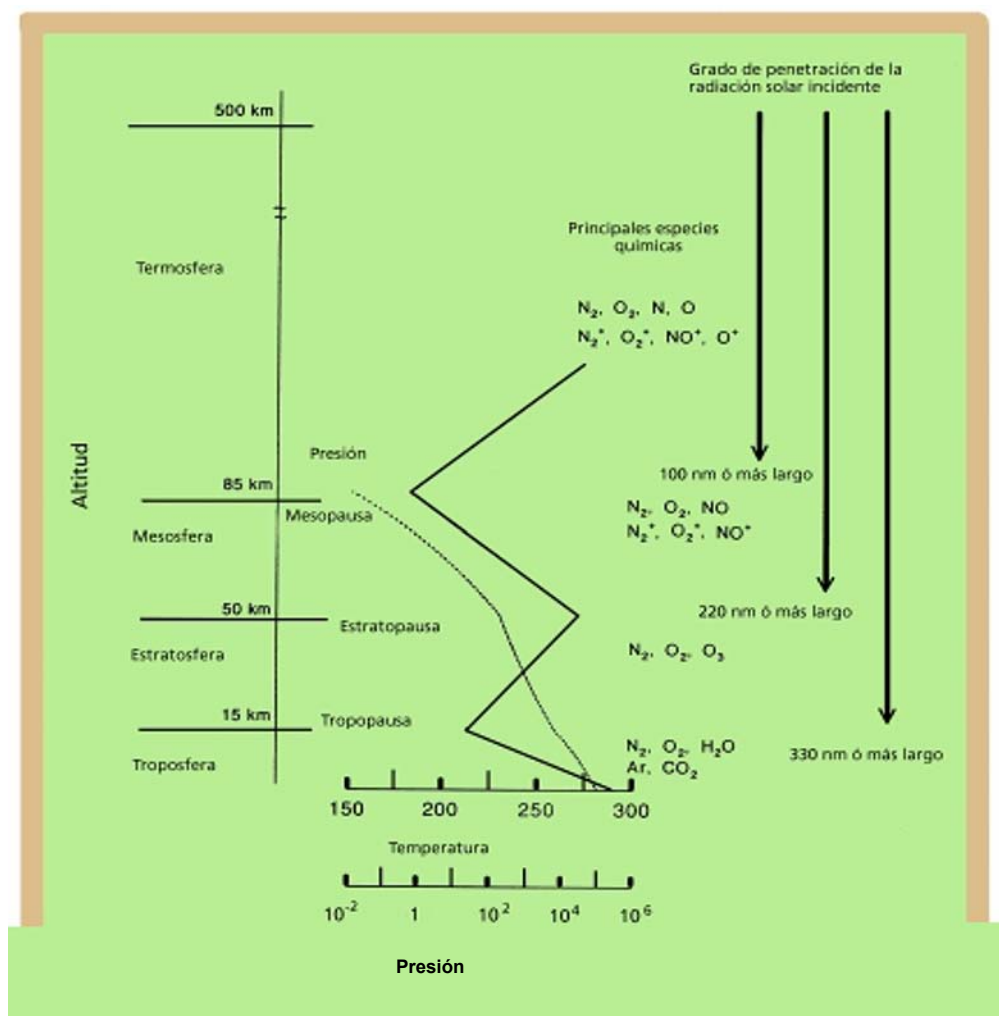
Tabla 7: Componentes principales de la atmósfera terrestre

Componente	Fracción en volumen
N ₂	78,08
O ₂	20,95
Ar	0,93
CO ₂	0,0365

Estas proporciones se refieren a la atmósfera seca. En realidad el vapor de agua es un componente importante de la atmósfera, pero su proporción en volumen es variable entre 0,5 y 3,5 %.

La atmósfera se divide en varias regiones, que se caracterizan por su variación de la temperatura con la distancia a la superficie.

FIGURA 1.6: Regiones de la atmósfera con sus correspondientes variaciones de presión, temperatura y penetración de radiación solar.

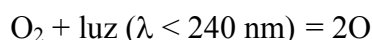
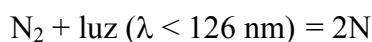


La troposfera es la capa de la atmósfera, de 15 km de espesor, más cercana a la superficie. Es una zona de mezcla convectiva (vientos), y contiene el 85% de la masa de la atmósfera. En la misma, la temperatura cae desde el valor en superficie (14° C en promedio) hasta cerca de -50° C.

Allí comienza una región poco densa y relativamente estable denominada estratosfera, en donde la temperatura aumenta con la altitud hasta llegar a -2 °C a 50 km de altura. A esa altura se produce una nueva inversión en la temperatura, lo que define la zona llamada mesosfera, en donde la temperatura nuevamente decrece con la altitud hasta alcanzar los

– 90° C a una altura de 85 km sobre la superficie.

La atmósfera es muy poco densa por encima de la mesosfera, al ingresar en la termosfera. En esa región, las moléculas están expuestas a todo el espectro de radiación solar. La energía de los fotones que componen la región UV del espectro solar puede provocar la ruptura de las moléculas, formando especies atómicas, o aún ionizar átomos y moléculas.



En la mesosfera, la radiación solar incide sobre nuevas especies químicas, tales como el ozono (O₃), con muy bajos niveles de concentración en la troposfera. Esta molécula absorbe radiación UV de menor energía que la necesaria para disociar e ionizar moléculas. De este modo la radiación solar que atraviesa la troposfera y llega a la superficie es en principio la del rango visible e infrarrojo (IR), de menor energía y que no produce daño a la vida terrestre.

La radiación que llega a la superficie terrestre es parcialmente absorbida por esta, y una parte de ella es reflejada como radiación IR de menor energía. Esta radiación IR es en parte absorbida por ciertos gases como el vapor de agua y el CO₂, lo que produce el calentamiento de la atmósfera en la región cercana a la superficie, fenómeno conocido como **efecto invernadero**. Este es un efecto natural muy importante para el desarrollo de la vida en el planeta. Si se perturba ese balance energético, por ejemplo aumentando la concentración de CO₂ en la atmósfera, el efecto invernadero se incrementa, llevando a un recalentamiento de la superficie terrestre. Esto originaría, con el tiempo, la fusión de los hielos polares con el

consiguiente aumento en el nivel de las aguas, mayor evaporación de las mares con alternancia de sequías e inundaciones, etcétera.

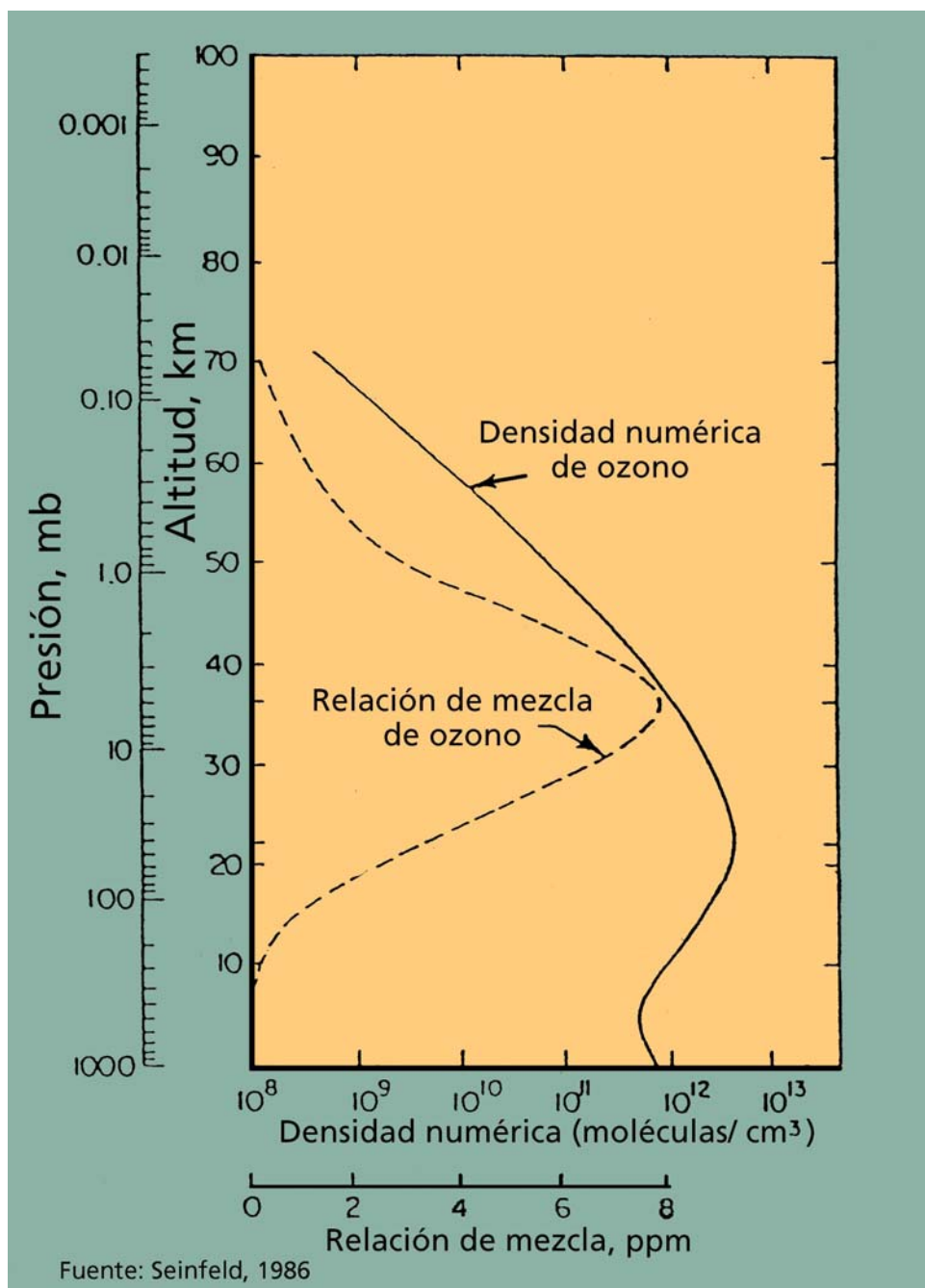
Por otra parte, volviendo al ozono, es importante remarcar que las **reacciones fotoquímicas** son esenciales para entender la química de la atmósfera. El ozono estratosférico se origina por reacciones en las cuáles la energía para romper las uniones químicas es suministrada por fotones:



La reacción ocurre en dos etapas. La primera, fotoquímica, es lenta, mientras que la segunda es rápida. En esta reacción, M representa una molécula que sólo participa del proceso disipando el exceso de energía que libera la formación de la unión O-O.

Estas reacciones generan la denominada **capa de ozono** en la parte inferior de la estratosfera. Esta capa tiene una concentración de O₃ máxima (alrededor de 8 partes por millón en volumen, ppmv) a una altura de 23 km, como muestra la figura 1.7 y la misma es relativamente estable debido a la destrucción del O₃ por otras diversas reacciones fotoquímicas.

FIGURA 1.7: Concentración de ozono en la atmósfera



La **reacción de descomposición** del ozono es catalizada por óxidos de nitrógeno (NO, N₂O y NO₂), que en la alta atmósfera se originan en forma natural por reacción entre especies de nitrógeno y oxígeno producidas por la radiación. Sin embargo, el uso de fertilizantes nitrogenados ha aumentado en forma considerable la concentración de óxidos de nitrógeno en la troposfera, lo que lleva a un aumento en la velocidad de destrucción del ozono, adelgazando el espesor de la capa que nos protege de la radiación UV del espectro solar.

Otros importantes contaminantes de la atmósfera son los conocidos clorofluorocarbonos (CFC), o freones, que se utilizan en aerosoles y equipos de refrigeración. En la estratosfera, estos compuestos sufren reacciones fotoquímicas generadoras de cloro atómico, un fuerte catalizador de la descomposición del O_3 .

Si bien el protocolo de Montreal, firmado por los países industrializados en 1989, ha llevado a una sensible reducción del uso de CFC, la misma está hoy día lejos de paliar los resultados del uso de los mismos durante décadas, responsables de la formación del conocido “agujero de ozono”, que afecta principalmente la región Antártica del planeta.

Y estos gases no son el único problema: otros gases contaminantes provienen de:

- a) las combustiones de hidrocarburos, en los motores de combustión interna, generadoras de óxidos de nitrógeno, NO_x e hidrocarburos volátiles.
- b) una serie de reacciones fotoquímicas en la troposfera, que generan el *smog* fotoquímico, consistente en una mezcla de hidrocarburos parcialmente oxidados, ozono y otros oxidantes.
- c) la combustión de carbón y derivados del petróleo en las centrales de generación de energía eléctrica, productora de óxidos de azufre (SO_2 y SO_3), que junto con los NO_x contaminan la troposfera. La lluvia ácida, justamente, se produce cuando estos óxidos se disuelven en las gotas de lluvia, dando lugar a la formación de ácidos nítrico y sulfúrico.

Es probable que a medida que usted ha ido leyendo los textos anteriores, haya empezado a cuestionarse acerca de cuáles son los contenidos que domina, cuáles conoce pero necesitaría profundizar, y cuáles le presentan dificultades. Con este objetivo le presentamos una serie de preguntas que lo ayudarán a “hacer un repaso” de las cuestiones que abordamos.

Al realizar esta tarea, le sugerimos que:

- conteste directamente aquellas preguntas sobre las cuales no tenga dudas, haciendo un registro de las mismas para tener explícitos los contenidos que domina;
- vuelva a leer, las veces que haga falta, “La Tierra en clave química” y, a continuación, analice cuántas nuevas cuestiones puede resolver;
- en aquellas preguntas que haya dejado sin respuesta, individualice los conceptos fundamentales, para tenerlos presentes, y trate de resolverlos consultando la bibliografía de la cual dispone o a su tutor; si en esta primera oportunidad no puede encontrar esa respuesta no desespere, porque en el tratamiento espiralado de este módulo, muchas de estas cuestiones vuelven a retomarse;

- además de los fragmentos bibliográficos que se encuentran en este texto, tenga presente que puede utilizar la bibliografía que se encuentra en la Biblioteca profesional docente de su institución, así como la consulta con otros colegas;
- por último, puede confrontar sus respuestas con las pautas y sugerencias orientadoras incluidas en la Clave de respuestas, que dispone para su consulta.



ACTIVIDAD N° 8

1. Con la idea de superar el enfoque analítico tradicional con el que se suelen trabajar los contenidos del campo de la química, los textos incluidos en este capítulo involucran una mirada a la Tierra desde un enfoque sistémico. Justifique esta afirmación.
2. Un cubito de hielo flota en agua líquida. ¿Cómo relaciona este fenómeno con la meteorización producida por el congelamiento del agua?. Para ello recuerde el origen de esta curiosa propiedad del agua sólida y su importancia para la vida en la Tierra.
3. Suponga que la velocidad de disolución de un óxido metálico (por ejemplo Fe_2O_3) en contacto con una solución acuosa es de 2 moles / $\text{m}^2\text{año}$. Calcule cuánto tiempo tardará en disolverse un mol de óxido de un cubo de este mineral de 1 cm de lado y compare ese valor con el tiempo que tardaría en disolverse un mol de óxido si el cubo fuera dividido en 1.000.000 de cubitos de 0,1 mm de lado.
4. Recuerde la noción de estado de oxidación de un elemento. Deduzca cuál es el estado de oxidación de los elementos presentes en materiales de uso cotidiano, por ejemplo el aluminio de la pava, el sodio y el cloro de la sal de cocina, etcétera. Piense si es posible observar cambios en dichos estados de oxidación en la vida diaria. A partir de su respuesta, deduzca qué sucede con los estados de oxidación de los reactivos en una reacción de óxido-reducción.
5. El proceso de intercambio iónico en arcillas es similar al que ocurre en resinas ablandadoras de agua, formadas por polímeros orgánicos con cargas eléctricas. Además, es uno de los procedimientos de desalinización y potabilización de agua de mar, empleado por ejemplo en países afectados por escasez de agua y procesos de desertización. Al respecto, indique qué es un polímero y qué es un monómero o unidad monomérica y describa cómo cree usted que funciona una resina de intercambio iónico para remover sales del agua.
6. Según su propia interpretación, ¿a qué puede deberse el aspecto turbio del agua de algunos ríos, por ejemplo del Río de La Plata?.

7. Indique cuál es el criterio para decidir si una reacción química es espontánea. ¿Sólo las reacciones exotérmicas son espontáneas? ¿Lo es la combustión de gas butano en un encendedor?. Discuta y argumente.
8. Respecto de los equilibrios químicos mencionados en el texto, ¿podría escribir el correspondiente a la disolución de NaHCO_3 en agua?. Sabiendo que el pH del agua pura es 7, ¿por qué este valor aumenta en presencia de bicarbonato?. ¿Qué pasa con el pH del agua pura si en ella se disuelve CO_2 ?
9. Imagine que una fábrica descarga 50 l/hora de un efluente líquido conteniendo 50 ppb ($\mu\text{g/l}$) de Cr (VI) en forma de cromato a un río, cuyo caudal es $200 \text{ m}^3/\text{hora}$. Calcule la concentración de Cr aguas abajo del punto de descarga, luego que el efluente se mezcló completamente con el agua del río.
10. Explique por qué, a pesar que los gases componentes de la atmósfera tienen diferente masa molecular, la composición de la misma es relativamente constante con la altura. ¿Lo es también la densidad de la atmósfera?
11. ¿Cuáles pueden ser los factores antropogénicos que llevan a un aumento de la concentración de CO_2 en la atmósfera?. ¿Cómo podrían reducirse o eliminarse?. ¿Qué sabe acerca del protocolo de Kyoto?
12. ¿Qué entiende por una etapa elemental de reacción?. Si una reacción ocurre en dos etapas de muy diferente velocidad, ¿cuál determina la velocidad de la reacción total?
13. Discuta con sus colegas por qué, siendo que las principales emisiones de CFC y NO_x ocurren en el hemisferio norte, los efectos se hacen sentir principalmente en el hemisferio sur.

Antes de continuar, un texto para detenerse a pensar, o por el puro placer... Las creencias y representaciones siempre se enriquecen e “iluminan” al leer a los grandes...



APORTES Y SUGERENCIAS

Lo “fácil” y lo “difícil”

“A menudo, los maestros a quienes se ha aconsejado que eviten temas extraños a la experiencia de los alumnos, se sorprenden al descubrir que estos son estimulados cuando se introduce algo que está fuera de su comprensión, mientras que en la consideración de lo familiar permanecen apáticos. En Geografía, el niño de la llanura se muestra

enormemente desinteresado respecto de los encantos de su medio local, pero fascinado por todo lo relativo a las montañas o el mar. Los maestros que han luchado casi en vano para lograr de los alumnos redacciones que describieran detalladamente cosas con las que estaban familiarizados han comprobado que, sin embargo, a esos mismos alumnos les encantaba escribir sobre temas muy elevados o imaginarios [...] Lo más remoto suministra el estímulo y la motivación, lo más cercano, el método y los recursos disponibles. Este principio puede enunciarse también de esta forma: el mejor pensamiento tiene lugar cuando lo fácil y lo difícil están debidamente proporcionados". (Dewey, 1911, Págs. 241-42)

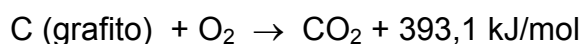
Reacciones químicas y la generación de energía

Durante miles de millones de años, la única fuente de energía de las especies vivientes en la Tierra fue la radiación solar. El fuego, conocido por las personas desde los albores de la humanidad, logra transformarse en su principal fuente de energía; con él, los hombres y mujeres preparan sus alimentos, se protegen del frío y fabrican sus utensilios.

Su dominio sobre el fuego, la posibilidad de conservarlo o generarlo, hace que los seres humanos comiencen, sin tener conciencia de ello, a utilizar las transformaciones químicas en forma controlada para su propio beneficio. Hoy sabemos que el fuego no es sino la manifestación de un tipo de reacción muy común en química, la combustión.

Nuestros antepasados usaron para hacer fuego combustibles renovables, troncos, ramas y hojas secas que encontraban a su alrededor. En los albores de la *Revolución industrial*, comienzan a usarse combustibles fósiles tales como el carbón y el gas. Ya en el siglo XX, se agregan a esta lista el petróleo y sus derivados.

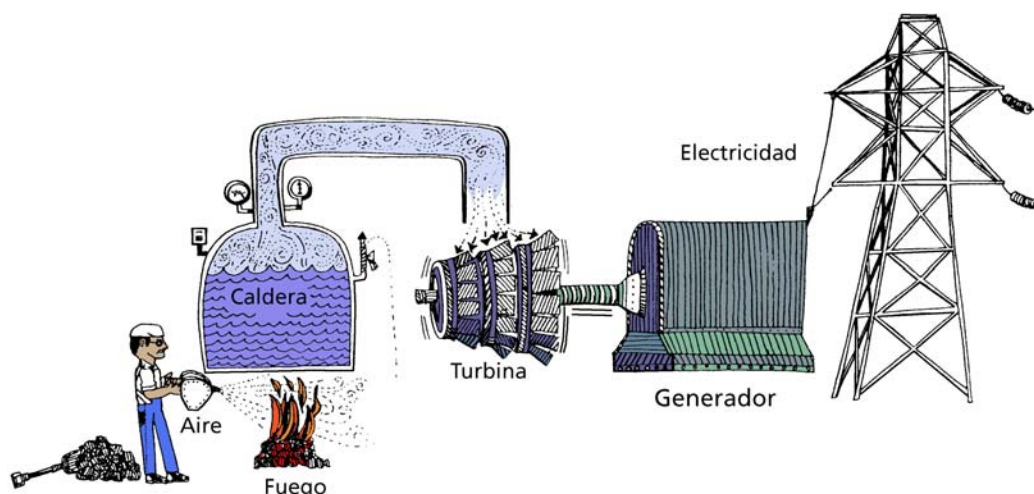
A pesar de los avances tecnológicos actuales, la esencia de esta fuente de energía es básicamente la misma: se hace reaccionar un **hidrocarburo** (compuesto conteniendo carbono e hidrógeno) en presencia de oxígeno del aire para formar CO₂ y H₂O.



Las reacciones de combustión son exotérmicas, es decir desprenden calor al producirse. Este calor es el que se aprovecha, ya sea en forma directa para fundir un metal en un horno de fundición, o bien en una central de generación de energía eléctrica, para calentar agua hasta transformarla en vapor, aprovechando este último

para mover una turbina que genera electricidad. En la Argentina, el 59% de la energía se genera en centrales térmicas que utilizan combustible fósil.

FIGURA 1.8: Esquema de una central de generación de energía con combustible fósil.



La ventaja de este último método es obvia, ya que permite llevar la energía a hogares, fábricas o estadios ubicados a cientos de kilómetros de la central. El principal problema de este tipo de generación de energía es que el combustible fósil es una fuente no renovable, y su utilización es bastante ineficiente: solo alrededor de un 30% del calor que produce la reacción de combustión es convertida en trabajo eléctrico; el resto se pierde en procesos irreversibles (aumento de entropía), que son inevitables de acuerdo con el segundo principio de la termodinámica.

Pero, desafortunadamente, este no es el único problema. Toda combustión genera CO_2 , y este pasa a la atmósfera, aumentando el **efecto invernadero natural** y contribuyendo así al **calentamiento global del planeta**. Como si esto fuera poco, algunos derivados de petróleo y carbones poseen un alto contenido de azufre, que contribuye a las emisiones de SO_2 y aumenta el riesgo de lluvia ácida.

Algo similar ocurre en los motores de explosión de autos y micros. En estas máquinas, el gasoil o la nafta entran en combustión con el oxígeno del aire, para generar CO_2 y H_2O en estado gaseoso que al expandirse mueve los pistones y genera trabajo mecánico. Además de la contribución al balance de CO_2 en la atmósfera, la combustión deficiente de estos motores genera la emisión de material particulado (hollín) que constituye un grave riesgo para la salud, especialmente en las grandes urbes, como las ciudades de Córdoba o Buenos Aires.

La solución a este problema es el uso de una fuente alternativa de generación de energía que sea más benigna para el ambiente y para la salud humana. Las dos fuentes más utilizadas son de origen físico: la **energía hidroeléctrica y la energía nuclear**.

En la primera, se utiliza la energía potencial del agua en los grandes reservorios acuosos (diques), agua que al caer convierte su energía potencial en energía cinética y mueve una turbina para generar electricidad: esto parece ser una forma excelente de generar energía para los países que, como el nuestro, poseen recursos hidroeléctricos abundantes (Yacyretá, Salto Grande, El Chocón, y el resto de las centrales hidroeléctricas generan el 29% de la energía en la Argentina), sin embargo, debe tenerse en cuenta el daño que causa al ecosistema la formación artificial de estos grandes espejos de agua (cambio del clima, desaparición de fauna, etc).

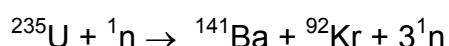
La energía nuclear se utiliza con fines de generación de energía desde comienzos de los años '50. Su origen es la reacción de fisión de átomos de uranio (isótopo ^{235}U), que emiten espontáneamente neutrones. Cada uno de esos neutrones puede a su vez producir la fisión de otro átomo de ^{235}U . Si la cantidad de átomos de ^{235}U supera una cantidad crítica, la reacción en cadena se hace extremadamente rápida, y por la cantidad de energía generada se convierte en una reacción nuclear devastadora.

Sin embargo, si se colocan entre los átomos de ^{235}U otros átomos (moderadores) capaces de absorber estos neutrones, la reacción en cadena se hace controlable, y se puede utilizar la energía cinética de los neutrones para calentar un fluido. Una sustancia capaz de absorber neutrones es el agua (H_2O), que se utiliza cuando el combustible nuclear es uranio enriquecido en ^{238}U ; o el agua pesada (D_2O), que se utiliza cuando el uranio utilizado tiene la composición isotópica natural.

¿Tiene idea qué porcentaje de la electricidad total que se genera en nuestro país corresponde a la generada en centrales nucleares?

En Argentina, el 11% de la electricidad es de origen nuclear y se produce en las centrales de Atucha (300 Mwh) y Embalse (600 Mwh), que funcionan con uranio natural y agua pesada como moderador.

En los núcleos de las centrales Atucha y Embalse la conservación de la masa no se cumple: la razón la encontramos en la ecuación de Einstein: $E=mc^2$, que relaciona la masa con la energía. En la reacción de fisión del uranio:



la suma de las masas de los isótopos de Ba y Kr y de los neutrones (^1_0n) es algo menor que la de los reactivos, lo que implica que dicha diferencia de masas se ha transformado en una cantidad equivalente de energía.

El problema de la energía nuclear es el destino de los residuos radioactivos que se generan durante la vida de las centrales. Muchos de ellos tienen tiempos de decaimiento radioactivo muy largos, es decir que emiten radiaciones de alta energía perjudiciales para la vida durante varios siglos, lo que genera el problema de tener que enterrarlos en lugares “seguros”.

Menos del 1% de la energía producida en la Argentina proviene de otras fuentes que no son las anteriores. Las energías eólica y solar tienen un desarrollo muy incipiente, habiendo, asimismo, algún aprovechamiento de los recursos geotérmicos.

No hay que olvidar sin embargo que parte de la energía utilizada en los hogares proviene del gas natural que quemamos en nuestras cocinas y estufas. La proporción de energía eléctrica y de energía fósil que utiliza una familia tipo es variable, y en promedio mensual puede estimarse fácilmente a partir de los datos que figuran en las boletas de la empresa de electricidad y de gas que nos provee estos recursos.

Otra fuente muy importante de energía la constituyen las pilas y baterías que el hombre moderno utiliza en su hogar, o mientras se traslada en su automóvil.

Desde las muy populares baterías de plomo – ácido sulfúrico, utilizadas en los automóviles, hasta las más sofisticadas baterías de litio de los teléfonos celulares o de las videofilmadoras, existe una enorme gama de pilas y baterías domésticas que permiten trasladar los electrodomésticos y los sistemas de comunicación a cualquier lugar del hogar o fuera de él. En la Argentina se consumen más de 200 millones de pilas domésticas por año².

¿Qué le sugiere esta cifra?

Con la siguiente actividad pretendemos promover el ensayo en el aula de modos alternativos de aprendizaje creativo.



ACTIVIDAD N° 9

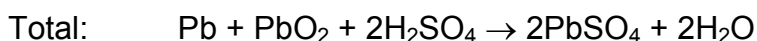
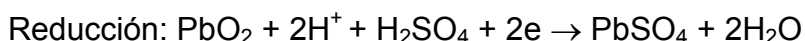
1. Considerando el impacto social y ambiental que implica el uso de pilas y baterías, ¿cómo organizaría un proyecto de trabajo con sus alumnos sobre esta problemática?
2. Si le interesara realizar un estudio exploratorio para saber cuál es el consumo promedio de pilas que realizan en los hogares, para luego llevar un registro del total de la escuela, o de las secciones del polimodal, ¿cómo procedería?

² Para datos sobre tipo y consumos de pilas ver <http://www.unsam.edu.ar/megapilas>

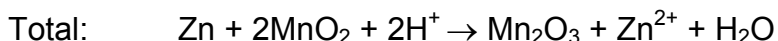
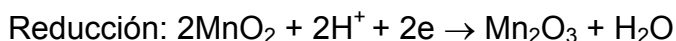
Los datos obtenidos permitirían trabajar conceptos de estadística, información ambiental, ecología, lengua y comunicación para informar acerca de lo obtenido, etc., es decir, permite encarar un proyecto interdisciplinario e institucional. Reflexione sobre todas las vinculaciones posibles y comparta esta problemática con otros colegas.

El origen de las pilas o baterías se remonta a 1830, cuando Volta produce la primera pila para generar electricidad a partir de una reacción electroquímica de óxido-reducción.

En esta transformación química controlable, se producen en forma simultánea dos reacciones: una de oxidación de una especie química que produce electrones y otra de reducción de otra especie química que consume electrones. Por ejemplo, las reacciones que ocurren en una batería de plomo - ácido sulfúrico son:



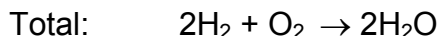
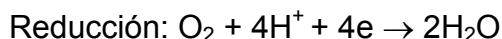
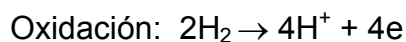
Mientras que en una pila común las reacciones son:



La diferencia entre ambos casos es que las reacciones en la batería de plomo - ácido sulfúrico - son **reversibles**, y pueden invertirse si se hace circular corriente por la misma, es decir si esta funciona como una celda electrolítica. En cambio, las reacciones en la pila común sólo ocurren en el sentido indicado y no se las puede recargar, es decir que una vez agotados los reactivos deben ser desechadas.

La disposición de pilas y baterías domésticas constituye también un serio problema ambiental, pues al ser enterradas junto con otros residuos sólidos pueden aportar metales pesados (cadmio, mercurio y plomo) al suelo, y contaminar las napas de agua subterránea.

Una nueva generación de sistemas de producción directa de energía eléctrica a partir de reacciones electroquímicas se basa en las llamadas **celdas de combustible**. En una celda de combustible, los reactivos son H_2 y O_2 , los cuales se oxidan y reducen, respectivamente, para formar agua y producir energía eléctrica.



A pesar de su aparente sencillez, la reducción del oxígeno y la oxidación del hidrógeno no se producen a velocidades apreciables sobre metales comunes, sino que deben utilizarse metales conteniendo catalizadores tales como aleaciones de platino. La primera de estas celdas de combustible de uso práctico se empleó en el programa espacial de la NASA. La cápsula Géminis de los primeros astronautas estaba equipada con una celda que utilizaba H_2 y O_2 como combustible, generando durante 440 hs. 292 kwh de energía para la nave y produciendo de paso 100 litros de agua potable.

En años recientes, esta tecnología ha avanzado en forma notable y ya se están utilizando celdas de combustible para reemplazar a los motores de combustión interna. En el año 2010, se prevé que en California (EEUU) habrá cerca de un 10% de autos eléctricos que ayudarán a paliar el problema de la emisión de CO_2 .

También existen celdas de combustible de mayor tamaño, que pueden emplearse para proveer energía a pequeñas comunidades alejadas de los centros de distribución de energía eléctrica convencional. Estas celdas utilizan en general combustible fósil, tal como CH_4 o nafta, para generar el H_2 necesario y toman el O_2 del aire. El proceso de conversión de los combustibles en H_2 se realiza en una unidad llamada reformadora de combustible, donde el combustible es transformado en H_2 , pero con la consiguiente emisión de CO_2 .

Reacciones químicas y el origen de la vida

Existen muchas formas diferentes de conceptualizar el subsistema biosfera. Una de ellas la señala como la región de la Tierra donde tienen lugar los procesos de la vida. En este marco, se puede aceptar que el agua es el más abundante de los “compuestos de la vida”, pues constituye el 70-80% en peso de la mayoría de las células. Un 7% de la materia viviente está constituida por iones inorgánicos y pequeñas moléculas tales como nucleótidos, azúcares y aminoácidos que son los ladrillos que forman el ADN, las proteínas y otras macromoléculas que completan el 23% restante.

Acordará con nosotros en que uno de las interrogantes que nos han acompañado durante el último siglo es: ¿cuál es el origen de los compuestos orgánicos precursores de los componentes de las células?.



APORTES Y SUGERENCIAS

Algunos datos, para saber más

Hay una tradición cultural que señala a la Tierra como la única fuente de vida en el Universo. En los años '50 se realizaron ensayos de laboratorio que mostraron la posibilidad de crear aminoácidos en una ampolla conteniendo una atmósfera similar a la de la Tierra primitiva, utilizando descargas eléctricas.

Todo parecía consistente, pero en 1977 Hoyle y Wickramasinghe proponen³ que las formas simples de vida nacieron en el espacio y fueron traídas aquí por los cometas. Se basaron en las evidencias de la existencia de moléculas simples tales como formaldehído (H_2CO) y etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) en el polvo interestelar (pequeñas partículas de no más de 7 micrones de diámetro que se encuentran dispersas entre las estrellas. Para demostrar que esto era factible, se realizaron experiencias en donde se irradió con luz ultravioleta una mezcla de H_2O , NH_3 , CH_4 , CO y CO_2 , los componentes de ese polvo estelar. El resultado fue la presencia de una mezcla compleja de moléculas orgánicas, y hasta de pequeñas vesículas que se asemejan a células vacías.

En 1994, astrónomos norteamericanos encontraron evidencias espectrales de la presencia del aminoácido glicina en una nube interestelar (Sagitario B2) ubicada en una región del Universo donde se forman estrellas, planetas y cometas.

En enero de 2000, científicos hindúes lograron probar en un modelo de computadora que es posible la síntesis de adenina, otro de los cuatro aminoácidos esenciales, en el polvo interestelar.

Es indudable que los compuestos orgánicos son los actores más relevantes de los sistemas vivos, y que toda la actividad biológica puede representarse en términos de transformaciones químicas e intercambios de energía entre subsistemas de la compleja arquitectura celular.

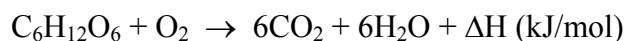
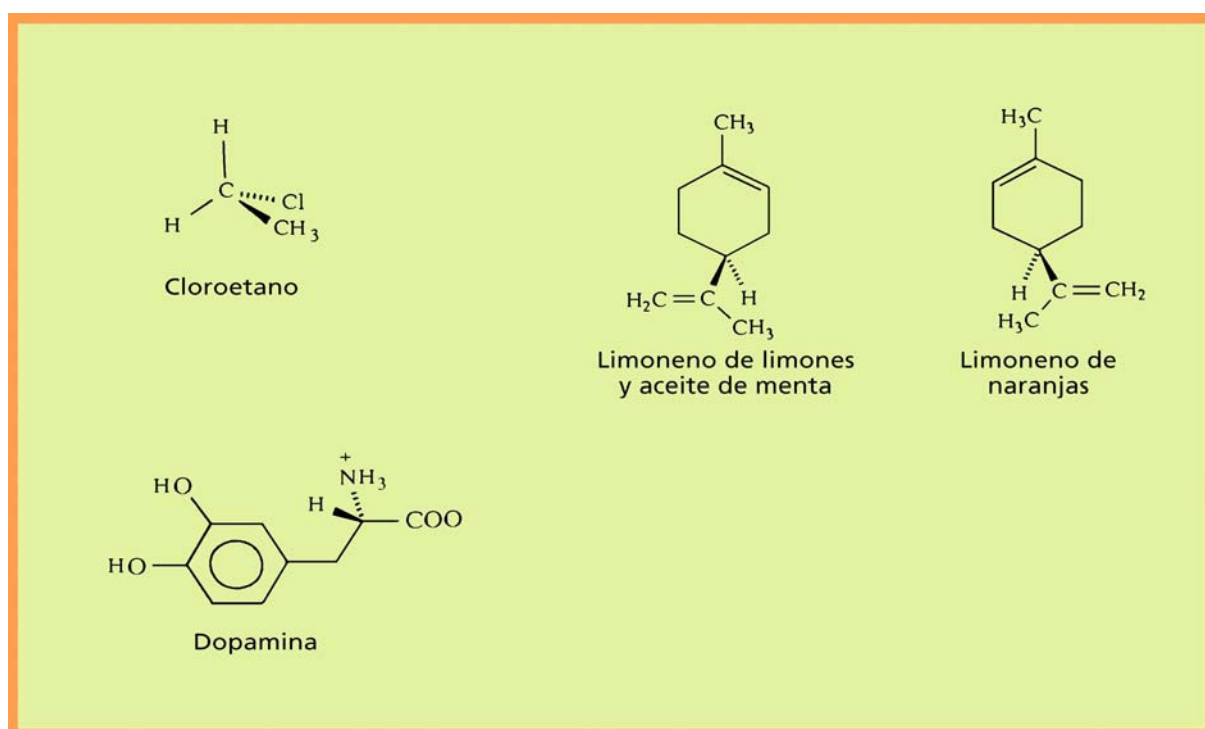
Las uniones covalentes entre átomos de carbono dan lugar a estructuras complejas, pero un aspecto de gran importancia para la vida es que casi la mayoría de los compuestos orgánicos de la célula contienen un átomo de carbono asimétrico o **quiral**. Las uniones formadas por un átomo de carbono asimétrico pueden ordenarse en el espacio de dos maneras diferentes, las cuales se comportan como imágenes especulares una de otra. Esto constituye los **esteroisómeros**, compuestos que tienen idénticas propiedades químicas pero distinta actividad biológica.

³ Ver por ejemplo, "Dust in space" en la revista New Scientist, 18 de mayo de 1991, "The space molecule man, 10 de septiembre de 1994 y "Seeds of life" en la misma revista, 22 de Enero de 2000. (<http://www.newscientist.com>).

Los hidratos de carbono (azúcares) forman polisacáridos mediante uniones glicosídicas.

El glicógeno es el más abundante polisacárido, formado por unidades de la glucosa (biopolímero) en las células animales, mientras que el almidón lo es en las células vegetales. Ambos sirven como reservorios de glucosa, que participa en la generación de energía a través de una compleja serie de reacciones metabólicas, que en definitiva llevan a la generación de CO_2 y H_2O .

FIGURA 1.9: Ejemplos de esteroisómeros



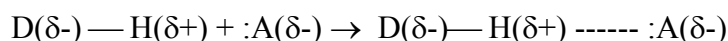
Esta cantidad de energía ΔH o entalpía, que se libera al “quemar” en la célula un mol de glucosa es la misma que se genera cuando esa glucosa se quema directamente en una bomba calorimétrica en el laboratorio. Esta es una importante propiedad de las transformaciones químicas:

No importa en cuantas etapas suceda una reacción química: si los reactivos iniciales y los productos finales de la reacción son los mismos, la cantidad de energía liberada es la misma.

Esta ley, conocida como ley de Hess, es la forma química de enunciar la conservación de la energía en sistemas que sufren transformaciones químicas.

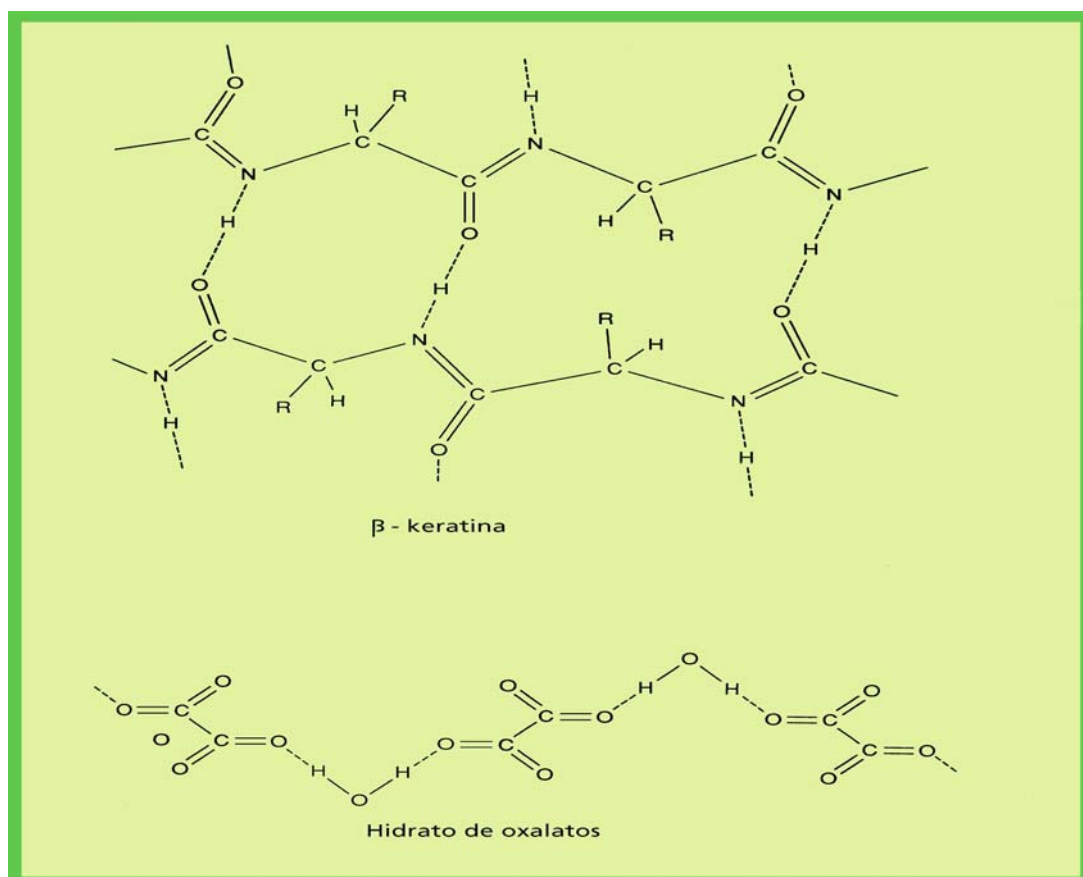
En cambio, al variar la geometría de la unión glucosídica, la glucosa da lugar a la formación del polisacárido llamado celulosa, el principal componente de la pared de las células vegetales y el más abundante compuesto orgánico sobre la Tierra. Debido a que las uniones de las unidades glucosa en la celulosa tienen diferente geometría que en el glicógeno y el almidón, no pueden ser “digeridas” por las enzimas, y cumplen funciones estructurales en lugar de ser reservorios de energía.

En la química de sistemas vivos son muy importantes también las uniones no covalentes y en especial las uniones hidrógeno que se forman entre moléculas dadoras yceptoras de hidrógeno, en especial cuando la unión del H al átomo dador es parcialmente polar.



La unión hidrógeno (---) es débil (1-5 kcal/mol) comparada con la unión covalente (—), pero es suficiente para estabilizar la estructura tridimensional de macromoléculas tales como el ADN, cuya estructura en doble hélice es posible gracias a uniones H entre los grupos $-OH$ y $-NH_2$.

FIGURA 1.10: Ejemplos de compuestos con uniones hidrógeno



Los iones en la célula se encuentran siempre hidratados, es decir rodeados de moléculas de agua, mediante uniones electrostáticas del tipo carga - dipolo, dado que la molécula de agua tiene una geometría que hace que haya un exceso de carga negativa sobre el oxígeno y positiva sobre los hidrógenos.

Un importante tipo de unión en los sistemas biológicos es la unión hidrofóbica. Este tipo de unión se produce cuando tenemos sustancias no polares en un medio acuoso. Una molécula no polar no puede formar uniones hidrógeno con la molécula de agua, ni puede unirse con ella mediante interacciones del tipo dipolo-dipolo. De esta manera, estas moléculas tienden a rechazar el agua y a unirse entre ellas mediante interacciones del tipo van der Waals.

Así, las moléculas no polares pueden disolverse en solventes no polares, mientras que sólo las moléculas polares o aquellas que pueden formar iones se disuelven en agua.

Este podría ser el origen del viejo refrán: “lo similar disuelve a lo similar”.

Entre los más importantes componentes químicos de los sistemas vivos están los fosfolípidos. Estas moléculas poseen una cabeza polar hidrofílica, que tiende a hidratarse con moléculas de agua, y una cola no polar, que tiende a unirse a otras moléculas de fosfolípidos lateralmente y por la cola, tal como se muestra en la figura, dando lugar a la formación de micelas, liposomas y bicapas. Estas bicapas son las que forman las paredes de la célula, es decir las membranas celulares.

Una célula debe mantener en su interior un pH del orden de 7.2 - 7.4, a pesar de la producción metabólica de muchos ácidos (láctico, carbónico, etc.). La capacidad de la célula de regular el pH (capacidad buffer) se debe a la presencia de ácidos y bases débiles tales H_3PO_4 , H_2PO_4^- y HPO_4^{2-} .

En los sistemas vivos existen numerosos ejemplos de reacciones que no son espontáneas, y que sin embargo ocurren cuando se encuentran acopladas con otras reacciones que sí son espontáneas. Las células pueden producir reacciones que tienen energía libre positiva ($\Delta G > 0$), es decir que son termodinámicamente no espontáneas mediante el acople con otra reacción de energía libre negativa.

Antes de cerrar esta sección, le recomendamos la realización de los siguientes ejercicios que le podrán suministrar una mayor seguridad en la autoindagación que le hemos propuesto.



ACTIVIDAD N° 10

1. Recuerde el concepto de isótopo de un elemento y responda:
 - a) ¿Por qué cree que son inestables los núcleos de alto número atómico?
 - b) ¿Cuáles son las partículas subatómicas que se emiten en la desintegración radiactiva de un átomo?
2. En una discusión con colegas, y en el contexto de los recursos energéticos de la Argentina, surge la pregunta ¿cuáles serían las opciones energéticas más adecuadas, teniendo en cuenta nuestros recursos y la preservación del medio ambiente?
 - a) ¿A qué conclusiones, estima usted, podrían llegar?
 - b) ¿Descartarían alguna opción energética?
3. ¿Qué datos necesita, además de los que figuran en las boletas de electricidad y de gas, para calcular la proporción de energía eléctrica y fósil (gas) que consume en su hogar?
4. ¿Existen diferencias entre una batería y una celda electrolítica? ¿Hay creación de carga eléctrica en las pilas como consecuencia de las reacciones de oxidación y reducción?

Si ya concluyó la actividad sugerida, lo invitamos a entrar, a la sección que denominamos *Perspectiva didáctica*.

Perspectiva didáctica

En esta sección, constante a lo largo de los diferentes capítulos de este módulo, nos ocupamos de presentar aspectos sustantivos del campo de la didáctica de las ciencias, y sus aplicaciones concretas en la enseñanza de la química. Nuestro propósito es compartir con usted una serie de contenidos de este campo del conocimiento, con el objeto de ir logrando coincidencias acerca de lo que es posible enseñar en el aula del nivel polimodal o medio, las estrategias de intervención docente más significativas y los alcances esperados.

Por ello, entre otras temáticas, en el contexto de esta acción de capacitación nos ocupamos de:

- analizar y proponer reflexiones acerca de la práctica docente, destacando la importancia de la intervención pedagógica y su influencia en el aprendizaje de los alumnos, posibilitando la recreación de diferentes estrategias metodológicas como componentes de un modelo didáctico coherente con la actual concepción de ciencia;

- explicitar las ideas previas de alumnos y profesores de química, en torno a los diferentes conceptos relacionados con las transformaciones químicas y la química ambiental;
- proponer diferentes metodologías de relevamiento de las ideas previas o preconcepciones de los estudiantes respecto de los núcleos conceptuales abordados;
- realizar sugerencias sobre los diferentes criterios de selección, secuenciación y organización de contenidos que pueden implementarse en el diseño y planificación de una unidad didáctica;
- plantear algunas propuestas estratégicas y metodológicas para la contextualización de las relaciones entre ciencia, tecnología y sociedad (CTS), sobre los ejes socio-histórico y epistemológico, ambiental y tecnológico de los contenidos disciplinares;
- brindar sugerencias para el aprovechamiento óptimo de recursos institucionales y de bajo costo, de cara al diseño de actividades de laboratorio y trabajos prácticos motivadores;
- ofrecer pautas para la resolución de problemas y trabajos prácticos como situaciones problemáticas, en un contexto de aprendizaje investigativo;
- destacar la importancia de la modelización en la ciencia, y la elaboración de propuestas de actividades poniendo énfasis en el carácter de *modelos* que supone la descripción de los sistemas reales a través de teorías científicas;
- insistir en la necesidad de una mayor aproximación del profesor de Polimodal o nivel medio al trabajo investigativo de la ciencia, tanto sobre publicaciones de divulgación científica, como sobre la publicación de trabajos utilizados como fuente primaria de los mismos;
- reflexionar sobre la intencionalidad de la evaluación y sobre los instrumentos de evaluación (diagnóstica, de proceso y sumativa) a emplear para los contenidos abordados y
- favorecer el trabajo cooperativo y solidario entre los docentes del nivel, del área de las ciencias naturales o de química, en la misma o entre diferentes instituciones.

Este planteamiento de ideas tiene la intencionalidad de presentar, para un tratamiento posterior, algunas de las cuestiones que, como docente de química, debe tener en consideración a lo largo de toda su actuación profesional.

En este primer capítulo, nos centramos, especialmente, sólo en algunas de las cuestiones planteadas. A continuación trataremos de ampliar los propósitos, ya anticipados en la fundamentación previa, que guían este material respecto del perfil

que, desde los aportes provistos por el marco conceptual y metodológico de la química, se espera que posea el egresado.

Luego, se realiza una presentación sobre los patrones más comunes de ideas previas de alumnos y docentes, en relación con los contenidos de la química, y algunas sugerencias para su indagación.

Con la mirada orientada hacia el potencial tratamiento en el aula, de los contenidos químicos trabajados en este capítulo, le planteamos una serie de recomendaciones a tener en cuenta para la secuenciación de los mismos y un abanico posible de actividades -como organizadoras de experiencias que favorecen el aprendizaje- que estimulen un rico y variado trabajo intelectual. Agregamos a las mismas algunas propuestas de trabajo experimental, cerrando la sección y el capítulo con *Actividades de integración, la Clave de respuestas y las Referencias bibliográficas*.

Repensando el perfil del egresado

Con el objeto de que aproveche al máximo la lectura de esta sección, lo invitamos a formalizar una serie de expresiones vinculadas con el perfil que usted desearía que tuviesen sus actuales alumnos de este nivel al egresar del sistema. Es decir, le estamos proponiendo que piense en las competencias que deberían poseer, al egresar del nivel polimodal o medio, ese muchacho o esa joven que hoy están en su clase.

En tal sentido, trate de responder a las cuestiones que planteamos a continuación, considerando en su respuesta las siguientes dimensiones de interacción didáctica: disciplinar, organizacional y motivacional.



ACTIVIDAD N° 11

1. ¿Cuál es el perfil del egresado del polimodal establecido en el Proyecto curricular institucional (PCI) de la institución en la cual se desempeña? ¿Está de acuerdo con ese perfil? ¿Qué aspectos modificaría?
2. ¿Cuál es el perfil real con el cual egresan?
3. Si existe una brecha importante entre uno y otro perfil, ¿cuáles son a su criterio las estrategias necesarias para cerrarla?

Veamos, entonces, algunas cuestiones importantes asociadas con ese perfil.

La enseñanza de la química en el nivel polimodal, o medio, necesita de una mayor formalización de los conceptos básicos trabajados en el tercer ciclo de la

Enseñanza General Básica y de otros específicos de este nivel. El tratamiento de estos contenidos científicos debe, además, fortalecer la profundización del análisis de esta ciencia, con sus alcances y límites, como una poderosa herramienta que permite la interpretación de los fenómenos, naturales y provocados, en el marco de una serie de teorías enunciadas por las personas. Cuestiones todas que deben comprender una visión epistemológicamente válida de la ciencia y de la explicación científica (Caamaño, 1996), a la luz de la evolución del pensamiento científico, y mediante un desarrollo en contexto que dé cuenta de las cuestiones técnicas, tecnológicas, históricas, sociales y políticas que inciden en la producción de los conocimientos específicos.

Es por todos estos motivos que decimos que, esta enseñanza, debe facilitar al alumno una visión científica actualizada del mundo natural, en clave química, definida a través del lenguaje, los simbolismos, los procesos y metodologías propias de este campo disciplinar. Visión que posibilitará el desarrollo personal e intelectual de los alumnos ya que, además de facilitarles la continuidad de estudios, podrá servirles para conocer mejor e interpretar en forma más ajustada los fenómenos que ocurren en su propio organismo y en el entorno y para la toma responsable de decisiones que permitan, para ellos y las personas que les rodean, el acceso a una mejor calidad de vida.

El egresado del polimodal que imaginamos, debería poder ser una persona científicamente culta, informada, crítica, con posibilidad de asumir su papel de usuario inteligente, pero también con las competencias necesarias para elaborar propuestas alternativas y tomar decisiones frente a las diferentes problemáticas que la vida actual puede presentar.

Así, en el marco de esta afirmación, la enseñanza de la Química que guía nuestros propósitos, tiene que promover:

- la conquista de espacios de autonomía individual (Fourez, 1997), aspecto que si bien incluye un componente personal, necesariamente tiene que estar ligado con el aprendizaje de los contenidos propios y característicos de la disciplina, pues nadie puede decidir libremente sobre algo que ignora;
- el logro de una mejor y más rica comunicación con los demás, en la que entren en juego componentes sociales y culturales y se articulen procedimientos y actitudes, y también de un racional manejo del entorno, donde también se incluyan componentes políticos y económicos.

Todas estas expectativas están asociadas a aprendizajes que deben favorecer una mejor interpretación y el manejo más adecuado de las diferentes situaciones cotidianas que se les van a presentar, a nuestros alumnos, a lo largo de su vida. Situaciones muy diversas que pueden referirse, por ejemplo, a:

- cómo prevenir una determinada oxidación,

- el tipo de combustible que conviene utilizar,
- de qué manera proceder frente a una posibilidad de contagio,
- la interpretación de costos energéticos,
- predicciones sobre los posibles cambios químicos que pueden producirse en el entorno,
- cómo leer entre líneas un determinado discurso,
- el análisis de las complejas relaciones que se instalan en las problemáticas ambientales,
- la estimación de las cantidades de reactivos necesarios para algunas transformaciones químicas cotidianas,
- la conveniencia de conocer la composición de los alimentos envasados,
- las distintas formas de acceder, autónomamente, a nuevas informaciones,
- las posibilidades de tomar decisiones frente a problemáticas comunitarias, etcétera.

Situaciones todas, que implican aprendizajes que la escuela, en su conjunto, y la enseñanza de la química en particular, deben asumir como parte de su responsabilidad en la formación del egresado.

Este es el momento adecuado para revisar lo que indicó, previamente, respecto del perfil que usted desearía que tuviesen sus actuales alumnos del nivel polimodal, al egresar del sistema. Al respecto, ¿modificaría algo?...

Las ideas previas

Resulta evidente que cuando un docente o un grupo docente decide encarar el desarrollo de una unidad didáctica, aparecen una serie de interrogantes que podríamos describir como el primer “listado de dudas”. Las primeras dudas en surgir, a nuestro criterio, son:

- ¿Qué sé yo sobre este tema? o ¿qué sabemos nosotros sobre este tema?
- ¿Qué saben mis alumnos?
- ¿Cómo puedo averiguarlo?

La diversidad de contenidos que involucra la química, los continuos avances científico - tecnológicos y los aportes desde la investigación didáctica, determinan la imperiosa necesidad de contar con profesionales de la educación que sean capaces de reflexionar en forma continua sobre su propia práctica, que reconozcan sus dificultades y que traten de mantenerse en un estado de actualización permanente.

Por ello, las preguntas ¿qué sé yo sobre este tema? o ¿qué sabemos nosotros sobre este tema?, aún cuando puedan parecer banales, son imprescindibles para mejorar las competencias profesionales. Además, en este caso, la doble forma que adquiere el cuestionamiento tiene la intencionalidad de hacerlo reflexionar acerca de la importancia de reconocer que el aislamiento en la práctica puede superarse a través de la retroalimentación permanente que genera la conformación de un equipo de trabajo. Sabemos que hay situaciones que entorpecen la concreción de ese equipo pero, es posible que con fuerza de voluntad y paciencia se logren minimizar los obstáculos y limar las dificultades que impiden esta concreción.

Sin embargo, puede suceder que, a pesar de la intencionalidad y el esfuerzo por concretar ese grupo de pares, no tenga éxito. Por ello, este material fue planificado y elaborado para colaborar con usted, tanto si trabaja en forma individual como si lo hace conjuntamente con otros colegas.



APORTES Y SUGERENCIAS

“El conocimiento de la materia a enseñar es esencial para el profesorado de ciencias (Abell y Roth, 1992): cuando los docentes tienen bajos conocimientos de ciencias, encuentran dificultades para realizar cambios didácticos; evitan enseñar los temas que no dominan; tienen inseguridad y falta de confianza en la enseñanza de las ciencias; refuerzan las ideas alternativas de los estudiantes; y tienen mayor dependencia del libro de texto.”

Mellado Jiménez, 1998

A esta altura del capítulo, usted ya se preguntó y contestó ¿Qué sé yo sobre este tema? al trabajar, en la sección “*Una visión macroscópica de las transformaciones químicas y el ambiente*”. Quedan entonces, los otros cuestionamientos ¿qué saben mis alumnos? y ¿cómo puedo averiguarlo?.

Para poder arbitrar una intervención docente que facilite las respuestas a esos cuestionamientos, es fundamental tener presente algunas ideas clave vinculadas con las preconcepciones de los estudiantes.

Las preconcepciones de los alumnos

Indagar acerca de qué saben nuestros alumnos implica un cuestionamiento respecto de las ideas que esos estudiantes tienen sobre la ciencia en general, y sobre el tema específico en particular.

Indudablemente, es de esperar que las ideas que los adolescentes han logrado construir para dar sentido al mundo natural, sean algunas correctas y otras no. Estas últimas se conocen como concepciones alternativas, ideas previas, preconcepciones, y son las que interfieren, obstaculizando el proceso de enseñanza y el de aprendizaje. Según Furió Más (1996), hay sustanciales diferencias entre concepciones alternativas y esquemas alternativos. Las primeras están asociadas a “lo que los estudiantes nos dicen que piensan sobre algo”, en cambio los esquemas alternativos se corresponden a “lo que los investigadores dicen que ellos piensan”. Lo cierto es que las preconcepciones de los alumnos revisten una significativa importancia en los procesos de aprendizaje de la química en el nivel polimodal.

En efecto, las investigaciones de las últimas décadas sobre el aprendizaje de la química, la física y otras disciplinas experimentales han permitido comprobar la existencia generalizada de preconcepciones o ideas previas escolares respecto de los fenómenos naturales, altamente persistentes, ideas que con frecuencia preceden a las primeras experiencias de aprendizaje formal (Pozo, 1996). Desde el punto de vista de la psicología cognitiva, dichas ideas previas tienen su origen en la edad infantil, a partir de la necesidad del individuo de desarrollar esquemas de acción coordinados que le permitan manipular y controlar el comportamiento de la realidad y establecer predicciones al respecto.

Las ideas previas que los alumnos traen al aula sobre los fenómenos, les sirven para desarrollar verdaderas **disciplinas informales**, paralelas a las disciplinas escolares enseñadas. Estos conceptos informales pueden adquirir al alcanzarse la adolescencia el carácter de verdaderas teorías intuitivas, basadas en la lógica del sentido común, y a menudo se oponen y obturan el aprendizaje de nuevos conceptos de ciencia escolar.

Algunos ejemplos citados a continuación pueden ayudar a comprender la implicancia de esas concepciones.

- Resulta una idea generalizada en los estudiantes de química de nivel medio (alrededor de los 15 años) que al evaporarse una cierta cantidad de agua, el líquido "desaparece", y por tanto la masa en dicho cambio de estado no se conservaría.
- A pesar de los reiterados esfuerzos del profesor de química en un primer año del polimodal por explicar el concepto de equilibrio químico, el docente en cuestión observa, al finalizar el año escolar, que la mayor parte del curso sigue creyendo que al inicio de una reacción química hay solamente reactivos, y al final, tan sólo productos.

Es factible que a partir de su experiencia de aula, usted recuerde otros ejemplos, respuestas erróneas que se repiten año tras año, esas que le hacen decir: “... pero, ¿de dónde sacaste ese concepto?!!!” Y seguramente a partir de estas experiencias de su propia cosecha habrá advertido, como indica Rosalind Driver (1985), en su libro

"*Ideas científicas en la infancia y la adolescencia*", que estas ideas tienen ciertas características que se podrían resumir como "personales, coherentes y estables".

Se ha determinado que el origen de las ideas previas admite en principio tres fuentes: *sensorial, cultural y escolar* (Pozo y col., 1991).

Las ideas previas de origen sensorial se generan en los intentos y esquemas de búsqueda que el individuo emplea para lograr predecir y controlar hechos o fenómenos nuevos, de carácter problemático. En el campo de la química, el mecanismo que rige estos esquemas exploratorios se basa en *reglas de inferencia simplificadoras*, aplicadas luego de la captura de datos del mundo físico.

Según Pozo, (1996), dichas reglas de inferencia incluirían, entre otras:

- similitud entre causa y efecto, o equivalencia entre el sistema o fenómeno estudiado y el modelo que lo describe;
- contigüidad espacial entre causa y efecto y
- contigüidad temporal entre causa y efecto.

Las ideas previas de origen cultural son mediadas por el entorno social del sujeto que aprende, a través de todos los canales de comunicación que coexisten y compiten con el sistema escolar. En el caso de la química y las ciencias experimentales, estas ideas se relacionan con las contradicciones e inconsistencias entre el lenguaje cotidiano y el lenguaje disciplinar, y con la existencia de un bombardeo de información, que disminuye el espacio de búsqueda personal, y reduce, en consecuencia, la capacidad de predicción sobre el comportamiento de los sistemas.

Las ideas previas de origen escolar dependen, por su parte, de inadecuadas *transposiciones* docentes del discurso disciplinar, el cual no es diferenciado en forma adecuada de otras formas de conocimiento, en particular del conocimiento sensorial y social. Por ejemplo, debido a las frecuentes insuficiencias y limitaciones en las formas de explicar las correlaciones entre la estructura microscópica de la materia y sus propiedades macroscópicas, los alumnos reconocen e identifican analogías entre una y otra escala sistémica, en lugar de verlas como niveles de análisis complementarios y diferenciados.

Una de las problemáticas esenciales que subyacen a los procesos de transposición didáctica de conceptos disciplinares en el caso de la química y otras ciencias experimentales, tiene que ver con el rol del profesor de química como divulgador.

Estos procesos de divulgación y transposición del lenguaje de la ciencia real al de la ciencia escolar, junto con algunas sugerencias metodológicas para su optimización, serán retomados más adelante.

De acuerdo con una interpretación posible (Gómez Crespo, 1996), se reconoce que las dificultades de aprendizaje escolar en química admiten dos fuentes:

- una común a las otras disciplinas, y relacionada con los problemas de incorporar nuevos conceptos a los esquemas mentales preexistentes, y
- otra específicamente dependiente de la asimilación de la estructura teórico - conceptual y metodológica de esta ciencia.

A continuación le acercamos una tabla comparativa que muestra las características de la estructura conceptual y los esquemas mentales de estudiantes adolescentes en torno a los fenómenos químicos, respecto de las características correspondientes del marco teórico disciplinar, que permite sintetizar diferencias:

Esquemas conceptuales (alumnos)	Marco teórico disciplinar
Aprendizaje basado esencialmente sobre experiencias referidas a fenómenos observables.	Basado en interpretaciones de datos de observación y en entidades teóricas, no reducibles a observables.
Inicio de desarrollo de algunas operaciones formales, empleo de inferencias basadas en principios de causalidad lineal.	Sistemas con cambios reversibles, en dos sentidos opuestos, y otros con cambios irreversibles, en un sentido único.
Extensión directa de las propiedades macroscópicas de la materia al nivel microscópico.	Correlaciones complementarias entre propiedades micro y macroscópicas de la materia.
Uso predominante de lenguaje cotidiano y la química informal (Pozo, 1996) para la descripción e interpretación de fenómenos naturales.	Lenguaje formal riguroso y consistente con la descripción cuantitativa de los sistemas, estructurado sobre la base de teorías y paradigmas interdependientes.
Uso de la lógica del sentido común y la intuición para la resolución de problemas.	Uso de teorías y formalizaciones matemáticas para resolver problemas, incluso con esquemas lógicos contraintuitivos.

El establecimiento de nociones de conservación en el contexto del aprendizaje de las características de las reacciones (transformaciones) químicas, supone asimismo la reestructuración de preconcepciones o ideas previas muy persistentes en los alumnos, en especial en los de nivel polimodal, que provienen de una historia previa en el sistema escolar, durante la cual han incorporado a su repertorio de nociones de química informal, algunos conceptos erróneos procedentes de inadecuadas transposiciones didácticas del lenguaje disciplinar e interpretación de fenómenos, mediadas por sus propios docentes y por los libros de texto.

La secuenciación de contenidos de los CBC y de los programas escolares de química contempla el aprendizaje de cambios físicos en forma previa al de los cambios

químicos. En relación con el establecimiento de nociones de conservación, esto es consistente con la diferente complejidad conceptual de unos y otros, porque:

- para incorporar la noción de conservación, por ejemplo en el cambio de estado de una sustancia como el agua, el alumno debe recurrir a sus ideas sobre la conservación de la cantidad (masa) para explicar el fenómeno, simultáneamente con el reconocimiento de la conservación de la naturaleza (identidad) de dicha sustancia;
- para explicar la conservación de la masa en una reacción química cualquiera, ese mismo alumno requerirá, además, tener en cuenta que ha cambiado la identidad de las sustancias participantes, de acuerdo con relaciones cuantitativas concretas (leyes estequiométricas).

La literatura muestra (Pozo y otros, 1991) que los alumnos no relacionan estos principios de conservación operando en un mismo sistema, sino que lo hacen como leyes independientes, analizando en cada caso las propiedades físicas perceptibles (color, cantidad, etc.) que han cambiado, y no lo que ha permanecido. De esta manera, confunden fenómenos físicos (típicamente, los fenómenos de disolución) con fenómenos químicos (asumiendo que "algún tipo de compuesto se ha formado por interacción entre el agua y el soluto"), y no reconocen la conservación másica en procesos de transformación física o química donde se forman gases (evaporación, combustiones, etc.), iones o productos incoloros por reacción o disolución.

En lo que hace al establecimiento de las nociones de proporciones cuantitativas de combinación, los alumnos suelen recurrir a esquemas lineales simplificadores, que incluyen con frecuencia extensiones incorrectas del principio de conservación a parámetros como el volumen (reacciones entre gases) o el número de moles.

Una dificultad operativa esencial, que se suma a estas dificultades conceptuales, es la necesidad del manejo de proporciones sucesivas (problemas de estequiometría). La insuficiente operatividad en el manejo de razones proporcionales conduce en general a su reemplazo por algoritmos y reglas de multiplicación en cadena, reglas de tres, etcétera.

La frecuente aparición de estos procedimientos en la resolución de problemas en los alumnos de este nivel depende en última instancia de las deficiencias en los procesos de transferencia desde el nivel simbólico, expresado en las notaciones y fórmulas químicas, al nivel concreto, y del nivel micro al macroscópico (por ejemplo, en la utilización del número de Avogadro).

Por todo lo visto hasta aquí es preciso, entonces, que como docentes en química nos planteemos cómo comenzar a indagar las preconcepciones de los alumnos.

Por ello, le sugerimos que trate de contestar a esta pregunta a partir de la secuencia de autoindagación que le proponemos en la siguiente actividad.



ACTIVIDAD N° 12

1. Confeccione un listado con las diferentes modalidades de consulta de conocimientos previos que usted ha utilizado a lo largo de su ejercicio profesional.
2. Describa algunas de las características que valora de cada una de ellas y las que considera obstáculos.
3. Consulte con otros compañeros de la institución o con colegas de la disciplina sobre las modalidades que utilizan y regístrelas.
4. Compare ambos registros y, a partir de ellos, observe cuál es la modalidad más difundida y cuál la menos utilizada.
5. Averigüe con el equipo directivo de su institución si esta cuestión se ha hecho explícita en circulares internas o en documentos provinciales y extraiga las nuevas ideas.
6. Por último, y sobre la base de toda la información que recogió, construya o diseñe un material que pueda presentar para la indagación de las ideas centrales de la unidad didáctica o proyecto de trabajo que comenzará en los próximos días.

En nuestra interpretación, el relevamiento de ideas previas o preconcepciones de los alumnos en relación con las transformaciones químicas y los tópicos relacionados es recomendable a dos niveles:

Nivel 1: Inventario de conceptos previos a modificar y reestructurar, con registro escrito o grabado de intervenciones de clase, o basado en el análisis de entrevistas. Objetivos: logro de coherencia de los mismos con el marco teórico de la ciencia escolar (nivel diagnóstico).

Nivel 2: Debates, diálogos profesor-alumno individuales y grupales, actividades motivadoras incluyendo ejercicios de verbalización disciplinar, etc., orientados a la aparición de conflictos cognitivos entre los esquemas y modelos mentales preexistentes y la nueva información.

Los relevamientos de nivel 1 son relativamente frecuentes en la investigación didáctica, aunque es muy poco significativa la traslación de estas metodologías a la práctica del profesorado de química en nuestro medio. Ejemplos de los mismos, como aplicación en textos destinados a la capacitación del profesorado de química y biología, pueden encontrarse en trabajos citados (Calderaro, Drewes y Mateu, 2000).

Los de nivel 2, que resultan especialmente adecuados para los estudiantes de química de nivel polimodal, también incluyen la resolución de cuestionarios con

opciones múltiples, y la realización de diagramas y dibujos en hojas de trabajo diseñadas sobre la base de los contenidos conceptuales de diferentes unidades didácticas.

Algunas preguntas orientadoras para la indagación de ideas vinculadas a la noción de cambio químico, pueden ser:

- ¿Qué saben mis alumnos respecto de los materiales que nos rodean?
- ¿Qué saben sobre su composición?
- ¿Cómo interpretan las distintas transformaciones que experimentan?
- ¿Qué categorías de análisis utilizan?

Si estas indagaciones se realizan en el marco del análisis de determinadas transformaciones cotidianas, como la fusión de un metal, la transformación de azúcar en caramelo, la combustión del gas natural y otras, a partir de las respuestas que se van registrando es posible detectar diferentes niveles en la formulación de esas ideas.

Así, según del Pozo (1998) las respuestas escolares registradas pueden corresponder a los siguientes niveles.

- Un nivel descriptivo, solamente macroscópico, más adecuado a alumnos de EGB que de nivel polimodal. Corresponden a este nivel las respuestas que aluden al cambio químico haciendo hincapié en la descripción del suceso (aparición de color, llama, etc.) sin una interpretación más profunda. Subyace, en las respuestas de este nivel, una idea de transformación como suceso, y no como un proceso.
- Interpretaciones que aluden a cambio de propiedades, desaparición de determinadas sustancias y aparición de otras nuevas.
- Un nivel de interpretación microscópico en el que aparecen las ideas de cambio químico como proceso, de modificaciones en las sustancias y de conservación de los elementos constitutivos.

Resulta obvio aclarar que el nivel de mayor conceptualización, dentro de los que se espera encontrar en alumnos que empiezan a transitar el polimodal, es el indicado en el último caso. Sin embargo, con bastante frecuencia, aparecen ideas que se pueden encuadrar en los otros dos niveles. En el capítulo 2, reanudamos el tratamiento de este tema enmarcándolo en el enfoque microscópico de la materia.

Conocer las preconcepciones de los alumnos nos permite tomar decisiones sobre los contenidos a trabajar, dado que así tendremos en cuenta los siguientes aspectos.

- Es factible que muchas veces no se aborden determinados conceptos por considerar que en cursos anteriores ya se ha producido un correcto

aprendizaje de los mismos y, por lo tanto, se dan por sabidos. No reparar en estas cuestiones lleva a posteriores problemas de aprendizaje.

- El conocimiento de las preconcepciones orienta la selección de las actividades de aprendizaje adecuadas para ese grupo de estudiantes. Situación a partir de la cual no sólo se podrá lograr la instalación de conflictos cognitivos que instalen dudas sobre las ideas explicitadas, sino también interpretaciones orientadas en el sentido que se pretende (Driver, 1985).

En todo el encuadre que estamos realizando, estimado colega, seguramente usted ha reconocido los lineamientos generales de la enseñanza acorde con el proceso de producción de los conocimientos científicos.

Por lo tanto, resulta oportuno, ahora, plantear algunos aspectos importantes a tener en cuenta a la hora de organizar los contenidos que serán trabajados en el aula.

Preparando la unidad para su tratamiento en el aula

Coincidirá con nosotros en aceptar que, en general, los docentes no preparamos una unidad independiente sino contextualizada en un eje de trabajo. Eje que es seleccionado, entre otros posibles, por su significatividad para un determinado grupo de destinatarios, en un proyecto de trabajo y en una realidad institucional determinada.

Ahora bien, ¿por qué es importante seleccionar un eje? La respuesta es sencilla: porque un eje de trabajo representa la columna vertebral estructuradora de la problemática que cada unidad didáctica va a plantear (Rúa, 1993) y permite desarrollar una serie de ideas básicas - las correspondientes a cada una de esas unidades - que dan pie al tratamiento de diferentes contenidos escolares. Posteriormente se planifican las unidades y los contenidos a desarrollar.

En este nivel de trabajo profesional, nosotros seleccionamos como eje **“las transformaciones químicas y la química ambiental”**, porque involucra importantes temáticas que nos facilitan la reflexión, revisión y actualización de enfoques disciplinares y didácticos, y porque constituye un interesante marco desde el cual abordar los problemas de la enseñanza de la química, entendidos como espacios posibles de intervención.

Este eje y las unidades didácticas, que subyacen en cada uno de los capítulos de los dos módulos que le estamos ofreciendo, tienen la característica de que pueden ser tomados para el trabajo de aula con alumnos del nivel polimodal o del medio. Además, en el caso de seleccionar una unidad como la de la “visión macroscópica”, el encuadre de presentación de las transformaciones químicas a partir de un contenido mucho más amplio - la Tierra, su origen y evolución - también es absolutamente pertinente para su transposición al aula, porque este tratamiento incluye un modelo

sistémico, que permite adquirir una visión global de las transformaciones físicas y químicas.

Por todo lo antedicho, a continuación, sometemos a su criterio algunos comentarios y sugerencias para la preparación de esta unidad y para su transposición didáctica. En principio, nos parece importante introducir ciertas consideraciones generales que intentan fortalecer la práctica pedagógica.

- Es de utilidad tener en cuenta que la enseñanza de las ciencias debe focalizarse sobre un número limitado de conceptos, jerarquizándolos según su grado de dificultad y partiendo de aquellos más cercanos a la realidad del alumno (salud, conocimiento del cuerpo, comportamiento de objetos cotidianos), es decir los más fundamentales y representativos, ya que a través de ellos parece que puede lograrse en forma más fácil la transferencia de los conocimientos científicos a la realidad cotidiana (Pozo, 1994).
- La importancia de este enfoque reside en que reconoce el peso de las estrategias de enseñanza que es necesario utilizar en cada caso y las diferentes formas de conocimiento (filosófico, ideológico, científico-técnico, cotidiano) y de articulaciones con otros campos del conocimiento que pueden ser trabajadas a partir de un tema específico.
- Cuando se habla de espacios de intervención docente, se tiene en cuenta que es el alumno quien construye, modifica, amplía o enriquece sus esquemas de conocimiento y, por tanto, el responsable último del proceso de aprendizaje; pero es el profesor quien determina con sus actuaciones que las actividades escolares posibiliten la reestructuración y el cambio conceptual y metodológico en mayor o menor grado, y que los objetivos de aprendizaje alcancen mayor o menor amplitud y que se orienten en uno u otro sentido.
- En un proceso de enseñanza/aprendizaje, superador de las propuestas tradicionales, la tarea del profesor consiste en crear las condiciones favorables para que el alumno construya esquemas de conocimiento lo más ricos y correctos posible (Coll, 1988), en nuestro caso en el campo de la química.
- Existe una distancia, que Lev Vygotsky (psicólogo ruso: 1896-1934) denominó Zona de desarrollo próximo (ZDP), entre lo que podemos aprender solos y lo que podemos aprender con ayuda de otros. Por ello, es importante “conducir” al estudiante hacia zonas del conocimiento impensadas por él, nuevas, atractivas. Este concepto, también implica la posibilidad de optimizar los aprendizajes individuales mediante el recurso del trabajo grupal, de modo de lograr niveles de autonomía gradualmente crecientes (Wertsch, 1987).

Veamos, ahora, ciertas cuestiones sobre los contenidos. En este capítulo, se presentan contenidos vinculados con las transformaciones químicas en el planeta

Tierra porque nuestra intención es iniciar este material desarrollando un panorama general, macroscópico y globalizador de las transformaciones de la materia y sus interacciones en el sistema Tierra y los subsistemas biosfera, litosfera, hidrosfera y atmósfera.

La presentación de las transformaciones físicas y químicas en el origen y evolución de la Tierra, las rutas e intercambios de materia y energía en los subsistemas y una primera aproximación a la problemática de la contaminación, permiten, además, la realización de un abanico de actividades, de autoevaluación y aprendizaje, que consideramos preciso incorporar para que usted pueda integrarse, con mayor comodidad, en esta propuesta de trabajo a distancia. Los contenidos propuestos tienen, por lo tanto, una finalidad específica, y constituyen una parte importante de los saberes imprescindibles de un docente en química.

Esto significa que los mismos no pueden trasladarse al aula en forma directa, es necesario reelaborarlos, porque muy probablemente exceden el nivel intelectual de sus alumnos, involucran complejas conceptualizaciones, dan por sentado una cantidad de temáticas y no han sido procesados didácticamente.

Entonces, la pregunta clave es: ¿cómo trabajar los contenidos de este primer capítulo para transformarlos en contenidos escolares?.

Aquí nuestro primer desafío: ¿cómo construimos el cuerpo de conocimientos que va a configurar la “ciencia escolar química”, que sin duda, debe ser diferente de la ciencia de los científicos y que como ciencia escolar irá surgiendo a partir de los conocimientos de los alumnos, complejizados a la luz de los conocimientos propios de la química?.

Es importante que piense una primera respuesta tentativa para esta pregunta, e intente registrar la misma por escrito.

En el encuadre que hicimos al comienzo del capítulo, sobre la enseñanza por transmisión de conocimientos ya elaborados, hablar de contenidos escolares implicaba solamente el cuerpo conceptual de una única disciplina. Esto hoy, a la vista de los resultados de las actuales líneas de investigación en didáctica de las ciencias, es absolutamente insuficiente, habida cuenta de que estamos proponiendo categorías de análisis de mucha mayor amplitud, o sea una enseñanza acorde con el proceso de producción de los conocimientos científicos, que asume el carácter relativamente autónomo de los desarrollos teórico – metodológicos en las disciplinas profesionales. Además, los contenidos escolares, bajo esta concepción, tienen una connotación más amplia, dado que implican, también, los procedimientos y las actitudes o conductas involucradas en ese tratamiento.

Por otra parte, los contenidos de este capítulo fueron seleccionados, estimativamente, pensando en un docente y no en un grupo específico de alumnos

que participa de un cierto proyecto de trabajo, en un determinado contexto institucional y comunitario.



Una premisa para no olvidar

Toda implementación de una propuesta didáctica en el aula es coherente solamente si se contemplan las características especiales del grupo de alumnos al que está dirigida.

Por ello, a modo de ejercicio, imagine un primer curso de química del nivel medio o polimodal. Se trata de alumnos que acaban de terminar el tercer ciclo de la EGB. Tienen una historia previa escolar, que no podemos ignorar, en la que han trabajado diversos contenidos de la química. Con estos someros antecedentes, le solicitamos que:



ACTIVIDAD N° 13

1. Individualmente o con otros colegas, trate de responder y realizar las acciones que le planteamos:
 - a) ¿Cuál podría ser una posible secuencia didáctica para empezar a trabajar el eje que hemos propuesto?
 - b) Escriba un plan de desarrollo en el que consten contenidos, procedimientos, conductas, actividades y recursos.
 - c) Compare dicho plan con la propuesta que encontrará, en este capítulo, a continuación de esta actividad.
 - d) Revise nuevamente su plan o secuencia didáctica y establezca las modificaciones que crea oportunas, si considera que puede mejorarlo aún más.

A nuestro criterio, para un primer curso de química de este nivel, una posible secuencia puede incluir los siguientes momentos.

- Una introducción respecto del campo de trabajo de las ciencias químicas, a partir de la cual sea posible confeccionar un listado con todas las cuestiones que los alumnos indiquen, para luego seleccionar aquellas que estén vinculadas con la vida de las personas y con las características de algunos de los subsistemas.

- El planteamiento de la formación del planeta Tierra y sus subsistemas, articulando lo que los alumnos saben sobre Ciencias de la Tierra, Química y Ciencias Naturales, en general.
- La presentación de algún problema, vinculado con estas temáticas, que permita indagar qué saben los alumnos sobre los cambios físicos y químicos. Por ejemplo, analizar los fenómenos que han debido producirse para que una roca se transforme en arena, para extraer un metal a partir de un determinado mineral, para la formación de una salina, etcétera.
- La organización de las respuestas, tratando de que los alumnos distingan las regularidades y las diferencias.
- Guiar la observación de las transformaciones químicas que se operan en esos fenómenos para lograr una posible clasificación.
- La realización de experimentos que permitan simular algunas de las transformaciones que se presentan en determinado subsistema, y el control de las variables a tener en cuenta. Por ejemplo, el ciclo del agua.
- Un espacio de ampliación del campo conceptual a través de explicaciones, material bibliográfico para trabajo grupal, proyección de videos, consultas en Internet, textos de científicos, etcétera.
- La aplicación de lo aprendido o revisado a otras situaciones.
- El establecimiento de formas alternativas de comunicar los resultados (informes, esquemas, cuadros, relatos orales, etcétera).
- La realización de una evaluación en proceso, cuyo objetivo sea detectar las dificultades del aprendizaje de los estudiantes para reorientar la práctica.

Si en cambio, se trata de alumnos que están próximos a finalizar, o promediando el nivel Polimodal, es posible armar una secuencia parecida a la anterior, hasta la indagación de ideas. En ese punto, y en función de los resultados de la indagación, proponer la explicitación de los problemas ambientales y su repercusión en la vida de las personas, a través de algún “disparador” que motive el interés de los alumnos, por ejemplo el relato de una situación problemática, la lectura de un artículo de divulgación científica o la presentación de una red o mapa conceptual. En otros capítulos se encuentran recomendaciones para un mejor manejo de estas “herramientas”. Por ahora, respecto de las redes sólo anticipamos que son **organizadores subjetivos de la información**, porque diferentes personas, con los mismos conceptos, o las mismas ideas, construyen redes diferentes. La importancia de las redes, que profundizaremos en el capítulo 3, es que permiten visualizar relaciones entre conceptos o ideas que previamente no se tenían en consideración.

Si utiliza una red, es posible proponer a los alumnos, divididos en grupos, la elaboración de argumentos o las justificaciones de un determinado tramo de la misma.

En estos casos, siempre conviene llevar un **registro** de las ideas que, finalmente, acuerda cada grupo. Este registro puede ser personal, del docente, o bien público, anotándolo en cartulinas o papeles ubicados en una de las paredes del aula para ver si, a lo largo del desarrollo de esta unidad, se mantienen o no estas primeras conclusiones.

En este contexto, usted podría concentrarse en uno de los problemas que la red explicita, vinculados con los contenidos desarrollados en la sección “*La Tierra en clave química*”, por ejemplo en algunas de las transformaciones físicas y químicas del suelo. Como la intencionalidad es la de presentar un panorama global y macroscópico de las diversas transformaciones que tienen lugar en la Naturaleza, bastará con la presentación de fichas, con una pregunta motivadora y un pequeño texto que amplíe el campo conceptual de los alumnos, referidas a distintos tipos de procesos que pueden ocurrir en este subsistema: degradación física de las rocas, hidrataciones, descomposiciones, etcétera.

Esta estrategia permitirá revisar ideas, acordar el lenguaje, revisar conceptos y, además, facilitará a los alumnos la posibilidad de empezar a imaginar las complejas transformaciones que se producen, por ejemplo en la meteorización.

Otra opción posible es trabajar sobre el subsistema atmósfera, analizar los componentes del mismo, y luego realizar una primera aproximación a la problemática de las combustiones.

Anticipándonos a algunas cuestiones que vamos a abordar más adelante - interacciones CTS, el rol del docente como divulgador científico, los cambios de paradigmas y las revoluciones científicas - podemos afirmar que el tratamiento de este tema es de gran relevancia, porque su dominio es imprescindible en la vida de las personas y, desde la práctica docente, puede ser objeto de miradas diferentes.

Este aprendizaje resulta ineludible porque la combustión es un cambio químico fundamental, por sus consecuencias tanto benéficas como perjudiciales para la vida. A través de ella, se satisfacen necesidades básicas de las personas asociadas a su vida cotidiana y a su quehacer laboral, artesanal, agropecuario, industrial, etcétera.

La meta del tratamiento de la combustión, en el nivel polimodal es, en definitiva:

- poder expresar en forma cuantitativa las diferentes combustiones,
- interpretar las rupturas y reordenamientos de enlaces que se producen,
- dominar las relaciones estequiométricas y balances energéticos involucrados,
- conocer los efectos de los productos de estas transformaciones en la dinámica de la atmósfera y otros subsistemas,
- tener ideas acerca de su importancia en la historia de la Humanidad,

- comprender la evolución del pensamiento científico acerca de este concepto a través de la teoría del flogisto y su contrastación con la teoría de la combustión de Lavoisier, e
- interpretar los gráficos y el material de divulgación existente, etcétera.

Para el comienzo de su abordaje, se pueden utilizar actividades muy sencillas que den cuenta de la existencia de combustiones completas e incompletas, como la sugerida en la sección “Actividades experimentales”. Más adelante, sugeriremos otras actividades que complementan este proceso.

Es esperable que este abordaje, y la creatividad de su propio trabajo docente, promuevan en sus alumnos la adquisición, revisión y ampliación, de determinados conocimientos vinculados, entre otros, con los combustibles y sus combustiones, temperaturas de ignición, combustiones completas e incompletas, tipos de llamas y productos de la combustión, formulaciones y ecuaciones sencillas, etcétera. La planificación de este tratamiento quedaría incompleto si no se repara, de antemano, en los procedimientos y conductas que se van a promover.

Por ello, a continuación, proponemos una lista de los procedimientos y conductas que consideramos pertinentes y necesarios para el trabajo, en esta etapa, con el tema de la combustión.

Procedimientos

Identificación de problemas y planteo de preguntas problematizadoras.

Observación, registro e interpretación de datos.

Identificación de variables y control de las mismas.

Organización de la información.

Diseños experimentales, vinculados a la combustión.

Búsqueda e interpretación de información proveniente de materiales bibliográficos, de divulgación científica, audiovisuales, etc.

Confrontación de ideas en pequeños grupos de discusión.

Comunicación de resultados y conclusiones, elaboración de informes.

Conductas

Toma de conciencia sobre la importancia que asume el conocimiento en determinadas situaciones cotidianas en las que, por un manejo inadecuado, se pone en riesgo la salud y la vida de las personas.

Valorización de la necesidad de propiciar cambios actitudinales en la comunidad tendientes a preservar el medio ambiente.

Replanteo de la necesidad del trabajo cooperativo grupal y de la importancia del aporte de los pares.

Valorización del aporte que puede brindar la Química, en la mejor comprensión de algunos fenómenos cotidianos.

Alternativas para el trabajo en el aula

Es apropiado considerar que la base de construcción del conocimiento, que sus alumnos puedan adquirir a partir de su intervención docente, está fuertemente asociada con la categoría y calidad de las actividades que se le propongan. Sin embargo, estas actividades -como organizadoras de experiencias que favorecen el aprendizaje- no siempre han sido interpretadas adecuadamente (Giordano y otros, 1991). Por ejemplo, en el ámbito de la enseñanza de la química, es común interpretar que la expresión “actividad” siempre está referida a una tarea experimental, descartando otro tipo de acciones que relacionan al alumno con el mundo social –la confrontación con las ideas de los otros- o con otro tipo de demanda de tareas que estimule un rico y variado trabajo intelectual.

Según nuestro criterio, la oferta de un abanico de actividades de diferente categoría, que es posible trabajar con los alumnos, dentro de las cuales se encuentran aquellas de tipo experimental, reasegura una mayor contribución a la construcción de sus estructuras intelectuales. Por lo tanto, en el momento de preparar la unidad para su tratamiento en el aula, conviene también analizar y seleccionar las actividades que más se adecuan al logro de los objetivos de dicha unidad.

Por esto, seguidamente le acercamos una serie de sugerencias que involucran actividades que, con las adaptaciones que usted considere oportuno realizar en función de su propia realidad, pueden ser implementadas en el aula.

1. Si se considera la Tierra y su atmósfera como un sistema, es fácil darse cuenta de que los recursos naturales, por ejemplo el agua, son limitados y conservativos, mientras que la población del planeta crece rápidamente. Para introducir el trabajo sobre este problema, y sobre la necesidad de preservación del recurso hídrico, que se desarrolla en el módulo “La química ambiental”, en

el capítulo destinado a *“La química del agua y la contaminación hídrica”*, le sugerimos que proponga como consigna a sus alumnos relevar el crecimiento de la población del lugar en que viven en los últimos años, y hacer un cálculo sencillo del consumo doméstico de agua por persona y por día. Para este último punto, usted puede plantear el problema como una “investigación”, y solicitar a los diferentes equipos que elaboren breves informes, incluyendo hipótesis de trabajo, metodología y conclusiones.

El desarrollo de esta investigación puede requerir, sobre todo con grupos poco entrenados, un fuerte apoyo y seguimiento docente, al menos en las primeras etapas. Es conveniente que acompañe a sus alumnos en sus consultas iniciales a los organismos oficiales de estadística y censos, para orientarlos en la solicitud de información, y luego les proponga alternativas para que ellos se desempeñen en forma autónoma. Esto es útil en especial de cara a diseñar métodos caseros para medir el consumo diario de agua por persona. Es muy importante que las etapas del trabajo tengan registro escrito, que incluya las hipótesis y expectativas iniciales, y la modificación eventual de dichas hipótesis frente a la solución hallada para la situación - problema (explicitar la relación de las metodologías seguidas con las etapas de la metodología de investigación científica).

En una etapa final del trabajo, tanto las hipótesis de cada equipo como las conclusiones pueden ser comparadas y sometidas a debate, para determinar cual es la que más se aproxima al resultado esperado.

2. Algunos fenómenos naturales de los últimos años (por ejemplo, la separación y derretimiento de la Barrera de Larsen, un enorme bloque de hielo de cientos de km² de superficie, del casquete antártico, en diciembre de 1997) dan evidencias del aumento local de temperaturas por efecto invernadero en nuestro país. Una conveniente actividad en relación con este fenómeno consiste en proponer a su grupo de clase investigar, en revistas especializadas o en Internet, acerca de este fenómeno y sus consecuencias. También es posible contrastar esta información con las vivencias que puedan rescatarse de las personas mayores de la comunidad.
3. Sobre la base de experimentos en los cuales había calentado esferas de hierro y otros materiales, y había registrado sus temperaturas de enfriamiento en función del tiempo, el naturalista francés Georges - Louis Leclerc, conde de Buffon (1707 – 1788) hizo estimaciones de la edad de la Tierra, publicadas en 1774 en su tratado de Historia Natural. En dicha obra, puede leerse el siguiente párrafo (citado en: Toulmin, S. y Goodfield, J. El descubrimiento del tiempo, Buenos Aires, Paidós, 1968, Cap. VII.

"Si suponemos, como todos los fenómenos parecen indicar, que la Tierra estuvo alguna vez en un estado líquido causado por el fuego, nuestros experimentos, entonces, demuestran que, si el globo hubiera estado formado totalmente de hierro o de materias ferrosas, se habría solidificado hasta el centro sólo después de 4.026 años, y se habría enfriado (...) después de 46.991 años; y sólo después de 100.696 años habría llegado hasta la temperatura actual.

Pero, puesto que la Tierra, como sabemos, parece estar hecha de materiales fundibles y calcáreos que se enfrían en un tiempo menor que los materiales ferrosos, es necesario, para acercarnos todo lo posible a la verdad, admitir los tiempos respectivos de enfriamiento de estos diferentes materiales que hemos hallado en nuestros experimentos. Así, (...), el globo terrestre debe de haberse solidificado hasta el centro en 2.905 años (...) y hasta la temperatura actual en 74.047 años, aproximadamente".

Algunas cuestiones para plantear a sus alumnos para trabajar con el texto anterior, las que usted puede mejorar y ampliar, son las siguientes.

- Averigüen quién fue Buffon. ¿Qué ideas tenía sobre la evolución de la Tierra? ¿Eran solamente científicas?
- En un punto del texto, Buffon indica que debe modificar sus hipótesis, hechas sobre sus experimentos iniciales. ¿Por qué creen que lo hace?
- Buffon utiliza un *modelo* para intentar calcular la edad de la Tierra. Intenten describirlo con sus propias palabras.

Para trabajar sobre el concepto de modelo en ciencia, en el ejemplo propuesto, le sugerimos que oriente las hipótesis que expresan sus alumnos acerca del experimento de Buffon mediante preguntas - guía, como: ¿qué otros elementos además de hierro y níquel hay en la litosfera, y cuáles son los elementos principales de la corteza terrestre? ¿por qué creen que Buffon no usó esferas de composición similar a la de la Tierra?. Las respuestas a esas preguntas les servirán a sus alumnos para construir *puentes cognitivos* y afianzar sus esquemas conceptuales (Galagovsky, 1996).

1. El trabajo de contextualización sobre ejes interdisciplinarios Química - Ciencias de la Tierra puede plantearse mediante investigaciones guiadas a través de preguntas, como en el siguiente ejemplo:

"Se han descubierto en varios continentes rocas alternando capas con minerales de Fe(II) e Fe(III), y las mismas datan de unos 2.500 millones de años".

En este caso las preguntas podrían ser, por ejemplo:

- ¿Qué demuestra ese descubrimiento geológico?

- ¿Les hacen falta otros datos para dar su respuesta?
- ¿Puede justificar sus suposiciones usando reacciones químicas?

Una forma de organizar esta actividad es proponer la resolución del problema por equipos de 3 ó 4 alumnos, con la consigna de "tormenta de ideas", complementada por alguna de las preguntas disparadoras citadas; es decir, que debatan en pequeños grupos e intercambien sus ideas y luego de 10 minutos pongan por escrito una conclusión provisoria. Luego usted puede agregar una pista como dato, por ejemplo que piensen qué factor natural puede provocar la oxidación de Fe(II) de la superficie de una roca, y repetir el debate para afinar las hipótesis y conclusiones iniciales.

2. Uno de los aspectos esenciales de la transposición didáctica de conceptos geoquímicos es el desarrollo de estrategias para lograr la diferenciación conceptual -por ejemplo, para reconocer las diferencias entre rocas y minerales, o la formación de rocas al nivel de la corteza profunda. Una forma que le proponemos para hacer esto en el aula es la realización de salidas de campo de reconocimiento del terreno, si es posible con la guía de un geólogo o de alguno de sus colegas profesores de Ciencias de la Tierra, o invitando a algún miembro de la comunidad que sepa del tema (¿un agrimensor tal vez?). Para el aprovechamiento de esta actividad, le sugerimos el registro escrito, por ejemplo complementado con dibujos, de algunos de los diferentes minerales y rocas observados, junto con una somera clasificación de los mismos -rocas arcillosas, calcáreas, granitos, etc.-, destacando aquellas que son típicas de la región.

Como alternativa, usted puede trabajar sobre el eje diferenciador materia inerte - organismos, organizando actividades de investigación a partir de preguntas disparadoras, como:

- ¿Creen que los seres vivos tienen que ver con la formación de algunas rocas? ¿De cuáles?
- ¿Qué son los arrecifes de coral? ¿Dónde se encuentran y cómo se forman?
- Muchas veces vemos, en el bosque, que algunas piedras tienen una capa verde de musgo en su superficie. Los musgos y líquenes pueden crecer porque desgastan las piedras calizas y calcáreas produciendo ácidos. ¿Cómo creen que ocurre esto?

Para tomar ideas respecto de los recursos conceptuales y didácticos que permiten abordar estos temas, le recomendamos la lectura del texto de Geología de A. Rudel (1970), citado en la bibliografía.

3. El llamado *efecto invernadero* se correlaciona, en opinión generalizada de muchos investigadores y ambientalistas, con los fenómenos de *cambio climático*, que están

afectando, hoy día, las condiciones y la calidad de vida del Hombre y las demás especies en todo el planeta. Sin embargo, es importante que usted como docente de química, haga discriminar a sus alumnos, claramente, frente al tratamiento didáctico de estos contenidos, la existencia de un *efecto invernadero natural*, que es necesario para mantener una temperatura media adecuada que permita el desarrollo de la vida en el planeta, y un *efecto invernadero anómalo o artificial*, debido a las emisiones industriales no controladas de CO₂ y demás gases que absorben radiación solar en la región infrarroja (IR) cercana y media. La excesiva concentración de estos gases debida a este último efecto es la que, a criterio de muchos investigadores, está produciendo los aumentos locales de temperatura de los últimos años, el derretimiento gradual de los casquetes polares y los procesos de desertización.

Le sugerimos, como lectura orientadora para poseer mayor información, el informe de Greenpeace de 1996 (*El calentamiento del planeta: Informe de Greenpeace*, Jeremy Leggett (comp.), Fondo de Cultura Económica, México, diciembre 1996), u otra referencia procedente del material de su biblioteca personal o de la Biblioteca Profesional Docente de su escuela.

Como en esta unidad se realiza una primera introducción a este problema, una búsqueda bibliográfica sobre las características de las diferentes atmósferas que poseen la Luna y los planetas del sistema solar, puede ser el punto de partida de una interesante discusión acerca de la existencia o no, en ellos, del efecto invernadero.

4. Una estrategia útil para motivar a su grupo de clase es reemplazar los problemas numéricos habituales de las guías y libros de texto por *problemas abiertos*, que estimulen la formación de hipótesis y el pensamiento creativo, a partir de relacionar hechos cotidianos y familiares con los conceptos científicos.
5. Aunque en otros capítulos retomamos esta idea, a modo de anticipo le acercamos dos ejemplos que pueden ser utilizados para un trabajo grupal:

Problema abierto 1: La fotosíntesis es una cadena de procesos biológicos y químicos, necesarios para la respiración y nutrición de las plantas verdes, durante la cual se produce una reacción global que implica la transformación de CO₂ y H₂O en glucosa (C₆H₁₂O₆) y O₂.

Respecto de ella, indiquen:

- la reacción de fotosíntesis balanceada;
- la importancia de la misma para la vida humana, y el efecto de un exceso de dióxido de carbono sobre el equilibrio;
- si el color (longitud de onda) de la luz solar incidente afecta el proceso, y porqué;

- la cantidad de dióxido de carbono, en gramos y moles, que debe absorber una planta para producir 1 kilo de glucosa (azúcar) y si
- pueden estimar, para una planta cualquiera de su casa, cuánto dióxido de carbono intercambia cada hoja. Justifiquen las suposiciones realizadas.

Problema abierto 2: Las lluvias ácidas, por ejemplo las producidas en el Schwarzwald (Selva Negra) en Alemania en los años '80, sumadas a otros procesos de contaminación, han producido aumentos del pH de lagos y ríos.

Con esta información:

- piensen qué otros factores contaminantes pueden producir reacciones químicas que incrementen el pH de cursos de agua naturales;
- formulen hipótesis sobre las reacciones químicas asociadas a las lluvias ácidas nítricas y sulfúricas y escriban las reacciones, comparando su respuesta con informaciones de textos, Internet (Enciclopedia Encarta, etc.) y
- discutan si el clima, por ejemplo las variaciones en la temperatura media local, puede afectar el desarrollo de lluvias ácidas y cómo. Saquen conclusiones y anótenlas en su carpeta de trabajos prácticos.

Referencias bibliográficas

- Berner E.K. y Berner, R.A. (1987)** *The global water cycle*, Prentice Hall Inc.
- Calderaro, A., Drewes, A., Mateu, M. (2000)** *Química y Biología - Ciencias Naturales*. Universidad Nacional de General San Martín, Documentos para la Capacitación Docente, Dirección de Documentación y Publicaciones.
- Caamaño, A. (1996).** *La comprensión de la naturaleza de la ciencia*. Alambique N° 8. Barcelona Graó.
- Coll, C.; Sacristán, G., Santos Guerra, M. y Torres Santomé, J.(1988)** *El marco curricular en una escuela renovada*. Madrid, MEC y Ed. Popular S.A.
- del Pozo, R. M.(1988)** *La construcción didáctica del concepto de cambio químico*, en Alambique N° 17, Barcelona, Graó.
- Driver, R.; Guesne, E. y Tiberghien, A. (1985)** *Ideas científicas en la infancia y la adolescencia*. Madrid, Morata.
- Estella, J. (1986)** *Programa docente de Química*. Madrid. Narcea S. A. de Ediciones.
- Faraday, M. (1946)** *Las fuerzas de la materia e Historia química de una vela*. Buenos Aires, Emecé S.A.
- Fergusson, J.E.;** *The heavy elements: chemistry, environmental impact and health effects*”, Pergamon Press, 1990.
- Feyerabend, P. K. (1975)** *Against method: outline of an anarchistic theory of knowledge*. Londres, New Left Books. Traducción castellana por Planeta- Agostini, Col. Obras Maestras del Pensamiento Contemporáneo, Barcelona, 1996.
- Fourez, G. (1997)** *Alfabetización Científica y Tecnológica. Acerca de las finalidades de la enseñanza de las ciencias*. Buenos Aires, Colihue.
- Fourez, G. (1998)** *Saber sobre nuestros saberes. Un léxico epistemológico para la enseñanza*. Buenos Aires, Colihue.
- Furió Más, C. J.(1996)** *Las concepciones alternativas del alumnado en ciencias: dos décadas de investigación*, en Resultados y tendencias. Alambique N° 7. Barcelona. Graó.
- Galagovsky, L.(1996)** *Redes conceptuales, aprendizaje, comunicación y memoria*. Buenos Aires, Lugar Editorial.
- Gil Pérez, D. (1983)** *Tres paradigmas básicos de la Enseñanza de las Ciencias*. Revista Enseñanza de las Ciencias, Barcelona.

Giordano, M.; Cometta, A.; Guyot, V.; Cerizola, N. y Bentolila, S. (1991) *Enseñar y aprender Ciencias Naturales. Reflexión y práctica en la escuela media*. Buenos Aires. Troquel.

Gueventter, E. (1997) *Historia para el futuro. Jóvenes en los últimos 25 años*. Buenos Aires. Academia Nacional de Educación.

Leggett, J. (comp.) (1996). *El calentamiento del planeta: Informe de Greenpeace*. México, Fondo de Cultura Económica, Sección de Obras de Ciencia y Tecnología.

Lombardi, O. (1998). *La noción del modelo de ciencias*. Educación en Ciencias, Univ. Nac. de General San Martín, vol. 2 N° 4, marzo - junio 1998, págs. 5-13.

Manahan, S.E. (1991) *Environmental Chemistry*, Lewis Publishers.

Mellado Jiménez, V. (1988) *El estudio de aula en la formación continua del profesorado de ciencias*, en Alambique N° 15. Barcelona, Ed. Graó.

Pansza, M., Juárez Pérez, E. y Morán Oviedo, P. (1987) *Fundamentos de la Didáctica*. México. Gerníka.

Pozo, J.I. (1994) *La psicología cognitiva de los adolescentes y la educación científica*. Informe OEI. Madrid.

Rúa, A. (1993) *Evaluación de los aprendizajes*. Buenos Aires, Ministerio de Cultura y Educación.

Rudel, A. (1970) *Geología*. Montaner y Simon S. A. Barcelona, Colección M.S. de Ciencias Naturales, Publicaciones Reunidas S. A.

Sutton, D y otros (1983) *Fundamentos de ecología*. México, Editorial Limusa.

Schwarzenbach, R.P.; Gschwend, P.M., Imboden, D.M. (1995) *Environmental Organic Chemistry*, John Wiley & Sons..

van Loon, G.W. , Duffy, S.J. (2000) *Environmental Chemistry: a global perspective*. Oxford University Press.

Actividades experimentales

Ya aclaramos que, a nuestro criterio, las actividades experimentales no son las únicas actividades que se pueden proponer a los alumnos. Esta afirmación no menoscaba la importancia que poseen las actividades experimentales, denominadas también trabajos prácticos o trabajos de laboratorio. Justamente, ellas constituyen uno de los objetos de estudio de la didáctica de las ciencias y se encuentran, en estos momentos, en estado de debate. Por ello, no queremos cerrar este capítulo sin antes sugerirle, simplemente a modo de ejemplo, algunas actividades que puede realizar con sus alumnos.

Dado que ignoramos las condiciones de su trabajo profesional -si tiene o no a su disposición un laboratorio, si posee poco o suficiente equipamiento, o bien dispone de instalaciones e instrumental de primera calidad- en los diferentes capítulos de este material, incluimos actividades que contemplan esa disparidad de posibilidades. En esta ocasión, en cambio, le presentamos dos actividades para las cuales bastan unos pocos materiales o materiales de descarte.

Una salida de campo

Una estrategia mediante la cual usted puede volcar algunos de los contenidos propuestos a sus actividades de clase es a través de excursiones o salidas de campo.

A continuación le sugerimos una actividad factible.

- Proponer a sus alumnos que se agrupen en equipos y salgan un fin de semana a tomar muestras de agua de lagos, ríos, alcantarillas, etc. Dichas muestras pueden ser llevadas y expuestas en el laboratorio, aula o taller, registrando su color, turbidez, acidez, olor, etc., en función de su procedencia, y formulando hipótesis acerca del origen de las diferencias de propiedades encontradas.
- Solicitar a los equipos de trabajo formas de confirmar estas hipótesis, por ejemplo consultando a pobladores de la zona, organismos de preservación ambiental, etcétera.
- Promover el diseño y la puesta en práctica de diferentes actividades experimentales para comprobar la presencia de microorganismos o para el análisis de las muestras a través del reconocimiento de determinados aniones o cationes.

Esta tarea puede ser realizada como una *práctica abierta*, es decir, sin protocolos o guías estructuradas, de modo tal que sean los propios alumnos, con una mínima tutoría y orientación, quienes diseñen los diferentes experimentos, usando el listado de materiales del laboratorio.

La combustión

Uno de los contenidos que el docente en química del nivel polimodal o medio no puede dejar de revisar, es la combustión. Un buen disparador de los temas que involucra, es el planteo de situaciones problemáticas referidas, por ejemplo, al mal funcionamiento de una cocina a gas natural que tizna, un calefón instalado inadecuadamente, las similitudes y diferencias entre un calefactor a tiro balanceado y un brasero, etcétera. Situaciones todas ellas que generan discusiones a partir de las cuales se identifican las diferencias de los procesos y de los productos de estas transformaciones. A partir de esta discusión es posible proponer la lectura de un texto de Faraday, tomado de sus célebres conferencias en la Royal Society de Londres, allá por 1840, y proponer la realización del experimento que se indica en el fragmento transcrito a continuación.



APORTES Y SUGERENCIAS

“En la parte central de la llama, donde está el pabito, se encuentra nuestro vapor combustible; en la parte exterior tenemos el aire, que, como veremos, es necesario para la combustión de la vela; entre ambos tienen lugar reacciones químicas muy violentas, y como resultado de la interacción del aire y del combustible, simultáneamente con la obtención de luz, el vapor interior es destruido. Si examinan en qué parte está el calor de una vela, lo hallarán distribuido en una forma muy peculiar. Voy a tomar esta vela y sostener un trozo de papel sobre la llama. ¿Dónde está su zona calorífica? ¡Ven ustedes que no se halla en el interior! Se encuentra formando una especie de anillo, precisamente en la parte donde yo les decía que tenía lugar la reacción química y pese a la manera imperfecta en que realizo el experimento, y siempre que no haya demasiada corriente de aire, verán dicho anillo. Es un lindo experimento que Ustedes pueden repetir en sus casas. Tomen una tira de papel, traten de que la atmósfera del cuarto sea tranquila, coloquen el papel exactamente sobre la parte media de la llama –no debo hablar mientras hago el experimento- y observarán que se quema en los lados, y que en el medio no lo hace o se quema muy poco. Cuando, después de las primeras tentativas, puedan repetir correctamente esta prueba, comprobarán que la zona calorífica corresponde a la parte en que el aire y el combustible entran en contacto. Esto último es de suma importancia para nuestro tema.

El aire es indispensable para la combustión; más aún, debo hacerles entender que lo que se necesita es aire puro.”

Faraday, publicación realizada en 1946.

Para esta actividad, por cada grupo de trabajo sólo necesita portavelas, velas, papeles, un recipiente con agua para introducir en él los papeles que puedan inflamarse y fósforos. También es posible reemplazar los papeles por trozos de

cerámicas claras, de las que se utilizan para cubrir paredes de baño o cocina. En este caso sólo necesita, por cada grupo, un portavelas con vela, el trozo de cerámica y fósforos.

Esta actividad permite trabajar distintos tipos de combustiones, especialmente la combustión incompleta, y las distintas transformaciones que sufre la parafina o estearina de la vela desde el estado sólido hasta su combustión en forma de vapor. Se puede completar la actividad analizando y llevando a la práctica otro de los experimentos sugeridos por Faraday en esas conferencias:



APORTES Y SUGERENCIAS

...“Hay otro aspecto de la vela que ustedes deben conocer, ya que sin él no podrían comprender completamente la serie de consideraciones que nos sugiere. Me refiero a la vaporización del combustible. Para que ustedes puedan entenderlo, permítanme mostrarles un experimento muy bonito aunque trivial: si ustedes apagan una vela con cierto cuidado, verán que de ella sale humo. A menudo habrán ustedes percibido el olor del humo de una vela recién apagada, que por cierto es bastante desagradable; si ustedes la apagan, repito, podrán ver el humo en que se transforma esta sustancia sólida. Apagaré, pues, una de estas velas en forma que mi aliento no perturbe la atmósfera que la rodea; y ahora, si mantengo una cerilla encendida a dos o tres pulgadas de distancia de la mecha, observarán un hilo de fuego que atraviesa el aire y llega hasta la vela”.

Faraday

La introducción en el aula de textos producidos por científicos favorece, entre otros aspectos, la visualización de la ciencia como algo más que un conjunto de conocimientos y de procesos; la hace vivenciar como una actividad de hombres y mujeres que se desarrolla a lo largo del tiempo; permite contextualizar la producción de conocimientos y ayuda a interpretar los problemas que los científicos, filósofos naturales de siglos anteriores, debieron afrontar para que fuera posible alcanzar el nivel actual de desarrollo científico y tecnológico.

Actividades de evaluación parcial

En esta sección se encuentra una breve selección de actividades, algunas netamente disciplinares y otras que integran el campo de la química con su potencial tratamiento didáctico. Actividades que deben ser realizadas al terminar el trabajo con los diferentes contenidos del capítulo, cuando ya se ha adquirido una visión global de las problemáticas desarrolladas.

Estas son las actividades que usted debe resolver y enviar a su tutor, obligatoriamente, por correo electrónico o por la forma que se haya indicado previamente.

¿El objetivo de este envío? Simplemente, el de ir evaluando en proceso los distintos tramos del curso.



Sobre la base de la información suministrada en este capítulo, calcule los tiempos de residencia del agua en la atmósfera, en las aguas superficiales y en los océanos. Analice estos resultados en relación con la variación de la composición química de los mares y el agua fresca. El incremento de niveles de dióxido de carbono por gases de origen industrial modifica la composición de la atmósfera. ¿Se modificarán también los tiempos de residencia de los restantes gases? ¿Esto tiene efectos sobre el medio ambiente?

Imagine que está trabajando con sus alumnos algunos aspectos asociados con el subsistema atmósfera.

1. Elabore un informe en el que de cuenta de la posible secuencia de contenidos a desarrollar.
2. En ese contexto de trabajo surgen las siguientes dudas:
 - ¿Cuál es el proceso que genera la presencia de Hg elemental en la atmósfera?.
 - ¿Qué relación existe entre la presencia de compuestos de Pb en la atmósfera y las naftas conteniendo Pb?
 - Indique posibles respuestas a estas cuestiones.
3. Recupere su trabajo sobre la actividad N° 11 y consigne, en función de todo lo trabajado en este capítulo, la visión que ahora posee sobre el perfil del egresado de polimodal o nivel medio.

Clave de respuestas

A continuación, le presentamos respuestas y sugerencias orientadoras, sobre algunas de las actividades propuestas a lo largo del capítulo, destinadas a que usted pueda revisar y resignificar sus respuestas.



ACTIVIDAD N° 6

- a) La asociación simbólica entre fórmulas moleculares y nomenclatura requiere estimular componentes de aprendizaje tanto lógico - conceptual como memorístico. Una y otra forma de aprendizaje pueden estimularse, luego de una clase interactiva y dialogada de resolución de ejercicios de nomenclatura química de sustancias comunes (ácidos, bases, óxidos, sales, etc.) en pequeños grupos, mediante el análisis de textos simples, por ejemplo tomados de revistas de divulgación, en los cuales los alumnos reciban la consigna de "traducir" en palabras las fórmulas halladas, y de "traducir" en fórmulas los nombres de los compuestos presentes en los textos.

- b) Recuerde, como regla general, que para todo equilibrio químico, en particular para aquellos en solución, los parámetros que influyen sobre el desplazamiento del equilibrio son: temperatura, presión y concentración.

Ahora bien, aunque la modificación de la concentración de cualquier reactivo o producto afecta siempre la posición del equilibrio, porque la constante de equilibrio K se define como una función de las concentraciones de reactivos y productos, el valor de la constante de equilibrio solamente cambia si varía la temperatura, o bien la presión, para el caso de reacciones en fase gaseosa, o donde se formen gases.

En particular, el aumento de temperatura favorece las reacciones endotérmicas (absorción de calor) y desfavorece las exotérmicas (liberación de calor).

- c) Respecto de la compensación del posible incremento de acidez que se mencione, recuerde que un factor que puede alcalinizar el medio acuoso oceánico es la liberación de carbonatos, producida al morir los organismos bivalvos y otros dotados de caparazones calcáreos. El ciclo de sedimentación y disolución de los carbonatos en lechos marinos y oceánicos genera el equilibrio de solubilidad de carbonatos como el de calcio (¿se anima a escribirlo?), y consecuentemente el equilibrio de pH que produce el CO_2 disuelto, que luego se transfiere a la atmósfera.



ACTIVIDAD N° 8

2. La razón es la estructura **cristalina abierta** del hielo, que le permite tener una menor densidad que el agua líquida, al revés de lo que ocurre con las demás sustancias en la Naturaleza. Esta es una de las propiedades curiosas del agua, pero no es la única: otra es la posibilidad de formar uniones intermoleculares por puentes de hidrógeno, entre los átomos de hidrógeno de una molécula de agua, y el átomo de oxígeno de otra molécula. De esta manera, la estructura del agua, tanto al estado sólido como al líquido, es una red intermolecular que mantiene unidas fuertemente a las moléculas entre sí. De hecho, la unión por puente de hidrógeno es la causa del alto punto de ebullición del agua respecto de sus compuestos homólogos H_2S y H_2Se . Es decir que, si no fuera por los puentes de hidrógeno entre las moléculas de agua, esta sería gaseosa a 20°C y 1 atm, y la vida en nuestro planeta no habría sido posible... o sería muy diferente.

En el proceso de meteorización el incremento de volumen al congelar el agua entre las grietas de las rocas produce enormes presiones que, con el tiempo, llegan a fracturar las mismas (comparar con lo que pasa al poner una botella cerrada con agua en el *freezer*).

Como lectura para ampliar sus conocimientos sobre estos temas, le sugerimos: el texto de K. S. Davis y J. A. Day: *Agua, espejo de la ciencia*, EUDEBA/ Ciencia Joven (1971), y reediciones.

3. Este es un ejercicio original, que a través de una forma de operar conocida y sencilla nos permitirá obtener una interesante conclusión.

El área de cada cara del cubo es $A = \text{lado} \times \text{lado}$, por lo tanto tenemos:

$A_{\text{cara}} = 1 \text{ cm} \times 1 \text{ cm} = 1 \text{ cm}^2$ y como el cubo tiene 6 caras, $A_{\text{total}} = 6 \times 1 \text{ cm}^2 = 6 \text{ cm}^2$ en contacto con la solución.

La velocidad está expresada como:

$$V = \frac{\text{Cantidad de mineral (mol)}}{\text{tiempo (años)} \times \text{Area (m}^2\text{)}}$$

Datos:

$$V = \frac{2 \text{ mol}}{\text{año} \times \text{m}^2}$$

Cantidad de mineral = 1 mol

$$A = 6 \text{ cm}^2 = 6 \times 10^{-4} \text{ m}^2$$

Entonces:

$$\frac{2 \text{ mol}}{\text{año} \times \text{m}^2} = \frac{1 \text{ mol}}{\text{tiempo} \times 6 \times 10^{-4} \text{ m}^2} \Rightarrow \text{tiempo} = \frac{1 \text{ mol} \times \text{año} \times \text{m}^2}{2 \text{ mol} \times 6 \times 10^{-4} \text{ m}^2} = 833 \text{ años}$$

Si ahora se divide el cubo en 1.000.000 de cubitos de 0,1mm de lado, el área de cada cara será $A_{\text{cara}} = 0,01\text{mm}^2$ y el área de cada cubo $A_{\text{cubo}} = 0,06 \text{ mm}^2$. Por lo tanto el área total en contacto con la solución, suponiendo que los cubitos están separados, será $A_{\text{total}} = 0,06 \text{ mm}^2 \times 1.000.000 = 60000 \text{ mm}^2 = 6 \times 10^{-2} \text{ m}^2$.

Ahora la velocidad se mantiene constante por lo tanto:

$$\frac{2 \text{ mol}}{\text{año} \times \text{m}^2} = \frac{1 \text{ mol}}{\text{tiempo} \times 6 \times 10^{-2} \text{ m}^2} \Rightarrow \text{tiempo} = \frac{1 \text{ mol} \times \text{año} \times \text{m}^2}{2 \text{ mol} \times 6 \times 10^{-2} \text{ m}^2} = 8,3 \text{ años}$$

La conclusión final será que al aumentar la superficie en contacto con la solución el óxido tarda menos tiempo en disolverse. Se debe observar que el tiempo y el área varían de forma opuesta a fin de mantener constante el valor del parámetro velocidad.

4. Puede resultarle una experiencia útil con su grupo de clase una actividad de investigación que podemos llamar por ejemplo: "Explorando los elementos químicos en la cocina de casa", en la cual la consigna sea la elaboración de tablas indicando los utensilios y objetos encontrados, los elementos químicos presentes en los mismos y su estado de oxidación. A partir de allí, usted puede diseñar estrategias para que los chicos noten que un mismo elemento - por ejemplo un metal - puede estar presente en estados de oxidación diferentes, o bien que otro elemento puede pasar de un estado de oxidación a otro en una actividad cotidiana (por ejemplo: encender una cerilla, proceso en que el elemento fósforo, en su variedad alotrópica roja, se transforma en sus óxidos P_2O_3 y P_2O_5).
5. Para resolver esta actividad, le acercamos algunas pistas. Como usted sabe, el agua se denomina dura cuando contiene una cantidad significativa de Ca^{2+} y Mg^{2+} que están presentes en formas de bicarbonatos, carbonatos, sulfatos, cloruros, nitratos, etcétera. El proceso que se lleva a cabo para remover dichos iones, se llama ablandamiento. Hay varias técnicas, pero hoy las más utilizadas son las técnicas de intercambio iónico. Las resinas de intercambio iónico son polímeros orgánicos con sitios que acomodan iones, mediante interacciones relativamente débiles en los cuales es posible el intercambio cuando se acerca otro ión. Los sitios pueden ser catiónicos (ocupados por H^+) o aniónicos (ocupados por OH^-). Cuando el agua dura, por ejemplo, pasa por una resina de intercambio catiónico, los H^+ son reemplazados por Ca^{2+} y Mg^{2+} . Para otros intereses, los iones

negativos pueden ser eliminados por medio de resinas con sitios aniónicos llamadas de intercambio aniónico.

Ahora solo necesita recordar cómo son las estructuras de las arcillas del suelo para interpretar cómo éstas efectúan su propio proceso de intercambio iónico.

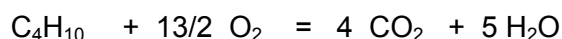
7. El criterio para decidir si una reacción es espontánea, desde el punto de vista termodinámico, consiste en determinar si la variación de energía libre estándar ΔG^0 es positiva o negativa. Dicha variación se relaciona con la constante de equilibrio y con las variaciones estándar de entalpía y de entropía ΔH^0 y ΔS^0 por las ecuaciones:

$$\Delta G^0 = -RT \ln K$$

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T \Delta S^0$$

La segunda de estas ecuaciones indica que, para que una reacción sea espontánea, una “combinación de signos” posible es un signo negativo para la variación entálpica ΔH^0 (reacción exotérmica) y un signo positivo para la variación entrópica ΔS^0 (aumento de entropía). Pero, como usted mismo puede verificar -y lo animamos a que lo haga- hay otras combinaciones posibles de signos y valores, que permiten la espontaneidad de una reacción, aún si la misma no es exotérmica.

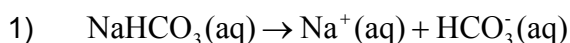
La combustión de butano en un encendedor:



es un proceso químico asociado a la producción de una llama, y claramente exotérmico. Además, ocurre con incremento de entropía, ya que aumenta el número de moles de sustancias gaseosas (¿puede hacer el cálculo correspondiente para comprobarlo?), con lo cual, la variación de energía libre en la misma es negativa.

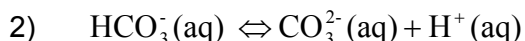
8. En este caso, le presentamos una posible resolución:

En principio, tenga en cuenta que el NaHCO_3 es una sal que se disuelve en agua disociándose.

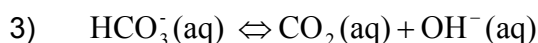


Esta es una reacción completa o irreversible.

Las dos posibilidades son:



La constante de equilibrio asociada a este proceso es, a 25 °C, $K=4,75 \times 10^{-11}$, y

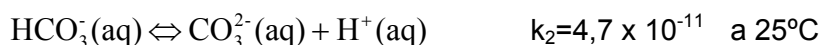
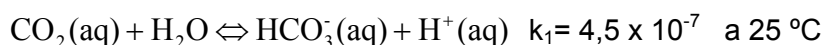
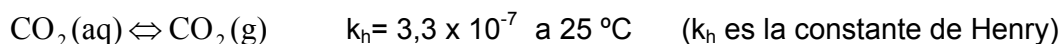


Cuya constante a 25 °C es $K'=2,2 \times 10^{-8}$

El H_2CO_3 no se incluye en la ecuación ya que se descompone en CO_2 y H_2O .

Como resultado de los equilibrios de las reacciones anteriores, hay una neutralización parcial entre las especies que determinan el pH de la solución. El pH final queda fijado por la reacción 3, cuya constante de equilibrio es mayor. Recuerde, en este punto, que la constante de equilibrio de una reacción nos da idea de la tendencia de la misma a completarse, de manera que cuanto mayor es la constante, más favorecida está la reacción.

En el caso que nos ocupa, es la reacción 3 la que explica el aumento de pH del agua pura al agregar bicarbonato de sodio. Si se agrega CO_2 al agua pura, el CO_2 se disuelve en el agua generando las siguientes reacciones:



Estas reacciones explican claramente que la concentración de H_3O^+ aumenta en la solución, con lo cual el pH disminuye, o sea que la solución es más ácida.

Es posible realizar un cálculo sencillo que nos permita visualizar cuáles son las especies mayoritarias. La presión parcial del CO_2 en la atmósfera es de 0,00358 atm, de manera que la concentración de CO_2 en la atmósfera es:

$$[\text{CO}_2] = k_h \times 0,00358 \text{ atm} = 1,2 \times 10^{-5} \text{ M}$$

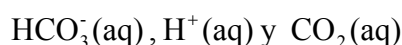
$$k_1 = \frac{[\text{HCO}_3^-] \times [\text{H}^+]}{[\text{CO}_2(\text{aq})]} = 4,5 \times 10^{-7}$$

Por ello resulta que:

$$[\text{HCO}_3^-] = [\text{H}^+] = \{[\text{CO}_2(\text{aq})] \times k_1\}^{1/2} = 2,2 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = \frac{[\text{CO}_2(\text{aq})] \times k_1 \times k_2}{[\text{H}^+]^2} = 5,0 \times 10^{-11} \text{ M}$$

De esta manera es factible probar que las especies mayoritarias son:



$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 5,7 \text{ o sea, un valor de pH menor que el del agua pura.}$$

9. La fábrica descarga 50 litros/hora de un efluente y cada litro del mismo contiene 50 μg del contaminante Cr (VI) en forma de cromato. Por lo tanto, la masa de Cr (VI) que se descarga por hora, se calcula multiplicando la descarga del efluente por la concentración:

$$50 \frac{\text{l}}{\text{h}} \times 50 \frac{\mu\text{g}}{\text{l}} = 2500 \frac{\mu\text{g}}{\text{h}}$$

El caudal del río es de 200 m^3/h , por lo tanto, una vez mezclados el agua de río y el efluente es posible calcular la masa de contaminante Cr (VI) por unidad de volumen del río, o sea, su concentración. Esto indica en qué magnitud el agua del río es afectada por el efluente.

Como la masa de Cr (VI) es constante:

$$c_{\text{efluente}} \cdot \text{Descarga}_{\text{efluente}} = c_{\text{río}} \cdot \text{Caudal}$$

$$[\text{Cr (VI)}]_{\text{río}} = \frac{50 \left(\frac{\text{l}}{\text{h}} \right) \times 50 \left(\frac{\mu\text{g}}{\text{l}} \right)}{200 \left(\frac{\text{m}^3}{\text{h}} \right)} = 12,5 \frac{\mu\text{g}}{\text{m}^3}$$

$$[\text{Cr (VI)}]_{\text{río}} = 0,0125 \text{ ppb}$$

10. La composición de la atmósfera es aproximadamente constante con la altura porque los gases principales que la componen (nitrógeno, oxígeno, argón, dióxido de carbono, neón, helio, metano, hidrógeno y óxido nitroso) tienen alto tiempo de

residencia (son casi no reactivos). Por otra parte, la densidad decrece con la altura.

12. Una transformación química global ocurre en varias etapas. Cuando una etapa no se puede reducir en etapas más simples se llama etapa elemental. El conjunto de etapas elementales constituye el mecanismo de reacción. Obviamente, si una reacción ocurre en dos etapas de muy diferente velocidad, la velocidad de la reacción total es determinada por la etapa más lenta.



ACTIVIDAD N° 10

3. Para esta actividad, observe que en la boleta de electricidad, la energía eléctrica consumida está expresada en kWh, y que en la boleta de gas, existen dos datos, uno de ellos es el consumo en m³ y el otro es el poder calorífico del gas expresado en kcal/m³. El producto de estos dos valores da como resultado el consumo en kcal.

Para poder calcular la proporción de energía consumida es necesario expresarlos en la misma unidad, por lo tanto, necesitamos el valor de equivalencia entre kcal y kWh, el cual se puede encontrar en libros de física, tablas de unidades, etcétera.

$$1 \text{ kcal} = 1,163 \times 10^{-3} \text{ kWh}$$

$$\text{Proporción} \frac{\text{energía eléctrica}}{\text{energía fósil}} = \frac{\text{consumo en kWh}}{\text{consumo en kcal} \times 1,163 \times 10^{-3}}$$

4. Ambas son celdas electroquímicas en las que ocurren las hemirreacciones de oxidación y reducción sobre dos electrodos separados físicamente por una solución conteniendo iones que conducen la electricidad dentro de la celda. Los electrodos están conectados a un circuito externo donde la corriente eléctrica es transportada por los electrones del metal que se conecta a ambos electrodos.

Ahora sí, revisemos la diferencia entre batería y celda electrolítica. Las baterías o pilas son celdas electroquímicas que operan espontáneamente y nos permiten obtener trabajo eléctrico a partir de procesos químicos de oxidación y

reducción que ocurren simultáneamente en cada electrodo. O sea que convierten energía química en eléctrica.

En una celda electrolítica, por el contrario, se debe entregar trabajo eléctrico para producir una reacción química que ocurre en dos hemirreacciones sobre cada uno de los electrodos. O sea que convierte energía eléctrica en química. Entregar trabajo eléctrico significa conectar la celda a una fuente de potencial eléctrico que hace circular corriente a través de la celda.

En lo que respecta a la segunda parte de la pregunta, en las celdas electroquímicas no se crea carga como consecuencia de las reacciones de óxido reducción. Por el principio de conservación de la carga, los electrones no se crean ni se destruyen y, por lo tanto, en las reacciones redox la especie que se oxida cede tantos electrones como toma la especie que se reduce.

CAPITULO 2: Átomos y moléculas, los actores microscópicos de las transformaciones químicas

A modo de introducción

En el capítulo anterior realizamos una presentación sobre la naturaleza macroscópica de la materia. Así, todo el trabajo propuesto a partir del origen y la evolución de la Tierra y de sus subsistemas facilitó la construcción de un panorama global acerca de las transformaciones físicas y químicas más comunes, en particular aquellas relacionadas con la presencia y destino de contaminantes, su transformación e impacto sobre el ambiente. Ese primer enfoque tenía la intencionalidad de abrir el camino para presentar nuestro eje de trabajo y, en simultáneo, facilitar el análisis de sus propios conocimientos acerca de algunos contenidos disciplinares y didácticos.

Tal como lo indica el título de este capítulo, su propuesta consiste en la presentación de la visión microscópica de la materia a partir de la revisión de los diferentes modelos que, sobre el átomo, constituyen hitos históricos fundamentales en la evolución del pensamiento científico y, además, el posible recorrido didáctico para la transposición de estos contenidos al aula del nivel polimodal o medio.

La organización del capítulo

En este apartado le anticipamos el desarrollo del capítulo, es decir ¿qué encontrará a partir de ahora?

Comenzamos replanteando y justificando la necesidad de introducir el trabajo con modelos en el aula. Luego, en la sección correspondiente, le acercamos un panorama general de los modelos atómicos y de su evolución histórica hasta llegar al modelo cuántico del átomo, para lo cual se presentan los hechos experimentales y las ideas fundamentales que, históricamente, llevaron a la formulación de este modelo. Así revisamos el átomo de Thomson, la experiencia de Rutherford, el átomo de Bohr, el átomo cuántico, los números cuánticos, el principio de exclusión de Pauli, el concepto de dualidad onda-partícula y el principio de incertidumbre.

El capítulo incluye, también, la introducción al modelo de enlace químico de Lewis que facilita la revisión de un modelo sencillo de enlace químico, y a partir del cual analizamos las vinculaciones entre este enlace y la geometría de las moléculas. Extendemos el tratamiento presentando uniones que involucran un gran número de átomos: unión iónica y metálica. Cerramos esta sección con una serie de *Actividades de autoevaluación*.

A continuación, se revisan aspectos importantes de la perspectiva didáctica. Entre ellos la noción de concepto estructurante y de ideas básicas, las ideas previas de los alumnos en relación con las reacciones químicas y su estudio a nivel microscópico, y algunas metodologías de relevamiento.

Seguidamente, presentamos el enfoque CTS (Ciencia, Tecnología y Sociedad) sobre los ejes histórico y ambiental, aplicado a las transformaciones químicas. Asimismo, realizamos sugerencias respecto de la posible secuenciación de los contenidos químicos abordados en este capítulo para su tratamiento en el aula y caracterizamos el rol del docente como divulgador científico natural de su comunidad, y la importancia del trabajo con los materiales proporcionados por los divulgadores profesionales y los textos de científicos. Por último, le brindamos un abanico de posibles actividades alternativas para el aula.

Como en el caso del capítulo 1, tendrá acceso, oportunamente, a las secciones de *Actividades experimentales*, *Actividades de evaluación parcial*, la *Clave de respuestas* y las *Referencias bibliográficas*.

Hecha la presentación, lo invitamos a comenzar el tratamiento de los citados temas a partir de una mirada sobre la idea de modelo.

Los Modelos en el aula

Es muy probable que, a lo largo de su trayectoria profesional, en innumerables ocasiones, haya usted trabajado con sus alumnos la noción de modelo. ¿Recuerda algunos de los modelos que propuso?

Con el objeto de ir ajustando códigos, antes de encarar la lectura de este apartado, le solicitamos la realización de una actividad de autoindagación vinculada, justamente, con el tratamiento de los modelos en el aula.



ACTIVIDAD N° 1

1. Reflexione sobre su práctica pedagógica y responda a las siguientes preguntas.
 - a) ¿Qué lugar ocupa, en ella, el trabajo con modelos?
 - b) ¿Cuáles son las ideas que, sobre los modelos, espera que construyan sus alumnos?

Confronte lo consignado en b con las que ideas que incluimos a continuación.

Una de las expectativas de logros que esperamos posean los alumnos del nivel polimodal es, sin duda, que ellos puedan comprender el **modelo de partículas** de la materia, es decir **la naturaleza corpuscular** de la misma.

Esta conceptualización, imprescindible para poder interpretar el comportamiento de las transformaciones químicas, debe haber sido trabajada en el tercer ciclo de la EGB y en niveles anteriores. No obstante, suele ser de utilidad, en especial si se trata del primer año del polimodal, que usted indague qué saben sus alumnos acerca de estas cuestiones.

Por ejemplo, discutiendo con ellos a la luz del modelo cinético molecular sus interpretaciones acerca de una cantidad de fenómenos cotidianos que involucran cambios de índole diversa, con el propósito de comprender si han comprendido la idea de la **discontinuidad** de la materia.

Para realizar con sus alumnos la indagación que le proponemos, una evaluación diagnóstica, es interesante partir de la idea de que lo que no se percibe en forma directa, la estructura microscópica de la materia, tiene que incidir en los aspectos observables, es decir, en las propiedades físicas y químicas a escala macroscópica.

Para realizar este diagnóstico, entre otras opciones, se puede recoger buena información a partir de la interpretación que sus alumnos manifiesten sobre algunas situaciones cotidianas.

Por ejemplo:

- si se derrama solución de amoníaco, su olor termina por invadir toda la habitación;
- algunos materiales son fosforescentes;
- si se frota un peine en forma conveniente, se levantan papelitos;
- los metales son buenos conductores de la electricidad;
- una solución salina puede permitir el pasaje de la electricidad;
- algunos minerales forman cristales;
- las micas se rompen originando superficies planas;
- en los tubos de luz fluorescente, entre los dos electrodos de los extremos no hay conductores metálicos.

Una adecuada interpretación de las situaciones anteriores es la base imprescindible para preparar el terreno para abordar los diferentes modelos atómicos y su evolución histórica hasta llegar al modelo cuántico del átomo. Este tratamiento es coherente con la siguiente expresión:

La ciencia, en su doble carácter de descripción y explicación, viene a ser una clave de lectura que tiene cabida en el universo del alumno en determinadas condiciones. Una de ellas, y no la menos importante, es que no se quiebre el complejo camino que empieza en la observación de los fenómenos y desemboca en los modelos formales

(Usabiaga, Fernández y del Valle, 1982).

Destacar el trabajo con modelos remite al quehacer de la ciencia, ya que los científicos construyen modelos para describir y predecir determinados fenómenos y porque es deseable que nuestros alumnos tomen conciencia de que las teorías, que integran un determinado campo del conocimiento, son representaciones intelectuales metódicas y organizadas (Fourez, 1997) que tratan de dar cuenta, de manera coherente, de los saberes disponibles. Saberes en los cuales subyacen modelos.

Por ello, es fundamental, en la enseñanza de la química, no sólo el trabajo con diferentes modelos sino, también, la reflexión sobre los mismos, con la intencionalidad de colaborar con nuestros alumnos en la construcción de una idea de modelo en la que se destaque su poder **explicativo** y **predictivo**, pero también sus limitaciones y sus rangos de validez. Construcción que forma parte de una concepción actualizada de la naturaleza de la ciencia.

En principio conviene resaltar que el modelo no es el fenómeno estudiado, sino una representación simplificada del modelo mental que las personas, en ese momento, poseen sobre el fenómeno en cuestión.

Esto significa que el modelo describe, en forma más sencilla o más gráfica, cuestiones que han sido construidas a partir de modelos empíricos. Por lo que será tanto más aceptado cuanto más coherencia posea con el modelo mental que lo generó, y cuanto más amplio sea su rango de validez, es decir cuando pueda explicar mayor cantidad de aspectos de ese fenómeno.

De manera general, se puede decir que:

- el modelo científico tiene fronteras, es decir, sirve para explicar algunos aspectos y otros no y
- cada modelo posee, además, una aceptación limitada y condicionada a cambios en los modelos mentales que las personas van experimentando.

Es fácil comprender que, para una misma situación, se pueden construir modelos diferentes. Si bien es cierto que puede haber modelizaciones individuales, en general, las que trascienden resultan de un trabajo colectivo y reflexivo. Por ello existen, en los distintos campos del conocimiento, modelizaciones **estandarizadas**, como las denomina Fourez, que han sido aceptadas por la comunidad científica, en un determinado momento, por haber resultado más exitosas que otras. Estas modelizaciones permiten la comunicación y los intercambios racionales entre las

personas, son utilizadas por pares que comprenden lo que ellas involucran y son reemplazadas por otras, cuando esa comunidad científica lo cree conveniente.

Todo lo expresado justifica el trabajo con modelos en el aula como, por ejemplo, los modelos atómicos que, además, permiten comprender algunas características fundamentales de la evolución del pensamiento científico en nuestro campo.

Podemos resumir estos comentarios indicando que dentro de las **expectativas de logros** que esperamos que nuestros estudiantes alcancen, se encuentran:

- el reconocimiento del carácter provisional de las teorías que comprenden nuestro campo disciplinar, sus logros y limitaciones y su continua búsqueda en la interpretación de la realidad a través de modelos y
- la comprensión de que los modelos no constituyen la realidad; son representaciones simplificadas de la misma, que tienen validez mientras no se presenten hechos observables que entren en contradicción con ese modelo o no aparezcan modelos superadores.

Ahora que ya planteamos importantes cuestiones acerca de la idea de modelo, lo invitamos a ingresar a la sección que desarrollamos una mirada microscópica sobre la materia y sus transformaciones.

Los actores microscópicos

Átomos y moléculas: Una revisión de los modelos y su evolución

En esta sección nos ocupamos de revisar una serie de aspectos fundamentales asociados con lo que hemos denominado los actores microscópicos de las transformaciones químicas: los átomos y las moléculas.

El planteo del tema será el siguiente:

- presentaremos en primer lugar un resumen de los modelos atómicos y su evolución histórica, hasta llegar al modelo cuántico del átomo;
- luego, los hechos experimentales y las ideas fundamentales que llevaron a la formulación del modelo cuántico, incluyendo el concepto de dualidad onda-partícula y el principio de incertidumbre;
- a continuación, desarrollaremos, sin abundar en mayores detalles matemáticos, los aspectos más importantes del átomo cuántico hasta llegar a la descripción de los orbitales atómicos;
- repasaremos el modelo de enlace químico de Lewis y presentaremos una versión del modelo sencillo de enlace químico, basado en la idea de orbitales moleculares como combinación de orbitales atómicos;
- seguidamente, veremos cómo la energía de la molécula varía con la distancia entre los átomos y cómo se caracterizan esa energía y la distancia de enlace;
- luego, introduciremos los conceptos de enlace covalente y polar y las uniones iónicas y metálicas se comparan con dichos enlaces en términos de energía y
- finalmente analizaremos cómo el tipo de enlace químico en una molécula determina su geometría, así como su carácter iónico o polar, y por ende su potencial de interacción intermolecular, y también cómo se predice la geometría de moléculas simples utilizando la teoría de repulsión de pares electrónicos de valencia (TREPEV).

Los modelos atómicos

Dado que nuestro interés se centra en las transformaciones químicas, interpretadas a la luz de los modelos actuales como el resultado de la ruptura y formación de las uniones entre átomos, nos interesa una descripción microscópica de la unión química en la molécula.

Sin embargo, antes creemos conveniente repasar en forma breve las teorías sobre la estructura del átomo, pues nuestra visión sobre la unión química y las moléculas depende del nivel de conceptualización que tengamos sobre el átomo.

Indudablemente, el **modelo atómico** propuesto por Dalton a comienzos del siglo XIX (1803-1808) junto con las ideas de Avogadro sobre las moléculas, como unidades fundamentales de los compuestos formadas por combinación de dos o más átomos, permitieron explicar una serie de observaciones experimentales sobre las reacciones químicas. Estas observaciones se relacionan, fundamentalmente, con las masas de los compuestos o elementos reaccionantes.

De esta manera, tanto la conservación de la masa en las reacciones como la ley de las proporciones definidas y múltiples en la combinación entre elementos para formar compuestos (Aldabe y otros, 1999; Candás y otros, 2000) se pudieron empezar a explicar, de una manera sencilla, a partir de los siguientes postulados.

- La materia está formada por átomos que son indivisibles (no pueden formar especies más sencillas, ni tampoco crearse a partir de especies más pequeñas).
- Hay distintos tipos de átomos: los átomos de un mismo elemento son idénticos en tamaño y masa, mientras que los átomos de diferentes elementos son diferentes entre sí.
- Los átomos de diferentes elementos se pueden combinar entre sí en proporciones sencillas para formar un compuesto.
- Los átomos de dos elementos pueden combinarse para formar más de un compuesto químico.

A esta altura del desarrollo del tema, consideramos que puede resultarle útil reflexionar acerca de estas cuestiones, a través de dos situaciones didácticas diferentes.



ACTIVIDAD N° 2

1. Algunos docentes, luego de trabajar el modelo atómico enunciado por Dalton, proponen a sus alumnos la discusión de la ley de las proporciones definidas y de las proporciones múltiples en el marco de ese modelo. Si usted hubiera presentado esta situación, ¿qué argumentos consideraría válidos?
2. Por otra parte, en algunos libros de texto (Cárdenas, 1998) suele afirmarse que:

“El átomo es la mínima parte de un elemento (que puede existir) sin que se pierdan sus propiedades, y la molécula es la mínima parte de un compuesto en la cuál aún se conservan sus propiedades”.

¿Cuál considera que es el alcance de esta afirmación?

¿A qué tipo de propiedades se refiere? ¿Físicas o químicas? (Piense, por ejemplo, en propiedades tales como energía de ionización, densidad, polaridad, constante dieléctrica, etcétera.)

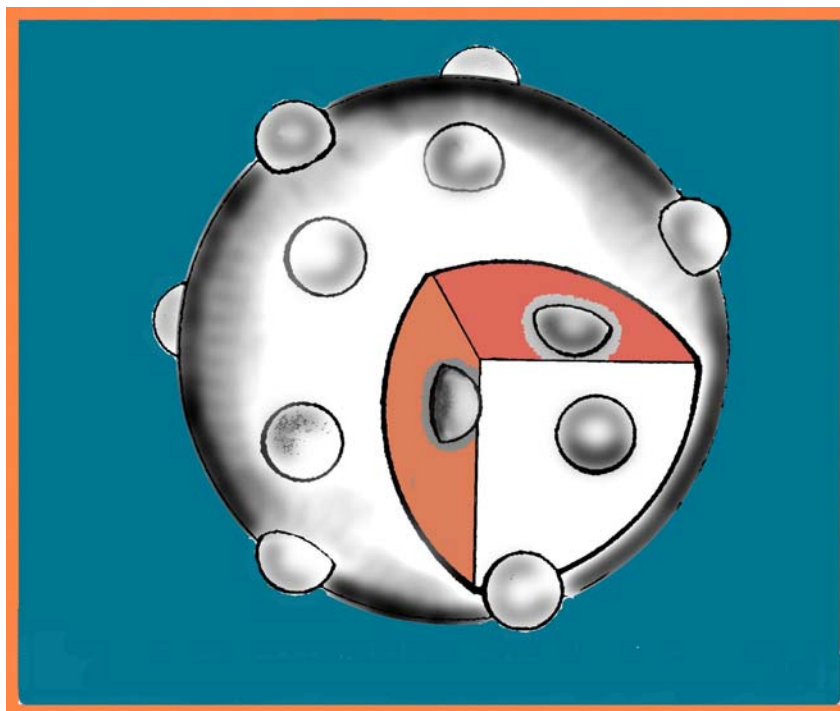
Este modelo atómico-molecular sobrevivió durante varias décadas, hasta que nuevas observaciones experimentales comenzaron a cuestionar la validez de sus postulados. Los aportes más importantes a la concepción moderna del átomo (Candás, 2000) provienen de:

- los estudios de la relación entre las reacciones químicas y la electricidad (electroquímica), alguno de los cuales son contemporáneos con el modelo de Dalton;
- los experimentos de Thomson (1895) con rayos catódicos y
- el descubrimiento de la radiactividad por Becquerel (1896).

Las experiencias de descargas eléctricas en tubos conteniendo gases, realizadas por Thomson, mostraron que al aplicar una diferencia de potencial muy alta entre dos electrodos se generaban, en el tubo, dos tipos de rayos: los **catódicos** que parecen dirigirse hacia el polo positivo, y los **canales** que lo hacen hacia el negativo. Los rayos catódicos son independientes del tipo de gas en el tubo, y por lo tanto deben estar formados por partículas de carga negativa que son las mismas para todos los átomos. A estas partículas, se las llamó **electrones**.

Los rayos canales están formados por partículas de carga positiva, pero cuya masa depende del tipo de gas en el tubo. Para explicar estos hechos, Thomson elaboró un modelo de átomo (el modelo del budín), en el cual los electrones se encuentran insertados en una masa de carga positiva que ocupa todo el volumen del átomo.

FIGURA 2.1: Esquema del modelo de átomo de Thomson



Un rasgo distintivo de este tipo de experimentos, que comienzan a realizar físicos y químicos hacia fines del siglo XIX, es que inaugura el trabajo con partículas de dimensiones atómicas, es decir partículas que no se ven, cuyos efectos y propiedades no pueden ser observadas ni medidas sino a través de métodos indirectos.

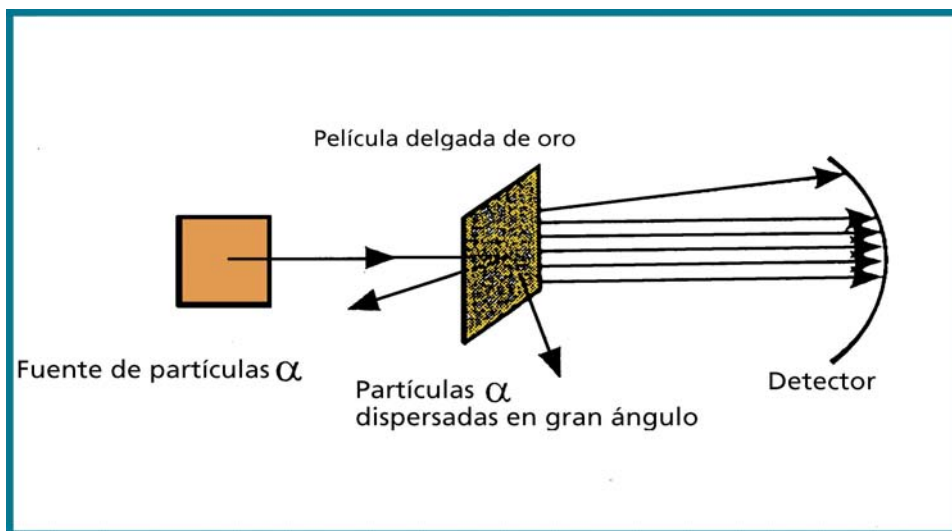
Es el comienzo de la Física y la Química modernas: una nueva forma de observar e interpretar los fenómenos naturales.

El modelo del budín quedó rápidamente obsoleto cuando Rutherford realizó en 1906 el famoso experimento en donde hizo incidir rayos α sobre una lámina de oro (Candás, 2000). Antes, Rutherford había encontrado que las emisiones radiactivas estaban formadas por tres tipos de rayos: α , β y γ .

Estos y otros experimentos mostraron que los rayos α tenían carga positiva, en tanto que los rayos β eran electrones (idénticos a los de los rayos catódicos), mientras que los rayos γ no tenían carga eléctrica.

En la experiencia de Rutherford, la lámina de oro era bombardeada con rayos α , y se observaba como se desviaban los mismos utilizando pantallas detectoras de rayos α en distintas posiciones. Los resultados fueron contrarios a los modelos vigentes de la materia: la mayor parte de los rayos α atravesaba la misma como si fuera un colador, mientras que una fracción se desviaba de la dirección original, y solamente una fracción aún menor rebotaba en la lámina de oro.

FIGURA 2.2: Experimento de Rutherford



APORTES Y SUGERENCIAS

Sir Ernest Rutherford

Seguramente, cuando se habla del muy conocido Sir Ernest Rutherford (1871-1937), en general se rememora su famoso experimento y, recién después, su importante galardón: el Premio Nobel. Efectivamente, Rutherford fue distinguido con este honor, allá por 1911.

Respecto de la figura y trabajos de Rutherford, es interesante destacar que en el año 1907, en la Universidad de Manchester, toma como ayudante a Hans Geiger, joven físico alemán, cuyo apellido se ha convertido en una palabra familiar en nuestra época. Rutherford, Geiger y Ernest Marsden, (un estudiante de Manchester), arman un contador de destellos (el primer antecedente de los modernos contadores Geiger), formado por un disco recubierto de sulfuro de zinc provisto de un sistema compuesto por una lente de aumento. El objetivo era hacer visible el impacto de las partículas α (alfa).

Es con este aparato que realizan el conocido experimento sobre el que estamos trabajando. Respecto de sus resultados, Rutherford, años más tarde, describiendo lo sucedido, realiza el siguiente comentario:

- “era tan verosímil como si se hubiese disparado un proyectil de 15 pulgadas contra una hoja de papel de seda, hubiese rebotado y nos hubiera alcanzado”

Rutherford tenía que encontrar una explicación a estos resultados experimentales, para lo cual propuso un modelo de átomo que puede resumirse en estos postulados:

- Los átomos están formados por un núcleo de carga positiva mucho más pequeño que el átomo.
- Los electrones giran alrededor del núcleo, dejando un gran espacio vacío entre ellos y el núcleo y siendo atraídos eléctricamente por el mismo.
- La carga negativa de todos los electrones del átomo es igual a la carga positiva del núcleo.

Este modelo del átomo, llamado **planetario** por su similitud con los planetas (electrones) girando alrededor del Sol (núcleo), fue la base de los modelos que permiten hacer predicciones cuantitativas sobre la energía del átomo y sobre la interacción de la luz con la materia.

El átomo de Bohr

El modelo planetario del átomo de Rutherford permitió explicar la arquitectura del átomo en términos de las partículas subatómicas conocidas hasta el momento, e introducir la visión del átomo como una partícula eminentemente vacía, donde la masa y la carga eléctrica se halla concentrada en partículas muy pequeñas comparadas con las dimensiones del propio átomo.

Sin embargo, el modelo de Rutherford no permitía explicar ciertas observaciones experimentales que involucraban la interacción de la luz con la materia. Por ejemplo, no era posible, usando dicho modelo, explicar por qué al entregarle energía a los átomos, estos emitían luz de longitudes de onda perfectamente definidas. Esta radiación proveniente de los átomos a temperaturas muy altas (llamada radiación del cuerpo negro) sirve para detectar su presencia en estrellas lejanas, muchísimo tiempo después de ser formados en las primeras etapas de la evolución del Universo, como se vio en el capítulo 1.

La luz, o la radiación electromagnética en general, a fines del siglo XIX era considerada como un fenómeno puramente ondulatorio, con leyes y comportamientos totalmente diferentes de los referidos a las partículas; pero ciertas propiedades de la radiación de los cuerpos calientes, como ser la distribución de longitudes de onda de la radiación emitida, no podían explicarse con esta visión ondulatoria.

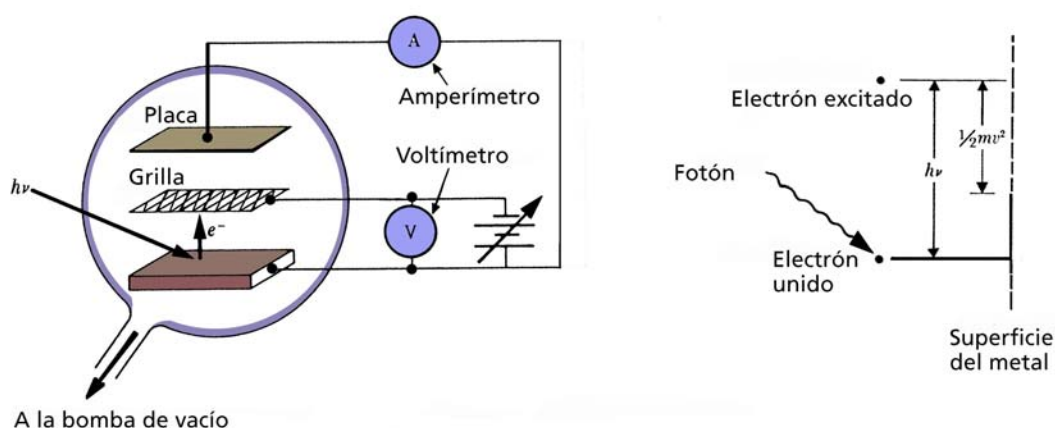
En el año 1900, Planck explica la radiación del cuerpo negro introduciendo una hipótesis revolucionaria: la luz puede comportarse también como corpúsculos, llamados **fotones**, con una energía proporcional a la frecuencia de la onda electromagnética asociada:

E

donde h es la llamada constante de Planck ($h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J. s).

En 1905, Einstein puede explicar la fotoelectricidad utilizando el mismo concepto de Planck: la luz está compuesta por fotones, cuyo contenido energético está determinado por su frecuencia o por su longitud de onda.

FIGURA 2.3: Experimento fotoeléctrico y un esquema de energías con su explicación



Estas ideas ya eran conocidas por Bohr cuando enuncia su modelo atómico. Modelo que hoy se conoce sencillamente como **átomo de Bohr** y se basa en los tres postulados que se mencionan a continuación.

- Los electrones se mueven describiendo órbitas esféricas alrededor del núcleo
- La energía del electrón en cada órbita es constante.
- Si el electrón recibe o entrega energía, puede pasar de una órbita a otra, es decir que pasa de un nivel de energía a otro.

Usted debe haber observado que el primer postulado es básicamente el modelo planetario, pero el segundo postulado encierra un concepto totalmente nuevo hasta el momento: la energía de un sistema formado por partículas microscópicas no puede tomar cualquier valor de energía, tal como sucede en la mecánica de Newton con las partículas macroscópicas, sino que solamente son posibles *niveles discretos* de energía. Esta hipótesis se conoce como **cuantización de la energía**.

La energía a que nos estamos refiriendo es a la energía de interacción entre el electrón y el núcleo, que es una parte de la energía del átomo, pero no toda su energía. Por ejemplo hay energía almacenada en el núcleo, pero esta no se manifiesta, pues en este modelo el núcleo es estable y no intercambia energía. La energía del electrón en cada órbita puede calcularse suponiendo que la fuerza de atracción electrostática entre el electrón y el núcleo es igual y opuesta a la fuerza centrípeta de rotación del electrón alrededor del núcleo.

La deducción de la expresión matemática de la energía de un electrón está fuera del objetivo de este módulo, pero es interesante analizar el resultado: la energía del electrón es función del radio de la órbita, es decir de la distancia del electrón al núcleo.

Dado que la energía no puede tomar cualquier valor, las órbitas no pueden tener cualquier radio, sino que toman los valores $n^2 \cdot a_0$, donde a_0 es una constante llamada radio de Bohr ($a_0 = 0,543 \cdot 10^{-10} \text{ m} = 0,543 \text{ \AA}$), y n es un número entero que coincide con el número de nivel y puede tomar los valores 1, 2, 3, ..., n .

La energía del electrón en cada una de estas órbitas para un átomo con carga nuclear Z , es decir con Z electrones, es:

$$E = -\frac{21,76 \cdot 10^{-19} Z^2}{n^2} \text{ Joules}$$

De modo que cuando el electrón se encuentra en órbitas más alejadas del núcleo, su energía potencial aumenta, tendiendo al valor cero para órbitas muy alejadas (siendo n un número muy grande)



APORTES Y SUGERENCIAS

La energía potencial del electrón

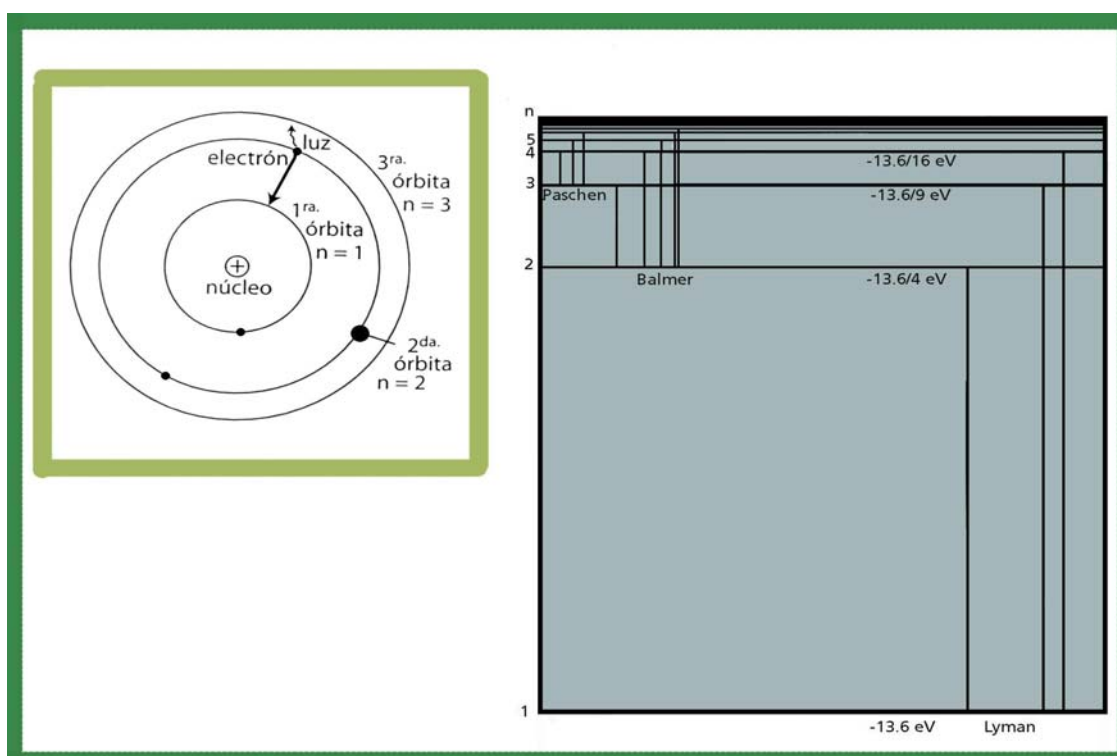
En Física, la energía potencial de una partícula se mide siempre respecto de algún cero definido arbitrariamente. Por ejemplo, si una partícula se encuentra atraída por un potencial gravitatorio debido a una masa (por ejemplo la Tierra) ubicada a una cierta distancia, su energía potencial tiende a ser nula cuando la separación es infinita. Por lo tanto, es conveniente elegir el cero de energía como la energía potencial cuando la partícula está infinitamente alejada del campo gravitatorio. A medida que ésta se acerca a la Tierra, la energía potencial se hace más negativa. El signo es arbitrario, y simplemente indica que para alejar a la partícula de la Tierra tengo que entregarle energía.

En el caso del electrón en el átomo de Bohr, la situación es similar: en el infinito, la energía potencial del electrón es nula.

¡Esto no implica que el electrón deba estar en la otra punta del Universo!.

En dimensiones atómicas, basta con que el electrón se separe del núcleo algunos nanómetros (milésimas de micrones) para que virtualmente esté desvinculado del núcleo. A medida que el electrón se acerca al núcleo, la interacción aumenta y la energía potencial se hace más negativa. La diferencia en este caso es que los valores de energía no pueden variar en forma continua sino que son posibles solo niveles discretos (cuantizados) de energía.

Figura 2. 4: Esquema del átomo de Bohr y los niveles de energía.



El tercer postulado tiene que ver con la interacción del átomo con la luz o con cualquier otra forma de energía. Cuando un átomo es excitado, su energía aumenta, y el electrón pasa de una órbita cercana al núcleo a otra más alejada. Por el contrario, si el átomo emite (pierde) energía, el electrón pasa de una órbita externa a otra más cercana al núcleo.

Esta transición de un electrón de una órbita o nivel de energía n a otra órbita o nivel de energía n' va acompañada por una variación de energía ΔE

$$\Delta E = E_{final} - E_{inicial} = -21,76 \cdot 10^{-19} \left(\frac{1}{n'^2} - \frac{1}{n^2} \right) \text{Joules}$$

ΔE es negativa si $n' < n$, es decir si el átomo emite energía, mientras que ΔE es positivo si el átomo absorbe energía.

En el primer caso, esta emisión de energía se produce emitiendo un fotón cuya energía es exactamente igual a $|\Delta E|$, es decir que la frecuencia de la radiación emitida será:

$$\nu = \frac{|\Delta E|}{h}$$

o bien su longitud de onda será $\lambda = c/\nu$, donde c es la velocidad de la luz ($c = 3,0 \cdot 10^8$ m/s).

Dado que los niveles de energía son fijos, un átomo emite o absorbe fotones de una determinada energía (longitud de onda), pero no puede emitir o absorber fotones de energía diferente de ΔE . De esta manera, en el modelo de Bohr, el origen de la emisión de luz de diferentes longitudes de onda por el átomo se relaciona con los niveles de energía del electrón antes y después de la emisión.

Sin embargo, el modelo de Bohr no pudo predecir adecuadamente el comportamiento de átomos con más de un electrón ($Z > 1$) ya que no tiene en cuenta la repulsión electrostática entre los mismos. Además, al someterlos a la acción de un campo magnético, se observaron espectros de emisión más complejos, que debieron interpretarse modificando el modelo original e introduciendo órbitas elípticas para los electrones.

Dualidad onda-partícula y el principio de incertidumbre

En la década de 1920, tomó forma definitiva una nueva manera de describir la mecánica de las partículas microscópicas: la **mecánica cuántica**.

Con esta teoría resultó posible explicar, no sólo las propiedades de todos los elementos conocidos, sino dar una correcta interpretación de la unión química y de la geometría de las moléculas. Desde el punto de vista epistemológico, al desarrollar un formalismo que permite abordar la descripción del mundo microscópico, la mecánica cuántica no invalida la mecánica clásica de Newton, sino que la amplía (Aldabe, 1999, pág. 49).

Ya hemos visto cómo ciertas propiedades de la radiación electromagnética (lo que vagamente llamamos luz) sólo pueden ser explicadas suponiendo dicha radiación

se comporta como corpúsculos de energía definida (**cuantos** de luz, de allí el nombre de la nueva mecánica).

En 1924, de Broglie sugirió que los electrones se mueven en los átomos como ondas y combinó la ecuación de Planck ($E = h\nu$) con la famosa ecuación de Einstein ($E = mc^2$) para obtener una ecuación (Gray, 1970) que relaciona la longitud de onda del electrón, considerado como onda, con su velocidad (v), considerado como una partícula de masa m .

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

Esta teoría fue muy controvertida, pues en la época de su formulación no había evidencias experimentales que la soportaran.



APORTES Y SUGERENCIAS

Un príncipe poco común

Louis Victor de Broglie (1892-1987) era príncipe, miembro de una noble familia francesa. Dedicado al estudio de la Física, cayó en forma rápida bajo el influjo que Einstein ejercía sobre las personas. Así fue que, sobre la base de sus trabajos y a los de Planck, de Broglie elaboró la idea de que, si la luz era energía y los electrones eran materia, tal vez ambos eran dos formas de una misma entidad física. Es obvio que no toda la comunidad científica de su época estuvo de acuerdo con tal audacia, hecho que le deparó no pocos problemas en el momento de presentar su tesis doctoral.

Pero finalmente sus ideas se impusieron, y en 1929 obtuvo el Premio Nobel de Física, siendo desde 1942 hasta su muerte Secretario Permanente de la Academia de Ciencias de Francia.

En 1927, Davisson y Germer realizaron un experimento que confirmó la hipótesis de De Broglie sobre el comportamiento “dual” del electrón como partícula y como onda.

Davisson y Germer hicieron incidir un haz de electrones sobre un cristal, en el que los átomos ocupaban posiciones bien determinadas (el espaciamiento entre ellos era constante y se extendía a todo el cristal).

El resultado fue sorprendente: al atravesar el cristal los electrones no se dispersaban en todas las direcciones por colisión con los átomos del cristal, sino que formaban figuras de difracción, similares a las que se obtiene cuando se hace pasar luz por rendijas equiespaciadas (difracción de la luz).

Es decir que el experimento mostró que los electrones se manifestaban en este caso como ondas y no como partículas, mientras que esos mismos electrones en otras experiencias (ejemplo: tubo de rayos catódicos) parecían comportarse como partículas.

Esta **dualidad onda-partícula** no es exclusiva del electrón, sino que caracteriza a todas las partículas microscópicas, y es el pilar sobre el que se edificó la mecánica cuántica. Una consecuencia de la naturaleza dual de la materia es el **Principio de incertidumbre** de Heisenberg. Es muy sencillo en su expresión matemática, pero de muy difícil asimilación cuando, como estamos acostumbrados, pensamos en función de los postulados de la mecánica clásica.

La idea básica de este principio es la imposibilidad de determinar en forma simultánea la posición y la velocidad del electrón, o de cualquier otra partícula microscópica.

Si Δx es la incerteza o indeterminación en la posición, respecto de la dirección

x , de un electrón de masa m , y Δv la incerteza en la velocidad del mismo, el principio de incertidumbre indica que:

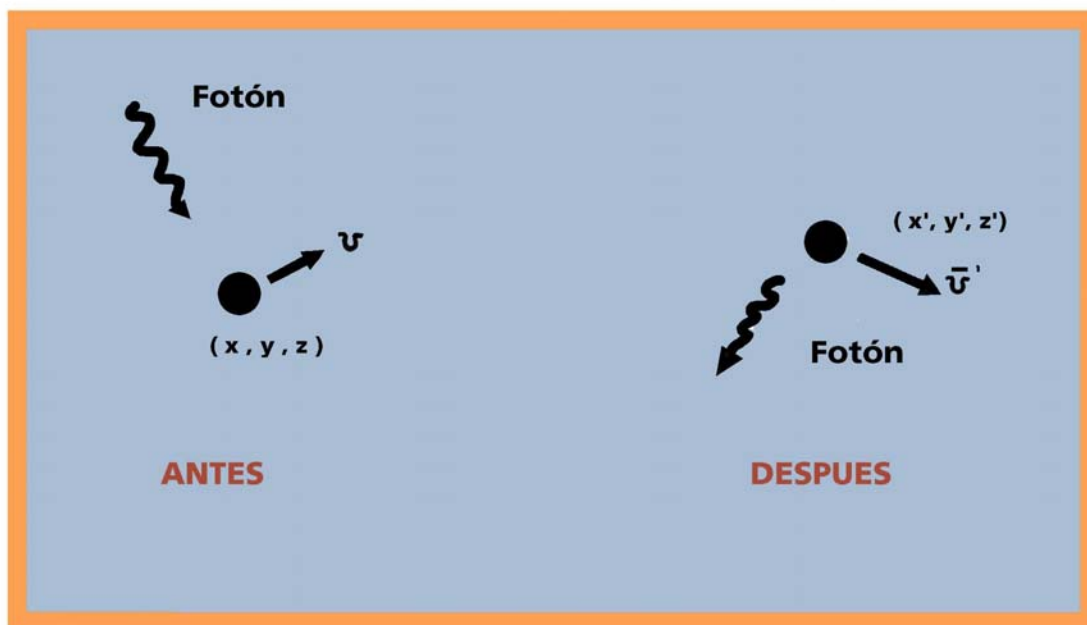
$$\Delta x \cdot \Delta v \geq \frac{h}{m}$$

Este principio, cuya validez ha sido probada por la observación experimental, encierra la idea del comportamiento dual del electrón.

Si podemos determinar exactamente la velocidad de una partícula ($\Delta v = 0$), entonces la misma está completamente “deslocalizada” en el espacio ($\Delta x = \infty$): es decir que tiene las características de una onda, o más precisamente, de un paquete o tren de ondas superpuestas, que se propagan en el espacio.

A partir de la admisión de la naturaleza dual de la materia, la idea de electrones orbitando alrededor del núcleo deja de tener validez, y sólo podremos hablar de una cierta probabilidad de encontrar el electrón en una región del espacio.

FIGURA 2.5: Modificación de la posición de la partícula al intentar medirla



Seguramente, le resultará interesante el texto que adjuntamos a continuación, traducido del libro “A Brief History of Time” , de S. W. Hawking,



APORTES Y SUGERENCIAS

Posición y velocidad de una partícula

Para predecir la posición y velocidad futura de una partícula, uno debe conocer su posición y velocidad actual con precisión. La manera obvia de hacer esto es iluminar la partícula con luz. Algunas de las ondas de luz serán desviadas por la partícula, y esto indicará su posición. Sin embargo, no podremos determinar la posición de la partícula con una precisión mayor que la distancia entre dos crestas de la onda, de modo que se necesita usar luz de baja longitud de onda para medir la posición con precisión. De acuerdo a la hipótesis de Planck, no se puede usar una cantidad arbitrariamente pequeña de luz; debe usarse al menos un fotón. Este fotón perturbará a la partícula y cambiará su velocidad en una manera que no podemos predecir. Además, cuanto más precisamente medimos la posición, menor es la longitud de onda de la luz que se necesita, y entonces mayor será la energía del fotón. Así, la velocidad de la partícula se modificará en mayor cantidad.

En otras palabras, cuanto más precisamente uno trate de medir la posición de la partícula, con menos precisión mide la velocidad, y viceversa. Heisenberg mostró que el producto de multiplicar la masa de la partícula por las incertezas en su posición y velocidad no

podía ser nunca menor que una cierta magnitud, que se conoce como constante de Planck. Además, este límite no depende de la forma en la cual uno trata de medir la posición o velocidad de la partícula, o del tipo de partícula: el principio de incertidumbre de Heisenberg es una propiedad fundamental e inevitable del mundo.

El principio de incertidumbre tuvo profundas implicancias para cambiar la manera en que miramos el mundo. Aún después de más de cincuenta años, las mismas no parecen haber sido apreciadas por muchos filósofos, y son aún materia de muchas controversias. El principio de incertidumbre señaló el fin del sueño de Laplace de una teoría integral de la ciencia, un modelo del Universo completamente determinista: no se pueden predecir los eventos futuros exactamente, si no se puede medir el estado presente del Universo con precisión.

El átomo cuántico

El físico austríaco Erwin Schrödinger postuló en 1926 que, para un electrón con propiedades de onda, su localización en el átomo podría describirse mediante una **función de onda**, que contiene toda la información sobre la posición y las propiedades físicas del mismo (energía, velocidad, momento angular, etc.). La función de onda $\Phi(x,y,z)$ es una función de las coordenadas (x,y,z) del electrón y determina la probabilidad de encontrar al electrón en ese punto del espacio.

La ecuación de Schrödinger es la ecuación fundamental de la mecánica cuántica, y es el equivalente a las leyes de Newton en mecánica clásica.

Una forma sumamente simplificada de esta ecuación es:

$$H(\Phi) = E \cdot \Phi$$

donde E es la energía del sistema y H representa el operador hamiltoniano, es decir, una operación matemática (cuya forma depende del tipo de potenciales de interacción y del desplazamiento del sistema en el espacio), que se aplica a la función de onda para obtener como resultado el producto de la energía por la función de onda.

Un ejemplo trae claridad a este enunciado: en el caso de un electrón moviéndose en una dirección x , el operador hamiltoniano equivale a d^2/dx^2 , es decir a la derivada segunda respecto de esa variable. Esta ecuación es difícil de resolver para el caso simple de un átomo de hidrógeno, formado por un núcleo cargado positivamente ($Z = 1$) y un electrón, e imposible de resolver para átomos más complejos sin realizar aproximaciones. Los resultados, para el caso del átomo de hidrógeno, nos dan una descripción muy completa del sistema.

Para el caso del átomo de H, o de cualquier átomo con un electrón (He^+ , Li^{2+}), la ecuación de Schrödinger indica que el electrón no puede tener cualquier valor de energía, sino solo los valores discretos (cuantizados) determinados por un **número cuántico** n , idéntico al del modelo de Bohr, y la cuantización surge aquí naturalmente como una condición para poder resolver la ecuación.

Sin embargo, la solución de la ecuación de Schrödinger para el átomo de H introduce dos condiciones más, resumidas en dos nuevos números cuánticos llamados l y m .

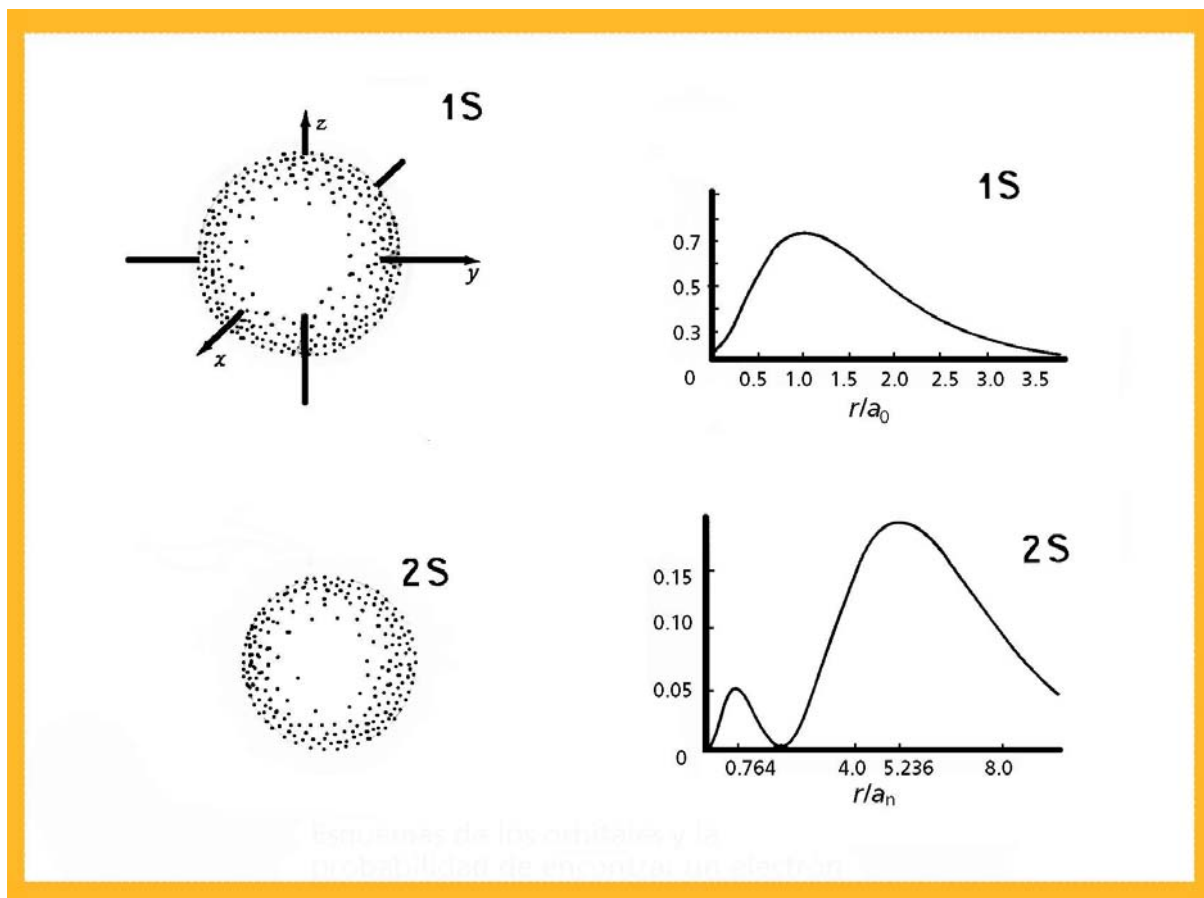
El número cuántico l se relaciona con el momento angular del electrón, y puede tomar valores enteros que van desde cero hasta $n - 1$, y cada uno de estos números se representa con una letra (s para $l = 0$, p para $l = 1$, d para $l = 2$, f para $l = 3$, etc). El número cuántico m está vinculado a l , y puede tomar valores enteros que van desde $-l$ hasta $+l$ (ejemplo: si $l = 2$, m puede tomar los valores -2 , -1 , 0 , $+1$ y $+2$).

Mientras que los números cuánticos n y l determinan la energía del electrón, los números cuánticos l y m determinan la forma de la región del espacio donde es posible encontrar el electrón.

Curiosamente, para el nivel más bajo de energía ($n = 1$, $l = 0$), la expresión para la energía coincide con la dada por Bohr, y la probabilidad de encontrar al electrón es máxima a una distancia de $0,543 \text{ \AA}$, o sea el radio de Bohr, a_0 . Esto pone de relieve la formidable intuición de Bohr al postular la existencia de órbitas de energía constante. Además, permite hacer un paralelo con las órbitas electrónicas del modelo planetario, si identificamos el radio de las órbitas de Bohr con el radio del casquete esférico que marca la región de máxima probabilidad de encontrar el electrón. Sin embargo, para $l > 0$ la forma del espacio donde es máxima la probabilidad de encontrar el electrón difiere mucho de poder ser asimilado a una órbita.

Es muy útil definir la región del espacio donde haya una cierta probabilidad de encontrar el electrón. Aún cuando la probabilidad de encontrarlo muy lejos del núcleo no es cero, es muy escasa, y el 90% de probabilidad de hallarlo define una región del espacio alrededor del núcleo que se denomina **orbital atómico**.

FIGURA 2.6: Esquema de los orbitales y la probabilidad de encontrar el electrón



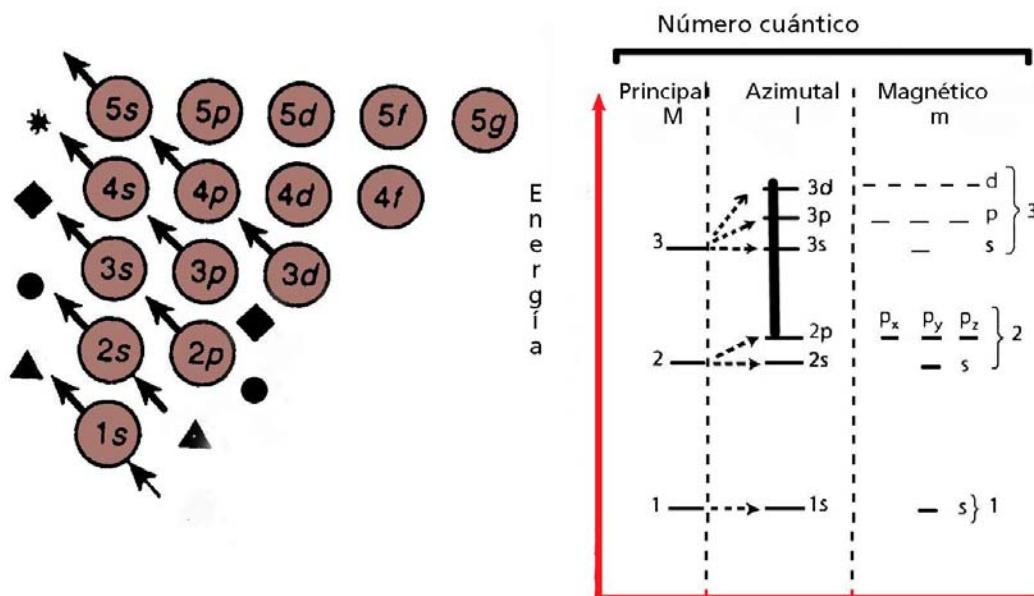
Como usted sabe, existe un cuarto número cuántico que es el **número cuántico de spin**, designado con la letra *s*, y que puede ser equiparado en términos clásicos con la rotación del electrón sobre su propio eje. Este número cuántico es vital para explicar la periodicidad de las propiedades atómicas, y puede tomar sólo dos valores fraccionarios: $+1/2$ y $-1/2$.

Los números cuánticos y el principio de exclusión de Pauli

En átomos polielectrónicos, el problema de caracterizar la función de onda se complica, pues debe incluirse en la ecuación de Schrödinger la repulsión entre los electrones. Pese a ello, los cuatro números cuánticos *n*, *l*, *m* y *s* describen completamente los niveles de energía y la forma de los orbitales atómicos.

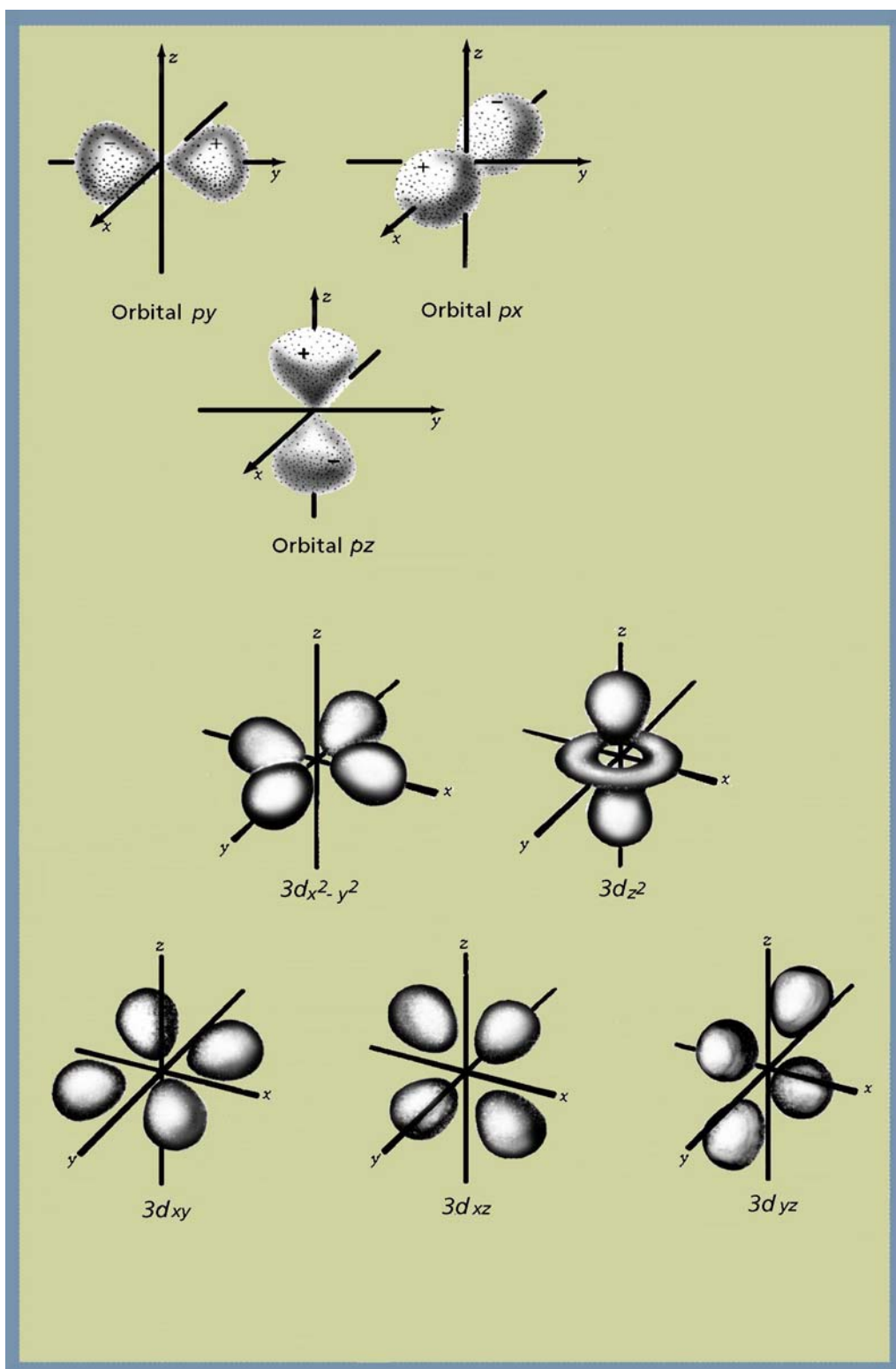
Los niveles de energía aumentan a medida que crece el valor del número cuántico *n* y, al igual que en el modelo de Bohr, la probabilidad de encontrar el electrón mas lejos del núcleo aumenta a medida que aumenta *n*. Pero ahora el número cuántico *l* también determina la energía del electrón, y esta aumenta con el valor de *l* para un mismo valor de *n*. Para valores distintos de *n*, no es tan directo el orden de energía creciente, y se recurre a la *regla de las diagonales*.

FIGURA 2.7: Regla de las diagonales



Dado que el número cuántico m no determina la energía, tenemos 3 orbitales con la misma energía para $l = 1$ (orbital p), y 5 orbitales con la misma energía para $l = 2$ (orbital d).

FIGURA 2.8: Esquema de los orbitales p y de los niveles de energía



Los electrones de un átomo estable se disponen de modo de ir ocupando los niveles en forma creciente de energía. Pero ¿cuántos electrones es posible ubicar en cada orbital?

La función de onda que describe el sistema debe cumplir con ciertos requisitos de simetría, que Pauli resumió en forma muy sencilla en el **principio de exclusión**: dos electrones en un átomo deben poseer al menos un número cuántico distinto, es decir que los cuatro números cuánticos de un electrón no pueden ser idénticos a los de otro electrón.

Utilizando la regla de las diagonales y el principio de exclusión de Pauli, es posible predecir la configuración electrónica de todos los átomos y prever las características de periodicidad de sus propiedades químicas, basada en el hecho de que aquellos elementos que tienen la misma configuración electrónica en sus niveles incompletos más externos tendrán propiedades químicas similares.



APORTES Y SUGERENCIAS

Buscando al gato de Schrödinger

El físico austriaco Erwin Schrödinger (1887 – 1961), Premio Nobel de Física de 1933, se lamentaba en una carta, dirigida a Niels Bohr, de la amarga suerte corrida por uno de sus gatos. Pero no se trataba de uno de los felinos que tanto quería, y en cuya compañía apareció fotografiado en varias oportunidades, sino de un misterioso gato, encerrado en una extraña caja, sobre el cual los investigadores en Mecánica Cuántica aún se hacen preguntas.

Aclaremos esta historia: Schrödinger postula el formalismo de las funciones de onda en 1926, y poco después, para ilustrar el concepto en términos macroscópicos, presenta una célebre paradoja, que decía más o menos esto: “Imaginen Ustedes que tenemos una caja negra, de enormes dimensiones pero finita, cerrada en todas sus dimensiones, con solamente unas diminutas ventanas para que entre aire, y una puerta de entrada, justo para el tamaño de un gato. No es posible acceder al interior de esta caja con ningún instrumento de medición conocido, y menos aún abrirla, aunque sabemos que alguien en algún momento ha introducido en algún lugar del interior de la caja un cuenco con leche envenenada. Supongan ahora, finalmente, que dejamos entrar a un gato en la caja. ¿Qué pueden decir acerca de la posición del gato luego de cierto tiempo t (diez minutos, una hora)? ¿Y de su estado? ¿Podremos saber con certeza si está vivo o muerto en un cierto momento?”

Por supuesto, como usted imaginará, por ahora no disponemos más que de respuestas provisionales para establecer la trayectoria del gato de Schrödinger... o de los electrones en torno a un núcleo atómico.

Antes de proseguir con la mirada microscópica acerca de la estructura de la materia, le proponemos un alto en este recorrido. Momento que aprovechamos para volver a reiterar la importancia de analizar el “listado de dudas”, que implica todo proceso en el cual está presente la intencionalidad de la transposición didáctica.

- ¿Qué sé yo sobre este tema? o ¿qué sabemos nosotros (el grupo de colegas) sobre este tema?
- ¿Qué saben mis alumnos?
- ¿Cómo puedo averiguarlo?

¿Sabe que nosotros pasamos por las mismas incertidumbres? En efecto, a través de este espacio de crecimiento profesional y teniendo conciencia de que la relación que mantenemos con usted se encuentra diferida temporalmente, nosotros, también, nos preguntamos

- ¿Qué respuestas podemos acercarle?
- ¿Cómo podemos orientarlo?



APORTES Y SUGERENCIAS

Las preguntas

.... “Las preguntas, si lo son, comprenden la identidad de quien las plantea incluso cuando no resulten en sentido estricto preguntas autobiográficas. Precisamente debido a ese férreo carácter personal e intransferible de la pregunta, es decir, en virtud de su sello de instancia indelegable, la respuesta requerida no puede estar construida con antelación a ese preguntar. Sócrates no dispone de las respuestas que buscan sus interlocutores. No puede disponer de ellas si de verdad pregunta. Ellas sólo han de ser creación de quien se anime a forjarlas. Cada cual debe responder a su manera, así como no puede sino preguntar a su manera.”

Santiago Kovadloff- Clarín- 16/10/90

Le sugerimos que, una vez finalizada la pausa, el momento de descanso, reanude su tarea tratando de indagar su dominio sobre los contenidos que acaba de leer. Para ayudarlo en este análisis, le acercamos una actividad con una serie de cuestionamientos, algunos asociados a la comprensión académica de los temas y otros a las formas de acercamiento de esos contenidos a su práctica concreta.

Lea con atención cada una de las situaciones, y registre sus respuestas para volver a ellas cada vez que lo necesite.



ACTIVIDAD N° 3

Un docente, con equipamiento adecuado, va a mostrar a sus alumnos experiencias con rayos catódicos. En esa situación:

1. ¿Sobre qué características de los rayos catódicos centraría su trabajo?
2. En la supuesta situación anterior, un alumno pregunta: ¿por qué se forman los rayos catódicos?. En este caso, ¿cómo se debe proceder?
3. Los rayos catódicos no son visibles. Para poder observarlos, Thomson recurrió a pintar una de las caras del tubo con un material fluorescente. Al impactar los rayos catódicos (electrones) sobre ese material se produce la emisión de luz, de modo que indirectamente “vemos” donde pegan los electrones. ¿Cuáles son las posibles aplicaciones prácticas de los tubos de rayos catódicos en la vida cotidiana?
4. La luminiscencia, emisión de luz frente a algunos estímulos, puede ser clasificada en forma convencional como fluorescencia o como fosforescencia. ¿Qué ejemplos de la vida diaria dan cuenta de estos dos tipos de procesos?
5. Se han analizado diferentes modelos atómicos, paradigmáticos en diferentes momentos de la historia de la ciencia. Entre ellos los de Thomson, Rutherford y Bohr. Para cada uno de ellos, trate de elaborar argumentos que justifiquen su inclusión, y las razones de sus reemplazos por otros modelos.
6. Un grupo de alumnos trae a clase la inquietud de saber por qué emite luz una lamparita común, encendida. ¿Cómo resolvería esta cuestión?
7. Para ilustrar la forma de los orbitales atómicos, ¿qué modelos se pueden utilizar en el aula?
8. ¿Es posible vincular en el aula las propiedades comunes de los elementos de determinados grupos de la *Tabla periódica* con su distribución electrónica?, ¿Cómo?
9. En el capítulo 1, se vio cómo se formaron los elementos en el Universo y, además, que es posible determinar la composición de una estrella lejana analizando la longitud de onda de la radiación emitida. Explique, usando el modelo de Bohr, la manera de determinar si la radiación proveniente de alguna parte del Universo fue emitida por átomos de hidrógeno?
10. El potencial de ionización de un átomo es la cantidad de energía que debe entregarse al mismo para ionizarlo, es decir arrancarle un electrón. Ej: $H \rightarrow H^+$

+ e ¿Cómo se podría calcular, utilizando el modelo de Bohr, el potencial de ionización del H?

11. Para trabajar con los alumnos el modelo cuántico del átomo, donde se va a hacer hincapié en la probabilidad de encontrar al electrón a una determinada distancia del núcleo y dado que el concepto de probabilidad puede no ser familiar para ellos, ¿cómo introduciría esta noción?

Los modelos de unión química: el contexto histórico

En 1913 Bohr formuló un modelo atómico basado en la mecánica clásica, y por tanto en las leyes de Newton. En dicho modelo, los electrones giraban alrededor del núcleo cargado positivamente, evitando de esta manera que la interacción electrostática entre cargas opuestas acabe con el electrón pegado contra el núcleo, como en el modelo de budín de Thomson (algo parecido a lo que ocurriría con la Tierra y el Sol, por interacción gravitatoria, si la Tierra no orbitara alrededor del Sol).

En 1916, el físico - químico norteamericano G. N. Lewis propuso la primera teoría moderna de la unión química basada en el modelo atómico de Bohr. La esencia de esta teoría era que la unión entre átomos se produce al compartir un par de electrones de *magnetismo* opuesto. Esta idea del magnetismo intrínseco de los electrones fue propuesta por Lewis, sin poder fundamentarla, pero pocos años después pudo ser explicada por la mecánica cuántica, con el concepto de **spin**.

Las ideas de Lewis sobre la unión química se remontaban a 1902, pero no se las dio a conocer hasta 1916, luego de que aparecieran publicados artículos de otros autores con ideas sobre la naturaleza de la unión química (Branch, 1984).

El artículo publicado por Lewis se titulaba “*El átomo y la molécula*” y en realidad, tal como lo sugiere el título, contiene dos teorías. El modelo de átomo de Lewis estaba en conflicto con el de Bohr, porque en la teoría de Lewis los electrones se hallaban quietos, mientras que en el modelo de Bohr los electrones estaban en constante movimiento dentro del átomo. Ambos modelos compartían, sin embargo, la idea de un núcleo central de carga positiva y de masa mucho más grande que el resto (electrones), pero diferían en la forma de clasificar los electrones. En el modelo de Bohr la clasificación es por órbitas, mientras que en el de Lewis es por capas. Aunque, en realidad, ninguno de los modelos es consistente con las leyes de la física.

El átomo de Bohr era inestable, ya que las leyes de la electrodinámica predicen que una carga en movimiento debe perder energía emitiendo radiación, y por tanto el electrón terminaría colapsando contra el núcleo. Mientras tanto, su competidora, la teoría de Lewis, recibía un severo golpe con el descubrimiento de la molécula - ion

hidrógeno (H_2^+), que no debería existir según dicha teoría por la simple razón de poseer un solo electrón.

Hacia fines de los años '20, Fritz London, Erwin Schrödinger y Linus Pauling utilizan la mecánica cuántica para explicar la naturaleza de la unión química. Esta teoría muestra como dos átomos se mantienen unidos por dos electrones de spin opuesto, pero también explica por qué es posible la existencia de la molécula de H_2^+ . La energía de enlace y la longitud del enlace químico pudieron también estimarse a partir de esta nueva teoría, cuyas bases aún hoy perduran.

Gracias al enorme avance de las computadoras, hoy es posible modelar y obtener información sobre la estructura y reactividad de moléculas tan complejas como proteínas, ácidos nucleicos, etcétera.

El modelo de unión química de Lewis

Como se indicó antes, la **teoría de Lewis de la unión química** se basa en el modelo atómico de Bohr, en el que los electrones se ubicaban en capas internas y en capas externas o de valencia.

Lewis utilizó a fondo las propiedades de reactividad de los elementos reflejadas por la Tabla periódica para establecer criterios acerca de como se suponía que debían combinarse dos o más elementos para formar compuestos. La observación fundamental era que los gases inertes (excepto el He) tienen 8 electrones en su capa externa, y eso les confiere una alta estabilidad química.

Por ello, el postulado fundamental del modelo de Lewis establece que **los átomos se combinan para formar moléculas compartiendo electrones de la capa de valencia, de modo que el átomo adquiere la configuración electrónica del gas noble más próximo.**

En los diagramas de Lewis de uniones químicas, se representa cada átomo por su símbolo rodeado de puntos, estos representan el número de electrones en la capa de valencia y los que comparte con los átomos a los que está unido.



APORTES Y SUGERENCIAS

Una aclaración y una recomendación

Es muy probable que usted haya reparado en el hecho de que nuestra introducción a las uniones químicas (la formación de moléculas) pasó primero por una descripción física de la materia, es decir por la formación de los átomos a partir de electrones, protones y neutrones y solo luego a la unión de estos para formar moléculas.

Esta presentación no es casual. Fue planeada con la intención de trazar un paralelismo con la forma en que, según vimos en el capítulo 1, se acepta hoy día que se ha formado el Universo.

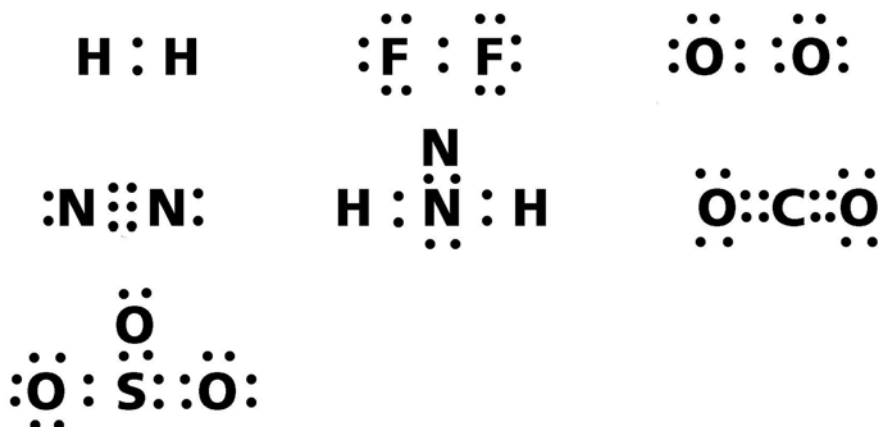
Primero se presentaron las partículas que componen el núcleo, luego se formaron los átomos y finalmente los compuestos. Esta situación puede servir para una buena discusión, en la sala de profesores, con otros colegas de química y con los de física. Pues esta postura, ¡mal que nos pese!, puede llevar a la idea de que la química nació después de la física.

Por ello nuestra sugerencia... ¡prepare argumentos para defenderse!...

Y para tener mayor claridad y buenos argumentos, nada mejor que seguir leyendo, estudiando, capacitándose...

El modelo de Lewis permite explicar las uniones químicas covalentes simples (un par de electrones compartidos), las múltiples (dos o más pares de electrones compartidos) y las coordinadas (uno de los átomos aporta los dos electrones que lo unen a otro átomo).

FIGURA 2.9: Algunos ejemplos de fórmulas de Lewis

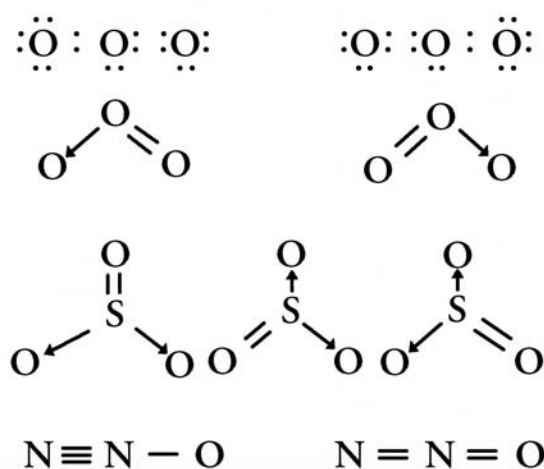


La gran ventaja de los diagramas de Lewis es que son transformables con facilidad en diagramas de rayas, en donde cada par de electrones compartidos se representa por una raya que une los átomos que comparten dicho par de electrones. En las uniones coordinadas se suele representar la unión por una flecha que parte del átomo que cede los electrones y se dirige al átomo que los acepta.

En el caso de algunas moléculas, hay varias formas posibles de escribir los diagramas de rayas, como sucede con el ozono (O₃), donde la unión covalente

coordinada y la unión doble pueden adjudicarse a cualquiera de los pares de átomos de oxígeno. La forma de salvar este inconveniente es recurrir al concepto de **resonancia**: en lugar de considerar al par de electrones como fijos entre los átomos, se considera que pueden moverse entre dos o más átomos, dando lugar a uniones químicas deslocalizadas.

FIGURA 2.10: Estructura resonante de moléculas simples



La regla del octeto, sobre la que se basa el modelo de Lewis, presenta algunas excepciones. Por ejemplo, la misma no se aplica a ciertos compuestos de Be y B (ejemplos: BeCl₂ y BCl₃) que son deficientes en electrones, es decir que el átomo central (Be o B) tiene menos de 8 electrones en su esfera de unión. También ocurre esto con los óxidos NO y NO₂, que participan en la química atmosférica.

No se aplica dicha regla tampoco a ciertos compuestos de S, P o Cl donde el átomo central tiene más de 8 electrones en su esfera de unión (ejemplos: SF₄, SF₆, ClF₃).

Pero el modelo de Lewis tiene otras limitaciones:

- puede explicar el paramagnetismo de una molécula como el ClO₂ (el átomo central de Cl tiene 7 electrones), pero no puede hacerlo con el O₂;
- no explica la existencia de moléculas tales como H₂⁺;
- no explica por qué algunas moléculas diatómicas simples, como el Be₂, no existen;
- no permite tener una idea aproximada de la geometría de la molécula.

Es seguro que usted no tiene inconvenientes ni en la escritura de las configuraciones electrónicas de los diferentes elementos, ni en la comparación de las energías de ionización y afinidad electrónica. Sin embargo, alguna vez ¿se cuestionó lo siguiente?: ¿es posible realizar experimentos que permitan diferenciar las uniones S-O en el compuesto SO_3 ?

Muchas veces, se presentan dificultades para escribir las estructuras de Lewis de moléculas o iones poliatómicos. Para alivianar su tarea, a continuación le presentamos un método que permite resolver algunas de estas dificultades.



APORTES Y SUGERENCIAS

Las estructuras de Lewis en moléculas poliatómicas

Existe un método, que involucra una serie de procedimientos (Clark, 1984), que permite escribir diagramas de Lewis de moléculas o iones conteniendo elementos de los bloques s y p.

Los pasos a seguir son los siguientes.

1. Determine el número de puntos (electrones) a ser mostrados en la estructura del ión o molécula poliatómica. Habrá un punto por cada electrón s o p en la capa de valencia de cada átomo; y uno más por cada carga negativa sobre un anión, o uno menos por cada carga positiva sobre un catión.
2. Calcule el valor $6y+2$, donde y es el número de átomos, excepto los de hidrógeno, en la molécula o ión.
3. Compare el número de puntos a ser mostrados con la fórmula $6y+2$.
 - a) Si este número es igual a $6y+2$, todos los átomos en la molécula obedecen la regla del octeto y no hay uniones múltiples.
 - b) Si el número de puntos a mostrar es menor que $6y+2$, puede pasar que:
 - i.1) haya uniones múltiples en la molécula; una deficiencia de dos indica una unión doble y una deficiencia de cuatro indica una unión triple o dos uniones dobles;
 - i.2) un átomo de los Grupos I, II o III tenga menos de 8 electrones.
4. Si el número de puntos a mostrar es mayor que $6y+2$, el átomo central tiene más de 8 electrones.
5. Ubique los átomos (excepto los de hidrógeno), siguiendo los siguientes principios:
 - los átomos de elementos de los Grupos II, III, IV y V son los más probables como átomo central;
 - si hay presentes un átomo de un elemento y varios de otro elemento, el átomo único es el que tiene la mayor probabilidad de ser el átomo central.

5. Agregue los puntos, utilizando la decisión adoptada en el paso (3). Comience con los puntos de las uniones múltiples, colocando a éstos entre el átomo central y uno de los átomos vecinos. Luego, complete los octetos para los átomos unidos al central. Finalmente, complete con los puntos para cualquier par de electrones sobre el átomo central.
6. Coloque los átomos de hidrógeno de manera que se minimice el número de átomos que lleven una carga formal, y se minimice la magnitud de la carga formal.

Siempre tenga en cuenta que el método no es infalible. Este método no permite, por ejemplo, decidir el átomo central en el caso del ión tiosulfato ($\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$), y lleva a una estructura incorrecta para el ácido fosfórico.

Intente probar estas afirmaciones.

El modelo cuántico de unión química: orbitales moleculares

La ecuación de Schrödinger puede utilizarse para resolver el problema de la energía de los electrones en la molécula. El problema matemático es sin embargo de una complejidad enorme, y aún el caso simple de la molécula de H_2 no puede resolverse sin realizar aproximaciones.

Aquí presentamos una breve descripción de las principales características del modelo cuántico para el caso de moléculas diatómicas, con el convencimiento que aún una visión muy simplificada de la teoría cuántica del enlace químico lo ayudará a revisar o adquirir una comprensión más detallada de la estructura microscópica de la materia, y alentarle a interesarse en una visión moderna de la estructura química.

Por ello, lo que abordamos a continuación se basa en un dicho popular: *“Es preferible tener una idea vaga de un concepto correcto, que una idea muy detallada de un concepto equivocado.”*

Podemos partir de nuestro conocimiento de la estructura cuántica del átomo, y considerar por ejemplo lo que sucede cuando dos átomos de H separados una distancia muy grande comienzan a acercarse. Cada átomo de H tiene un electrón que está deslocalizado (recordar el principio de incertidumbre) en una región del espacio alrededor del núcleo: en este caso el electrón se encuentra dentro de un orbital *s* que tiene forma esférica, y puede describirse como una nube de carga negativa que rodea al núcleo.

Cuando la distancia entre los átomos se hace del orden de algunos ångströms, las fuerzas de repulsión y de atracción electrostática comienzan a hacerse notorias: ambos núcleos se repelen entre ellos, y lo mismo sucede entre los electrones de cada átomo. En cambio, los electrones son atraídos por ambos núcleos.

En una visión clásica del problema, estas fuerzas electrostáticas se dan entre partículas con posiciones bien definidas. Sin embargo, sabemos que los electrones se comportan de manera dual, y su posición en el espacio no está bien definida. Por lo tanto, nos debemos contentar con dar una descripción de la situación a una distancia dada de separación entre los átomos que nos permita evaluar la probabilidad de encontrar los electrones en una cierta región del espacio alrededor de los dos núcleos.

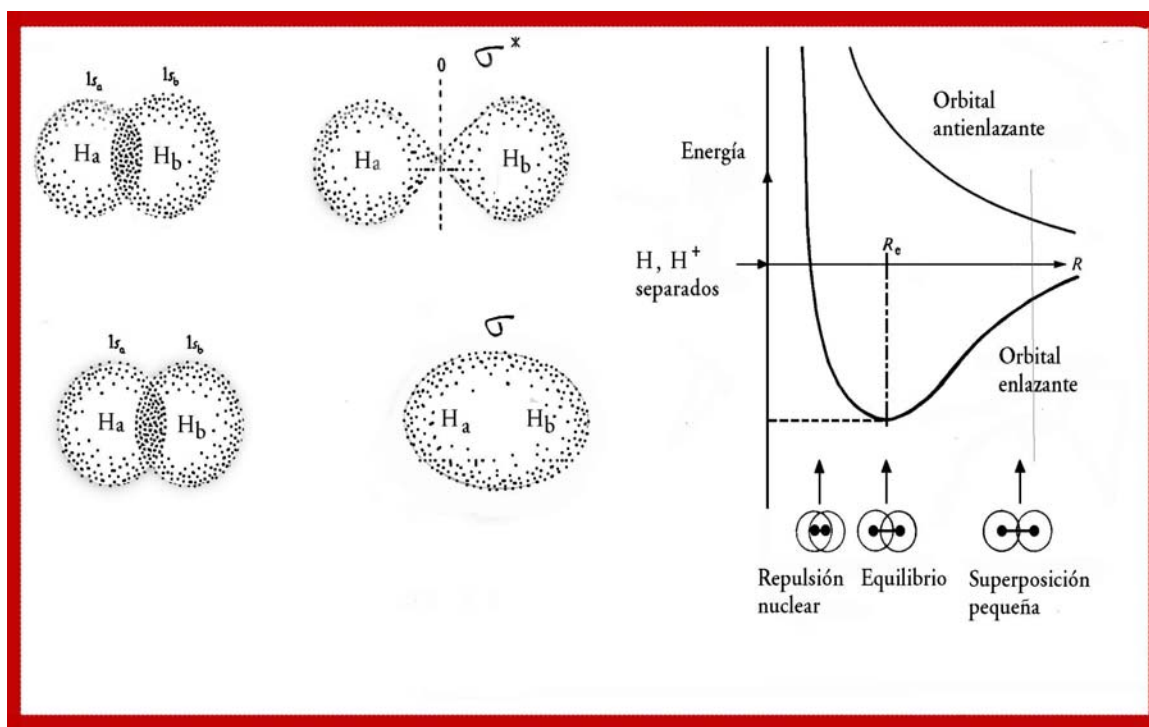
La forma de tratar el problema es utilizar los orbitales atómicos como punto de partida y combinarlos para dar lugar a los **orbitales moleculares** (OM), que no son sino la región del espacio donde puede encontrarse a los electrones en la molécula. Esta combinación de orbitales atómicos en la ecuación de Schrödinger lleva a una matemática muy compleja, pero los resultados se pueden visualizar de una manera simple.

Veamos cómo. A medida que los átomos se acercan a lo largo de una recta imaginaria que une los centros de los dos núcleos, las probabilidades de encontrar a los electrones cambian respecto de la situación en que los átomos estaban separados.

La ecuación de Schrödinger admite dos soluciones válidas:

- la probabilidad de encontrar los dos electrones (máxima densidad de carga electrónica) está entre los núcleos o
- la probabilidad de encontrar electrones entre los núcleos es mínima.

FIGURA 2.11: Esquema de los orbitales moleculares y su energía



La forma de esta región donde pueden ubicarse los electrones define los orbitales moleculares y la energía de los mismos con la distancia, se muestra en la figura.

Puede verse cómo:

- en el caso del orbital ligante (tiene máxima probabilidad de encontrar los electrones entre los núcleos) la energía del sistema (molécula) es menor que la de los átomos separados, mientras que:
- en el caso del orbital antiligante (la probabilidad de encontrar los electrones entre los núcleos es mínima) la energía del sistema es mayor que la de los átomos separados.

Dado que la molécula se forma cuando la energía de los electrones es la mínima posible, la distancia de unión de los dos átomos está determinada por el mínimo en la curva de energía en función de la distancia, y la energía de la unión es el mínimo de la curva, dado que el cero de energía corresponde a distancia $r = \infty$ (átomos infinitamente separados). La energía de unión es así la energía que hay que entregar a la molécula para lograr la separación de los átomos a distancias grandes comparadas con la distancia de unión.

Si consideramos las energías de los orbitales ligante y antiligante a la distancia normal de la unión y las comparamos con la energía de los átomos separados, obtendremos un diagrama de energía como el siguiente, que recuerda a los niveles de energía de los electrones en el átomo.

Los orbitales moleculares ligante y antiligante que se forman por combinación de los orbitales 1s del H se denominan orbitales moleculares σ y σ^* , respectivamente.

Las reglas para ubicar electrones en estos orbitales moleculares son similares a las vistas por los orbitales atómicos: los electrones ocupan los orbitales en orden creciente de energía, y no puede haber dos electrones en el mismo orbital con el mismo spin.

Esto reduce a dos la cantidad de electrones que pueden ubicarse en los orbitales σ y σ^* .

En el caso de la molécula de H_2 , donde tenemos dos electrones que ubicar, los mismos estarán en el orbital ligante 1σ y podremos decir que la estructura electrónica de la molécula de H_2 es $1\sigma^2$ (los dos electrones con spines opuestos).

Puede advertirse claramente en este sencillo ejemplo que el modelo de Lewis es en esencia correcto, en el sentido de que para formar una unión química estable es necesario que dos electrones se ubiquen entre ambos núcleos de manera de minimizar la repulsión electrostática entre ellos (en este sentido se puede decir que los electrones son compartidos por ambos núcleos).

Por ello la *rayita*, que constituye la unión química en el diagrama de Lewis, es una representación sobresimplificada de la necesidad de ubicar dos electrones en un orbital ligante para que se pueda formar la molécula.

Un concepto importante en la teoría cuántica de unión química es el de orden de enlace (OE), que se define como:

$$OE = (n^{\circ} \text{ electrones en OM ligantes} - n^{\circ} \text{ electrones en OM antiligantes}) / 2$$

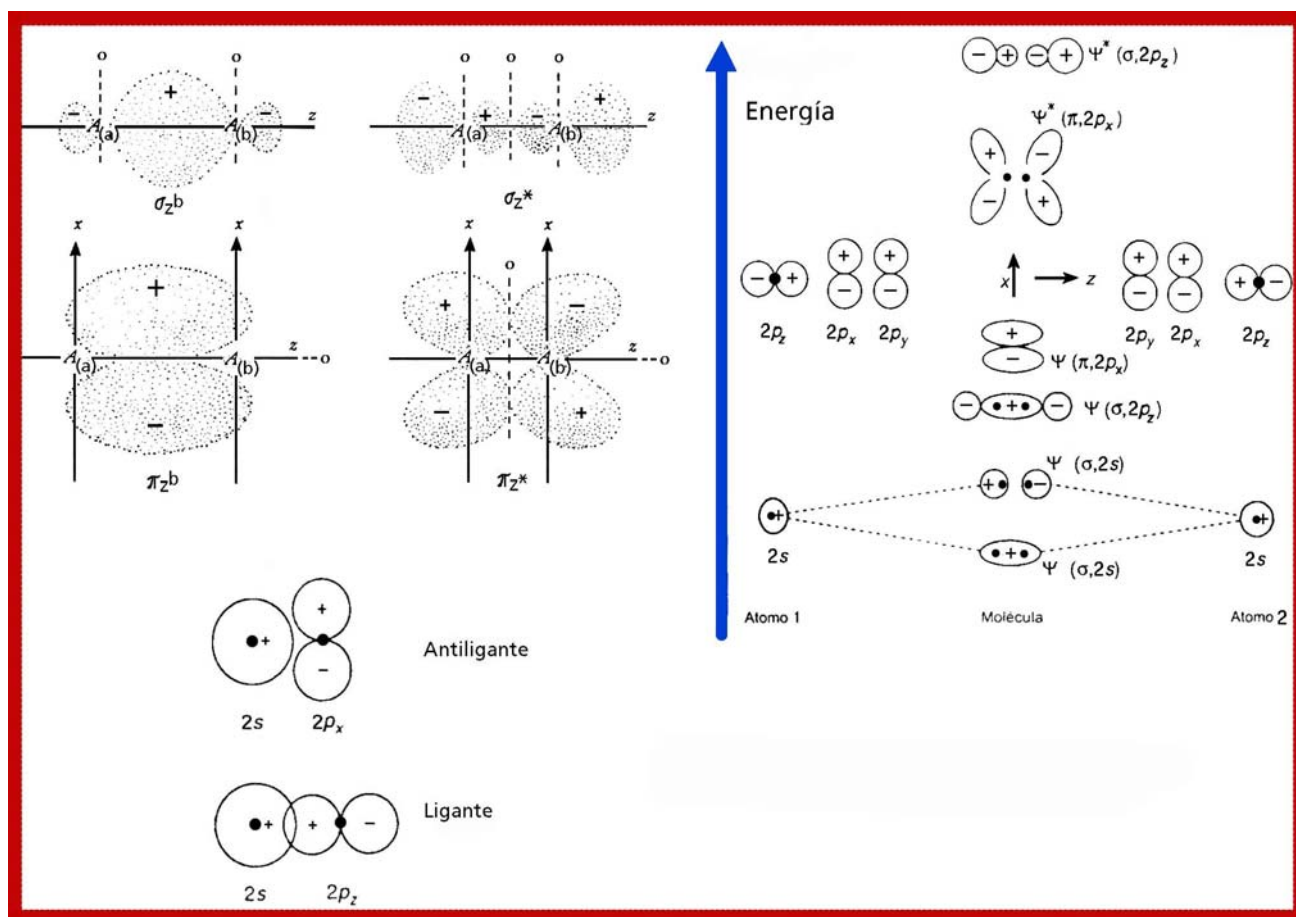
En el caso del H_2 , tenemos que $OE = 1$, indicando que se forma una unión simple. Si $OE = 0$, entonces la molécula no puede formarse: por más que haya algunos electrones ubicados en orbitales ligantes, los electrones en orbitales antiligantes le confieren inestabilidad a la molécula.

La energía de enlace para un dado par de átomos es proporcional al OE, es decir, cuanto más pares de electrones se ubiquen en orbitales ligantes, más estable será la unión.

Si los átomos que se acercan para formar la molécula diatómica son átomos de litio, tendremos orbitales atómicos p que se combinan o superponen (*overlapping*) para formar orbitales moleculares.

En este caso también se forman orbitales ligantes (con densidad electrónica alta entre los núcleos) y orbitales antiligantes (con baja densidad electrónica entre los núcleos). Sin embargo, la situación es un poco más compleja, pues tenemos 3 orbitales atómicos (p_x , p_y , p_z) que son mutuamente perpendiculares en el espacio, de modo que se pueden superponer dos orbitales p_z para formar orbitales moleculares σ y σ^* , o bien se pueden superponer orbitales p_x o p_y que forman los OM que denominamos π y π^* , cuyas formas se muestran en la figura 2.12.

FIGURA 2.12: Esquema de los orbitales ligante y antiligante y sus energías en función de la distancia internuclear



El diagrama de energías de los OM que se pueden formar con orbitales atómicos p, se muestra en la figura. Allí se ven los 6 orbitales moleculares que se originan a partir de los 3 orbitales p de cada átomo. Los orbitales π y π^* provenientes de la combinación de orbitales p_x y p_y de cada átomo tienen la misma forma y energía.

Cuando se deben ubicar electrones en esos orbitales, debe tenerse en cuenta la regla de Hund, según la cual la distribución de electrones ocupando distintos orbitales p con el mismo spin es de menor energía relativa que aquella con electrones con spin opuesto en un mismo orbital.

Si las moléculas son heteronucleares, es decir formadas por átomos diferentes, las posibilidades de combinación de orbitales atómicos OA aumentan: por ejemplo, en el caso del LiH, tenemos la posibilidad que el orbital $1s$ del H se combine con el orbital $2p$ del Li para formar los orbitales ligantes y antiligantes que se muestran en la figura.

Los orbitales atómicos que pueden combinarse para formar orbitales moleculares OM son aquellos de energía similar. Dado que el orbital $1s$ del Li tiene una energía mucho menor que el $1s$ del H, este orbital no participa de la combinación, y los dos electrones del orbital $1s$ del Li quedan sin participar del enlace cuando se forma la molécula.

Pero no ocurre lo mismo con los orbitales 2s (1 electrón) y 2p (sin electrones) del Li, que por tener energía próxima al orbital 1s del H se combinan para formar OM.

Observe que el OM σ en el LiH no tiene una distribución de carga simétrica como el de la molécula de H₂, sino que hay un notorio aumento de la densidad de carga electrónica sobre el átomo de H. Esto es equivalente a la unión covalente polar o iónica en el modelo de Lewis, que se justifica en función de la distinta electronegatividad de los átomos de H y Li.

Como los electrones se encuentran distribuidos con mayor probabilidad en la cercanía del núcleo de H, aparece un exceso de carga negativa sobre este átomo y un exceso de carga positiva (falta de electrones) sobre el Li. Se dice que estas moléculas son **polares**, dado que esta separación de carga hace que la molécula tenga un **momento dipolar** no nulo. El momento dipolar se define como el producto de la carga por la distancia y se mide en unidades ues carga (carga del electrón $e = 4,80 \cdot 10^{-10}$ ues) por unidades de distancia (cm), llamada Debye ($1 D = 10^{-18}$ ues. cm). En el caso de las moléculas diatómicas, la distancia entre las cargas puede considerarse como la distancia internuclear o longitud de enlace, R.

Si la unión fuera totalmente iónica, es decir si la carga electrónica estuviera totalmente sobre el átomo de hidrógeno, tendríamos una carga negativa neta de $4,80 \cdot 10^{-10}$ ues sobre el átomo de hidrógeno, y una carga positiva equivalente sobre el Li. La distancia del enlace Li-H es de 1,60 Å, de modo que en ese caso el momento dipolar de la molécula de LiH sería 7,7 D. Dado que el momento dipolar medido de la molécula de LiH es 5,88 D, la carga neta sobre cada átomo es 0,77 (5,88/7,7) de la carga del electrón. Podemos decir entonces que el carácter iónico de la unión Li-H es del 77%.

El diagrama de energías de los OM que se pueden formar con orbitales atómicos p, se muestra en la figura. Allí se ven los 6 orbitales moleculares que se originan a partir de los 3 orbitales p de cada átomo. Los orbitales π y π^* provenientes de la combinación de orbitales p_x y p_y de cada átomo tienen la misma forma y energía.

Cuando se deben ubicar electrones en esos orbitales, debe tenerse en cuenta la regla de Hund, según la cual la distribución de electrones ocupando distintos orbitales p con el mismo spin es de menor energía relativa que aquella con electrones con spin opuesto en un mismo orbital.

Si las moléculas son heteronucleares, es decir formadas por átomos diferentes, las posibilidades de combinación de orbitales atómicos OA aumentan: por ejemplo, en el caso del LiH, tenemos la posibilidad que el orbital 1s del H se combine con el orbital 2p del Li para formar los orbitales ligantes y antiligantes que se muestran en la figura.

Los orbitales atómicos que pueden combinarse para formar orbitales moleculares OM son aquellos de energía similar. Dado que el orbital 1s del Li tiene una energía mucho menor que el 1s del H, este orbital no participa de la combinación,

y los dos electrones del orbital 1s del Li quedan sin participar del enlace cuando se forma la molécula.

Pero no ocurre lo mismo con los orbitales 2s (1 electrón) y 2p (sin electrones) del Li, que por tener energía próxima al orbital 1s del H se combinan para formar OM.

Observe que el OM σ en el LiH no tiene una distribución de carga simétrica como el de la molécula de H_2 , sino que hay un notorio aumento de la densidad de carga electrónica sobre el átomo de H. Esto es equivalente a la unión covalente polar o iónica en el modelo de Lewis, que se justifica en función de la distinta electronegatividad de los átomos de H y Li.

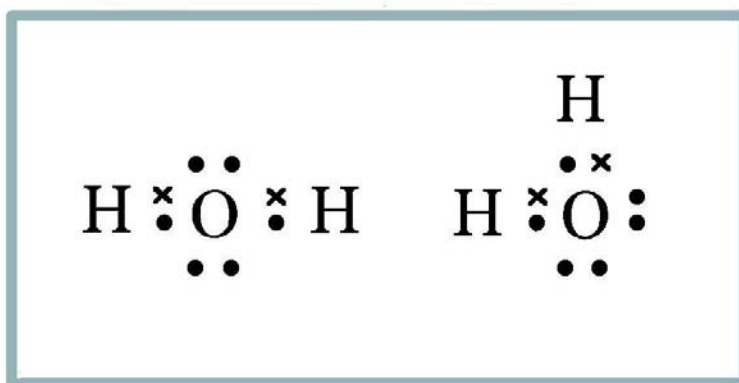
Como los electrones se encuentran distribuidos con mayor probabilidad en la cercanía del núcleo de H, aparece un exceso de carga negativa sobre este átomo y un exceso de carga positiva (falta de electrones) sobre el Li. Se dice que estas moléculas son **polares**, dado que esta separación de carga hace que la molécula tenga un **momento dipolar** no nulo. El momento dipolar se define como el producto de la carga por la distancia y se mide en unidades ues carga (carga del electrón $e = 4,80 \cdot 10^{-10}$ ues) por unidades de distancia (cm), llamada Debye ($1 D = 10^{-18}$ ues. cm). En el caso de las moléculas diatómicas, la distancia entre las cargas puede considerarse como la distancia internuclear o longitud de enlace, R.

Si la unión fuera totalmente iónica, es decir si la carga electrónica estuviera totalmente sobre el átomo de hidrógeno, tendríamos una carga negativa neta de $4,80 \cdot 10^{-10}$ ues sobre el átomo de hidrógeno, y una carga positiva equivalente sobre el Li. La distancia del enlace Li-H es de 1,60 Å, de modo que en ese caso el momento dipolar de la molécula de LiH sería 7,7 D. Dado que el momento dipolar medido de la molécula de LiH es 5,88 D, la carga neta sobre cada átomo es 0,77 (5,88/7,7) de la carga del electrón. Podemos decir entonces que el carácter iónico de la unión Li-H es del 77%.

La geometría molecular

Uno de los defectos del modelo de unión química de Lewis es que no permite “predecir” la geometría de las moléculas, es decir, la distribución de sus átomos en el espacio. Peor aún, la adopción de la estructura de Lewis como la imagen geométrica de la molécula puede llevar a errores tales como pensar que la geometría de la molécula de H_2O es lineal, ya que al escribir su fórmula de Lewis como $H : O : H$ se colocan los tres átomos en línea recta, o bien puede interpretarse en forma errónea que las uniones O-H forman un ángulo de 90° , como se muestra en la figura 2.13.

FIGURA 2.13: Diagramas de Lewis para el agua



La teoría cuántica de la unión química, además de dar una representación precisa de la energía y distancia de unión, nos da también una idea de la distribución espacial de los átomos que se unen para formar la molécula. Esta distribución espacial es de fundamental importancia, pues señala muchas de las propiedades de la molécula, por ejemplo su momento dipolar, que determinan el grado de interacción de estas moléculas con otras, o su reactividad química.

En sistemas biológicos, la geometría de la molécula determina la posibilidad de esta de ser reconocida por otra molécula, y participar o no de un proceso metabólico. Por esta razón, conocer la geometría de las moléculas es una tarea primordial en la investigación química, motivo que ha llevado por ejemplo al desarrollo de numerosas técnicas experimentales para desentrañar la estructura espacial de las moléculas.

La cristalografía de rayos X es tal vez la más conocida de dichas técnicas, pues sirve para determinar la estructura de sustancias cristalinas que forman estructuras periódicas (patrones atómicos de distribución regulares) en el espacio.



APORTES Y SUGERENCIAS

Una justa mención

Puede resultar útil recordar un ejemplo muy famoso de aplicación de la técnica citada: el descubrimiento de la estructura del ADN por Watson y Creek, muy bien descrito en un excelente y famoso libro de divulgación científica (Watson, 1968).

Al respecto, existe una interesante crítica de dicha obra, que muestra como la comunidad científica olvidó a una de las científicas que más contribuyó a develar la estructura del ADN, temática que se puede leer en “*Rosalind Franklin & DNA*” (A.Sayre, Ed. W.W.Norton, 1975).

La geometría de una molécula simple puede determinarse a partir de técnicas espectroscópicas, tales como la espectroscopía infrarroja, la espectroscopía Raman o la de microondas. Estas técnicas han servido para corroborar los resultados teóricos del modelo cuántico en la estructura molecular.

El modelo cuántico, aún para moléculas triatómicas, las moléculas más simples que pueden tener una distribución tridimensional (las moléculas diatómicas son lineales), es sumamente complejo. Sin embargo, podemos describir en forma relativamente simple algunos resultados generales.

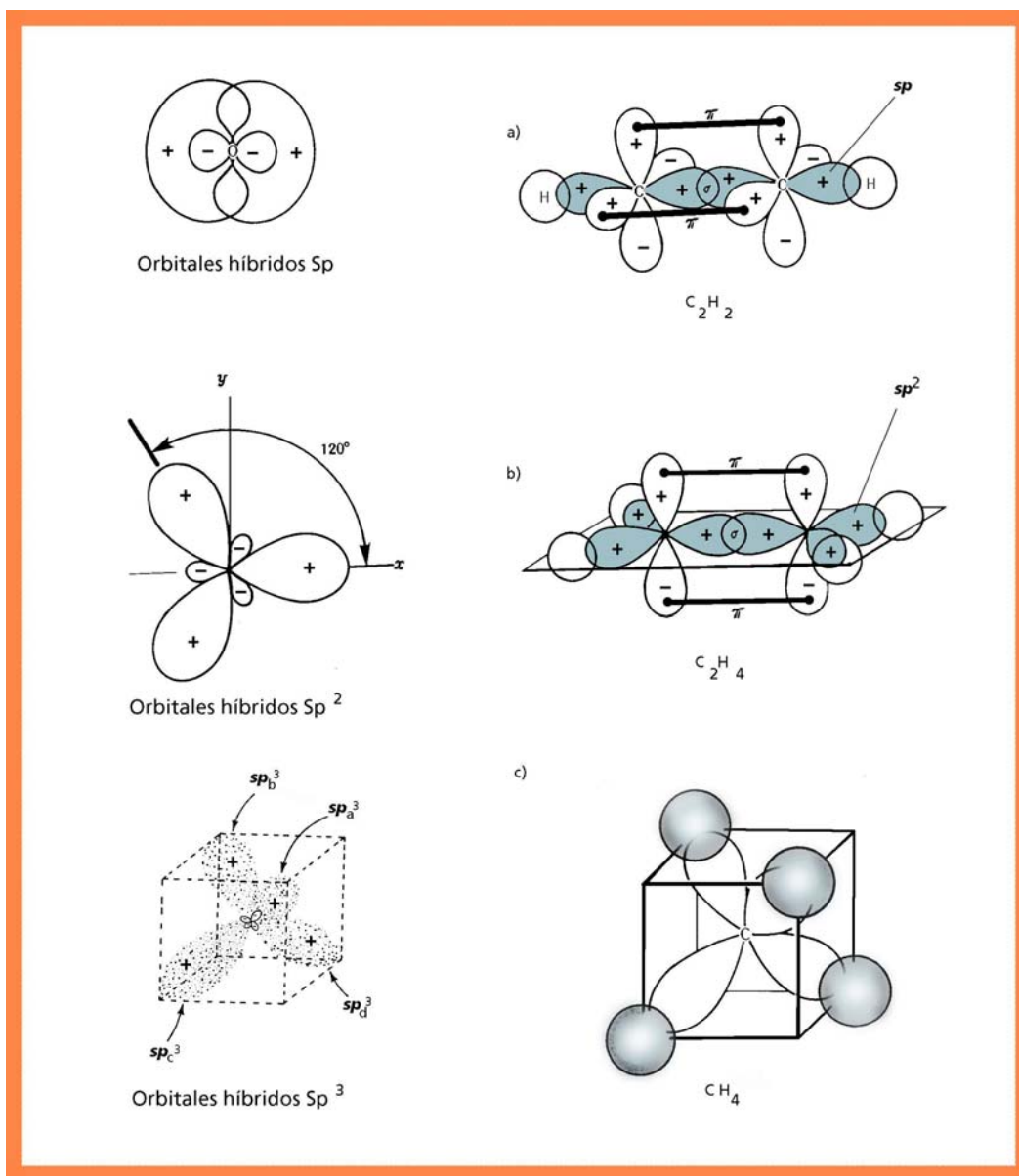
Cuando se combinan orbitales atómicos en el caso de moléculas poliatómicas, la solución de la función de onda mediante la ecuación de Schrödinger permite muchas formas de superposición de orbitales atómicos que llevan a estructuras más estables (baja energía), a expensas de una redistribución de la densidad electrónica de los orbitales atómicos originales.

Un caso típico es el del átomo de carbono en sus diferentes compuestos con hidrógeno y otros átomos. Los orbitales 2s y 2p del carbono pueden combinarse para formar lo que se conoce como **orbitales híbridos** (mezcla de orbitales). Así, un orbital s y uno p pueden dar lugar a dos orbitales sp, un s y dos p pueden formar tres orbitales sp^2 , y un orbital s y tres p pueden formar cuatro orbitales sp^3 . La distribución de carga electrónica en esos orbitales híbridos se muestra en la figura, y puede verse en ella como los lóbulos de carga electrónica se orientan en forma lineal (sp), triangular plana (sp^2) o tetraédrica (sp^3).

En su unión con átomos de H para formar distintos compuestos el C puede manifestarse con estos orbitales híbridos. Así, por ejemplo, en el acetileno (C_2H_2) la unión C – C se representa con orbitales sp (Figura 2.14 a), en el etileno (C_2H_4) con orbitales sp^2 (Figura 2.14 b), mientras que el metano (CH_4) es una molécula tetraédrica

pues los 4 átomos de H superponen su orbital 1s con los lóbulos de los 4 orbitales sp^3 del C.

Figura 2.14: Ejemplos de compuestos de carbono con diferente geometría



Si bien la complejidad del cálculo es enorme, los resultados se pueden resumir en una serie de reglas bastante simples e intuitivas que se resumen en la llamada *Teoría de repulsión de pares electrónicos de valencia* (TREPEV), desarrollada por Ronald Gillespie.



APORTES Y SUGERENCIAS

Acerca de un tal Gillespie

Ronald J. Gillespie nació en Londres, Inglaterra, en el año 1924. Este químico inorgánico, autor de la llamada *Teoría de repulsión de pares electrónicos de valencia* (TREPEV), se ha destacado por sus trabajos sobre solventes no acuosos, la química de los superácidos, investigaciones sobre química estructural y geometría molecular. Es socio de la Royal Society y, desde el año 1988, Profesor Emérito de Química en la Mc Master University que se encuentra en Hamilton, Ontario.

Además, también se ha preocupado por profundizar aspectos vinculados con la educación en química.

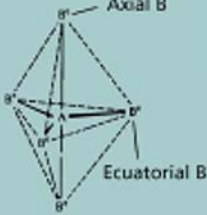
Ha publicado 3 libros y más de 330 artículos.

Adaptación de un artículo de la Chemical Society Review del año 1992.

TREPEV supone que la geometría de la molécula está determinada por la disposición de los átomos alrededor del átomo central de la molécula. El postulado básico de la teoría es que los pares electrónicos de valencia se ubican en el espacio a la mayor distancia de separación posible, de forma tal de minimizar la repulsión electrostática.

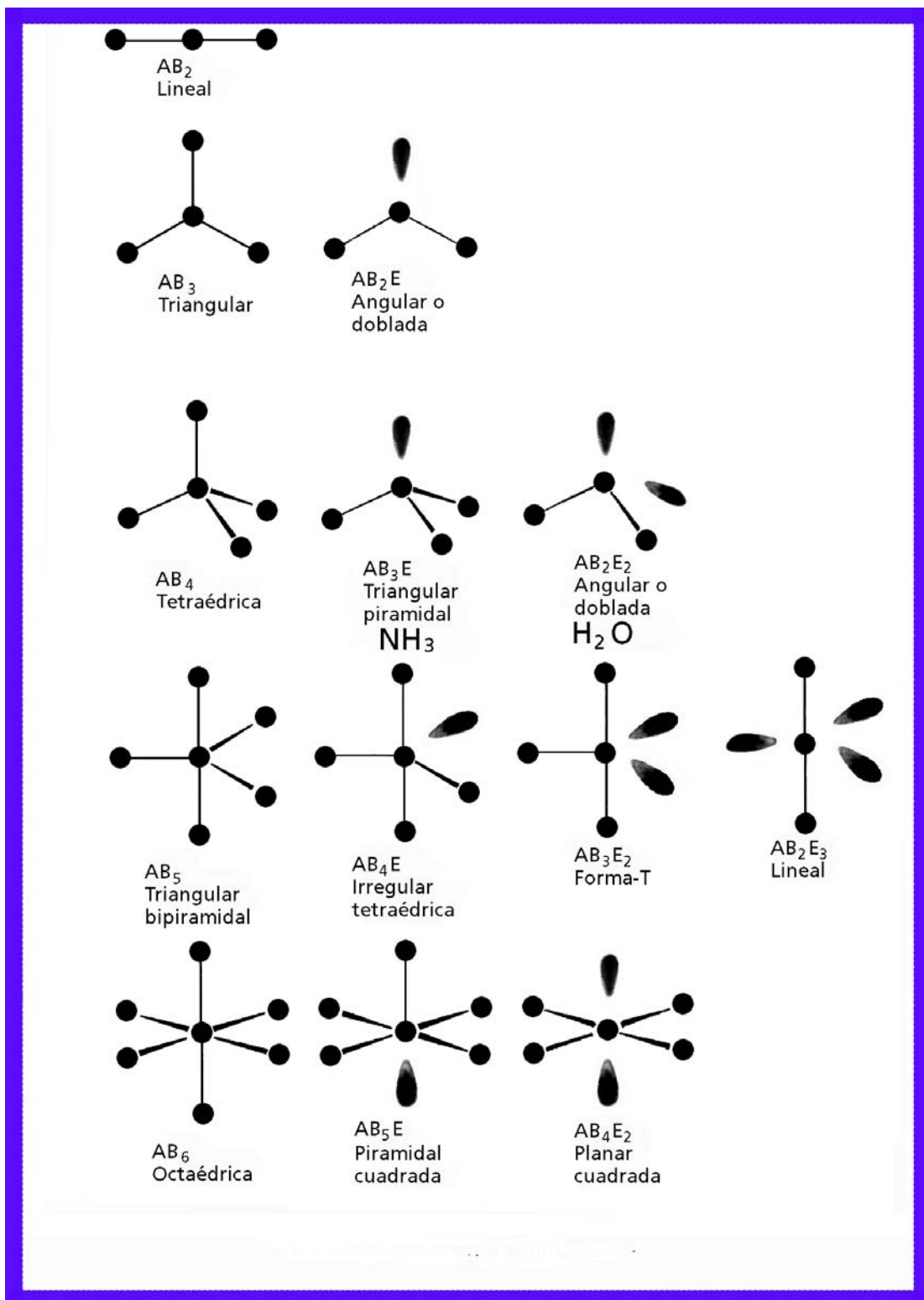
Para moléculas del tipo AB_n , donde A es el átomo central y no tiene pares de electrones no enlazantes, la geometría que lleva a la mínima repulsión entre los pares electrónicos de valencia (se cuentan los pares compartidos y los pares solitarios sobre el átomo central) es la que se muestra en la figura 2.15.

FIGURA 2.15: Diferentes geometrías según TREPEV para moléculas de tipo AB_n

Fórmula tipo	Pares de electrones compartidos	Angulo BAB	Geometría Molecular	Ejemplos
AB_2	2	Lineal 180°		BeH_2 , CO_2
AB_3	3	Triangular plana 120°		BF_3 , $AlCl_3$ CO_3^{2-}
AB_4	4	Tetraédrica $109,47^\circ$		CH_4 , $SiCl_4$ ClO_4^- , NH_4^+
AB_5	5	Bipirámide triangular		PF_5 , PCl_5
AB_6	6	Octaédrica 90°		SF_6 , $Te(OH)_6$

Cuando el átomo central tiene m pares de electrones no enlazantes (E), la fórmula TREPEV se escribe AB_nE_m , indicando que alrededor del átomo central hay $(n + m)$ pares de electrones (n enlazantes y m no enlazantes). La geometría de estas moléculas se aprecia en la siguiente figura.

FIGURA 2.16: Diferentes geometrías según TREPEV para moléculas de tipo AB_nE_m



Esta teoría permite explicar por ejemplo, por qué el $BeCl_2$ es una molécula lineal, mientras que el H_2O no es lineal.

En el oxígeno existen dos pares de electrones no enlazantes, de modo que la fórmula TREPEV del agua es OH_2E_2 , y en consecuencia las dos uniones O-H se orientan hacia los vértices de un tetraedro.

Las moléculas con uniones dobles y triples se tratan como si fueran uniones simples. Se puede utilizar TREPEV para determinar la geometría de moléculas con más de un átomo central, para ello se aplica la teoría de un centro por vez.

La geometría de la molécula determina la polaridad de la misma, es decir la magnitud de su momento dipolar.

Con anterioridad vimos que moléculas diatómicas heteronucleares tienen un momento dipolar, debido a una distribución no pareja de la densidad de carga electrónica. Las moléculas de dos o más uniones químicas tienen un momento dipolar que resulta de la suma vectorial del momento dipolar de cada enlace. Así, en la molécula lineal de CO_2 , cada unión $\text{C}=\text{O}$ tiene un momento dipolar, pero el momento dipolar de la molécula es nulo, pues ambos dipolos tienen dirección opuesta y se anulan. En cambio, en la molécula de agua (H_2O), los dipolos de las uniones O-H forman un ángulo de aproximadamente 105° , y en consecuencia la molécula presenta un momento dipolar neto (1,86 D).

La presencia de un momento dipolar en la molécula favorece la presencia de interacciones entre ellas y con otras moléculas polares.

Uniones que involucran un gran número de átomos: unión iónica y metálica

Algunos pocos elementos pueden unirse entre sí por uniones covalentes, formando redes tridimensionales que se extienden en el espacio, de modo que un cristal de dicho elemento está formado por un número muy grande de átomos (del orden del número de Avogadro). Un caso típico es el del carbono, que se presenta en la naturaleza en forma de diamante y grafito. Ambas estructuras de estas formas alotrópicas involucran uniones covalentes entre átomos de C.

En el diamante, los átomos de carbono tienen cuatro orbitales híbridos del tipo sp^3 que se unen a otros cuatro átomos de carbono en una red tridimensional que se extiende a todo el espacio. Mientras que en el grafito, la hibridación del C es sp^2 y los átomos de C forman estructuras hexagonales de 6 átomos de C, unidas por los lados a otros hexágonos. De esta manera, se forman láminas en dos dimensiones, unidas entre sí por fuerzas más débiles que se producen entre los electrones de orbitales p no hibridados. En ambas formas, el C se encuentra como una gran molécula formada por un número inmenso de átomos de C.

En el recuadro adjunto encontrará un dato no demasiado conocido, que nos pareció oportuno comentarle.



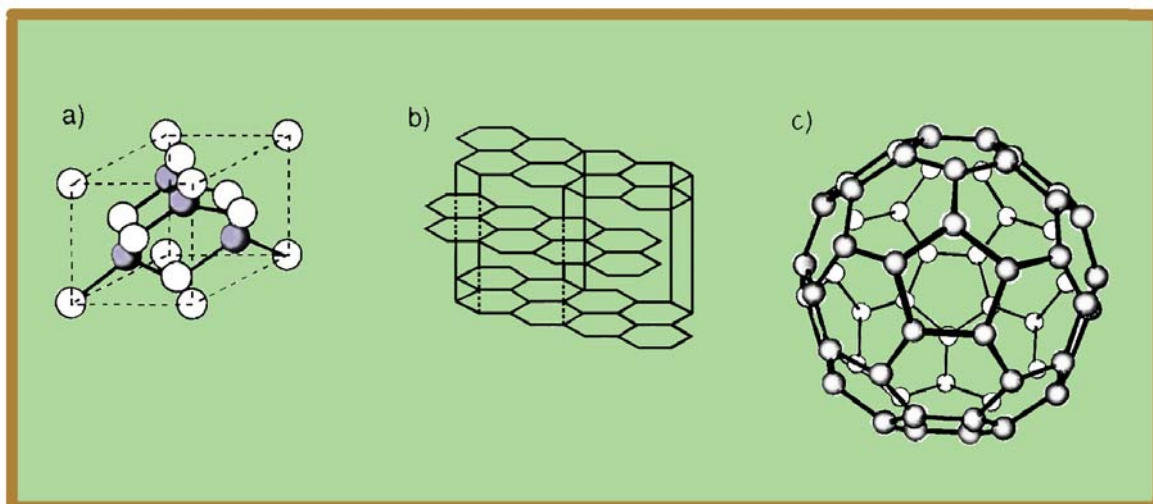
APORTES Y SUGERENCIAS

El fullereno

En el año 1990 se descubrió una tercera forma cristalina del C, llamada fullereno. En esta estructura, el átomo de carbono tiene una mezcla de hibridación sp^2 y sp^3 que lleva a la formación de una estructura en forma de pelota de fútbol, es decir, una molécula perfectamente esférica formada por 60 átomos de C unidos, formando un icosaedro compuesto de pentágonos y hexágonos, dispuestos exactamente como el balón usado para jugar al fútbol.

Esta nueva forma del carbono fue descubierta en el polvo interestelar por científicos alemanes y estadounidenses (ganadores del premio Nóbel de Química 1996). Es interesante resaltar aquí una anécdota de Smalley, uno de los físicos descubridores del fullereno, que intentaba en vano obtener esta forma de carbono en estado cristalino en el laboratorio, sin conocer mucho acerca de las propiedades de los solventes posibles para lograr la separación del hollín en el que se encontraba “escondido” el preciado fullereno. Un día, en una charla de café le comentó su problema a un químico y éste le sugirió muy simplemente: “¿por qué no pruebas con tolueno?”. Unos días después el fullereno (C_{60}) fue obtenido por primera vez en el laboratorio.

FIGURA 2.17: Estructuras del diamante, grafito y fullereno

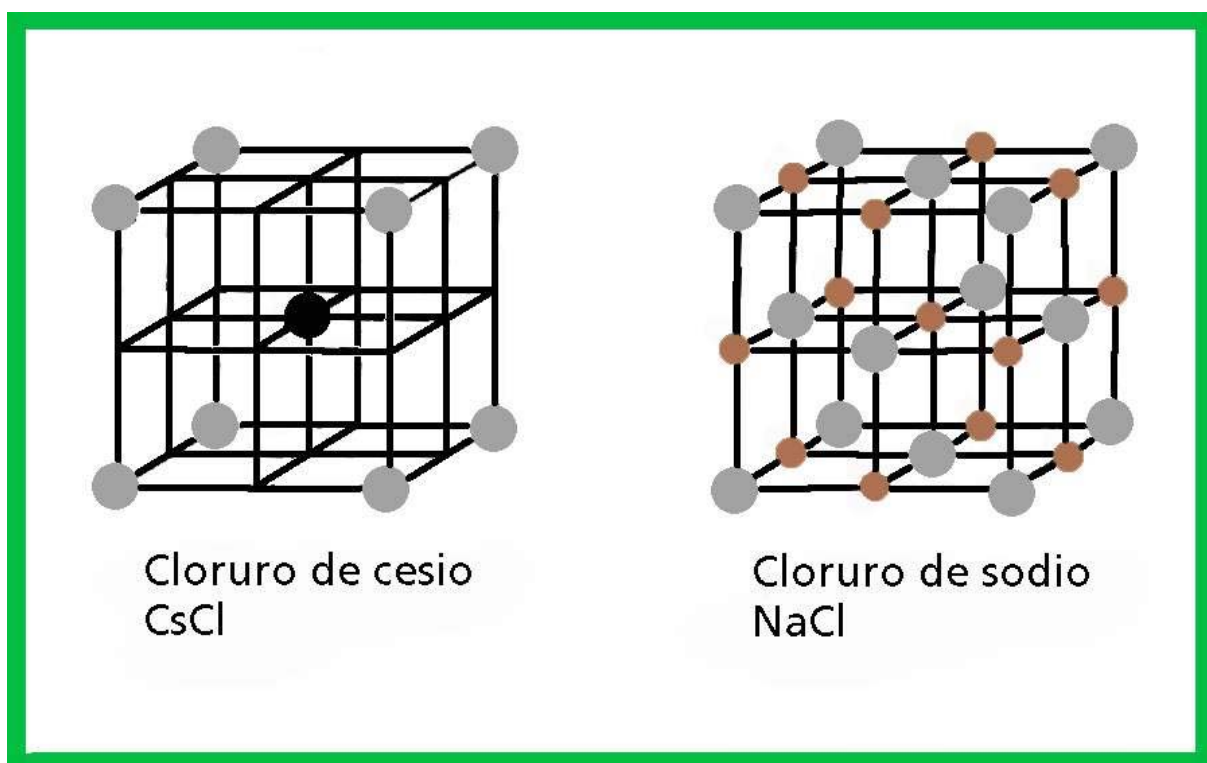


Existen otras formas de uniones químicas extendidas en el espacio, que llevan a la formación de moléculas gigantes, compuestas por un número enorme de átomos.

En el caso de moléculas formadas por átomos con muy diferente electronegatividad, tal como K y F, la unión es prácticamente 100% iónica, de modo que toda la carga del electrón que cede el K en la unión se encuentra distribuida sobre el átomo de F. La molécula se puede escribir entonces como K^+F^- para resaltar su carácter iónico. Se dice que la molécula está formada por el catión K^+ y el anión F^- .

A temperatura ambiente, estos compuestos iónicos forman estructuras cristalinas muy ordenadas, puesto que la repulsión entre los iones se minimiza disponiéndolos en una red periódica, donde cada ión está rodeado de iones de carga opuesta.

FIGURA 2.18: Estructuras cristalinas del NaCl y CsCl



Esta disposición regular de los iones en los sólidos iónicos cristalinos permite calcular en forma relativamente simple la energía del cristal polimolecular (notar que no se puede diferenciar una molécula de otra, pues un ión positivo está rodeado por varios iones negativos y viceversa).

El modelo de Born-Landé que veremos en el capítulo 3 tiene en cuenta las fuerzas electrostáticas existentes en el cristal (repulsiones entre los iones de igual carga y atracciones entre iones de distinta carga): sin entrar en el detalle del cálculo, uno puede predecir que el cristal será estable pues los iones de carga opuesta están más cerca de un ión dado que los iones de igual carga.

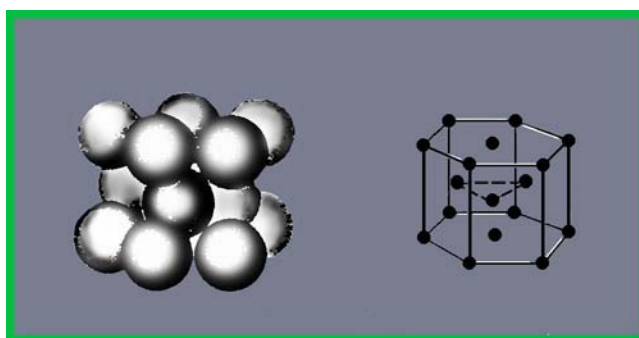
Un cristal de sal común (NaCl) es en consecuencia una inmensa molécula formada por un número muy grande de iones Na^+ y Cl^- .

Otro tipo de unión química que implica la formación de uniones extendidas es la metálica.

La interpretación de la unión metálica es también un logro del modelo cuántico atómico-molecular.

Ciertos átomos, por ejemplo el sodio u otros elementos metálicos, tienden a formar una estructura de tipo cristalino, donde los núcleos se encuentran formando una red espacial con geometría periódica, mientras que los electrones de valencia se encuentran totalmente deslocalizados en esa red (la imagen más clásica sería la de una red de núcleos en un mar de carga electrónica, donde los electrones no pueden ser identificados como partículas y pertenecen a todos los átomos al mismo tiempo).

FIGURA 2.19: Cristal metálico



La energía relativa de los distintos tipos de uniones se representa en la siguiente tabla junto con algunos ejemplos de la energía de sublimación, es decir la energía necesaria para separar las moléculas, átomos o iones que forman el sólido, a distancias muy grandes, es decir llevarlas al estado vapor.

TABLA 1: Energía relativa de las uniones covalentes, iónicas y metálicas

Unión covalente	Energía (kJ/mol)
I ₂	153
Cl ₂	243
HCl	432
H ₂	436
O ₂	499
HF	569
N ₂	941
CO	1077
Unión metálica	Energía (kJ/mol)
K	90
Mg	146
Al	330
Fe	416
W	850
Unión iónica	Energía (kJ/mol)
KI	649
NaCl	786
KF	821
LiCl	853
CaCl ₂	2258
ScCl ₃	4866

Fuente: Aldabe et al. 1999

Creemos que es importante que repare en la diferencia entre energía de la unión química y la energía de sublimación.

En el caso de compuestos iónicos y metálicos esta diferencia se desvanece, dado que al separar los átomos o iones y llevarlos al estado vapor estamos rompiendo uniones químicas, en cambio en el caso de los sólidos moleculares estamos rompiendo sólo las uniones intermoleculares, es decir entre moléculas, sin afectar las uniones químicas intramoleculares.

Abordaremos estas diferencias entre energías intra e intermoleculares en el próximo capítulo. Hasta aquí, hemos desarrollado contenidos que permiten una interesante aproximación a las teorías, a partir de las cuales se puede interpretar en forma más ajustada el complejo mundo microscópico de la naturaleza de la materia.

Para cerrar esta sección, le acercamos algunos cuestionamientos que podrá resolver en forma individual o con el apoyo del grupo de trabajo que, muy posiblemente, ya ha constituido. Grupo que, seguramente, le facilitará la generación de espacios de reflexión y la revisión de importantes saberes en el marco de lo que podemos enseñar y aprender con nuestros colegas.

De cualquier manera, aún cuando trabaje en solitario, recuerde que los cambios que ambicionamos sólo podrán efectivizarse si nosotros, los docentes, nos involucramos en ellos.

A continuación le presentamos una actividad con una serie de preguntas que le permiten evaluar el nivel de dominio que posee sobre los conocimientos trabajados.



ACTIVIDAD N° 4

1. Utilizando el esquema de energías para orbitales σ y σ^* , indique:
 - a) la estructura electrónica de las moléculas de H_2^+ y He_2 .
 - b) cuál es el orden de enlace de las mismas.
 - c) cómo será la energía de la unión H-H en la molécula H_2^+ comparada con la molécula H_2 .
2. Trate de explicar el paramagnetismo (existencia de electrones desapareados) de la molécula de O_2 sobre la base de los niveles de energía de los OM de moléculas diatómicas homonucleares. A continuación, obtenga el OE de las moléculas B_2 , C_2 , N_2 , O_2 , F_2 y Ne_2 , y discuta con sus colegas las diferencias con los posibles diagramas de Lewis para estas moléculas.
3. La distancia de enlace F-H es de 0,92 Å. Sabiendo que el momento dipolar de la molécula de HF es 1,82 D, precise:
 - a) ¿Cómo haría para calcular el carácter iónico de la unión F-H.
 - b) ¿Cuál es el momento dipolar y el carácter iónico de la molécula de H_2 ?
4. Utilice TREPEV para predecir la geometría de las moléculas de CO_2 , $CdBr_2$, BF_3 , NH_3 , NH_4^+ , $SiCl_4$, SF_4 , PF_5 , SF_6 , CH_2O (formaldehído) y C_2H_4 (etileno).

Recuerde que en la *Clave de respuestas* se encuentran pistas, sugerencias o resoluciones que le permiten revisar sus propias respuestas.

Ahora lo invitamos a retornar al entorno de trabajo e iniciar la lectura y el análisis de los contenidos de la sección denominada *Perspectiva didáctica*.

Perspectiva didáctica

Nuevamente, nos encontramos en el momento en que le acercamos materiales, comentarios, sugerencias y actividades referidas al campo de la didáctica de la química. En este capítulo nos ocupamos, especialmente, de:

- introducir la noción de concepto estructurante y de ideas básicas:
- completar la revisión hecha en el capítulo 1 sobre los patrones más comunes de ideas previas, en relación con las reacciones químicas y su estudio al nivel microscópico, y algunas metodologías de relevamiento;
- presentar el enfoque CTS (Ciencia, Tecnología y Sociedad) sobre los ejes histórico y ambiental, aplicado a las transformaciones químicas, y su integración en la selección, secuenciación y organización de contenidos curriculares;
- realizar sugerencias respecto de la posible secuenciación de los contenidos químicos abordados en este capítulo, para su tratamiento en el aula;
- reflexionar sobre la resolución de problemas escritos y la organización de trabajos prácticos, referidos a las transformaciones químicas, en un contexto de aprendizaje investigativo;
- caracterizar el rol del docente como divulgador científico natural de su comunidad, y la importancia del trabajo con los materiales proporcionados por los divulgadores profesionales y los textos de científicos.

Conceptos e ideas básicas

Estimado colega: antes de abocarse a la lectura de esta sección, nos parece apropiado que reflexione acerca de los conceptos fundamentales que estamos trabajando.



ACTIVIDAD N° 5

1. Confeccione un listado con los posibles conceptos, más representativos, que atraviesan el tratamiento de los temas de este capítulo.
2. Seleccione uno de ellos y, a su criterio, indique qué otros conceptos derivan de él.

Ahora, contraste su producción con la nuestra. Esta mirada sobre la materia, en clave química, involucra el trabajo sobre una cantidad de conceptos. Conceptos básicos, familiares para el docente en química -**materia, transformaciones, energía, modelos atómicos, átomos, moléculas, enlaces químicos**- que se construyen, en el proceso de transposición didáctica que subyace en toda práctica educativa, por medio de actividades que promueven la búsqueda de información, la observación, el reconocimiento y el análisis de hechos naturales de la vida cotidiana.

Didácticamente, estos son los denominados **conceptos estructurantes**, o metaconceptos, porque pueden ser utilizados como núcleos alrededor de los cuales se organizan diversas tramas conceptuales. Los conceptos estructurantes favorecen el uso de un lenguaje común y contribuyen al establecimiento de correspondencias entre diversos contenidos. Estos conceptos, a su vez, son generadores de nuevos y variados conceptos que derivan de cada uno de ellos: electrones, rayos alfa, cuantos, covalencia, fotones, dualidad onda-partícula, etcétera.

Por ello, para el trabajo en el aula siempre conviene partir de los conceptos más generales.



APORTES Y SUGERENCIAS

“En la secuenciación de conceptos, se presentan en primer lugar los más fundamentales y representativos, que son también, por definición, los más generales e inclusivos entre los que aparecen en las taxonomías de tipos y de partes y en las matrices correspondientes; seguidamente se introducen de forma progresiva los conceptos menos generales y menos inclusivos de las taxonomías que proporcionan detalles y precisiones respecto a los presentados en primer lugar”

Coll, 1987.

Estos conceptos pueden ser considerados como parte sustancial de nuestro eje de trabajo, porque favorecen el abordaje en espiral de diferentes problemáticas de las transformaciones químicas y de la química ambiental y permiten desarrollar, en cada caso, toda una serie de ideas básicas articuladoras para la construcción de los contenidos a encarar en las diferentes unidades didácticas.

La siguiente actividad está referida a las ideas que los alumnos de este nivel pueden establecer.



ACTIVIDAD N° 6

1. ¿Cuáles son las ideas básicas que, según su opinión, los alumnos deben poder construir acerca de los conceptos que hemos desarrollado en este capítulo?
2. Si fuera posible, contraste su respuesta con la que efectivamente dan sus alumnos, consultándolos, por ejemplo, acerca de sus ideas sobre los modelos atómicos.

A nuestro criterio las ideas básicas que los alumnos deberían construir, por ejemplo para el modelo del átomo de Bohr, pueden ser, entre otras, las citadas a continuación.

- Los electrones se mueven alrededor del núcleo en determinadas órbitas.
- Cada órbita está caracterizada por un nivel de energía.
- Los electrones no poseen energías intermedias.
- Algunos electrones, en ciertas condiciones, pueden saltar a una órbita distinta absorbiendo o emitiendo la diferencia de energía involucrada.
- Este modelo permite explicar algunas propiedades observables y otras no, por ello *a posteriori* surgieron otros modelos.

Poder caracterizar y reconocer las ideas básicas que nuestros alumnos debieran construir, resignifica y orienta la práctica. En este caso resulta obvio, que el docente deberá trabajar muy bien la visión de los modelos, no como espejos del mundo, sino como sus representaciones aproximadas y simplificadas; la existencia de modelos diferentes, la validación de algunos modelos y de las teorías en que los mismos se enmarcan por parte de las comunidades investigadoras hasta su reemplazo por otros superadores, etcétera.

¿Qué saben los alumnos sobre las transformaciones químicas a nivel microscópico?

Hacernos esta pregunta implica, nuevamente, tomar conciencia de las ideas previas o preconcepciones de los alumnos, en este caso, en torno a la naturaleza de la materia y a las transformaciones químicas a nivel microscópico

Además de los obstáculos epistemológicos mencionados en el capítulo anterior en cuanto al establecimiento de nociones de conservación para el aprendizaje de reacciones químicas, en el caso de estudiantes adolescentes, en particular, alumnos de Química y Físico-química del tercer ciclo de la EGB y del polimodal o media,

podemos hacer una clasificación de las preconcepciones escolares en torno a tres áreas fundamentales:

- la naturaleza discontinua de la materia,
- las correlaciones entre propiedades a escala atómico - molecular y propiedades físicas macroscópicas de las sustancias y
- la naturaleza y estructura de las uniones químicas.

Sobre el primer punto, es importante remarcar que la visión de los alumnos adolescentes respecto de la estructura de la materia es esencialmente perceptiva porque se enfrentan a la imagen cotidiana, en apariencia invariable y *estática* que muestran las sustancias y materiales y los estados inicial y final de una reacción química cualquiera, ignorando la interpretación disciplinar que postula sistemas *dinámicos*, que evolucionan en el tiempo hasta una situación de equilibrio.

De hecho, las teorías implícitas de los alumnos los llevan a menudo a asignar propiedades macroscópicas a entidades microscópicas (Gómez Crespo, 1996). Así, los átomos, en especial en fase gaseosa, son vistos simplemente como pequeños trozos masivos de materia entre los cuales "hay aire" o "hay más materia".

Por supuesto que estas visiones en torno a la estructura de la materia van a articularse en forma compleja con los conceptos escolares de reacciones químicas, haciendo particularmente difícil la incorporación de la conservación de la masa en reacciones donde participan gases. En consecuencia, suele resultar problemático lograr que los alumnos relacionen las propiedades físicas de los materiales y sustancias con su estructura microscópica.

Para poder conocer cómo es el pensamiento de sus alumnos respecto de estas temáticas, es útil que usted releve las ideas previas de sus alumnos.

Podrá hacerlo, por ejemplo, mediante entrevistas complementadas por dibujos y esquemas de sistemas simples -cilindros con gas, etc.- realizados por ellos. Para que usted pueda ampliar sus competencias para el diseño de los instrumentos necesarios para esta indagación, le sugerimos la lectura del estudio de J. Nussbaum: "*La constitución de la materia como conjunto de partículas en la fase gaseosa*", en Driver, Guesne y Tiberghien (1999), Capítulo VII.

En cuanto a la naturaleza de las uniones químicas, sucede que las representaciones simbólicas (puntos o cruces) empleadas en las explicaciones de los profesores de química, sumadas al trabajo con modelos moleculares y con análogos concretos como sistemas planetarios, afianzan las preconcepciones escolares erróneas, que acaban considerando los electrones como pequeñas pelotitas orbitando en torno a los núcleos atómicos:

Recuerde que los malos modelos de ciencia escolar refuerzan las ideas previas de los alumnos.

Sobre esta base, y ante la virtual imposibilidad de los docentes del nivel de lograr una visión de los electrones como partículas cuánticas de naturaleza dual, se construyen interpretaciones de las reacciones químicas donde se tiende a no explicitar en forma gráfica la ruptura y formación de enlaces involucrada, que es uno de sus aspectos esenciales.

Un resultado de esto es que muchos de los estudiantes de química acaban el polimodal creyendo que las reacciones químicas ocurren "mol a mol", y tienen dificultades para interpretar que la notación que emplean indica en forma equivalente reacciones *entre moléculas*.

El enfoque CTS (Ciencia, Tecnología y Sociedad)

Es un hecho comprobado, en nuestro medio y en otros países, (Furió y Vilches, 1997, en Del Carmen, 1997) que el interés de los estudiantes por las ciencias, en particular por la química, decrece claramente a medida que avanzan en el sistema educativo.

Esto, en nuestro sistema educativo, lo corrobora un examen superficial de las orientaciones seguidas por los alumnos del polimodal, que revela una marcada tendencia hacia estudios de Economía y Gestión, a expensas de las orientaciones en Ciencias Naturales y Exactas.

Más allá de causas relacionadas con el contexto económico local y con las condiciones críticas de la inserción laboral en áreas relacionadas, que alejan a las ocupaciones vinculadas con la química de las preferencias para un futuro laboral, hay que buscar las causas de esta situación en los enfoques y metodologías usados tradicionalmente en la enseñanza de la disciplina, en los niveles del tercer ciclo de la EGB (Ciencias Naturales) y Polimodal (Físico- química o Química).

Si bien los resultados de la investigación didáctica (Caamaño, 1995, 2001), muestran la necesidad de reformular los contenidos de ciencias en el currículum escolar en un contexto CTS (Ciencia, Tecnología y Sociedad), es decir, a través de enfoques didácticos de fundamentación y metodológicos que den prioridad al aprendizaje de la química y las otras ciencias con fuertes vinculaciones de los contenidos disciplinares a ejes socio-históricos, éticos, ambientales y tecnológicos, la práctica del profesorado, al menos en nuestro medio educativo, no ha incorporado en forma significativa estas pautas.

Hablando de nuestra disciplina, se trata mediante el enfoque CTS, ni más ni menos, que del desafío de enseñar química de cara a la formación integral de nuevos ciudadanos, que puedan utilizar sus conocimientos para una toma racional de decisiones respecto de los problemas de la propia comunidad y del entorno -por ejemplo, problemas ambientales- y a darles herramientas para estar a tono con las exigencias de conocimiento tecnológico que plantea la sociedad globalizada actual.

Esto equivale a plantearnos objetivos de **alfabetización científica** de los jóvenes (Fourez, 1997) y pretender, también, revertir sobre todo las actitudes escolares negativas de los alumnos hacia la ciencia y sus producciones, y cambiar los estereotipos acerca del rol y la función social de los científicos, que surgen como fuertes obturadores de los procesos de aprendizaje.

Para analizar desde qué contextos se ayuda a construir, reforzar o cambiar esas concepciones o actitudes, le proponemos la siguiente actividad: usted ya, en el capítulo 1, realizó un análisis acerca de la visión que se posee sobre los científicos observando materiales escolares.



ACTIVIDAD N° 7

1. Recupere su búsqueda de aquella oportunidad y extiéndala a otros materiales impresos (revistas o *cómics*) y material fílmico (dibujos animados o películas de aventuras) para niños y adolescentes.
 - a) Observe en ellos cómo se representa la figura del investigador o científico.
 - b) Observe si aparecen mujeres y en qué rol.
 - c) Analice con detenimiento si se presentan los procesos que llevaron a determinados descubrimientos o avances científicos tecnológicos.
 - d) Revise cuáles son las producciones esperadas (tipo de actividad o propuesta de acción que se solicita).
2. Saque conclusiones y comparta con otros colegas los hallazgos.

Hemos visto con asiduidad que la imagen de ciencia y los estereotipos escolares sobre los científicos, en el caso de la química, están definidos a partir de las historietas, de la TV y de los *mass - media*, y "etiquetan" al investigador como "*...un hombre de raza blanca, calvo, con gafas gruesas, (...) rodeado de supuestos experimentos en marcha y sustancias explosivas, frecuentemente trabajando bajo luz eléctrica, en sótanos o lugares oscuros (aislado de la realidad...)*" (Marco, 1995).

A estas visiones deformadas de la personalidad y del trabajo de los químicos, con su sustrato ideológico y de género discriminatorio implícitos, podemos añadirle la supuesta identificación de la química como responsable de todos los procesos de contaminación, del reemplazo de productos naturales por otros sintéticos, etc., lo cual ha llevado a algunos autores a hablar de la "quimiofobia" de la sociedad actual, trasladada a las aulas.

Como docentes, usted y nosotros nos enfrentamos a la tarea común de revertir estas visiones deformadas y actitudes negativas, y de acercar el conocimiento químico

al contexto de la vida diaria, a resaltar el rol de la investigación química para solucionar los problemas ambientales actuales, y a rescatar el trabajo de los científicos en su contexto histórico y social (Kuhn, 1992) como una empresa humana colectiva, hecha por personas como usted y nosotros.

Es por todo lo expresado que, para empezar a modificar estas imágenes, parece indicado una práctica de la enseñanza de la química en un contexto CTS.

En términos prácticos, una propuesta de contextualización CTS supone las siguientes condiciones.

1. Una **selección** reflexiva de los contenidos (en todas sus dimensiones) a partir de los CBC, los CBO, el Diseño Curricular Provincial, el PCI y del respectivo plan de trabajo de la materia, a desarrollar con el grupo de clase. Dicha selección debería tener en cuenta:
 - a) los conocimientos previos de los alumnos;
 - b) un relevamiento de intereses, orientado a compatibilizar la selección de contenidos propuesta con las necesidades particulares del grupo y
 - c) los espacios institucionales (disponibilidad horaria para salidas de campo, uso del laboratorio escolar, recursos técnicos y materiales, etc.).
2. Una **organización y secuenciación** de dichos contenidos dentro del currículo, tanto para la materia como para facilitar la construcción de *ejes interdisciplinarios*, por ejemplo vinculando los contenidos abordados con los de otras materias que los alumnos ya han cursado o cursan simultáneamente. Para esto puede serle útil el trabajo coordinado con colegas de otras áreas, por ejemplo con el docente de Biología para organizar tareas o miniproyectos sobre genética o problemas de medio ambiente, o con el de Ciencias de la Tierra, para trabajar sobre contenidos de química de suelos, etcétera.
3. Una **metodología didáctica** para la contextualización de contenidos CTS. Dicha metodología dependerá de cuál de los diversos enfoques CTS seleccione (Ziman, 1985). Así, por ejemplo, puede resultarle útil según las características de su grupo, realizar un trabajo de investigación acerca de problemas de contaminación de aguas que afecte a la comunidad; o bien elegir una metodología de investigación - acción, en la cual los alumnos se ocupen de investigar acerca del trabajo de los grupos ecologistas en el país. O tal vez prefiera abordar el eje histórico de los contenidos seleccionados, haciendo que sus alumnos realicen experimentos históricos cruciales, como los de combustión de Lavoisier, en el laboratorio de la escuela... o animar a sus alumnos a investigar el rol de las mujeres en la investigación científica, en relación con contenidos como radiactividad o reacciones nucleares.
4. Un **diseño de evaluación** de los aprendizajes, tanto final como de proceso; por ejemplo, a través de exposiciones e informes de los resultados obtenidos

en las actividades experimentales o en los miniproyectos de investigación. En el caso de las metodologías CTS, es recomendable además realizar *evaluaciones de impacto*, por ejemplo una vez finalizado un miniproyecto de investigación y durante los meses subsiguientes, mediante entrevistas o cuestionarios, a fin de estimar en qué medida se han logrado revertir las actitudes e imágenes negativas sobre la disciplina.

Una metodología muy útil para trabajar contenidos de reacciones químicas y contaminación es la realización de dramatizaciones de situaciones reales que afectan a la comunidad, tomadas de información periodística, revistas, etc.: por ejemplo, un trabajo de investigación acerca de la contaminación por petróleo de las aguas del Río Paraná, división por equipos (ciudadanos, periodistas, directivos de la empresa contaminante, etc.) y relevamiento de información para la simulación de un juicio a la empresa.



APORTES Y SUGERENCIAS

Una buena lectura orientadora sobre metodologías CTS, inserción curricular de las mismas y proyectos educativos vigentes, en especial del ámbito europeo, constituyen los diversos artículos que se encuentran en la revista didáctica española *Alambique* de la Editorial Graó, de Barcelona, en particular el número monográfico de CTS de enero 1995 citado en la bibliografía.

Preparación de la unidad para su tratamiento en el aula

Cualquiera sea la modalidad, el año o el nivel en los que se esté desarrollando la tarea de enseñar química, es fundamental que se haya planificado una unidad didáctica referida a la estructura de la materia. El tratamiento de la misma, entre otros aspectos, puede facilitar la interpretación de los modos de producción del conocimiento científico y, a la vez, permitir la adquisición de contenidos significativos asociados con la estructura del átomo.

Es importante, por lo tanto, planificar la unidad de manera de favorecer el análisis y la interpretación de la evolución de las ideas que las personas han sustentado, a lo largo de la historia, respecto del modelo atómico. Esta situación, en el caso del nivel polimodal o medio, debe permitir no sólo profundizar la visión adquirida a lo largo del tercer ciclo de la EGB sobre la estructura atómica, sino, además, distinguir la importancia de la articulación entre la actividad teórica y la actividad experimental en la construcción del conocimiento científico.

El desarrollo de estos temas, a nuestro entender, podría incluir la secuencia didáctica que ofrecemos a continuación

- Hacer una evaluación diagnóstica sobre las ideas de los alumnos, por ejemplo a partir de la interpretación, a la luz del modelo cinético molecular, de algunas de las situaciones cotidianas que presentamos al comienzo del capítulo.
- Organizar las respuestas, tratando de que los alumnos distingan las regularidades y las diferencias de interpretación.
- Revisar la información recogida con el objeto de realizar ajustes y tomar las decisiones pedagógicas necesarias.
- Diseñar alguna actividad experimental que proporcione mayores evidencias acerca de la naturaleza eléctrica de la materia, por ejemplo una electrólisis o una demostración sobre los efectos de las descargas eléctricas en tubos con gases a baja presión (Codner y Drewes, 2000). Ampliar el campo conceptual acercando explicaciones y proporcionando material bibliográfico (textos, artículos, memorias de científicos, etc.) vinculado con los modelos atómicos de Thomson, Rutherford y Bohr.
- Discutir la idea de modelo y aplicar a otras situaciones u otros campos.
- Presentar a los alumnos una “caja negra” y facilitar, en un trabajo grupal, el enunciado de hipótesis que intenten justificar su contenido, luego contrastar las explicaciones de los grupos y comparar con el modelo atómico (ver más detalles en la sección *Alternativas para el trabajo en el aula*).
- Proponer exploraciones biográficas sobre Thomson, Rutherford, Planck y Bohr.
- Introducir, a partir de sencillos experimentos, como la dispersión de la luz a través de un prisma, la idea de espectro continuo y espectros atómicos de emisión.
- Presentar el modelo cuántico, la idea de orbital, el concepto de dualidad onda-partícula y el principio de incertidumbre.
- Revisar lo que los alumnos ya saben sobre clasificación periódica (trabajado en este mismo curso o en cursos anteriores) y presentar la actual tabla periódica.
- Proponer diferentes situaciones problemáticas, asociadas con las propiedades de algunas sustancias (por ejemplo cloruro de sodio y naftaleno), para cuya resolución sea necesario el diseño de actividades experimentales; las propiedades a analizar pueden ser: solubilidad y conductividad eléctrica (Candás y otros, 2000 - Libro de Actividades).

- Trabajar el concepto de enlace químico, y vincular las propiedades observadas en la actividad anterior con los enlaces que podrían poseer las sustancias investigadas.
- Establecer formas alternativas de comunicar los resultados (informes, esquemas, cuadros, relatos orales, etcétera).
- Proponer la resolución de ejercicios y problemas abiertos que permitan consolidar los aprendizajes realizados.
- Realizar una evaluación en proceso para detectar las dificultades de aprendizaje que permitan reorientar la práctica.

Es obvio que esta secuencia es tentativa, no prescriptiva. La verdadera, la que usted puede armar para su implementación en el aula, debe construirse en el contexto de la propia realidad institucional (modalidad, nivel evolutivo de los destinatarios, ideas previas, acuerdos docentes para el nivel, etc.)

La resolución de problemas escritos y la organización de trabajos prácticos

Consideramos que la resolución de problemas escritos y la organización de trabajos prácticos sobre contenidos de transformaciones químicas, puede ser abordada en un contexto de aprendizaje investigativo. Una posible forma de abordaje la presentamos a continuación, pero antes de pasar a desarrollarla apelamos nuevamente a su experiencia, por lo que le solicitamos que realice la siguiente actividad.



ACTIVIDAD N° 8

1. Responda brevemente a las siguientes preguntas.
 - a) ¿Cómo se desarrollan las actividades prácticas en sus clases de química del ciclo polimodal?
 - b) ¿Qué tipo de problemas plantea?
 - c) ¿Los prepara usted o los adapta de libros de texto de la materia?
 - d) A lo largo de su carrera docente, ¿cuáles son los problemas o contenidos que ha observado como más difíciles para sus alumnos?

La resolución de problemas escritos en química

Las actividades prácticas en las clases de química del ciclo polimodal suelen estar repartidas en forma más o menos equitativa entre tareas de resolución de problemas escritos y trabajos prácticos de laboratorio.

En el primer caso, los problemas son en general tomados de algún libro de texto, o bien de guías docentes diseñadas al efecto, y los procedimientos usados en forma recurrente para entrenar a los alumnos y alumnas parten de la resolución en pizarra de algunos "problemas modelo" por parte del profesor, y un trabajo posterior del grupo de clase con problemas similares, en forma individual o grupal.

Estas metodologías didácticas de resolución de problemas, que podemos llamar tradicionales, tienen ciertas características.

- Parten del supuesto, no justificado, de que los alumnos pueden adquirir estrategias de resolución numérica de problemas químicos por mera reiteración de problemas similares, a partir de una resolución modelo dada.
- Dan especial relevancia a los resultados y respuestas obtenidos, desvalorizando los caminos y estrategias empleados en la resolución.
- Los enunciados presentan todos los valores numéricos y constantes necesarios para deducir el resultado a partir de una fórmula estándar.
- Tienden a homogeneizar las metodologías de resolución, dando por válida solamente una -normalmente, la enseñada- en las evaluaciones.
- Coartan la creatividad y el pensamiento divergente de los alumnos, estimulando en su lugar la ejecución de algoritmos rígidos y el empleo de "recetas" para la resolución de problemas.
- No dan lugar a la formación de hipótesis frente a una situación experimental planteada, y no hacen hincapié en un análisis del significado físico o químico de los resultados.

A partir de su propia experiencia como profesor de Química, seguramente podrá extender esta lista.

Nuestra pretensión, al remarcar estas limitaciones de las metodologías tradicionales de resolución de problemas, es poner de manifiesto la necesidad de un **cambio conceptual** radical, que consiste en una reformulación del aprendizaje escolar de las estrategias y métodos de resolución de problemas escritos en química, de modo de acercar estas actividades en lo posible, y con las diferencias y reelaboraciones del caso, a las empleadas en el contexto de investigación de la ciencia profesional.

Una excelente forma de encarar la resolución de problemas escritos en química como actividad de investigación es a través de la introducción gradual de *problemas*

con enunciados abiertos (Ramírez Castro, Gil Pérez y Martínez Torregrosa, 1994), es decir, problemas en cuyos enunciados haya muy poca información en forma de datos numéricos, y en los cuales los alumnos deban formular hipótesis para recrear la situación planteada, y eventualmente consultar otras fuentes de información, para llegar a una determinada solución... que, posiblemente, planteará nuevos problemas.

Antes de presentar algunos ejemplos de problemas abiertos sobre contenidos de reacciones químicas, creemos que no está de más remarcar que el trabajo escolar con problemas abiertos de química requiere un mínimo entrenamiento previo del grupo de clase en las etapas esenciales de la metodología científica:

- reconocimiento del problema,
- búsqueda de información,
- formulación de hipótesis,
- elección de estrategias de resolución y
- confirmación o rechazo de hipótesis.

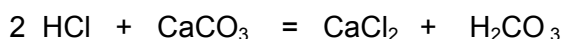
La primera condición esencial es que la situación experimental o teórica que aparece en el enunciado sea realmente problemática, es decir, que tenga significado para los estudiantes. Y esto se logra, por ejemplo, refiriendo los enunciados a hechos de la vida diaria: a un muchacho le parecerá seguro más interesante y atractivo resolver un problema químico si tiene que ver con el funcionamiento de su organismo, o con el lanzamiento de un cohete, que resolver un árido problema estequiométrico totalmente desconectado de su experiencia cotidiana.

Veamos, entonces, algunos ejemplos de problemas tradicionales de química, y sus problemas equivalentes de enunciados abiertos:



Problema 1 a (tradicional):

Se dispone de 50 mililitros de una solución 0.10 M de ácido clorhídrico que se hacen reaccionar con 0.08 miligramos de carbonato de calcio, de acuerdo a la siguiente reacción:



Indicar:

- a) El reactivo limitante
- b) La cantidad de sal de calcio formada



Problema 1 b (abierto, equivalente a 1a)

Si caen unas gotas de vinagre sobre una mesada de mármol, en la cocina de casa o en el laboratorio, se forma una mancha que no puede quitarse. ¿Pueden explicar lo que ha pasado, usando alguna reacción química conocida?



Problema 2 a (tradicional):

El butano es un hidrocarburo gaseoso de fórmula molecular C_4H_{10} . Usando las masas atómicas como datos, y sabiendo que el número de Avogadro vale $N_A = 6 \cdot 10^{23}$, calcular cuánto pesará una molécula de este gas.



Problema 1 b (abierto, equivalente a 2 a)

Diseñar un método para calcular la masa de gas butano que puede contener un encendedor de bolsillo. A partir del valor obtenido, calcular la posible cantidad de moléculas involucradas. Indicar el camino a seguir para averiguar el volumen de una molécula de butano y el radio de la misma, suponiendo que es esférica. Discutir con el grupo si esta última hipótesis es correcta.

Usted puede seleccionar de algún libro de texto un problema con enunciado tradicional y transformarlo en uno de enunciado abierto.

Los trabajos prácticos en química enfocados como actividades de investigación

Al igual que ocurre con las estrategias y metodologías empleadas habitualmente para la resolución de problemas escritos, la organización y diseño de trabajos prácticos en los cursos de química de nivel polimodal presenta aspectos esenciales a reformular (Gil Pérez, 1993).

Entre esos aspectos, cabe resaltar la necesidad de cambiar el **modelo de ciencia** de los profesores, marcado en general por encuadres positivistas que se traducen en la realización de prácticas de laboratorio a partir del seguimiento riguroso de protocolos predeterminados de antemano, que no solamente pautan todos los pasos experimentales seguidos, sino que se construyen específicamente con la

intención de obtener "resultados ejemplificadores" que supuestamente ilustran la validez de las teorías y modelos enseñados.

Por ello, si lo que se persigue es un auténtico aprendizaje escolar de la química, que genere en nuestros jóvenes la apropiación de un abanico de contenidos, procedimientos y *actitudes científicas*, es preciso resignificar y reformular el encuadre tradicional de los trabajos prácticos de laboratorio. En relación con este objetivo, diversos autores (Dunn y Philips, 1998) han insistido en la necesidad de actividades de laboratorio que *involucren y motiven* a los alumnos, y en las que ellos puedan volcar su creatividad e incluso participar en el diseño de los protocolos. Para lograrlo, estos autores proponen estrategias basadas en mini- proyectos de investigación, a lo largo de los cuales, y sobre la base de temas de trabajo o situaciones problemáticas elegidas por los propios estudiantes, ellos puedan trabajar en equipos y simular algunas etapas del trabajo de investigación de la química profesional.

Indudablemente los estudiantes no pueden resolverlos solos, sino orientados por nosotros, sus docentes, quienes estamos en condiciones de intervenir pedagógicamente para que sean capaces de iniciarse en:

- la realización de búsquedas bibliográficas, incluso asistidas por computadora;
- la resolución de guías de problemas que les permitan acercarse a los procedimientos que utiliza la investigación disciplinar en el campo de investigación elegido;
- el diseño, la elaboración y el desarrollo de protocolos experimentales propios;
- la presentación de informes que incluyan aspectos básicos como la justificación del marco teórico, la selección de técnicas adecuadas, la contrastación de resultados con datos de la literatura, entre otros, y además
- el aprendizaje de las formas de comunicación básicas, mediante las cuales los investigadores se dirigen a sus colegas para informar sus resultados.

A lo largo de este módulo y en el de *La química ambiental*, presentamos ejemplos de actividades experimentales y sugerencias para su implementación como trabajos de investigación.

La divulgación científica entra al aula

Para que el encuadre CTS que hemos marcado alcance mayor o menor amplitud y se oriente en uno u otro sentido, es preciso que el profesor o la profesora planifiquen en forma cuidadosa su mediación entre el contenido del aprendizaje y los alumnos. Es

En este encuadre, resulta de singular importancia la utilización de los aportes e innovaciones provenientes de la didáctica y de la investigación científica. Al respecto, existe un interesante trabajo de Gil Pérez -“¿Qué hemos de saber y saber hacer los profesores de Ciencias?”- que le recomendamos leer y del cual incluimos, a continuación, un cuadro que da cuenta de las complejas interrelaciones que la práctica docente de calidad, involucra.

Diagrama de flujo que muestra la relación entre ocho competencias docentes:

- 1. Conocer la materia a enseñar**
- 2. Conocer y cuestionar el pensamiento docente**
- 3. Adquirir conocimientos teóricos sobre el aprendizaje y aprendizaje de las ciencias**
- 4. Crítica fundamentada de la enseñanza habitual**
- 5. Saber preparar actividades**
- 6. Saber dirigir la actividad de los alumnos**
- 7. Saber evaluar**
- 8. Utilizar la investigación e innovación** (Centro)

Las relaciones se indican mediante flechas:

- lo que exige:** 1 → 2, 1 → 3, 2 → 3, 3 → 4, 4 → 5, 5 → 6, 6 → 7, 7 → 1.
- posibilitan:** 2 → 4, 3 → 5, 4 → 5, 5 → 6, 6 → 7, 7 → 1, 1 → 5, 2 → 5, 3 → 5, 4 → 5, 5 → 8, 6 → 8, 7 → 8.

El trabajo que le sugerimos leer es una propuesta basada, por una parte, en la idea de aprendizaje como construcción de conocimientos, con las características de una investigación científica y, por otra, en la necesidad de transformar el pensamiento espontáneo del profesor. En él se propone una tarea colectiva, con grupos de pares, en un trabajo de reflexión y profundización que permita que sus producciones se aproximen a los resultados de la investigación didáctica. Con esta estrategia de

trabajo, la complejidad de la actividad docente deja de verse como un obstáculo y un factor de desánimo y permite aprovechar la enorme creatividad potencial que posee cada uno de los integrantes. La propuesta consiste en señalar los aspectos que pueden facilitar una reorientación de la actividad docente “como un trabajo colectivo de innovación, investigación y formación permanente”.

Respecto del “conocer la materia a enseñar”, que aparece en el cuadro que transcribimos, involucra no sólo conocer los problemas que originaron la construcción de los conceptos y teorías en el campo de la química; cómo llegaron a articularse en cuerpos coherentes; la metodología empleada, o las interacciones CTS en las cuales inciden, sino también tener conocimientos actualizados acerca de los desarrollos de la investigación disciplinar, y sus perspectivas. Todo ello, para colaborar en la transmisión de una visión dinámica, flexible, no cerrada, de la ciencia química.

Una de las dificultades a afrontar, en este contexto, es que en estos momentos existe una muy extensa producción de conocimientos relacionados con nuestro campo. El patrimonio de conocimientos en ciencia, técnica y/o tecnología, asociados a la química, es enorme. Sin embargo, para que estos conocimientos puedan instalarse en el aula, deben inevitablemente sufrir recorridos que emplean muy largos tiempos. Esto sucede porque, dada la heterogeneidad de las temáticas que se están abordando, el lenguaje científico posee una especificidad que, muchas veces, trasciende nuestra comprensión.



APORTES Y SUGERENCIAS

Acerca del conocimiento científico

“El conocimiento científico, propiamente dicho, está producido por científicos, comunicado en lenguaje científico, y sólo puede ser comprendido por científicos de la misma rama de la investigación. Esta afirmación vale tanto para el conocimiento producido para la llamada ciencia pura en laboratorios de investigación estrictamente científicos, como para el producido por las actividades de investigación y desarrollo de las empresas. Ambos están en lenguaje inaccesible para el público en general, aunque los intereses que motivan la difusión de uno o de otro puedan ser, y de hecho son, diferentes. Estos conocimientos se publican en revistas especializadas que circulan dentro de la comunidad científica y, por lo común, el público en general no tiene acceso a ellos.”

(Sarría, 1983)

No obstante, en nuestro país como en tantos otros, existe una cantidad de profesionales en ciencias especializados en periodismo científico, denominados

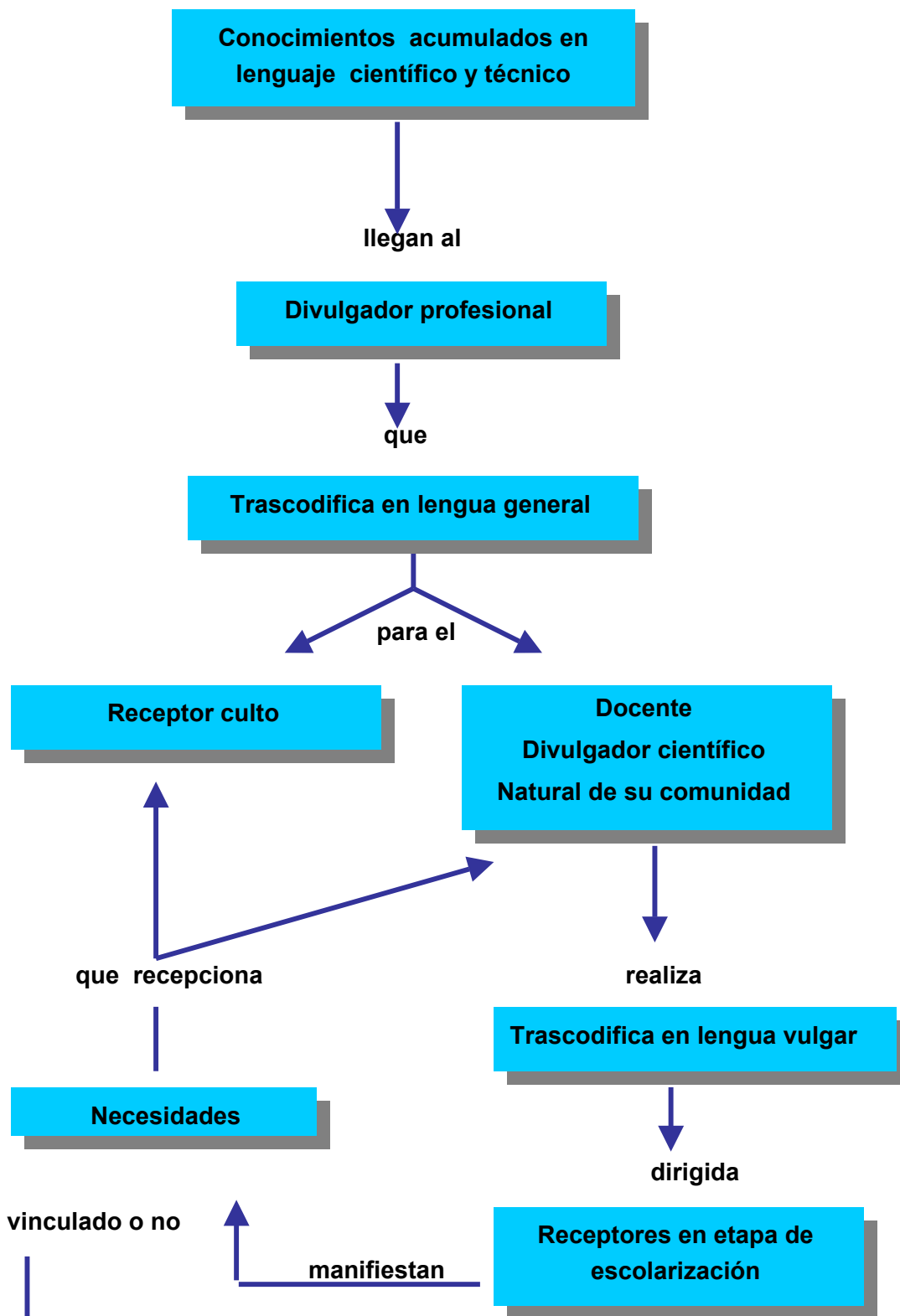
divulgadores científicos, que transcodifican el lenguaje especializado para hacerlo comprensible a los lectores. Estos especialistas, junto con algunos investigadores, utilizan sus conocimientos para transmitir las nuevas informaciones, a través de los medios de comunicación masiva orientados a la divulgación científica: publicaciones diversas, revistas especializadas, secciones de ciencia de diarios, programas de televisión, páginas Web, etc.

Es a raíz de lo expresado que se ha comenzado, en las dos últimas décadas, a prestar atención a una nueva faceta del perfil docente: la de **divulgador científico natural de la comunidad** en la que se desempeña. De hecho, en el control de la epidemia de cólera que sufrimos hace años, la campaña organizada por el Ministerio de Salud y Acción Social, de ese momento, logró sus objetivos porque contó, también, con la concientización que los docentes lograron generar en sus alumnos, que por ello pudieron replicar este aprendizaje actuando, a su vez, como multiplicadores en sus familias.

Dentro de este rol, está justamente, la retraducción y proyección en su práctica cotidiana, de los materiales proporcionados por la divulgación científica.

En el cuadro que incluimos a continuación, adaptado de *“La popularización de la ciencia y la tecnología”* del Dr. Rafael Ferreyra (UNESCO, 1990) se puede ver el recorrido que experimenta el conocimiento científico desde su producción hasta su inserción en la comunidad.

El conocimiento desde su producción hasta la comunidad



Esta singular competencia docente, permite que en un contexto CTS y conociendo las necesidades e intereses de sus alumnos y la comunidad en la que viven, los docentes puedan seleccionar y retraducir los mensajes producidos por los divulgadores científicos de reconocida solvencia. En nuestro caso, el de la formación en química, la selección de contenidos científicos y técnicos puede estar orientada a aspectos de la química ambiental, nuevos avances de la medicina, nuevos materiales, u otros aspectos que contribuyan a interpretar más acabadamente el mundo de la ciencia actual o a mejorar la calidad de vida.

Del análisis del cuadro anterior surge también la existencia de una distancia entre el conocimiento científico y el conocimiento escolar. Distancia que el docente debería tratar de acortar, por lo menos en nuestro campo, a partir de una sólida formación científica y de un entrenamiento en la lectura directa de algunos textos de científicos.

Si usted no tiene experiencia en el trabajo con materiales de divulgación, le sugerimos empezar por seleccionar materiales que involucren un problema científico, el análisis de un nuevo descubrimiento del campo de la química, la evolución histórica de algún concepto, modelo o teoría, o bien que rescate de la historia de la ciencia, algunos textos de científicos que involucren temas coincidentes con el desarrollo de su práctica.

Por ello, nos parece adecuado sugerirle una serie de aspectos a tener en cuenta a la hora de decidirse a trabajar con un material de divulgación científica.

- Es fundamental, especialmente en el caso de artículos de divulgación tomados de los periódicos, identificar la fuente de información primaria. Deseche todo material sobre el que tenga dudas; la seriedad de la publicación y del autor deben garantizar la fiabilidad de la información.
- Evalúe las dificultades que encierran los conceptos científico-técnicos involucrados en el texto en función del nivel que poseen sus alumnos. Para algunos alumnos pueden ser obstáculos paralizadores, en cambio para otros (por ejemplo del último año del polimodal, del polimodal orientado o de los Trayectos técnicos) es posible que las dificultades conceptuales del texto se constituyan en un movilizador para nuevas construcciones o para un aprendizaje más crítico o complejo.
- El material debe ser coherente con el proceso de enseñanza y aprendizaje que se está llevando a cabo. Para ello debe haber sido planificado teniendo en consideración tanto la pertinencia de su tratamiento como la oportunidad de su inclusión.

Si el material seleccionado plantea un problema científico específico, es posible orientar el análisis de los siguientes aspectos (Gómez Vecchio, 1994).

1.El campo científico	2. Los actores de la ciencia	3.Los actores sociales
¿Qué problema enfoca? ¿A qué área de la ciencia pertenece? ¿Propone soluciones? ¿Qué obstáculos dificultan esas soluciones?	¿Qué científicos mencionan? ¿A qué institución científica se refiere? ¿Cómo estudian el problema?	¿A qué instituciones o grupos involucra? ¿Qué acciones sociales favorecen la solución? ¿Cómo puede participar cada uno en el tema?

Si, en cambio, se trata de trabajar un descubrimiento científico se pueden usar, con pequeñas modificaciones, los cuestionamientos vinculados con los actores de la ciencia y actores sociales y modificar el primero, centrando la atención sobre los siguientes aspectos:

1.El campo científico y sus aplicaciones

- ¿En qué consiste el descubrimiento?
- ¿A qué área de la ciencia corresponde?
- ¿Qué tipo de avance implica en su área?
- ¿Tiene alguna clase de aplicación?
- ¿Dentro del área o en el campo de la tecnología?

Un muy buen material, por ejemplo, es el artículo “*Elementos*” del filósofo Pablo Capana – Página 12, 02/09/00 – en el cual hay una reconstrucción de la historia de los elementos desde la época de Tales de Mileto, pasando por la teoría de los cuatro elementos de Aristóteles hasta la Tabla Periódica de Mendeleiev.

Otro, que facilita la comprensión de un cambio de paradigma, dentro del campo de la Historia de la Ciencia, es el artículo de Leonardo Moledo denominado “*Ascenso y caída del flogisto*” - Clarín 22/01/91- que se puede complementar con la inclusión de “*Todo comenzó con Lavoisier*” de Omar Goncebat - La Nación, 05/03/94.

Trabajados en forma conjunta, estos dos últimos artículos permiten comprender la fuerza que tuvieron dos paradigmas diferentes que intentaron explicar el fenómeno de la combustión.

Respecto de los contenidos específicos de este capítulo, el artículo de divulgación científica que nos parece más apropiado es el publicado en Página 12, el día 19/05/01, en la sección Futuro. Se trata de un extenso e interesante artículo, titulado “*Átomos y vacío*”, escrito por Martín de Ambrosio. En él, aparte de comentarios propios del autor de la nota, vinculados con la evolución del concepto de átomo, se

reproducen algunos de los momentos de la tercera reunión del Ciclo de Charlas de Café Científico – que brindaron los doctores en Física, investigadores del CONICET y docentes de la Facultad de Ciencias Exactas y Naturales de la UBA, Diego Mazzitelli y Ricardo Piegaia. Usted encontrará que en la sección *Alternativas para el trabajo en el aula*, incluimos algunos fragmentos seleccionados de este material.

Es importante también proponer en el aula trabajos sobre textos producidos por científicos, tal como hicimos en el capítulo I con dos fragmentos de Faraday. Ellos permiten mejores aproximaciones a la visión dinámica y abierta de la ciencia.

El trabajo con este tipo de materiales es recomendable, porque posibilita que los estudiantes puedan:

- vivenciar a la ciencia como una actividad de hombres y mujeres que se desarrolla a lo largo del tiempo;
- contextualizar en un tiempo y un espacio concretos las diversas etapas del pensamiento de los investigadores, filósofos naturales, etcétera;
- comprender la influencia de otros campos del conocimiento y la repercusión de ciertos acontecimientos sociales, económicos, políticos e
- interpretar los problemas que se debieron afrontar y el contexto en el cual la ciencia fue evolucionando.

Para los contenidos de este capítulo, por ejemplo para el primer año del polimodal o un primer curso de química de la enseñanza media, un interesante material puede ser obtenido a partir de las memorias de Marie Curie.

Algunos fragmentos de sus memorias pueden ser utilizados para introducir nociones sobre radiactividad y estructura de la materia pero, también, para valorizar los rasgos de los investigadores involucrados, rastrear las condiciones socio-económicas de la época y las condiciones de trabajo en las cuales llevaron a cabo sus investigaciones, los problemas de género de la época, la importancia de los descubrimientos y la trascendencia de los mismos a través del tiempo, etc.

Simplemente para ejemplificar el tipo de material que se puede seleccionar, para su trabajo en el aula, dentro de los textos de científicos, a continuación, incluimos un fragmento del libro *“El estupor de Epicuro – Ensayo sobre Erwin Schrödinger”*, de Riccardo Campa. En él, el autor intercala textos y pensamientos de Schrödinger.



APORTES Y SUGERENCIAS

Algunas ideas de Erwin Schrödinger

“En el año 1912, Max von Laue descubrió un instrumento que hizo posible el análisis de todas las ondas. Este instrumento está constituido por cristales naturales. El descubrimiento es de un valor inestimable, único en su género. Porque no sólo devela la estructura del cristal... sino que permite al mismo tiempo utilizar la estructura atómica periódica del cristal para el análisis de ondas, en vez de un retículo de estrías.

La concepción corpuscular asume relieve con la teoría de los cuantos, formulada por Max Planck, Niels Bohr y Luis de Broglie.

‘ Planck nos dice en 1900... que él puede entender la radiación proveniente del hierro calentado al rojo o de una estrella que emana luz blanca, como por ejemplo el Sol, sólo si esta radiación es producida por porciones y transmitida de un objeto al otro (por ejemplo, de átomo a átomo) también por porciones... La distribución en porciones bien determinadas parecía al menos extraña, no sólo a nosotros, sino también a Planck. Pero ahora es como si se nos hubiese caído un velo de los ojos: nuestros viejos, caros átomos, nuestras partículas son cuantos de energía de Planck. Estos cuantos son llevados por otros cuantos. El asunto da vértigo. Nos damos cuenta de que, en el fondo, hay algo fundamental que no conocemos. En realidad el velo antes mencionado no cayó bruscamente. Fueron necesarios veinte o treinta años. Y tal vez no haya caído por completo ni siquiera hoy ’.

En 1913, Bohr presenta la arquitectura de las partículas atómicas, constituidas por núcleos pesados cargados positivamente y por electrones ligeros que giran a su alrededor y dotados de carga unitaria negativa. ‘La idea fundamental es que cada uno de estos pequeños sistemas, átomo o molécula no puede contener más que cantidades de energía bien determinadas, discretas, correspondientes a su naturaleza o a su estructura; y que en el pasaje de un “nivel energético” más alto a uno más bajo él mismo emite el más de energía en forma de un cuanto de radiación de longitud de onda bien determinada, la cual es inversamente proporcional al cuanto emitido (lo que estaba ya en la hipótesis originaria de Planck)’. La sucesiva elaboración de tal tesis confirma la dualidad y tal vez la ambigüedad de la naturaleza.”

‘La conclusión, en el fondo obvia, de que con la masa m de una partícula que, según Einstein, tiene una energía mc^2 (c = velocidad de la luz), pudiera estar asociado un proceso ondulatorio de frecuencia mc^2/h , fue extraída sólo en 1925 por Louis de Broglie, en un primer tiempo para la masa m del electrón. Sólo pocos años después de esta famosa tesis doctoral de Louis de Broglie, se hallaron evidencias empíricas de las “ondas de electrones” por él postuladas teóricamente. Ese fue el punto de partida para el juicio que debía muy pronto ser emitido, y del que ya hemos hablado, de que todo, absolutamente todo, es al mismo tiempo partícula y campo de ondas.’

No cabe duda que puede serle de utilidad poseer algunos datos más sobre el autor y sobre el científico, por ello en el cuadro que se adjunta encontrará información sobre ambos.



APORTES Y SUGERENCIAS

Campa, el discípulo

Riccardo Campa fue discípulo de Schrödinger en Alpbach, ciudad ubicada en el Tirol austriaco, y ha mantenido ese contacto hasta la muerte del notable físico austriaco en 1961. Campa, destacado investigador de filosofía política en las Universidades de Bolonia y Nápoles, posee un Doctorado Honoris Causa en la Universidad Nacional de La Plata.

Schrödinger, el maestro

Erwin Schrödinger nace en 1887 en Viena y vive las vicisitudes de la Primera y Segunda Guerra Mundial en los dos frentes: en el que se ve la declinación del imperio y el inicio de la gran época de la ciencia. Profesor de Física Teórica de las Universidades de Jena, Zurich y Berlín, donde sucede en su cátedra a Max Planck en 1926. Schrödinger considera la naturaleza de las ondas, y establece la ecuación general de propagación de las mismas, base de la mecánica ondulatoria. Justamente, por sus trabajos sobre mecánica ondulatoria, en 1933, recibe el Premio Nobel. Ese mismo año, por disenso con la política racial del Reich, abandona Alemania y, tras un breve paréntesis en algunos centros de estudio, de 1938 a 1956 trabaja en el *Institute for Advanced Studies* de Dublin. De 1955 hasta el año de su muerte, ocurrida en Viena en 1961, participa en las actividades del Foro europeo de Alpbach.

En la atmósfera encantada del Tirol austriaco, se desarrolla este Foro, en el que participan pensadores, literatos, científicos e investigadores de la época: Otto Molden, Albert Camus, Eugène Ionesco.

Entre otros, los temas que abordan son el mito, la crisis de los fundamentos del conocimiento que conlleva una “crisis de las certezas”, los condicionamientos de la técnica, etc.

Ahora bien, ¿qué se puede hacer con el texto?

El trabajo de los alumnos con el texto de Campa puede incluir desde un análisis que involucre al texto y su esquema lógico, hasta la interpretación de los diferentes modelos atómicos que en él se encuentran.

Simplemente, a modo de ejemplo, se enuncian algunas posibilidades:

- buscar las palabras desconocidas;

- seleccionar el significado que se adecue al contexto;
- numerar los párrafos;
- elaborar una oración que sea resumen de cada párrafo;
- imaginar para este material un título que sea una pregunta;
- describir, en líneas generales, el contenido del texto;
- indicar los diferentes modelos atómicos que subyacen en el mismo;
- analizar y comparar, esos modelos atómicos, destacando similitudes y diferencias y
- seleccionar uno de ellos, contextualizarlo en tiempo y espacio, y diseñar un informe que dé cuenta de las características de la época y de las ideas sustentadas a través de ese modelo.

Sin duda usted podrá incorporar, inventar, pensar, proponer un cúmulo de otras actividades que permitan un aprendizaje significativo para sus alumnos.

Alternativas para el trabajo en el aula

Existen numerosas actividades, aparte de las netamente experimentales, vinculadas con los contenidos desarrollados en este capítulo, que pueden ser incluidas en la práctica cotidiana, según las características particulares del grupo de alumnos a los que están dirigidas, el contexto y el proyecto de trabajo. Por eso, nos parece útil acercarle este abanico de posibilidades, sugerencias generales y actividades concretas, con la intencionalidad de que Usted pueda seleccionar aquella o aquellas que más se adecuen a sus necesidades específicas.

1. Para lograr que sus alumnos incorporen gradualmente el lenguaje químico, en relación con los contenidos abordados en este capítulo, le sugerimos que estimule las intervenciones orales de sus alumnos ante los temas estudiados en él, animándolos mediante preguntas dirigidas, a que expliquen la estructura atómica y molecular y la geometría de las moléculas con los términos disciplinares, no solamente con el lenguaje cotidiano.
2. Para el aprendizaje de la geometría de las moléculas, es sumamente útil que sus alumnos experimenten con *modelos*. Si usted no dispone, en su laboratorio o taller, de modelos moleculares, puede reemplazar los mismos por palillos o trozos cortos de alambre y bolas de plastilina, o bien pelotitas de *ping-pong* unidas por parches de materiales autoadhesivos. Es muy importante que resalte las diferencias entre los modelos construidos y los sistemas reales, y asimismo que incremente en forma gradual la complejidad de la tarea, para aproximar más el modelo al sistema real. Por ejemplo, puede proponer a los equipos que traten de averiguar los tamaños relativos de los átomos

- participantes, y de adaptar sus modelos a esa escala. ¿Se le ocurren otras modificaciones posibles?
3. Una actividad tradicional, que no ha perdido efectividad a lo largo de los años, es el trabajo con las “cajas negras”. Se trata de cajas iguales, una para cada grupo de trabajo, que contienen en su interior los mismos objetos. Pueden ser cajas de zapatos o más pequeñas. Antes de ponerles la tapa, se las atraviesa con una o dos agujas de tejer. En una de esas agujas se puede colgar una arandela o algo similar. Dentro de cada caja se ubican un objeto esférico (una bolita), otro cilíndrico (una tiza, lápiz pequeño, etc) y uno irregular (una piedrita). Se cierra perfectamente la tapa (conviene pegar o asegurar de alguna manera la misma) y se da a los alumnos la consigna de averiguar, sin abrir las cajas qué creen que contienen las cajas, justificando sus anticipaciones. Como la consigna es que las cajas no se pueden abrir, los alumnos tratan de resolver el problema moviéndolas y prestando atención a los diferentes sonidos que estos movimientos generan. Promediado el trabajo, se puede permitir que se retiren las agujas. Se confrontan todas las opiniones y se acuerda o no una hipótesis general. A continuación se comparan las hipótesis propuestas, procurando analogar esta situación con la de los modelos atómicos sustentados a lo largo de la Historia, motivo por el cual no se abre la caja. Si usted nunca ha realizado esta actividad, se la recomendamos porque da pie a importantes reflexiones. Es muy motivadora para los alumnos, que la atesoran a lo largo del tiempo, en especial por la intriga que les genera. (Afirmación que se fundamenta en que al reencontrarnos con algunos de esos alumnos, después de muchos años, de inmediato preguntan “Profe, ¿qué había en la caja?”.)
 4. Una forma de introducir el recurso informático en el aula de química de polimodal es el entrenamiento de los alumnos en el manejo de programas simples para el diseño de moléculas, como el *ChemWin*. A partir de esta idea, si dispone de un aula de computación en su escuela, Usted puede proponer a sus alumnos por ejemplo que identifiquen a partir de las estructuras construidas en pantalla, los cambios de estado de oxidación de algunos elementos en reacciones redox simples de interés ambiental, como la reducción de nitratos a amoníaco.
 5. En general, algunas temáticas, cuando se presentan en términos de problemas o situaciones problemáticas conducen a resultados más satisfactorios que un tratamiento tradicional del tema. Esto sucede porque, si la situación problemática está bien seleccionada y es coherente con el proceso de construcción de esos alumnos, desencadena un intercambio de opiniones que conlleva, implícitamente, a un proyecto de acción. Es decir, genera posibles estrategias para resolver el problema. Además, da pie para la profundización y ampliación del conocimiento de las estrategias de investigación exploratorias y

experimentales, potenciando el aprendizaje de una importante cantidad de procedimientos y conductas. Así, para este Capítulo un interesante problema a presentar puede estar vinculado con la necesidad de investigar cuáles son las diferencias fundamentales entre un tubo fluorescente y una lamparita común. La búsqueda bibliográfica, la consulta a otros docentes, el armado de circuitos, generará un análisis crítico acerca del funcionamiento de ambos objetos, permitirá introducir los aportes de Planck y la teoría cuántica y facilitará el desarrollo de la existencia de los niveles discretos de energía. Para trabajar sobre el eje *química - medio ambiente*, introducido en el Capítulo anterior, una posibilidad interesante es, luego de una clase en la que se aborda la problemática del posible incremento de temperatura global causado por la emisión de gases de efecto invernadero, una tarea consistente en la investigación, con guía docente, de las temperaturas medias locales, de los últimos 20 o 30 años, en la ciudad o zona donde viven, y la construcción de representaciones gráficas, (por ejemplo, temperaturas medias en función de fechas), para la instalación de un debate, donde estimular la formulación de hipótesis explicativas.

6. Para los temas tratados en este capítulo es importante trabajar con fragmentos de textos originales de los científicos citados, o recurrir al análisis de textos de artículos de divulgación científica, de fuentes de reconocida solvencia, en los que se aluda a hechos referidos a la interpretación de la estructura del átomo, las dificultades y los éxitos logrados en esta tarea. Es imprescindible ir generando en los alumnos la construcción de una serie de criterios de análisis, suficientes como para empezar a diferenciar entre la información científica y la que no lo es.

Por ejemplo, ya mencionamos en otra sección al artículo de divulgación científica de Martín de Ambrosio, publicado en Página 12, el día 19/05/01, en la sección Futuro, titulado “Átomos y vacío”.

Este es un artículo muy adecuado para trabajar en el aula porque en él, aparte de comentarios propios del autor de la nota, vinculados con la evolución del concepto de átomo, se reproducen algunos de los momentos de la tercera reunión del Ciclo de Charlas de Café Científico – que brindaron los doctores en Física Diego Mazzitelli y Ricardo Piegaia.

Por ello, adjuntamos, a continuación dos fragmentos seleccionados de este material y una serie de sugerencias para su implementación en la clase de química.

El primero de los fragmentos corresponde a la primera parte del artículo, el segundo reproduce parte de la exposición que los citados investigadores brindaron en el Ciclo de Charlas de Café Científico



Primer fragmento

Átomos y vacío

*“Nada existe, excepto átomos y espacio vacío;
todo lo demás es opinión.*

Demócrito, Siglo V antes de Cristo”

“Hace 2500 años, en la ciudad de Abdera, a un filósofo llamado Demócrito o tal vez a su maestro Leucipo se le ocurrió que todo estaba formado por átomos (la unidad mínima de materia que, como su significado en griego lo indica, no puede dividirse); átomos que nadan en medio del vacío. Los átomos de Demócrito estaban siempre en movimiento, existían en número infinito y sólo se diferenciaban por tamaño y forma: algunos eran irregulares, otros ganchudos, otros cóncavos, otros convexos, entre otras características que permitían explicar los datos que percibían los sentidos. Así, las cosas dulces estaban formadas por átomos lisos; y lo agrio y lo amargo lo producían átomos en forma de gancho que dañaban la lengua, etcétera. La teoría de Demócrito fue algo olvidada, especialmente por la mala prensa que Aristóteles le confirió –como a todos sus antecesores-, hasta que el químico inglés John Dalton la revivió hacia principios del siglo XIX. A Dalton (el mismo que sufría un problema de distinción de los colores que estudió con profundidad y que se llama daltonismo justamente por él) le parecía que toda la materia podía reducirse a principios elementales e indivisibles, y por eso bautizó a su criatura con aquel mismo nombre griego. Pero no habían pasado en vano más de veinte siglos: la teoría ahora tenía un soporte cuantitativo y experimental que posibilitó la química y la física moderna, aunque el átomo seguía indivisible. Tuvo que pasar un tiempo hasta que en 1897 el físico inglés J. J. Thompson descubrió el electrón, y sólo después se comprobó que los átomos estaban conformados también por un núcleo que tiene protones y neutrones, además de los electrones que giran alrededor del núcleo. De modo que el átomo ya no era el último ápice de la materia, aquello indivisible que formaba todas las cosas. Había algo aún más fundamental que el átomo, y que lo componía. Ese fue el adiós a su indestructibilidad y el comienzo de una carrera que todavía no se detuvo –que no se sabe cuando va a terminar- por determinar la porción mínima de materia indivisible. Tal vez sea una partícula que los físicos llaman el bosón de Higgs y que se busca con ahínco porque las complejas teorías actuales indican que debe estar ahí, agazapado, a la espera de un ojo humano para sorprender.”

El texto que sigue corresponde a comentarios de Ricardo Piegaia, durante el citado **Café científico**, posteriores a su explicación sobre los trabajos de Paul Dirac quien, al postular la probable existencia de una partícula de igual masa que la del

electrón pero de carga positiva, en el año 1932, abre el camino hacia el conocimiento de la antimateria.



Segundo fragmento

“Tres años después de la predicción teórica de Dirac, Andersen descubrió la antipartícula del electrón. Por supuesto, recibió el premio Nobel. En ese momento era muy extraño, pero hoy en día es facilísimo en los laboratorios producir antipartículas, si utilizamos las antipartículas como forma de descubrir modos de actuar de los átomos. El proceso inverso de la ecuación de Einstein (la energía es igual a la masa por aceleración al cuadrado, $E = m c^2$) también es posible: obtener masa de la energía.

Ese proceso nos permitió avanzar en la comprensión de la materia. La idea es la siguiente: si yo hago chocar un electrón y un antielectrón a mucha velocidad, con mucha energía, se aniquilan y producen un protón y un antiprotón –la masa del protón es mucho más pesada, dos mil veces, que la del electrón-. Este proceso de fabricación de partículas es interesante: obtener masa de energía. Lo verdaderamente interesante es aumentar las velocidades y conseguir partículas que no conocíamos. La física de partículas se basa en trabajar con aceleradores. Uno acelera partículas, para que choquen con gran energía, y se empiezan a obtener partículas de más masa, nuevas en cierto sentido. La historia de los aceleradores comienza en 1950.

Pero antes se habían descubierto nuevas partículas. En 1933 se descubrió un pariente pesado del electrón, llamado muón, al estudiar las lluvias cósmicas, que es unas doscientas veces más pesado que el electrón. Apareció experimentalmente al chocar esas partículas ultra energéticas con la atmósfera de la Tierra; no se trata de algo producido por los físicos en laboratorios, simplemente llegan a la Tierra. Otro ejemplo: En 1947 se encontró, en un laboratorio de Bolivia que se llama Chacaltaya, más alto que La Paz, cerca del borde de la atmósfera, el pión.”

“La siguiente se encontró ya con los aceleradores que el hombre inventó. Eso permitió que se encontraran muchas de esas partículas. Un chiste dice que hasta 1950 al que encontraba una nueva partícula le daban el premio Nobel, después de 1950 le cobraban una multa. El chiste tiene sentido porque empezaron a aparecer partículas y partículas y partículas. Del modelo simple se saltó a uno que mostraba que el protón, el neutrón y el electrón retenían una cantidad enorme de parientes, cientos y miles. Así quedó claro que la historia no iba a terminar de este modo porque era inaceptable que hubiera cientos de estas partículas elementales. Entonces, fue en la misma década del '50 que Gell-Mann y Sweig propusieron el modelo de quarks...”

En función de las orientaciones indicadas para el texto de Campa, en la sección *La divulgación científica entra al aula*, o de otras que su creatividad aconseje, el primero de los fragmentos puede ser utilizado para presentar el trabajo de esta unidad, con el objeto de facilitar el relevamiento de las ideas de los alumnos sobre la evolución histórica del modelo atómico.

También, como punto de partida, para promover exploraciones bibliográficas que permitan interpretar la controversia entre Aristóteles y los atomistas griegos.

El segundo fragmento puede ser útil para cerrar el tratamiento del tema o bien, como una propuesta de trabajo diferencial para alumnos interesados en saber más sobre las partículas constitutivas del átomo.

1. Dado que el concepto de enlace químico es un concepto clave previo a la construcción de otras nociones más abarcativas, como las de reacción química y equilibrio, le sugerimos que haga un relevamiento de las ideas previas de sus alumnos al respecto, en la etapa inicial de introducción del tema (etapa diagnóstica), y en etapas posteriores. Dicho relevamiento puede realizarlo de manera informal, mediante preguntas dirigidas al grupo de clase, que pueden responderse mediante un trabajo breve (no más de 20 minutos) en pequeños grupos, por ejemplo:

- ¿Cómo están unidos los átomos de hidrógeno y de oxígeno en la molécula de agua líquida? ¿Las uniones entre esos átomos, son igualmente fuertes en el agua líquida que en el hielo?
- Cuando atacamos una chapa de cobre con ácido nítrico en el laboratorio, ¿se forman o se rompen algunas uniones químicas? ¿Es posible darse cuenta de esto sin escribir la reacción química que tiene lugar?
- ¿Qué procesos ocurren al disolver sal de cocina en agua?
- ¿Cómo podemos diferenciar una sal como el NaCl de una sustancia orgánica sólida?
- La respuesta a la pregunta anterior implica que existe algún tipo de relación entre las propiedades físicas y la clase de uniones químicas que posee una sustancia? ¿Cuál es esa relación?

Le recomendamos que lleve un registro escrito de las respuestas predominantes, y que verifique en lo posible *como* evolucionan las respuestas a estas preguntas durante el proceso de aprendizaje. Como alternativa a este esquema de preguntas, también puede entregar a sus alumnos redes conceptuales a completar, durante la presentación del tema, y luego, como instrumento de evaluación final, solicitar a cada alumno el diseño de una pequeña red propia, incluyendo los 4 ó 5 conceptos nucleares estudiados.

2. Según el notable químico irlandés Robert Boyle (1627 - 1691), descubridor entre otras cosas de las leyes que describen el comportamiento de los gases ideales, las moléculas de un gas podían ser consideradas como diminutos *resortes*, que responderían a las variaciones de presión cambiando su longitud. Le sugerimos que investigue en que áreas de la química actual se emplean versiones mejoradas de los resortes de Boyle. Una posible traslación didáctica de este modelo es la explicación del porqué del efecto invernadero. ¿Se le ocurren otras aplicaciones del mismo?.
3. Una investigación bibliográfica que da buenos resultados es la que surge para intentar responder a la pregunta ¿cómo funciona un microondas?. En ella los alumnos tienen oportunidad de comprender el papel fundamental que, en este objeto tecnológico actual, poseen las moléculas de agua contenidas en los alimentos.
4. La física y la química han empleado a lo largo de su historia diferentes *modelos* para describir la estructura del átomo. Le proponemos que proponga a sus alumnos que repasen esos modelos, e intenten citar dos evidencias experimentales que muestren las *limitaciones* de los modelos de Thomson y de Bohr. Este sencillo ejercicio muestra la naturaleza provisional de las teorías y modelos científicos, y su carácter de construcciones históricas, sujetas a continuas revisiones y modificaciones frente a nuevos hechos experimentales (Chalmers, 1988). El trabajo sobre contenidos relacionados con uniones químicas y modelos atómicos brinda una excelente oportunidad para que usted comparta con sus alumnos de química del polimodal textos y biografías de investigadores, que ilustren las diferencias de sus ideas con las nociones actuales sobre la temática abordada. Un libro que le recomendamos para esto es el de Lapp (1970), citado en la bibliografía.
5. Por último, una actividad diferente: un juego. Los juegos didácticos son valiosos auxiliares porque, seleccionados adecuadamente, permiten revisar contenidos, corregir situaciones y adquirir determinadas habilidades. Además, instalan espacios de trabajo amenos y divertidos, en la dinámica cotidiana del aula. Por ejemplo, el que proponemos a continuación y del que consignamos la guía destinada a los alumnos.



Enigma relativo

La propuesta de esta actividad es redactar un texto en el que figuren algunos de los hechos biográficos más representativos de Albert Einstein. Para ello, es necesario recordar lo trabajado en clase y ampliar con otros datos. Con el objeto de facilitarles parte de esta recolección de datos, les propongo un juego: resolver el siguiente enigma lógico. Enigma que, seguramente, Einstein hubiera resuelto en mucho menos tiempo y con mucho menor gasto de energía.

		Año					A raíz de...					se produce				
		1879	1905	1913	1932	1955	Afección	Encuentro	Política	Unión	Publicación	Divorcio	Muerte	Emigración	Premio	Nacimiento
Lugar	Princeton															
	Berlín															
	Ulm															
	Suiza															
	Prusia															
se produce	Divorcio															
	Muerte															
	Emigración															
	Premio															
	Nacimiento															
a raíz de	Afección															
	Encuentro															
	Política															
	Unión															
	Publicación															

Pistas útiles para resolver el enigma o cuadro de doble entrada:

1. Su nacimiento, fruto de la unión de Pauline Koch y Hermann Einstein, no se produjo en Princeton.
2. En el año 1932, en Prusia, se ve conmovido por cuestiones políticas (Hitler parece próximo a acceder al poder) y toma una importante determinación.
3. En Berlín, no en 1879, se divorcia de Mileva Marić, a raíz de un encuentro con su prima Elsa.
4. Publica en 1905, estando en Suiza por cuestiones académicas, en los Anales de Física (Annalen der Physik), cinco Memorias. Entre ellas, la “*Explicación cuántica del efecto fotoeléctrico*” (que le permitirá obtener en 1921 el Premio Nobel) y “*Sobre la electrodinámica de los cuerpos en movimiento*”, primer trabajo sobre la relatividad que conmueve a la comunidad científica de su época.
5. El 18 de abril de 1955 fallece víctima de una afección hepática.

Seguramente, con los datos obtenidos a partir de este enigma, ustedes ya están en condiciones de redactar el texto propuesto.

Referencias bibliográficas

Aldabe, S., Aramendía, P. y Lacreu, L. (1999) *Química 1: Fundamentos*. Buenos Aires, Ediciones Colihue.

Branch, G.E.K. (1984) reeditado de "*History of Science Dinner Club Papers*", J. Chem Education 61, pág. 18-21.

Caamaño, A. (1995) *La educación CTS: una necesidad en el nuevo currículum de ciencias*. Barcelona, Ed. Graó, Alambique - Didáctica de las Ciencias Experimentales N°3, enero 1995, pp. 4-6.

Candás, A., Fernández, D., Gordillo, G., Wolf, E. y Fumagalli, L. (2000) *Química. Estructura, propiedades y transformaciones de la materia*. Buenos Aires, Estrada Polimodal.

Campa, R. (1988). *El estupor de Epicuro – Ensayo sobre Erwin Schrödinger*. Alianza Estudio. Buenos Aires.

Cárdenas, F.A., Gélvez C.A. (1998) *Química y Ambiente 1*. Santafé de Bogotá, McGraw - Hill Interamericana.

Casen, J. y Drewes, A. M. (1999) *Educación en Química Ambiental: Fitorremediación*. Segunda Reunión SETAC (Society of Environmental Toxicology and Chemistry) América Latina, Sección Argentina. Buenos Aires, 25 al 28 de octubre 1999. Libro de Resúmenes, Sección de Posters de Educación, E-4.

Chalmers, A. (1988) *¿Qué es esa cosa llamada ciencia?*. Buenos Aires, Siglo XXI Editores S.A.

Clark, T.J. (1984) *Journal of Chemical Education*, Volumen 61, página 100.

Codner, D. y Drewes, A. (2000) *Física – Química*. Serie Polimodal. Buenos Aires. A Z Editora.

Coll, Gimeno Sacristán, Santos Guerra y Torres Santomé (1988). *El marco curricular en una escuela renovada*. Ed. MEC y Ed. Popular S.A. Madrid. España.

Dunn, J. y Philips, D. (1998) *Introducing Second Year Chemistry Students to Research Work through Mini Projects*. Journal of Chemical Education, 75 (7), julio 1998, pp. 866-868.

Fernández, J..M. et al (1988). *Ideas sobre los cambios de estado de agregación y las disoluciones en alumnos del 2° curso del BUP*. Enseñanza de las Ciencias, Investigación y Experiencias Didácticas, 6 (1), pp. 4-9.

Fourez, G. (1997) *Alfabetización científica y tecnológica. Acerca de las finalidades de la enseñanza de las ciencias*. Buenos Aires, Ediciones Colihue.

Furió, C. y Vilches, A. (1997) *Las actitudes del alumnado hacia las ciencias y las relaciones Ciencia, Tecnología y Sociedad*, en: Del Carmen, L. (comp.): *La enseñanza*

y el aprendizaje de las Ciencias de la Naturaleza en la educación secundaria. Barcelona, ICE/ Horsorí, Cuadernos de Formación del Profesorado, vol. 9, Cap. II.

Gil Pérez, D. (1993) *Contribución de la Historia y de la Filosofía de las Ciencias al desarrollo de un modelo de enseñanza/ aprendizaje como investigación*. Enseñanza de las Ciencias, 11 (2), pp. 197-212.

Gil Pérez, D. (1991) *¿Qué hemos de saber y saber hacer los profesores de Ciencias?* Revista Enseñanza de las Ciencias, 9 (1) 69-77. Barcelona.

Gómez Crespo, M. A. (1996) *Ideas y dificultades en el aprendizaje de la Química*. Barcelona, Ed. Graó, Alambique - Didáctica de las Ciencias Experimentales N° 7, enero, pp. 37-44.

Gómez Vecchio, R. (1994) *El periodismo científico en la educación formal e informal*. Red de divulgación científica de la UBA.

Gray, H.B. (1970) *Electrones y enlaces químicos*. Barcelona, Reverté.

Giroud, F. (1982). *Marie Curie, una mujer honorable*. Argos Vergara, Madrid.

Hawking, S.W. (1993) *A Brief History of Time*. New York, Bantam Books, 1988. En castellano: Historia del tiempo. Barcelona, Biblioteca Científica Salvat.

Kuhn, T.S. (1992) *La estructura de las revoluciones científicas*. México - Buenos Aires, Breviarios del Fondo de Cultura Económica.

Marco, B. (1995) *La naturaleza de la Ciencia en los enfoques CTS*. Barcelona, Ed. Graó, Alambique - Didáctica de las Ciencias Experimentales N° 3, enero, pp. 19-29.

Nussbaum, J. (1999) *La constitución de la materia como conjunto de partículas en la fase gaseosa*, en: Driver, R.; Guesne, E. y Tiberghien, A. Ideas científicas en la infancia y en la adolescencia. Madrid, Ediciones Morata S.L., Ministerio de Educación y Cultura, cuarta edición, Cap. VII.

Ramírez Castro, J. L., Gil Pérez, D. y Martínez Torregrosa, J. (1994) *La resolución de problemas de Física y de Química como investigación*. Madrid, Ministerio de Educación y Ciencia, Secretaría General Técnica, Centro de Publicaciones.

Reid, R. (1985) *Marie Curie*. Salvat, Barcelona.

Lapp, R. (1970) *Materia*. Revista LIFE, Colección Científica. México, Editor Offset Multicolor S.A.

Sarría, E. y otros. (1993) *El docente como divulgador científico*. Mutual Ciencia para Todos. Ministerio de Cultura y Educación.

Usabiaga, Fernández y del Valle (1982) *¿Cómo es la materia por dentro?*. Cuadernos de Pedagogía N° 86. España. Febrero.

Watson, J.D. (1993) *The double helix*, New York, Atheneum, 1968. Trad. castellana: *La doble hélice*, Barcelona, Biblioteca Científica Salvat.

Yan, P. (1997) *La frontera entre lo cuántico y lo clásico*. Investigación y Ciencia, agosto, vol. 251, págs. 18-24.

Ziman, J. (1985) *Enseñanza y aprendizaje sobre la ciencia y la sociedad*. México, Fondo de Cultura Económica.

Actividades experimentales

Aunque estamos tratando de promover actividades en las que los alumnos desarrollen niveles mayores de autonomía, es obvio que aquellas que han de realizarse en el laboratorio, demostraciones o experimentos guiados, en un aula acondicionada para tales efectos, pueden no tener esta característica. Estas diferentes situaciones, que dependen de una serie de factores, no entran en contradicción con el modelo didáctico propuesto en este curso siempre que no sean las únicas que se propongan. Esto se justifica porque en esta concepción:

...“el papel del profesor no se corresponde unívocamente con una metodología de la enseñanza o, para decirlo en términos afirmativos, no hay ninguna razón para excluir a priori la posibilidad de utilizar metodologías diversas: explicaciones verbales, demostraciones, realización de proyectos, resolución de problemas, exploración libre o dirigida, etc. Lo importante es sintonizar con el proceso de construcción del conocimiento del alumno y orientarlo en la dirección que señalan los objetivos y contenidos del Currículum Escolar; y con toda seguridad el camino para conseguirlo no es único”

(Coll, 1988).

Así, por ejemplo, una demostración muy significativa, para los contenidos de este capítulo, es el trabajo con rayos catódicos y canales. Situación que no siempre es posible porque, en general, las escuelas no están provistas de los materiales necesarios para esta tarea. No obstante, como algunas instituciones poseen equipamientos adecuados, se incluyen algunas sugerencias.

Dentro de las actividades experimentales, las más significativas son aquellas que permiten la construcción de un diseño autónomo por parte de los grupos de alumnos, creado con el objeto de encontrar respuestas a una determinada situación problemática. Estas actividades permiten la formulación de hipótesis, la indagación de ideas, el armado de diseños experimentales, la posibilidad de trabajar con los otros, cooperativa y solidariamente, el control de variables, el análisis de los resultados obtenidos, la defensa de las ideas, la interpretación de datos, la implementación de formas alternativas de comunicación (gráficos, esquemas, informes escritos, defensas orales), etcétera. La riqueza de estas actividades, entramadas en el proceso de construcción del aprendizaje, estriba en que dan lugar a la adquisición de nuevos conocimientos, pero también a procedimientos y conductas.

Por ello, es importante dar, a este tipo de actividades, el lugar que le corresponden en el proceso de enseñar y de aprender química. Nuestra recomendación es que planifique aquellas actividades que pueda realmente realizar con los materiales, instrumentales y reactivos de los que dispone.



ACTIVIDAD N° 1

Para el trabajo con rayos catódicos es necesario contar, además de los tubos, con una batería o transformador y una bobina, aunque existen otras variantes. Según los tubos de los que disponga, es posible trabajar sobre diferentes características de los mismos. Por ejemplo, con uno provisto de una cruz de malta móvil se puede interpretar cómo es la trayectoria de este tipo de radiación, su dependencia de la ubicación del cátodo e independencia de la ubicación del ánodo, la deflexión ante un campo eléctrico o magnético (directamente aproximando uno de los polos de un imán potente).

Algunos tubos permiten ver el fenómeno de la fluorescencia, ya sea por la composición del vidrio (vidrios con Na_2CO_3 dan fluorescencia verde, con sales de Pb dan fluorescencia azul), porque en su interior hay objetos recubiertos por distintas sales (fluorescen con diferentes colores) o bien porque parte del vidrio ha sido cubierto con ZnS (fluorescencia blanca).

Otros tubos facilitan la interpretación de su naturaleza corpuscular, pues los rayos logran mover una ruedita que se desliza sobre unas guías.

La interpretación de todos estos fenómenos observados genera, a la luz del modelo atómico que se esté trabajando, una interesante discusión.

Si se dispone de tubos de Geissler con gases o vapores diferentes (de argón, sodio, mercurio u otros) puede realizarse una investigación sobre sus espectros.

Esta actividad se puede cerrar investigando los usos masificados de estas radiaciones en tubos fluorescentes, tubos de avisos luminosos (llamados tubos de neón) televisores, monitores de computadoras, etcétera.



ACTIVIDAD N° 2

Los ensayos de solubilidad permiten ilustrar las correlaciones entre naturaleza y tipo de uniones químicas y la estructura externa macroscópica. A este fin, le sugerimos trabajar con sus alumnos sobre la construcción de tablas de clasificación de sustancias comunes en polares y no polares, mediante ensayos de disolución en agua, alcohol y acetona. Si dispone de microscopios, un examen cuidadoso de cristales obtenidos por evaporación / desecación, le permitirá corroborar las conclusiones obtenidas por los diferentes equipos.



ACTIVIDAD N° 3

Respecto de la realización de ensayos de solubilidad, una actividad experimental que usted puede realizar para ilustrar las relaciones entre propiedades macroscópicas y uniones químicas es la *propuesta de actividad abierta*, que incluimos a continuación, apta para un curso de tercero polimodal.

Prevía revisión de la noción de polaridad y su relación con la solubilidad, puede proponer a sus alumnos la siguiente situación – problema.

Piensen como podrían medir la curva de solubilidad (solubilidad en función de la temperatura) para el carbonato de calcio en agua entre 20°C y 40°C, usando solamente el material que hay en el laboratorio. Luego de hacer las mediciones correspondientes, intenten deducir si la curva de solubilidad se modificará al reemplazar el agua por kerosén. Pensando en el ciclo de biotransformación de los carbonatos, *¿creen que este cambio podría tener implicaciones ambientales?*



ACTIVIDAD N° 4

Para construir y relacionar nociones como la de cuantización y niveles de energía, y realizar cálculos elementales usando la relación fundamental $\Delta E = hc / \lambda$, una actividad que puede realizar con los alumnos, con el soporte de un manual o del texto habitual de clase, puede organizarse en las siguientes etapas:

- Diseño de una tabla donde aparezcan los principales colores asociados al espectro electromagnético, y la longitud de onda (λ) correspondiente, expresada en unidades convenientes (nm o m).
- Realización de ensayos a la llama con cloruros de Na, Ca, Cu, etc., e identificación, con guía experimental docente, de los colores típicos en cada caso.
- Cálculo de los valores ΔE de energía de emisión en joules, en base a los colores observados.
- Informe escrito de lo observado con conclusiones, procurando relacionar los colores observados con la posición de los elementos en la Tabla periódica.

Estamos llegando al final de este capítulo, por ello, le recordamos que es conveniente realizar todas las actividades que figuran en él: de autoevaluación y de evaluación parcial (si su tutor así se lo indica). Nos volveremos a encontrar en el próximo capítulo para seguir compartiendo la química y su enseñanza.

Actividades de evaluación parcial

Estas son las actividades diseñadas para poder realizar una evaluación en proceso de algunos de los aprendizajes logrados en el desarrollo de las problemáticas de este capítulo. Resuélvalas y envíelas a su tutor.



ACTIVIDAD

1. En este capítulo se han analizado diferentes modelos atómicos. Señálelos y arme una crónica, contextualizada históricamente, que dé cuenta de los principales postulados que involucraron, de los argumentos que justificaron su aparición y de las razones que guiaron sus reemplazos.
2. Arme una secuencia de clase que le permita introducir el concepto de enlace químico y vincularlo con algunas propiedades significativas de las sustancias (por ejemplo, solubilidad y conductividad eléctrica). Indique las ideas básicas que es esperable que los alumnos construyan a través de este tratamiento.

Clave de respuestas

A continuación, algunas de las respuestas a las preguntas de las actividades indicadas a lo largo del capítulo 2.



ACTIVIDAD N° 3

3. Las posibles aplicaciones prácticas de los tubos de rayos catódicos en la vida cotidiana son, entre otros: osciloscopios comunes, televisores, monitores de computadora, los utilizados en equipos de medicina, etcétera.
4. La luminiscencia, o emisión de luz que se produce frente a algunos estímulos, puede ser clasificada en forma convencional como fluorescencia o como fosforescencia. La fluorescencia es el fenómeno por el cual ciertas sustancias emiten radiaciones de frecuencia más baja que la incidente provocadas por procesos de excitación, o sea por transiciones de electrones de un nivel a otro. Este fenómeno, detectado por primera vez en el mineral fluorita (CaF_2), se presenta en los tubos fluorescentes, pantalla del televisor, carteles de señalización vial en las rutas, *ojos de gato* de motos y bicicletas, etc. Esta emisión de radiación tiene lugar en un tiempo del orden de 10^{-8} segundos de la irradiación original. A los efectos prácticos, esto significa que la fluorescencia cesa cuando cesa el estímulo. En la fosforescencia, en cambio, esta emisión se prolonga por un tiempo mayor. Por ejemplo las sustancias con las que se *pintan* las agujas de los relojes.
9. Según el modelo de Bohr, cuando el electrón se encuentra en una órbita no absorbe ni emite energía (órbitas estacionarias). Cuando se entrega energía al átomo, el electrón se excita a un nivel superior. Cuando vuelve a la órbita inferior emite la energía absorbida. Esta diferencia de energía tiene una frecuencia asociada, y esta radiación se puede recoger sobre una pantalla como una línea de emisión. Si aplicamos esto al hidrógeno atómico, cada diferencia entre 2 órbitas representa una línea en el espectro de emisión con una frecuencia determinada. El resultado es el espectro de emisión del hidrógeno atómico. Como los espectros de emisión son característicos para cada elemento, basta tenerlo para saber de qué elemento se trata.
10. Como usted sabe, el potencial de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón al átomo en su estado fundamental. En el caso del átomo de hidrogeno $\text{H} \rightarrow \text{H}^+ + \text{e}$, debemos conocer cual es la energía necesaria para alejar el electrón desde la órbita donde se encuentra, hasta estar suficientemente alejado del núcleo. Esta diferencia de energía (ΔE) será igual al potencial de ionización (PI).

En el modelo de Bohr, la energía del electrón en cada una de las órbitas para un átomo con carga nuclear Z , está dada por

$$E = \frac{-21,76 \times 10^{-19} \times Z^2}{n^2} \text{ joules}$$

$$\Delta E = PI = E_f - E_i$$

E_f = Energía del electrón lejos del núcleo
(tiende a cero, n infinito)

E_i = Energía del electrón en el nivel 1
(para el átomo de hidrógeno)

$$Z = 1$$

Entonces:

$$11. PI = \frac{21,76 \times 10^{-19} \times 1^2}{1^2} \text{ joules} = 21,76 \times 10^{-19} \text{ joules}$$

Sin embargo, en general, el PI se calcula
en kJ/mol.

Para eso debemos multiplicar el resultado anterior por el número de Avogadro:

$$PI = 21,76 \times 10^{-16} \text{ kJ} \times 6,023 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 1311 \text{ kJ/mol}$$



ACTIVIDAD N° 4

1. Para resolver esta actividad, en principio, es importante recordar que para un orbital ligante σ la energía de la molécula es menor que para los átomos separados, y para el orbital antiligante σ^* es mayor que para los átomos separados. Los electrones ocupan los orbitales en orden creciente de energía, dos en cada orbital tipo σ y ambos con spin opuesto. La molécula de H_2^+ tiene un electrón, el cual estará ubicado en el orbital σ , su estructura electrónica será $(\sigma_{1s})^1$.

Para la molécula de He_2 debemos ubicar dos electrones en un orbital σ y dos en un σ^* , su estructura electrónica será $(\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2$

Determinación del orden de enlace:

$$OE = \frac{n^{\circ} \text{ de electrones en OM ligantes} - n^{\circ} \text{ de electrones en OM antiligantes}}{2}$$

$$OE(H_2^+) = \frac{1-0}{2} = \frac{1}{2}$$

$$OE(He_2) = \frac{2-2}{2} = 0$$

La molécula no se forma.

Los electrones en orbitales antiligantes confieren inestabilidad a la molécula.

Para comparar la energía de enlace entre el H_2^+ y el H_2 , debe recordar que la energía de enlace para un dado par de átomos es proporcional al orden de enlace, cuantos más pares haya en orbitales ligantes, más estable es la unión. El orden de enlace para el H_2 es 1 y para el H_2^+ es $\frac{1}{2}$, por lo tanto la energía de enlace será mayor para el H_2 .

- Para el O_2 hay dos orbitales atómicos 1s que formarán dos orbitales moleculares, uno ligante σ_{1s} y uno antiligante σ_{1s}^* , análogamente los orbitales atómicos 2s, darán lugar al σ_{2s} y σ_{2s}^* . Finalmente tenemos tres orbitales atómicos p (p_x , p_y , p_z) perpendiculares entre sí para cada átomo de oxígeno. De esta forma se pueden superponer por ejemplo dos orbitales p_z para formar OM σ_{2p_z} y $\sigma_{2p_z}^*$, o se pueden superponer los orbitales p_x ó p_y para formar OM $\pi_{2p_{x,y}}$ y $\pi_{2p_{x,y}}^*$. En este caso debemos tener presente la regla de Hund para llenado de orbitales.

Los dos orbitales moleculares π y los dos π^* provenientes de la combinación de los orbitales atómicos tienen la misma forma y energía respectivamente.

Los 16 electrones de la molécula de O_2 se ubicarán de la siguiente forma:

$$(\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_{2s})^2 (\sigma_{2s}^*)^2 (\sigma_{2p_z})^2$$

$$\left(\pi_{2p_{x,y}} \right)^4 \left(\pi_{2p_{x,y}}^* \right)^2$$

Por la regla de Hund los últimos dos electrones se ubican en orbitales distintos con el mismo spin (un electrón en $\pi_{2p_x}^*$ y el otro en $\pi_{2p_y}^*$), los dos electrones quedan desapareados lo que explica el paramagnetismo del O_2 .

Molécula de B_2 : Tiene 10 electrones ubicados así:

$$(\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_{2s})^2 (\sigma_{2s}^*)^2 \left(\pi_{2p_{x,y}} \right)^2$$

Para calcular el orden de enlace, tenemos en cuenta que en los primeros 8 electrones hay 4 ligantes y 4 antiligantes que se compensan, por eso no los incluimos en el cálculo.

$$OE(B_2) = \frac{2-0}{2} = 1$$

Un enlace neto

La regla del octeto de Lewis no se cumple para el B, porque tiene deficiencia de electrones.

Molécula de C₂: Tiene 12 electrones ubicados así:

$$(\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_{2s})^2 (\sigma_{2s}^*)^2 \left(\pi_{2p_{x,y}} \right)^4$$

$$OE(C_2) = \frac{4-0}{2} = 2$$

La estructura de Lewis cumple la regla del octeto, predice el doble enlace entre los 2 núcleos de carbono.

Molécula de N₂: Tiene 14 electrones ubicados así:

$$(\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_{2s})^2$$

$$(\sigma_{2s}^*)^2 \left(\pi_{2p_{x,y}} \right)^4 (\sigma_{2p_z})^2$$

$$OE(N_2) = \frac{6-0}{2} = 3$$

La estructura de Lewis cumple la regla del octeto, predice el triple enlace entre los 2 núcleos de nitrógeno.

Molécula de O₂: Tiene 16 electrones ubicados así:

$$(\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_{2s})^2 (\sigma_{2s}^*)^2 (\sigma_{2p_z})^2$$

$$\left(\pi_{2p_{x,y}} \right)^4 \left(\pi_{2p_{x,y}}^* \right)^2$$

$$OE(O_2) = \frac{6-2}{2} = 2$$

La estructura de Lewis no predice el paramagnetismo del O_2 , predice simplemente un doble enlace entre los núcleos de oxígeno.

Molécula de F_2 : Tiene 18 electrones ubicados así:

$$(\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_{2s})^2 (\sigma_{2s}^*)^2 (\sigma_{2p_z})^2$$

$$\left(\pi_{2p_{x,y}} \right)^4 \left(\pi_{2p_{x,y}}^* \right)^4$$

$$OE(F_2) = \frac{6-4}{2} = 1$$

La estructura de Lewis cumple la regla del octeto, predice el enlace simple entre los 2 núcleos de flúor.

Molécula de Ne_2 : Tiene 20 electrones ubicados así:

$$(\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_{2s})^2 (\sigma_{2s}^*)^2 (\sigma_{2p_z})^2$$

$$\left(\pi_{2p_{x,y}} \right)^4 \left(\pi_{2p_{x,y}}^* \right)^4 (\sigma_{2p_z}^*)^2$$

$$OE(Ne_2) = 0$$

La molécula no se forma. Lewis, también predice que no se forma.

- Si la unión H-F fuera totalmente iónica, es decir que la carga electrónica estuviera sobre el flúor, habría una carga neta negativa de $4,8 \times 10^{-10}$ ues (carga del electrón) y una carga positiva equivalente sobre el hidrógeno.

$$\mu_{\text{calculado}} = q \times d = 4,8 \times 10^{-10} \text{ ues} \times 0,92 \times 10^{-8} \text{ cm} = 4,4 \times 10^{-18} \text{ ues cm}$$

recordando que $1 \text{ D} = 10^{-18} \text{ ues cm}$ resulta

$$\mu_{\text{calculado}} = 4,4 \text{ D}$$

Dado que el momento dipolar medido es 1,82 D, la carga neta sobre cada átomo es:

$$\frac{1,82 \text{ D}}{4,4 \text{ D}} = 0,41$$

de la carga del electrón

Por lo tanto el carácter iónico es 41%.

En lo que respecta al momento dipolar y al carácter iónico de la molécula de H_2 , es preciso recordar que el momento dipolar es una medida de la asimetría de la distribución electrónica para los átomos integrantes de la unión, quedando desplazada la nube electrónica hacia el átomo más electronegativo. Cuando los átomos son iguales, los electrones no se encuentran con mayor probabilidad más cerca de uno o de otro átomo, no hay distorsión de la nube electrónica. El momento dipolar es nulo y también lo es el carácter iónico. Esta molécula es covalente.

4. Para resolver esta actividad debe analizar los postulados teniendo en cuenta que lo más importante es minimizar la repulsión entre los pares de electrones alrededor del átomo central. Por ello, llamando *gm* a la geometría molecular:

CdBr_2 : El átomo central es el Cd, que posee dos pares de electrones ligantes (tipo AB_2). Su gm es por lo tanto lineal.

CO_2 : El átomo central es el C. Teniendo en cuenta que los enlaces múltiples se cuentan como simples, hay 2 pares de electrones ligantes (AB_2), como en el caso anterior, gm es lineal.

BF_3 : El átomo central es el B, tiene 3 pares de electrones ligantes (AB_3), su gm es plana triangular.

CH_2O : El átomo central es el C, el enlace doble CO se toma como simple, resultan 3 pares de electrones ligantes, como en el caso anterior (AB_3), gm es plana triangular.

NH_3 : El átomo central es el N, tiene 3 pares de electrones ligantes y 1 no ligante (AB_3E), su gm es piramidal con base triangular.

SiCl_4 : El átomo central es el Si, tiene 4 pares de electrones ligantes (AB_4), su gm es tetraédrica (regular).

SF_4 : El átomo central es el S, tiene 4 pares de electrones ligantes, y uno no ligante (AB_4E), su gm es tetraédrica irregular.

PF_5 : El átomo central es el P, tiene 5 pares de electrones ligantes (AB_5), adopta una gm de bipirámide triangular.

SF_6 : El átomo central es el S, tiene 6 pares de electrones ligantes (AB_6), tiene una gm igual a un octaedro regular.

C_2H_4 : Cuando no hay un átomo central se analizan en forma separada los centros de la molécula, en este caso, los 2 átomos de carbono. Alrededor de cada

carbono hay 3 pares de electrones ligantes (tomando el enlace doble como simple), por lo tanto la gm es plana triangular para cada C.

NH₄⁺: El átomo central es el N, tiene 4 pares electrones ligantes, no hablamos de gm porque los iones no forman moléculas, en este caso se habla de la geometría del ión que es en este caso un tetraedro regular.

CAPITULO 3: Los cambios energéticos en las transformaciones químicas

A modo de introducción

En este capítulo complementamos el análisis a escala microscópica de los sistemas atómico - moleculares del capítulo 2 y la visión sistémica de los cambios físicos y químicos presentada en el capítulo 1, con una descripción macroscópica de las transformaciones químicas, a través del estudio de los cambios energéticos que se producen en ellas.

Repasemos brevemente lo hecho hasta aquí:

Con el objeto de revisar las ideas acerca de las transformaciones químicas, el recorrido realizado en este módulo ha involucrado:

- en un primer momento, una mirada macroscópica sobre los diferentes tipos de reacciones que pueden presentarse en la Naturaleza, contextualizados en el origen y evolución de la Tierra y sus subsistemas;
- en un segundo momento, a través del enfoque microscópico de la naturaleza de la materia, la interpretación de los modelos que permitieran justificar aquellas transformaciones.

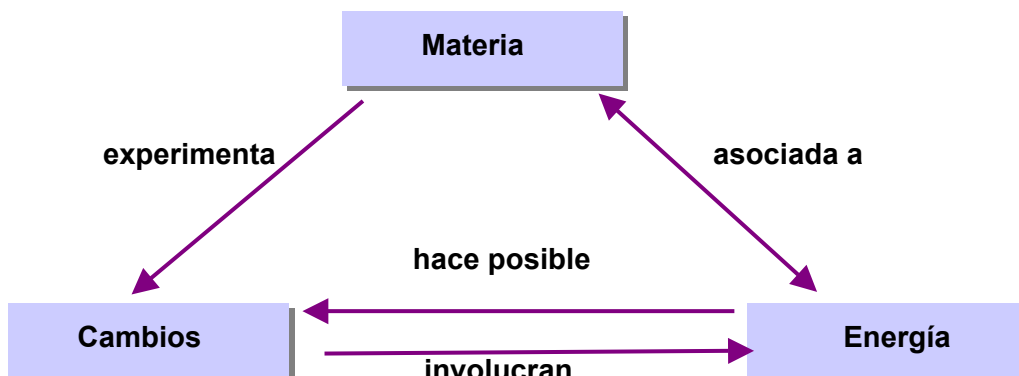
Sin embargo, en términos de lograr una visión integradora de las transformaciones químicas, este recorrido no se completa con este enfoque, es preciso para este fin una revisión del conocimiento acerca de los cambios energéticos que subyacen en la ruptura y formación de enlaces.

Por ello, ahora...

Nos centramos en el análisis de las energías asociadas a las transformaciones químicas, incluyendo también los procesos de cambio de estado, que tradicionalmente, en la práctica de los docentes en química del nivel polimodal, son clasificados como procesos físicos.

Nos parece importante remarcar que en este camino, simplemente, se han tratado de destacar las vinculaciones de tres de los conceptos estructurantes que subyacen a lo largo de todo este material: materia, energía y cambios.

En el gráfico que observará a continuación, intentamos representar esas articulaciones.



¿Cómo está organizado el capítulo?

Para la organización del mismo, hemos tenido en cuenta los lineamientos citados, por ello comenzamos planteando los actuales enfoques que coexisten acerca de la enseñanza y conceptualización de la energía y a continuación, para su análisis y profundización, presentamos cuestiones referidas a los cambios energéticos presentes en diferentes transformaciones químicas: energías intra e intermoleculares, cambios entálpicos y contenidos de la termodinámica.

En la sección *Perspectiva didáctica*, trabajamos aspectos relacionados con las ideas previas, la evolución del pensamiento científico sobre el calor y una primera introducción a la lectura de redes y a la teoría de la evaluación, y cerramos con una propuesta de actividades experimentales para el aula o el laboratorio.

Un concepto importante: energía

Para los alumnos del nivel polimodal, el tema de la energía no es nuevo, dado que ya ha sido abordado en el tercer ciclo de la EGB y en los diferentes cursos previos de física que han tenido en su historia escolar. Sin embargo, como usted podrá observar, seleccionamos un título que pretende destacar la importancia de este concepto.

Justamente, la primera actividad de este capítulo está vinculada con esta cuestión.



ACTIVIDAD N° 1

1. ¿Por qué considera usted que le asignamos importancia al concepto de energía?

Si ya lo ha pensado, a continuación podrá encontrar nuestra respuesta y compararla con la suya...

Hemos decidido comenzar por el abordaje de esta problemática porque estamos convencidos, en función de nuestra propia experiencia áulica, que se trata de un concepto controvertido. ¿Por qué controvertido?. Simplemente porque aquella energía que aprendimos y enseñamos, la de la “**capacidad para realizar un trabajo**”, ha sido muy vapuleada y revisada, y todavía no hay acuerdos estables respecto de su reconceptualización. Tal vez ésta sea la razón por la cual, muchas veces, los docentes de química nos desentendemos de esta cuestión, partiendo del supuesto de que los alumnos ya dominan este concepto, y dejamos el problema en manos de los profesores de física. No obstante, su revisión es imprescindible en el tratamiento e interpretación de las transformaciones químicas.

Por ello, es adecuado dedicar un espacio para conocer el estado del debate en el que participan nuestros colegas, profesores de física, respecto de la enseñanza del concepto de energía, debate en el que nosotros, también, nos vemos involucrados.

En líneas generales, la enseñanza de esta temática se introduce en el aula con alguno de los siguientes enfoques:

- partiendo de las ideas cotidianas que poseen los alumnos sobre la energía;
- estableciendo la idea de energía a partir de la incorporación de la noción de trabajo mecánico en una secuencia trabajo - potencia - energía - principio de conservación;
- introduciendo primero el principio de conservación de la energía;
- trabajando sobre la idea de comprender la energía como capacidad de un sistema para producir cambios o
- encarando los aspectos socioambientales del tema, por ejemplo usando como eje de contextualización el problema de las centrales nucleares.

El primer enfoque da cuenta de las ideas espontáneas de los alumnos y de algunas preconcepciones que necesitan ser identificadas por los docentes y explicitadas para su posterior modificación y ampliación. Esto es necesario porque, a partir de estas ideas, se llega a la *descripción*, no a la definición, de las diferentes formas y transformaciones de la energía. Posteriores reconstrucciones y generalizaciones permiten un acercamiento más significativo a la visión de la energía. Sobre las ideas previas que los alumnos poseen sobre la energía, nos ocuparemos en este capítulo, en la sección *Perspectiva didáctica*.

El segundo enfoque es la forma habitual de iniciar el tema que presentan muchos de los libros de texto para física o química del nivel polimodal, y no pocos docentes. Corresponde a una conceptualización absolutamente mecanicista que ha sido duramente criticada tanto desde un punto de vista disciplinar como didáctico

(Mellado Jiménez, 1998). Desde la didáctica de la química, los cuestionamientos se orientan en el sentido de la escasa incidencia que este tratamiento posee sobre el aprendizaje de los alumnos y en el hecho de que no resuelve los conflictos entre conservación y degradación. Desde la física, la objeción a este planteo estriba en la falta de una visión global de la energía, porque no toda la energía interna de un sistema, desde un punto de vista termodinámico, puede transformarse íntegramente en trabajo.

En el tercer enfoque se ponen de manifiesto las ideas vinculadas con la importancia de que en el aprendizaje juega el principio de conservación de la energía, y porque a partir de su tratamiento es posible construir aprendizajes escolares de formas de energía no intuitivas. El físico norteamericano Richard Feynman (1918-1988), opinaba al respecto.

Acerca del concepto de energía

“Hay un hecho, o si ustedes prefieren una ley, que gobierna todos los fenómenos naturales conocidos hasta la fecha. No hay excepción conocida a esta ley: es exacta hasta donde sabemos. Se denomina ley de conservación de la energía. Establece que hay cierta magnitud, que llamamos energía, que no cambia en los múltiples cambios que sufre la Naturaleza. Esta es una idea muy abstracta, porque es un principio matemático; dice que hay una magnitud que no cambia cuando algo sucede. No es la descripción de un mecanismo, o algo concreto; se trata solamente del extraño hecho de que podemos calcular cierto número, y que si lo volvemos a calcular después de haber estado observando a la Naturaleza haciendo sus trucos, este número es el mismo.”

Párrafo transcrito de **Candás, Fernández, Gordillo, Rubinstein, Tignanelli y Wolf**. Física y Química. *Propiedades y transformaciones de la materia y la energía*. Buenos Aires. Editorial Estrada. 2001.

Para otros investigadores de la didáctica de las ciencias, la introducción simultánea de los conceptos de conservación y degradación, este último entendido como una pérdida de la “calidad” de la energía, permiten superar las aparentes contradicciones existentes entre la *ley de conservación de la energía* y la visión cotidiana sobre el ahorro, el consumo y la producción energética.

Un buen diagnóstico de las representaciones que los alumnos poseen sobre estos aspectos puede lograrlo usted mismo preguntando, frente a una factura de la empresa que proporciona energía eléctrica en la zona donde viven:

¿Qué es lo que cobra la empresa que nos brinda energía o la cooperativa eléctrica de nuestra ciudad?.

Seguramente las respuestas, en la inmensa mayoría de los casos, sólo aludirán a la energía eléctrica supuestamente gastada o consumida, sin reparar en las transformaciones y degradaciones que esa cantidad de energía experimentó.

En el cuarto enfoque se sugiere la introducción del concepto de energía a partir de un tratamiento esencialmente cualitativo, que jerarquice las ideas y los significados, en virtud de la importancia que esta noción posee para la interpretación de todos los fenómenos físicos, geológicos, químicos, biológicos, tecnológicos. De allí que una propuesta superadora del enfoque tradicional consistiría en encarar el tratamiento didáctico a partir de la asimilación conceptual de las transformaciones que experimenta la materia, y de las similitudes y diferencias entre los diferentes cambios que pueden producirse, para luego instalar, a partir de ellos, la idea de **energía como capacidad que poseen los sistemas para producir cambios**, y recién después proceder al abordaje de las formas de la energía, de su conservación y degradación. Este enfoque se sustenta, por ejemplo, en los resultados obtenidos en el Curso de Formación de Profesores de Ciencias – FORCIENCIAS - de gran repercusión en distintas provincias de nuestro país.

Por último, en las prácticas pedagógicas de muchos de los colegas que se ocupan de la enseñanza de la física al igual que en química, se ha empezado a instalar el **enfoque CTS** (Ciencia - Tecnología - Sociedad), orientando la tarea del aula con el doble propósito de formar a los alumnos para su acceso a niveles superiores del conocimiento y, a la vez, para asumir sus roles en una sociedad democrática y tecnológicamente desarrollada. Una de las fortalezas de este tratamiento es que potencia una mejor comprensión y estrategias concretas para que el grupo de clase pueda tomar parte activa en los problemas sociales emanados de la aplicación de los avances científicos y tecnológicos y, asimismo, brinda instrumentos para una primera aproximación a los complejos problemas filosóficos, históricos y sociales asociados a las posibilidades y límites de la ciencia. Una forma posible de encarar este enfoque puede consistir, por ejemplo, en partir de los aspectos sociales y económicos referidos a los recursos energéticos.

Es fácil comprender que este enfoque y el análisis de estas problemáticas, obliga a docentes y alumnos a conocer mejor las fuentes y formas, transformaciones y procesos de degradación energética.



APORTES Y SUGERENCIAS

Una lectura recomendada

Para saber más sobre este tema, es muy recomendable la lectura del artículo “*La enseñanza de la energía por profesores de ciencias con distinta formación inicial*”, de Vicente Mellado Jiménez, de la Universidad de Extremadura, Badajoz, España.

Este material se encuentra publicado en el volumen XI, N° 2, de noviembre de 1998, de la *Revista de Enseñanza de la Física* de nuestro país. En el artículo se expone una investigación didáctica acerca de las diferentes maneras que utilizan docentes, con distinta formación disciplinar, para enfocar y secuenciar la enseñanza de la energía.

Por todo lo expuesto, es obvia la conclusión de que la enseñanza de la noción de energía es un tema complejo y multifacético. En parte, esto es así porque el propio concepto de energía se encuentra en discusión *en el ámbito de la investigación profesional* de la física. Richard Feynman, Premio Nobel de Física 1967, decía al respecto: “*Es importante darse cuenta que en la Física actual no sabemos lo que es la energía*”.

Reflexionando acerca del comentario transcrito de Feynman, y para tener mayores elementos de juicio sobre esta cuestión, le sugerimos que realice la siguiente actividad:



ACTIVIDAD N° 2

1. Le proponemos que converse con los profesores de física, por ejemplo con los colegas de su institución, para conocer cuál es el enfoque que sostienen sobre el concepto energía.
2. A posteriori, antes de intentar trabajar los contenidos que se van a incluir en la siguiente sección, indague qué es lo que saben sus propios alumnos.

Recuerde registrar las respuestas de los estudiantes para volver a ellas cuando necesite descubrir los preconceptos e ideas erróneas.

Si ya completó esta indagación, es apropiado comenzar con el tratamiento del tema central de este capítulo: Los cambios energéticos en las transformaciones químicas.

Los cambios energéticos

Las energías intramoleculares e intermoleculares

Como ya adelantamos, en esta sección nos ocupamos de presentar aspectos vinculados con el análisis de los cambios energéticos asociados a las transformaciones químicas y a los procesos de cambio de estado.

Abordamos dos visiones complementarias de la energía de estas transformaciones: **la visión microscópica y la macroscópica.**

La visión microscópica, una extensión lógica de la descripción de átomos y moléculas que vimos en el capítulo 2, nos sirve para interpretar la energía liberada o consumida en una reacción química en términos de las energías de los enlaces químicos que se forman y se rompen simultáneamente en dicho proceso. Se relacionan, aquí, los cambios energéticos con los tipos de uniones químicas involucradas en la transformación. Con el mismo detalle, analizamos la relación entre la energía de interacción entre moléculas, los estados y los cambios en los estados de agregación, y cómo estos estados se vinculan entre sí.

La visión alternativa de los cambios energéticos es macroscópica. Aquí no interesa qué sucede a nivel molecular, puesto que el análisis es termodinámico: es decir, se tienen en cuenta los intercambios de calor y trabajo entre el sistema donde ocurre la transformación química y el medio que lo rodea, analizando el cambio de variables termodinámicas como presión y temperatura a nivel macroscópico, para grandes cantidades de átomos o moléculas. Por ejemplo, un problema típico bajo este enfoque podría consistir en calcular la variación de energía interna o el trabajo de compresión del gas contenido en un tanque o reactor, desde ciertas condiciones iniciales de presión, volumen y temperatura a otras condiciones prefijadas.

Para interpretar mejor las transformaciones químicas, también incluimos el desarrollo del concepto de calor asociado a las reacciones químicas, o *cambio entálpico*, e interpretamos la conservación de la energía (primer principio de la termodinámica) en reacciones que ocurren en varias etapas. De esta manera, introducimos la ley de Hess o el concepto de ciclos termodinámicos para el cálculo de la energía liberada o consumida en transformaciones químicas

Con la finalidad de clarificar la diferencia entre transformaciones químicas y físicas discutimos los procesos de cambio de fase, las mezclas y las disoluciones, resaltando el hecho de que la presencia de una transformación química en un sistema real está casi siempre conectada con procesos físicos o superpuesta a estos.

A continuación, presentamos una visión amplia de las reacciones químicas, clasificando las mismas no solo por la naturaleza de las moléculas reaccionantes, sino también por el medio en que estas se producen. Se hace asimismo hincapié en el

estudio de aquellas reacciones que pueden ocurrir en diversos medios, destacando similitudes y diferencias.

Por último, una descripción simple, a nivel molecular, del concepto de orden-desorden en procesos químicos y físicos, que permitirá destacar la diferencia entre el concepto de proceso espontáneo en un sistema mecánico y en un sistema químico. Esto lo hacemos a través de una serie de ejemplos sencillos que ponen de manifiesto que las transformaciones químicas ocurren en una determinada dirección, pero no en la opuesta, sin que ello signifique una violación del principio de conservación de la energía. De esta manera, se genera la necesidad de aceptar la intervención de una propiedad fundamental de los sistemas materiales, como es la entropía.

En esta sección usted encontrará, además, bajo el título “**Ampliando el campo conceptual**”, una serie de materiales que exceden los objetivos de aprendizaje de la mayoría de los cursos del nivel polimodal. Lo presentamos para que tenga un mayor bagaje de conocimientos y profundice, si así lo desea, en alguno de los contenidos que le hayan resultado de especial interés.

Energía y longitud de enlace en compuestos covalentes

Para comenzar, recurrimos a los conocimientos que usted ya posee...

Recordará, seguramente, que la energía de interacción clásica entre dos cargas eléctricas, q_1 y q_2 , separadas por una distancia r en el vacío viene dada por la ley de Coulomb: $E = q_1 \cdot q_2 / r$. Y que, además, se acepta que cuando las cargas son de signo contrario (como en el caso del núcleo y el electrón) la energía es **negativa**, indicando que estamos en presencia de dos partículas que se atraen. En cambio, si las cargas son de igual signo (caso de interacciones electrostáticas núcleo - núcleo) la energía es **positiva**, indicando repulsión.

Teniendo en cuenta lo antedicho, le solicitamos que responda:



ACTIVIDAD N° 3

Según su criterio:

1. ¿A qué se debe que cuando los electrones están situados entre los núcleos, los átomos se atraigan?

En el capítulo 2 vimos cómo el modelo cuántico del átomo nos permite visualizar la formación de una unión química entre dos átomos a través del apantallamiento, por parte de la densidad de carga electrónica negativa, de las cargas de los dos núcleos

atómicos que se repelen. De no existir este apantallamiento, los núcleos no podrían acercarse lo suficiente como para formar una unión estable.

Podemos ir un paso más adelante e imaginarnos qué pasa cuando acercamos dos átomos, por ejemplo de oxígeno:

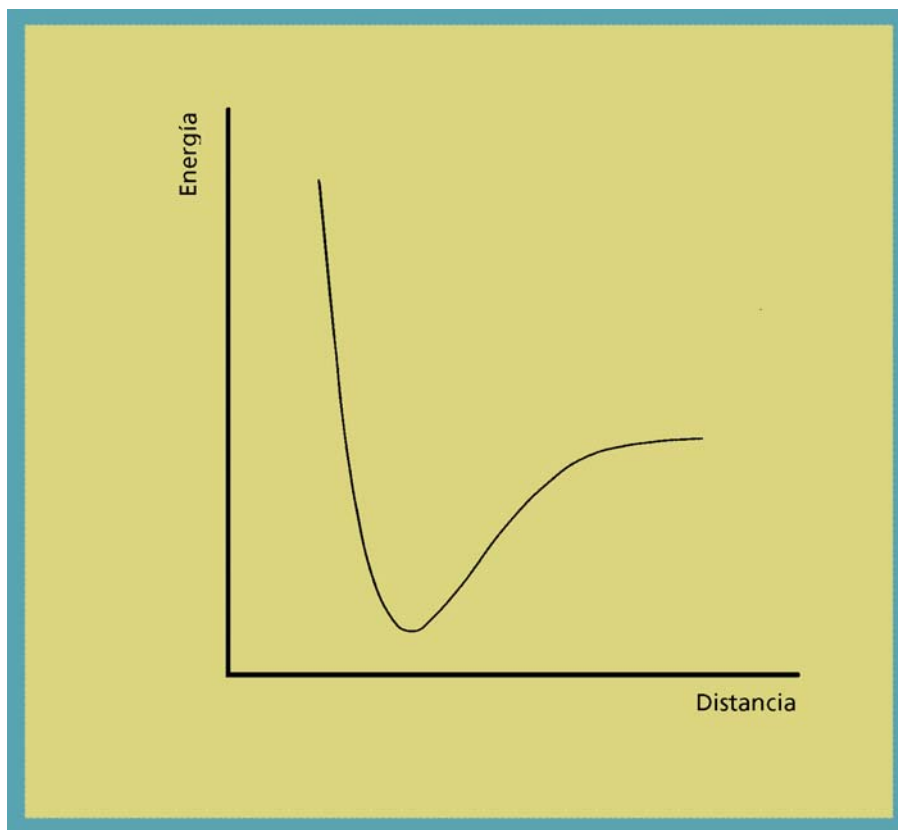
- cuando la distancia r entre los núcleos es muy grande, la energía de interacción es nula, es decir que los átomos no se atraen ni se repelen;
- cuando la distancia internuclear de separación se reduce a unos pocos ångströms ($1 \text{ ångström} = 1 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$), los orbitales atómicos comienzan a superponerse (es el comienzo de la formación de los orbitales moleculares).

Se forma en esas condiciones una alta densidad de carga electrónica (negativa) entre los núcleos, y la energía de interacción electrostática entre cada núcleo y esa nube electrónica equivale a una fuerza atractiva mayor que la repulsión entre los núcleos.

Así, a medida que los núcleos se acercan, la energía de interacción es cada vez más atractiva, es decir más negativa. Si la distancia sigue disminuyendo, llega un momento en que la densidad de carga electrónica está mayoritariamente fuera de la región entre los núcleos, y entonces el apantallamiento no es tan efectivo, y comienza a sentirse la repulsión entre los núcleos. A distancias muy cortas, esta energía tiende a un valor infinitamente grande a causa de la repulsión de los núcleos, y también de los orbitales atómicos de los electrones que no participan en la formación de la unión.

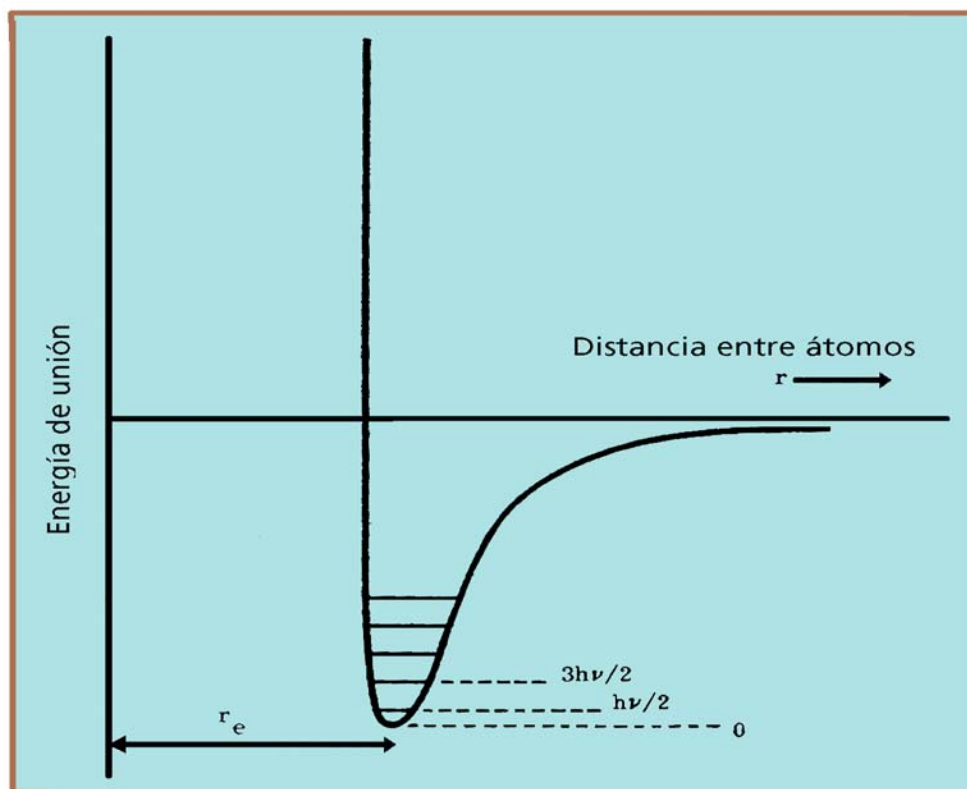
De esta manera, la forma en que varía la energía del sistema formado por los dos átomos con la distancia entre los mismos es la representada en la figura 3.1. Hay una distancia r_0 a la cual la energía de la unión es mínima (energía atractiva máxima) y esa energía, medida desde el cero representado por la energía a distancia infinita es lo que llamamos **energía de enlace o energía de unión** (E_U).

Figura 3.1: Energía de unión en función de la distancia interatómica



La distancia r_o es la **longitud de la unión química**, pero no indica que los núcleos de los dos átomos estén separados siempre por esta distancia. Tal como ocurre con dos masas unidas por un resorte, los núcleos pueden vibrar alrededor de esta distancia de equilibrio. Si observamos la figura 3.2, veremos que cuando la distancia entre los núcleos se hace más corta o más larga que r_o , la energía de la unión aumenta (se hace menos atractiva).

Figura 3.2: Diagrama de energía de unión en función de la distancia interatómica mostrando los primeros cinco niveles de energía vibracional de la molécula.



La introducción de la noción de que **las uniones químicas no son rígidas** es de gran importancia, y más relevante aún es reconocer que la amplitud de la vibración es proporcional a la energía del sistema: cuanto mayor es la energía, mayor es la amplitud de la vibración. Por ejemplo, si entregamos energía a una molécula diatómica en forma de calor o mediante la irradiación con luz (fotones de energía $h\nu$), la energía de la molécula aumenta y la amplitud de la vibración también. Si la energía entregada es igual o mayor que la energía de enlace E_U , la amplitud se hace tan grande que, durante la etapa de elongación de la unión, la energía de atracción se hace nula y los dos átomos se separan. En este caso, hemos producido la **ruptura** de la unión química, entregando a la molécula una energía equivalente a la energía potencial acumulada en ella cuando se formó.

Esta energía almacenada en una unión química es una energía intramolecular, es decir que se debe a la interacción entre los átomos dentro de la propia molécula.

Para producir la ruptura de la unión química, debemos entregar una energía en forma externa al sistema químico, de modo que el proceso de romper una unión química es siempre **endotérmico** en el sentido termodinámico.



APORTES Y SUGERENCIAS

Algo más sobre la energía de vibración

Así como en el capítulo 2 se trabajó la noción de que los niveles de energía de los electrones en el átomo y en la molécula no pueden tomar cualquier valor (están cuantizados), una situación similar ocurre con la energía de la vibración en una molécula diatómica.

Para interpretar esta cuestión, es posible imaginar a los dos átomos unidos por un resorte cuya constante elástica es una medida de la energía de la unión entre ellos: entonces, se puede hacer un paralelo entre el comportamiento clásico de este oscilador y el comportamiento que resulta de considerar el modelo cuántico.

En el oscilador clásico la vibración puede ir aumentando su energía en forma continua.

En el oscilador cuántico, como es el caso de una molécula diatómica, la energía de la vibración sólo puede variar en forma discreta (cuántica), de modo que no está permitido cualquier nivel de energía, sino algunos niveles que son determinados por la solución de la ecuación de Schrödinger para este sistema.

La figura 3.2 muestra cómo se distribuyen los niveles de energía en una molécula diatómica.

Esta propiedad es de suma importancia en química. Veamos por qué. Dado que para producir un cambio en la energía de la vibración se debe entregar una cantidad definida de energía, ΔE , es posible hacerlo mediante fotones cuya energía corresponda exactamente a esa diferencia ΔE . Esto implica que para pasar del nivel de energía vibracional más bajo (fundamental) al primer estado excitado, una molécula diatómica debe absorber luz de una dada frecuencia. Cada molécula diatómica tiene su propia distribución de niveles de energía vibracional, de modo que estudiando qué longitud de onda absorbe cada molécula diatómica puede llegarse a reconocer su identidad. Por ejemplo, este es un método para detectar la presencia de CO como contaminante en el aire. La diferencia de energía entre los niveles vibracionales es mucho menor que la diferencia de energía electrónica en las moléculas, por esta razón la detección de cambios en los niveles de energía vibracional de las moléculas se realiza utilizando radiación en la región infrarroja.

El CO₂ es uno de los gases responsables del efecto invernadero, cuyo mecanismo tiene que ver precisamente con la excitación de niveles vibracionales de esta molécula por efecto de la componente infrarroja de la radiación solar.

La Tabla siguiente muestra los valores de longitud y energía de unión de varias moléculas diatómicas, homo y heteronucleares. Del análisis de estos valores se pueden extraer diferentes e interesantes conclusiones.

Tabla 1: Longitud y energía de unión de moléculas diatómicas

Molécula	r (nm)	E_U (kJ/mol)	Molécula	r (nm)	E_U (kJ/mol)
H_2^+	0,106	255	NaF	0,185	448
H_2	0,074	432	NaCl	0,236	410
Li_2	0,267	105	NaBr	0,250	368
Na_2	0,308	72	NaI	0,271	297
K_2	0,393	49	HF	0,092	561
F_2	0,142	151	HCl	0,127	428
Cl_2	0,199	239	HBr	0,141	362
Br_2	0,228	190	HI	0,161	295
I_2	0,267	149	CO	0,113	1070
N_2	0,110	941	BaO	0,194	544
O_2	0,121	494	CaO	0,182	418

Fuente: Gray, 1970

Si definimos como orden de enlace el número de uniones entre átomos en una molécula diatómica, se observa que la energía de unión crece con este parámetro: se puede comparar por ejemplo la molécula H_2^+ (OE = 1/2) con H_2 (OE = 1), o la molécula de F_2 (OE = 1) con las de O_2 (OE = 2) y N_2 (OE = 3).

La menor energía de unión y mayor longitud del enlace en el Li_2 , si se compara su valor con el de la molécula de H_2 , se debe a la presencia de electrones del orbital interno 1s. Estos electrones reducen la atracción entre los núcleos y los electrones de enlace (σ_s).

Las moléculas de los haluros de sodio y halogenuros de hidrógeno tienen una longitud de enlace que varía con el tamaño del átomo de haluro, y la energía de unión decrece a medida que aumenta la longitud de enlace. Debe tenerse en cuenta que estas energías de enlace de haluros alcalinos corresponden a las moléculas diatómicas aisladas, es decir en fase vapor.

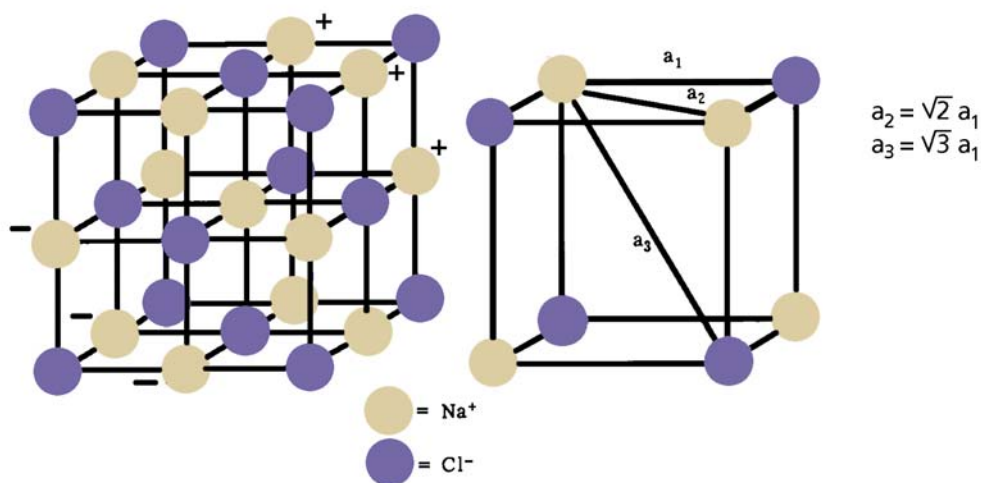
En la próxima sección comparamos estos valores con los que se obtienen de la energía de red, es decir cuando el NaCl, por ejemplo, se encuentra formando parte de una red iónica.

En conclusión, vemos que las energías de uniones covalentes o parcialmente covalentes de moléculas estables oscilan entre 100 y 1000 kJ/mol

Energía de la unión química en sólidos iónicos: modelos y ciclos

Cuando la unión química es puramente iónica, los compuestos correspondientes tienen tendencia a formar cristales con una estructura periódica bien definida, como es el caso del NaCl. En este compuesto, cada ión está rodeado de seis iones de carga opuesta, formando una red cúbica simple como la de la figura siguiente.

Figura 3.3: Cristal de NaCl (izquierda) y distancia entre iones de igual y distinto signo en una celda unitaria de la red cristalina (derecha).



La energía de la red cristalina puede calcularse mediante el modelo de Born-Landé, que supone que la energía de interacción atractiva entre los iones de la red, en un sólido iónico, es puramente electrostática, con una componente que da cuenta de la repulsión entre las nubes electrónicas de los iones cuando la separación entre ellos se hace del orden de la suma de radios iónicos.

Ampliando el campo conceptual

Si a usted le interesa realizar este cálculo según el modelo de Born-Landé, deberá tener en cuenta lo siguiente: la distancia r_0 entre un ión Na^+ y un ión Cl^- define las dimensiones de la **celda unitaria**, que es la estructura mínima que se repite indefinidamente en el espacio para dar lugar a la red cristalina del compuesto. Un análisis geométrico muy simple permite determinar que la distancia de un ión, por ejemplo Na^+ , a los 6 iones Cl^- más cercanos es r_0 , y la distancia a los 12 iones Na^+ más cercanos es $\sqrt{2} r_0$. Por su parte, la distancia de un ión Na^+ a los 8 iones Cl^- de la

segunda “capa” más próxima es de $\sqrt{3}r_o$, la distancia de dicho ión a los 6 iones Na^+ de esta segunda capa es $2r_o$ y así siguiendo. Dado que la energía de interacción entre el ión Na^+ central considerado y los demás iones que lo rodean está dada por la energía coulombica:

$$E_{ij}(r) = \frac{e^2}{r}$$

siendo r la distancia entre el ión i y el ion j , resulta que la energía del cristal E_{red} se puede calcular sumando las energías de atracción $\text{Na}^+ - \text{Cl}^-$ y las energías de repulsión $\text{Na}^+ - \text{Na}^+$. De esta forma se obtiene:

$$E_{\text{red}} = -\frac{6e^2}{r_o} + \frac{12e^2}{\sqrt{2}r_o} - \frac{8e^2}{\sqrt{3}r_o} + \frac{6e^2}{2r_o} - \dots = \frac{e^2}{r_o} \left(-6 + \frac{12}{\sqrt{2}} - \frac{8}{\sqrt{3}} + 3 - \dots \right)$$

Si bien esta serie se extiende hasta infinito ($r \rightarrow \infty$), pues hay contribuciones de iones cada vez más alejados del ion central, el aumento de la distancia hace que la serie entre paréntesis converja rápidamente al valor 1,7475. Este número es la llamada constante de Madelung, que tiene un valor fijo para cada tipo de estructura cristalina.

En términos de esta constante de Madelung, A , la energía de la red cristalina para iones con carga z_+ y z_- es:

$$E_{\text{red}} = -\frac{A|z_-z_+|e^2}{r_o}$$

Esta energía de red debe completarse con un término repulsivo entre las nubes electrónicas de los iones. Este término de interacción repulsiva es inversamente proporcional a la distancia entre iones elevada y a una constante n cuyo valor varía por lo general entre 6-9 y puede obtenerse a partir de las propiedades de compresibilidad del cristal. Así, la expresión completa de Born-Landé es:

$$E_{\text{red}} = -\frac{A|z_-z_+|e^2}{r_o} \left(1 - \frac{1}{n} \right)$$

La energía de red graficada en función de la distancia entre iones presenta una forma que es similar a la vista para el caso de las moléculas covalentes diatómicas.

La Tabla 2, que mostramos a continuación, muestra los valores experimentales y los calculados de energía de red para varios sólidos cristalinos iónicos. Los valores experimentales se obtuvieron utilizando la información experimental disponible en un ciclo termodinámico (Born-Haber) que veremos a continuación.

A fin de tener un patrón de comparación, se muestran los valores de la energía de unión de las moléculas en fase vapor.

Es claro con estos datos, el efecto que tiene la formación de la red iónica sobre la energía del enlace. Para separar un mol de iones Li^+ y F^- de la red de LiF, es necesario entregar una energía que es casi el doble de la necesaria para separar los iones de un mol de moléculas de LiF en fase gaseosa. En el caso del MgO, donde la carga iónica es el doble que en el LiF, esta diferencia entre la energía de red y la energía de unión en la molécula aislada llega a ser de un orden de magnitud.

Tabla 2: Energías de red experimentales y calculadas con el modelo de Born-Landé

Sal	E_{red} experimental (kJ/mol)	E_{red} calculada (kJ/mol)	E_{U} molécula (kJ/mol)
LiF	1008	1000	573
KF	803	791	494
CsF	715	720	506
LiI	732	711	339
KI	632	619	322
CsI	586	565	314
MgI_2	2314	1983	
MgO	3890		385

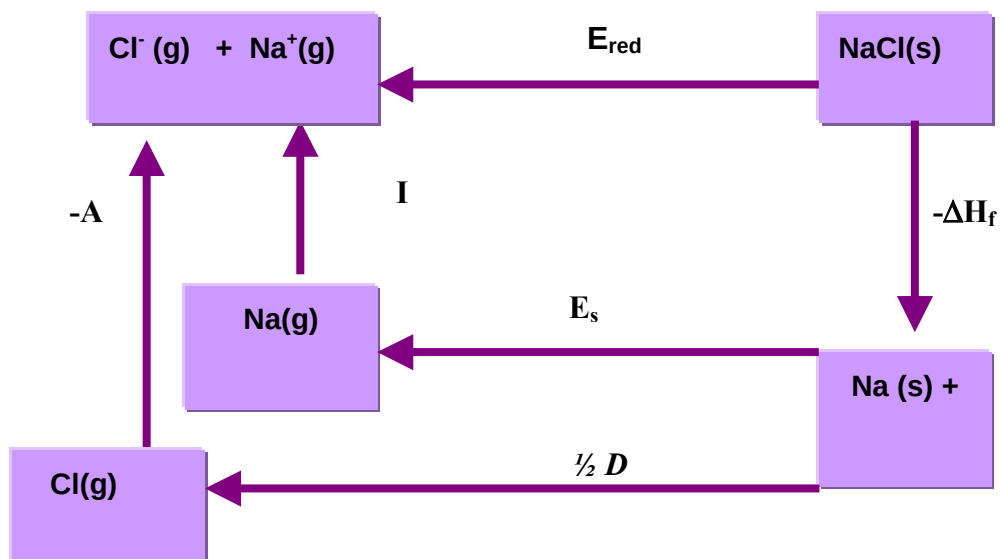
Los radios iónicos utilizados en los cálculos son: Li^+ , 0,060 nm; K^+ , 0,133 nm; Cs^+ , 0,169 nm; Mg^{2+} , 0,065 nm; I^- , 0,216 nm; O^{2-} , 0,140 nm.

Cuando la diferencia entre el valor experimental y el calculado es grande, es probable que la unión sea parcialmente covalente, como ocurre en el caso del MgI_2 .

Otra forma de calcular la energía de red es prescindir del modelo y utilizar toda la información experimental disponible, recurriendo a un ciclo termodinámico llamado **ciclo de Born-Haber**.

Dicho ciclo se basa en la conservación de la energía y establece que si se forma una red iónica cristalina partiendo de los iones separados en fase gaseosa, la energía es la misma independientemente de los pasos que se sigan para formar la red.

En el caso del NaCl, el ciclo es el siguiente:



Las cantidades que aparecen en el ciclo anterior, y sus valores, son las siguientes:

ΔH_f es el calor de formación del NaCl a partir de sus elementos (-411 kJ)

E_s es la energía de sublimación del sodio (108 kJ)

I es la energía de ionización del sodio (495 kJ)

A es la afinidad electrónica del cloro (349 kJ)

$\frac{1}{2} D$ es la mitad de la energía de enlace del Cl_2 (121 kJ)

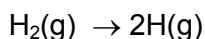
La suma de todas estas cantidades es igual a la energía de red:

$$E_{\text{red}} = E_s + \frac{1}{2} D + I - A - \Delta H_f = 786 \text{ kJ}$$

Este valor es muy parecido a la energía de red experimental, cuyo valor es de 759 kJ. Los cálculos utilizando el mismo ciclo para otros sólidos iónicos dan valores muy aproximados a los experimentales.

Energía de reacciones gaseosas

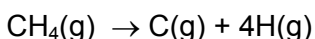
Una conclusión directa de lo visto hasta aquí es que resulta posible obtener la energía de unión de un enlace químico midiendo la energía necesaria para romper la unión. Por ejemplo, la reacción:



donde (g) significa que tanto el reactivo (molécula de hidrógeno) como el producto (hidrógeno atómico) están en estado gaseoso, requiere entregar 436 kJ por mol de moléculas de hidrógeno. De esta manera, podemos calcular fácilmente la energía de la unión H-H, dividiendo esta energía por el número de Avogadro. Debido a que la energía por molécula es extremadamente pequeña, es más conveniente expresar la energía de unión por mol de enlaces. Así, la energía de la unión H-H es $E_{\text{HH}} = 436 \text{ kJ/mol}$.

¿Qué pasa si tenemos reacciones que involucran ruptura de más de un enlace?.

Un ejemplo de esto es:



proceso que requiere entregar 1663 kJ por mol de metano. Dado que en esta reacción se rompen 4 uniones C-H, es fácil deducir que la energía de unión promedio C-H es $E_{\text{CH}} = (1663/4) \text{ kJ/mol} = 416 \text{ kJ/mol}$. Es de notar que la energía de unión C-H será distinta en otras moléculas donde el C no está unido únicamente a átomos de H. Por ejemplo, en el benceno (C_6H_6) o en el etano (C_2H_6) la energía de unión C-H no será la misma que en el CH_4 .

En el caso de los enlaces homonucleares de las moléculas H_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , O_2 y N_2 , las correspondientes energías de unión han sido dadas en la Tabla 1. Lo mismo ocurre con las moléculas diatómicas heteronucleares H-haluro y CO.

La Tabla 3 muestra valores para la energía de unión de varios enlaces químicos entre diversos elementos tomados de dos fuentes: Aldabe (1999) y Gray (1970), para resaltar la diferencia entre los valores de energía de unión en distintos compuestos.

Dado que el mismo enlace químico puede darse en moléculas poliatómicas distintas, los valores de la Tabla 3 a) son valores promedio de la energía de dichos enlaces en los compuestos indicados en la propia tabla. Por ejemplo: en el caso del enlace C=O la energía de unión es de 803 kJ/mol, en CO_2 y de 695 kJ/mol en formaldehído (CH_2O), valores muy diferentes del valor promedio tabulado (Aldabe, 1999)

La razón por la cual la energía de enlace entre dos átomos no es la misma en distintas moléculas poliatómicas es simple, y se expresa en el siguiente principio.

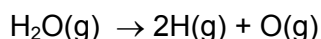
La presencia de uniones a otros átomos origina cambios en la distribución de la densidad electrónica alrededor de los átomos considerados, produciendo modificaciones en la energía y distancia de unión.

Tabla 3: Energía de unión en moléculas poliatómicas

Enlace	E _U (kJ/mol)	Compuesto	Enlace	E _U (kJ/mol)	Compuesto
O-O	142 ^a	H ₂ O ₂	H-O	460 ^a	H ₂ O, CH ₃ OH
C-C	347 ^a 346 ^b	C ₂ H ₄ , alcanos	C-H	400 ^a 412 ^b	CH ₄ , C ₆ H ₆
C=C	620 ^a 610 ^b	C ₂ H ₄ , C ₃ H ₆	C-F	460 ^a 485 ^b	CH ₃ F, C ₂ F ₄ CF ₄
C≡C	812 ^a 835 ^b	C ₂ H ₂	C-Cl	320 ^a 339 ^b	CHCl ₃
N-N	275 ^a	N ₂ H ₄	C-Br	285 ^b	C ₂ H ₅ Br
N=N	418 ^a	C ₂ H ₆ N ₂	C-I	230 ^a 213 ^b	CH ₂ I ₂ CH ₃ I
H-P	326 ^a	PH ₃ , H ₃ PO ₃	C-N	280 ^a 304 ^b	CH ₃ NH ₂
C-O	351 ^a 358 ^b	CH ₃ OH, (C ₂ H ₅) ₂ O	C=N	615 ^b	
C=O	745 ^a 803 ^b 695 ^b	CO ₂ , CH ₂ O CO ₂ CH ₂ O	C≡N	890 ^b	
C=S	535 ^b	CS ₂	C-Si	301 ^b 251 ^b	Si(CH ₃) ₄ Si(C ₂ H ₅) ₄
H-S	368 ^a 347 ^b	H ₂ S, CH ₃ SH H ₂ S	H-N	393 ^a 391 ^b	NH ₃ , N ₂ H ₄ NH ₃

Fuente: a) Aldabe, 1999; b) Gray, 1970

En algunos casos estas energías de enlace deben incluir la contribución de la energía intermolecular. Por ejemplo, para romper la molécula de agua en fase gaseosa en sus átomos componentes,



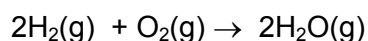
es necesario entregar una energía igual a $2 \times 460 \text{ kJ/mol} = 920 \text{ kJ/mol}$.

Sin embargo, si la reacción se hace partiendo de agua líquida, la energía que debo entregar es mayor dado que además de romper las uniones O-H intramoleculares, debo romper también las uniones **intermoleculares** entre las

moléculas de agua. Estas uniones son muy importantes, pues determinan los estados de agregación de la materia y las veremos más adelante en este capítulo.

Por ahora, sólo nos interesa remarcar que, si imaginamos reacciones que ocurren solamente en fase gaseosa, de modo que podemos despreciar las energías de interacción entre las moléculas, el cambio de energía en la reacción puede calcularse simplemente haciendo un balance de energía entre las uniones que se rompen y las que se forman en la reacción.

Esto supone conocer la estequiometría de la reacción y considerar únicamente las uniones que se rompen en los reactivos y las uniones que se forman en los productos. Por ejemplo, en la reacción



se rompen 2 uniones H-H y una unión O=O, y se forman 4 uniones H-O.

El cambio energético de la reacción es entonces:

$$\Delta E = \sum E_{\text{U. moles de enlaces rotos}} - \sum E_{\text{U. moles de enlaces formados}}$$

$$\Delta E = (436 \times 2 + 499) \text{ kJ} - (460 \times 4) \text{ kJ} = -469 \text{ kJ}$$

Esto significa que se desprenden 234,5 kJ (en forma de calor) por cada mol de agua gaseosa que se forma a partir de H_2 y O_2 .

En principio, podemos calcular el cambio de energía de cualquier reacción que ocurra en fase gaseosa utilizando este simple balance de energía, que no es otra cosa que la aplicación del principio de conservación de la energía a los procesos químicos.

Respecto de los signos asignados a las energías que se forman y se rompen, analice las siguientes cuestiones con su grupo de trabajo:



ACTIVIDAD N° 4

A su criterio, los signos usados para los calores y energías de reacciones indicados, ¿están de acuerdo con la convención de signos usada en forma habitual en termoquímica?. Le recordamos que la misma expresa que:

- las **reacciones exotérmicas** son aquellas donde se libera energía del sistema ($\Delta E < 0$) y

- las **reacciones endotérmicas** son aquellas en que el sistema absorbe energía ($\Delta E > 0$)

Trate de justificar su respuesta.

A lo largo del capítulo se irán aclarando algunas cuestiones sobre las que usted tal vez tenga dudas.

Entalpía de las reacciones químicas y primer principio de la termodinámica

Para empezar a desarrollar esta problemática, parece indicado tener presente qué pasó con el concepto de calor a lo largo de la historia.

Un poco de historia...

Los conceptos de calor y energía, tal como han sido presentados en este texto, son construcciones teóricas esencialmente de nuestro siglo. Usted debe saber que las ideas que han tenido los investigadores a propósito del calor a lo largo de la historia de la química han sido totalmente diferentes de las actuales. Hasta el inicio de la alquimia en Europa (siglo X), las nociones sobre el calor provenían, esencialmente, de una reelaboración de la propuesta de Aristóteles, expresada en su Meteorología (342 a.C.). Esta propuesta era de naturaleza especulativa, es decir, basada exclusivamente en interpretaciones de la observación de fenómenos naturales, como los cambios de temperatura con las estaciones, los ciclos del agua, etcétera. Según Aristóteles, que a su vez retomara las especulaciones de otro filósofo anterior, Empédocles de Agrigento, el calor y el frío eran principios o cualidades abstractas, que junto con los principios de humedad y sequedad, supuestamente, daban origen a los cuatro elementos básicos del Universo: agua, aire, tierra y fuego.

Estas nociones, y en especial la doctrina de los opuestos - frío y calor - fueron reelaboradas por la medicina medieval, cuyos métodos recurrían al calentamiento de medicamentos en cuatro grados o fases. Por ejemplo, se aplicaban emplastos fríos para bajar la fiebre, con la suposición de que así se compensaban o “atemperaban” los principios opuestos de calor (fiebre) y frío (escalofríos). Esto explica el origen y la etimología de la palabra temperatura.

En cambio, los alquimistas se limitaron a utilizar el calor como fuente de energía, en el desarrollo de sus incansables experimentos tras la búsqueda de la piedra filosofal. En cambio, los físicos y químicos de los siglos XVII y XVIII, orientados a intereses mucho más prácticos, lograron desarrollar por primera vez máquinas y

aplicaciones industriales basadas en el aprovechamiento del calor. Uno de estos logros (Bernal, J. 1967) fue la máquina de vapor, basada en el aprovechamiento de la expansión del vapor para la transformación del calor en trabajo útil. La idea, ya ensayada por Galileo (1564 - 1642), era diseñar una máquina que permitiera llenar de agua un espacio vacío por succión, expulsando luego el contenido del recipiente por acción de la expansión de vapor de agua calentado. El primer inventor que logró construir una bomba impulsada por calor fue un capitán del Real Cuerpo de Ingenieros del ejército británico, de apellido Savery (1650 – 1715). Su aparato, descrito en una patente de la época, constaba de dos recipientes que se llenaban de vapor en forma secuenciada para expulsar el agua (por ejemplo de una excavación de mina), y se enfriaban para admitir su entrada y elevarla por succión.

El diseño de Savery fue mejorado por Thomas Newcomen en 1712, por la incorporación de un pistón desplazable por acción del vapor, conectado a una caldera de baja presión.

El último investigador de nuestro relato es el famoso James Watt (1736 – 1819), ingeniero escocés conocido sobre todo por el diseño de la primera locomotora a vapor. Sin embargo, es menos conocido el hecho de que la máquina de vapor de Watt fue desarrollada sobre la base de una mejora del sistema de Newcomen, que no había podido comercializarse debido a que la cantidad de trabajo realizada no compensaba el costo del combustible (carbón) que consumía. Este problema de diseño era causado por fugas del vapor condensado en los cilindros a pistón que impulsaban la máquina, y fue superado por Watt usando un condensador de agua separado de los cilindros.

Estos desarrollos técnicos coincidieron con los inicios de la Primera Revolución Industrial en Inglaterra, y tuvieron lugar en forma relativamente independiente del avance de los conocimientos científicos sobre el calor. Sin embargo, permitieron a su vez realimentar las investigaciones sobre el comportamiento de gases y líquidos, y sobre su comportamiento a altas presiones y temperaturas.

Estos comentarios sobre el concepto del calor, los completamos en la sección Perspectiva didáctica, pero para ir reflexionando le recomendamos contestar las siguientes cuestiones.



ACTIVIDAD N° 5

1. ¿Cómo utilizaría el texto anterior en una unidad didáctica sobre calor y energía?
2. Busque algún ejemplo en el que, partiendo de un cierto marco histórico, pueda realizar la enseñanza de conceptos clave de la disciplina.

¿Ha pensado en la importancia de conocer aspectos biográficos de destacados investigadores, filósofos naturales o inventores, su tiempo, su producción y los procesos que los llevaron a esos descubrimientos?

La termodinámica brinda una descripción macroscópica muy conveniente de los cambios energéticos que ocurren en cualquier proceso, en particular en los procesos químicos. El punto de partida es el **primer principio de la termodinámica**, la formulación cuantitativa de la conservación de la energía en todo sistema material.

Si consideramos un sistema S, es decir, una porción de materia, rodeado de un medio ambiente o inmediaciones M, la forma de interactuar del sistema y el medio que lo rodea es a través del intercambio de calor (Q) y trabajo (W). Entonces, cualquier cambio de **energía interna** del sistema, ΔE está vinculado con el intercambio de calor y trabajo con el medio:

$$\Delta E = E_{\text{final}} - E_{\text{inicial}} = Q + W$$

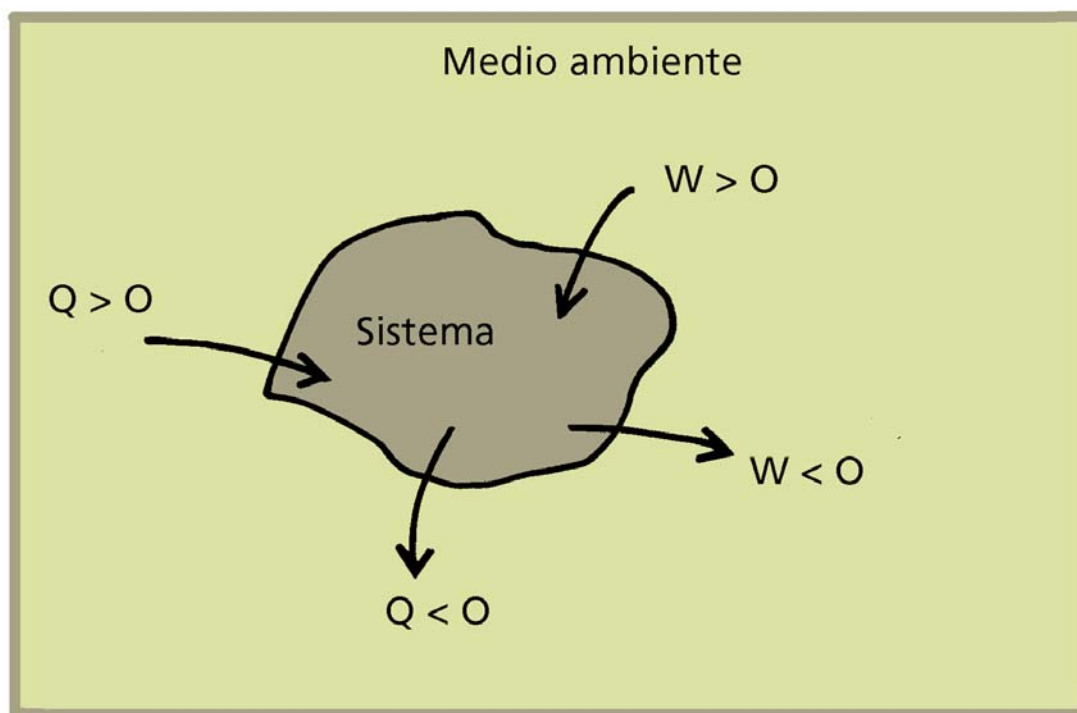
donde E_{inicial} y E_{final} son la energía interna del sistema antes y después del proceso o transformación, respectivamente. En el caso de una reacción química ΔE es el cambio de energía al producirse la reacción. (Antes tenemos reactivos con E_{inicial} y después tenemos productos con E_{final}).

En termodinámica se usa la convención llamada “egoísta”:

- el calor y el trabajo **recibido** por el sistema es **positivo**
- el calor y el trabajo **entregado** por el sistema es **negativo**.

Así, si un sistema recibe calor y trabajo (ambos positivos), su energía interna aumenta, y $E_{\text{final}} > E_{\text{inicial}}$. En cambio, si el sistema entrega calor y trabajo (ambos negativos) su energía interna disminuye, es decir que $E_{\text{final}} < E_{\text{inicial}}$

Figura 3.4: Convención (egoísta) de signos para los intercambios de calor y trabajo de un sistema con el medio.



El término W contiene todas las formas posibles de trabajo. En particular, las reacciones químicas pueden realizar o recibir trabajo mecánico (expansión o contracción). El trabajo mecánico se relaciona con la presión externa, P_{ext} , ejercida sobre el sistema y con el cambio de volumen, ΔV , del sistema durante el proceso por la ecuación:

$$W = -P_{\text{ext}} \cdot \Delta V$$

El signo menos indica que si el sistema se expande ($\Delta V > 0$), entonces el trabajo es entregado por el sistema al medio ($W < 0$). Si la transformación química se realiza a volumen constante, es decir en un recipiente de volumen fijo, entonces $W = 0$ y el primer principio de la termodinámica se escribe en la forma:

$$\Delta E = Q_V$$

donde el subíndice V indica que el calor es intercambiado a volumen constante.

Las transformaciones químicas ocurren por lo general en condiciones de presión constante (a presión atmosférica) por lo cual el cambio de energía interna no se

relaciona directamente con el calor intercambiado en la reacción. Para salvar este inconveniente, se recurre a definir otra propiedad termodinámica del sistema conocida como **entalpía**, H .

Esta cantidad se relaciona con la energía interna en forma simple ($H = E + PV$) y es simple demostrar que si se reemplaza en el primer principio de la termodinámica la energía interna por la entalpía, el mismo puede escribirse en la forma

$$\Delta H = Q_P$$

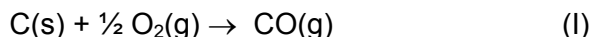
donde Q_P representa el calor intercambiado por el sistema a presión constante.

De esta manera, cuando hablamos del calor liberado o absorbido por una reacción química nos referimos al cambio de entalpía de la reacción.

Una característica importante de las propiedades E y H es que son funciones de estado.

Esto significa que si ocurre un proceso en un sistema, el cambio ΔE o ΔH no depende del camino seguido para realizar el mismo (es decir la forma en que se realiza el proceso). Siempre que vamos de un estado inicial dado a un estado final dado, los valores de ΔE y ΔH son los mismos, independientemente de los estados intermedios por los cuales pase el sistema.

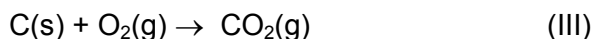
Con seguridad, un ejemplo aclarará un poco más el panorama: supongamos que quemamos carbono (grafito) en un recipiente cerrado, en presencia de poco oxígeno, para formar CO:



Luego, agregamos más oxígeno y convertimos el CO en CO₂:

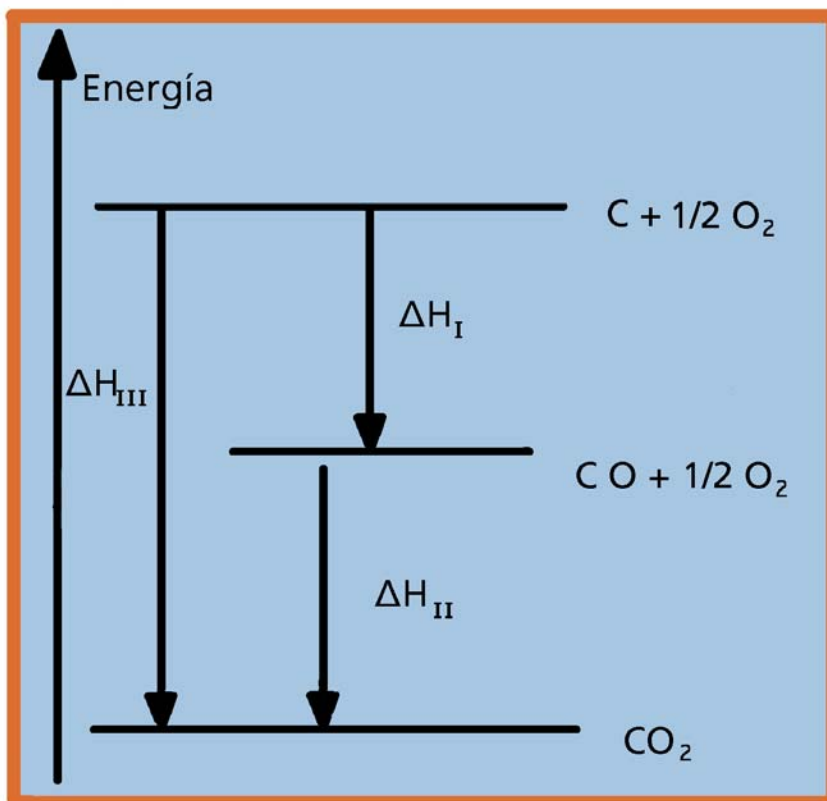


La reacción total que ocurrió en el recipiente es la suma de las dos reacciones anteriores:



La primera reacción es exotérmica y libera 110,5 kJ/mol de CO formado ($\Delta H_f = -110,5$ kJ/mol). La segunda reacción también es exotérmica ($\Delta H_{f,1} = -283,0$ kJ/mol). Si se realiza la reacción en exceso de oxígeno en una sola etapa (reacción III) el calor liberado es 393,5 kJ/mol, es decir la suma de los calores liberados en cada etapa.

**Figura 3.5: Niveles de energía para las especies participantes
de las reacciones I, II y III**



Es decir que el cambio de entalpía de la reacción de formación de CO_2 a partir de C y O_2 es independiente de la realización en una o en dos etapas. Este resultado se puede generalizar en la conocida **ley de Hess**:

Si una reacción química ocurre en varias etapas, la variación de entalpía de la reacción es la suma de las variaciones de entalpía de cada etapa.

La forma más simple de expresar esta ley es escribiendo las reacciones de forma tal que completen un ciclo que vuelva a los reactivos originales. Como el estado inicial y final es el mismo **en una reacción cíclica que vuelve al origen, el cambio de entalpía total es cero**:

$$\Delta H_I + \Delta H_{II} + \Delta H_{III} = 0$$

De esta forma, si conocemos dos de los cambios entálpicos, podemos calcular el tercero. Esto puede extenderse a reacciones que ocurran en un número muy grande de etapas.

La glucosa ($C_6H_{12}O_6$) es un monosacárido que es metabolizado en el cuerpo humano a través de una serie muy compleja de reacciones que involucran el O_2 que respiramos. El resultado final de este proceso es la conversión de la misma en CO_2 y H_2O . Si se quema un mol de glucosa en el laboratorio en forma directa (en una bomba calorimétrica, por ejemplo) se liberan 2820 kJ (o 674 kcal) de calor.

Al respecto, puede resultarle interesante la realización de la siguiente actividad de enunciado abierto:



ACTIVIDAD N°6

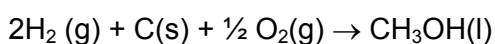
1. Con la información que antecede, ¿cómo se podría proceder para establecer el contenido calórico de diversos jugos en función del contenido de glucosa de los mismos?

No se olvide de que en la Clave de respuestas figuran pistas y respuestas para algunas de las actividades solicitadas.

Las entalpías de formación de los compuestos

Cuando un compuesto cualquiera se forma a partir de sus elementos (las reacciones I y III son ejemplos de la formación de CO y CO_2 respectivamente) en condiciones estándar de presión y temperatura (1 bar y $25^\circ C$) el cambio entálpico asociado se conoce como **entalpía de formación del compuesto**.

Así, por ejemplo la entalpía de la reacción:

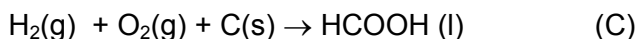
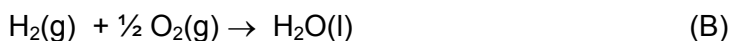


a $25^\circ C$ y 1 bar es la entalpía de formación estándar del metanol (líquido a $25^\circ C$ y 1 bar).

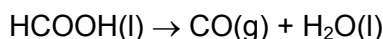
La ventaja de conocer las entalpías estándar de formación de los compuestos es que mediante el uso de la ley de Hess pueden calcularse los cambios entálpicos de cualquier reacción.

Por ejemplo, a partir de las entalpías de formación del CO, H_2O y HCOOH (ácido fórmico):





puede calcularse la **entalpía estándar de la reacción**



$$\Delta H_r^\circ = \Delta H_{\text{CO}}^\circ + \Delta H_{\text{H}_2\text{O}}^\circ - \Delta H_{\text{HCOOH}}^\circ$$

donde el supraíndice $^\circ$ indica que las variaciones entálpicas se determinan en condiciones estándar (1 bar y 25°C).

De esta manera es posible mediante los datos tabulados para los calores o entalpías de formación de los compuestos, calcular los calores o entalpías de reacción usando la expresión general:

$$\Delta H_r^\circ = \sum \Delta H_{\text{productos}}^\circ - \sum \Delta H_{\text{reactivos}}^\circ$$

Si algunos de los reactivos o productos son elementos, en lugar de compuestos, su entalpía de formación es cero por convención.

En el caso de los elementos que presentan formas alotrópicas, la convención se aplica a la forma estable en condiciones estándar de temperatura y presión. Así la entalpía de formación del C grafito es 0 a 25°C y 1 atm, pero la del diamante en las mismas condiciones es de 1,895 kJ/mol.

Si se desea calcular la entalpía de reacción a otra temperatura que no sea 25°C puede recurrirse a la ecuación de Kirchhoff, que relaciona la entalpía de reacción a temperatura T con la entalpía de reacción a 25°C:

$$\Delta H_r^\circ(T) = \Delta H_r^\circ(25^\circ\text{C}) + \Delta C_p \cdot (T - 25^\circ\text{C})$$

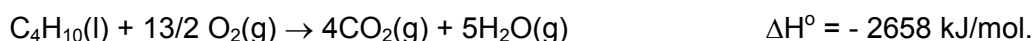
donde ΔC_p es el cambio en la capacidad calorífica de la reacción, es decir la diferencia entre la capacidad calorífica de los productos y los reactivos.

Aquellas reacciones donde la capacidad calorífica de reactivos y productos es similar ($\Delta C_p = 0$) no cambian apreciablemente su entalpía de reacción con la temperatura.

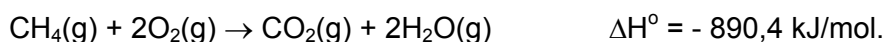
Calor de combustión

Las reacciones donde una sustancia reacciona con oxígeno para formar como únicos productos CO_2 y H_2O se conocen como reacciones de combustión, y el calor asociado a la reacción se denomina por lo tanto **entalpía de combustión**.

Como ejemplo de estas reacciones, puede considerarse la combustión del butano, el combustible de los encendedores de bolsillo:



Cuando utilizamos gas natural en la cocina, estufas o en los autos con GNC se produce la combustión del metano:



Todas las reacciones de combustión son exotérmicas y liberan calor al producirse. Ello no significa que todas las reacciones que consumen O_2 sean forzosamente exotérmicas. Por ejemplo, la formación de NO a partir de N_2 y O_2 es endotérmica ($\Delta H_r^\circ = 90,4 \text{ kJ/mol}$).



APORTES Y SUGERENCIAS

Para tener en cuenta

A esta altura del desarrollo del capítulo, usted ya habrá advertido que hay una cantidad de temas que han sido incluidos para reforzar sus competencias académicas. Esto significa que no necesariamente todos ellos se convertirán en contenidos de su práctica pedagógica. El que acabamos de presentar, el calor de combustión, en cambio, sí es uno de los contenidos que creemos debe ser trabajado en el aula de polimodal.

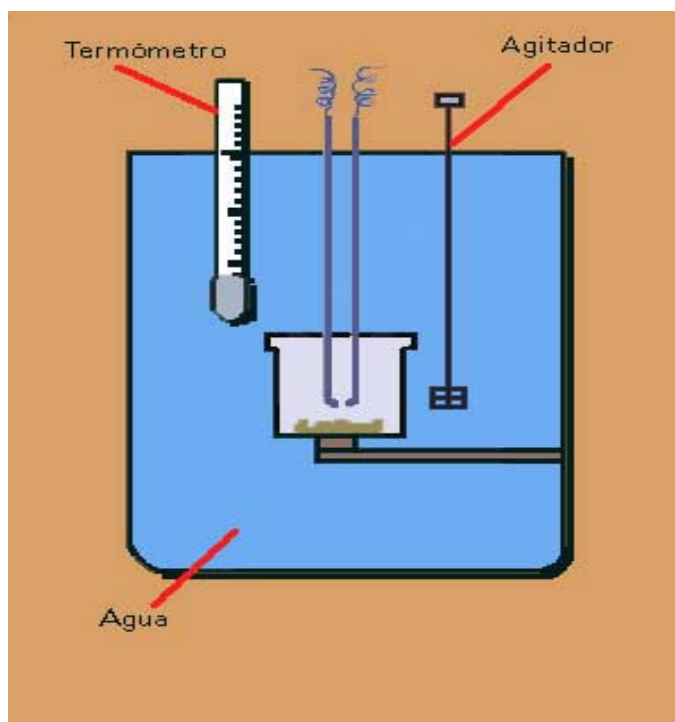
Recordará que en el capítulo 1, insistimos en la necesidad de no resignar el tratamiento de la combustión porque, a nuestro juicio, comprender el proceso de la combustión como un reordenamiento de enlaces y poder formular las reacciones químicas que se encuentran presentes en las diferentes combustiones es una de las expectativas de logro de este nivel. Además, se trata de una problemática que facilita, en los alumnos, la comprensión de las interacciones CTS, a la vez que permite la revisión del manejo de las relaciones estequiométricas y la posibilidad de comprender mejor los balances energéticos involucrados.

Por ello, en las Actividades experimentales, le proponemos una interesante actividad, muy significativa, vinculada con el calor de reacción.

Calorimetría: la medición del calor en las transformaciones químicas

Es posible medir el calor asociado a los procesos químicos en forma simple si se dispone de aparatos conocidos como **calorímetros**. Los mismos pueden ser cerrados, para el caso de que las reacciones involucren gases, y en ese caso se los conoce como **bombas calorimétricas**. Por lo general, estas están construidas en acero, pues deben soportar presión elevada y tienen válvulas para la carga de gases, como oxígeno, y tienen además una pequeña resistencia calefactora, que sirve para iniciar la reacción en el caso de reacciones de combustión. La bomba está sumergida en un baño con una cantidad conocida de agua, conteniendo un agitador y un termómetro.

Figura 3.6: Bomba calorimétrica a volumen constante para medir calor de combustión



Si deseamos medir, por ejemplo, el calor de combustión de un producto hidrocarbonado (líquido o sólido), pesamos unos gramos del mismo y lo colocamos en una cápsula que se encuentra dentro de la bomba (ver figura 3.6). Se llena luego la bomba con exceso de oxígeno, y se introduce la bomba en el baño de agua cuya temperatura inicial es conocida (T_i), bien aislado térmicamente del medio ambiente.

Mediante el calor provisto por la resistencia, se produce la ignición de la mezcla, y la reacción transcurre calentando los gases de combustión (generalmente CO_2 y H_2O) y eventualmente el exceso de O_2 presente. El calor de reacción es transmitido al agua del baño, y luego de un tiempo se observa que la temperatura del baño ha aumentado hasta un valor T_f , que es igual a la temperatura de la bomba calorimétrica y todo su contenido.

Para calcular el calor de combustión se utiliza el primer principio de la termodinámica: se supone así que todo el calor de reacción se ha utilizado en calentar el calorímetro, los compuestos en su interior y el agua en el baño.

El calor absorbido por el agua es $m_a C_p (T_f - T_i)$, siendo m_a la masa de agua y C_p su capacidad calorífica específica. El calor absorbido por la bomba es $K(T_f - T_i)$, donde K es la constante del calorímetro, que indica la cantidad de calor que absorbe para producir un aumento de temperatura de 1°C . El valor de K se obtiene calibrando el calorímetro con una reacción cuyo calor de reacción es conocido. El primer principio de la termodinámica aplicado a este sistema indica que todo el calor de reacción se utilizó en calentar el sistema, entonces:

$$Q_v = m_a C_p (T_f - T_i) + K(T_f - T_i),$$

Dado que todas las cantidades en la parte derecha de la ecuación son conocidas, es posible calcular el calor o entalpía de reacción.

Un punto muy importante del experimento calorimétrico es que el calor no ha sido medido en forma directa; **no se ha medido calor**, sino que se ha medido un cambio de temperatura. Es importante tener claro la diferencia entre temperatura y calor, pues son conceptos que suelen confundirse: la temperatura es una medida del estado energético de un sistema y sobre esto volveremos con una discusión microscópica en este capítulo, mientras que el calor es la energía que se transfiere cuando dos cuerpos a distinta temperatura se ponen en contacto. Luego que dos o más cuerpos han adquirido la misma temperatura por transferencia de calor (energía) del más caliente al más frío, cesa la transferencia de calor.

Le ofrecemos realizar una actividad de aplicación de lo ya trabajado antes de proseguir con el desarrollo formal de estos temas.



ACTIVIDAD N° 7

1. En esta sección, para el tratamiento de contenidos de calorimetría, se presentó la expresión

$$Q_V = m_a C_p (T_f - T_i) + K(T_f - T_i)$$

A partir de la misma, es posible calcular el calor o entalpía de reacción.

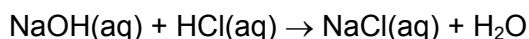
Respecto de esta expresión, trate de responder las siguientes cuestiones:

- ¿Por qué en la expresión anterior se utiliza Q_V en lugar de ΔH_r ?
- ¿Es igual Q_V al cambio de energía interna de la combustión?
- ¿Cómo se puede calcular ΔH_r a partir de Q_V ?

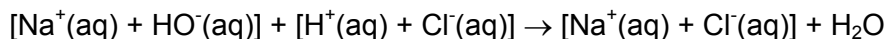
Calores de neutralización, disolución y cristalización

Muchas reacciones químicas de interés ocurren en solución y en especial en soluciones acuosas, donde el agua es el medio que disuelve las especies reaccionantes.

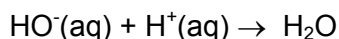
La neutralización de bases y ácidos es un caso típico de reacciones en solución, en las que en general están involucradas especies iónicas. La reacción de neutralización de NaOH (aq) con HCl (aq) se puede representar mediante la ecuación:



donde aparentemente desaparece NaOH y HCl para formar NaCl y agua. Sin embargo, al escribir esta reacción en forma iónica, teniendo en cuenta que todos los compuestos se comportan como electrolitos fuertes, y por lo tanto están completamente disociados en sus iones, resulta:

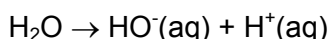


es decir que los iones Na^+ y Cl^- quedan tal cual en la reacción de neutralización, y en realidad esta se puede escribir como:



proceso que es común a todas las reacciones de neutralización de bases fuertes con ácidos fuertes. Por eso, todas las reacciones de neutralización tienen un cambio entálpico muy similar que corresponde a la reacción de formación de agua a partir de iones H^+ y HO^- acuosos y es de alrededor de -56 kJ/mol .

Si escribimos la reacción anterior en la dirección inversa, obtenemos la reacción de autodisociación del agua:

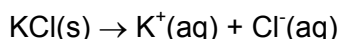


que resulta, por lo tanto, endotérmica ($\Delta H_r = 56 \text{ kJ/mol}$).

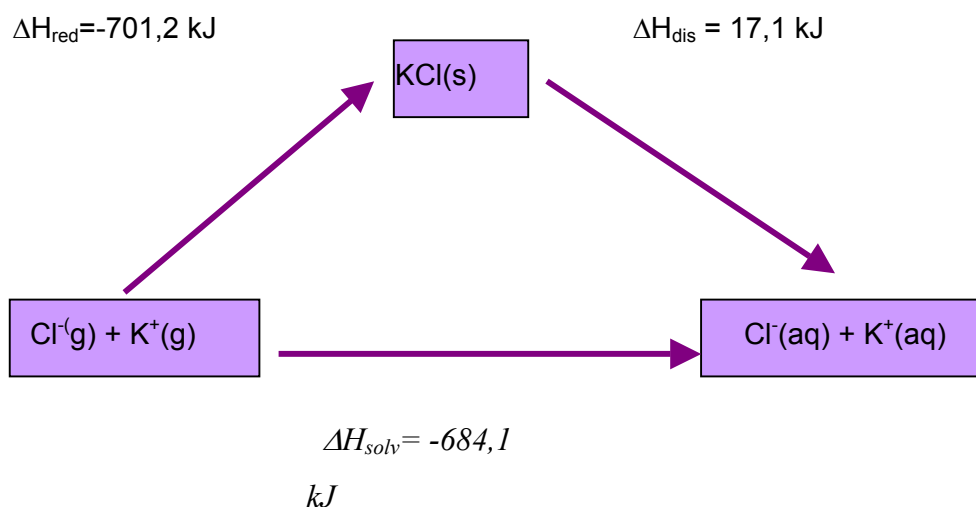
Cuando un compuesto se disuelve en agua se produce también un efecto térmico, y el cambio de entalpía asociado se denomina **entalpía de disolución**. Cuando el soluto es una sal, el proceso de disolución implica la disociación de la sal y su posterior solvatación para formar iones rodeados de un número de moléculas de agua. En algunos casos este proceso involucra la liberación de calor, como es el caso de la disolución de H_2SO_4 en agua, pero en otros casos el proceso de disolución es endotérmico, como sucede con la disolución de KCl en agua.

En el caso de sólidos iónicos cristalinos es posible, mediante un ciclo termodinámico, determinar la relación entre la energía de red y la energía de disolución.

La disolución del KCl corresponde al proceso:



y el ciclo:



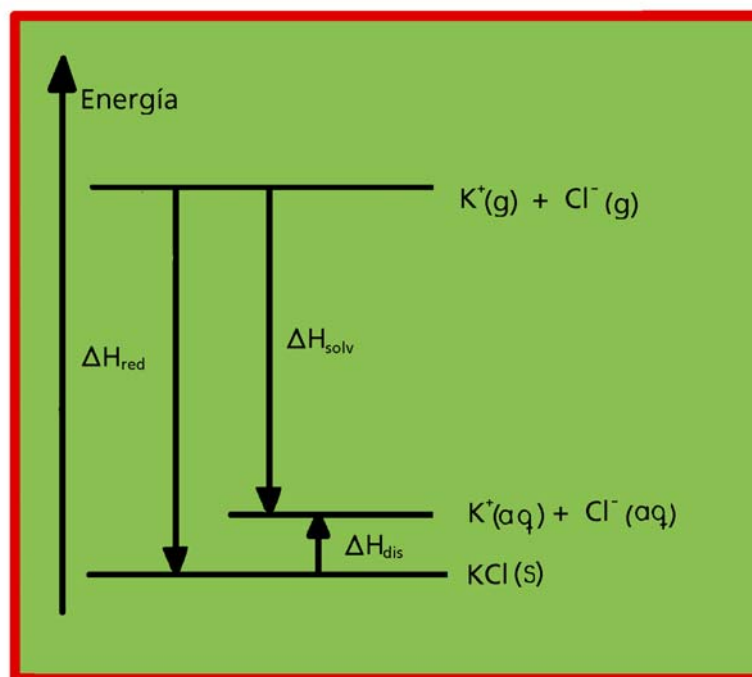
vincula la **entalpía de disolución** y la **entalpía de red** con la **entalpía de solvatación** que es la energía que corresponde al proceso de rodear a los iones de su esfera de hidratación. La energía de interacción atractiva entre las cargas iónicas y las moléculas dipolares de agua es muy grande y ello hace que las entalpías de solvatación sean muy negativas. La entalpía de red es también muy negativa, debido a las interacciones coulómbicas entre las cargas iónicas.

La entalpía de disolución es así un balance entre estas dos entalpías negativas

$$\Delta H_{\text{dis}} = \Delta H_{\text{solv}} - \Delta H_{\text{red}}$$

Si $\Delta H_{\text{solv}} > \Delta H_{\text{red}}$, resulta que los iones en la red tienen una energía menor que los iones en solución acuosa, y entonces la entalpía de disolución es positiva.

Figura 3.7: Niveles de energía de KCl sólido, disuelto en agua y disociado en fase vapor



Otro caso de interés tiene lugar cuando se produce la cristalización de una sal disuelta en solución. Este es el caso opuesto al de la disolución, de modo que, por

ejemplo, la **entalpía de cristalización** del KCl es exotérmica. Un caso muy interesante es el del acetato de sodio (NaCH_3COO), cuya solubilidad en agua es muy elevada.



APORTES Y SUGERENCIAS

Algo más sobre el acetato de sodio

Respecto del último ejemplo presentado, resulta apropiado comentar que es sumamente fácil la preparación de una solución sobresaturada de acetato de sodio.

Para ello, se comienza por calentar una solución saturada con exceso de sal sólida. Una vez que toda la sal se disuelve, se deja enfriar la solución a temperatura ambiente, induciendo luego la cristalización del acetato de sodio introduciendo unos pequeños cristales de la sal. Esta perturbación origina la formación de unos hermosos cristales de acetato de sodio, acompañada por la liberación de grandes cantidades de calor.

En la sección de Actividades experimentales, proponemos una actividad relacionada con estos efectos, muy demostrativa, vinculada con el uso de bolsas térmicas.

Interacciones entre cargas eléctricas y dipolos: la forma más simple de fuerzas intermoleculares

En la sección anterior presentamos materiales para la discusión acerca de los efectos térmicos que se producen cuando una sal se disuelve en un solvente polar como el agua. Veamos algo más sobre el tema.

La **entalpía de solvatación** de los iones K^+ y Cl^- , por ejemplo, es casi tan negativa como la entalpía de red de los mismos iones. Este es un resultado que merece una discusión más detallada.

En primer lugar, debemos advertir que el proceso de disolución de esta sal en agua no es en general clasificado como un proceso químico, sino como una transformación física. ¿Es esto totalmente correcto?.

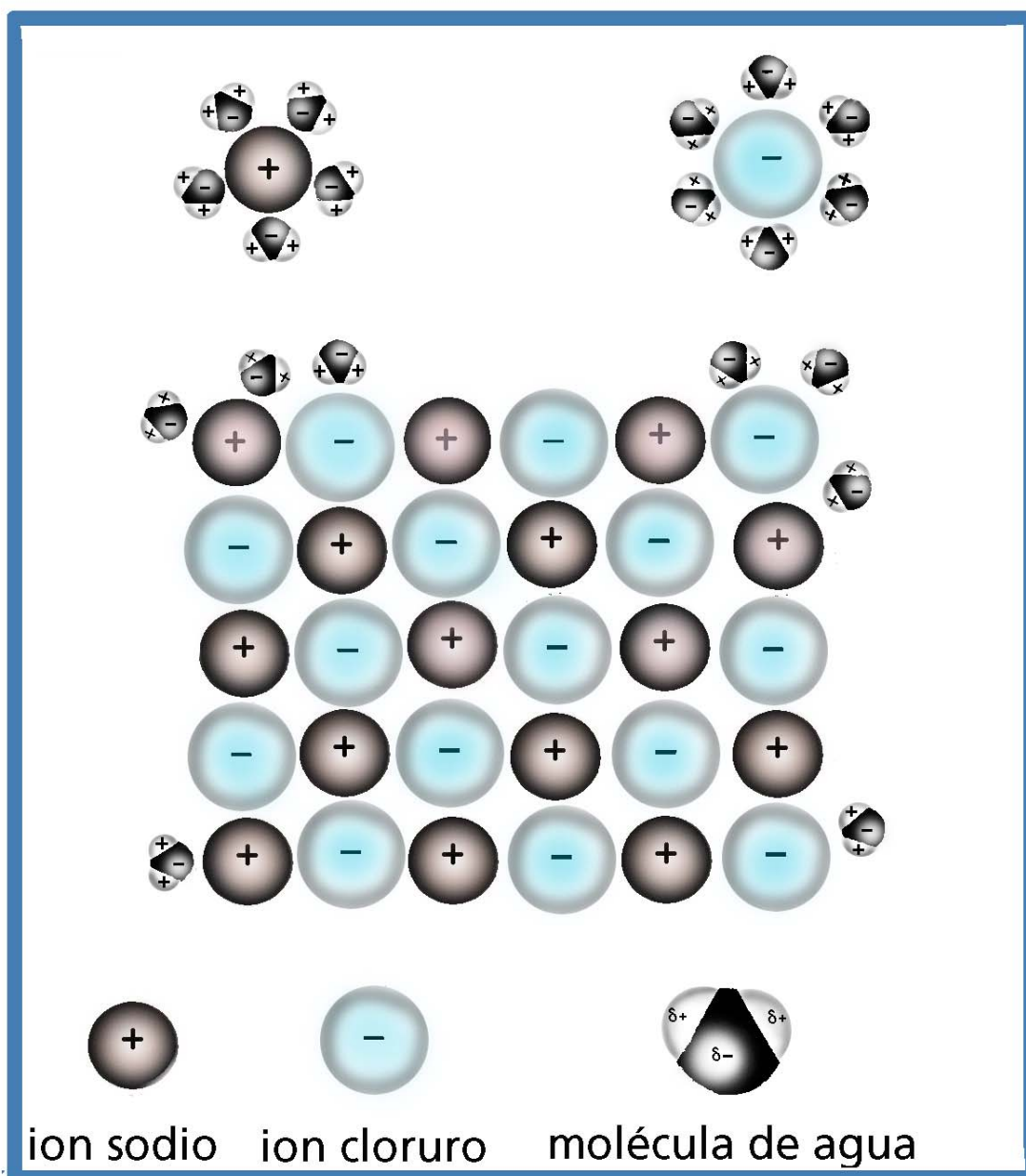
Es evidente que la respuesta a esta pregunta dependerá de nuestra definición de qué es una transformación química. Por ejemplo, si definimos a esta como un proceso en el que se produce la ruptura y formación de uniones de cualquier tipo, el proceso de disolución de un cristal de KCl en agua es una transformación química, pues se rompen uniones de carácter iónico para dar lugar a iones disueltos en agua que no están unidos por enlaces iónicos.

Sin embargo, si nuestra definición de transformación química establece que debe haber un cambio en el estado de carga o de oxidación de las especies intervinientes, es claro que la disolución del KCl no sería un proceso químico, pues los iones K^+ y Cl^- presentes inicialmente en el cristal ahora podrán moverse libremente en la solución acuosa, y lo único que ha cambiado fue su estado energético.

Una descripción microscópica del proceso de disolución de un cristal de KCl en agua permite distinguir claramente todos estos aspectos. Inicialmente tenemos un cristal donde los iones K^+ y Cl^- se encuentran formando una red, y es muy difícil que estos iones puedan escapar a la atmósfera iónica, pues la energía de red es muy alta. Además, el cristal no puede conducir la electricidad, pues si bien los iones tienen una carga eléctrica neta, no pueden desplazarse a través de la red, y a lo sumo pueden vibrar alrededor de su posición de equilibrio, lo cual explica la característica de los sólidos iónicos de no conducción de la electricidad.

Suponemos que el agua en que vamos a disolver el cristal de KCl es absolutamente pura, y por tanto no conduce la electricidad (excepto por los pocos iones H^+ y HO^- en los que se autodisocia). Al arrojar el cristal en agua, empiezan a ocurrir una serie de eventos. Las moléculas de agua, que son polares, comienzan a “tirar” de los iones con una energía que es del mismo orden de magnitud que la energía que retiene a los iones en la red. Cuando un ión es arrancado de la red, es inmediatamente rodeado de varias moléculas de agua (entre 4 y 6 dependiendo del tamaño del ión) que los estabilizan (bajan su energía) mediante interacciones del tipo carga-dipolo. El ión encuentra así un entorno electrostático que no es muy diferente del que tenía en la red.

Figura 3.8: Esquema de la disolución de un cristal iónico (NaCl) en agua



Las moléculas de agua apantallan además la carga eléctrica de los iones y hacen que los iones de carga opuesta no puedan volver a juntarse para formar nuevamente la red cristalina.

¿Cuán intenso es este apantallamiento? Veamos cómo podemos calcularlo.

En el cristal, se acepta que los iones están separados por vacío, de constante dieléctrica relativa 1. La constante dieléctrica del agua relativa al vacío es 78 a temperatura ambiente. La ley de Coulomb establece que la energía de interacción entre las cargas es proporcional al producto de las cargas e inversamente proporcional

a la distancia entre los iones, y a la constante dieléctrica del medio en el que se encuentran. Entonces, a igualdad de carga y a la misma distancia, la energía de interacción de los iones en agua es entonces 78 veces menor que en el vacío.

Por otra parte, las moléculas de agua están en constante agitación (ya veremos esto más en detalle en este mismo capítulo), de modo que ahora los iones “nadan” en el solvente y por lo tanto son capaces de conducir la corriente eléctrica.

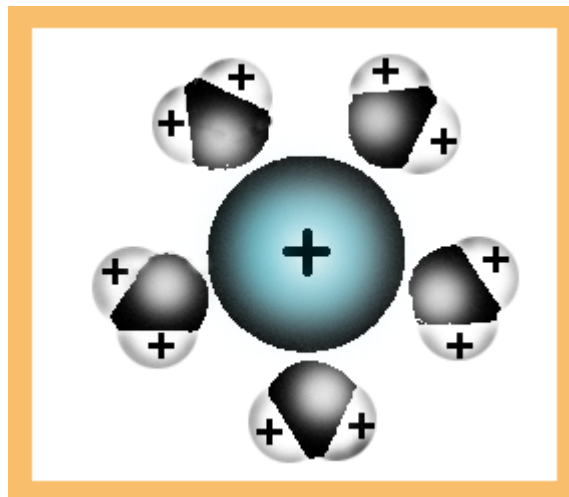
La energía de interacción de una carga q con un dipolo de **momento dipolar** μ está dada por la expresión:

$$E_{id} = -\frac{1}{3kT} \frac{q^2 \mu^2}{r^4}$$

de donde vemos que la interacción depende de la temperatura.

Cuando mayor es la temperatura, menor es la interacción atractiva entre la carga y el dipolo. Esto se debe a que la energía depende de la orientación del dipolo respecto de la carga. Si tenemos un ión positivo como el K^+ , las moléculas dipolares como el H_2O tenderán a alinearse con el O apuntando hacia el ión. Sin embargo, la agitación térmica impedirá que esta alineación sea perfecta, de modo que a mayor temperatura, la posibilidad de que el dipolo se oriente en la posición de mayor interacción atractiva es menor.

Figura 3.9: Orientación de los dipolos del agua alrededor de un catión



Observe que la energía de interacción depende de la cuarta potencia de la distancia entre la carga y el dipolo, lo cual implica que la interacción es fuerte sólo cuando ambas especies están muy cercanas, casi en contacto.

Cuando mezclamos agua con alcohol para formar una solución hidroalcohólica, también se produce un cambio térmico. Este es mucho más pequeño que en el caso de la disolución de sales en agua, pero puede ser medido por experimentos

calorimétricos. En este caso hablamos de calor o **entalpía de mezcla**. El origen de este cambio entálpico está en la interacción entre moléculas a través de los dipolos de las mismas.

Básicamente, la energía de interacción entre dos dipolos de momentos μ_1 y μ_2 es:

$$E_{dd} = -\frac{2}{3kT} \frac{\mu_1^2 \mu_2^2}{r^6}$$

donde también la interacción depende de la temperatura como en el caso ión-dipolo.

La Tabla 4 muestra los valores de momento dipolar de algunas moléculas simples.

Tabla 4: Momento dipolar de algunas moléculas al estado de vapor

Molécula	μ (Debye)	Molécula	μ (Debye)
Hli	5,88	H ₂ O	1,86
HF	1,82	NH ₃	1,49
HCl	1,07	PH ₃	0,55
HBr	0,79	SH ₂	0,95
HI	0,38	SO ₂	1,63
CO	0,12	NO ₂	0,39
NO	0,15	O ₃	0,52

Fuente: Gray, 1970, Hill, 1966

Cuando dos líquidos polares A y B se mezclan, el calor liberado o absorbido depende de la diferencia entre la entalpía de interacción entre las moléculas:

$$\Delta H = H_{AB} - \frac{1}{2} (H_{AA} + H_{BB})$$

Es decir que si la energía de interacción entre AB es igual que entre AA y BB, no hay efecto térmico durante el mezclado.

Otros tipos de interacciones entre moléculas: atracción y repulsión

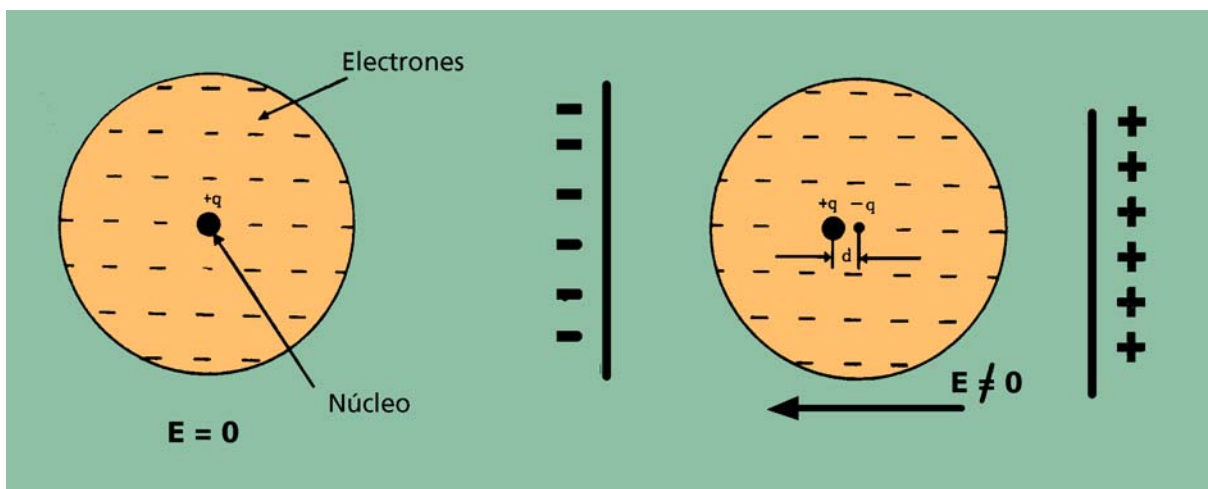
Las moléculas que no tienen momento dipolar neto pueden interaccionar entre sí o con otras moléculas polares (con momento dipolar no nulo) o no polares mediante la

formación de dipolos inducidos. Para ello, es necesario que la molécula no polar tenga **polarizabilidad** no nula.

La polarizabilidad es la capacidad que tiene una molécula de poder distribuir su carga electrónica cuando está en presencia de un campo eléctrico.

Aún un átomo de un gas inerte como el argón puede polarizarse en un campo eléctrico por desplazamiento de la nube electrónica por acción del campo eléctrico (ver figura).

Figura 3.10: Esquema de la distribución electrónica de un átomo en ausencia y en presencia de campo eléctrico



El momento dipolar inducido resulta proporcional al campo aplicado y a la polarizabilidad α de la molécula.

$$\mu_{\text{ind}} = \alpha E$$

En general, las moléculas grandes con electrones en orbitales externos muy alejados del núcleo son las que presentan mayor polarizabilidad, como puede verse en la siguiente tabla.

Tabla 5: Polarizabilidad de moléculas simples

Molécula	α (Å ³)	Molécula	α (Å ³)
He	0,20	CO	1,99
Ne	0,39	HCl	2,56
Ar	1,62	HI	5,20
Kr	2,46	H ₂ O	1,48
H ₂	0,80	CO ₂	3,01
O ₂	1,56	CH ₄	2,60
N ₂	1,73	CCl ₄	10,5

Fuente: Hill, 1966

En una mezcla de un compuesto polar con uno no polar, el dipolo de la molécula polar genera un campo eléctrico sobre la molécula no polar que induce en la misma un dipolo. Este dipolo inducido interactúa con el dipolo permanente de la molécula polar con una energía que está dada por la expresión:

$$E_{\text{ddi}} = -\frac{\mu^2 \alpha}{r^6}$$

Así, una mezcla de CHCl₃ con CCl₄, puede presentar una contribución de este tipo que hace posible que el compuesto no-polar se disuelva en el polar.

También es posible la formación de dipolos inducidos entre moléculas no polares. Por ejemplo, el hecho de que el argón o el helio puedan licuarse a temperaturas muy bajas, indica que deben existir entre estas moléculas monoatómicas fuerzas atractivas que posibilitan la formación del líquido. Estas fuerzas atractivas son llamadas **fuerzas de dispersión**, y se originan en la formación de dipolos inducidos por las propias fluctuaciones de las nubes electrónicas de los átomos o moléculas.

La energía de dispersión depende de la polarizabilidad de las moléculas que interactúan y del potencial de ionización de las mismas:

$$E_{\text{disp}} = -\frac{3}{2} \left(\frac{I_1 I_2}{I_1 + I_2} \right) \frac{\alpha_1 \alpha_2}{r^6}$$

pero es independiente de la temperatura.

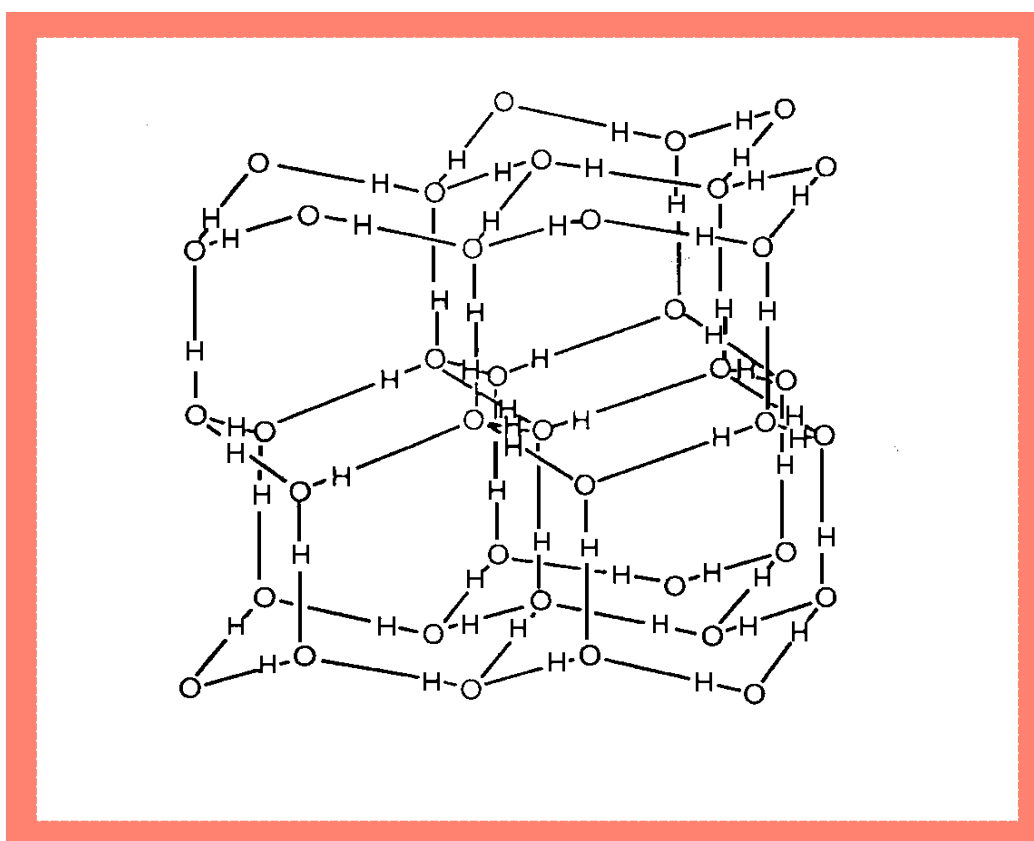
Como vemos, las interacciones atractivas entre las moléculas son de origen eléctrico y en el caso de las interacciones dipolares es importante la orientación de las

moléculas para determinar la intensidad de la energía de atracción. Un caso límite de estas interacciones direccionales es el de la **unión hidrógeno**, que se presenta entre moléculas conteniendo H y moléculas con átomos muy electronegativos, como F, O o N. Debido a su pequeño tamaño, el átomo de hidrógeno puede acercarse lo suficiente al átomo electronegativo como para formar una unión cuasi-covalente.

El agua es un caso típico entre las moléculas que interactúan entre sí por este tipo de unión. En el hielo, cada molécula de agua está unida a cuatro moléculas de agua por uniones puente de hidrógeno: dos uniones se realizan a través de átomos de oxígeno y en las otras dos intervienen átomos de hidrógeno. Se forma así una red hexagonal, que es típica del hielo. En la figura 3.11 se observa la estructura del hielo I, una de las formas cristalinas del hielo.

En el agua líquida esta estructura de uniones puente de hidrógeno se conserva, aunque algunas de estas uniones se rompen, y entonces algunas moléculas de agua se ubican en las cavidades que forman las moléculas que aún siguen unidas por puentes hidrógeno.

Figura 3.11: Uniones H en el agua (hielo I)



La unión hidrógeno puede darse también a nivel intramolecular, como es el caso de las moléculas de ADN, cuya estructura de doble hélice se mantiene gracias a las uniones hidrógeno entre las unidades de la molécula.

Todas las interacciones vistas hasta aquí son de tipo atractivo, con excepción de la componente repulsiva presente en los cristales iónicos y que se origina en la repulsión electrostática entre iones de igual carga.

Sin embargo, en los compuestos polares y no polares existen también fuerzas de repulsión, llamadas genéricamente **fuerzas de van der Waals**.

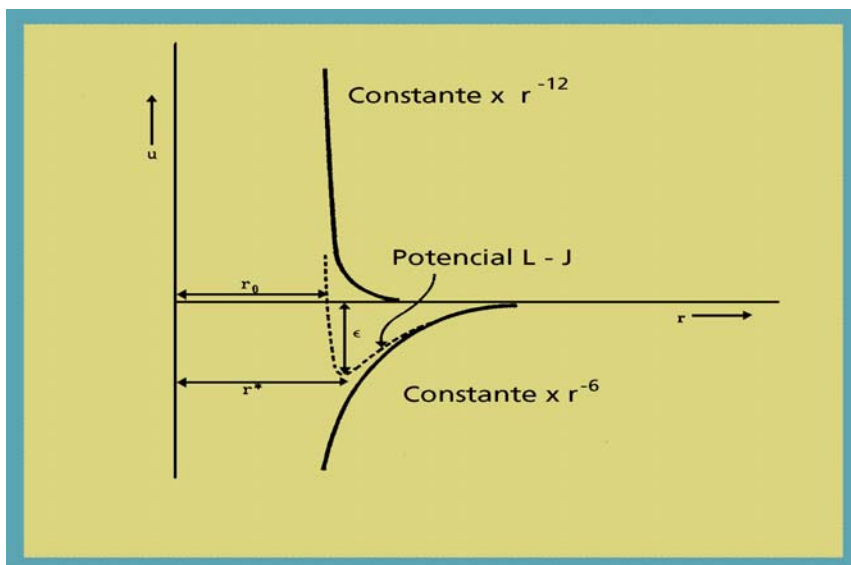
Estas interacciones repulsivas se manifiestan cuando la separación entre las moléculas es muy pequeña y comienzan a actuar las fuerzas de repulsión de las nubes electrónicas. Esta energía de repulsión varía con la distancia entre moléculas siguiendo una ley del tipo C/r^{12} , donde C es una constante. Esta dependencia con la distancia hace que la energía de repulsión sea virtualmente nula, excepto cuando las moléculas están casi en contacto.

Vimos que las energías de interacción atractiva dipolo-dipolo, dipolo-dipolo inducido y de dispersión varían con $1/r^6$, de modo que una forma conveniente de expresar la interacción atractiva y repulsiva entre moléculas es a través del conocido **potencial de Lennard - Jones**:

$$E(r) = -2\varepsilon \left(\frac{\sigma}{r} \right)^6 + \varepsilon \left(\frac{\sigma}{r} \right)^{12}$$

donde σ es la distancia de contacto de las moléculas (suma de los radios moleculares) y ε es el valor de energía en el mínimo de la energía de interacción, cuya forma general puede verse en la figura.

Figura 3.12: Curva de potencial de interacción Lennard-Jones mostrando la parte atractiva, la repulsiva y la energía total (curva de trazos)



La forma de esta curva es similar a la ya vista para la energía intramolecular. La diferencia es que aquí la distancia r es la distancia entre las moléculas, en lugar de representar la distancia entre núcleos dentro de la misma molécula. El parámetro ϵ es una medida de la energía con que se atraen las moléculas y depende del tipo de molécula, es decir de la presencia de dipolos permanentes, polarizabilidad, etc.

En la tabla siguiente se muestran valores de los parámetros ϵ y σ de Lennard - Jones para algunas moléculas.

Tabla 6: Potencial y diámetro de Lennard-Jones de moléculas simples

Molécula	ϵ (J/mol)	σ (nm)	Molécula	ϵ (J/mol)	σ (nm)
He	85	0,287	O ₂	982	0,388
Ne	290	0,312	N ₂	790	0,415
Ar	996	0,382	CO	832	0,423
Kr	1420	0,404	HCl	2993	0,372
Xe	1840	0,460	HI	2692	0,464
H ₂	307	0,329	CH ₄	1233	0,428
			CCl ₄	2717	0,661

Fuente: Hill, 1966

En esta Tabla apreciamos como la magnitud del potencial de Lennard - Jones (LJ) está vinculada al tipo de molécula. Aquellas que no tienen momento dipolar permanente y tienen baja polarizabilidad tienen valores de ϵ pequeños, mientras que las moléculas polares o con valores altos de polarizabilidad tienen a su vez valores de ϵ muy grandes.

La energía intermolecular y los estados de agregación

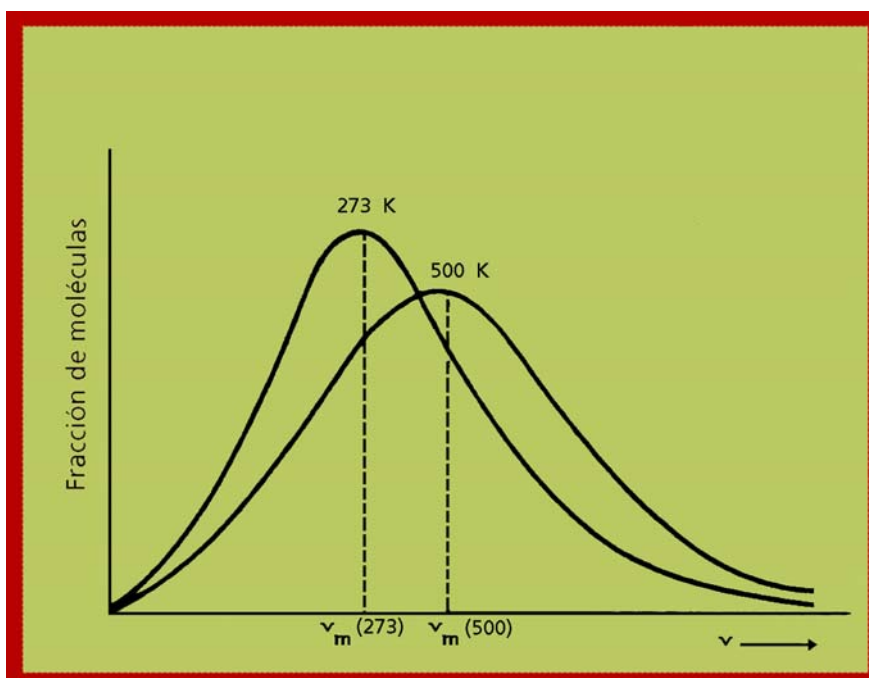
Vamos a describir ahora en forma breve cómo la energía de interacción molecular determina el estado de agregación de los compuestos. También, veremos las características microscópicas más relevantes de gases, líquidos y sólidos y como estas se vinculan con las fuerzas intermoleculares.

Veamos el caso más simple: el de los gases. Las moléculas de un gas están en constante movimiento. Las velocidades con las que se mueven son del orden de cientos de metros por segundo y, si las presiones son moderadas, cada molécula se puede desplazar distancias mucho mayores que su propio tamaño antes de chocar con otra molécula del gas.

La teoría cinética de los gases es un modelo basado en la mecánica estadística que permite expresar las propiedades termodinámicas (presión, temperatura, energía) de los gases ideales en función de las características de las moléculas (masa, tamaño).

El modelo predice que las moléculas de un gas se mueven con una distribución de velocidades como la que se muestra en la figura.

Figura 3.13: Curva de distribución de velocidades de moléculas de un gas a dos temperaturas distintas.



La energía interna de un gas está dada por la energía cinética de sus moléculas, y el valor medio de su velocidad molecular está relacionado con la temperatura del gas de una manera muy simple:

$$E_c = \frac{1}{2} m \overline{v^2} = \frac{3}{2} kT$$

La visión que emerge de este modelo, verificado por los experimentos, es que la temperatura de un gas está vinculada a su energía cinética. Si aumenta la temperatura, aumentará la velocidad de las moléculas. Si estas son diatómicas, o en general poliatómicas, pueden además vibrar y rotar, y esas formas de energía contribuyen a su energía interna total, pero, en los gases, la contribución predominante a la energía total es la energía cinética.

Pasemos ahora a analizar el caso de los líquidos y sólidos.

En el caso de los líquidos, la energía cinética es mucho menor que la energía de atracción intermolecular, y la distancia entre las moléculas es del orden de su propio tamaño. De esta manera, las moléculas recorren distancias muy cortas comparadas con su tamaño entre choque y choque con las moléculas vecinas. La energía de interacción entre las moléculas, que en los gases es despreciable, se torna importante y por tanto aumenta la energía potencial.

Finalmente, en el caso de los sólidos, la energía potencial de interacción es mucho mayor que la energía cinética, y las moléculas están impedidas de moverse de su posición en la red cristalina o en el sólido amorfo, pudiendo solamente realizar movimientos de vibración alrededor de estas posiciones: la energía potencial es excesivamente elevada para permitir otro tipo de movimientos.

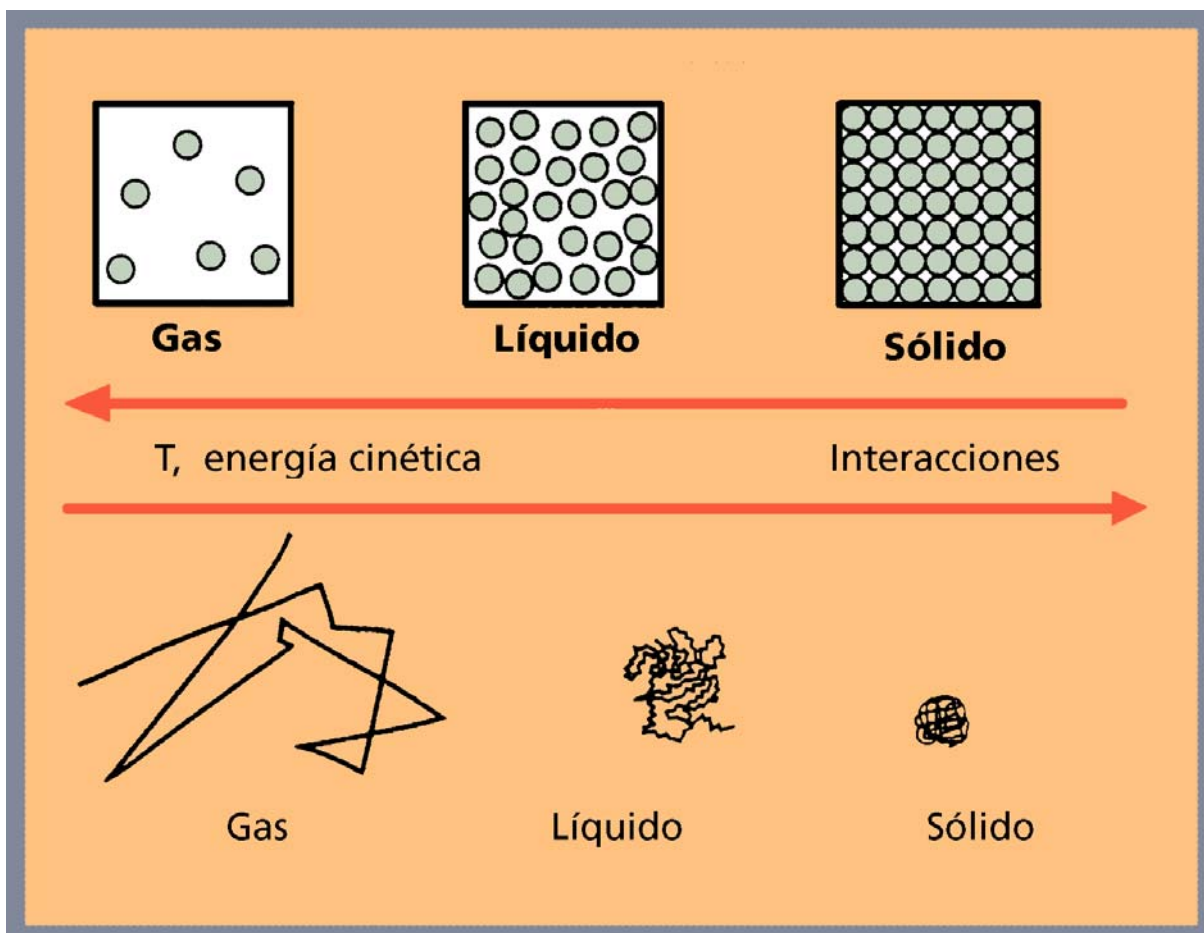
La forma de hacer que una determinada sustancia pase de un estado a otro es modificar su temperatura y presión. En los gases, el efecto de incrementar la presión es aumentar la densidad, es decir, hacer que las moléculas se acerquen lo necesario como para que empiecen a notarse las interacciones moleculares. Si además se reduce la temperatura, la energía cinética disminuye y si las interacciones intermoleculares son suficientemente fuertes, el gas se licuará.

Si seguimos disminuyendo la temperatura del líquido, la disminución de la energía cinética continuará, y llegaremos a un punto donde la energía potencial resulta suficientemente grande como para evitar el movimiento de las moléculas: se habrá formado el sólido, y ahora la única forma de energía del sistema está en las vibraciones internas de las moléculas y las vibraciones de las propias moléculas en su posición en el sólido.

Si partimos del sólido y le entregamos energía, la temperatura aumentará, y pasaremos por los mismos estados anteriores, pero en sentido inverso.

¿Se le ocurre algún argumento termodinámico para justificar esta última afirmación?

Figura 3.14: Cambios de energía cinética y potencial en gases, líquidos y sólidos.

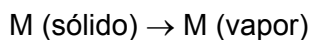


En la figura 3.14 las ilustraciones de la parte superior muestran la distancia promedio entre moléculas y las de abajo las trayectorias de las moléculas y su cambio de dirección por colisiones. Veamos cómo describir todo esto en una forma más cuantitativa.

La energía de sublimación de los sólidos

Una de las características más importantes de los sólidos es que, de acuerdo con el tipo de empaquetamiento de las moléculas que lo forman, queda definido un **número de coordinación**, que es la cantidad de moléculas que forman la capa molecular más cercana a una molécula dada. En los sólidos con interacciones del tipo Lennard - Jones (LJ), el empaquetamiento es del tipo llamado compacto (equivale a tirar naranjas dentro de una caja) y se puede ver que el número de coordinación es 12.

Una aproximación muy simple al problema de calcular la energía del proceso de sublimación



consiste en suponer que la energía que hay que entregar para separar las moléculas del sólido y llevarlas al estado vapor está dada sólo por la energía necesaria para separar las 12 moléculas vecinas.

Si consideramos que una molécula dada interactúa con su vecina con una energía ε , su **entalpía de sublimación** será:

$$\Delta H_{\text{sub}} = 6N_A \cdot \varepsilon$$

donde N_A es el número de Avogadro (para que la energía resulte por mol y no por molécula) y el factor 6 resulta de considerar que si bien son 12 las moléculas que rodean a la central, se debe dividir por 2 para no contar dos veces la misma interacción.

Cuando se comparan los resultados de este cálculo con los datos experimentales, se encuentra que la entalpía de sublimación real es aproximadamente un 30% más grande que la calculada con este procedimiento sencillo. Esto significa que la interacción con las moléculas vecinas da cuenta del 70% de la energía de sublimación.

Entonces, se puede obtener una buena aproximación a la entalpía de sublimación de una sustancia utilizando la expresión empírica:

$$\Delta H_{\text{sub}} = 1,30 \cdot (6N_A \cdot \varepsilon)$$

La energía de vaporización de los líquidos

Un modelo muy simple de la estructura molecular de los líquidos se basa en considerar que un líquido tiene la misma estructura microscópica que el sólido correspondiente, excepto que algunos de los lugares ocupados por moléculas en el sólido, están vacíos en el líquido.

Este modelo de estructura se llama **modelo de huecos**. Una forma de calcular cuál es el número de coordinación promedio en un líquido es hacer el cociente entre la **entalpía de vaporización** y la entalpía de sublimación.

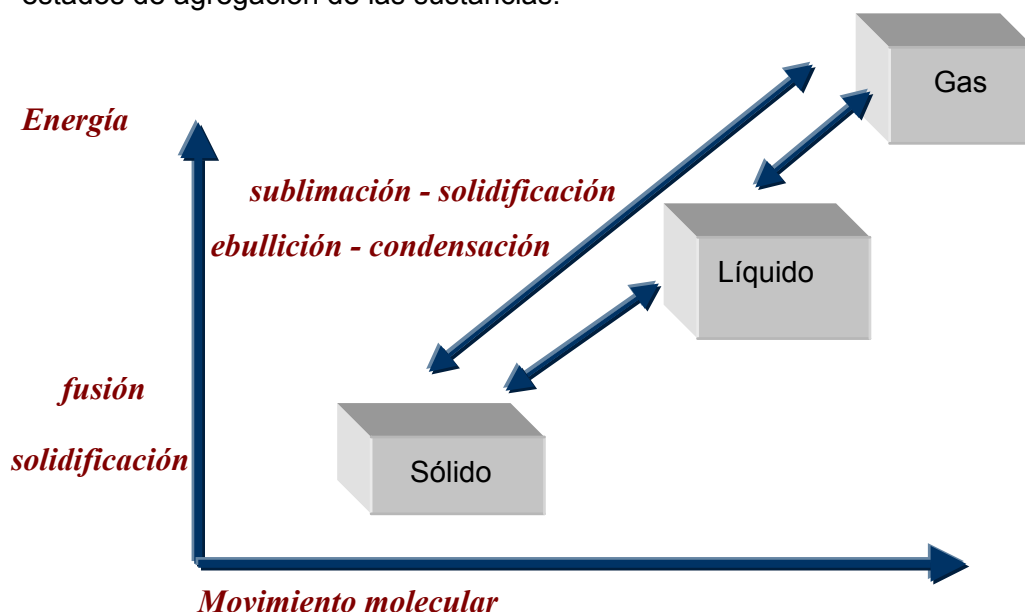
Dado que el potencial de interacción de LJ entre las moléculas es igual en el sólido o en el líquido (sólo depende de la separación entre moléculas), resulta:

$$\frac{\Delta H_{\text{vap}}}{\Delta H_{\text{sub}}} = \frac{n_l}{12}$$

donde n_l es el número de coordinación del líquido. Para los líquidos formados por moléculas simples, este parámetro está entre 10 y 10,5, indicando que puede imaginarse al líquido con una estructura similar a la del sólido, donde en promedio, entre 1 y 2 moléculas están ausentes. Es decir, se forman huecos, los cuales permiten el desplazamiento de las moléculas y confieren fluidez al líquido.

Los cambios energéticos en las transiciones de fase

Veamos ahora los aspectos macroscópicos (termodinámicos) de las transiciones de fase. Nos interesa analizar en particular los cambios energéticos que ocurren cuando una sustancia cambia su estado de agregación, pasando de sólido a líquido, de líquido a gas, o experimenta cualquiera de las transiciones posibles entre los tres estados de agregación de las sustancias.



En nuestra descripción microscópica de los estados de agregación, hemos visto cómo la energía potencial de interacción atractiva entre las moléculas de un sólido es mayor que en los líquidos: esto hace que las moléculas (o átomos) en el estado sólido

mantengan posiciones fijas en el espacio, pudiendo solo vibrar alrededor de esas posiciones.

Al entregar energía a estas moléculas, en forma de calor por ejemplo, su temperatura aumenta y la termodinámica permite relacionar la cantidad de calor entregado con el aumento de temperatura producido. La cantidad de calor que debe entregarse a una sustancia para elevar en ΔT su temperatura es proporcional a la masa y a la capacidad calorífica específica, C , de la misma:

$$Q = m C \Delta T$$

Si el calor se suministra a presión constante, hablaremos de capacidad calorífica a presión constante, C_p , mientras que si el proceso se realiza a volumen constante nos referiremos a la capacidad calorífica a volumen constante, C_v .

Recordando la relación entre el calor a volumen o presión constantes con el cambio de energía interna o de entalpía del sistema es fácil ver que:

$$\Delta E = mC_v \Delta T$$

$$\Delta H = mC_p \Delta T$$

Esta capacidad calorífica específica (por gramo de sustancia) es una propiedad intrínseca de cada sustancia, y representa las distintas formas en que esta sustancia puede absorber la energía que se le entrega. En el caso de los sólidos, esta energía se almacena principalmente en la vibración de los átomos en la molécula y en la propia vibración de la molécula como un todo alrededor de su posición en la red cristalina o en el sólido amorfo. Las moléculas pueden también rotar sobre sí mismas y de esa manera absorber más energía.

Si la vibración de las moléculas en el sólido es muy intensa, las mismas pueden superar la energía de interacción que las mantiene unidas, pudiendo entonces efectuar movimientos de traslación: en este momento se produce la transición del sólido al líquido, es decir el proceso de **fusión**.

La energía que debe entregarse para separar las moléculas del sólido, es decir para hacer que estas puedan trasladarse unas respecto de otras y dar a la sustancia la fluidez característica de los líquidos, es la energía de fusión. Como en general estos

cambios de estado se producen a presión constante, nos referiremos a la entalpía de fusión de la sustancia como a la diferencia entre la entalpía del líquido y la del sólido

$$\Delta H_{\text{fusión}} = H_{\text{líquido}} - H_{\text{sólido}}$$

Dado que la entalpía del líquido es mayor que la del sólido, $\Delta H_{\text{fusión}} > 0$, es decir que el proceso de fusión es endotérmico (requiere entregar calor para producirlo).

Tal como vimos antes, la magnitud del $\Delta H_{\text{fusión}}$ depende de la magnitud de la energía de interacción entre las moléculas del sólido. Por ejemplo, para fundir un mol de hielo ($T_f = 0^\circ\text{C}$) es necesario entregar 6,0 kJ/mol, mientras que para fundir un mol de bromo ($T_f = -7,2^\circ\text{C}$) sólo se requieren 2,6 kJ/mol. La diferencia se debe a las uniones puente hidrógeno presentes en el agua, que son mucho más energéticas que las interacciones de dispersión en el bromo.

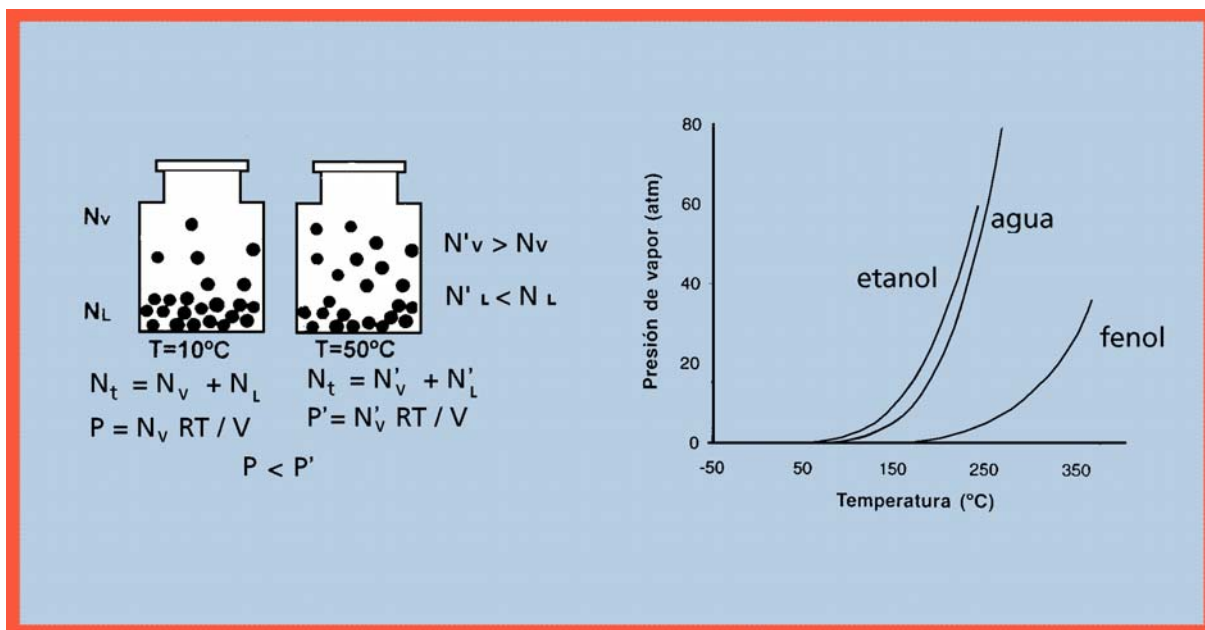
La entalpía de fusión de sólidos con uniones químicas extendidas en el espacio, como es el caso del NaCl ($\Delta H_{\text{fusión}} = 28,2$ kJ/mol) o del carbono diamante ($\Delta H_{\text{fusión}} = 104$ kJ/mol), es mucho mayor que la de sólidos, donde las moléculas están unidas sólo por fuerzas intermoleculares.

Si seguimos entregando calor a la sustancia en estado líquido, esta absorberá energía y aumentará su temperatura de una forma análoga a lo ya visto para el sólido.

La capacidad calorífica del líquido será proporcional a las formas de almacenar la energía que le vamos entregando, y en general resultará mayor que la del correspondiente sólido. A medida que aumenta la temperatura del líquido, las moléculas estarán cada vez más separadas, y su energía cinética de traslación aumentará. La interacción atractiva entre las moléculas predomina, sin embargo, y estas no pueden separarse masivamente. Sin embargo, una fracción de estas moléculas puede sí escapar de la interacción con sus vecinas y pasar al estado vapor. Para el caso de un líquido calentado en un recipiente cerrado, en el que tendremos a cada temperatura un equilibrio entre las moléculas del líquido y las del gas, la presión ejercida por las moléculas del gas contra las paredes del recipiente es la denominada **presión de vapor del líquido**.

La presión de vapor aumenta con la temperatura, pues con el aumento de temperatura se hace cada vez mayor la fracción de moléculas que pueden escapar del líquido para pasar a la fase vapor.

Figura 3.15: Aumento de la presión de vapor de un líquido con la temperatura
 (N_v =número de moléculas de vapor, N_L = número de moléculas de líquido)



Si el proceso de calentamiento del líquido se realiza en cambio en un recipiente abierto, las moléculas que pueden escapar de la fase líquida se **evaporan**, es decir, pasan a mezclarse con el aire. Cuando la presión de vapor del líquido alcanza la presión atmosférica (aproximadamente 1 bar) se produce la ebullición del mismo.

La figura ilustra cómo varía la presión de vapor del agua con la temperatura, y muestra asimismo que el pasaje de líquido a vapor puede realizarse a diferentes coordenadas de presión y temperatura (p, T), indicadas en el gráfico.

La **temperatura de ebullición** normal del líquido es la temperatura a la cual su presión de vapor alcanza la atmosférica; pero, en un recipiente cerrado que soporte presiones superiores a la atmosférica, el líquido puede subsistir a temperaturas mayores que su temperatura de ebullición normal. Así, por ejemplo, en una olla a presión donde el vapor de agua no puede salir hasta que la presión supera el valor de 2 bar, la temperatura del líquido puede alcanzar los 115°C, que es la temperatura a la cual la presión de vapor del agua alcanza dicho valor.

La entalpía de vaporización de un líquido se define a su temperatura de ebullición normal y es la diferencia entre la entalpía del vapor (gas) y la del líquido

$$\Delta H_{\text{vaporización}} = H_{\text{vapor}} - H_{\text{líquido}}$$

La entalpía de vaporización depende también del tipo de interacción entre las moléculas y es una medida de la energía necesaria para romper la energía de

cohesión de las moléculas en el líquido y separar las mismas a distancias grandes, como en el estado gaseoso.

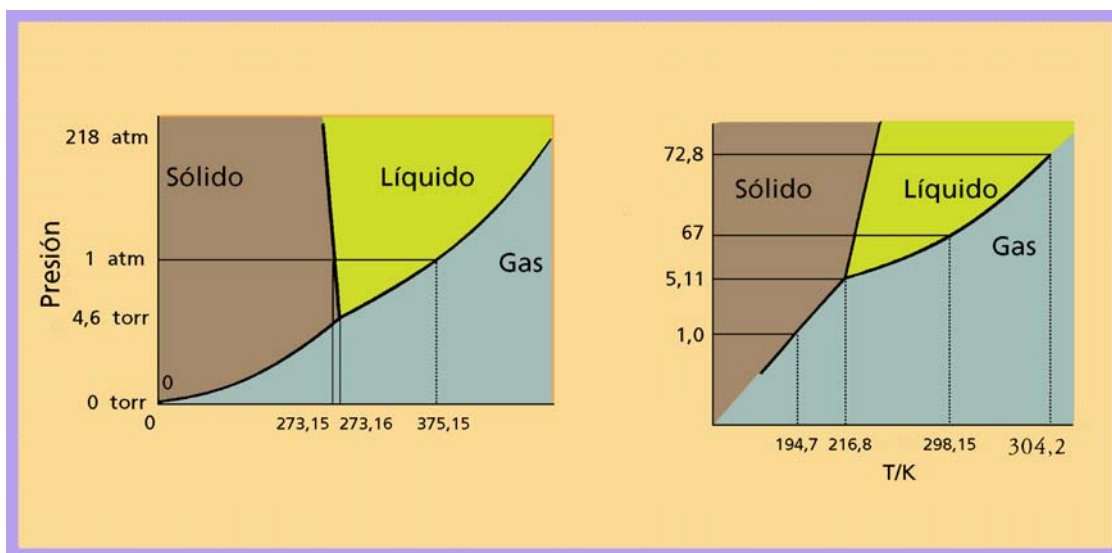
El proceso de ebullición es endotérmico, pues se requiere entregar energía al líquido para convertirlo en gas. La suma de las entalpías de fusión y vaporización es aproximadamente igual a la entalpía de sublimación de la sustancia, dado que es la energía que debe entregarse al sólido para transformarlo en gas:

$$\Delta H_{\text{sublimación}} = \Delta H_{\text{fusión}} + \Delta H_{\text{vaporización}} = H_{\text{gas}} - H_{\text{líquido}}$$

La relación es aproximada y no exacta, pues los procesos se realizan a distinta temperatura, y entonces no puede construirse un ciclo termodinámico perfecto que lleve el sistema de sólido a gas pasando por líquido y volverlo a solidificar sin cambiar la temperatura y presión del sistema.

Un gráfico donde se representa la zona de presión y temperatura donde predomina cada estado de agregación de una sustancia pura se denomina **diagrama de fases** de la sustancia y tiene la forma general que vemos en la figura adjunta.

Figura 3.16: Diagramas de fase del H₂O (izquierda) y CO₂ (derecha)



Una característica interesante de las transformaciones de fase es que puede pasarse directamente del estado sólido al gaseoso sin pasar por el estado líquido si se reduce la presión por debajo del valor que corresponde al **punto triple**, que es la temperatura y presión a la cual coexisten las tres fases de la sustancia. En algunas sustancias, como el agua, la presión es muy baja y por lo general observamos el pasaje de hielo a vapor a través del pasaje por el estado líquido. Sin embargo, en otras sustancias como el CO₂, la presión del punto triple (5.11 bar) es mayor que la

presión atmosférica, y entonces el sólido sublima cuando está expuesto a la atmósfera.



APORTES Y SUGERENCIAS

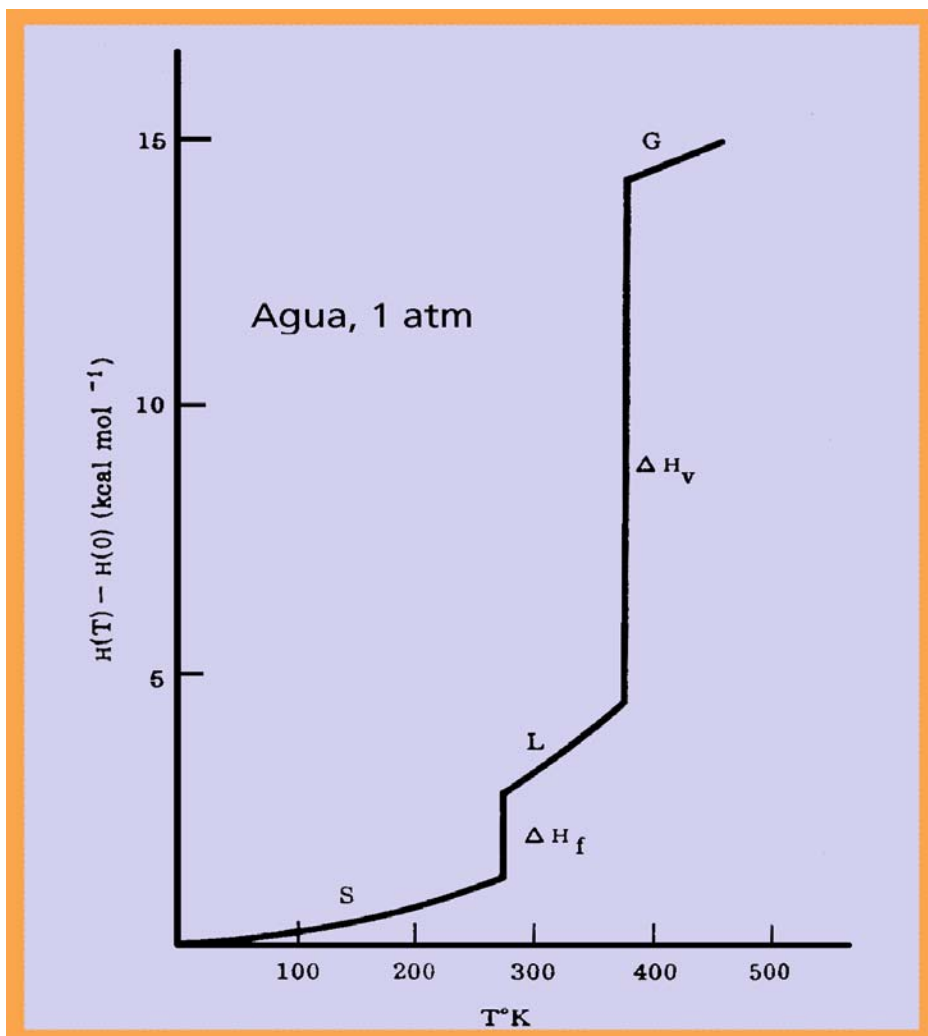
Un aporte para el aula

Resulta enriquecedor, en el marco de los temas que estamos desarrollando, utilizar el diagrama de fases del CO_2 para intentar explicar, a partir de él, las propiedades del hielo seco que se utiliza para mantener fríos los helados. Este es un interesante ejercicio que puede ser llevado al aula, dado que, en general, los alumnos suelen desconocer la composición del hielo seco.

Otro ejemplo, ideal para discutir en clase, es el cuestionamiento sobre cuál es el estado de agregación del CO_2 dentro del tubo de un matafuegos.

En resumen, los cambios energéticos en las transformaciones de fase tienen diversas contribuciones. Cuando calentamos un sólido desde una temperatura dada, lo fundimos, seguimos calentando el líquido, lo vaporizamos y continuamos calentando el gas hasta una cierta temperatura, los cambios energéticos que se suceden son los representados en la Figura 3.17.

Figura 3.17: Cambio de entalpía para el calentamiento de agua desde 0K hasta el estado vapor



En esta figura puede apreciarse que, mientras el sistema está formado por una sola fase (sólida, líquida o gaseosa), la entrega de calor implica un aumento de temperatura. Sin embargo, cuando coexisten dos fases de una sustancia pura, por ejemplo la fase sólida y la líquida durante la fusión, la temperatura del sistema no cambia. Esto puede interpretarse en función de la utilización por las moléculas de la energía suministrada para vencer las fuerzas que las mantienen unidas, en lugar de aumentar la intensidad de los movimientos de vibraciones, rotaciones y traslaciones moleculares, que son las que determinan la temperatura del sistema.

Otra forma de entender el diagrama de fases y la invariancia de la temperatura durante el cambio de fases es mediante la aplicación de la denominada **regla de las fases**. Esta regla establece que la varianza o el número de grados de libertad, V , de un sistema formado por C componentes químicos y F fases está dado por:

$$V = C + 2 - F$$

Si el sistema está formado por una sustancia pura ($C = 1$) y tenemos una sola fase ($F = 1$) entonces resulta que $V = 2$, lo que significa que podemos variar dos parámetros termodinámicos, temperatura y presión, sin que esta fase desaparezca. Si, en cambio, tenemos un sistema formado por dos fases de una sustancia pura, resulta $V = 1$ y, por lo tanto, no podemos variar en forma independiente la presión y la temperatura. Es decir que, si variamos la presión, la temperatura debe seguir la curva de coexistencia de ambas fases indicada en el correspondiente diagrama de fases.

El caso de un sistema formado por las tres fases de una sustancia pura es muy especial, en este caso resulta $V = 0$ y el sistema es invariante, es decir que la presión y la temperatura a la cual coexisten las tres fases son únicas (punto triple) y características de cada sustancia. Si cambiamos levemente uno de estos parámetros, una o dos fases desaparecen.

La energía y la espontaneidad de las transformaciones químicas: la necesidad de introducir la entropía

Ahora, abordaremos brevemente la relación existente entre los cambios energéticos de las transformaciones químicas y su espontaneidad.

Al contrario de los sistemas mecánicos, donde la evolución del sistema obedece al principio de mínima energía (es decir que el proceso ocurre en la dirección de minimizar la energía potencial), la energía de las transformaciones químicas no nos da información sobre si las mismas ocurren espontáneamente en una dada dirección.

Así, una reacción espontánea puede ser exotérmica o endotérmica, es decir puede ocurrir con liberación o absorción de calor. Lo mismo es válido para los procesos de disolución o de mezcla, no sólo los procesos exotérmicos son espontáneos, sino que hay muchos ejemplos de procesos espontáneos que ocurren con absorción de energía (endotérmicos).

En otras palabras, si bien el primer principio de la termodinámica nos permite entender y explicar los cambios energéticos en las transformaciones químicas, no nos permite predecir si los mismos ocurren en una dada dirección o en la contraria.

Por ejemplo, la reacción del HCl con NaOH en solución acuosa libera calor y forma NaCl. Sin embargo, si se extrae calor de una solución de NaCl, no se logra convertir la misma en una mezcla de HCl y NaOH en solución.

Esto permite deducir que la espontaneidad de las transformaciones químicas donde hay cambios a escala molecular (microscópica), está determinada por otros factores además de la energía.

Del análisis microscópico de procesos donde los cambios de energía son muy pequeños o casi despreciables como es la mezcla de gases (ejemplo: oxígeno y nitrógeno para formar aire), se pueden extraer algunas conclusiones interesantes.

El proceso espontáneo siempre ocurre en el sentido de aumentar el desorden a nivel molecular: es decir que, por ejemplo, los gases se mezclan espontáneamente (lo mismo que una gota de tinta en agua) pero el proceso de demezclado no es nunca espontáneo: ¿alguien ha observado alguna vez que el aire se separara espontáneamente en oxígeno y nitrógeno?

Esto nos indica que los procesos que tienden a ocurrir en forma espontánea en la Naturaleza son los que llevan a un aumento en el desorden del sistema. Este concepto de desorden es difícil de cuantificar en el ámbito microscópico, pero se lo puede representar macroscópicamente a través de una nueva función termodinámica llamada **entropía**.

La entropía S de un sistema está vinculada al estado relativo de desorden de sus moléculas. Así, la entropía de una sustancia es mayor en su estado gaseoso que en su estado líquido, simplemente porque en el gas las moléculas se mueven libremente, y es más difícil predecir su posición y ordenamiento. Con el mismo razonamiento, concluimos que la entropía del líquido es mayor que la del sólido correspondiente.

La entropía también varía con la temperatura: a medida que enfriamos un sólido sus moléculas vibran menos alrededor de su posición de equilibrio y por lo tanto es más ordenado: la entropía disminuye con la disminución de temperatura.

El **segundo principio de la termodinámica** establece en qué condiciones un proceso es espontáneo, e incluye a la entropía en su enunciado:

Todo proceso ocurre en forma espontánea si lleva a un aumento en la entropía del Universo.

En procesos químicos que ocurren a temperatura y presión constantes, el enunciado anterior es muy vago y no conduce a resultados cuantitativos. Es por ello que se lo suele expresar de una manera alternativa apelando a la siguiente función llamada entalpía libre del sistema, G , definida por:

$$G = H - TS$$

donde T es la temperatura, H la entalpía, y S la entropía del sistema. Según el segundo principio de la termodinámica, un proceso a presión y temperatura dados es espontáneo si el cambio de entalpía libre es menor o igual que cero:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \leq 0$$

Podemos ver que los procesos espontáneos son los que tienden a disminuir la energía ($\Delta H < 0$) y/o a aumentar la entropía ($\Delta S > 0$) del sistema.



APORTES Y SUGERENCIAS

El tercer principio de la termodinámica

Resultará útil, para una comprensión más acabada de estos conceptos, recordar que, al contrario de lo que sucede con la entalpía de una sustancia, cuyo valor absoluto no puede determinarse, la entropía tiene un valor cero: el valor que alcanza en el cero absoluto de temperatura ($0\text{ K} = -273^{\circ}\text{C}$).

A esta temperatura cesa todo movimiento molecular de vibración entre átomos, no hay rotación ni traslación, de modo que si las moléculas forman parte de un sólido cristalino, su ordenamiento es total, no hay ninguna indeterminación en su posición en el espacio y entonces su entropía es cero.

Para fijar este cero absoluto de entropía, recurrimos a esta visión microscópica clásica de la materia, ya que no se especula con la indeterminación en la posición de los electrones en los átomos, sino que la descripción es sólo a nivel atómico - molecular.

Esto se conoce como el tercer principio de la termodinámica.

En el caso de transformaciones de fase y de reacciones químicas sencillas, es fácil decidir cómo es el cambio de entropía en el proceso. Por ejemplo, los procesos siguientes llevan a un aumento en el desorden del sistema, es decir a un aumento de entropía:

Agua + alcohol $\rightarrow$ Solución hidroalcohólica

$\text{HCOOH} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

H_2O (hielo) $\rightarrow$ H_2O (líquido)

$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

$\text{CO}_2(\text{s}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$

$\text{NaCl}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ Solución salina

Cualquiera de estos procesos será espontáneo sin lugar a dudas si es además exotérmico ($\Delta H < 0$), mientras que si es endotérmico ($\Delta H > 0$), su espontaneidad dependerá del valor relativo de ΔH frente a $T\Delta S$ (Si $\Delta H < T\Delta S$, entonces $\Delta G < 0$ y el proceso es espontáneo).

Para predecir si una transformación química ocurre espontáneamente bajo determinadas condiciones de temperatura y presión, es necesario conocer la variación de entalpía libre de la misma. Para saber si ocurre a velocidades razonables (medibles) es necesario conocer la cinética de dicha transformación. La termodinámica

no puede hacer ninguna predicción sobre la velocidad a la que ocurre una transformación, sólo se limita a anticipar si la misma puede ser espontánea o no. Ampliaremos estos dos aspectos en el próximo capítulo.

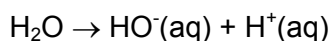
Estamos seguros de que usted ya se encuentra en condiciones de resolver por su cuenta, o con su equipo, la serie de preguntas que a continuación incluimos, para luego contrastar con algunas de las respuestas incluidas en la Clave de respuestas.



ACTIVIDAD N° 8

1. El principio de Le Châtelier indica que el efecto de aumentar la temperatura sobre el equilibrio químico, es el de desplazar el equilibrio hacia determinados productos cuando la reacción es endotérmica.

Basándose en la reacción de autodisociación del agua:



($\Delta H_r = 56 \text{ kJ/mol}$).

indique qué podrá pasar con el pH del agua pura cuando se aumenta la temperatura.

2. Elabore un argumento que justifique la fragilidad de un cristal de sal común (NaCl) teniendo en cuenta la estructura de la red iónica.

Imagine que golpea el cristal y desplaza los iones contenidos en un plano a una distancia equivalente al tamaño de la celda unidad. Puede orientar su respuesta consultando el texto de Aldabe (1999) que figura en la Bibliografía.

3. Trate de explicar por qué el hielo flota en el agua líquida, utilizando la estructura de unión hidrógeno de ambas fases.
4. Seleccione, a su criterio, procesos que lleven a una disminución de entropía del sistema (aumento del orden molecular) e indique en qué circunstancias los mismos serán espontáneos.

Ahora, nos parece indicado sugerirle que, dentro del entorno de trabajo de este capítulo, pase a la sección correspondiente a la *Perspectiva didáctica*, para reflexionar juntos sobre la tarea que nos convoca, la de enseñar química...

Perspectiva didáctica

Desde la didáctica de las ciencias, como usted seguramente sabe, una de las críticas que se hacen sobre las prácticas de enseñanza en este nivel, recae en la escasa referencia al campo social de producción de conocimientos de la ciencia. Clarificar la imagen que los docentes hayamos incorporado sobre la ciencia, sus procesos de construcción y los supuestos y teorías que tuvieron vigencia a lo largo de la historia, constituye un buen punto de partida para el análisis reflexivo y grupal de las mencionadas prácticas.

Por ello, en la primera parte de esta sección se retoman cuestiones vinculadas con la visión docente sobre la naturaleza de la ciencia y con la evolución del pensamiento científico sobre uno de los conceptos presentados en la sección anterior: el calor.

A continuación, presentamos un encuadre sobre las ideas previas de los alumnos respecto de los temas involucrados en el capítulo, y una primera introducción a la lectura de redes y a la teoría de la evaluación.

La naturaleza de la ciencia

Usted recordará que en el capítulo 1 planteamos las diferentes tendencias que coexisten en la enseñanza de las ciencias y cómo se relacionan con la imagen de ciencia.

Por ello, antes de abordar su trabajo en esta sección, le proponemos que rememore lo trabajado y trate de contestar a las siguientes cuestiones:



ACTIVIDAD N° 9

1. Retome las respuestas que usted elaboró, en el capítulo 1, de las que se desprenda su propia concepción de ciencia. Analícelas y, a continuación:
 - a) Trate de explicitar si sus ideas actuales acerca de la naturaleza de la ciencia coinciden con las de aquel momento. En caso negativo, ¿en qué se diferencian? Indague la visión que tienen sobre la ciencia algunos de sus colegas.
 - b) Registre todo lo obtenido, para recuperarlo más adelante.

Luego de concretar esta tarea lo invitamos a conocer algunas ideas interesantes de grandes personalidades de la ciencia.

En principio y para su tranquilidad, si duda de su respuesta, parece apropiado comenzar diciendo que nuestra pregunta acerca de la naturaleza de la ciencia admite aceptar que no hay una respuesta única y, por lo tanto, supone avenirse a participar de un debate en el que se encuentran inmersos investigadores, químicos, físicos, geólogos, filósofos, sociólogos, especialistas en didáctica, etcétera.

No obstante, para poder ayudar a sus alumnos de polimodal a que logren construir una visión epistemológicamente válida acerca de la ciencia, es imprescindible que usted mismo ponga de manifiesto sus ideas, y que las contraste con las de otras personas.

Existe una importante cantidad de material bibliográfico acumulado que encara esta problemática. Una buena parte de estos materiales da cuenta de las creencias explícitas que poseen algunos de los profesores frente a la naturaleza de la ciencia. Sobre la base de ellos, se ha detectado que una parte de los docentes poseen una visión empirista de la ciencia (Porlán, 1996), caracterizada por los siguientes principios:

- **La autenticidad de la ciencia:** porque se la visualiza como una descripción cierta de la realidad.
- **La neutralidad:** porque ensalza el carácter supuestamente objetivo de los conocimientos científicos.
- **La veracidad:** porque las teorías y los conocimientos científicos se consideran de carácter absoluto y universal.
- **La superioridad:** porque se pretende que el conocimiento científico involucra una forma superior de comprensión de la realidad, mientras que los conocimientos personales o cotidianos se encontrarían en niveles muchísimo más bajos.

Estas representaciones acerca de la ciencia difieren sustancialmente de las aceptadas por la comunidad social de referencia: la científica. Para demostrarlo, sólo basta con interpelar a diferentes personalidades del campo científico.

Veamos algunos ejemplos en los que se hace mención a diferentes visiones acerca de la ciencia, o a las teorías que la sustentan:

“La ciencia no es sólo una colección de leyes, un catálogo de hechos sin mutua relación. Es una creación del espíritu humano con sus ideas y conceptos libremente inventados. Las teorías científicas tratan de ser una imagen de la realidad y de establecer su relación con el amplio mundo de las impresiones sensoriales. Luego, la única justificación de nuestras estructuras mentales está en el grado y en la norma en que las teorías logren dicha relación.” (Einstein - Infeld, 1939).

“La ciencia suele definirse por su modo de investigar, casi más que por su objeto. Para muchos científicos y filósofos de la ciencia, la misma ciencia es más un proceso de pensamiento y acción que un cuerpo de conocimientos y, para algunos de estos pensadores, los procesos científicos son esencialmente iguales en todas las Ciencias de la Naturaleza.” (Usabiaga, 1984).

“El conocimiento científico es de naturaleza simbólica y negociado socialmente, y los objetos de la ciencia no son los fenómenos de la Naturaleza, sino los constructos que la comunidad científica ha elaborado para interpretarla.” (Driver y otros, 1994).

“Las cuestiones que atañen a la estructura, la validez y aún las aplicaciones de las teorías científicas constituyen el motivo de análisis de la epistemología. ¿Qué es una teoría? El término ha recibido múltiples significados, pero en principio podemos decir que se trata de un conjunto de suposiciones, *conjeturas o hipótesis que el científico formula acerca de un sector de la realidad. Desde este punto de vista, el análisis de la ciencia, de sus alcances y límites, consiste en indagar acerca de las teorías que los científicos construyen, de su valor y confiabilidad, del fundamento por el cual se las acepta o se las rechaza, o de las ventajas que supone una de ellas con respecto a otras.*” (Klimovsky, 1985).

“Una teoría nunca es la última palabra a propósito de un fenómeno o conjunto de fenómenos. Etimológicamente, una “teoría” es una visión del mundo. Es un modelo o una representación intelectual metódica y organizada que trata de dar cuenta de manera coherente de una situación, y especialmente, de una serie de observaciones y de otros modelos. El valor de una teoría proviene principalmente de que permite estructurar los saberes de los que se dispone, de manera que puedan ser sintetizados y analizados.” (Fourez, 1997).

“Tenemos que revisar nuestro concepto de leyes de la naturaleza para incluir la probabilidad y la irreversibilidad. En este sentido, estamos llegando al final de la ciencia convencional, pero también nos encontramos en un momento privilegiado: el momento en que surge una nueva perspectiva de la naturaleza. Estamos sólo en los comienzos. Mucho es lo que resta por hacer.” (Prigogine, 1995).

Estos textos que incluimos, a modo de ejemplo, extractados de diferentes materiales bibliográficos, ofrecen una perspectiva de las posibles discrepancias existentes, en las representaciones y posturas acerca de la ciencia, entre algunos

docentes y relevantes personalidades dedicadas a la investigación científica o didáctica. Cuando esta situación, efectivamente se da y no se interviene para superarla, el riesgo estriba en impactar en el aula con una imagen de la ciencia simplificada y distorsionada.

Por ello, es importante tener presente que la ciencia es algo que crece, que cambia, un producto objetivado de la actividad humana de producción social e histórica de conocimientos (Fumagalli, 1993), caracterizada por modos y actitudes particulares de generación de esos conocimientos y que tiene existencia a través de la historia de las sociedades y de las personas.

La percepción de esta dinámica, sus modos de construcción y evolución, difícilmente puede captarse sin un análisis de sus relaciones con la sociedad; con los intereses y limitaciones, las posibilidades y obstáculos de un tiempo y un lugar determinado. Los mecanismos mediante los cuales la ciencia va evolucionando son procesos complejos, que constituyen uno de los objetos de estudio de la filosofía de la ciencia.



APORTES Y SUGERENCIAS

Para saber más

Para profundizar esta problemática, se sugiere la lectura del artículo “*Contribuciones de la Filosofía de la Ciencia a la Didáctica de las Ciencias*” de V. Mellado y D. Carracedo, que se publicó en el N° 11(3) del año 1993 en la Revista *Enseñanza de las Ciencias*.

En el mismo, se señalan analogías existentes entre la construcción del conocimiento científico, según distintas escuelas de la filosofía de la ciencia, y el aprendizaje científico de los alumnos en el aula. Se aborda en este marco una gama de modelos sobre la construcción del conocimiento científico que van desde el falsacionismo de Popper hasta los programas de investigación científica de Lakatos y el rupturismo de Kuhn, entre otros.

Nos parece adecuado sugerirle que interrumpa por un momento esta lectura y vuelva a releer, en el capítulo 1, los *tres paradigmas básicos* que orientan la práctica docente habitual.

En esa sección, que creemos seguro que a esta altura de su trabajo le resultará más sencilla de analizar, ya habíamos mencionado que una de las interpretaciones acerca de la evolución del conocimiento en las ciencias considera que este se logra sobre la base de la existencia de las revoluciones científicas, que se producen cada vez que hay un cambio de paradigma, entendiendo como paradigma una teoría o

conjunto de teorías y las guías de actuación metodológica asociadas a las mismas, todas ellas consensuadas en un período determinado por una cierta comunidad investigadora.

Uno de los conceptos de la epistemología y de la filosofía de la ciencia que han pasado a constituirse en bagaje cotidiano de los docentes es el de paradigma.

La pregunta de rigor es: ¿qué es para usted un paradigma? Analice el significado de este término en el lenguaje cotidiano y en su sentido epistemológico (Kuhn, 1962), y saque conclusiones.

Este concepto surge, inicialmente, a través de los trabajos de Thomas Kuhn, quien postula la existencia de períodos de ciencia normal, durante los cuales rigen determinados paradigmas, y períodos de revolución científica en los que estos paradigmas se cambian por otros. En este encuadre, la historia de la ciencia puede imaginarse como períodos consecutivos de revolución científica y de ciencia normal.

Estos paradigmas, sobre los cuales se articula la ciencia normal, son realizaciones científicas universalmente reconocidas que, durante cierto tiempo, proporcionan modelos de problemas y soluciones a una comunidad científica y se constituyen en patrimonio común de cada época.

En este curso acordamos con la siguiente definición:

“Se llama paradigma el conjunto de presuposiciones teóricas, prácticas e ideológicas que ha adoptado, durante su historia, una disciplina científica (o, sobre todo en ciencias humanas, una corriente de ella).

En otros términos, es la grilla de lectura a través de la cual la disciplina estudia el mundo y gracias a la cual selecciona lo que le interesa.” (Fourez, 1998).

En el campo de la historia de las disciplinas del área de las Ciencias Naturales, se instalaron y perdieron vigencia diferentes paradigmas. Para ejemplificar esta afirmación, a continuación, le presentamos materiales referidos al cambio de paradigmas en la física, la química y la biología.

Paradigmas y cambios de paradigmas

Como ya habíamos comentado con anterioridad, a mitad del siglo XVII, el médico y alquimista alemán Hans Becher realiza una serie de interpretaciones sobre el problema de la combustión que, posteriormente, fueron retomadas por su discípulo Georg Ernst Stahl.

Estas interpretaciones, que hoy conocemos con el nombre de “teoría del flogisto”, estaban basadas en la presunta existencia de una invisible materia fluida y con peso negativo: el **flogisto**. Esta teoría, que se mantuvo vigente durante casi 100

años, postulaba que cuando un material se quemaba, liberaba las cenizas y un principio imponderable -y por lo tanto, imposible de pesar- llamado flogisto, que era absorbido por el aire.

La misma fue echada por tierra a fines del siglo XVIII por un químico francés: Antoine - Laurent Lavoisier, quien enunciara, poco tiempo antes de la Revolución Francesa, la maravillosamente simple y actual **teoría de la combustión**.

Este cambio de paradigmas propuesto por Lavoisier surge a partir de la comprensión del verdadero papel del oxígeno en las combustiones, y de la rigurosidad de las mediciones experimentales que realizó.

Unos pocos años antes, la misma metáfora del fluido invisible había dado lugar a otras ideas pero, en este caso, vinculadas con el calor. Surge entonces con fuerza la visión del calor como un fluido imponderable e indestructible, denominado **calórico**.

La idea de que el calor era una forma de materia no era, sin embargo, tan nueva. Como otras muchas cosas, se remonta al pensamiento griego clásico (Siglo VI a.C.).



APORTES Y SUGERENCIAS

Lavoisier, ¿qué opinaba?

Estas ideas tentaron hasta al mismo Lavoisier, el que en 1777, escribía:

“Cuando se calienta un cuerpo cualquiera, sólido o líquido, este aumenta de tamaño en todos los sentidos y ocupa un volumen cada vez mayor; si el calentamiento cesa, a medida que el cuerpo se enfría vuelve a pasar por los mismos grados de extensión recorridos y, finalmente, si se lo lleva al mismo grado de temperatura que tenía en el primer momento, vuelve a tomar sensiblemente el mismo volumen que tenía al comienzo.”

“Estos fenómenos sólo pueden concebirse admitiendo la existencia de un fluido particular, cuya acumulación es la causa del calor y cuya ausencia es la causa del frío; sin duda este fluido se aloja entre las partículas de los cuerpos, las separa y ocupa el lugar que dejan entre ellas. Como la mayoría de los físicos, doy a este fluido, cualquiera sea, el nombre de fluido ígneo, materia del calor y del fuego.

No niego que la existencia de este fluido sea hasta cierto punto hipotética; pero aún suponiendo que sea una hipótesis y que no esté rigurosamente probada, es la única que me veo obligado a hacer. Los partidarios de la teoría del flogisto no están más adelantados que yo en este aspecto y, si la existencia del fluido ígneo es una hipótesis, es común a mi sistema y al de ellos.”

Texto tomado de **Halperín Donghi, L. 1967.**

El atractivo de esta imagen de una “materia de calor” que fluía desde los objetos calientes a los fríos, consistía en que era útil, sencilla, permitía explicar algunos fenómenos y prometía proporcionar un enfoque cuantitativo del estudio que antes no parecía posible. Estas ideas, aceptadas con gran beneplácito por la comunidad científica de la época, empezaron a ser cuestionadas a partir de 1798 con la irrupción en escena de Benjamín Thompson, un fascinante personaje de la ciencia y elegante hombre de mundo, conocido también como conde Rumford del Sacro Imperio Romano, título que le fuera concedido por el rey de Inglaterra.

Benjamín Thompson, soldado de profesión, tenía un talento especial que impresionó tanto al general Washington como a Napoleón Bonaparte. En una ocasión, en un arsenal en Munich, observó la tremenda cantidad de calor liberada en la perforación de cañones. Su espíritu investigador lo llevó a probar un dispositivo de latón que giraba contra una fresa de acero, todo sumergido en una cantidad determinada de agua. Luego de unas dos horas, el agua empezó a hervir. Este calentamiento por rozamiento le permitió llegar a pensar que se podía generar calor mientras que el sistema no se detuviera. Lo cual significaba que algo fallaba en la teoría del calórico porque, por lo menos para él, ya no podía ser ni extingible ni una sustancia material.

La alternativa que le quedaba era aceptar que el calor estaba asociado al movimiento. Sin embargo, bastante tiempo pasó (final del siglo XIX y comienzos del XX) hasta que sus ideas y los trabajos de James Prescott Joule devinieran en el convencimiento de que el calor era una manifestación de la energía del movimiento de las partículas que constituyen la materia.

A continuación, transcribimos fragmentos de la biografía de Benjamín Thompson, publicada en Cuadernos de Pedagogía N° 86, de febrero de 1982, cuyo autor es Eduardo Averbuj.



APORTES Y SUGERENCIAS

Lord Rumford y el problema del calor

“Uno de los sabios de vida más apasionada del siglo XVIII fue el conde Rumford, nacido Benjamín Thompson, que vio la luz en 1753, en Woburn, Massachusetts...”

“En 1778, ya cómodamente instalado en Londres, retoma sus experiencias sobre la pólvora, en especial sobre la fuerza de la explosión, tema que inquietaba por igual a científicos y militares. Él mismo comenzó su carrera militar y, a partir de problemas concretos surgidos en el entorno guerrero comenzó a estructurar uno de sus mayores aportes al desarrollo de la ciencia: la comprensión de que los dispositivos y perfeccionamientos prácticos podían surgir directamente de los estudios básicos de Física

pura, intentando así cerrar el abismo entre los físicos puros (en aquella época llamados «filósofos naturales») y los artesanos, inventores e ingenieros.

Entremezclando experiencias científicas y embarazosas situaciones políticas, Thompson estudia la resistencia mecánica de las fibras de seda, al tiempo que lo acusan de actos de espionaje en favor de los franceses. Esto no le impide irse convirtiendo en soldado de fortuna y en continuo ascenso, hasta que convence al mismo rey Jorge III de que lo nombre caballero y posteriormente espía inglés en el ejército bávaro. Desde este puesto, trabaja intensamente en los dos temas principales de sus búsquedas científicas: el calor y la luz.

A partir de problemas concretos surgidos en los cuarteles, Thompson indaga, realiza experiencias. Así, por ejemplo, se plantea el problema de vestir al ejército.

¿Cómo hacerlo de la manera más económica posible y, aun así, tener a los soldados abrigados? La cuestión consistía en determinar cuál era la mejor tela para fabricar los uniformes. Thompson hubo de ponerse a la tarea de descubrir por sí mismo la conductividad térmica de todos los materiales posibles para la producción de ropas”...

“ Como dijimos, una de sus preocupaciones fundamentales la constituye el problema del calor. Aún sin llegar a comprender la naturaleza última de este fenómeno, realizó diversos experimentos destinados a refutar la teoría del calórico.”

“Lord Rumford presentó un fenómeno que los partidarios de la teoría del calórico no podían explicar. Es el que se refiere al comportamiento peculiar (o «anómalo») del agua, cuya máxima densidad se registra a los 4° C y que, por lo tanto, se dilata entre los 4 y los 0° C, antes de congelarse. Presentó esta experiencia, si bien no ofreció teoría alguna para explicar aquel comportamiento.”

Estos cambios de paradigmas en los campos de la física y la química ocurrieron, simultáneamente, con el surgimiento de la **escuela vitalista en la biología**. Efectivamente, desde mediados del siglo XVII, los vitalistas aceptaban la existencia de un fluido invisible (no un líquido) en analogía con la gravedad de Newton, el fluido calórico y el flogisto.

Esta corriente se instala en contraposición a las ideas de Descartes y sus seguidores, quienes pregonaban la no existencia de diferencias trascendentales entre los organismos vivos y la materia inerte. Por ello, **el vitalismo**, desde su aparición en el siglo XVII, fue siempre un antimovimiento. Combatió la doctrina cartesiana de que un animal no es más que una máquina, y la idea mecanicista de que todas las manifestaciones de la vida se pueden explicar perfectamente como materia en movimiento.

Pero, a pesar de lo convincentes que se mostraron los vitalistas en su rechazo del modelo cartesiano, sus propias explicaciones resultaban indecisas y poco

convincientes. (Mayr, 1998). Esto sucedía porque, en este movimiento, había grupos de investigadores que sustentaban ideas diferentes:

- algunos aceptaban la relación de la vida con una sustancia especial (a la que llamaban protoplasma) inexistente en la materia inanimada, y
- otros hablaban de una fuerza vital especial.

Para terminar de redondear estas ideas y ver la influencia que sobre estos cambios de paradigmas, vinculados con la biología, tuvieron los estudios sobre calorimetría, a continuación le acercamos fragmentos del capítulo 8 de un libro de Isaac Asimov: *“Breve Historia de la Biología”*.



APORTES Y SUGERENCIAS

El fin del vitalismo

“El químico alemán Justus von Liebig (1805 - 1873) como buen mecanicista, creía que los hidratos de carbono y las grasas constituían el combustible del cuerpo. Ello significaba un paso adelante en las opiniones del químico francés Antoine Laurent Lavoisier (1743 - 1794), quién medio siglo antes había sostenido que la combustión era el resultado de la unión química del material combustible con el oxígeno del aire.

Este investigador se había referido únicamente al carbono y al hidrógeno, mientras que ahora podía hablarse más específicamente de los hidratos de carbono y las grasas que están compuestos por carbono e hidrógeno (además de oxígeno).

Las ideas de Liebig alentaron la posibilidad de determinar si la cantidad de calor obtenido de ese combustible en el cuerpo era la misma que se obtendría si los hidratos de carbono y las grasas se quemaran fuera del cuerpo.

Las rudimentarias experiencias de Lavoisier indicaban que la respuesta era afirmativa, pero desde entonces las técnicas se habían perfeccionado y ahora era necesario plantear el problema con mayor vigor.

Los aparatos destinados a medir la cantidad de calor liberado al quemar compuestos orgánicos se perfeccionaron en la década de 1860.

Pierre Eugene Berthelot, otro químico francés (1827 - 1907), quién había obtenido por síntesis varios compuestos orgánicos como el alcohol metílico, el alcohol etílico, el metano, el benceno y el acetileno, a partir de compuestos inorgánicos) usó un aparato (calorímetro) para medir el calor producido por diferentes reacciones. En un calorímetro común como el usado por Berthelot, se pone el combustible en presencia de oxígeno en un recipiente hermético, y se lo hace arder mediante un sistema de encendido eléctrico. El recipiente se halla sumergido en agua, el calor resultante de la combustión se transfiere al

agua, la cantidad de calor liberado se determina por el aumento de la temperatura del agua.

Si se desea medir el calor producido por organismos, el calorímetro debe ser suficientemente amplio para contenerlos. La cantidad de hidratos de carbono y de grasas que se queman puede determinarse conforme con la cantidad de oxígeno que se consume y con la cantidad de anhídrido carbónico que se produce. El calor corporal, a su vez, puede medirse por la elevación de la temperatura del agua que lo rodea. Este calor, por fin, puede compararse con la cantidad que se obtiene de la combustión común de la misma cantidad de hidratos de carbono y grasas fuera del cuerpo.

El fisiólogo alemán Karl von Voit (1831-1908), discípulo de Liebig, en colaboración con el químico alemán Max von Pettekofer (1818-1901), diseñó calorímetros suficientemente grandes como para contener animales e, incluso, hombres. Las mediciones que efectuaron parecían demostrar que la única fuente de energía era la misma que la del mundo inanimado.

Max Rubner (1854 - 1932), discípulo de Voit, prosiguió las experiencias de su maestro y no dejó ya ninguna posibilidad de dudas. Determinó el contenido de nitrógeno de la orina y de las heces y analizó cuidadosamente el alimento ingerido por los sujetos sometidos a la experiencia a fin de obtener conclusiones tanto en lo referente a las proteínas como a los hidratos de carbono y las grasas.

En 1884 pudo demostrar que los hidratos de carbono y las grasas no eran los únicos combustibles corporales, pues las moléculas proteicas también podían quemarse después de perder las partes que contenían nitrógeno. Aceptando esta circunstancia, las mediciones de Rubner debían ser mucho más exactas. Comprobó más tarde, en 1894, que la cantidad de energía producida en el cuerpo a partir de los alimentos se hubieran consumido en el fuego (agregando la energía contenida en la orina y las heces). Por consiguiente, la ley de conservación de la energía era válida tanto para el mundo viviente como para el mundo inanimado, y a este respecto no podía invocarse el vitalismo.

Estas nuevas mediciones fueron útiles para la medicina.

El fisiólogo alemán Adolf Magnus-Levy (1865 - 1955) comenzó sus experiencias en 1893, determinó el mínimo de producción de energía (metabolismo basal) en el hombre y observó cambios significativos en las afecciones de la glándula tiroides. Las determinaciones del metabolismo basal constituyeron en lo sucesivo un importante elemento de diagnóstico”.

Seguramente, usted ya ha advertido que todo lo comentado hasta aquí, nos sirve para formular la gran pregunta: ¿cómo introducir en el aula el concepto de paradigma?

No dudamos de que su creatividad y experiencia didáctica en el trabajo con sus jóvenes alumnos de química del polimodal, le permitirán generar numerosas estrategias para ello.

No obstante, a modo de anécdota, le acercamos una estrategia posible, probada innumerables veces con destinatarios similares, que involucra una historia a la que le hemos dado el formato de una leyenda:

El paradigmático caso de los relojes

Primera parte: acerca de un descubrimiento científico

Sucedió una vez, en los últimos años del siglo XIX, que un joven físico francés, muy interesado en algunas propiedades de los minerales, se propuso estudiar un efecto conocido desde la época de los griegos: ciertos tipos de cristales, al ser arrojados al fuego, atraían partículas de ceniza sobre su superficie. Pronto descubrió que este fenómeno no era nada más que la producción de débiles cantidades de electricidad. Sin embargo, motivado por saber cómo era que se producía ese efecto, seleccionó cristales de minerales conocidos y trató de reproducir el fenómeno en su laboratorio. Pronto se dio cuenta de que esto ocurría sólo en determinados cristales: en aquellos que carecían de centro de simetría, por ejemplo en la turmalina (un borosilicato de aluminio, sodio y otros metales, que cristaliza en el sistema trigonal, muy abundante en nuestro país).

En ellos, en efecto, al calentar los extremos de la dirección predominante del cristal (el eje cristalográfico *c*) se generaban cargas eléctricas. Con ayuda de su hermano, este físico empezó a investigar qué sucedía si en lugar de calentar el cristal, lo presionaban. Su idea era transformar la energía mecánica en energía eléctrica. Estos trabajos lo llevaron a trabajar con cuarzo (dióxido de silicio, también del sistema trigonal, uno de los minerales más abundantes de la litosfera) y muy pronto dieron sus frutos: era posible generar una corriente eléctrica presionando los extremos del cristal. Ellos lo denominaron *electricidad polar generada por presión*. Hoy este fenómeno se llama *piezoelectricidad* (del griego, piezo, presionar) y el anterior *piroelectricidad*. En el transcurso de los años siguientes, publicaron muchas comunicaciones sobre las condiciones, leyes y aplicaciones de este fenómeno. Pero, un buen día, nuestro protagonista, se enamoró profundamente de una joven física polaca y, en poco tiempo, abandonó sus trabajos para ayudarla en sus propias investigaciones.

Ella era María Sklodowska, y él Pierre Curie.

Segunda parte: acerca de cómo nuevos conocimientos provocaron la caída de un imperio y el nacimiento de otro

Poco a poco, ya entrado el siglo XX, los trabajos de Pierre Curie motivaron la necesidad de un mayor conocimiento sobre las propiedades del cuarzo. Así, muy

pronto se advirtió la regularidad de la frecuencia de vibración de las partículas de los cristales de cuarzo, cuando se les entregaba energía por diferentes métodos.

Por otra parte, en Suiza, con el correr de los años, se había consolidando el imperio de la relojería. Relojes mecánicos, cada vez más sofisticados, diseñados en finos metales: oro, plata, platino, con mecanismos montados en rubíes (variedad de joyería del mineral corindón, Al_2O_3 , cuyo color rojo intenso se debe a la presencia de pequeñísimas cantidades de Cr(III) en la red cristalina) determinaron inmensos beneficios económicos y potenciaron hasta un estilo de vida. ¿Acaso no es bien reconocida la puntualidad no sólo de los suizos sino de los servicios suizos?... Todo el mundo sabe que, en Suiza, el tranvía de las 8.05, siempre pasa a las 8.05...

Este imperio se había construido alrededor de una verdad indiscutible en esos momentos, **un paradigma**: los relojes, para ser de buena categoría, tienen que poseer rubíes. Y cuantos más rubíes posea un reloj en su montaje, tanto más perfecta es la transmisión del movimiento que, la torsión de un muelle, genera en los engranajes o ruedas dentadas de su mecanismo.

Sucedió, sin embargo, que un relojero, apasionado por el tema, se dio cuenta de que era posible utilizar los nuevos conocimientos que se poseían sobre el cuarzo, para construir relojes más económicos, sin rubíes. Armó un prototipo de reloj en el cual se utilizaban las citadas propiedades del cuarzo e intentó convencer a los relojeros suizos sobre las ventajas de este nuevo mecanismo. Obviamente, no se lo aceptaron.

Entonces, decidió probar con los relojeros japoneses. Rápidamente, Japón empezó a producir relojes de cuarzo, basados en los conocimientos que derivaron de aquellos primeros trabajos de Pierre Curie. Un nuevo paradigma se instaló y de golpe, el mercado fue invadido por relojes económicos que, día a día, hicieron progresar y extender la industria japonesa a otros campos de la tecnología, en virtud de la precisión de la frecuencia de vibración de las partículas de esos cristales.

La instalación de esta nueva “verdad” acerca de los relojes permitió que la industria relojera japonesa prosperara, mientras que se derrumbaba el imperio relojero suizo.

¿Cuánto de cierto hay en esta narración?. Queda por cuenta suya deslindar lo que realmente ocurrió de aquello que es simplemente una interpretación de sucesos, una leyenda...

Nuestra experiencia con los alumnos del nivel polimodal es que la narración anterior es sumamente movilizadora, porque no sólo permite realizar comparaciones entre los períodos consecutivos de revolución científica y de ciencia normal y los distintos momentos de la situación planteada, sino que, convenientemente introducida, puede estimular a los alumnos a saber más sobre los Curie y, por supuesto, sobre el cuarzo, el corindón y la turmalina.

Modelos de ciencia y modelos epistemológicos

A modo de síntesis de lo tratado hasta ahora, es oportuno reiterar que: el modelo de ciencia que subyace en la práctica de cada profesor de química, o de otras disciplinas, es el resultado de una epistemología implícita o explícita, es decir, de una cierta manera personal de comprender y transferir el proceso de conocimiento disciplinar.

Dicho modelo de ciencia hará que el docente conciba los experimentos en el laboratorio o en el aula como actividades de investigación escolar, o que los vea en cambio como simples ilustraciones de leyes y principios “teóricos”; que considere que puede lograr aprendizajes efectivos por repeticiones intensivas de problemas modelo, o que opte en cambio por plantear a sus alumnos auténticas situaciones problemáticas, que desarrollen intereses y vocación por el conocimiento en ellos...

Es bueno que usted, como formador, tenga acceso al conocimiento de las modernas corrientes epistemológicas que han gestado el complejo proceso de cambio conceptual en las ciencias experimentales, y que han permitido una visión del alcance y evolución de las teorías y modelos científicos absolutamente diferente del tradicional, con el que posiblemente usted y muchos de sus colegas se han formado.

El interés de hacer esto estriba en que el efecto de estas nuevas concepciones sobre el conocimiento científico supone un cambio radical en el concepto de *hacer ciencia y emplear el lenguaje de la ciencia* (Lemke, 1993), y por tanto afecta inevitablemente a los procesos de enseñanza.

Una corriente epistemológica importante es la desarrollada por el filósofo e historiador de la ciencia húngaro Imre Lakatos (1923 – 1974), quien postuló que el conocimiento en las ciencias experimentales se desarrolla a través de programas (teorías o grupos de teorías relacionadas) de investigación, los cuales son aceptados y acordados en forma provisional por la comunidad investigadora en un contexto y momento histórico determinados, en términos de su eficacia para resolver los problemas más relevantes, y reemplazados por otros en la medida en que se muestren incapaces de dar lugar a la explicación de nuevos fenómenos.

Las ideas de Lakatos sobre la construcción del conocimiento en la física y en otras ciencias han dado origen a diversas líneas de investigación didáctica en el campo de la matemática y de las ciencias experimentales (Drewes y col, 1999).



APORTES Y SUGERENCIAS

Para saber más

Además de los materiales bibliográficos ya recomendados, es posible encontrar un excelente y ameno resumen de las corrientes epistemológicas actuales en un texto de Chalmers (2000), citado en la bibliografía.

Ahora, le sugerimos la realización de una actividad asociada al relato sobre las transformaciones en el mercado de la relojería:



ACTIVIDAD N° 10

Relea en forma atenta aquel texto, y luego haga lo propio con los capítulos IV y V de “*La estructura de las Revoluciones Científicas*” (T. S. Kuhn, Breviarios del Fondo de Cultura Económica, México - Buenos Aires, 1992) o con cualquier otro texto en el que se expliquen las ideas de Kuhn.

A partir de esta lectura, indique:

¿Encuentra coincidencias entre la descripción de las ideas de este autor sobre el cambio de paradigmas en las ciencias experimentales y los hechos relatados?

¿Cree razonable que haya tales coincidencias, dado que la situación a la que nos referimos en el texto implica cuestiones de tecnología y de mercado, no estrictamente científicas?

Relea sus notas, del comienzo de esta sección, acerca de su imagen de ciencia y de la visión de sus colegas y luego vuelva a analizar si modificaría algo de lo consignado acerca de la naturaleza de la ciencia. En caso afirmativo, justifique.

Como podrá observar, volver sobre las mismas cuestiones es parte del tratamiento espiralado que también nos proponemos desarrollar de cara a la transposición didáctica.

Por último, una reflexión antes de cerrar este tema.

Puede resultar obvio admitir que todos los que enseñamos ciencias lo hacemos con la intención de alcanzar metas importantes referidas a los aprendizajes de los alumnos. Sin duda, esta es una de nuestras ocupaciones y preocupaciones más importantes. Para favorecer esta conquista, uno de los caminos puede ser un trabajo

coordinado, al interior de la institución, con el equipo de profesores de física, química y biología que componen el área.

Buenos puntos de partida para este trabajo, puede ser establecer acuerdos sobre la visión de ciencia que se va a imprimir a las prácticas pedagógicas, las posibilidades de coordinación interdisciplinar para temáticas específicas, el análisis reflexivo y grupal de esas prácticas, la consideración de sus fundamentos, los encuadres CTS para los cuales es imprescindible la mirada desde distintos campos del conocimiento, los logros de competencias a los que se aspira, el tratamiento didáctico de determinados temas, etcétera.

Esos acuerdos interdisciplinarios, que complementan aquellos a los que se arrije con los docentes de la disciplina, potencian el área a la vez que jerarquizan la importancia del conocimiento disciplinar. Además, esta es *una tarea* imprescindible para la formulación y el desarrollo del Proyecto Curricular Institucional (PCI).

Preparando la unidad para su tratamiento en el aula

Cuando un docente en química se apresta a preparar una unidad didáctica o núcleo temático, es muy probable que, consciente o inconscientemente, esté dando respuesta a una serie de interrogantes:

- ¿Qué contenidos incluyo en esta unidad?
- ¿Con qué objetivos?
- ¿Por dónde comienzo?
- ¿Qué actividades experimentales puedo proponer?
- ¿Qué evalúo?

También es probable que, en muchos casos, estos interrogantes sean mucho más ambiciosos:

- ¿Cómo abordar los temas tratando de no soslayar la actual conceptualización de ciencia?
- ¿Cómo destacar los avances de la química en el siglo XXI?
- ¿Cómo articular con las otras disciplinas del área?
- ¿Con qué criterios selecciono estos contenidos?
- ¿Cómo incluir las interacciones Ciencia, Tecnología y Sociedad, asociadas a la temática en cuestión?
- ¿Cómo lograr que el grupo de clase pueda adquirir el lenguaje técnico de la disciplina?

- ¿Cómo desarrollar proyectos de investigación escolar, propios del campo de la química, que incluyan y articulen actividades experimentales y resolución de situaciones problemáticas?

Es evidente que todas las preguntas enunciadas, y otras que podrían incorporarse, se refieren a aspectos sustantivos de la práctica pedagógica. Aspectos que podríamos agrupar en cuestiones referidas a:

- la dimensión científica,
- la dimensión didáctica,
- el logro de objetivos,
- las estrategias a implementar,
- la intencionalidad y oportunidad de la evaluación.

Con el objeto de que pueda visualizar la articulación entre las necesidades de su práctica pedagógica frente a los citados aspectos, y los materiales que le acercamos en este capítulo, a través de las diferentes secciones, incluimos a continuación un breve comentario de cada ítem.

En lo que concierne a la **dimensión científica**, no hay dudas acerca de que las estructuras sustanciales de las disciplinas son elementos fundamentales en la educación (Coll y Solé, 1987). Por ello, el docente debe tener claro todo el espectro posible de contenidos científicos relacionados con la temática en cuestión -por ejemplo, en nuestro caso, con el estudio de los cambios energéticos que se producen en las transformaciones químicas-. Por ello incluimos materiales para la actualización de estos temas.

A partir de los mismos, es posible realizar la selección y adecuaciones necesarias para ser transformados en contenidos escolares que podrían trabajarse, en el contexto particular de un curso determinado y para definir el esquema conceptual. Esto permite delimitar los conceptos y relaciones más relevantes de dichos contenidos (Sánchez Blanco y Valcárcel Pérez, 1993), y para ello también incluimos una ayuda a través de los organizadores de la información que encontrará en una de las siguientes secciones de este capítulo.

Respecto de la **dimensión didáctica** resulta fundamental, en principio, llegar a establecer cuáles son las ideas previas de los alumnos asociadas a los conceptos fundamentales que se van a trabajar: por ejemplo, qué es lo que saben sobre la energía y el calor.

Esta indagación, sumada al conocimiento que usted como profesor de química posea respecto del desarrollo psicoevolutivo de los destinatarios de esta tarea, facilitará la revisión de la selección anterior y las decisiones vinculadas con el tipo de abordaje más conveniente.

Cuestionarse respecto de los **objetivos** significa recapacitar acerca de los aprendizajes que se desean favorecer, en los alumnos, a partir del tratamiento de esta temática. Como es obvio, debe existir una coherencia entre los objetivos previstos y los contenidos que se van a trabajar en el aula, estos deben estar asociados tanto con la apropiación de determinados esquemas conceptuales, como también con los procedimientos y las conductas implicadas en este tratamiento.

Por ejemplo, lograr que los alumnos puedan:

- valorizar la tarea de los científicos que hicieron posible el actual desarrollo de la termodinámica;
- tomar conciencia de la provisionalidad de los modelos en la ciencia, etcétera.

Objetivos para los cuales, pueden resultarle de utilidad todas las cuestiones que hemos tratado acerca de la evolución histórica de algunos conceptos.

Las estrategias a implementar están vinculadas con la actuación docente en el momento de concretar el tratamiento del tema. Sánchez Blanco y Valcárcel Pérez, en un artículo titulado *Diseño de unidades didácticas en el área de las Ciencias Experimentales*, hacen referencia a este punto de la siguiente manera:

“Creemos necesario diferenciar, dentro de la estrategia didáctica de un profesor, sus planteamientos metodológicos, la secuencia de enseñanza, las actividades de enseñanza y los materiales de aprendizaje como cuatro conceptos que nos permitirán comprender cómo se concreta la acción en el aula y nos serán útiles para la realización de esta tarea”.

Los planteamientos metodológicos están relacionados con la imagen de ciencia del docente y con una cierta concepción personal de la enseñanza. En particular, no es ocioso remarcar que los modelos de aprendizaje de ciencias enmarcados en un conductismo explícito o implícito, y en un supuesto principio de autoridad del conocimiento científico y de la figura docente, son un correlato frecuente de visiones de ciencia desproblematizadas, lineales y empiristas. Estos planteamientos son transferidos al aula a través de la secuencia de actividades de enseñanza.

Respecto de este punto, una posible secuencia didáctica, para los temas fundamentales tratados en este capítulo, podría comprender por ejemplo:

- Indagación de las ideas de los alumnos sobre calor y energía.
- Tratamiento de aquellas cuestiones que sea necesario revisar en función de la información recogida durante el relevamiento de las ideas de los alumnos.
- Evolución histórica del concepto de calor. Los cambios de paradigma.
- La termoquímica.
- Transformaciones y conservación de la energía.

- Las energías moleculares: análisis de un cambio de estado y de la combustión.
- Primer principio de la termodinámica
- Concepto de entalpía.
- Interacciones CTS: los recursos energéticos, etcétera.

Los **contenidos** indicados necesitan de una reelaboración y de un tratamiento didáctico que se concreta a través de las actividades que se van proponiendo. Estas podrán incluir presentación de situaciones problemáticas, diseño de actividades experimentales, registros de datos, explicaciones, análisis de materiales de divulgación científica, exploraciones y consultas bibliográficas, resolución de ejercicios, actividades de evaluación, formas alternativas de comunicar los resultados, etcétera.

Los **materiales de aprendizaje** que puede seleccionar para las diferentes actividades de enseñanza incluyen textos, el material específico del laboratorio o material de descarte o de bajo costo, videos, CD ROMs, redes, láminas, carpetas de los alumnos, etcétera.

Aunque en otros capítulos ampliamos este panorama que le acabamos de presentar, es oportuno comentar que planificar una unidad es una tarea compleja que no puede ser el resultado de una improvisación porque representa la explicitación de la propuesta de trabajo docente.

¿Qué es lo que saben mis alumnos respecto de estos temas?

Al igual que ocurre con otro tipo de conceptos en química y en otras disciplinas, las ideas sobre el calor, la energía y sus mecanismos de transmisión, con las que los alumnos llegan a la clase de química de EGB3 o de polimodal, tienen que ver con preconcepciones/ ideas previas/ nociones alternativas, surgidas de la experiencia cotidiana, y con interpretaciones personales, a menudo erróneas, de la observación de fenómenos naturales, y con experiencias escolares previas.

Así por ejemplo, una idea muy arraigada en ellos asocia la baja capacidad de conducción térmica de materiales como la madera con una cierta “impenetrabilidad” o resistencia de los mismos al calor. Este, a su vez, pese a los esfuerzos del profesor, no es visto, en los términos de la ciencia escolar, como una forma de energía intercambiable y transformable en otras como la energía química, sino como una suerte de misteriosos “rayos”, o bien partículas, que se propagan como el humo desde su fuente de emisión, y acaban por ocupar finalmente todo el espacio.

Por otra parte, las respuestas de los alumnos a menudo remiten a la supuesta existencia de un medio material como el aire, necesario “para llevar el calor” (Driver, Guesne y Tiberghien, 1999).

En cuanto a la diferenciación entre calor y temperatura y el concepto de energía, las investigaciones citadas muestran que alumnos de hasta 16 años tienden a confundir calor con temperatura, por ejemplo al realizar experimentos de calorimetría; en cuanto al concepto abstracto de energía, las dificultades de aprendizaje tienen que ver con errores generados por las definiciones tautológicas con que se introduce el mismo en las clases de química del nivel (es decir, como decíamos antes, definiendo energía sobre la base de *otro concepto*), y con los problemas de definición *en la propia disciplina*.

Finalmente, y sin pretender agotar todas las posibilidades de análisis de esta problemática, podemos añadir como otra fuente de ideas previas de los alumnos el mal uso de análogos concretos y modelos de fluidos para describir los intercambios de calor entre reactivos y productos, con los que a menudo se pretende explicar el cambio entálpico en las reacciones químicas.

La delimitación poco clara entre el modelo y el sistema real analogado puede reforzar preconcepciones escolares erróneas, que asocian el calor con sustancias concretas.

En función de lo que acabamos de expresar, nuestra recomendación es que, tal como lo indicáramos en la sección anterior, es imprescindible realizar el relevamiento de las ideas previas de los alumnos de química de nivel polimodal sobre calor, energía y nociones relacionadas.

Para conocer las ideas previas de su grupo de clase respecto de la naturaleza y los mecanismos de intercambio y transmisión del calor y la energía, puede resultarle útil proponer debates, o la realización de registros escritos, a partir de determinados cuestionamientos.

Para eso, a modo de ejemplo, le sugerimos las siguientes preguntas:

- ¿Por qué los metales conducen el calor y la madera no?
- ¿Cómo puedo sentir el calor de una estufa, si estoy a varios metros de la misma?
- ¿Necesitaré la misma cantidad de calor para fundir un cubo de hielo que todos los cubitos de una cubetera? ¿Por qué?
- ¿Por qué, cuando dejamos de transpirar, sentimos frío?

Cambio conceptual y modelos epistemológicos

Uno de los objetivos que debería perseguir un proceso de aprendizaje, de una disciplina científica como la química, es lograr el *cambio conceptual* en el grupo de clase: es decir, conseguir que los alumnos puedan reemplazar su entramado de ideas previas, basadas en la experiencia cotidiana y la lógica del sentido común, por los conceptos más rigurosos de la ciencia escolar.

Como se mencionara en capítulos previos, estas preconcepciones son sumamente resistentes al cambio, y no son fáciles de modificar, aún frente a fuertes evidencias experimentales en contrario, diseñadas por el docente.

Como una paradoja, su mayor fuerza estriba en que se enmarcan en teorías informales, que no poseen una gran consistencia interna, y no tienden a modificarse ni siquiera ante hechos que entren en evidente contradicción con las mismas (Pozo y Gómez Crespo, 1998).

Para la reestructuración de ideas previas de los alumnos y el logro del cambio conceptual, en relación con tópicos de calor, energía y sus intercambios en procesos físicos y químicos, ha de tenerse en cuenta que:

- se trata de un proceso continuado, implicando el desarrollo de estrategias específicas, con objetivos de largo plazo;
- resulta sumamente importante trabajar sobre la incorporación del lenguaje técnico de la termodinámica química por los alumnos, mediante ejercicios narrativos y de verbalización.

Redes y mapas: organizadores de la información

Aunque el título de esta sección es bastante sugerente, nos parece pertinente que reflexione sobre lo siguiente:



ACTIVIDAD N° 11

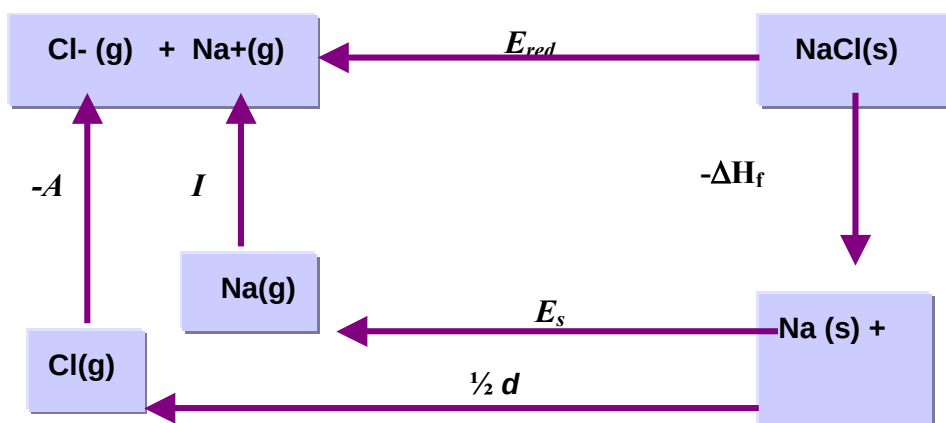
1. ¿Qué cree usted que es un organizador de la información?
2. ¿Qué valor le asigna en una situación didáctica?
3. ¿Qué tipo de organizadores de información utiliza y cómo los construye?

Existen diferentes organizadores de la información que los docentes utilizamos habitualmente. Como veremos seguidamente, según la oportunidad de su inclusión, pueden tomar el nombre de organizadores previos. En general, estos organizadores

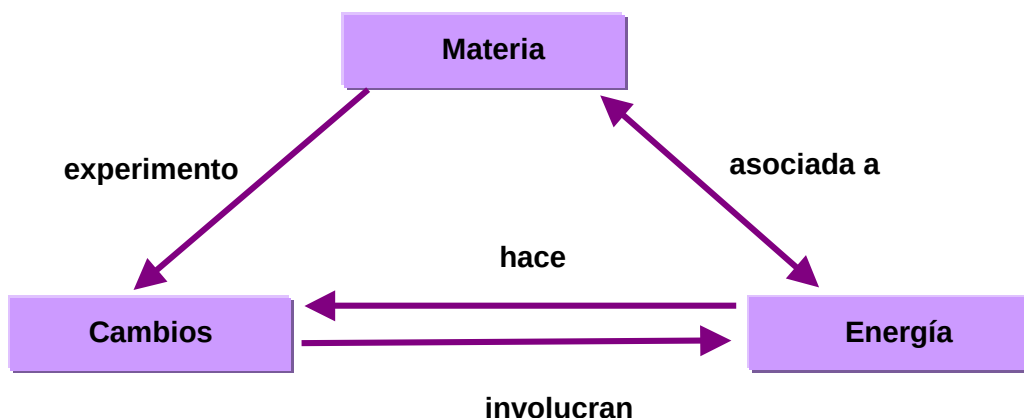
son estructuras visuales simplificadas (ocasionalmente pueden ser verbales) en las cuales, de alguna manera, figuran conceptos o ideas básicas que se vinculan entre sí. Utilizamos la expresión “de alguna manera”, porque un dibujo o un esquema pueden llegar a convertirse en organizadores de la información.

Así, un organizador de la información puede ser un dibujo que represente el ciclo del agua, porque da cuenta del recorrido del agua sobre la Tierra, pero también lo es el ejemplo, ya presentado, de la aplicación del Ciclo de Born-Haber, para el caso del NaCl. En él se muestra la conservación de la energía, y establece que si se forma una red iónica cristalina partiendo de los iones separados en fase gaseosa, la energía resulta ser la misma, independientemente de los pasos que se sigan para formar la red.

¿Recuerda este ejemplo?



También son organizadores de la información los esquemas, cuadros sinópticos, redes y mapas conceptuales, etcétera. Nosotros ya hemos utilizados redes, pero no nos hemos referido a ellas. La más sencilla que utilizamos es la siguiente:



Seguramente, usted se encuentra muy familiarizado con mapas y redes conceptuales, no obstante nos parece que le puede resultar beneficioso refrescar algunas ideas respecto de su origen, lectura, construcción y utilidad.

Empecemos recordando qué son y cómo surgieron los mapas conceptuales.

Según **Galagovsky Kurman** (1996):

“Un mapa conceptual es un diagrama gráfico semántico jerárquico que procura reflejar el conocimiento que ha sido incorporado en la estructura cognitiva de un sujeto, luego de haber estudiado un tema”.

Los mapas conceptuales, allá por los años setenta, se empiezan a utilizar en una de las cátedras de Educación en Ciencias y Matemática de la Universidad de Cornell, en Estados Unidos. Surgen como recurso instruccional, y se potencian a través de los trabajos de Novak, imbuido por las ideas de la Teoría del Aprendizaje Significativo de Ausubel.

Efectivamente, entre 1968 y 1978, Ausubel presenta una serie de trabajos basados en un modelo de aprendizaje cognitivo, soportado por las teorías neurobiológicas de procesamiento de información, en especial *Educational Psychology: A Cognitive View*, trabajos en los cuales plantea la necesidad del aprendizaje significativo como respuesta a las deficiencias de las aplicaciones demasiado ingenuas del aprendizaje por descubrimiento. Para ello, Ausubel sostiene que la significatividad sólo es posible si se relacionan los nuevos conocimientos con los que ya posee el sujeto (Nieda, Macedo, 1997).

De esta manera introduce la importancia, en la práctica pedagógica, del diagnóstico inicial respecto del conocimiento que poseen los alumnos, a través de la caracterización de las llamadas **ideas previas**.

Seguramente usted recordará su frase más famosa:

“De todos los factores que influyen en el aprendizaje, el más importante consiste en lo que el alumno ya sabe. Averíguese esto y enséñese consecuentemente”.

Ausubel acuña, además del concepto de “*aprendizaje significativo*”, también el de “*organizadores previos*”, especies de puentes cognitivos que facilitan relaciones significativas entre los nuevos contenidos que se van trabajando. En términos generales, aunque actualmente puedan ser utilizados con fines muy diversos, los organizadores previos constituyen todo material que, con un buen nivel de abstracción, se utilicen para abrir un tema antes de la tarea de aprendizaje.

Sobre los mapas conceptuales, un interesante material que le sugerimos consultar y del cual, a continuación, extractamos un párrafo, es el de María Luisa Pérez Cabaní (1995).

Los mapas conceptuales

“Los mapas conceptuales tienen su origen en los trabajos que Novak y sus colaboradores de la Universidad de Cornell realizaron a partir de la Teoría del Aprendizaje Significativo de Ausubel.

Estos autores comparten la idea, ampliamente aceptada en la investigación educativa realizada durante los últimos años, de la importancia de la actividad constructiva del alumno en el proceso de aprendizaje, y consideran que los conceptos y las proposiciones que forman los conceptos entre sí son elementos centrales en la estructura del conocimiento y en la construcción del significado.

Entendiendo, pues, la necesidad de enseñar-aprender contenidos conceptuales de manera relacionada y comprensiva, Novak y Gowin (1984) proponen los mapas conceptuales como un recurso esquemático para representar un conjunto de significados conceptuales incluidos en una estructura de proposiciones, que tiene por objeto representar las relaciones significativas entre los conceptos del contenido (externo) y del conocimiento del sujeto, el cual manifiesta la necesidad de relacionar toda nueva información con los conocimientos previos. Sobre esta base, Novak interpreta que una representación conceptual en la cual se expliciten estas relaciones significativas debe facilitar la construcción del conocimiento”.

Los elementos fundamentales que componen un mapa conceptual son:

- **Los nodos o conceptos:** términos que representan atributos o expresan la regularidad en los acontecimientos o en los objetos. Todo concepto provoca en nosotros una imagen mental, por ejemplo “calor”, “enlaces” o “entalpía”.
- **Las oraciones o relaciones:** son proposiciones en las cuales se incluyen los conceptos unidos por palabras para formar una unidad semántica. A modo de ejemplo, son proposiciones: “los enlaces químicos almacenan energía”, “la entalpía está asociada al calor”, etcétera.
- **Los nexos:** son las palabras de enlace que se utilizan para unir los conceptos y para indicar el tipo de relación que se establece entre ellos. En los ejemplos anteriores, las palabras de enlace o nexos son “almacenan” y “está asociada” Los nexos pueden estar explícitamente escritos, o no, en el mapa.

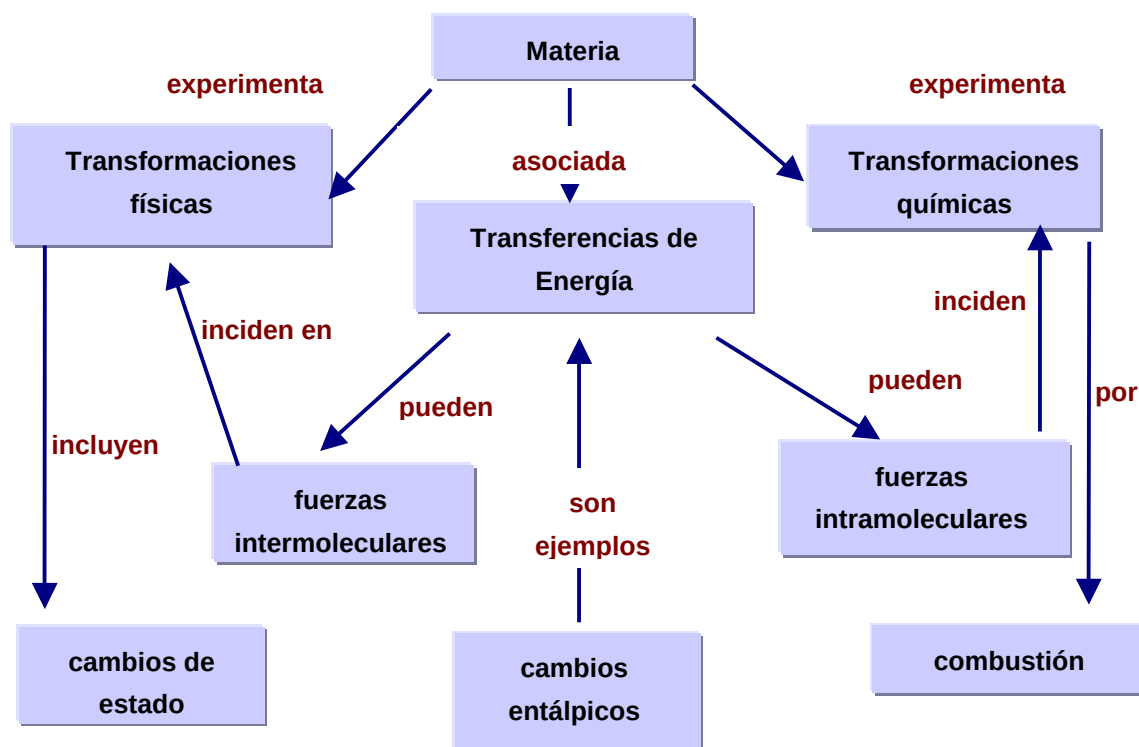
Los nodos o conceptos se encierran en círculos, óvalos o rectángulos, unidos entre sí mediante líneas o flechas. Sobre esas líneas, o atravesándolas, se ubican las palabras de enlace. Muchas veces se incluye sólo la más representativa, desechando verbos, artículos, etcétera. Si tomamos una de las oraciones anteriores, por ejemplo “la entalpía está asociada al calor”, el tramo de mapa conceptual que la incluyera podría ser:



Los mapas poseen una estructura jerárquica de conceptos. Ahora bien, ¿cómo armar un mapa?

“Para dibujar un mapa conceptual se impone, entonces, una restricción gráfica, por la cual los conceptos **supraordenados** – que son más abarcativos e inclusive – deben ubicarse en la parte superior del gráfico y, a medida que se desciende verticalmente por el mapa, se ubican los conceptos de jerarquía menor. De esta forma, el mapa conceptual es un modelo de representación de las relaciones entre conceptos que van desde lo **general** – parte superior del mapa – a lo **específico**”. Galagovsky Kurman (1996).

Veamos un ejemplo:



Observe, en el mapa adjunto, que se parte de un concepto muy general, la materia, presentado en el extremo superior, y se llega a conceptos de menor jerarquía como cambios de estado y combustión.

Estimado docente: si usted hubiera dispuesto del listado de conceptos utilizados, ¿construiría un mapa igual al presentado?.

Es muy probable que su respuesta sea negativa y, si así fuera, absolutamente válida, porque mapas y redes son subjetivos, personales.



APORTES Y SUGERENCIAS

Los modelos organizadores

“Si partimos del hecho comprobado de que un conocimiento aislado no puede existir (ya que carecería de sentido si no se relacionara con otros conocimientos), debemos considerarlo como inserto dentro de un sistema de conjunto que le confiere un significado y del cual sólo puede desligarse artificialmente, haciendo abstracción de los demás elementos que componen dicho conjunto. Para comprender la manera de pensar de una persona sobre un asunto determinado es necesario saber qué factores o elementos tiene en cuenta y valora en la situación en cuestión, qué valor o significado les atribuye y qué consecuencias o implicaciones tienen para esa persona los significados atribuidos, lo cual es lo mismo que decir que hay que saber cómo relaciona todo esto y qué conclusiones extrae de las relaciones que establece. Dos personas con una ideología diferente extraerán probablemente conclusiones muy diferentes de un mismo suceso político, ya que destacarán o darán realce a datos distintos, atribuirán a unos mismos datos significados diferentes y pueden llegar a sacar de todo ello consecuencias que les conduzcan a valoraciones diametralmente opuestas.

Este fenómeno que constatamos con gran frecuencia - basta para ello seguir un debate parlamentario - obedece a una forma de funcionamiento cognitivo mucho más frecuente de lo que podría parecer...”

“El pensamiento humano construye modelos de la realidad que son abstracciones de esta realidad que le permiten, a modo de mapas internos, moverse en el complejo universo que le rodea...”

“En la construcción de lo que denominamos modelos organizadores, la actividad cognitiva sigue una estrategia que consiste en seleccionar, de cualquier situación, aquellos datos que considera significativos - menospreciando los restantes como no significativos -, atribuirles un determinado significado - que no es necesariamente el mismo para diferentes observadores - y extraer de ello una serie de consecuencias o implicaciones.

El conjunto de todos los datos retenidos, de sus significados e implicaciones, se ve enriquecido por otros datos no directamente constatados ni transmitidos, pero que son inferencias que se consideran necesarias para dar coherencia al todo. La totalidad de los elementos que componen el modelo organizador constituye un conjunto o sistema que resulta coherente para cada sujeto, aunque pueda resultar incoherente para otros que no participen del mismo sistema.” (**Moreno Marimón**, 1996).

Aunque algunos investigadores señalan otras diferencias, las redes se diferencian de los mapas en la forma de jerarquizar los conceptos. En general se acepta (modelo de Ausubel - Luria) que la jerarquía de los nodos en una red conceptual se describe por el número de conexiones con otros nodos, y que estos son proporcionales a la cantidad de conexiones interneuronales que se establecen tras un aprendizaje significativo.

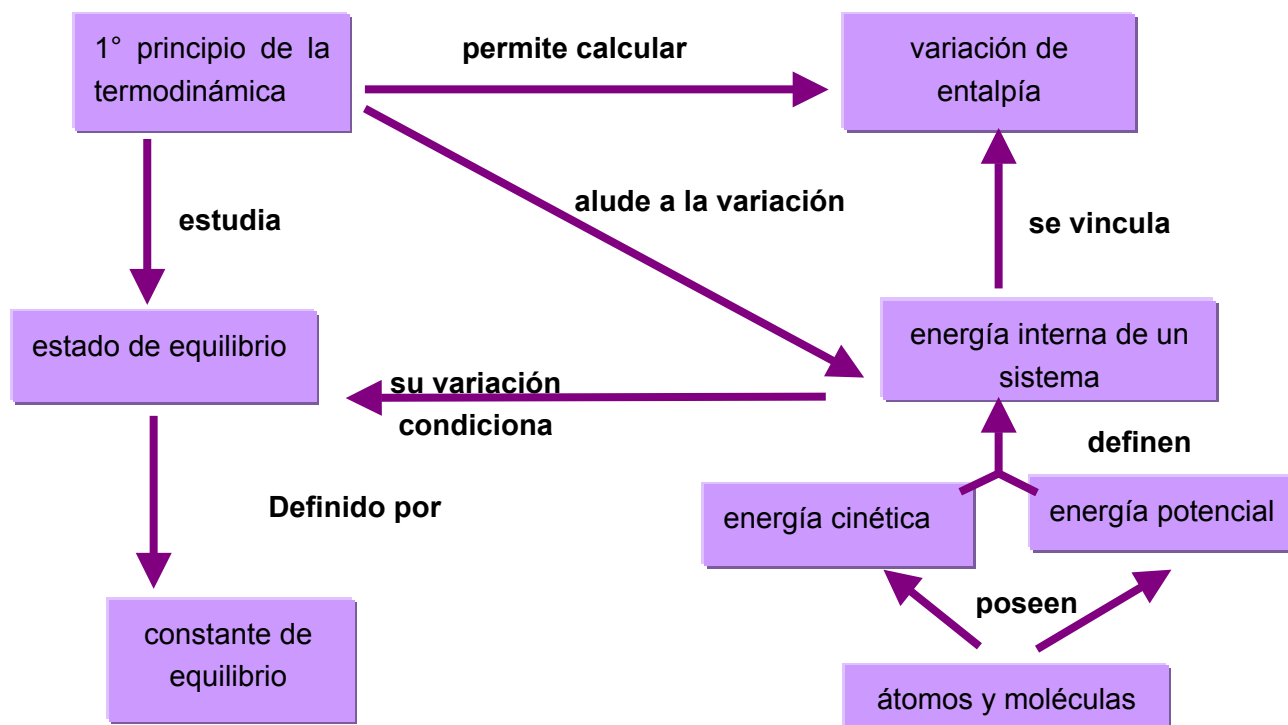
Sin embargo, a lo largo de este módulo, vamos a adoptar bajo la denominación de “redes conceptuales” diferentes tipos de diagramas semánticos, más sencillos, como se advierte al progresar en el trabajo con este material.

Las redes, diagramas de flujo que representan de manera esquemática conceptos centrales y relaciones de significado (Fumagalli, 1993), son valiosas herramientas para la enseñanza y el aprendizaje de contenidos conceptuales o de ideas básicas, que admiten usos diferenciados.

Las redes pueden ser construidas con la intencionalidad de:

- planificar una unidad didáctica,
- vincular una serie de conceptos,
- servir de disparador para indagar las ideas de los alumnos,
- trazar una ruta de aprendizaje,
- evaluar diferentes aprendizajes,
- establecer relaciones no previstas,
- reseñar los significados de un artículo o de libros de texto y/o
- vincular datos o procedimientos obtenidos a partir de actividades experimentales.

Ejemplos de redes pueden ser tanto el ejemplo presentado anteriormente como el que incluimos a continuación:



Es indudable que, en la red anterior, se podían haber incluido otros conceptos, vinculados al tema, y otras relaciones diferentes, según las variadas estructuras proposicionales que se quieran exponer.

En este caso, por ejemplo, algunas de las proposiciones que se quisieron presentar son:

- El primer principio de la termodinámica alude a la variación de la energía interna de un sistema.
- La energía interna sólo depende del estado presente del sistema.

Las redes, aunque puedan ser en un principio acotadas, tienen la ventaja de que siempre pueden ampliarse o modificarse, con nuevas relaciones que se construyen a partir de nuevas experiencias o de nuevas informaciones. Las redes deben ser inteligibles y no presentar errores conceptuales, respetando la estructura jerárquica particular de estos instrumentos.

Es bastante habitual que los docentes puedan leer sin dificultad los mapas y redes. Sin embargo, a la hora de construirlas, la situación suele complicarse.

No sabemos cuál es su caso. Por ello, ante la eventualidad de dificultades para la construcción de redes, le acercamos una sugerencia que nos resulta útil y sencilla.

- En principio, es fundamental armar un listado con los conceptos que se quieren incluir. Conviene, si no hay mucha experiencia previa con el manejo

de estos instrumentos, comenzar por una pequeña cantidad: 6 a 10 conceptos.

- A continuación, escribir las oraciones más representativas que permitan ir vinculando los conceptos de a pares.
- Luego, escribir cada uno de los conceptos en pequeños trozos de papel. En otros, con otro color, escribir las palabras de enlace.
- Ubicar todo sobre una mesa y empezar a distribuir los papeles, teniendo presente las oraciones seleccionadas.
- Tratar de visualizar otras relaciones no previstas, si es posible incluirlas.
- Organizar el conjunto, moviendo los papeles, hasta que cada concepto vaya encontrando su lugar dentro de la red.
- Reproducir en un papel la red obtenida.

Mapas y redes son herramientas que facilitan el aprendizaje significativo y funcional, por lo tanto, es fundamental introducir su lectura y fomentar su comprensión y posterior construcción en el aula de química del polimodal.

La meta es que los alumnos no sólo hagan un uso estratégico de los mismos, sino que, también, sean capaces de decidir, autónomamente, la conveniencia o no de su utilización.



APORTES Y SUGERENCIAS

El aprendizaje de mapas y redes

“Por otra parte, tampoco podemos olvidar que el uso estratégico de los mapas conceptuales no se aprende espontáneamente, sino que se debe enseñar y aprender en el contexto del aula. Teniendo en cuenta la estrecha relación entre las estrategias de aprendizaje y las estrategias de enseñanza, la manera en que el profesor presente el conocimiento, la cantidad y tipo de información que ofrezca, las preguntas que formule o el método de evaluación que utilice, pueden favorecer en mayor o menor medida el desarrollo y la utilización adecuada de las estrategias de aprendizaje. Este proceso, en el que la función mediadora del profesor se centra en ayudar a los alumnos a tomar las decisiones que requiere el uso estratégico de los mapas conceptuales, se puede favorecer a través de la utilización progresiva de algunos métodos de enseñanza que permitirán el paso del control del profesor al control del alumno en el uso de los mismos.

En un primer momento, cuando los alumnos desconocen los mapas conceptuales, el profesor puede ofrecer una explicación directa de su construcción, de sus características y de las posibilidades que ofrecen; de esta manera, facilitará que los alumnos adquieran conocimiento respecto de su utilización, aunque las decisiones en este momento recaigan

principalmente en el profesor. Cuando los alumnos ya conocen los mapas conceptuales y saben cómo construirlos, se puede utilizar el modelamiento metacognitivo, que consiste en que el profesor, mientras va construyendo un mapa conceptual (sobre un tema que interese a los alumnos, o a partir de un concepto directamente relacionado con la asignatura que imparte), vaya expresando verbalmente su propio proceso de reflexión, argumentando las decisiones que toma, cómo soluciona los problemas que van surgiendo, etc. De esta manera, pone de manifiesto que sus decisiones no son accidentales, sino planificadas e intencionales”. (Pérez Cabaní, 1995)

Usted ya se encuentra en condiciones de intentar resolver las actividades que le proponemos a continuación.



ACTIVIDAD N° 12

1. Tome uno de los libros de texto que recomienda a sus alumnos para el curso de química o físico-química que desarrolla habitualmente. Busque en el mismo diferentes organizadores de la información. Clasifíquelos y trate de analizar los objetivos y la oportunidad de su inclusión.
2. En ese texto o en otros, seleccione un mapa y una red. Analícelos buscando similitudes, diferencias y características de cada uno. Por ejemplo: ¿los nodos corresponden sólo a conceptos o van acompañados de otras palabras (adjetivos, verbos, etc.)?, ¿hay leyendas entre los nodos?, ¿para unirlos se utilizan vectores dirigidos, o simplemente líneas?
3. Seleccione algunos de los conceptos desarrollados en la sección *Las energías intramoleculares e intermoleculares*, de este mismo capítulo y con ellos trate de armar una red o un mapa.

Ya hemos destacado el carácter subjetivo y particular que poseen los organizadores de la información. Por ello, la única sugerencia que le podemos acercar es que, al finalizar, contraste la producción con los componentes de su equipo de trabajo u otros colegas de su institución.

Y ahora, en los textos siguientes, le proponemos una reflexión sobre su trabajo profesional y una aproximación a las ideas e interpretaciones actuales referidas a la problemática de la evaluación.

La evaluación en la clase de química

Primera parte

Es indudable que si se quiere avanzar en un proyecto educativo que esté asociado a una práctica pedagógica más rica y reflexiva, una de las preocupaciones básicas de la tarea tiene que estar vinculada con la evaluación. Por ello, nos parece oportuno empezar el tratamiento de este tema, consultándole sobre estas cuestiones.

Con seguridad, usted se habrá cuestionado en muchas oportunidades algunos aspectos de la evaluación, tanto al planificar su proyecto de trabajo como al desarrollar las diferentes unidades didácticas. Incluso, es muy factible que haya sido testigo de cuestionamientos similares, emitidos por colegas de la misma o de otras instituciones.

Por ello, nos parece positivo que rastree y explicité sus ideas..



ACTIVIDAD N° 13

1. Rememore sus vivencias y trate de elaborar respuestas a las siguientes preguntas:
 - a) ¿Por qué considera usted que evalúa?
 - b) ¿Para qué lo hace?

Registre los resultados de esta indagación porque este registro le permitirá tener un panorama general de sus ideas, previo al tratamiento del tema. También puede compartir sus comentarios con pares de su institución o integrantes de su grupo de trabajo, para ver si hay coincidencias o diferencias.

En líneas generales, es posible afirmar que la evaluación en sí misma se ha constituido en una paradoja, porque si bien ocupa buena parte del trabajo del aula, **la problemática de la evaluación no ha entrado al aula**, por lo menos no de manera deseable.

Esto significa que la mayoría de nosotros, los docentes, arrastramos preconcepciones sobre la evaluación que nos hacen encarar esta actividad desde posturas que, muy probablemente, no concuerdan con nuestro modelo didáctico o que pertenecen a concepciones sobre la ciencia diferente de la que sustentamos habitualmente y que suelen resultar un impedimento para el normal desenvolvimiento del proceso de enseñanza y de aprendizaje. Incluso, aunque se puede tener un buen discurso, es frecuente la existencia de fuertes contradicciones entre “lo que se dice al respecto” y la práctica cotidiana, “lo que verdaderamente sucede en el aula”. Situación

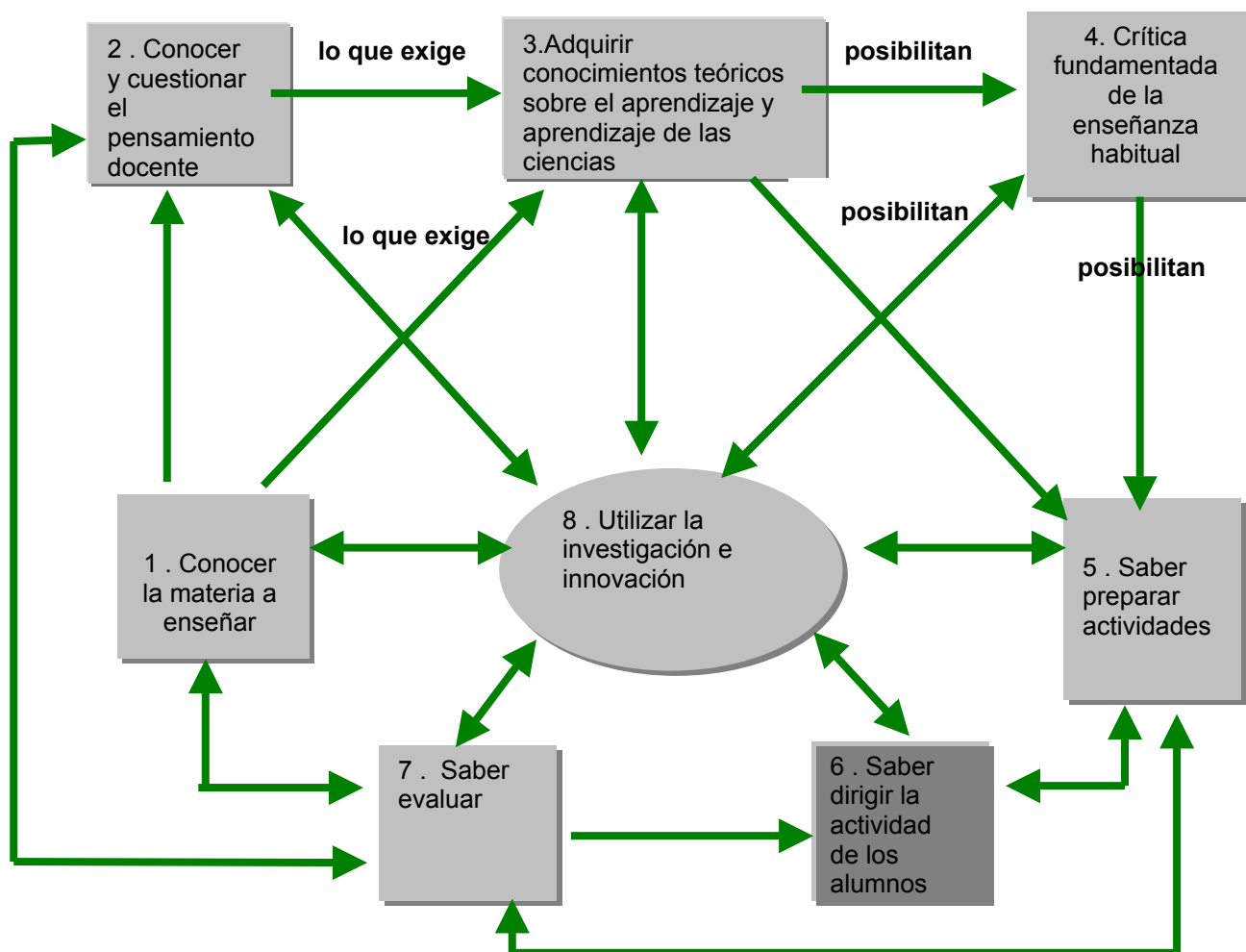
muy generalizada, que se agrava sustancialmente en el campo de las disciplinas científicas, por ejemplo, en el aula de química.

“Cada vez más, la investigación sobre la enseñanza de las ciencias viene llamando la atención sobre el hecho de que el profesorado mantiene un conjunto de ideas y comportamientos docentes ‘espontáneos’ deudores del modelo de enseñanza por transmisión-recepción, generalmente criticado pero todavía predominante. El hecho de que estas ideas y comportamientos puedan ser un obstáculo para la renovación de la enseñanza está generando una abundante investigación dirigida explícitamente a identificarlas y, también, a proponer vías para su superación”. (Sánchez, Gil Pérez y Torregrosa, 1995)

Existen resabios de un discurso sobre la evaluación que presenta fuertes obstáculos epistemológicos que reflejan las premisas positivistas y pragmáticas que lo apoyan. Esto se ve con claridad en algunas prácticas docentes en las cuales la evaluación siempre se presenta al final de una unidad o un capítulo; cuyo objetivo es obtener un valor numérico que, de alguna manera, pretende establecer una valoración sobre el aprendizaje de contenidos conceptuales, que el docente juzga oportuno creer que debieron ser adquiridos.

Ángel Díaz Barriga (1991) opina que el problema de la evaluación subsistirá hasta que se produzca una ruptura epistemológica y se instale otro paradigma. Paradigma que acepte, entre otros aspectos, que la evaluación es una actividad social, que involucre la indagación sobre los procesos de aprender y de enseñar, tratando de comprenderlos, y que rebasa la visión reduccionista de atender sólo algunos resultados del aprendizaje.

Para que usted comprenda mejor lo que acabamos de expresar, le proponemos volver a retomar el cuadro que presentamos en el **Capítulo 2: qué hemos de saber y saber hacer los profesores de ciencias**.



En el cuadro, los autores de este módulo destacamos el punto 7, referido a “evaluar”. Nuestro propósito es que pueda observar mejor de qué manera, este punto está relacionado con todos los otros saberes que abarcan la práctica docente. Respecto de este “saber hacer docente”, Gil Pérez (1992) destaca cuáles a su criterio, las preconcepciones docentes más arraigadas en la comunidad docente.

- Resulta fácil evaluar las materias científicas con objetividad y precisión (debido a la naturaleza misma de los conocimientos evaluados).
- El fracaso de un porcentaje significativo de alumnos es inevitable en materias difíciles como las de ciencias, que no están al alcance de todo el mundo. Por ello, un profesor que aprueba mucho convierte la asignatura en “una maría” que los alumnos no estudian ni valoran. En particular conviene ser muy exigente al principio del curso, para evitar que los alumnos se confíen.

- Ese fracaso de un porcentaje elevado de alumnos es atribuible a factores externos a la escuela: capacidad intelectual, ambiente familiar, etcétera.
- Una prueba bien diseñada ha de ser discriminatoria y producir una distribución de las notas de tipo gaussiano, centrada en el cinco.
- La función esencial de la evaluación es medir la capacidad y el aprovechamiento de los alumnos, asignándoles una puntuación que sirva de base objetiva para las promociones y selecciones.

¿Cómo vincularía estas preconcepciones docentes con la imagen de ciencia que presentamos anteriormente?

Seguramente, usted acordará con nosotros que las ideas que Gil Pérez destaca se relacionan con la concepción de ciencia, con el modelo de escuela, con la visión que los docentes posean respecto del por qué enseñar ciencias en la escuela. Concepciones que se concretan a través de la selección de los contenidos, los modos de organización de la tarea, la propuesta de actividades, la enseñanza en o fuera de contextos CTS, y, obviamente, en la forma de encarar la problemática de la evaluación.

A partir de este análisis crítico, se advierte la necesidad de un profundo replanteo de las funciones y formas de la evaluación.



APORTES Y SUGERENCIAS

La “supuesta objetividad” de la evaluación

Seguramente usted, como nosotros, ha atesorado una cantidad de anécdotas vinculadas a la evaluación que contradicen, desde lo vivido cotidianamente, la “supuesta objetividad” de la evaluación de las disciplinas científicas. Por ejemplo, pruebas de física o de química evaluadas por diferentes profesores, que reciben diferentes y muy variadas valoraciones, que pueden determinar o no la promoción de un alumno. Por otra parte, tanto en la bibliografía acumulada sobre el tema como a partir de nuestra experiencia docente de muchos años, conocemos o hemos visto, y sin duda nos hemos gratificado, con el denominado “efecto Pigmalión” por el cual un alumno, considerado brillante, que no lo era en un principio ¡terminó siéndolo! en virtud del esfuerzo volcado sobre él. Como usted recordará, Pigmalión era un legendario rey de Chipre que se enamoró perdidamente de una estatua que él mismo había esculpido. Cuenta la mitología que la diosa Afrodita, conmovida por este amor, da vida a la estatua para que Pigmalión pueda casarse con ella.

De manera similar, aunque generando condiciones más injustas, otros alumnos fueron sometidos a valoraciones descalificadoras, no merecidas, y no pudieron remontar la situación. Además, la pretendida objetividad deja de lado aspectos nucleares de la

propia metodología científica, entre ellos los diseños experimentales, las interpretaciones alternativas, la elaboración de hipótesis, la posibilidad de dar lugar a un pensamiento divergente y, por supuesto, todos los temas de debate, incluidas las interacciones CTS.

En este contexto, resulta fácil comprender que para revisar nuestras ideas respecto de la evaluación es importante comenzar por los cuestionamientos, más antiguos pero más significativos, sobre los cuales usted ya contestó:

- ¿Por qué evalúo?
- ¿Para qué evalúo?

Obviamente, para lograr el cambio de paradigma, no basta con conseguir superar la inercia de soslayar estos cuestionamientos. Hay que trabajar las respuestas que podamos brindar, a la luz de algunas teorías que nos acompañen en este esfuerzo.

En nuestro país, un equipo de profesionales de reconocida solvencia: Margarita Poggi, Alicia Bertoni y Marta Teobaldo (1995) han elaborado un interesante trabajo, que le recomendamos leer, acerca de la evaluación en general y las intenciones que subyacen en esta acción. En él, estas especialistas señalan que la pregunta **¿por qué evalúo?** tiene la intención de dar cuenta de la **concepción de evaluación que se posee**.

Las respuestas dadas a este cuestionamiento, entre otras, podrían ser:

- para medir o verificar,
- para apreciar,
- para comprender mejor y/o
- para ayudar a superar obstáculos.

Veamos, entonces, a la luz de esta teoría de la evaluación, sustentada por las citadas autoras, cómo se pueden interpretar esas respuestas.

Cuando la respuesta es medir, podría ser determinar o también comprobar, se pretende controlar el desempeño o actuación. La evaluación, aquí, es un control, una inspección.

Si la respuesta es para apreciar, lo que se pretende es “*determinar el valor de una realidad con referencia a ciertos criterios preexistentes*”, por ejemplo, podría estar relacionada con un perfil que se espera encontrar, que puede ser independiente de la realidad. En este caso se compara lo que los alumnos han podido generar con lo que, de antemano, se esperaba de ellos.

La categoría más significativa, en este contexto, es la de evaluar para comprender o para ayudar a superar obstáculos. Intencionalidad que privilegia a los alumnos y a sus realizaciones porque intenta interpretar las diferentes maneras de resolver las situaciones planteadas y pone el acento en la consideración de sus errores como indicadores de problemas a descifrar. La evaluación orientada en este sentido, más que evaluar el cumplimiento de los objetivos, lo que hace es tratar de interpretar el por qué esos objetivos no fueron alcanzados y cómo revertir, en términos didácticos, esta situación.

El otro cuestionamiento propuesto, ¿para qué evalúo?, también puede generar respuestas diferentes:

- para decidir quiénes aprueban,
- para promocionar,
- para saber qué saben los alumnos previamente y/o
- para saber si tengo que reorientar mi práctica.

Este cuestionamiento da cuenta de la preocupación de los resultados de la evaluación e implica decisiones a tomar: ¿qué hacer con esos resultados?. En efecto, cualquiera sea la forma que adopte, la evaluación implica un uso social: decisiones y acciones generadas por ella que impactan a muchas personas. Por ejemplo, las dos primeras respuestas implican que los resultados obtenidos van a ser utilizados para tomar decisiones asociadas a la promoción. En cambio, las últimas dos respuestas pueden involucrar decisiones referidas a la selección o reorganización de contenidos, a la revisión del tratamiento didáctico utilizado, a la investigación de los problemas del aprendizaje, a modificaciones en la propia práctica, etcétera.

La evaluación siempre se relaciona con un contexto de decisiones.

¿Coincide con esta afirmación?

Seguramente, usted como docente ha reparado en que la evaluación, como integrante del proceso de enseñanza y de aprendizaje, es una práctica compleja y un arma poderosa porque no sólo decide sobre las prácticas del aula sino, también sobre el futuro inmediato de los alumnos evaluados.

No obstante su importancia, no todos los docentes son reflexivos respecto de estas características. Así, es frecuente que muchos de ellos utilicen formas evaluativas de alta jerarquía sin saber que lo están haciendo. Por ejemplo, ¿cuántos casos conoce en su entorno inmediato de docentes que, en la interacción cotidiana con sus alumnos, relevan información y van reajustando su accionar, casi sin darse cuenta, generando mejores condiciones para el aprendizaje de sus alumnos?. Estas formas implícitas de evaluación son muy frecuentes en las aulas de nuestras escuelas.

Tomar conciencia de todas las cuestiones presentadas puede incidir en la resignificación de la evaluación como uno de los momentos, de la práctica cotidiana, de profunda intencionalidad pedagógica.

Por otra parte, la clarificación de la intencionalidad de la evaluación que estamos proponiendo también permite comprender la necesidad de su inclusión en diferentes momentos de la práctica docente. Así, no presentan la misma intención una evaluación diagnóstica que pretende indagar qué es lo que saben los alumnos, que una **evaluación formativa**, en **proceso**, o una **evaluación sumativa**. Las variadas características que puede ir tomando la evaluación se derivan de las diferentes necesidades que van surgiendo en ese proceso de enseñar y de aprender.

En este punto puede resultar de interés analizar el cuadro que se incluye a continuación, relacionado con las características que toma la evaluación según las necesidades de las que emana.

Frente a la necesidad de:	Surgen estrategias que pueden denominarse:	Que involucran decisiones asociadas a:
Revisar las concepciones y competencias que posee el grupo. Conocer lo que los alumnos ya saben sobre el tema que se va a abordar. Anticiparse a las dificultades.	Evaluación diagnóstica o inicial.	Los procesos de intervención docente. La selección y secuenciación de contenidos a desarrollar y de estrategias didácticas a implementar. Modificaciones curriculares.
Conocer la evolución del proceso de aprendizaje. Rastrear los obstáculos y potenciar las fortalezas u oportunidades que se les presentan a los alumnos. Revisar las metodologías de trabajo docente.	Evaluación en proceso o formativa.	Ajustes y reorientaciones de los procesos de intervención docente. Reorganización de contenidos. Elaboración de propuestas didácticas alternativas. Procesos personalizados de apoyo.
Conocer las dimensiones alcanzadas por el proceso de aprendizaje al terminar un bloque o unidad. Ponderar los tipos y grados de aprendizajes en virtud de los objetivos y propósitos de los contenidos seleccionados.	Evaluación final o sumativa.	Valoraciones personalizadas que reflejen el grado de aprendizaje realizado. Certificaciones. Promociones.

Por todo lo expresado, es fácil interpretar que **la evaluación debe estar presente a lo largo de toda la práctica pedagógica, en cada uno de sus momentos**, porque permite *“ajustar la ayuda pedagógica a las características individuales de los alumnos mediante aproximaciones sucesivas y porque determina el grado en que se han conseguido las intenciones del proyecto”*. (Coll, 1991).

No obstante, lo presentado hasta este momento está incompleto. Faltan dos cuestionamientos imprescindibles que abordaremos en el próximo capítulo de este módulo, y que se refieren a qué evaluar y cómo hacerlo.

Antes de abandonar esta sección, le recomendamos realizar la siguiente actividad:



ACTIVIDAD N° 14

1. Relea las ideas que consignó, al comienzo, frente a las preguntas ¿por qué evaluó? y ¿para qué lo hago?
 - a) Analícelas a la luz de la información y comentarios anteriores.
 - b) ¿Modificaría algo, ahora?. ¿Por qué?

Como dijimos varias veces, iremos retomando los temas tratados hasta aquí, tanto los disciplinares como los pedagógico - didácticos, en el último capítulo de este módulo, el N° 4, referido a la velocidad de las transformaciones químicas, y en los capítulos del módulo La química ambiental.

Ahora, si ya no lo ha realizado, puede acceder a la sección de Actividades experimentales.

Referencias bibliográficas

- Aldabe, S., Aramendía, P. Lacreu, L. (1999)** *Química 1: Fundamentos*. Buenos Aires, Ediciones Colihue,
- Alonso, M., Gil Pérez, D. y Martínez Torregrosa, J. (1995).** *Concepciones docentes sobre la evaluación en la enseñanza de las Ciencias*. Alambique N° 4. Editorial Graó. Barcelona. Abril.
- Asimov, I. (1966).** *Breve Historia de la Biología*. Buenos Aires. Eudeba.
- Bernal, J. (1967).** *Historia Social de la ciencia*. Barcelona. Editorial Península.
- Bertoni, A; Poggi, M y Teobaldo, M. (1995).** *Evaluación. Nuevos significados para una práctica compleja*. Kapelusz.
- Butt, R. y col. (1992)** El uso de historias de profesores para la investigación, la enseñanza, el desarrollo del profesor y la mejora de la escuela, en: Marcelo, C. Y Mingorance, P. (Eds.): *Pensamiento de profesores y desarrollo profesional*, Publicaciones de la Universidad de Sevilla.
- Candás, A. Fernández, D., Gordillo, G., Wolf, E. y Fumagalli, L. (2000).** *Química. Estructura, propiedades y transformaciones de la materia*. Buenos Aires, Estrada Polimodal.
- Candás, Fernández, Gordillo, Rubinstein, Tignanelli y Wolf (2001).** *Física y Química. Propiedades y transformaciones de la materia y la energía*. Buenos Aires. Editorial Estrada.
- Cárdenas, F.A., C.A. Gélvez (1998).** *Química y Ambiente 1*. Santafé de Bogotá, McGraw-Hill Interamericana.
- Coll, C (1991).** *Psicología y Currículum*. Buenos Aires, Paidós.
- Chalmers, A (2000).** *¿Qué es esa cosa llamada ciencia?*. Madrid, Siglo XXI Eds.
- Díaz Barriga, A. (1991)** *Didáctica y Currículum*. México, Huevomar.
- Drewes, A. y col (1999).** *La estructura de los programas de investigación científica y el trabajo de aula en Química: un estudio experimental*. Memoria de Inclusión Plural. Oaxtepec, México, II Encuentro Iberoamericano de Colectivos Escolares que Hacen Investigación desde su Escuela. México, Publicaciones de la Universidad Pedagógica Nacional, pp. 66 a 73.
- Driver, R., Guesne, E. Y Tiberghien, A. (1999)** *Ideas científicas en la infancia y la adolescencia*. Madrid, Ministerio de Educación y Cultura, Ediciones Morata S. L.

Ellis, A.B.; Geselbracht, M.J.; Johnson, B.J.; Lisensky, G.C.; Robinson, W. R. (1993). *Teaching General Chemistry. A material Science Companion.* American Chemical Society.

Facorro Ruiz, L. A. (1980). Curso de Termodinámica. Buenos Aires, Ediciones Melior.

Fumagalli, L. (1993) *El desafío de enseñar ciencias naturales.* Buenos Aires. Editorial Troquel.

Ford, L.A. (1993) *Chemical Magic.* Dover Publications Inc.

alagovsky Kurman, L (1996). *Redes conceptuales. Aprendizaje, comunicación y memoria.* Buenos Aires. Lugar Editorial.

Gray, H.B (1970). *Electrones y enlaces químicos.* Reverté.

Halperín Donghi, L. (1967) *Lavoisier.* Buenos Aires. Centro Editor de América Latina. 1967.

Hill, T.L. (1966) *Lectures on Matter and Equilibrium,* New York, Ámsterdam, W.A.Benjamín Inc.

Kuhn, T. S. (1962). La estructura de las revoluciones científicas. México – Buenos Aires, Fondo de Cultura Económica.

Lawrence, C; Rodger, A.; Compton, A. (2000). *Fundamentos de Química Física.* Eudeba.

Lemke, J. L. (1993). Talking science: language, learning and values. New Jersey, Norwood, Ablex Publishing Corp.

Mayr, E. (1998) *Así es la Biología.* España. Ed. Debate.

Mellado Jiménez, V. (1998) *La enseñanza de la energía por profesores de ciencias con distinta formación inicial.* Universidad de Extremadura, España. Publicado en Revista de Enseñanza de la Física. Volumen XI, N° 2. Buenos Aires. Noviembre.

Moreno Marimón, M. (1996). *De las estructuras a los modelos organizadores.* Barcelona. Cuadernos de Pedagogía / N.º 244 / Febrero.

Mortimer, C.E. (1983). *Química.* Grupo Editorial Iberoamérica.

Nieda, J. ; Macedo, B. (1997). *Un currículo científico para estudiantes de 11 a 14 años.* Santiago de Chile. OEI. UNESCO.

Pérez Cabaní , M. L (1995). *Los mapas conceptuales.* Cuadernos de Pedagogía N° 237.

Porlán Ariza, R.; Martín del Pozo, R. (1996). *Ciencia, profesores y enseñanza: unas relaciones complejas.* Alambique N°8. Barcelona, España. Editorial Graó.

Pozo, J.I., Gómez Crespo, M.A. (1998). *Aprender y enseñar ciencia*. Madrid, Ed. Morata.

Raviolo, A. (1999). Color y enseñanza en equilibrio. *Revista Educación en Ciencias*, Vol. 3 N° 8. Universidad Nacional de Gral. San Martín, Licenciatura en Enseñanza de las Ciencias.

Sánchez Blanco, G. y Valcárcel Pérez, M.V. (1993) *Diseño de unidades didácticas en el área de las Ciencias Experimentales*. Barcelona, España. Enseñanza de las Ciencias, 11 (1).

Actividades experimentales

La propuesta de actividades que incluimos a continuación, en forma complementaria a todo lo trabajado sobre la problemática de los cambios energéticos en las transformaciones químicas, pretende ofrecerle distintas opciones de trabajos experimentales para que usted pueda seleccionar los que se adapten mejor al nivel evolutivo de sus alumnos y a su propia realidad institucional.

Las actividades se presentan sin especificar la forma de presentación o el tratamiento didáctico que, sin duda, necesitan.

- Las dos primeras actividades propuestas pueden ser realizadas en un laboratorio común, medianamente equipado.
- Las dos siguientes, superando algunas dificultades ocasionadas por el acarreo de materiales, pueden ser realizadas en un aula acondicionada para tales efectos.
- La última de las actividades propuestas puede servir de nexo entre los contenidos vinculados a cambios energéticos y los relacionados con la reversibilidad de algunas transformaciones químicas.



ACTIVIDAD N° 1

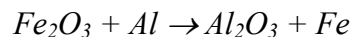
Reacción de la termita

Una manera muy espectacular de ilustrar el concepto de calor de reacción es la reacción de la termita (Ford, 1993). Reacción que debe ser probada previamente por el docente para evaluar la posibilidad o no de ser utilizada como una demostración o una actividad grupal. En ambos casos recomendamos extremar las precauciones, debido a la gran cantidad de energía que se genera en este proceso.

Se necesita una maceta de terracota, con un orificio en su base. En ella se coloca una mezcla de óxido de hierro (Fe_2O_3) y aluminio, no demasiado molida. Sobre esta mezcla se coloca una nueva mezcla de los mismos componentes, pero más finamente molidos y mezclados. Finalmente se cubre la mezcla con una capa de permanganato de potasio (KMnO_4). La maceta se soporta sobre un aro metálico que se sostiene de un soporte universal. Unos 40 cm debajo de la maceta se coloca un tacho con arena.

Al verter glicerina ($\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$) sobre el KMnO_4 comienza la oxidación de la misma produciendo humos y eventualmente la formación de llamas. El calor

desprendido en esta reacción origina la ignición de la mezcla de Fe_2O_3 y Al, produciendo la reacción:



Reacción que es fuertemente exotérmica, por lo cual, luego de unos segundos, se puede observar hierro fundido que chorrea por el agujero de la base de la maceta y cae sobre la arena. El experimento permite analizar el tipo de transformación química, el papel del Al como agente reductor muy fuerte y comprobar que, efectivamente, se trata de una reacción fuertemente exotérmica.

A partir de estas observaciones experimentales, puede ser útil proponer al grupo de clase que haga una estimación del calor liberado. Para ello, es necesario calcular la cantidad de calor necesaria para calentar la masa de Fe colectada sobre la arena (pesarla en una balanza) desde la temperatura ambiente hasta la temperatura de fusión, y añadir a este valor el valor del calor de fusión del Fe. Es interesante comparar este cálculo aproximado con la magnitud de entalpía de la reacción calculada con datos de tabla o manuales de laboratorio. Puede proponer a cada equipo que presente un informe de las observaciones experimentales, los cálculos realizados y la interpretación de los resultados, incluyendo un cuestionario para investigaciones posteriores con preguntas como:

- ¿Cuál es la ecuación química balanceada que representa la oxidación de glicerina por $KMnO_4$? ¿Ocurre directamente la oxidación a CO_2 , o hay productos intermedios?
- ¿Cómo puede comprobarse que el metal fundido es hierro y no aluminio? Indicar posibles reacciones de reconocimiento que puedan hacerse contando solamente con los reactivos disponibles en el laboratorio.



ACTIVIDAD N° 2

Determinación del equivalente mecánico del calor

Para esta actividad de laboratorio, es necesario construir un dispositivo calorimétrico (Facorro Ruiz, L. A., Curso de Termodinámica, Buenos Aires, Ediciones Melior 1980, pág. 21), llenando un recipiente termostatzado (por ejemplo una lata de duraznos rodeada por una camisa de Telgopor) con una masa de agua pesada con exactitud (por ejemplo, 500 gramos).

Luego, se pueden practicar 4 orificios en la tapa del recipiente, para insertar un termómetro (escala de 0 a 100°C) un agitador y dos cables, y conectar los extremos de una resistencia de valor conocido (20 ohm, o una caja de décadas), a dos cables, pasando estos por los orificios exteriores de la tapa del calorímetro. Luego, hacer una conexión en paralelo desde uno de los cables hacia un voltímetro y del otro hacia un amperímetro, conectando el cable de salida del voltímetro al polo negativo de una batería de 12 voltios y conectando el amperímetro al polo positivo de la batería, con la tapa del calorímetro cerrada.

A partir del valor de la intensidad de corriente I medida en el amperímetro durante un tiempo t (en segundos), es posible calcular el trabajo eléctrico W (en joules) entregado por la resistencia R , usando la ecuación:

$$W = R I^2 t$$

Por otra parte, a partir de los datos anteriores y utilizando la ecuación general de la calorimetría:

$$Q = m c_e \Delta t$$

es factible calcular el calor Q en Joules, recibido por la masa de agua m de calor específico $c_e = 1 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$, a partir del cambio de temperatura Δt leído en el termómetro.

A partir de este experimento se puede solicitar, a los alumnos, la presentación de un informe con:

- los datos experimentales recogidos tabulados (por ejemplo, valores del trabajo W para diferentes valores de tiempo t y valores de calor Q para distintos intervalos térmicos Δt);
- las representaciones gráficas correspondientes (por ejemplo W vs. t) y
- la interpretación de resultados y las justificaciones acerca de las posibles diferencias entre los valores experimentales de Q y W y los esperados.



ACTIVIDAD N° 3

Cristalización exotérmica

La cristalización exotérmica de soluciones sobresaturadas de acetato de sodio se utiliza en la práctica para generar bolsas térmicas que pueden utilizarse para calentar los pies en los días de frío. Estas bolsas plásticas contienen una solución de acetato de sodio sobresaturada. Cuando uno desea rescatar la energía almacenada en esta solución induce la cristalización de la sal mediante un dispositivo metálico inmerso en la misma bolsa, lo que genera la rápida cristalización y una elevación de temperatura importante. La bolsa puede ser reutilizada si se coloca en una olla con agua caliente que permita la redisolución de la sal. Luego se deja que la bolsa tome temperatura ambiente y está lista para ser usada por cualquier friolento.

Una demostración sencilla de este efecto puede hacerse en el laboratorio utilizando una de estas bolsas. Si no se dispone de ellas se puede partir de una solución sobresaturada de acetato de sodio y unos cristallitos de la misma sal. Se desparraman unos pocos cristales sobre la mesada y se vierte lentamente la solución sobresaturada sobre los mismos. Se observa el cambio de color de la solución al comenzar la cristalización del acetato de sodio y la formación de una figura vertical de sal sólida que crece en altura a medida que volcamos la solución. Es conveniente arrimar un termómetro a la pila sólida para medir la temperatura del sistema y cuantificar la magnitud del cambio entálpico.



ACTIVIDAD N° 4

Conductividad eléctrica en soluciones de electrolitos y en cristales iónicos

Los procesos incluidos en este capítulo, relacionados con la conducción eléctrica en cristales, pueden desarrollarse en el laboratorio recurriendo a un experimento sencillo que ponga de manifiesto la conducción eléctrica de la solución acuosa de NaCl, y el carácter no conductor del correspondiente cristal.

Para ello se puede usar un simple tester digital y como electrodos se pueden usar dos lápices, a los que se les saca punta en ambos extremos para dejar expuesto el grafito conductor. Usando una pila común, se aplica una diferencia de potencial y se

observa la corriente que circula por el tester cuando los lápices se colocan en el cristal, en el agua pura y en la solución de NaCl.

En caso de no disponer de tester, la experiencia puede hacerse con una lamparita eléctrica de bajo consumo.

De disponerse de crisol de porcelana y mufla, se puede fundir sal y repetir la medición sobre la sal fundida. Es interesante discutir con el grupo de clase la justificación de la aparición de conductividad eléctrica en la sal fundida (líquida), estimulando una discusión en la que los equipos acuerden sobre hipótesis concretas y las pongan a prueba con nuevos experimentos.

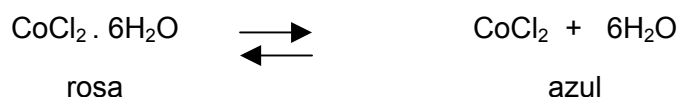


ACTIVIDAD N° 5

Fabricación de papeles indicadores de agua

Una interesante actividad que permite analizar los intercambios energéticos y, además, presentar el tema de las reacciones reversibles es la deshidratación, y posterior adición de agua, del $\text{CoSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, compuesto que puede conseguirse con facilidad en ferreterías, viveros, etcétera. Esta actividad es recomendable especialmente en los casos en los que no se tenga acceso a un gran equipamiento o a cantidad y variedad de reactivos. Si, en cambio, se dispone de una amplia diversidad de reactivos, con los mismos objetivos, es posible realizar algunos ensayos con cloruro de cobalto (II), extremando las precauciones del caso, ya que se trata de una sustancia tóxica. El cloruro de cobalto (II) anhidro es azul y forma con el agua iones complejos de color rosa.

Aunque existen variadas interpretaciones sobre estos complejos (Raviolo, 1999), es posible aceptar que el fenómeno puede expresarse simplemente de la siguiente manera:



Como este fenómeno es el que se aprovecha para fabricar objetos de adorno (pintándolos con esta sustancia) que se utilizan como medidores de la humedad ambiente (caballitos de mar, por ejemplo), es posible presentar, a los alumnos, uno de estos objetos y un tubo conteniendo la solución rosa, y luego sugerirles que discutan y

diseñen un experimento que permita demostrar que lo que el dispositivo realmente detecta es la variación de humedad ambiente, dentro de ciertos límites.

Una aplicación interesante sería la de poder preparar papeles indicadores para el agua. Para ello basta con sumergir, con ayuda de una pinza, tiritas de papel blanco en la solución rosa del $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Luego, secar los papeles flameándolos por encima de una llama, en esas condiciones se produce el pasaje a la forma anhidra y el cambio de color al azul. Los papeles, así preparados, se deben guardar en frasco bien cerrado para utilizarlos para el reconocimiento de agua (por ejemplo, para reconocer el agua liberada durante el calentamiento del $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$).

Actividades de evaluación parcial

En esta sección se encuentra una breve selección de actividades, algunas netamente disciplinares y otras que integran el campo de la química con su potencial tratamiento didáctico. Actividades que deben ser realizadas al terminar el trabajo con los diferentes contenidos del capítulo, cuando ya se ha adquirido una visión global de la problemática desarrollada.



Utilizando la factura de gas que recibe en su casa, calcule la cantidad diaria de energía que interviene en las combustiones de su hogar.

Para simplificar este cálculo suponga:

- a) que el gas natural está formado exclusivamente por metano;
- b) imagine que este gas se comporta como un gas ideal, y que por lo tanto obedece a la ley:

$$p V = n R T$$

Arme dos organizadores de la información. Uno de ellos para algunos de los conceptos desarrollados en el tratamiento de los cambios energéticos y el otro para los presentados a través del apartado referido a la evaluación.

Clave de respuestas

A continuación, le acercamos algunas respuestas vinculadas con las actividades que usted elaboró oportunamente.



ACTIVIDAD N° 6

Para resolver esta actividad, nuestra sugerencia es que revise el envase del producto seleccionado con el objeto de obtener el dato de cuántos gramos de glucosa contiene dicho jugo. Seguidamente, convierta esos gramos en moles de glucosa y, luego, multiplíquelos por el calor molar de combustión de la glucosa (expresado en Kcal/mol).



ACTIVIDAD N° 7

Contestamos la primera pregunta:

Para una reacción química, ΔE es el cambio de energía al producirse la reacción.

$$\Delta E = Q - P_{ext}\Delta V$$

Cuando se utiliza una bomba calorimétrica, la experiencia se realiza a volumen constante. Por lo tanto: $\Delta E = Q_v$ (expresión que responde la segunda pregunta).

Como todo el calor de reacción se utiliza para calentar el sistema:

$$Q_v = m C_p (T_f - T_i) + K (T_f - T_i)$$

Cuando se trabaja a presión constante, el cambio de energía interna no se relaciona directamente con el calor intercambiado en la reacción, en ese caso usamos $\Delta H = Q_p$

Por último, existe una relación entre Q_v y ΔH_r :

$$\Delta E = Q_p - \Delta (PV)$$

Si la presión P es constante, la misma se Transforma en:

$$\Delta E = Q_p - P\Delta V$$

y reordenando, resulta la expresión:

$$Q_p = \Delta E + P\Delta V$$

Por lo tanto, obtenemos que:

$$\Delta H_r = Q_v + P\Delta V$$

Con esta expresión, resulta posible calcular ΔH_r . Sin embargo, podemos llevar esta ecuación a una forma más simple. Para ello, debemos hacer la siguiente consideración: en la reacción considerada se observa cambio de volumen sólo para compuestos gaseosos, ya que para líquidos y sólidos dicho cambio es tan pequeño que no se toma en cuenta. O sea que:

V_f = volumen total de productos gaseosos.

V_i = volumen total de reactivos gaseosos.

$$P\Delta V = P V_f - P V_i$$

Y suponiendo que los gases participantes en la reacción son ideales:

$$P\Delta V = \Delta nRT$$

Utilizando las ecuaciones $\Delta H_r = Q_v + P\Delta V$ y $P\Delta V = \Delta nRT$

Concluimos, entonces, que:

$$\Delta H_r = Q_v + \Delta nRT$$



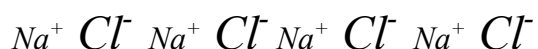
ACTIVIDAD N° 8

1. Como la reacción considerada es endotérmica, al aumentar la temperatura se favorecerá la formación de HO^- y H^+ aumentando en consecuencia su concentración.

Como el $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$, al aumentar la concentración de H^+ el pH disminuye.

Por lo tanto, la conclusión es que: al aumentar la temperatura, el pH del agua pura disminuye.

2. En el cristal de NaCl los iones Na^+ y Cl^- se encuentran alternados de manera que las fuerzas electrostáticas de Coulomb los mantienen unidos. Imagine que podemos visualizar esta interacción dibujando dos capas de iones del cristal:



Cuando intentamos deformar el cristal, por ejemplo dándole un golpe, un plano de iones se desplaza sobre el otro, de manera que los iones de la misma carga se repelen: en esta situación los planos tienden a alejarse, lo que causa finalmente la ruptura del cristal.

3. Como usted sabe, el hielo tiene una estructura molecular soportada por uniones hidrógeno, que genera una red hexagonal con gran espacio vacío entre las moléculas de agua. Es decir, que en el hielo, cada molécula de agua está unida a cuatro moléculas de agua por uniones puente hidrógeno: dos uniones a través de los átomos de oxígeno y en las otras dos intervienen átomos de hidrógeno, y así se forma la red hexagonal.

En el agua líquida, esta estructura de uniones puente de hidrógeno se conserva, aunque algunas de estas uniones se rompen y entonces otras moléculas de agua se ubican en las cavidades que quedan entre las moléculas, que aún siguen unidas por puentes hidrógeno. Como resultado hay más moléculas de agua en el mismo volumen, o sea la densidad del agua líquida es mayor que la del hielo, por lo cual el hielo flota en el agua líquida.

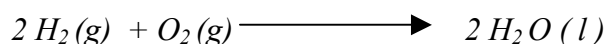
4. Un ejemplo bastante conocido es la solidificación del agua líquida cuando la temperatura disminuye por debajo de 0°C (en el congelador de la heladera). El sistema (agua) se ordena al solidificar, con lo cual la entropía del mismo disminuye ($T\Delta S < 0$) y debemos tener en cuenta además que en el proceso de solidificación se libera calor ($\Delta H < 0$). Por tanto $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ puede ser menor o mayor que cero. Sin embargo, sabemos por experiencia que a esta temperatura el agua se congela, de modo que es evidente que en este caso el término entálpico (negativo) supera al entrópico (que contribuye positivamente al ΔG).

Otra forma de justificar la espontaneidad del proceso es considerar que como consecuencia del desprendimiento de calor la entropía del ambiente (congelador) aumenta. (Recordemos que cuando fluye calor de un lugar más caliente a otro más

frío hay un incremento de la entropía). Como resultado la entropía total aumenta, y el proceso es espontáneo a esta temperatura. La conclusión más importante es que la entropía total del sistema más la del medio ambiente debe aumentar para que un proceso sea espontáneo en esas condiciones.

Con respecto a las reacciones químicas, podríamos citar varios ejemplos, como la polimerización del eteno a presión de 1000 atm y temperaturas por encima de los 100°C. En este caso a partir de muchos monómeros se obtiene un polímero (macromolécula), por lo tanto la entropía disminuye.

Otro caso es la formación de agua en la siguiente reacción, a 25°C y 1 atm:



donde a partir de reactivos gaseosos se forma un producto líquido y la entropía disminuye.

Sin embargo, estas reacciones ocurren en las condiciones de presión y temperatura especificadas. ¿Cómo explicamos esto?

Lo que ocurre es que estas reacciones son *exotérmicas*, y para saber si ocurren espontáneamente debemos tener en cuenta las dos contribuciones, la entrópica ($T\Delta S$) y la entálpica (ΔH). Si la reacción tiene una entalpía suficientemente alta (negativa, reacción exotérmica), puede compensar el efecto de disminución de entropía.

La ecuación que resume todo lo expuesto es la que consigamos a continuación, en la que el parámetro resultante es la energía libre de Gibbs (ΔG), y la misma debe ser negativa para que un proceso sea espontáneo:

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$$

CAPITULO 4: La velocidad de las transformaciones químicas

A modo de introducción

En este camino que venimos transitando, con el objeto de reflexionar sobre la compleja tarea de enseñar química, hemos revisado importantes aspectos disciplinares y didácticos involucrados en:

- La mirada macroscópica que da cuenta de los diferentes tipos de transformaciones que pueden presentarse en la Naturaleza, contextualizadas en el origen y evolución de la Tierra y sus subsistemas.
- El enfoque microscópico, acerca de la naturaleza de la materia, que facilita la interpretación de los diferentes modelos que posibilitan la justificación de aquellas transformaciones.
- El análisis de las transferencias de energía que subyacen en los procesos de cambios de estado que, tradicionalmente, son clasificados como cambios físicos y en la ruptura y formación de enlaces que se verifican en las transformaciones químicas.

Por ello, ahora completamos este tramo del camino profundizando diversas cuestiones referidas a la velocidad de reacción de las transformaciones químicas.

A lo largo del desarrollo de contenidos de este capítulo nos ocupamos de analizar un aspecto muy importante de las transformaciones químicas, la velocidad a la que ocurren las mismas. Pero, además, tratamos de dar respuesta a dos cuestionamientos básicos:

- cómo depende, la velocidad de reacción, de las condiciones experimentales usadas, y
- cómo puede controlarse la velocidad de las reacciones químicas por el uso de catalizadores.

Asimismo, desarrollamos una visión de la noción de equilibrio químico, a partir de la igualación de la velocidad de reacciones opuestas.

¿Cómo está organizado este capítulo?

Comenzamos proponiéndole que realice una actividad de autoevaluación, incluida también en la propuesta de actividades experimentales de integración para el aula. Esta actividad, que tal vez usted conozca, y a la que se la suele nombrar como

“la botella azul”, involucra una serie de observaciones sobre una reacción de oxidación de la glucosa, en la que ocurren cambios de color. La hemos incluido porque facilita una primera aproximación a una situación de investigación en relación con la Cinética química. Además, permite tanto una articulación con temas previos (sistemas materiales, estequiometría, criterios de espontaneidad de reacciones), como la creación y resolución de conflictos cognitivos, así como el establecimiento de puentes cognitivos con el otro concepto nodal -el de equilibrio químico- que se menciona en este capítulo.

Luego, presentamos una discusión disciplinar de la **cinética química**, comenzando por el estudio de las reacciones más lentas y de las más veloces en la Naturaleza. A fin de problematizar estas nociones, contextualizamos el estudio de las reacciones rápidas en el estudio de las transformaciones químicas que ocurren en el dispositivo air - bag de los automóviles, situando en el extremo opuesto a las reacciones de meteorización de minerales y rocas y retomando, en espiral, la discusión de la química del sistema Tierra hecha en el capítulo 1 desde una perspectiva diferente.

El ejemplo presentado del funcionamiento del air - bag de los autos como situación problemática, lo utilizamos como caso testigo para justificar la necesidad de transformar los contenidos curriculares y la organización de prácticas de laboratorio químico en *situaciones problemáticas*, abordables en condiciones de aprendizaje investigativo, que estimulen el desarrollo de estrategias de trabajo personales y grupales, el pensamiento creativo, la formulación y reformulación de hipótesis, etc., a partir del desarrollo de intereses en el grupo de clase.

Se completa esta visión disciplinar con la introducción de equilibrio químico, como una derivación de los contenidos de cinética química abordados a partir del análisis de la velocidad de reacciones puestas en procesos químicos reversibles.

Al igual que en los capítulos anteriores, incluimos un menú de actividades cuyo propósito es su utilización como una instancia de autoevaluación, para que usted pueda poner a prueba los conocimientos incorporados y reflexionar sobre sus implicaciones didácticas. Al final del capítulo se adjuntan algunas pistas y respuestas.

En la sección denominada **Perspectiva didáctica**, en el contexto del trabajo disciplinar previo, hacemos algunas sugerencias respecto de la posible secuenciación de contenidos de este capítulo con la mirada puesta en su implementación en el aula. En forma inmediata retomamos, en relación con tópicos de cinética química y equilibrio, una descripción sencilla de la problemática asociada a las ideas previas/ nociones alternativas de profesores de química y alumnos del tercer ciclo y del nivel medio o polimodal, en relación con la enseñanza - aprendizaje de la cinética química y el equilibrio. A partir de la misma, y de algunas sugerencias de identificación y relevamiento de dichas preconcepciones, en torno a los contenidos del capítulo, intentamos que Usted pueda realizar una evaluación diagnóstica del estado de

conocimientos de su grupo de clase y, en forma eventual, para facilitarle la reelaboración de sus esquemas conceptuales, de cara a optimizar su transferencia al aula.

Luego, retomamos nuevamente la discusión sobre el proceso de evaluación iniciada en el capítulo 3 centrada, ahora, en los problemas de *qué* y *cómo* evaluar, ejemplificando nuestra propuesta con el trabajo sobre contenidos de cinética química y equilibrio.

A modo de complemento de la reflexión sobre contenidos disciplinares, usted va a encontrar, una selección de **Actividades experimentales**, de diferentes niveles de complejidad, algunas de las cuales pueden ser realizadas con materiales e instrumental muy económicos, disponibles en cualquier laboratorio escolar.

Una actividad para la autoevaluación: la botella azul

Para introducir el trabajo de esta unidad, puede ser interesante presentar a los alumnos una situación problemática vinculada con un experimento que siempre da resultados fructíferos: el de la oxidación catalítica de la glucosa, conocida entre los profesores de química como el experimento de “la botella azul”.

Más adelante, en este mismo capítulo, le sugerimos cómo presentarlo a los alumnos y revisamos los procesos químicos involucrados en este proceso, para que pueda contrastar esta información con sus ideas previas. Pero, ahora, le proponemos que realice la interpretación de esa experiencia, tanto si conoce el experimento como si le resulta desconocido.

Entonces, la propuesta concreta es la realización de la actividad que incluimos a continuación:



ACTIVIDAD N° 1

1. Para esta actividad experimental, es necesario disponer de dos soluciones acuosas, una que contenga 40 g de glucosa por litro de solución y otra conteniendo 40 g de NaOH por litro de solución. Se requiere también preparar una solución alcohólica o acuosa de azul de metileno al 1 % (u otra solución diluida del reactivo disponible). Si su idea es la de proponer su realización a los alumnos, le conviene preparar alrededor de unos 250 cm³ de cada una de las dos primeras soluciones y reservarlas, sin mezclar, hasta el momento de su puesta en práctica.

Proceda de la siguiente manera: en un tubo de ensayo coloque 4 cm³ de la solución de NaOH, 4 cm³ de la solución de glucosa y 1 ó 2 gotas de la solución

alcohólica o acuosa de azul de metileno. Cierre herméticamente con un tapón, agite y deje reposar en una gradilla. Espere hasta que se produzca el aludido cambio de coloración y vuelva a agitar. Repita estas operaciones cuantas veces desee.

Ahora podrá responder a los siguientes cuestionamientos:

- a) ¿Qué hipótesis enunciaría para tratar de justificar los cambios registrados?
- b) Sin destapar el tubo, ¿es posible someterlo a algún experimento sencillo que permitiera comprobar si esos cambios se pueden acelerar o retardar?
- c) ¿Por qué cree que se propone esta actividad como una primera aproximación al estudio de la cinética química?

Si usted conocía esta actividad, seguramente ya habrá recordado los procesos que en ella tienen lugar, en caso contrario lo dejamos con la intriga de saber más sobre nuestra botella azul, posponiendo el tratamiento en el aula y las respuestas hasta después de la discusión detallada de los conceptos de cinética química.

Cinética química

Los contenidos de cinética química, seguramente, no son ajenos a su campo de experiencias. Por ello, como usted tiene mucho que decir y aportar sobre estas cuestiones, consideramos pertinente que realice un listado de los temas centrales vinculados con esta problemática, a manera de un borrador de trabajo.

Le recomendamos por tal motivo la realización de la siguiente actividad.

ACTIVIDAD N° 2

1. Arme un cuadro, en el que figuren los siguientes aspectos:
 - a) Conceptos, procesos y procedimientos que domine y considere como claves para interpretar el tema de cinética química.
 - b) Conceptos, procesos y procedimientos que, aunque importantes, no domine totalmente.
 - c) Conceptos, procesos y procedimientos que podría trabajar con los alumnos.

En el capítulo 3 vimos como el primer principio de la termodinámica nos permite analizar los cambios energéticos que ocurren en una transformación química, y discutimos el segundo principio con relación a la predicción de la espontaneidad de las transformaciones químicas.

El conocimiento de las propiedades termodinámicas de una transformación física o química, como los cambios de entalpía y de entropía, nos permite decidir si dichas transformaciones ocurren espontáneamente o no. Sin embargo, la termodinámica no permite inferir a qué velocidad ocurrirá una transformación química espontánea, ni cómo esa velocidad se modificará con la temperatura, la presión y la concentración de los reactivos intervinientes.

Para poder efectuar predicciones sobre la rapidez de una reacción química debemos recurrir a la cinética química, una rama de la química que se dedica al estudio de los mecanismos y velocidades de reacción y cómo modificarlos. Esta es un área muy activa de nuestra disciplina, que ha tenido un crecimiento muy importante en los últimos años.

Un ejemplo de esto lo da el estudio de reacciones ultrarrápidas, que ha sido posible en la década del '90 gracias al empleo de técnicas experimentales que utilizan láseres pulsados. Mediante el uso de estos dispositivos, pueden estudiarse procesos

que ocurren en tiempos extraordinariamente pequeños, del orden de los femtosegundos

Recuerde que: 1 femtosegundo = 1 fs = 10^{-15} seg.



APORTES Y SUGERENCIAS

El premio Nobel de Química 1999

La Real Academia Sueca de Ciencias ha otorgado el premio Nobel de Química 1999 al Profesor Ahmed H. Zewail, investigador del California Institute of Technology (EEUU), por sus estudios sobre los estados de transición de reacciones químicas utilizando espectroscopía de femtosegundos.

Ahmed Zewail nació en Egipto en 1946 y estudió en la Universidad de Alejandría. Continuó sus estudios en EEUU donde obtuvo su doctorado en 1974 en la Universidad de Pennsylvania. Después de trabajar en la Universidad de California en Berkeley, pasó al Caltech, donde ocupa la Cátedra Linus Pauling en Fisicoquímica desde 1990.

El desarrollo de la femtoquímica

Se preguntó usted alguna vez...

“¿Cómo sería un partido de fútbol por TV sin la cámara lenta mostrando los movimientos del jugador y la pelota después de un gol?.”

¿No le parece que sería un avance importante, poder realizar algo similar con las reacciones químicas? Veamos si esto es posible...

Como se indica en el recuadro adjunto, el premio Nobel de Química ha sido otorgado al profesor Ahmed Zewail por sus trabajos pioneros en reacciones químicas fundamentales usando láseres ultrarrápidos, únicos sistemas que permiten hacer mediciones en la escala de tiempo en que ocurren estas reacciones.

La preocupación de los químicos por seguir las reacciones químicas con el mayor detalle posible ha llevado a usar tecnologías cada vez más avanzadas. Por este motivo, Zewail ha estudiado átomos y moléculas “en cámara lenta” durante una

reacción química, y ha visto lo que pasa cuando se rompen uniones químicas y otras nuevas se forman.

La técnica utilizada por Zewail implica una cámara con flashes de láser de tan corta duración que están por debajo de la escala de tiempo en que las reacciones químicas tardan en ocurrir – femtosegundos (fs). Un femtosegundo, como se indicó antes, es 10^{-15} segundos, es decir, 0,000000000000001 segundos, que es a un segundo como un segundo es a ¡32 millones de años!. Esta área de la química ha sido llamada femtoquímica.

La femtoquímica nos da indicios para interpretar por qué ciertas reacciones ocurren y otras no. Puede, también, contribuir a comprender por qué la velocidad y el rendimiento de las reacciones dependen de la temperatura. Científicos de todo el mundo están, actualmente, estudiando procesos mediante espectroscopía de femtosegundos en gases, en fluidos y en sólidos, sobre superficies y en polímeros.

Las aplicaciones de esta técnica van desde el conocimiento acerca de cómo funciona un catalizador, y cómo debe diseñarse un componente electrónico molecular, hasta la investigación de los más delicados mecanismos en procesos biológicos en seres vivos, y de cómo pueden ser producidas las medicinas del futuro.

Tal vez, este tema le resulte interesante y quiera saber más sobre él. En este caso, mayor información puede encontrar en Internet, consultando la página web: www.nobel.se/announcement-99.

Escalas temporales: reacciones muy lentas y muy rápidas

En el capítulo 1 hemos visto una gran variedad de procesos físicos y químicos, e hicimos referencia a la extremada rapidez o lentitud de alguno de ellos. Ahora podemos agregar que, algunos procesos que termodinámicamente son espontáneos, como por ejemplo la transformación de la variedad alotrópica diamante -del carbono- a la forma grafito a temperatura y presión ambiente, no ocurren a velocidad medible debido a impedimentos cinéticos.

La gran rigidez de las uniones químicas en el diamante hace imposible el reacomodamiento de las mismas para formar grafito. Así, una transformación que, supuestamente debería ocurrir rápidamente por su carácter termodinámico espontáneo, sucede sin embargo en una escala temporal de siglos o milenios. Por ejemplo, los procesos de meteorización de las rocas y minerales ocurren en forma imperceptible para nosotros, simples mortales que sólo podemos percibir fenómenos que ocurren desde décimas de segundos hasta varios meses o años. Estos procesos de transformación química en condiciones ambiente tardan siglos, de modo que para el simple observador no es fácil tener una idea aproximada de su velocidad.

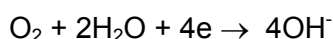
En la vida diaria estamos acostumbrados a observar procesos muy lentos, por ejemplo la oxidación de una reja de hierro sin pintar a la intemperie. Con el correr de los meses o de los años, y según la humedad y temperatura ambiente, la reja se va cubriendo de una capa amarillo - parduzca de óxido de hierro, producto del proceso de oxidación del hierro, conocido como corrosión.

El mismo proceso, cuando ocurre en una estructura metálica sumergida en agua, es mucho más rápido y puede ocurrir en horas o días, según las condiciones de pH y aireación.

En el otro extremo de la escala temporal, tenemos las transformaciones químicas que ocurren muy rápidamente. Un ejemplo de esto son las reacciones explosivas: la detonación de la pólvora o la nitroglicerina, por ejemplo, ocurren en fracciones de segundo.

En relación con lo antedicho le proponemos lo siguiente:

Como usted seguramente conoce, un experimento sencillo para ilustrar la velocidad de corrosión del hierro en agua consiste en colocar un clavo en un vidrio de reloj y cubrirlo con agua conteniendo fenolftaleína. Al dejar el clavo sumergido durante unas horas, se observa que, en una región de la solución en contacto con el clavo, se comienza a formar una mancha roja que indica un pH alcalino. Esta región está ubicada en la zona menos profunda, donde la llegada de oxígeno por difusión es más rápida y en ella ocurre la reacción de reducción del mismo:



ACTIVIDAD N° 3

Al realizar la actividad indicada en el párrafo anterior, en el aula, ¿Sobre qué cuestiones trataría de centrar la atención de sus alumnos?

Acordará con nosotros que este tipo de actividades constituyen una buena alternativa para la revisión de otros contenidos, por ejemplo para practicar estequiometría, leyes de los gases, etc. ¿Se le ocurre algún otro ejemplo?



APORTES Y SUGERENCIAS

La química detrás del air-bag

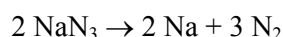
La gran velocidad de descomposición de algunos compuestos químicos tiene aplicaciones prácticas muy interesantes, que son utilizadas en la tecnología moderna para aumentar la seguridad de los automóviles.

El air-bag de los autos modernos es un dispositivo que debe inflarse en unos pocos milisegundos y luego su presión debe decrecer para no dañar a la persona que debe protegerse en el momento del choque. El sistema de air-bag está compuesto de cuatro partes:

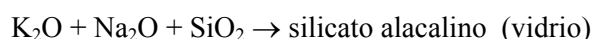
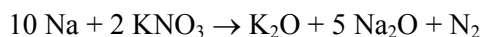
- una bolsa de poliamida
- sensores electrónicos
- microprocesador
- generador de gas

Los sensores y el microprocesador miden constantemente la aceleración, impacto y frenado y comparan sus valores con datos característicos de accidentes almacenados en el microprocesador. En el caso de un accidente, el microprocesador da la orden para que un impulso eléctrico inicie una serie de reacciones químicas en la bolsa que contiene azida sódica (NaN_3), KNO_3 y SiO_2 .

La azida sódica es un detonador que sufre una reacción de deflagración generando una cantidad predeterminada de N_2 :



La cantidad de N_2 producido puede llenar la bolsa de cerca de 70 litros de capacidad. Posteriormente se producen reacciones que convierten a los subproductos en sustancias sin riesgo para el ambiente:



(Para más detalles sobre este tema, se puede consultar a: **A.Madlung**; *Journal of Chemical Education*, Vol. 73, pág. 347-348. Abril 1996)

El air-bag como actividad de investigación

El análisis del air - bag es muy adecuado para mostrar como es posible con recursos simples, no muy costosos y presentes en la vida de todos los días, organizar actividades que sirvan para desarrollar *intereses* en los alumnos; es decir, que los animen a aprender sobre algunos de los fenómenos involucrados en las situaciones cotidianas. Esto implica superar la visión tradicional de enseñanza de los contenidos de química, enseñados “según el programa”, complementándolos con una selección de contenidos que emergen desde el campo vivencial del alumno.

Pero un proceso de aprendizaje tal, para ser provechoso, debe ser cuidadosamente regulado, tanto en su planificación como en sus formas de evaluación. Una de las propuestas que mayor impacto ha tenido al respecto en los últimos años, es la organización de trabajos prácticos y la presentación y resolución de problemas entendidos como *actividades de investigación* (Ramírez Castro, Gil Pérez y Martínez Torregrosa, 1994). Dicha línea metodológica requiere de un mínimo entrenamiento del grupo de clase en aspectos básicos del método de investigación en la disciplina, como son la formulación de hipótesis ante un problema simple y su contrastación con experimentos.

En esta concepción, usted, como docente, debería enseñar en una primera etapa a sus alumnos a enfrentar una situación experimental o teórica simple relacionada con la unidad didáctica trabajada, *situación cuya solución usted conoce*, pero que de entrada se presenta como un problema a sus alumnos, dándoles algunas pistas.

El problema propuesto debe ser de carácter motivador, y de preferencia es recomendable el trabajo en equipos... tal como en la ciencia profesional.

Por ejemplo, en el caso del air - bag, usted puede comenzar por transmitir a sus alumnos alguna anécdota o comentario interesante sobre el funcionamiento de estos dispositivos, y preguntarles por qué los mismos pueden fallar en un auto. A continuación, les puede dar una pista -tal vez la presencia de la azida y su fórmula-, una fuente bibliográfica de consulta, y animarlos a investigar sobre el tema en enciclopedias, manuales, sitios de Internet, etcétera.

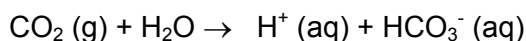
Otros temas en relación con la cinética química sobre los cuales puede organizar actividades de investigación escolar con su grupo de clase pueden ser, por ejemplo, la actividad y la regulación de enzimas cardíacas o el problema del envenenamiento de los catalizadores metálicos en los procesos industriales de hidrogenación.

Determinación experimental de velocidades de procesos químicos

Como usted sabe, la velocidad de una transformación química se determina midiendo la forma en que varía la concentración de las especies intervinientes con el tiempo.

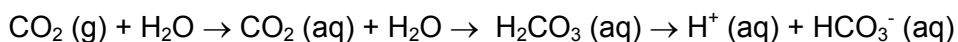
Por ejemplo, si queremos medir la velocidad con que el CO_2 en un recipiente cerrado se disuelve en agua para formar H_2CO_3 , podemos hacerlo de varias formas: 1) midiendo la desaparición de CO_2 de la fase gaseosa en función del tiempo, lo que puede realizarse con un manómetro que registre la presión parcial del gas en función del tiempo; o 2) midiendo la aparición de H_2CO_3 en la fase acuosa, por ejemplo midiendo el cambio de pH de la solución o su conductividad eléctrica con el tiempo.

El proceso que tiene lugar puede representarse en la forma:

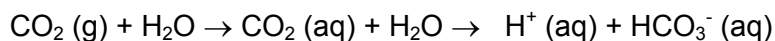


El pH de la solución acuosa disminuye al avanzar la reacción, y su conductividad aumenta debido a la disociación del ácido carbónico (ácido débil).

Si bien la ecuación química anterior indica la representación del proceso cinético global, el mismo tiene en realidad, tal como ocurre en la mayoría de los casos, varias etapas. La primera de dichas etapas es la disolución del CO_2 en agua, para lo cual el mismo tendrá que difundir a través de la interfase gas/ solución; la segunda etapa ocurre cuando el CO_2 toma contacto con el agua y forma el ácido carbónico, y la tercera y última es la disociación del mismo (aunque es más correcto ver las últimas dos etapas como una sola etapa en donde el CO_2 reacciona con agua para formar las especies iónicas). El proceso total se puede representar entonces en la forma de la secuencia siguiente de eventos:

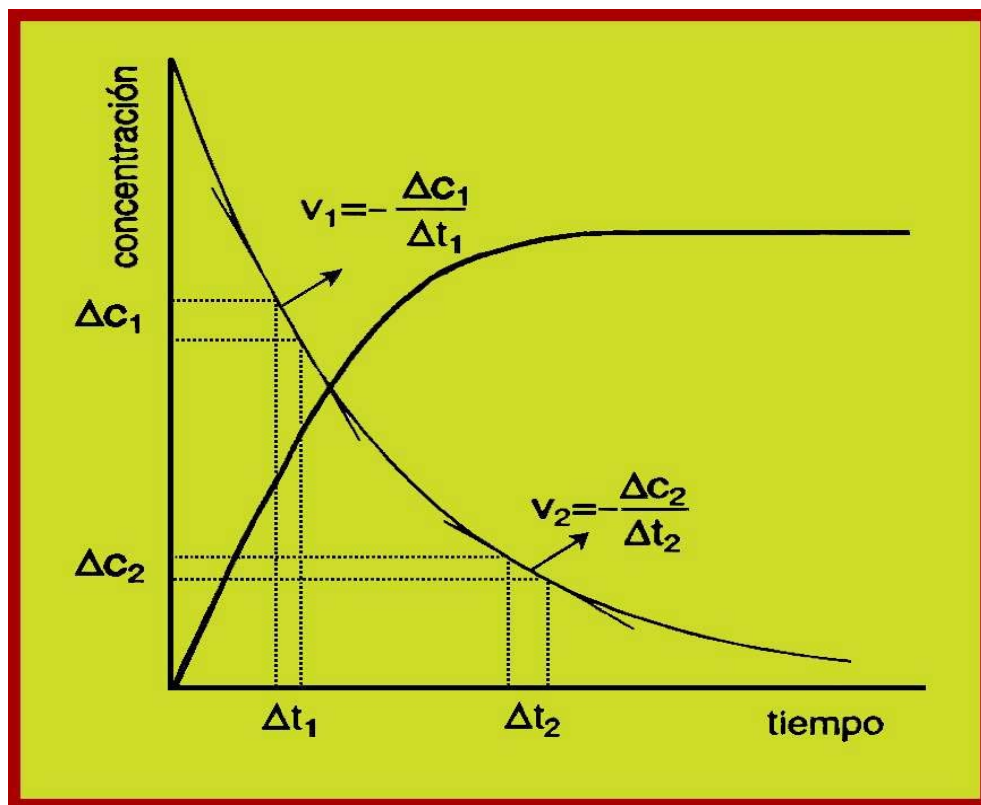


o



Al representar gráficamente la presión de CO_2 en la fase gaseosa, o el cambio de pH o de conductividad, se obtienen curvas como la indicada en la Figura 4.1.

FIGURA 4.1: Variación de la concentración de reactivo y producto en función del tiempo



ACTIVIDAD N° 4

1. En relación con lo explicitado en el ejemplo anterior, intente responder a los siguientes cuestionamientos:
 - a) ¿Cuál de los métodos de medida indicados, cree que es más sensible a los cambios en la concentración de las especies intervinientes?
 - b) ¿Será igual la variación en la presión, en el pH o en la conductividad, cuando la solución acuosa está en reposo que cuando está agitada?

No olvide que muchas de las dudas que se van presentando se pueden zanjar, a veces fácilmente, a partir de la posible trama social que logremos armar con otros colegas. Lo que podemos aprender, al interior de un equipo de trabajo y lo que podemos enseñar, es un sustento fortalecedor de nuestra profesionalidad.

La velocidad del proceso puede obtenerse a partir del cambio de la presión de CO_2 con el tiempo. Si p_0 es la presión en el momento en que comienza el experimento ($t = 0$) y p_1 es la presión después que transcurrió un tiempo Δt_1 , la velocidad se puede obtener como:

$$\text{velocidad} = \frac{p_0 - p_1}{\Delta t_1} = \frac{\Delta p_1}{\Delta t_1}$$

Si bien la presión es la magnitud medida, no es la mejor forma de expresar la velocidad. Si medimos el pH de la solución al tiempo $t = 0$ y a un tiempo Δt posterior, también podremos expresar la velocidad de la reacción como:

$$\text{velocidad} = \frac{\text{pH}_0 - \text{pH}_1}{\Delta t_1} = \frac{\Delta \text{pH}_1}{\Delta t_1}$$

En este caso estamos midiendo la velocidad con que aparecen protones en la solución acuosa. Es claro que ambas formas de expresar la velocidad no llevarán al mismo resultado, ya que $\Delta p_1 \neq \Delta \text{pH}_1$, es decir que estamos midiendo distintas propiedades, que tienen unidades distintas y que si bien representan cambios en la concentración de reactivos (CO_2 en el caso de la presión) y productos (H^+ en el caso del pH), no son comparables. Para poder obtener una expresión única de la velocidad es necesario convertir el cambio de presión o de pH en un cambio de concentración (expresado por ejemplo en moles/litro) de las especies reactivas.

Esto es sencillo de hacer en este ejemplo dado que:

$$p = [\text{CO}_2]RT$$

y

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

de modo que es sencillo transformar la expresión de velocidad en:

$$\text{velocidad} = \frac{\Delta[\text{H}^+]}{\Delta t_1} = -\frac{\Delta[\text{CO}_2]}{\Delta t_1}$$

utilizando las ecuaciones anteriores.

¿Se puso a pensar por qué la variación de concentración de H^+ debe ser igual a menos la variación de la concentración de CO_2 con el tiempo?...

Retomando el ejemplo anterior, si ahora medimos el cambio de presión y el cambio de pH luego de transcurrido un tiempo Δt_2 , y calculamos la velocidad usando la misma expresión, el valor numérico obtenido será distinto del obtenido en el intervalo Δt_1 (ver Figura 1). Es decir que la velocidad del proceso no es constante, sino que disminuye a medida que la reacción avanza. Esta es una característica muy importante de las reacciones químicas: su velocidad cambia en función del tiempo.

Otra característica de la velocidad de los procesos químicos es que depende de las condiciones en que se realizan. En nuestro ejemplo la velocidad de disolución de CO_2 o de aparición de H^+ en solución es fuertemente aumentada por la agitación de la solución. Ello significa que alguna de las tres etapas en que ocurre el proceso debe favorecerse por la agitación. La velocidad de formación y la velocidad de disociación de H_2CO_3 han sido medidas en forma experimental, y ocurren a velocidades muy altas, de modo que la agitación tiene poco efecto sobre dichas etapas.

La agitación, en cambio, ayuda a que el CO_2 disuelto se distribuya más rápidamente en la solución. Una forma muy simple de observar esto es introducir un sensor de pH cerca del fondo del recipiente y medir el cambio de pH asociado a la transformación de reactivos en productos en el tiempo.

Para entender esto, tengamos en cuenta que la velocidad de flujo de CO_2 depende de dos contribuciones: una física –la difusión del gas- y otra química –la reacción química que lo genera-. Cada una de estas contribuciones predominará según las condiciones experimentales usadas: en caso de no agitar, el pH disminuye lentamente, pues el CO_2 o más precisamente el H_2CO_3 formado por su reacción con agua, debe difundir a través de la solución, al igual que los iones H^+ producidos en su disociación. En cambio, con agitación, se acelera la contribución de la difusión a la velocidad global, que deja entonces de ser el paso lento del proceso y empieza a ser más veloz que la contribución de la reacción química.

Este ejemplo debe analizarse con cuidado, pues combina procesos químicos con procesos físicos (difusión), pero debe tenerse en cuenta que esto es común en las transformaciones reales de la materia. La conclusión que obtenemos del análisis detallado del proceso de disolución del CO_2 en agua es que en los procesos químicos

que ocurren en varias etapas, **es la etapa más lenta es la que determina la velocidad global del proceso.**

En el caso de nuestro ejemplo, la etapa lenta es la disolución del CO_2 en la solución, que si bien es un proceso físico, determina la velocidad del proceso global.

Otro de los factores que afectan, y mucho, la velocidad de las transformaciones químicas es la temperatura. La velocidad de las reacciones químicas aumenta con la temperatura, y en muchos casos prácticos la obtención de un determinado producto se realiza a temperaturas elevadas para aumentar la velocidad de formación del mismo y hacer económicamente viable el proceso.

Las reacciones químicas pueden involucrar diversas fases, y en ese caso hablamos de **reacciones heterogéneas**. Las mismas pueden ocurrir entre un gas y un sólido (oxidación de un metal en aire); entre un líquido y un sólido (ataque del HNO_3 sobre CaCO_3); entre un gas y un líquido, o entre dos sólidos.

En el caso de las reacciones heterogéneas donde participan sólidos, la velocidad del proceso es función del estado físico del sólido, es decir del tamaño de partícula. Cuanto más pequeño es el tamaño de la partícula, mayor es la velocidad de reacción, pues es mayor la relación superficie/volumen, y por tanto hay mayor cantidad de superficie expuesta para el ataque del sólido por parte de otro reactivo gaseoso o disuelto en solución.



APORTES Y SUGERENCIAS

Algo más sobre las reacciones heterogéneas donde participan sólidos

Cómo influye el tamaño de las partículas del reactivo sólido, en este tipo de procesos, puede constituirse en un objeto de discusión, con los alumnos, a partir de la interpretación de situaciones cotidianas, por ejemplo:

Si no se dispone de heladera o congelador, ¿de qué manera se conserva por más tiempo un corte de carne de vaca, en un trozo o picada? o ¿Qué arderá más rápido, aserrín de madera o un tronco?

Pero, también, puede trabajarse a partir de sencillas actividades experimentales. Por ejemplo, proponiendo analizar, al grupo de clase, qué diferencias y similitudes se producen cuando se hace reaccionar polvo de Mg (o de Zn) con solución diluida de HCl y se la contrasta con la reacción entre una cinta de Mg (o una granalla de Zn) y la misma solución diluida de HCl. En ambos casos es posible observar y comparar cualitativamente la diferencia de velocidad de reacción en función del desprendimiento de hidrógeno.

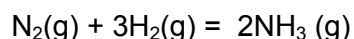
Las reacciones pueden producirse en todo el volumen del sistema, o sólo en determinadas regiones. Este es el caso de las **reacciones superficiales**, donde uno o más reactivos son adsorbidos sobre una superficie y reaccionan en la misma.

Las reacciones que ocurren en una única fase se denominan **reacciones homogéneas** y pueden ocurrir en fase gaseosa o en solución.

Muchas reacciones en solución acuosa ocurren con un cambio de pH, y su velocidad puede seguirse mediante la medida de pH en función del tiempo. En otros casos no hay ácidos o bases, y la reacción debe seguirse midiendo a través de otros parámetros como, por ejemplo, cambios de color o de conductividad eléctrica de la solución.

Le adelantamos que, al final de esta sección, le sugerimos actividades dentro de las que se encuentra el análisis de ejemplos que poseen una estequiometría muy sencilla.

Veamos, en cambio, qué pasa en un caso donde la relación molar entre reactivos y productos no es 1:1. Por ejemplo, en la síntesis del amoníaco:



la formación de un mol de NH_3 implica la desaparición de 0,5 moles de H_2 y 1,5 moles de N_2 . La velocidad con que desaparece H_2 viene dada por

$$v_{\text{H}} = -\frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t}$$

$$v_{\text{N}} = -\frac{\Delta[\text{N}_2]}{\Delta t}$$

y para el N_2 :

mientras que la velocidad de aparición de NH_3 es:

$$v_{\text{NH}_3} = \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t}$$

Sin embargo es obvio por la **estequiometría** que:

$$\Delta[\text{N}_2] = \Delta[\text{H}_2]/3 = -\Delta[\text{NH}_3]/2,$$

y por tanto $v_H \neq v_N \neq v_{NH_3}$.

Para expresar la velocidad de una manera unívoca se recurre entonces a definir la velocidad de la siguiente manera:

$$v = -\frac{\Delta[N_2]}{\Delta t} = -\frac{1}{3} \frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t}$$

de modo que la velocidad del proceso resulte independientemente del reactivo o producto utilizado para medir la velocidad del mismo.

En muchos casos la velocidad se mide mediante algún parámetro que no dependa de la variación con el tiempo de la concentración de una especie sino de todas.

En el caso de la síntesis del amoníaco en un recipiente de volumen constante, se puede determinar la velocidad midiendo el descenso de la presión con el tiempo. La presión desciende debido a que cuatro moles de reactivos gaseosos se convierten en dos moles de producto gaseoso. Utilizando la ecuación de los gases ideales es fácil mostrar que la variación de presión se relaciona con el cambio en el número de moles de la reacción Δn_R , mediante:

$$\Delta p = RT\Delta n_R = \frac{2}{3}RT\Delta n_{H_2} = 2RT\Delta n_{N_2} = -RT\Delta n_{NH_3}$$

$$v = -\frac{1}{2RT} \frac{\Delta p}{\Delta t}$$

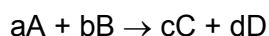
De modo que:

Esto muestra cómo se puede relacionar la velocidad de reacción con un parámetro medible como es la presión del sistema.

Ecuación de velocidad: constante de velocidad y orden de reacción

Las expresiones anteriores constituyen la definición de la velocidad de reacción y establecen la forma de calcularla a partir de datos experimentales. Sin embargo, no nos dicen nada acerca de la forma en que la velocidad de una reacción cambia con el tiempo, es decir con la concentración de las especies que participan de la misma (ver Fig.1). Para esto necesitamos conocer la ecuación de velocidad o la ley de velocidad, que nos permite conocer cómo cambia la velocidad de una reacción con la concentración de reactivos y productos.

Para una reacción general del tipo



la expresión de la ecuación de velocidad es del tipo:

$$v = k[A]^{\alpha} \cdot [B]^{\beta} \cdot [C]^{\gamma} [D]^{\delta}$$

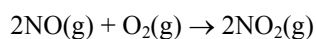
donde k es la llamada **constante de velocidad** de la reacción, un parámetro característico de la misma y que depende de la temperatura y los exponentes α, β, γ y δ , son los llamados órdenes de reacción en relación con los reactivos A, B, C y D respectivamente.

Es importante resaltar que los ordenes de reacción de reactivos y productos *no son iguales* a los respectivos coeficientes estequiométricos.

Es muy común que algunos órdenes de reacción valgan cero, es decir que la velocidad de la reacción sea independiente de la concentración de algunos productos o reactivos. En la mayoría de los casos los órdenes de reacción de los reactivos son positivos, de modo que la velocidad se hará mayor cuando aumente la concentración de las especies reaccionantes. Existen sin embargo órdenes de reacción *negativos*, que indican que una dada especie *inhibe o retarda* la reacción.

El interés de la cinética química no es sólo medir la velocidad de una reacción química, sino determinar su ley de velocidad, pues de esta forma se pueden realizar predicciones sobre su velocidad en diversas condiciones.

Existen muchas formas de determinar experimentalmente la ecuación de velocidad de una reacción: una de las más simples, que ilustraremos en el siguiente ejemplo, se basa en la medición de la velocidad inicial de la reacción en diversas condiciones de concentración de las especies intervinientes. Supongamos por ejemplo la reacción:



en donde se mide la velocidad de la reacción siguiendo el descenso de presión en función del tiempo. La medida puede realizarse tomando las variaciones muy cerca del tiempo inicial $t = 0$, con lo cual estaremos midiendo las velocidades iniciales de la reacción, lo que tiene la ventaja de que conocemos la composición del sistema en $t=0$ y podemos entonces construir una tabla como la siguiente (Mortimer, 1983).

Tabla 1: Velocidad de reacción para distintas concentraciones iniciales de los reactivos

Experimento	[NO] (mol/l)	[O ₂] (mol/l)	V _i (mol _{NO2} /l.s)
1	1.10 ⁻³	1.10 ⁻³	7.10 ⁻⁶
2	1.10 ⁻³	2.10 ⁻³	14.10 ⁻⁶
3	1.10 ⁻³	3.10 ⁻³	21.10 ⁻⁶
4	2.10 ⁻³	3.10 ⁻³	84.10 ⁻⁶
5	3.10 ⁻³	3.10 ⁻³	189.10 ⁻⁶

Se sabe además que la reacción es de orden cero respecto de NO₂, pues al repetir alguna de los experimentos anteriores con una concentración inicial de NO₂ la velocidad no cambia.

A partir de estos datos puede deducirse la ecuación de velocidad. En los tres primeros experimentos, la concentración inicial de NO es constante, y sólo varía la concentración de oxígeno, la cual se duplica en el experimento 2 y se triplica en el experimento 3. La velocidad inicial de la reacción en el experimento 2 es el doble que en el experimento 1, mientras que en el experimento 3 la velocidad se triplica.

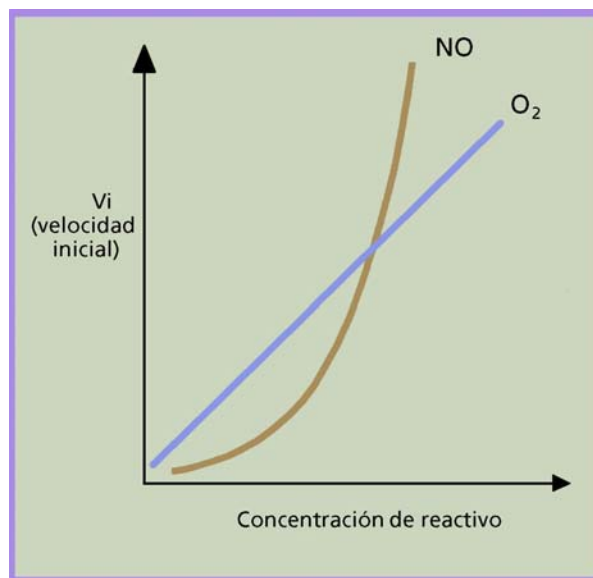
Esto significa que la reacción es de orden uno respecto de O₂, es decir:

$$v = \text{cte.}[\text{O}_2]$$

Ya que al aumentar la concentración de O₂ por un factor 2, 5, 10, se multiplica la velocidad de reacción por el mismo factor. La constante (cte) incluye el valor numérico de la constante de velocidad y la concentración de NO.

Si miramos ahora los 3 últimos experimentos, donde se mantiene constante la concentración inicial de O₂ y se duplica (experimento 4) o triplica (experimento 5) la concentración de NO, la velocidad de reacción se multiplica por un factor 4 y 9 respectivamente. Esto es, la velocidad aumenta proporcionalmente al cuadrado de la concentración de NO.

FIGURA 4.2: Variación de la velocidad inicial con la concentración de reactivo (NO: orden 2, O₂: orden 1)



De esta manera el orden de reacción respecto de NO es 2 y la expresión de velocidad es:

$$v = k[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

donde la constante de velocidad, k , puede determinarse ahora a partir de los valores de cualquiera de los experimentos y resulta ser $k = 7000 \text{ l}^2/\text{mol}^2 \cdot \text{s}$. (analice cuidadosamente las unidades de k y v).

Mecanismo de reacción: reacciones elementales

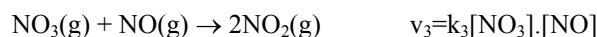
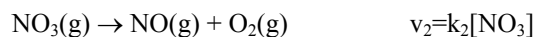
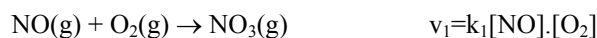
El mecanismo de una reacción es el número de etapas elementales en las que transcurre dicha reacción, entendiéndose por etapa o **reacción elemental** aquella que no puede reducirse a etapas más simples.

Una característica importante de las reacciones elementales es que el orden de reacción respecto de los productos es cero y el orden respecto de los reactivos coincide con la **molecularidad** de la reacción, es decir con los coeficientes estequiométricos de los reactivos.

De esta manera, si se conoce el mecanismo de la reacción es posible obtener la ecuación de velocidad de la reacción global. Por lo general se conoce la ecuación de velocidad pero no el mecanismo, el que puede ser inferido a través de la ecuación de velocidad.

Por lo general, no hay un único mecanismo que explique la ley de velocidad y en muchos casos es difícil decidir cuál de los mecanismos propuestos es el correcto. En

el caso del ejemplo anterior, un mecanismo propuesto (Lawrence, 2000) consta de tres etapas elementales:



En este mecanismo aparece una especie, NO_3 , que no es un producto de la reacción sino que se forma en la primera etapa y desaparece en las dos restantes. Es lo que se denomina un **intermediario** de la reacción.

En general, estos intermediarios se encuentran en muy baja concentración, pues se consumen mucho más rápidamente que se generan. En este caso, la etapa elemental 3 es mucho más lenta que las etapas 1 y 2 (es decir $k_3 \ll k_1$ y $k_3 \ll k_2$) y se puede suponer que la concentración de $[\text{NO}_3]$ es constante.

Como la etapa 3 es la lenta, es la que determina la velocidad global de la reacción y se puede escribir:

$$v = k_3[\text{NO}_3][\text{NO}]$$

Pero la concentración de NO_3 se puede suponer constante por ser un intermediario y puede calcularse suponiendo que la velocidad con que se produce por la reacción 1 es igual a la velocidad con que se descompone mediante las reacciones 2 y 3, es decir:

$$k_1[\text{NO}][\text{O}_2] = k_2[\text{NO}_3] + k_3[\text{NO}_3][\text{NO}]$$

Teniendo en cuenta que $k_3 < k_2$, se puede despreciar el segundo término de la derecha y resulta que:

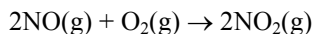
$$[\text{NO}_3] = \frac{k_1}{k_2}[\text{NO}][\text{O}_2]$$

y reemplazando en la expresión de velocidad, se obtiene:

$$v = \frac{k_1 k_3}{k_2}[\text{NO}]^2[\text{O}_2]$$

tal como se concluyó a partir de los datos experimentales.

Como vemos, la reacción ocurre en una serie de etapas elementales que incluye reacciones bimoleculares (1 y 3) y monomoleculares (etapa 2). Uno podría proponer también que la reacción ocurre en una sola etapa elemental que es la reacción global:



Sin embargo, estas reacciones termoleculares que involucran la reacción de tres moléculas en una etapa elemental son muy poco probables. Veamos por qué.

Modelos moleculares de reacciones elementales

Antes de comenzar a analizar lo que ocurre a nivel molecular, es adecuado que usted reflexione acerca de la siguiente situación:



ACTIVIDAD N° 5

- 1) En una clase determinada, en la cual se está desarrollando el tema que en estos momentos nos ocupa, una de las discusiones de los alumnos gira alrededor del cuestionamiento: *¿Todos los choques entre las moléculas determinan transformaciones químicas?...*

Si esta situación le ocurriera,

- a) ¿A qué conclusiones esperaría que arribaran los alumnos?

La visión molecular de la cinética de las reacciones químicas se basa en la **teoría de colisiones**, según la cual las reacciones químicas elementales se producen por choques entre las moléculas reactivas. Por lo tanto, sin colisiones no serían posibles las reacciones.

En fase gaseosa, las moléculas se mueven a gran velocidad (de varias centenas de m/s) y cada molécula realiza en promedio mas de 10^{10} colisiones por segundo con las restantes moléculas. Para que una colisión entre dos moléculas resulte en una reacción bimolecular es necesario que:

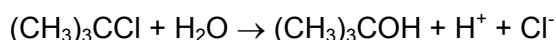
- las moléculas tengan la energía suficiente,
- las moléculas tengan la orientación adecuada en el espacio.

En esta teoría, la velocidad de reacción es proporcional al número de colisiones entre moléculas de reactivos, multiplicado por un factor que mide la efectividad del choque para producir la reacción. Por lo tanto, las velocidades de reacciones en fase gaseosa son comúnmente de primer orden en cada uno de los reactivos.

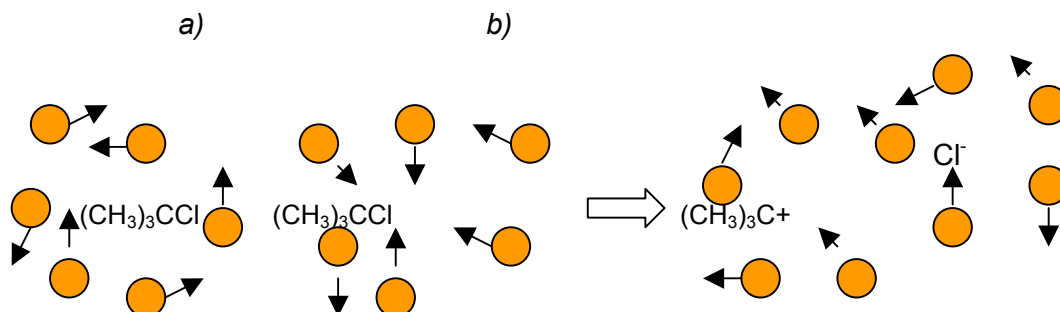
Seguramente se estará preguntando: ¿Cómo se explican las reacciones unimoleculares en esta teoría?

En estas reacciones, una molécula se descompone en dos o más moléculas más pequeñas, o sufre una isomerización. La energía necesaria para producir este proceso es entregada por otras moléculas que, si bien no intervienen en la reacción, pueden ceder parte de su energía a la molécula reactiva.

Un ejemplo de este tipo de reacciones es la hidrólisis del 2-cloro-2-metilpropano:



que es de primer orden respecto de $(\text{CH}_3)_3\text{CCl}$. En este caso la molécula de $(\text{CH}_3)_3\text{CCl}$ recibe la energía necesaria para vencer la barrera de activación de las moléculas de solvente.



El $(\text{CH}_3)_3\text{CCl}$, chocando con moléculas de solvente (círculos) lleva a:

1. *ausencia de reacción* cuando las colisiones con moléculas de solvente son pocas y de baja energía;
2. *hidrólisis*: cuando las colisiones son muchas y muy energéticas.

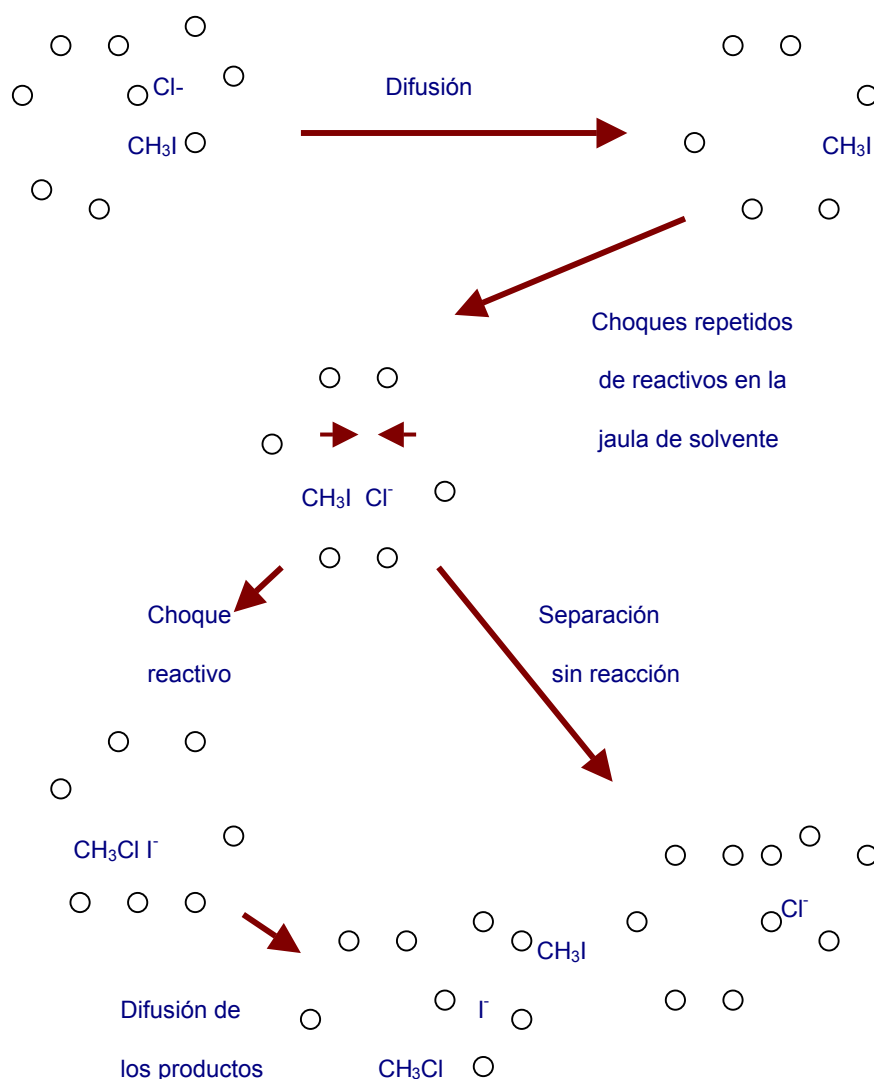
Las reacciones termoleculares son en esta teoría el resultado de la colisión simultánea de tres moléculas. Estos procesos en fase gaseosa o en solución son muy improbables, de ahí que las reacciones elementales termoleculares son muy escasas en la Naturaleza.

Para que la colisión se traduzca en reacción, los reactivos deben poseer una energía suficiente, y debe haber una orientación espacial adecuada de las moléculas. La **teoría del complejo activado** permite visualizar esto a nivel molecular.

En reacciones en solución las moléculas reactivas se mueven a velocidades mucho menores y las colisiones son poco frecuentes. El efecto de solvatación, es decir, la influencia del solvente que rodea a los reactivos, es importante para determinar la velocidad de las reacciones.

Las moléculas reaccionantes están rodeadas de una esfera de solvatación y cuando estas moléculas se acercan, la esfera de solvatación rodea a ambas y produce un efecto de "jaula" que impide por un intervalo de tiempo que las moléculas se separen. De esta manera, las moléculas reactivas pueden realizar un número grande de colisiones, y las velocidades de reacción no son muy diferentes de las que ocurren en fase gaseosa.

El siguiente esquema (Lawrence, 2000) muestra el mecanismo de reacción de CH_3I con Cl^- (sustitución nucleofílica) en solución.

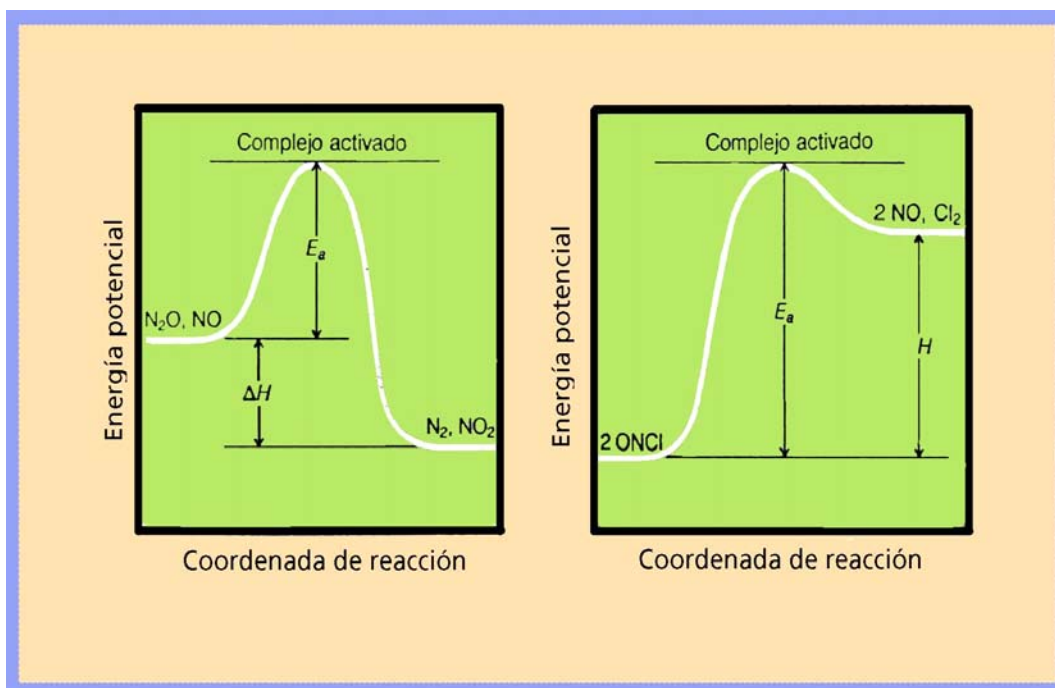




En la reacción química se rompen uniones y se forman otras, pero no es necesario que estos procesos ocurran secuencialmente. En muchos casos las uniones se van rompiendo y formando dentro de una estructura molecular intermedia de la reacción, denominada **complejo activado**. En el transcurso de la reacción, se llega a una situación en donde las moléculas reaccionantes forman una entidad (el complejo activado) que tiene una energía mayor que la de los reactivos que le dieron origen y la de los reactivos que se generan. La diferencia entre la energía del complejo activado y la de los reactivos se denomina **energía de activación** de la reacción (E_a).

Esto puede representarse en un diagrama (figura 4.3) llamado **perfil de energía de reacción**, donde en la ordenada se representa la energía del sistema y en la abscisa se representa la **coordenada de reacción**, cuyo significado representa el avance de la reacción (y podría asociarse al tiempo transcurrido), es decir a las posiciones de los átomos durante la misma.

FIGURA 4.3: Perfil de energía de reacción para reacciones exotérmicas y endotérmicas.

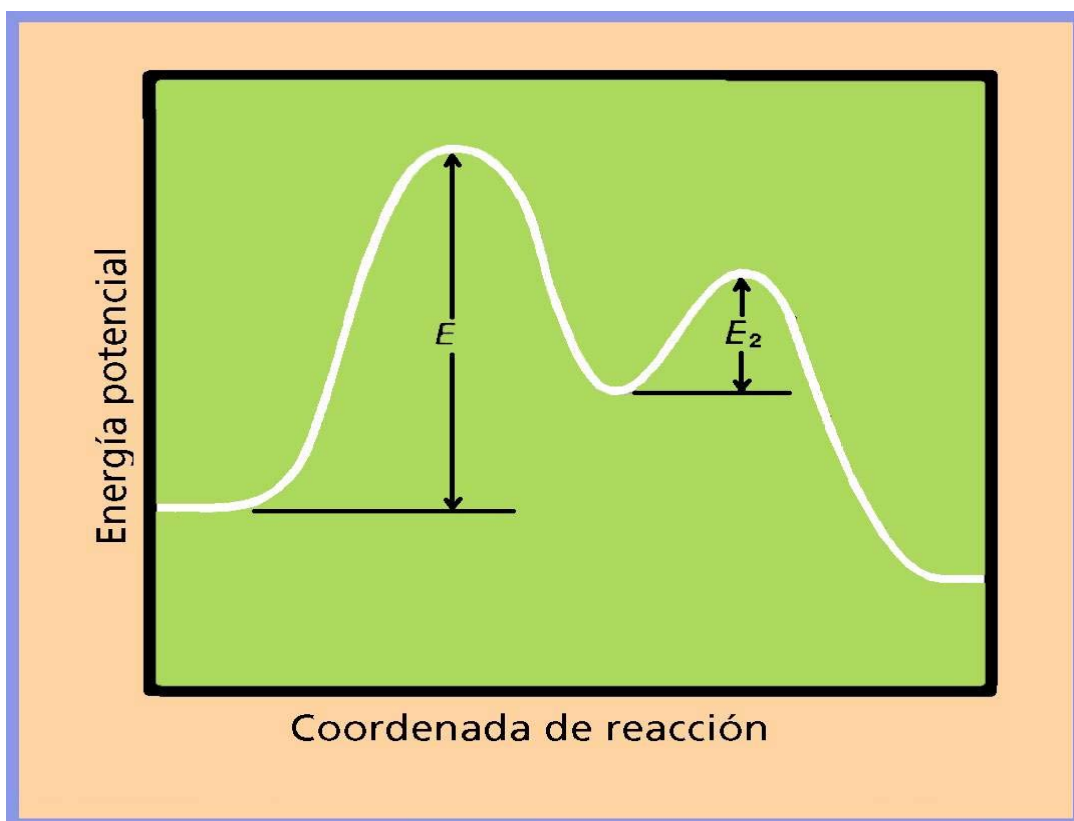


En el complejo activado todavía es posible reconocer las uniones originales, pero mucho más débiles y comienzan a insinuarse las uniones de las nuevas moléculas (productos) pero aún no a la distancia de equilibrio. El complejo activado es, pues, una estructura molecular de alta energía que puede evolucionar hacia productos o volver nuevamente a reactivos.

Es importante resaltar la diferencia que existe entre el complejo activado y un intermediario de reacción. El NO_3 es un intermediario en la reacción de formación de NO_2 a partir de NO y O_2 y no un complejo activado ya que es una especie que puede detectarse durante el transcurso de la reacción. El complejo activado tiene una existencia transitoria, por lo general del orden de los pico o femtosegundos, y sólo puede ser detectado con las espectroscopías rápidas como las desarrolladas por Zewail, Premio Nobel de Química 1999.

El siguiente perfil de energía de reacción (figura 4.4) ilustra una reacción que ocurre en dos etapas a través de un intermediario inestable, y donde puede verse además la energía de activación de cada etapa.

FIGURA 4.4: Perfil de energía de reacción para una reacción en dos etapas



Efecto de la temperatura: ecuación de Arrhenius

La variación de la velocidad de reacción con la temperatura fue estudiada experimentalmente por el físico químico sueco Svante Arrhenius hacia fines del siglo XIX, y se resume en una expresión conocida como **ecuación de Arrhenius**, que vincula la constante de velocidad con la temperatura:

$$k = A.e^{-(E_a/RT)}$$

donde A es el **factor preexponencial**, que tiene relación con el número de colisiones efectivas y E_a es la energía de activación de la reacción, que es una propiedad de cada sistema químico en reacción (diferencia entre energías de unión de los átomos entre complejo activado y reactivos) y que no depende de la temperatura.

La energía de activación es una medida de la dependencia de la velocidad de reacción con la temperatura: cuanto mayor es E_a , mayor es el aumento de la constante de velocidad k al aumentar la temperatura.

La forma de determinar la energía de activación de una reacción es mediante la construcción de gráficos $\log k$ vs. $1/T$, que permiten obtener rectas de pendiente $-E_a/R$.

Una vez que se conoce la energía de activación de una reacción es posible determinar su constante de velocidad k_2 a una temperatura T_2 si se conoce dicha constante a otra temperatura T_1 . Para ello, basta escribir la ecuación de Arrhenius en forma linealizada (tomando logaritmo en ambos miembros) para cada una de las temperaturas y eliminando A entre ambas ecuaciones:

$$\log \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{2,303R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$



APORTES Y SUGERENCIAS

Un ilustre químico...

Svante August Arrhenius, el famoso químico y físico sueco nacido en Uppsala en 1859, sin dudas, contribuyó a fijar las bases de la química moderna a partir de sus importantes trabajos sobre la teoría iónica.

Arrhenius realizó sus estudios en las Universidades de Uppsala y Estocolmo. Ya antes de doctorarse, en el año 1884, presentó en la Academia de Ciencias de Suecia una memoria sobre las propiedades conductoras de las disoluciones electrolíticas. Memoria que no fue valorada en ese momento por la comunidad científica sueca y europea. Él mismo cuenta la siguiente anécdota: “Me acerqué al profesor Cleve, a quien admiraba mucho, y le dije ‘tengo una nueva teoría de la conductividad eléctrica como causa de las reacciones químicas’ y Cleve me contestó ‘es muy interesante’ y luego añadió ‘adiós’ ”.

Muchas dificultades le acarreó a Arrhenius, su tesis doctoral. En ella, lo que era muy audaz para su época, formulaba la teoría de la disociación electrolítica. Tras numerosas presentaciones posteriores, donde “suaviza” su exposición, y no pocos esfuerzos, nuestro químico consigue que le aprueben la tesis, con la más baja calificación, porque se la aprueban pensando que es errónea. Muy lentamente, y gracias al apoyo de Ostwald, van’t Hoff y Boltzmann, sus ideas empiezan sin embargo a ser tenidas en cuenta, llegando a ser una de las piedras angulares de la electroquímica actual.

Arrhenius se desempeñó, a partir de 1895, como catedrático en la Universidad de Estocolmo. En el año 1903 recibe el Premio Nobel de Química y en 1905 se lo nombra director del Instituto Nobel de Química y Física.

Fallece en 1927 dejando tras de sí importantes trabajos sobre Bioquímica, Química Física y otros que apuntan a explicar y comprobar su teoría.

Es importante compartir con los alumnos este tipo de comentarios sobre la vida de los científicos, que contribuyeron al avance de la química, porque ilustran acerca de los largos caminos, las dificultades, vicisitudes y avatares que implica la construcción de nuevas teorías y la ruptura de concepciones arraigadas o consideradas verdades inamovibles, además de dar cuenta, también, de los procesos de investigación.

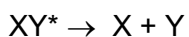
En este panorama que presentamos acerca de la cinética de las transformaciones químicas, le puede resultar útil la contextualización de estas cuestiones en ciertas transformaciones específicas como algunas fotoquímicas y otras de óxido reducción que veremos a continuación.

Cinética de reacciones fotoquímicas

Una categoría de reacciones muy importantes incluye las reacciones fotoquímicas. En estas reacciones la energía necesaria para producir la ruptura de las uniones es debida a la absorción de luz (fotones de energía $h\nu$) por una de las moléculas reactivas (XY) para formar una especie excitada (XY*):



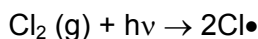
La especie excitada puede en una etapa posterior descomponerse o reaccionar con otra molécula para formar productos



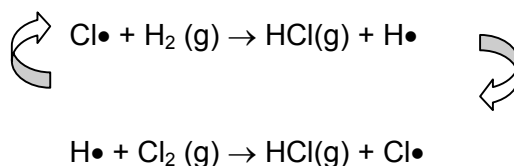
La constante de velocidad de una reacción fotoquímica es proporcional al **flujo radiante**, es decir a la cantidad de fotones por unidad de área y de tiempo que incide sobre el sistema, y al **rendimiento cuántico**, que representa el número de moléculas que sufren reacción por fotón absorbido (por ejemplo, si uno de cada cinco fotones absorbidos por una molécula lleva a su descomposición el rendimiento cuántico es 0,2).

Un ejemplo es la reacción del cloro con hidrógeno para formar ácido clorhídrico en fase gaseosa (Candás, 2000). Esta reacción ocurre en tres etapas:

1) iniciación: se produce la ruptura de la unión Cl-Cl por fotones para formar átomos de cloro



propagación: los átomos de cloro atacan al H_2 formando átomos de hidrógeno que atacan al Cl_2 formando más átomos de cloro en un proceso que se propaga en cadena:



3) finalización: los átomos de cloro se recombinan para formar Cl_2



Los átomos de cloro y de hidrógeno son muy reactivos pues tienen electrones no apareados. Estas especies con electrones no apareados se denominan radicales libres y dan lugar a **reacciones en cadena** como la de este ejemplo, donde por cada átomo de Cl generado en la reacción de iniciación se genera un gran número de etapas de propagación y por lo tanto, muchas moléculas de HCl.

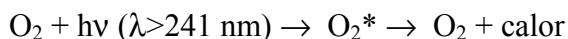
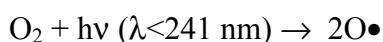


APORTES Y SUGERENCIAS

Creación y destrucción del ozono

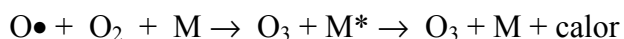
"Aunque una dosis pequeña de radiación UV es necesaria para la salud, demasiada es peligrosa. Si toda la radiación UV del sol alcanzara la superficie de la Tierra, se producirían serios daños a la materia viviente. Los fotones ultravioletas tienen suficiente energía para romper enlaces covalentes; los cambios químicos resultantes producirían quemaduras de sol y cáncer en los humanos y dañarían muchos sistemas biológicos.

Por fortuna, la Tierra tiene un escudo contra la radiación UV en lo alto de la atmósfera, y consiste en una capa de ozono, O_3 , que absorbe dicha radiación". (American Chemical Society, 1998). El escudo de ozono se forma por reacciones fotoquímicas con el oxígeno. Para que la absorción de un fotón por la molécula de O_2 se traduzca en la formación de radicales $O\bullet$ es necesario que la energía de los fotones sea la adecuada. Sólo los fotones con longitud de onda inferior a 241 nm pueden disociar la molécula de O_2 . Si la energía es menor, la molécula se excita, pero rápidamente libera el exceso de energía como calor:



Por encima de la estratosfera la mayor parte del oxígeno se encuentra como radicales libres $O\bullet$ que se recombinan entre sí para formar O_2 que es vuelto a disociar fotoquímicamente.

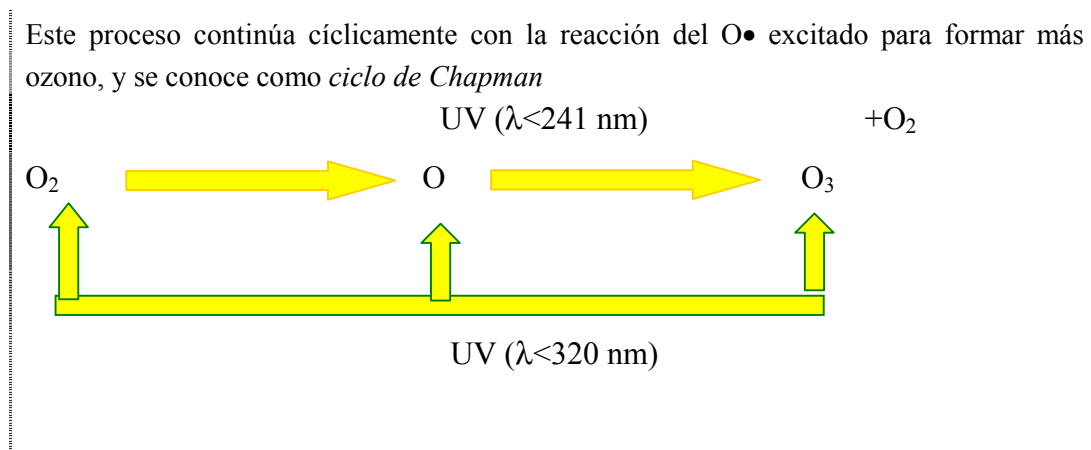
En la estratosfera la mayor parte del oxígeno está como O_2 y los pocos radicales $O\bullet$ generados por la radiación UV de alta energía reaccionan con este para formar ozono:



La tercera molécula M, por ejemplo N_2 , es necesaria para disipar el calor. Esta disipación de calor es la que hace que la temperatura de la estratosfera sea mayor que la del aire situado por debajo o por encima de ella (Baird, 2001).

A su vez, el ozono formado puede absorber fotones de energía apropiada para romper un enlace y regenerar el O_2 :





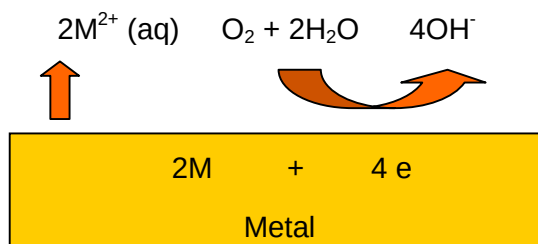
Reacciones de óxido - reducción

Ya mencionamos al comienzo de este capítulo las reacciones de corrosión de hierro u otros metales. Retomemos este tipo de transformaciones. Sin embargo, antes, nos parece indicado aconsejarle una revisión de los conceptos principales asociados con el tema de las reacciones redox.⁴

Las reacciones de corrosión, si bien por lo general son muy lentas y pueden tardar años en ser detectadas, a veces se manifiestan en forma catastrófica. Por ejemplo, la ruptura de los tubos de intercambio de calor en un generador de vapor de una central de generación de energía puede "pincharse" y producir la salida de servicio de la instalación por varios días con la consiguiente pérdida por lucro cesante. En otras ocasiones, la corrosión puede hacer que una turbina de vapor se rompa y se deba reponerla a costos millonarios. En el ámbito casero, todos sabemos qué pasa cuando se "pincha" un termotanque y debemos reponerlo.

Las reacciones de corrosión son reacciones redox donde un metal se oxida (hemireacción de oxidación, que genera electrones) y ocurre una hemireacción de reducción (consume electrones) acoplada que generalmente involucra al oxígeno del aire. En ausencia de oxígeno la oxidación de hierro u otros metales inmersos en agua es mucho más lenta o simplemente no ocurre.

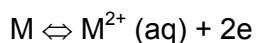
FIGURA 4.5: Esquema de la oxidación de un metal sumergido en agua



⁴ Ver por ejemplo la Propuesta para el Aula " Reacciones redox entre metales" Labate y otros, www.edu.ar/educar/docentes/cs_naturales/polimodal.

En la práctica, es muy importante poder ejercer algún control sobre la velocidad de corrosión, en particular hacerla tan lenta como sea posible. Una forma de proteger un metal es cubrirlo con una capa de pintura que cumple la función de dificultar la llegada de oxígeno a la superficie. De esta manera, la reducción de oxígeno es controlada por difusión, y por lo tanto no puede ocurrir la reacción acoplada, que es la oxidación del metal.

Otra forma de preservar estructuras metálicas en contacto con agua es mediante la llamada protección catódica. En este método, se aplica una corriente al metal en sentido contrario al que produce la corrosión. Vimos en el ejemplo anterior que el metal se oxida dejando un exceso de electrones sobre dicho metal, que es utilizado por el oxígeno para completar el proceso redox. Si se polariza al metal con un potencial negativo (catódico), el proceso de oxidación



deja de ser espontáneo, y el proceso inverso, es decir la reducción del metal es ahora el proceso espontáneo. Esto no es una contradicción del segundo principio pues la condición de espontaneidad de un proceso en el caso de que se realice trabajo sobre el mismo (trabajo eléctrico en este caso) es que $\Delta G < W_{\text{eléctrico}}$. Podemos pues invertir el sentido espontáneo de un proceso redox entregando trabajo eléctrico desde el exterior.

En este ejemplo, vemos una de las características peculiares de los procesos redox: su velocidad puede ser controlada externamente, polarizando el metal respecto de la solución.

No vamos a discutir la relación que existe entre el potencial aplicado y la corriente que circula por el sistema, pues ello involucraría conceptos avanzados de electroquímica, pero vamos a ver cómo vincular esta corriente eléctrica con la velocidad del proceso redox. Para ello, veamos un ejemplo más simple y que puede realizarse en el laboratorio. La pila de Daniell (Figura 4.6) es una celda electroquímica que funciona mediante las hemirreacciones:

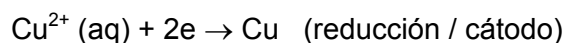
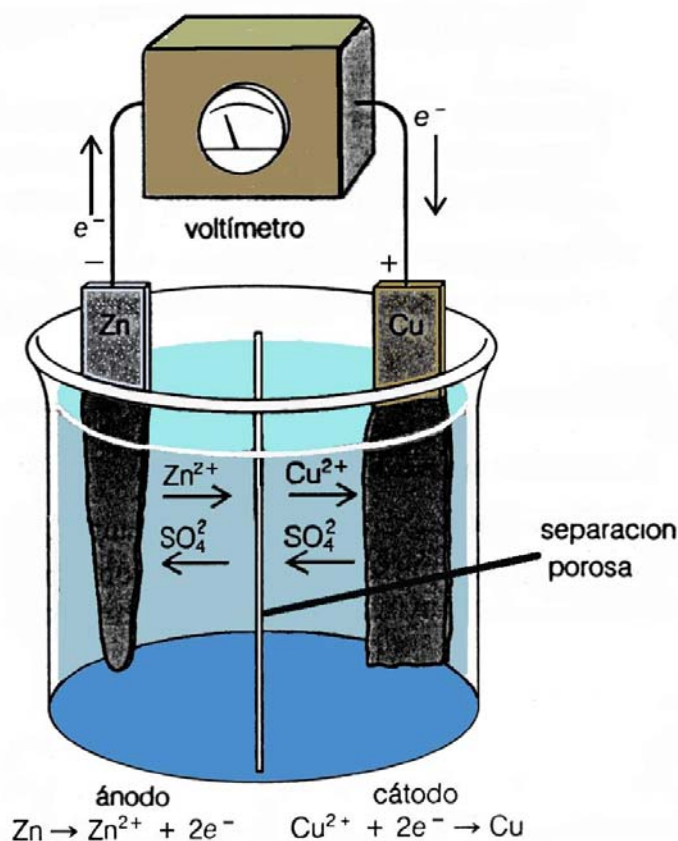


FIGURA 4.6: Pila de Daniell con fuente de tensión en oposición para controlar la corriente que circula por la celda



El proceso espontáneo, de acuerdo a los potenciales estándar de ambos metales, es la reducción del Cu y la oxidación del Zn: es decir que si en un vaso conteniendo iones Cu se tiran granallas de Zn, estas se disolverán y se observará la formación de un depósito de Cu metálico. Esto es equivalente a lo que sucede en la pila de Daniell si se la cortocircuita, es decir, si se permite que la reacción espontánea ocurra libremente. La velocidad de esta última estará limitada por los procesos de transferencia de carga a través de la interfase metal/solución y en general la velocidad será alta.

En este caso, la velocidad de la reacción se puede calcular fácilmente a través de la corriente que circula en la pila: cada vez que un átomo de Zn se oxida deja dos electrones libres que circulan por el circuito externo y llegan al cátodo donde son tomados por el Cu^{2+} en solución para reducirse. De esta manera, la velocidad de la reacción, expresada en moles de Cu reducido o moles de Zn oxidado por segundo, se

puede convertir en carga eléctrica simplemente multiplicando por $2eN_A$, donde e es la carga del electrón y N_A el número de Avogadro. Dado que $e^-N_A = F$, la constante de Faraday, es evidente que la velocidad de reacción se relaciona con la corriente I que circula por la pila por la ecuación:

$$v \cdot nF = \frac{\text{moles } nF}{\text{tiempo}} = \text{moles } I$$

Si conectamos una resistencia eléctrica entre los electrodos, la corriente disminuirá proporcionalmente al valor de la resistencia de modo que la velocidad de la reacción es fácilmente controlable externamente. Esto también se puede lograr si conectamos la pila a una fuente de tensión con polaridad opuesta a la de la pila (es decir conectamos su polo positivo al cobre y el positivo al cinc), por lo cual se producirá, en este caso, un flujo de corriente en sentido contrario, que en parte compensará a la corriente generada en la reacción espontánea de la pila. Es decir que la velocidad de oxidación del Zn (reducción del Cu) será menor.

Llegará un momento cuando el potencial aplicado sea igual y opuesto al generado por la pila, y en ese caso la corriente será nula (no hay reacción neta aún cuando la oxidación y la reducción continúan ocurriendo) y el sistema estará en equilibrio. Mas aún, si hacemos el potencial mayor que el de la pila el sentido de la corriente se invertirá, los electrones fluirán del cátodo al ánodo, y ahora será el Cu la especie que se oxide, en tanto que los iones Zn^{2+} en solución se reducirán a Zn metálico.

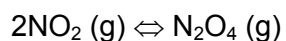
Las reacciones electroquímicas son, pues, reacciones que permiten el control de su sentido (espontaneidad) y de su velocidad en forma externa, entregando trabajo eléctrico al sistema.

Ahora, que ya completamos esta visión panorámica sobre la velocidad de las transformaciones, nos parece oportuno acercarle algunos comentarios que incluyen una manera diferente de encarar un tema muy conocido.

El equilibrio químico: velocidad de reacciones opuestas

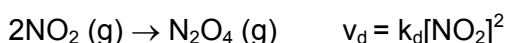
La cinética química nos permite una forma alternativa de desarrollar la noción de equilibrio químico que tiene la ventaja de dar una idea dinámica y molecular del mismo, que generalmente no brinda la termodinámica.

Si analizamos un proceso que alcanza un equilibrio, tal como la dimerización del NO_2 (un gas pardo) para dar el dímero incoloro:

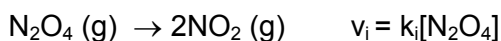


es fácil deducir que se alcanza un equilibrio que depende de las condiciones de presión y temperatura del sistema, por simple observación de la presión de equilibrio o mediante una medición colorimétrica.

Si conocemos la velocidad de la reacción directa de dimerización:



y de la reacción inversa de descomposición de dímero:



La concentración de ambas especies será constante cuando ambas velocidades sean iguales, es decir:

$$k_d[\text{NO}_2]^2 = k_i[\text{N}_2\text{O}_4]$$

de modo que la llamada constante de equilibrio K de la reacción puede expresarse en términos de las velocidades de las reacciones directa e inversa:

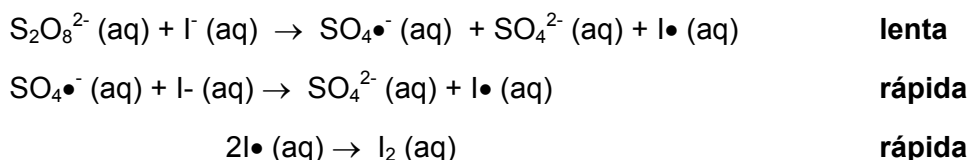
$$K = \frac{k_d}{k_i} = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2}$$

La llegada al equilibrio no implica por lo tanto que la reacción no ocurre, sino que las velocidades de las reacciones de formación y descomposición de productos ocurren a la misma velocidad. Esto supone, desde luego, que en el sistema ocurre una sola reacción reversible.

Catálisis: tipos y mecanismos

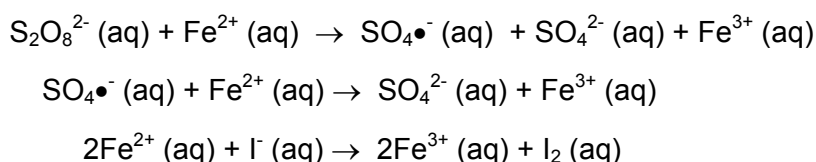
Un **catalizador** es una sustancia que aumenta la velocidad de una reacción modificando su mecanismo. El catalizador participa de la reacción y su concentración puede variar drásticamente durante la misma, pero su concentración al principio y al final de la reacción es la misma, de modo que es como si no interviniera en la reacción neta. En la **catálisis homogénea**, el catalizador forma parte de la misma fase donde se produce la reacción. Un ejemplo muy estudiado de catálisis es la oxidación de

ioduro con persulfato en solución acuosa, que ocurre mediante el siguiente mecanismo:



La velocidad de reacción, en este caso, está determinada por la primera etapa.

Si se agregan iones Fe^{2+} o Cu^{2+} a la solución, la reacción se acelera, pues cambia el mecanismo de la reacción que es ahora:



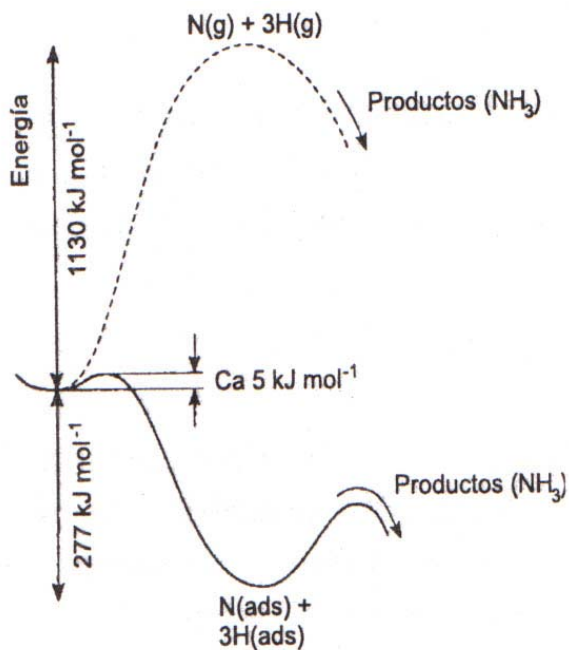
en la que ahora todas las etapas son rápidas. El Fe^{2+} no se consume en la reacción, como puede observarse al sumar las reacciones anteriores.

En la **catálisis heterogénea**, el catalizador está en un estado de agregación distinto del de los reactivos y productos. Un ejemplo de este tipo de procesos cinéticos es la obtención del amoníaco mediante el proceso Haber - Bosch.

La velocidad de conversión de H_2 y N_2 en amoníaco es lenta, aún a altas temperaturas y presiones. Sin embargo, la reacción es catalizada por una superficie de Fe adecuadamente tratada, a temperaturas cercanas a los 500°C y presiones entre 100 y 1000 bar.

La reacción de disociación del N_2 requiere 945 kJ/mol, pero en presencia del catalizador se modifica el camino de reacción, haciendo que el N_2 se disocie sobre el mismo con una energía de activación mucho menor. (Figura 4.7)

Figura 4.7: Cambio de la energía de activación de la reacción de síntesis de NH_3 por agregado de un catalizador



APORTES Y SUGERENCIAS

Catalizadores en los escapes de automóviles y en la generación de combustibles sintéticos

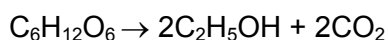
Los alumnos en este nivel pueden llegar a comprender perfectamente que la combustión de hidrocarburos, en los motores de combustión interna en presencia de O_2 , produce la formación de CO_2 y H_2O , pero también de CO e hidrocarburos parcialmente oxidados. Sin embargo, es probable que ignoren importantes transformaciones que ocurren en forma simultánea como la que origina NO , a partir del aire utilizado en la combustión, sustancia que en la atmósfera se oxida a NO_2 .

De la misma manera es posible que desconozcan la función de los conversores catalíticos, los que ubicados en los modernos automóviles ayudan a la rápida oxidación de CO a CO_2 y de otros hidrocarburos a CO_2 y H_2O . El catalizador utilizado, en este caso, contiene platino y metales de transición que no se alteran en la reacción, pero pueden ser inactivados por la presencia de ciertos inhibidores catalíticos (a veces llamados venenos) como por ejemplo el plomo. El NO se descompone en el catalizador formando N_2 y O_2 .

Por otro lado, los alumnos en general no tienen conocimiento acerca de qué catalizadores se emplean para la conversión de mezclas de H_2 y CO en combustibles sintéticos. (Por ejemplo, la utilización de catalizadores de rodio para la obtención de metano).

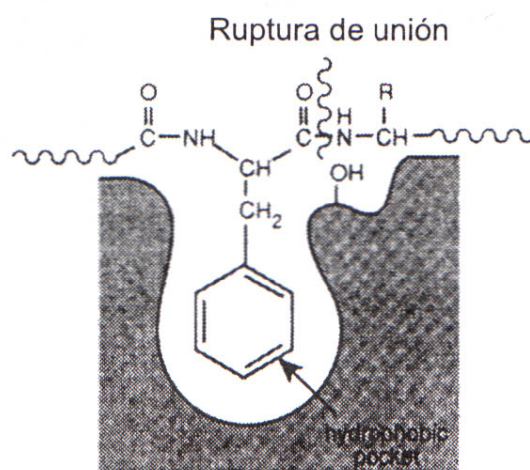
Por ello, el análisis de estas cuestiones vinculadas con algunas preocupaciones cotidianas puede ser un buen punto de partida para movilizar el interés de los estudiantes respecto de la necesidad de conocer mejor los procesos de catálisis.

Un tipo de catálisis muy importante en seres vivos es la **catálisis enzimática**. Las enzimas son catalizadores biológicos que permiten que un gran número de reacciones bioquímicas ocurra a velocidades apreciables en condiciones ambiente. En la fabricación de la cerveza, por ejemplo, se utilizan levaduras que contienen una enzima llamada zimasa, que convierte la glucosa en etanol:

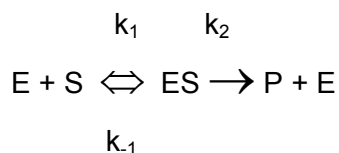


Las enzimas son catalizadores muy específicos que permiten metabolizar en el organismo una biomolécula con una determinada estructura molecular, pero no otra de estructura similar. Esta especificidad se logra mediante la formación de un complejo enzima -sustrato (el sustrato es la sustancia que reacciona) que se acoplan como un sistema llave - cerradura, es decir que cada enzima "reconoce" un solo tipo de molécula que "calza" justo en su estructura molecular (figura 4.8). El complejo enzima - sustrato requiere una menor energía de activación para generar los productos de reacción y regenerar la enzima, que así puede volver a ser utilizada.

Figura 4.8: Una proteína anclada en una enzima (quimiotripsina) para sufrir la ruptura de la unión C-N (Lawrence, 2000)



El mecanismo de las reacciones enzimáticas fue propuesto por Michaelis y Menten, y contempla la formación del complejo enzima - sustrato (ES), del cual puede volver a separarse el sustrato o puede dar lugar a los productos y regenerar la enzima:



Si consideramos al complejo ES como un intermediario y utilizamos la aproximación de estado estacionario, es decir que la concentración de ES no varía, obtenemos al igual que para el NO_3 en la sección 4.5, la expresión:

$$[ES] = \frac{k_1}{k_{-1} + k_2} [E][S] = K_M [E][S]$$

donde K_M se denomina constante de Michaelis.

Si $[E_0]$ es la concentración total de enzima, un simple balance de masa indica que $[E_0] = [E] + [ES]$, de modo que de la ecuación anterior se deduce que:

$$[E_0] = \left(\frac{K_M}{[S]} + 1 \right) [ES]$$

Y a partir de esta ecuación y la expresión para la velocidad de formación del producto ($v = k_2[ES]$) resulta:

$$v = k_2 [E_0] \left(\frac{K_M}{[S]} + 1 \right)^{-1}$$

Los valores de K_M se pueden obtener y k_2 se pueden obtener a partir de medir la velocidad de formación de productos en función de la concentración de sustrato.

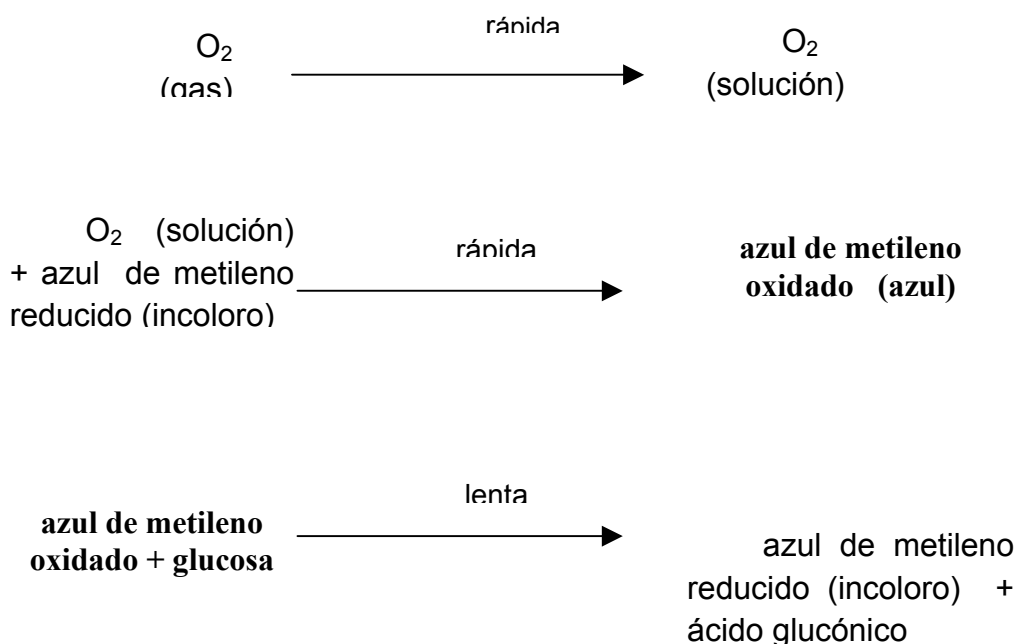
Con el tema que acabamos de desarrollar se completa la presentación de los contenidos disciplinares de este capítulo. Es pues, acertado retomar un tema pendiente...

Nuevamente, la botella azul

Decimos nuevamente porque este es el momento adecuado para retomar la actividad N° 1 que se encuentra en la sección “*A modo de introducción*”. El propósito es que usted confronte sus hipótesis iniciales, respecto del proceso que involucra la famosa botella azul, con los contenidos ya trabajados y los aportes que a continuación le acercamos.

El proceso estudiado, como ya hemos indicado con anterioridad, involucra la oxidación catalítica de la glucosa en medio fuertemente básico, por eso la presencia de NaOH. Cuando se mezclan las soluciones en el tubo y se agita, se está favoreciendo la disolución del O_2 y, por ende, la aparición del color azul que se debe a la aparición de la forma oxidada del azul de metileno. Al dejar reposar, la solución se torna incolora porque de nuevo aparece la forma reducida del azul de metileno (Vidarte y otros, 1988). Se trata de una reacción reversible que puede interpretarse como la combinación de varios pasos, que poseen diferentes velocidades de reacción:

Obsérvelo en el esquema siguiente:



La disolución del oxígeno no es siempre el proceso más rápido pues se trata del factor de control de la reacción cuando está en reposo pero, obviamente, al agitar el sistema esta velocidad aumenta considerablemente.

¿En qué momento y de qué manera se puede introducir esta actividad en el aula?

Nuestra sugerencia es que le asigne a la actividad un tratamiento similar al que le propusimos a usted en este capítulo, con las adaptaciones del caso. Es decir, al

principio de la unidad didáctica, como una situación problemática que actúe como un disparador para introducirse en el estudio de la cinética química, y al cerrar la unidad.

Para introducir el tema en su clase de química, como una situación problemática significativa para los alumnos, puede utilizar la estrategia de comentar que “tiene un problema” y solicitar su ayuda. El problema, por ejemplo, puede ser que un investigador que está estudiando un sistema químico desconocido le ha propuesto que colabore con él para realizar las primeras observaciones sobre dicho sistema.

A continuación, puede presentar a cada grupo de 2 ó 3 alumnos una gradilla (o cualquier recipiente) conteniendo un tubo de ensayo tapado que posee el sistema, que usted ha preparado previamente, y que ocupa, aproximadamente, las dos terceras partes de la altura del tubo.

Comente a los alumnos que, para optimizar este esfuerzo y poder devolver el material en condiciones al investigador, les va a sugerir el siguiente protocolo de trabajo:

- a) No tocar el tubo, en principio, sólo observarlo con atención, registrando todos los detalles observables vinculados con el contenido del tubo, su aspecto, cantidad de líquido, color, etcétera.
- b) Una vez realizados los registros, pensar en todas las acciones a las que se podría someter el tubo sin sacar el tapón (recalcar que en ningún momento se va a poder abrir el tubo porque hay que devolver el material tal como se recibió). Con cuidado proceder a la realización de estas acciones.
- c) Si se producen cambios, anotarlos - no sin antes volver a colocar el tubo en la gradilla y dejarlo reposar unos minutos - y elaborar posibles explicaciones sobre la naturaleza de esos cambios.

En general, la mayoría de los estudiantes, después de realizar las observaciones que se solicitan, acuerdan en retirar el tubo del soporte y agitarlo. Los resultados de esta acción los impactan y movilizan y, de inmediato, se abocan a la tarea de intentar explicar lo que sucede. La utilidad de presentar este experimento, como una actividad introductoria, estriba en que instala el interés de los alumnos y genera la necesidad de adquirir una mayor información sobre la reversibilidad de algunas transformaciones químicas, pero también puede convertirse en una herramienta diagnóstica.

En efecto, en esta actividad es posible evaluar, en proceso, el grado de aprendizaje logrado por los estudiantes respecto de algunos procedimientos propios del área asociados con la calidad de las observaciones y la lógica de las interpretaciones e hipótesis que realizan.

Las explicaciones que dan los alumnos frente al cambio de color son bastante variadas, en un primer momento, y algunos recurren a *hipótesis ad hoc*, exclusivamente formuladas para resolver el problema concreto, sin pretensiones de

generalización: por ejemplo, suelen imaginar la existencia de algún colorante sólido, en pequeñísimas cantidades, que se encontrara depositado en el tapón y que se disuelve al agitar. Esta anticipación debe ser revisada cuando, al dejar reposar el tubo, el sistema vuelve a tornarse incoloro.

Las explicaciones consistentes con la lógica disciplinar sólo aparecen cuando los estudiantes reparan en la fase gaseosa que compone el sistema. Es entonces cuando, en algunos grupos, surge la idea de una transformación que ocurre al agitar el tubo, cuando el gas presente en el tubo es obligado a ponerse en contacto más íntimo con la fase líquida. En ese momento, algunos alumnos pueden opinar que el gas en cuestión es aire, mientras que otros dudan, frente a opciones alternativas.

Seguramente, los alumnos insistirán en que usted brinde más información sobre el contenido y comportamiento del sistema. No nos parece apropiado que así se haga en este momento. Es mucho más enriquecedor reservar momentáneamente esta información y volver a realizar la actividad en el momento del cierre de la unidad. De esta manera, podrá evaluar si las observaciones que hacen los equipos son más minuciosas, si se emplean o no los conceptos trabajados, si las hipótesis iniciales se han modificado, si los alumnos son capaces de diseñar experimentos sencillos que puedan acelerar o retardar los cambios, etcétera.

También es posible proponer en esta segunda etapa el análisis de las variables que influyen en la velocidad, la realización de un diseño experimental para estudiar la influencia de alguna de ellas manteniendo las otras constantes, etcétera. Por ejemplo, el registro de datos y la construcción de gráficos que muestren el efecto del tiempo de agitación (o del número de agitaciones) sobre el tiempo de desaparición del color (Nuffield Foundation, 1972).

Este sí sería el momento adecuado para ampliar el campo conceptual de los alumnos con una mayor información acerca de los procesos involucrados en el experimento con la botella azul.

Algunas sugerencias respecto de la preparación del sistema

1. Todo el material de vidrio debe estar perfectamente limpio, ya que puede haber reacciones secundarias que enmascaran los procesos; y no conviene preparar un volumen demasiado grande de soluciones, tan sólo el que se va a utilizar, porque los reactivos se descomponen con el tiempo.
2. Con la suficiente antelación, alrededor de media hora antes de presentarlo a los alumnos, se mezclan en un Erlenmeyer, volúmenes iguales de las dos soluciones y unas gotas de la solución de azul de metileno (hasta que la coloración se vuelva

celeste intenso). Se agita y se preparan tantos tubos como equipos se vayan a formar.

3. Se dejan reposar, para que el sistema se vuelva incoloro, y en esas condiciones ya es posible utilizar las soluciones, cuidando de no agitarlas en el traslado al aula o al laboratorio.

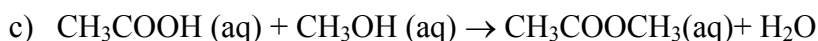
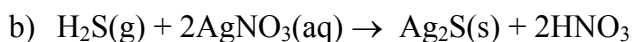
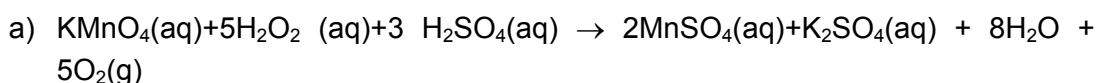
Llegó el momento en que le sugerimos analizar su dominio sobre los contenidos que acaba de leer, vinculados con cinética química.

Para ayudarlo en este análisis, a modo de ejemplo, le acercamos una serie de preguntas referidas a la comprensión académica de los temas tratados.

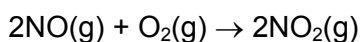


ACTIVIDAD N° 6

1. Respecto de las transformaciones químicas que consignamos a continuación, indique y justifique para cada una, el tipo de propiedad que mediría para obtener datos sobre la velocidad de reacción.



2. Relea en la sección anterior, los contenidos vinculados con la reacción



e individualice la expresión de la cual se obtiene la concentración del intermediario NO_3 .

Esta expresión

1. ¿Implica que la concentración del mismo es nula, o bien que el cambio de la concentración en el tiempo es nula?.
 2. ¿Cómo graficaría la concentración de todas las especies de esta reacción en función del tiempo, incluyendo el intermediario?.
 3. Durante la cocción de los alimentos ocurren varias reacciones involucrando proteínas, grasa, hidratos de carbono, etcétera. Suponiendo que la energía de activación promedio de las mismas es de 50 kJ/mol,
3. Calcule en qué factor aumenta la velocidad de la cocción, si en lugar de realizarse en una olla de agua hirviendo (100°C), se realiza en una olla a presión donde la temperatura puede llegar a 120°C.

4. La reducción del KMnO_4 a MnO_2 tiene un valor de energía libre bastante negativo, indicando que el proceso es espontáneo. Sin embargo, las disoluciones concentradas de KMnO_4 pueden almacenarse en el laboratorio durante meses, cumpliendo ciertas condiciones de seguridad.

- a) Investigue cuáles son esas condiciones, y cuál es la razón de que esta sal de potasio no se descomponga rápidamente.

Recuerde:

En la sección Clave de respuestas encontrará algunas soluciones y pistas.

Perspectiva Didáctica

En esta Sección, en forma articulada con el desarrollo de las problemáticas químicas vinculadas con la Cinética química, abordamos diferentes cuestiones didácticas que intentan asignar una mayor riqueza de sentido a los contenidos presentados, con el propósito de optimizar su práctica pedagógica.

Ahora, nos ocupamos, especialmente, de:

- Realizar recomendaciones respecto de la posible secuenciación de los contenidos de Cinética química abordados, para su tratamiento en el aula.
- Complementar la revisión hecha en otros Capítulos sobre los patrones más comunes de ideas previas de alumnos y docentes, en relación con los contenidos citados, y algunas sugerencias para su indagación.
- Encarar la segunda parte de la evaluación en la clase de Química, en la cual presentamos nuevos cuestionamientos: ¿cuándo?, ¿qué? y ¿cómo evaluar?.

Por último, cerramos el Capítulo con algunas **Actividades Experimentales**, la **Clave de Respuestas** y las **Referencias Bibliográficas**.

Hecho el resumen, sólo nos queda comenzar...

Preparando la unidad para su tratamiento en el aula

La planificación de cualquier unidad didáctica remite, siempre, a la enunciación de los contenidos, su secuenciación y tratamiento, a las expectativas de logro que involucran y a los criterios de evaluación que se utilizarán durante este tratamiento. En este caso, los contenidos han sido explicitados suficientemente a lo largo de las Secciones precedentes. Nos centramos, por lo tanto, ahora, sólo en algunas cuestiones vinculadas con su secuenciación y tratamiento didáctico.

Como ya se indicó, nuestra propuesta consiste en presentar la unidad a través de una situación problemática, que puede ser el problema de la botella azul u otra que a usted se le ocurra. Ahora bien, en varias ocasiones nos hemos referido a este tipo de tratamiento pero...

¿Qué son las situaciones problemáticas?

Ante esta pregunta, es factible que Usted haya pensado en que son situaciones didácticas que plantean un conflicto o dificultad para el que no se posee una respuesta inmediata o un camino de resolución preestablecido, con estas o con otras palabras, pero con el mismo sentido.

Si así lo pensó, está en lo cierto. Se trata de situaciones, creadas por el docente, que les imponen, a los alumnos, la necesidad de intercambiar opiniones para tratar de

encontrar el mejor camino que permita resolver ese problema. Es decir, obligan a poner en juego lo que ya se sabe pero en condiciones diferentes a las habituales. Las situaciones problemáticas presentan siempre diferentes grados de dificultad porque involucran el planteamiento de soluciones abiertas que exigen de los alumnos una actitud activa y un esfuerzo por buscar su propia respuesta, su propio conocimiento (Pozo, 1995).

Las situaciones problemáticas en general, si son adecuadas, despiertan el interés de los estudiantes y generan en ellos la necesidad de una mayor información y de una exploración bibliográfica o experimental. Tal el caso de la botella azul, del análisis del *air – bag*, de la caja negra que le propusimos construir y llevar al aula en el Capítulo anterior o de otros problemas que se basan en aspectos de la vida cotidiana, en cuestionamientos sobre un hecho específico, temas de actualidad, desafíos de tipo intelectual, etc.

El problema presentado en este caso, la interpretación de los cambios en la botella azul, ni es demasiado sencillo ni escapa a las posibilidades de trabajo de los alumnos del nivel Polimodal o Medio.

¿Qué se pretende con él?...

Simplemente que, a la vez que intentan justificar los cambios de manera razonable, sus alumnos y alumnas puedan advertir que en los procesos involucrados se manifiesta una cierta velocidad de reacción. A partir de él, por lo tanto, es fácil encarar la presentación de otras transformaciones, en este caso cotidianas, para las cuales sea evidente su ocurrencia a diferentes velocidades.

Aclarado este punto, una posible secuenciación de contenidos podría involucrar los siguientes momentos didácticos:

- Presentación de una situación problemática que facilite la evaluación diagnóstica, sobre las ideas de los alumnos, por ejemplo, a partir de la interpretación de los cambios observados en la botella azul.
- Organización y análisis de la información recogida con el objeto de planificar ajustes y tomar las decisiones pedagógicas necesarias.
- Propuesta de búsqueda y análisis de transformaciones químicas cotidianas que se producen a diferentes velocidades (Chandías y Weitz, 2001).
- Ampliación del campo conceptual por medio de explicaciones y a través de la lectura de material bibliográfico (textos, artículos, memorias de científicos, etc.) vinculado con la velocidad de reacción, su forma de expresión, la constante de velocidad de una reacción y la teoría de las colisiones.
- Puesta en común y generación de un espacio de discusión acerca de las diferentes formas mediante las cuales es posible modificar la velocidad de una reacción.

- Propuesta de diseño o de realización de alguna actividad experimental que proporcione mayores evidencias acerca de la influencia de ciertos factores. (En la Sección *Actividades Experimentales* encontrará sugerencias).
- Realización de registros que le vayan permitiendo conformar una evaluación en proceso: por ejemplo que proporcione información sobre el dominio de conceptos, técnicas, métodos o procedimientos necesarios. (Para ello, también encontrará orientaciones. En este caso, en la Sección correspondiente a la segunda parte de *La evaluación en la clase de Química*).
- Presentación a los alumnos de sistemas en equilibrio (si decide encarar, ahora, este contenido) y a la luz de la teoría cinética molecular (trabajada en otras oportunidades) motivar interpretaciones acerca del tipo de equilibrio.
- Exploraciones biográficas acerca de la vida y obra de Arrhenius.
- Profundización del proceso de catálisis en diferentes procesos e introducción de la noción de catalizador biológico.
- Resolución de ejercicios y problemas abiertos que permitan consolidar los aprendizajes realizados.
- Nueva presentación de la actividad de la botella azul, para cerrar el tratamiento de este tema, analizando ahora el grado de apropiación de los nuevos conocimientos trabajados.
- Promoción de formas alternativas de comunicar los resultados de las nuevas observaciones e interpretaciones (informes, esquemas, gráficos, cuadros, relatos orales, etc).
- Realización de una evaluación sumativa, final, que permita valorar los logros y comprender las dificultades de aprendizaje.

Es obvio que esta secuenciación es un ejemplo y de ninguna manera pretende desconocer su propia realidad institucional, parámetro que lo guiará para poder concretar la que verdaderamente necesitan sus alumnos.

¿Qué le parece una actividad, muy simple, acerca de las situaciones problemáticas?...



ACTIVIDAD N° 7

1. Relea la Actividad N° 3 de este mismo Capítulo, en la que se menciona un experimento sencillo para ilustrar la velocidad de corrosión del hierro en agua.
 1. Diseñe una situación problemática que le permita implementar esta actividad experimental con su grupo de alumnos.
2. Identifique y confeccione un listado de diferentes situaciones problemáticas que subyacen en las problemáticas presentadas en los Capítulos anteriores.

A esta altura de nuestro recorrido, es oportuno centrarse en algunas de las dificultades que pueden obstaculizar el trabajo en el aula.

Las ideas previas sobre contenidos de Cinética química

Tal como se menciona en Capítulos previos, la indagación acerca de los conocimientos de ciencias con los que nuestros alumnos llegan al aula supone una caracterización del complejo entramado de nociones obtenidas de la experiencia cotidiana, razonamientos basados en la lógica del sentido común y conceptos escolares que ellos emplean para enfrentar la resolución de problemas en el aula o en el laboratorio.

En el caso concreto de la Química, las investigaciones de los últimos años sobre los procesos de aprendizaje de la disciplina han permitido comprobar la existencia ubicua de preconcepciones o *ideas previas* escolares altamente persistentes respecto de los fenómenos naturales, ideas que con frecuencia preceden a las primeras experiencias de aprendizaje formal (Pozo, 1996).

Las conclusiones de dichas investigaciones han dado diferentes evidencias sobre el rol de las ideas previas/ preconcepciones como obturadoras de los procesos de aprendizaje en las ciencias experimentales, y, en virtud de la relativa independencia de los patrones de ideas previas del contexto educativo y sociocultural específico (Nussbaum, 1999), podemos llegar a la siguiente conclusión, ya comentada con anterioridad: las **preconcepciones escolares adquieren suma relevancia en los procesos de aprendizaje de la Química en el nivel Polimodal**

La denominación de *previas* con que diversos autores han denominado a estas ideas escolares respecto de los fenómenos naturales se debe a que a menudo, - pero *no siempre*- las mismas preceden a las primeras experiencias de aprendizaje formal (Pozo, 1996). Desde el punto de vista de la Psicología cognitiva, estas ideas o preconcepciones se originan en la infancia, en el curso de la secuencia de acciones y

manipulaciones coordinadas con los que el niño intenta “controlar” la realidad de su mundo experiencial y hacerlo predecible.

Las ideas previas/ preconcepciones que los alumnos traen al aula en relación con la interpretación de fenómenos físicos y químicos pueden articularse con una lógica interna bastante consistente, y pueden llegar a adoptar el carácter de verdaderas teorías informales, enmarcadas en sus propias representaciones mentales de la realidad (Drewes, 2000). Estas teorías informales **compiten** con las teorías y modelos de la ciencia escolar, puesto que no solamente son sumamente estables, sino que además los alumnos adolescentes no suelen renunciar a ellas, ni “reemplazarlas” por las teorías enseñadas, aún en situaciones en las que se los enfrenta a su incapacidad de interpretar la realidad.

Por ejemplo:

Los estudiantes de Química de nivel Polimodal tienden a disociar los parámetros termodinámicos de los parámetros cinéticos de una reacción química -por ejemplo, la de combustión, o las esterificaciones-, y la mayoría de ellos no llega a incorporar la naturaleza complementaria de ambos para decidir la espontaneidad de un proceso, creyendo, por ejemplo, que la espontaneidad de la reacción es proporcional a su velocidad.

Antes de continuar con el desarrollo de esta perspectiva, le solicitamos que realice la siguiente actividad vinculada, es obvio, con las preconcepciones que usted ha reconocido en sus alumnos, en años anteriores y en el actual, acerca de la Cinética Química.



ACTIVIDAD N° 8

1. Anote los conceptos, ideas, hipótesis previas que los alumnos han manifestado al tratar el tema Cinética Química.
2. Recupere si es posible, las que otros colegas hayan recogido.
3. Organice toda esta información sistematizándola.

¿Ya realizó la actividad? Entonces le aconsejamos que la conserve para comparar con lo que presentamos a continuación.

El origen sensorial, cultural y escolar de las ideas previas/ nociones alternativas (Pozo y col., 1991) puede representarse para el caso de contenidos de Cinética Química, con los siguientes ejemplos, tomados de situaciones habituales detectadas en el laboratorio y en el aula:

- La mayor parte de los procesos químicos que se enseñan en Química en el nivel Polimodal (neutralizaciones de ácidos fuertes y bases fuertes, combustiones, reacciones de corrosión, etc.) son procesos *irreversibles*, mientras que las explicaciones de los profesores suelen centrarse, en cambio, en procesos de equilibrio químico.
- Las prácticas de laboratorio de Cinética química hacen fuerte hincapié en la identificación del estado inicial de las reacciones (reactivos) y en su diferenciación del estado final (productos) a través de la medición de alguna propiedad física característica (típicamente, el color), pero dan normalmente muy poco peso al reconocimiento de dichas reacciones como *procesos* involucrando una transformación gradual de reactivos en productos.
- Es común entre los estudiantes de Química de este nivel, la idea de que la velocidad de una cierta reacción “mejorará” si aumenta la cantidad de catalizador agregado.
- La acción de los catalizadores parece ser algo mágico, ya que, según la visión de algunos alumnos, actúan “por presencia”, sin interaccionar con los reactivos o productos intermedios. Esta noción errónea puede ser incorporada a menudo a partir de desacertados discursos docentes.
- El significado de algunos términos disciplinares, por ejemplo *producto* o *equilibrio*, es bien diferente del significado cotidiano, y estas contradicciones no son detectadas ni resueltas en los procesos de aprendizaje.

No solamente las falencias en el lenguaje y en el discurso docente pueden ser fuentes de nociones alternativas escolares en contenidos de Cinética, sino también otros errores frecuentes, encontrados en los libros de texto de Química y Físico Química Polimodal: por ejemplo, las notaciones (simple flecha) generalmente usadas para representar las reacciones químicas, con independencia de su carácter reversible o irreversible, o los errores conceptuales en relación con la acción de los catalizadores.

De igual manera, los experimentos propuestos en los libros de texto no diferencian en general entre procesos reversibles e irreversibles, y suelen centrar sus objetivos didácticos en el reconocimiento de *diferencias* de propiedades (macroscópicas) entre reactivos y productos.

¿Cómo podemos indagar las preconcepciones de los alumnos?

En la actividad anterior, le propusimos escribir las ideas previas de los alumnos para el tema que desarrollamos en esta unidad. Ahora le presentamos sugerencias, que le pueden facilitar la tarea en el momento de armar una estrategia de indagación.

Para ello, nuestra recomendación es que:

1. Investigue, dialogando con su grupo de clase en forma individual o grupal, cuáles son las ideas que los alumnos poseen, previas al inicio del tratamiento de la unidad didáctica.
2. Dé las máximas oportunidades a sus alumnos para expresarse en forma verbal o escrita, durante sus explicaciones sobre conceptos como velocidad de reacción, catalizadores, etc.
3. Identifique -y en lo posible registre por escrito- los errores y dificultades conceptuales más frecuentes detectados en esa etapa previa.
4. Presente **conceptos discrepantes**, que pongan a prueba las limitaciones de las nociones alternativas detectadas en 3.
5. Contextualice los conceptos introducidos, evidenciando sus aplicaciones cotidianas, ambientales, tecnológicas, etc.
6. Analice los resultados obtenidos al proponer la actividad de la botella azul.
7. Consulte a sus colegas acerca de las estrategias con las que resuelven las dificultades que Usted encuentra en su propio grupo de clase, y emplee las respuestas como insumo para revisar su práctica.
8. Utilice instrumentos como las **redes** y los **mapas conceptuales** para el seguimiento y evaluación de los procesos de aprendizaje de estos contenidos.

Por último, a partir del registro e identificación del patrón de ideas previas del paso 3, le proponemos que analice, las ideas previas o preconcepciones detectadas, según los dos niveles que mencionamos en el Capítulo 1, es decir:

Nivel 1 (diagnóstico): Inventario de conceptos previos a modificar y reestructurar, con registro escrito o grabado de intervenciones de clase, o entrevistas.

Objetivos: establecer pautas de diferenciación entre la estructura conceptual preexistente del grupo de clase y el marco teórico de la ciencia escolar.

Instrumentos de evaluación: cuestionarios de opción múltiple, análisis de cuestionarios sobre observaciones del comportamiento de sistemas sencillos.

Nivel 2 (de conflicto): contrastación de la eficiencia y el carácter predictivo de las teorías informales y/o preconcepciones de los alumnos con la de las teorías de la disciplina escolar, frente a los fenómenos naturales.

Objetivos: generar conflictos cognitivos entre los esquemas y modelos mentales preexistentes y los nuevos conceptos, modelos, teorías, etc., introducidos.

Instrumentos de evaluación: preguntas disparadoras, cuestionarios y entrevistas individuales, complementados con el completamiento de hojas de trabajo sobre los contenidos estudiados (Driver, Guesne y Tiberghien, 1999).

Nivel 3 (de reestructuración):

Objetivos: evaluación de la integración de los nuevos conceptos disciplinares en la estructura cognitiva de los alumnos

Instrumentos de evaluación: mapas o redes conceptuales a completar, simulaciones de comportamiento de sistemas experimentales sencillos, etc.

Algunas preguntas disparadoras sobre los contenidos abordados en este Capítulo pueden ser por ejemplo:

- ¿Cómo harían para medir la velocidad de ataque de una barra de hierro por un ácido?
- ¿Se necesitan catalizadores en la reacción anterior? ¿Por qué?
- ¿Cómo actúan las enzimas en las células de nuestro cuerpo?
- ¿Qué reacciones químicas de cinética rápida ocurren en la cocina de casa?

Finalmente, retomando una idea presentada en Capítulos anteriores, volvemos a reiterar que la falta de caracterización del repertorio de ideas previas o preconcepciones del grupo de clase significa la ausencia de una información esencial para el profesor de Química del nivel, en relación con la toma de decisiones sobre los contenidos prioritarios a abordar, su selección y secuenciación.

Las ideas previas del profesor en Química

Aunque se les haya prestado mucho menor atención relativa en la literatura especializada, también son decisivas en los procesos de aprendizaje de los contenidos abordados en este Capítulo las ideas previas/ preconcepciones de los profesores, y las formas en que las mismas se trasladan al cotidiano del aula.

Por ejemplo, no es infrecuente que docentes a cargo de cursos de Química de Polimodal, en especial aquellos que tienen una formación extradisciplinar, “arresten” nociones erróneas sobre diferenciación entre procesos reversibles e irreversibles, catalizadores, energía de activación, etc. Muchas veces, esos errores son trasladados directamente de los libros de texto, que son considerados como fuentes de conocimiento “seguro”.

Con la finalidad de que usted pueda identificar sus ideas previas acerca de algunos conceptos esenciales presentados en este Capítulo, le proponemos una nueva actividad.



ACTIVIDAD N° 9

Regrese nuevamente, a su cuadro “borrador” de la Actividad N° 2. Intente reconstruir sus ideas anteriores al tratamiento específico de los conceptos trabajados y contrástelas con las que posee ahora.

- a) ¿Se evidencian cambios?
- b) ¿A qué los atribuye?

Concretada esta actividad, lo invitamos a compartir algunos importantes aspectos de la evaluación.

La evaluación en la clase de Química

Segunda parte

La interpretación de los diversos elementos, alrededor de los cuales se desenvuelve la práctica evaluativa, es un buen punto de partida para poder intervenir en el mejoramiento de la tarea docente. ¿Por qué afirmamos esto?... Lo hacemos por la existencia de un juicio crítico respecto de aquella, que nos compromete en la búsqueda de una propuesta superadora, a través de la reflexión y la consulta a pares, especialistas, alumnos.

Consensuar opiniones respecto de su racionalidad, su sentido educativo, su intencionalidad y sobre los efectos que ella genera en el ámbito institucional, en el grupo de alumnos y sobre el docente, es una tarea enriquecedora que facilita la reorientación y la optimización de la práctica educativa. Postura ésta, que implica la legitimación de una de las características más importantes de la evaluación: su carácter social. Por ello es que, como actividad inserta en lo social, **la evaluación debe ser evaluada.**

Justamente, este es el aspecto que se destaca en el siguiente texto:



APORTES Y SUGERENCIAS

“En la consideración integral del hecho educativo no podemos restringir las necesidades evaluativas, a la relación docente-alumno-objeto de conocimiento. Tampoco podemos desconocer que lo dominante, en las prácticas actuales, es la evaluación de los aprendizajes y más específicamente, los logros obtenidos por los alumnos. Pero resulta imposible comprender dicho proceso fuera de contexto. El docente, la institución y el sistema en general inciden directamente sobre él. En consecuencia, necesariamente, ellos también deben ser objetos de evaluación y sus consecuencias, si queremos comenzar a hablar de calidad educativa. Y la evaluación como parte integrante del proceso, también debe ser evaluada. Es lo que se conoce como metaevaluación.”

Lescano, 2000.

Es dentro de este marco que en el Capítulo 3, como Usted recordará, habíamos planteado y nos habíamos abocado a interpretar el sentido de las preguntas:

¿Por qué evalúo?

y

¿Para qué evalúo?

Preguntas que posibilitaron el análisis de las diferentes intencionalidades que las actividades evaluativas pueden presentar y de la oportunidad de su inclusión en los variados momentos del proceso de enseñar y de aprender.

En toda actividad evaluativa, siguiendo a Bertoni,, Poggi y Teobaldo (1995), pueden identificarse una serie de elementos constantes que permiten afirmar que:

La evaluación	Es una lectura orientada, porque al evaluar siempre se introduce un esquema de lectura de la realidad que circunscribe, recorta, reduce lo observable, tanto cuando asume formas de control como cuando se trata de la evaluación interpretativa;
	Constituye un pronunciamiento, porque implica un juicio de valor que se encuentra condicionado tanto por el recorte de la realidad que se intenta evaluar como por la pertinencia de los instrumentos de evaluación utilizados;
	Se inscribe en un ámbito de decisiones, asociadas a resoluciones que se adoptan desde lo pedagógico, lo institucional, etc.

Es por todo ello que nuestra intencionalidad, al presentar un panorama general de los aspectos a tener presentes en las actividades evaluativas, es el de ayudarlo a promover su reflexión y la generación de discusiones y debates - al interior de su comunidad docente, su institución, su grupo de alumnos - que le permitan construir nuevas ideas y analizar de otro modo su práctica habitual.

Seguramente estamos de acuerdo en considerar que el aprendizaje de los alumnos es un proceso continuo, integral, dinámico y participativo. Para un proceso de estas características, en el marco de su práctica cotidiana vinculada con la enseñanza de la Química, puede ser un buen momento para intentar dar respuesta a las siguientes preguntas:



ACTIVIDAD N° 10

- 1) Conteste las siguientes preguntas, contextualizándolas en su práctica específica e indicando su opinión respecto a las cuestiones planteadas.
 - a) ¿Cuándo evalúa?
 - b) ¿Qué evalúa?
 - c) ¿Cómo evalúa?

Conserve esta producción porque ella da cuenta de las dimensiones que, para Usted, comprende el proceso de la evaluación.

Según el criterio de muchos especialistas, la evaluación debe acompañar a cada una de las instancias del proceso de aprendizaje de los alumnos, por lo cual es fundamental que se encuentre siempre presente. Por ello, como ya lo explicitamos en el Capítulo anterior, es importante diferenciar los variados momentos en los cuales se la incluye, implícita o explícitamente.

A lo largo del trabajo en el aula, y en el correspondiente al ámbito del laboratorio, existen innumerables oportunidades en las cuales, tal vez de manera inconsciente, se realizan evaluaciones informales. Tomar conciencia sobre estos momentos, permite su incorporación en la cadena de acciones que desembocan en las variadas decisiones que esta profesión demanda. Decisiones que afectan a los estudiantes, a través de las valoraciones cualitativas o cuantitativas de sus logros – que finalmente determinan su aprobación o desaprobación - pero que también determinan modificaciones pedagógicas referidas a la selección o reorganización de contenidos, la revisión del tratamiento didáctico utilizado, etc.



APORTES Y SUGERENCIAS

Momentos informales de una práctica formal

“Hay muchos momentos en la actividad escolar que nos sirven para recoger información sobre los alumnos. Esta información puede servirnos para corroborar los resultados de una prueba; y la recibimos a través de una serie de procedimientos no formales de la evaluación.

Por ejemplo:

- La intervención de los alumnos en clase, a través de las preguntas que hacen o de las respuestas a nuestras preguntas.
- Los trabajos grupales.
- La participación en clase en: demostraciones, experimentos, observaciones, ejercicios, resolución del problema, debates.
- La presentación de carpetas, informes, tareas, resúmenes, trabajos prácticos.

El docente debe procurar registrar en su libreta o cuaderno esta información aunque sus anotaciones no sean muy ordenadas, pues en el momento de atribuir una nota le pueden ser de mucha utilidad.” (Medaura, 1991)

Dentro de las variadas formas que puede asumir la evaluación explícita, recordemos que se puede hablar de **evaluación diagnóstica**, por ejemplo, para conocer las características de las ideas de los alumnos, anteriores al desarrollo de un

tema específico. De manera similar, también nos hemos referido a la **evaluación en proceso o formativa**, por ejemplo, para conocer e interpretar la evolución de los logros, las dificultades y obstáculos presentes en el aprendizaje de los estudiantes. Conocimiento que, entre otros aspectos, facilita el reacomodamiento de la intervención docente.

Un objetivo esencial de la evaluación formativa (Jorba y Sanmartí, 1997), se centra en identificar las representaciones y modelos mentales del alumno, y en caracterizar las estrategias que emplea frente a la resolución de problemas. Por esta razón, el rol del **error** en la etapa de evaluación formativa es altamente valorado, en la medida en que permite facilitar al docente la comprensión de las causas de los fracasos en los procesos de aprendizaje de su grupo de clase. Una limitación de la evaluación formativa es que deja librada la regulación de los errores de aprendizaje al criterio del profesor o profesora, quitando de este modo autonomía a los alumnos y entorpeciendo con innumerables registros de datos y calificaciones la tarea docente.

A fin de lograr superar este problema, Nunziati (1990) propuso la opción de la **evaluación formadora**, que pretende que el sujeto que aprende pueda lograr la **autorregulación** de su propio aprendizaje, es decir:

- (auto) evaluar y regular objetivos de un cierto proceso de aprendizaje
- (auto) evaluar errores y necesidades de ayuda eventuales
- (auto) evaluar los resultados de aprendizaje
- evaluar y ser evaluado por pares

Otra de las formas explícitas de evaluación es la **evaluación sumativa**, porque permite llegar a comprender cuánto se ha aprendido de determinado tema o dar cuenta de los resultados obtenidos al final de un proceso o ciclo.

¿Qué evaluar cuando se evalúa?

La evaluación debe ser **integral**, asociada a todos los aspectos importantes del proceso de enseñanza y de aprendizaje, es decir que debe tomar en cuenta los objetivos planificados oportunamente, seguramente referidos a la adquisición de nuevos conceptos y teorías, pero también a procedimientos y conductas.

Esto significa que:

Todo aquello que los docentes consideramos que los alumnos deben aprender, merece ser enseñado y por lo tanto evaluado.

Esta afirmación se fundamenta en el hecho haber participado, en algunas oportunidades, en conversaciones con docentes descontentos que mencionan saberes o competencias que sus alumnos no poseen “*este alumno no sabe observar*”, “*tal*

estudiante es incapaz de armar un informe de laboratorio”, a los que de inmediato se les ha contestado: *¿eso se les ha enseñado?*.

La enseñanza es una acción intencional que se propone conseguir metas que abarcan múltiples dimensiones, entre las cuales es posible mencionar:

- **Una dimensión disciplinar:** vinculada con la adquisición de conceptos y teorías; por ejemplo comprender los efectos de la temperatura, catalizadores, concentraciones y estados de agregación sobre la velocidad de reacción de una transformación química, etc.
- **Una dimensión de procesos:** donde predominan el dominio sobre técnicas, métodos o procedimientos necesarios para comprender más adecuadamente la naturaleza de la materia; por ejemplo, utilizar una bureta, realizar un análisis crítico, formular hipótesis, establecer relaciones, diseñar un experimento, etc.
- **Una dimensión de actitudes:** referida a la internalización de conductas esperables para el campo de la enseñanza de la química; respeto por las personas y la naturaleza, valoración de la ciencia, escuchar a los otros, conciencia del valor del hábitat, mayores niveles de autonomía, etc.

Algunos autores, como por ejemplo Olivares Jiménez (1995), consideran también otras dimensiones en las cuales se entrecruzan, a su vez, las dimensiones ya citadas y que resulta interesante conocer porque destacan algunos aspectos poco reconocidos de la enseñanza de la química. Ellas son:

Una dimensión de contexto: asociada al sentido de la actividad científica en su aplicación a la vida diaria y a las interacciones con la tecnología y la sociedad; en nuestro caso, por ejemplo, interpretar algunas reacciones fotoquímicas que alteran la dinámica atmosférica y tomar decisiones personales que atenúen su efecto, etc.

Una dimensión metacientífica: que promueva la comprensión de los procesos de evolución del pensamiento científico que sustentan el campo disciplinar químico; por ejemplo conocer el desarrollo histórico de diversos conceptos científicos analizados en sus propios contextos de producción y la reflexión sobre las repercusiones sociales y en otros campos del conocimiento que ese desarrollo implicó.

En ese juicio crítico sobre la evaluación en el aula de Química, al que nos referimos desde el Capítulo anterior, uno de los criterios de análisis es que, en este campo, prevalece un tipo de evaluación que, a la vez que sumativa, aborda sólo aspectos formales de la dimensión científica. Esta situación -la virtual limitación de las evaluaciones de cierre a las evaluaciones sumativas- está bastante generalizada en las aulas de Química del Polimodal, y tiene una fuerte relación con concepciones de aprendizaje relativamente unidireccionales, centradas en el profesor más que en el grupo de clase, asociadas con frecuencia a modelos de ciencia de los profesores de carácter reduccionista, que limitan sus objetivos de aprendizaje a los aspectos experimentales y cuantitativos del conocimiento disciplinar. Es evidente, por poner un

ejemplo, que difícilmente a un docente de Química le resulte posible emplear evaluaciones sumativas para valorar las actitudes de sus alumnos ante un fenómeno ambiental de contaminación afectando a la comunidad.

Evaluando contenidos químicos

De la bibliografía consultada, y mencionada anteriormente, se deduce que para evaluar contenidos disciplinares es importante reparar en aspectos vinculados con las expectativas de logros de diferentes niveles. Veamos, por ejemplo un texto de Olivares Jiménez en el que nosotros hemos incluido los ejemplos de nuestro campo disciplinar:



APORTES Y SUGERENCIAS

Acerca de los niveles de objetivos

“La evaluación de los contenidos conceptuales es la más habitual en la práctica del profesorado. Sin embargo, no siempre se tiene en cuenta el modo y profundidad del aprendizaje que se propuso en los objetivos (si los alumnos y alumnas deben recordar, comprender, aplicar, deducir) y a los que deben adecuarse las preguntas de las pruebas. Kempa (1989) considera cuatro niveles de objetivos:

“Nivel 1: Conocimiento y recuerdo de hechos, hipótesis, teorías, terminología y convenciones científicas.” **Por ejemplo en Cinética química, se puede evaluar a qué se llama velocidad de reacción y cómo se expresa.**

“Nivel 2: Comprensión de los conocimientos científicos y sus relaciones manifestada en la capacidad para explicar e interpretar la información presentada y para expresarla en diferentes formas”. **Aquí, podría ser pertinente la interpretación de un gráfico donde estén representadas las curvas de variaciones de concentración de los reactivos que intervienen en una determinada transformación química, en función del tiempo o el gráfico que figura como Figura 1 de este Capítulo.**

“Nivel 3: La aplicación del conocimiento científico a situaciones nuevas que implica la capacidad de seleccionar entre sus conocimientos los adecuados para resolver la nueva situación”. En este nivel es factible analizar si los alumnos pueden interpretar, por ejemplo, el papel de la cinética química en los procesos que tienen lugar en la botella azul.

“Nivel 4: Análisis, síntesis y evaluación de la información científica que implica descubrir sus constituyentes (análisis), reorganizarlos en una nueva estructura (síntesis) y el juzgar acerca de su validez.” Para este nivel de objetivos podría ser adecuado el análisis e interpretación de un texto de opinión o, eventualmente, de divulgación

científica vinculado con la temática (como el consignado sobre el air-bag, o alguno referido a la acción de algunos catalizadores biológicos, Candás y otros, 2000), a partir del cual sea posible organizar la información, analizarla en función de los datos, opiniones, tipo de discurso, etc.

Es obvio que el alcance y la profundidad que se atribuya a cada uno de los niveles citados, tendrá que ser coherente con el desarrollo psicoevolutivo de los alumnos que se tienen a cargo. Sin embargo, también es factible realizar diagnósticos o seguimientos que permitan ir visualizando, en forma personalizada, cómo va evolucionando cada uno de los estudiantes en el transcurso del año. Así, puede ser considerado todo un logro el caso de un joven que con muchas dificultades, pero con gran voluntad, pudo pasar del Nivel 1 al 2.

Además, en esta propuesta de atender a los niveles de objetivos seleccionados, es fácil advertir que se pueden ir interrelacionando varias dimensiones: la netamente disciplinar, la que está asociada al sentido de la actividad científica en su aplicación a la vida diaria, las interacciones CTS, y aquella que promueve la comprensión de los procesos de evolución histórica del conocimiento científico.

Evaluando la dimensión de procesos

En el campo de la enseñanza de la Química, así como en el de las otras disciplinas del área, existen numerosas oportunidades para ir evaluando la dimensión de procesos. En esta dimensión se encuentran las competencias vinculadas con el dominio de procedimientos, técnicas, habilidades intelectuales generales, etc. Así se incluyen entre otras, por ejemplo, la evolución del desarrollo de:

- **Las habilidades motoras** que se destacan en el manejo correcto de los materiales del laboratorio y en la adquisición de determinadas técnicas de trabajo asociadas con el uso de pipetas, filtros, termómetros, buretas, etc.
- **Las habilidades intelectuales** necesarias para formular preguntas, predecir resultados, realizar observaciones inteligentes, describir fenómenos, realizar análisis críticos, obtener e interpretar datos, diseñar una actividad experimental, etc.
- **La posibilidad de resolver problemas**, organizar el trabajo, sintetizar, generalizar y modelizar situaciones, comunicar resultados utilizando variadas formas, etc.

Existen diferentes estrategias que permiten ir identificando el grado de evolución de esta dimensión. Por ejemplo, para las actividades experimentales es apropiada la utilización de las recomendaciones que se detallan en el artículo de Geli de Ciurana (1995), del que consignamos un fragmento:

“Para analizar los niveles de indagación que ofrecen las actividades experimentales se han elaborado diversos instrumentos. Uno de los más conocidos es la escala de Herron (1971) que permite clasificar las actividades prácticas en función de la forma en que plantean el problema (abierto o cerrada), la autonomía que tiene el alumno para diseñar su trabajo (abierto o cerrado) y el tipo de respuesta que pretenden (abierto o cerrado). Este test nos permite clasificar los trabajos prácticos en cuatro niveles de indagación:

Nivel	Problema	Desarrollo	Respuesta
0	<i>Definido</i>	<i>Definido</i>	<i>Definida</i>
1	<i>Definido</i>	<i>Definido</i>	<i>Abierta</i>
2	<i>Definido</i>	<i>Abierto</i>	<i>Abierta</i>
3	<i>Abierto</i>	<i>Abierto</i>	<i>Abierta</i>

Esta escala se ha aplicado para estudiar las actividades prácticas de distintos proyectos de enseñanza de las ciencias. En algunos casos se han obtenido resultados inesperados, por ejemplo: en las actividades propuestas en los proyectos americanos BSCS y PSSC se detectó que el 75% de los ejercicios pertenecían al nivel 0; el 20% al nivel 1; el 5% al nivel 2 y ninguno al nivel 3.”

Sin duda, por poco que reflexionemos sobre esto, advertiremos que este test también constituye una evaluación para nosotros, los docentes, porque permite tomar conciencia del tipo de actividad que le estamos proponiendo a los alumnos. Así un trabajo que involucre una guía pautaada, corresponde al Nivel 0, situación que no es objetable, salvo que este sea el único tipo de trabajos que se proponen.

Evaluando la dimensión de actitudes

Es importante reparar en el hecho de que las actitudes también deben ser valoradas, cualitativa, e incluso cuantitativamente, recurriendo al uso de determinadas

escalas. Tal vez, en muchos casos, su valoración sea indirecta o requiera de una muy buena predisposición a la observación de parte del profesor o profesora. Aunque de entrada no parezca evidente, durante el aprendizaje de la Química, la Física u otras disciplinas científicas, las actitudes y valoraciones del alumnado hacia la disciplina y hacia los investigadores son a menudo el paso determinante que condiciona los éxitos o fracasos en el aula.

El aprendizaje de la Química en particular debería ser considerado un aprendizaje, no solamente de teorías, modelos y fórmulas, sino de valores éticos y actitudes, asumidos por los actores involucrados desde la convicción compartida de empresa humana colectiva de esta ciencia, y en tanto tal un insumo esencial para la formación de futuros ciudadanos y/o profesionales. En este sentido, la evaluación de la dimensión de actitudes constituye un hito fundamental en cuanto a la decisión sobre *qué ciencia enseñar* (Jiménez y Sanmartí, 1997), y al desarrollo de propuestas docentes superadoras, que entre otros objetivos contribuyan a la reversión de los diversos estereotipos e imágenes negativas de ciencia que traen al aula de Química los alumnos.

En función de lo que ya se especificó, respecto de que *todo aquello que los docentes consideramos que los alumnos deben aprender, merece ser enseñado y por lo tanto evaluado*, es indispensable tomar conciencia de la necesidad de realizar un tratamiento específico para esta dimensión de contenidos. Para ello es importante reparar en que, es posible, encarar el abordaje de los contenidos del campo de la Química facilitando, simultáneamente, a través de prácticas activas, la construcción en el alumno de conductas indispensables en su vida personal y comunitaria como las asociadas con la construcción de su identidad, autoestima, sentido de convivencia, etc. Por ejemplo, la conquista de una mayor autonomía se logra fortaleciendo el desarrollo del pensamiento lógico y reflexivo, la imaginación creativa, la aptitud para el trabajo escolar y el discernimiento ético. En cambio, si se estimula la tolerancia, la solidaridad, la cooperación, la amistad, la justicia, por ejemplo, se está trabajando en la construcción y promoción de conductas asociadas con los valores relacionados con la convivencia. De manera similar, la tematización sobre aspectos referidos a la evolución histórica de la ciencia, sus alcances y limitaciones, aplicaciones, beneficios y peligros de una inadecuada gestión de esos conocimientos, puede apuntar al desarrollo de actitudes -favorables o desfavorables- hacia la ciencia, la preservación del medio ambiente, la conquista de una mejor calidad de vida, etc.

Ahora bien, es posible que usted se pregunte: ¿Cómo hacer para ir considerando todos estos aspectos?...

El punto de partida para que todos estos aspectos empiecen a jugar un papel relevante en nuestra práctica de enseñanza, es tomar conciencia de su importancia en la formación integral del ciudadano y la ciudadana que nuestro país necesita. El siguiente paso es aceptar que, para poder hacer el seguimiento de la evolución de una

determinada conducta, en uno de los alumnos, o en todos, es necesario estar predispuesto para ello, agudizando la observación y probando con algunas herramientas de ayuda. Y el tercer paso es convencerse que todo esto, *¡también se puede aprender!...*

La evaluación de las actitudes, aunque de tipo inferencial, puede realizarse con el apoyo de registros docentes, escalas de observación, etc. Los intercambios orales, los debates, las tomas de postura que los jóvenes van asumiendo, son también indicadores que pueden ser considerados. Existe abundante bibliografía que da cuenta de diferentes escalas de evaluación de actitudes. Por ejemplo, Escudero Escorza (1995), para evaluar conductas vinculadas con el trabajo en equipo, propone una escala de estimación que sirve para situar a una determinada persona en un punto dentro de una escala gráfica.

En esa escala, que transcribimos literalmente de la obra citada, se encuentran los siguientes indicadores:

• <i>“Rechaza y se niega a trabajar en equipo</i>
• <i>Trabaja en equipo con cierta desgana</i>
• <i>Tiene una postura ambivalente ante el trabajo en equipo</i>
• <i>Le suele gustar trabajar en equipo</i>
• <i>Solicita y le gusta trabajar en equipo”</i>

Los resultados de esta indagación pueden constituirse en una parte importante del seguimiento integral que cada docente realiza y servir de insumo para reflexiones con los mismos alumnos.

Seguramente, ya habrá advertido que los instrumentos que le acabamos de presentar son opciones tentativas para trabajar más integralmente la enseñanza de la Química. Y, aunque actualmente no existe demasiada tradición en este tratamiento, sería sumamente interesante que Usted pudiera empezar a explorar estas dimensiones, transformando su práctica cotidiana en un rico espacio de investigación didáctica.

¿Cómo evaluar lo que se evalúa?

Existen muchas formas diferentes de encarar una evaluación, ya sea diagnóstica, en proceso o sumativa. Según el momento, los objetivos y la oportunidad de su inclusión, dentro del normal desarrollo de la práctica cotidiana, es posible recurrir

a técnicas e instrumentos diversos. En líneas generales las técnicas se agrupan en pruebas de diferente tipo, registros variados de observación y en resultados obtenidos a partir de entrevistas, cuestionarios. Los instrumentos pueden estar asociados, entre otros, a pruebas escritas de diferente tipo con preguntas de respuesta cerrada y abiertas, defensas orales sobre un trabajo o sobre el diseño de una actividad experimental, informes de laboratorio, exploraciones bibliográficas, escalas de seguimiento o planillas de observación, construcción de redes o mapas, encuestas de opinión, trabajos monográficos, portafolios, etc.



APORTES Y SUGERENCIAS

Un portafolios que contiene mucha información

“Un portafolios está integrado por una serie de documentos elaborados y organizados por el alumno. Se constituye en una muestra acumulativa de sus progresos. Para el docente y para el alumno esta carpeta o portafolios de trabajo tiene la función de representar los aprendizajes que el alumno ha realizado durante el curso.

El portafolios puede estar integrado por uno o varios de los siguientes documentos:

- Proyecto de investigación bibliográfica o experimental
- Noticias científicas aparecidas en los diarios y/o revistas, con sus comentarios respectivos
- Informes de laboratorio
- Trabajos monográficos
- Colecciones de situaciones problemáticas y posibles soluciones
- Apuntes de clase
- Preguntas hechas por los compañeros y/o el profesor y posibles respuestas
- Ideas u opiniones propias

El portafolios es entregado por cada alumno al finalizar el curso o cuando el profesor lo requiere. Es un instrumento que permite involucrar de manera muy clara a cada estudiante con su propio proceso de aprendizaje (Chamizo, 1996) y le permite al profesor detectar el grado de avance y de profundidad en lo realizado por cada alumno.”

Bulwik, 1999.

Como ya hemos destacado, en distintas oportunidades a lo largo de este y del Capítulo anterior, la evaluación debe ser encarada como un proceso que permite una mejor comprensión sobre los procesos de aprendizaje de los alumnos y sobre la propia práctica pedagógica. Nos resta por aclarar que **la evaluación debe ser considerada, también, como un proceso de diálogo y como un momento más de**

aprendizaje. Por ello es sumamente importante involucrar en ella a todos los que están implicados en esta tarea. El diálogo con los alumnos facilita el acuerdo de criterios y modalidades y los prepara para una interesante y productiva práctica: la autoevaluación individual o grupal.

Todo lo trabajado hasta aquí, constituye un primer esbozo acerca de la evaluación. Nuestra intencionalidad ha sido presentarle algunas reflexiones y materiales que colaboren para que, Usted, si lo desea, instale su tematización en la institución, es decir lo transforme en un verdadero objeto de estudio en el que se involucren colegas y alumnos.

Situación que, no tenemos dudas, le puede permitir un mayor avance profesional, importantes acuerdos y la resignificación de su propia práctica.

Para cerrar este tema, le sugerimos una actividad abierta. La propuesta es la siguiente:



ACTIVIDAD N° 11

1. Diseñe una actividad evaluativa para uno o varios de los contenidos de este Capítulo que, en función de lo presentado hasta aquí, supere la intencionalidad de evaluar para medir y le facilite la evaluación de procesos.

La socialización y el análisis de esta producción, con otros colegas de su escuela, permitirá instalar una rica discusión que, seguramente, redundará en un beneficio institucional.

Referencias bibliográficas

Aldabe, S., P. Aramendía, L. Lacreu (1999). Química 1: Fundamentos. Buenos Aires, Ediciones Colihue.

American Chemical Society (1998). Química en la Comunidad. *Quim Com.* Versión en español de H. Escalona. México, Addison Wesley Iberoamericana.

Baird, C (2001). Química Ambiental, Barcelona, Reverté.

Bertoni, A; Poggi, M y Teobaldo, M. (1995). Evaluación. Nuevos significados para una práctica compleja. Buenos Aires, Kapelusz.

Bulwik, M. (1999). Evaluación en las clases de Química, en: Reflexiones sobre la enseñanza de la Química en distintos niveles (Cap. IV). Buenos Aires, Editorial Magisterio del Río de la Plata.

Candás, A., Fernández, D., Gordillo, G., Wolf, E., Fumagalli, L. (2000). Química. Estructura, propiedades y transformaciones de la materia. Buenos Aires, Estrada Polimodal.

Cárdenas, F.A., Gélvez, C. A. (1998). Química y Ambiente 1. Santafé de Bogotá, McGraw - Hill.

Codner, D.G. y Drewes, A. (2000). Física - Química. Buenos Aires, AZ Editora, Serie Polimodal.

Chandías, D.O.T y Weitz, C.S. (2001) Química. Biblioteca del Polimodal. Buenos Aires. Editorial Kapelusz.

Chang, R. (1994). Química. México. Ed Mc Graw-Hill.

Díaz Barriga, A. (1991). Didáctica y Currículum. México, Nuevomar.

Drewes, A. (2000). Some applications of grammar transformations to the identification of representation levels in High School students. *Proceedings del VII Latin American ESP Colloquium*, Barranquilla, Colombia, octubre 30 a noviembre 3 del 2000 (en prensa).

Driver, R., Guesne, E. y Tiberghien, A. (1999) Ideas científicas en la infancia y en la adolescencia, Madrid, Ministerio de Educación y Cultura, Ediciones Morata S.L., 4ª. Edición.

Escudero Escorza, T. (1995). La evaluación de las actitudes científicas. *Alambique. Didáctica de las Ciencias Experimentales* N°4. Barcelona, Ed. Graó., abril 1995.

Galagovsky Kurman, L. (1993). Hacia un nuevo rol docente. Buenos Aires, Editorial Troquel, Col. Troquel Educación.

Geli de Ciurana, A. M. (1995). La evaluación de los trabajos prácticos. Alambique: Didáctica de las Ciencias Experimentales N°4. Barcelona, Ed. Graó, abril 1995.

Jiménez, M.P., Sanmartí, N. (1997). ¿Qué ciencia enseñar?: Objetivos y contenidos en la educación secundaria, en: **Del Carmen, L. (Coord.):** La enseñanza y el aprendizaje de las ciencias de la Naturaleza en la educación secundaria (Cap. I), Barcelona, ICE/ Horsorí, Cuadernos de Formación del Profesorado.

Jorba, J., Sanmartí, N. (1997). La evaluación como instrumento para mejorar el proceso de aprendizaje de las ciencias. Ibídem (Cap. VI).

Kuhn, T.S. (1992). La estructura de las revoluciones científicas. México – Buenos Aires, Breviarios del Fondo de Cultura Económica.

Lawrence, C., Rodger, A., Compton, R. (2000). Fundamentos de Química Física. Trad. E. J. Calvo. Buenos Aires, EUDEBA, Manuales de Química.

Lescano, C. (2000). Evaluación. Módulo II del espacio de la fundamentación. Buenos Aires, C.A.P.A.C.Y.T.

Mautino, J. M., (1991). Fisicoquímica 3 – Aula Taller Buenos Aires, Ed. Stella, pp. 190 -191.

Medaura, J. (1991). Una didáctica para un profesor diferente. Buenos Aires, Editorial Humanitas.

Mortimer, C.E. (1983). Química. México, Grupo Editorial Iberoamérica.

Nuffield Foundation (1971). Química - Colección de experimentos. Barcelona, Editorial Reverté. 1971, pp. 320.

Nuffield Foundation (1972). Manual para Profesores. Barcelona, Editorial Reverté, pp. 325.

Nunziati, G. (1990). Pour construire un dispositif d' évaluation formatrice. Cahiers pédagogiques, 280, pp. 47-64.

Nussbaum, J. (1999). La Tierra como cuerpo cósmico, en: **Driver, R., Guesne, E. y**

Prypsztejn, H.E., Negri, R. M. (2001). Journal of Chemical Education. Vol. 78(5), pp. 645-648.

Ramírez Castro, J.L., Gil Pérez, D., Martínez Torregrosa, J. (1994). La resolución de problemas de Física y Química como investigación. Madrid, Ministerio de Educación y Ciencia, Secretaría General Técnica, Centro de Publicaciones.

Tiberghien, A., Ideas científicas en la infancia y en la adolescencia, Madrid, Ministerio de Educación y Cultura, Ediciones Morata S.L., 4ª. Edición, Cap. IX, pp. 259-290.

Olivares Jiménez, E. (1995). Tipos de contenidos e instrumentos de evaluación. Alambique: Didáctica de las Ciencias Experimentales N° 4. Barcelona, Ed. Graó, abril 1995.

Pozo, J.I. (1996). Las ideas del alumnado sobre la ciencia: de dónde vienen, a dónde van... y mientras tanto que hacemos con ellas, en : *Alambique: Didáctica de las Ciencias Experimentales* N° 7, enero 1996, pp. 18-26.

Pozo, J.L. y otros (1995). Aprendizaje de estrategias para la solución de problemas en ciencias. *Alambique* N° 5. Editorial Graó.

Ramírez Castro, J.L., Gil Pérez, D y Martínez Torregrosa, J. (1994). La resolución de problemas de Física y Química como investigación. Madrid, Ministerio de Educación y Ciencia, Secretaría General Técnica, Centro de Publicaciones.

Streitwieser, A., Heathcock, C.H. (1989). Química Orgánica, McGraw – Hill Interamericana de México S. A.

Vidarte, L. y otros (1988). Actividades para Química I. Libro del Profesor. Buenos Aires, Ediciones Colihue.

Actividades experimentales

A continuación le proponemos una serie de actividades experimentales dentro de las cuales usted podrá seleccionar aquella o aquellas que se adapten mejor al nivel evolutivo de sus alumnos y a sus posibilidades de trabajo concreto.

Las actividades se adjuntan a nivel informativo, sin especificar la oportunidad de su inclusión ni la forma de presentación o el tratamiento didáctico que necesitan.



ACTIVIDAD N° 1

La influencia de la concentración sobre la velocidad de reacción

Con la finalidad de que los alumnos reconozcan la importancia que tiene la variación de la concentración de uno de los reactivos sobre la velocidad de la reacción, le sugerimos la investigación de la transformación química que se produce entre el tiosulfato sódico y el ácido clorhídrico. Esta reacción produce un precipitado amarillo de azufre que enturbia el sistema. El tiempo que tarda en aparecer esta turbidez, controlando todas las otras variables experimentales, está vinculado con la concentración de la solución del tiosulfato.

Por ejemplo, se puede investigar la cinética de este proceso preparando una solución de 40 g/L de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ y una solución de HCl 2 M (Nuffield Foundation, 1971).

Para esta actividad se necesitan frascos que contengan, por ejemplo, 50 cm³ de solución de tiosulfato sódico, preparados de la siguiente manera:

Frasco 1: 50 cm³ de solución de 40 g/L de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

Frasco 2: 40 cm³ de solución de 40 g/L de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ y 10 cm³ de agua

Frasco 3: 30 cm³ de solución de 40 g/L de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ y 20 cm³ de agua

Frasco 4: 20 cm³ de solución de 40 g/L de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ y 30 cm³ de agua

Agregar en cada frasco 6 cm³ de solución de HCl 2 M, midiendo el tiempo que tarda en aparecer la primera turbidez. A partir de los datos recogidos, es posible extraer conclusiones y representar la concentración de la disolución de tiosulfato en función del tiempo.



ACTIVIDAD N° 2

La influencia de los catalizadores sobre la velocidad de reacción

Existen numerosas actividades que pueden realizarse para explorar la influencia de los catalizadores en la velocidad de una reacción. Algunas muy sencillas, como la muy conocida descomposición del peróxido de hidrógeno catalizada por distintas sustancias, por ejemplo el MnO_2 .

Otra actividad, menos conocida, es la que corresponde a la **oxidación catalítica de la sacarosa en fase sólida**. En este caso, a partir de la observación cualitativa de los cambios producidos en los reactivos, puede analizarse la cinética de una reacción sencilla con y sin presencia de catalizadores.

Para este experimento se requieren, como materiales, unos gramos de azúcar común, una pequeña cantidad (por ejemplo, el contenido de una cucharilla de café) de ceniza de cigarrillos, espátulas o cucharillas metálicas y mecheros Bunsen.

El procedimiento (adaptado de Mautino, 1991, pp. 190-191) consiste en dos etapas:

- Recoger una punta de espátula con azúcar, y calentarla con cuidado sobre la zona oxidante (llama azul) del mechero, observando y registrando los cambios producidos, y retirando la espátula una vez se ha formado el caramelo (azúcar fundido).
- Repetir la operación anterior, añadiendo al azúcar una punta de espátula de cenizas de cigarrillo, observando y registrando los nuevos cambios.
- Repetir por tercera vez el proceso, pero tratando ahora de añadir la menor cantidad posible de cenizas al azúcar (con el objeto de verificar la acción catalítica del K_2O presente en las cenizas).

Interpretar las observaciones, intentando explicar las diferencias en los resultados observados entre los experimentos a) y b), y las similitudes entre los resultados de los experimentos b) y c).



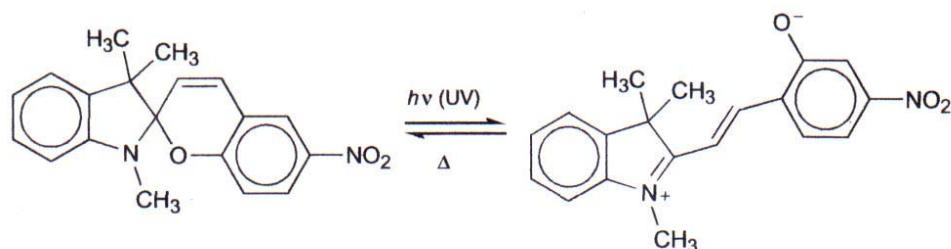
ACTIVIDAD N° 3

Fotocromismo

El fotocromismo se define como el cambio reversible de color inducido por luz. Este proceso ocurre cuando una molécula cambia su estructura molecular por absorción de radiación electromagnética, obteniéndose una nueva especie que

absorbe radiación de longitudes de onda muy diferentes de las que absorbe la forma normal.

En este trabajo (extraído de Prysztajn y Negri, 2001), se estudia la cinética de decoloración de espiropiranos en solución y se miden valores de tiempo de decaimiento en soluciones de solventes orgánicos. En el caso de los espiropiranos, la absorción de luz produce la apertura de un ciclo, formando la forma coloreada (fotomerocianina). La fotomerocianina revierte rápidamente a la forma incolora por acción térmica, y generalmente la solución se decolora en minutos después de cesar la irradiación. El espiropirano utilizado es el 1', 3'-dihidro-1',3',3'-trimetil-6-nitroespiro(2H-1-benzopiran-2,2'-2H-indol) o 6-NO₂-BIPS



Forma normal

Forma merocianina

Materiales necesarios para esta actividad

Se utiliza como fuente de excitación UV un flash fotográfico. Las soluciones se preparan tomando unos pocos miligramos de 6-NO₂-BIPS con un capilar y disolviendo en 15 ml de etanol o tolueno. Las soluciones en etanol se deben preparar un día antes por la lenta disolución del espiropirano. Una vez preparadas, las soluciones se pueden almacenar en la oscuridad a temperatura ambiente durante una semana. La absorbancia de las soluciones se mide con un espectrofotómetro a 540 nm utilizando cubetas de plástico. Si el espectrofotómetro tiene un portamuestra termostatzado se pueden realizar experiencias a temperaturas entre 25 y 70°C. El tiempo se mide con un cronómetro.

Procedimiento

La conversión de la forma normal a la forma merocianina ocurre en tiempos entre nano y picosegundos de modo que se puede considerar un proceso instantáneo.

Luego de disparado el flash ($t = 0$) se sigue la absorbancia en función del tiempo durante aproximadamente 1 hora. Si se grafica la absorbancia frente al tiempo, se obtiene un decaimiento exponencial, lo que indica una cinética de primer orden para la reconversión de la forma merocianina en la forma normal,

$$A(t) - A_i = (A_o - A_i)e^{-t/\tau}$$

donde A_i es la absorbancia de la merocianina antes de la irradiación, A_o es la absorbancia a tiempo cero después de la irradiación, y τ representa el tiempo de relajación del proceso.

Para cursos más avanzados, puede integrarse la expresión de velocidad de la reacción de primer orden para demostrar que la absorbancia varía exponencialmente con el tiempo y puede demostrarse que τ es la inversa de la constante de velocidad de la reacción.

Si se mide τ a diversas temperaturas, puede obtenerse además la energía de activación E_a de la reacción. Se puede cambiar de solvente y observar que la forma merocianina es azul en tolueno, rosa en etanol y violeta en ciclohexano. El tiempo de relajación es de 31 minutos en metanol, pero es de solo 11 segundos en tolueno. Esta diferencia se debe a la diferente polaridad de los solventes. La forma merocianina es un zwitterión y por lo tanto el etanol estabiliza esta forma, y hace que la vuelta al estado normal (no polar) sea más lenta.



ACTIVIDAD N° 4

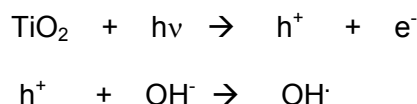
Fotodegradación con TiO_2

En este experimento (tomado de Kits de QHH en www.qhh-online.org), se estudia la fotodegradación de un colorante orgánico, Rodamina B (RB), disuelto en medio acuoso. Se busca simular una situación real, donde un contaminante orgánico se encuentra presente en un efluente acuoso, degradando el mismo mediante la acción de la luz. Este proceso es catalizado por la presencia de coloides de dióxido de titanio (TiO_2), sobre los cuales se adsorbe el colorante. Esto hace posible estudiar la cinética de descomposición del contaminante.

Mecanismo de reacción

Cuando el dióxido de titanio es iluminado, sus electrones de valencia son excitados y pasan a la banda de conducción, dejando huecos positivos (h^+). Estos

huecos reaccionan con los iones oxhidrilo del vapor de agua adsorbido en la superficie del TiO_2 , formando radicales oxhidrilo ($\text{OH}^\cdot$). Estos radicales son oxidantes muy fuertes y pueden reaccionar con compuestos orgánicos, degradándolos:



Procedimiento

Preparar las siguientes soluciones:

- 100 mL de una solución $1 \cdot 10^{-5}$ M de Rodamina B (RB)
- 25 mL de una suspensión de 50 mg/L de TiO_2 .

Verter la solución de RB en un vaso de precipitados de 250 mL. Pesar 5 mg de TiO_2 y agregarlos a la solución de RB. Marcar con marcador de vidrio el volumen de la solución, agitando la solución así obtenida durante unos 15 minutos. La solución b) constituye la referencia (el blanco) para las medidas espectrofotométricas.

Luego de agitar durante unos minutos la solución, se toma con una pipeta Pasteur una alícuota (que se recoge en un tubo de ensayos) de volumen suficiente como para enjuagar la cubeta y luego llenarla (aproximadamente 6 cm^3). En ese momento se comienza la iluminación con una bombita de 100 W, conectada directamente a la línea de 220 V, y se anota la hora. Dicha alícuota y la solución de referencia se centrifugan durante unos minutos, de forma de decantar el TiO_2 . Luego se mide la absorbancia de la alícuota en un espectrofotómetro UV-visible. La medida se hace a 554 nm, que es donde está el máximo de absorbancia de la RB. Se devuelve la alícuota a la solución sin interrumpir la iluminación ni la agitación y se verifica que el volumen sea el mismo que al iniciar. Si no lo es, completar hasta la línea marcada con agua destilada.

Cada media hora, y durante tres o cuatro horas, se toma una alícuota y se procede de la misma forma, repitiendo la misma secuencia de pasos:

- centrifugar
- medir
- devolver.

Finalmente, se grafican los datos obtenidos de absorbancia en función del tiempo, y se observa la disminución en la concentración de RB a lo largo del tiempo de iluminación.



ACTIVIDAD N° 5

Una actividad integradora sobre los factores que afectan a la velocidad de una reacción química

La actividad que le proponemos a continuación (extraída y traducida del Journal of Chemical Education, Vol. 75, pág. 1120 A, 1998), puede ser utilizada para introducir la unidad de cinética química, pero es lo suficientemente sencilla como para ser usada en un debate sobre las reacciones químicas, o sobre métodos y procedimientos experimentales, en otros momentos del año lectivo.

La tarea consiste en hacer reaccionar bicarbonato de sodio con ácido, una reacción con aplicación práctica en la vida diaria. El procedimiento es cualitativo y fomenta la observación cuidadosa. En ella, varios de los factores que afectan la velocidad de una reacción química pueden ser investigados, variando cada uno de manera separada y manteniendo los demás constantes. Si la actividad es realizada al comienzo del año lectivo, ésta debería ser repasada cuando se introduzca el tema de cinética, junto a los contenidos desarrollados en aquel momento. Todos los materiales son simples productos domésticos. Esta actividad puede ser realizada de manera segura tanto en la casa como en el laboratorio de la escuela.

Los diferentes pasos, que involucra la tarea propuesta, pueden ser realizados independientemente y en cualquier orden, pero se los ha organizado desde los procedimientos más simples a los más complicados. Los alumnos deberían trabajar en parejas o grupos pequeños ya que algunos procedimientos requieren ser realizados simultáneamente. Para esta actividad puede utilizarse agua potable. Todos los residuos pueden ser volcados por el desagüe.

Una posible guía de trabajo, para ser presentada a los estudiantes, puede ser la siguiente:

Factores que afectan la velocidad de una reacción química

¿Cuándo y cuán rápido ocurrirá una reacción química?

Saber esto puede ser muy importante ya que muchas veces necesitamos acelerar ó disminuir la velocidad de una reacción. Algunas reacciones, en la Naturaleza, son tan lentas que tardan miles de años en producir una cantidad medible de producto, en tanto que otras son muy rápidas y eventualmente peligrosas, pudiendo provocar explosiones. Usando una reacción simple, es posible descubrir algunos factores que determinan cuán rápido ocurre una reacción.

Para esta actividad, cada equipo necesitará los siguientes materiales:

- Seis tabletas efervescentes antiácidas (tipo Alka Seltzer).
- Tres o más recipientes de vidrio o plástico transparente, como vasos o tazas.
- Etiquetas y/o un marcador.

- Aproximadamente 1 l de agua a temperatura ambiente.
- Agua caliente.
- Hielo o un refrigerador.
- Probeta.
- Una pequeña bolsa plástica.
- Bicarbonato de sodio.
- Espátula o cuchara.
- Vinagre.
- Un termómetro es útil, pero no indispensable.

Examinen el envoltorio de las tabletas antiácidas. Dos de sus ingredientes son ácido cítrico y bicarbonato de sodio (NaHCO_3), un ácido y una base. Cuando estas sustancias reaccionan, uno de los productos es dióxido de carbono (CO_2) gaseoso. Para esta reacción, la propuesta consiste en medir la velocidad de producción de dióxido de carbono gaseoso. Para ello, pueden seguir estos pasos:

Abran un paquete nuevo de tabletas efervescentes y partan una de ellas por la mitad. Coloquen una de las mitades en una superficie limpia y seca. Colocar la otra mitad en un recipiente que contenga agua hasta la mitad. ¿Qué observan? ¿Qué mitad produce gas más rápidamente?. Mantengan la mitad de la tableta que reacciona más lento en un lugar seco y seguro, y vuelvan a observarla una vez completadas todas las partes del experimento. ¿Ha habido algún cambio? ¿Cómo se puede incrementar la velocidad de la reacción?.

Coloquen una tableta efervescente en una pequeña bolsa plástica y muelan la misma hasta convertirla en polvo, mediante golpes ligeros con un objeto pesado, como un libro. Etiqueten dos recipientes transparentes limpios y secos con las palabras "Polvo" y "Entero" y coloquen alrededor de 100ml (ó aproximadamente media taza) de agua a temperatura ambiente en los dos recipientes. Ubiquen, simultáneamente, la tableta triturada en uno de los recipientes y la tableta entera en el otro. ¿Cuál reacciona más rápido?.

Enfríen un poco de agua hasta alrededor de 10 °C agregando hielo o colocando el agua en un refrigerador por lo menos durante 45 segundos.

Calienten una muestra de agua hasta alrededor de 50 °C, o dejen abierto un grifo de agua caliente hasta obtener agua lo más caliente posible.

Consigan tres recipientes transparentes limpios y secos. Etiqueten el primero con una "F" y agregarle 100ml. (o media taza) de agua fría y el segundo con la sigla "TA", agregando el mismo volumen de agua a temperatura ambiente.

Etiqueten el tercero con “C” y agreguen el mismo volumen de agua caliente. Coloquen exactamente al mismo tiempo, una tableta efervescente en cada uno de los recipientes. ¿Pueden observar qué tableta reacciona más rápido? ¿Y cuál más lentamente?.

El vinagre es una solución de ácido acético en agua. El ácido acético reacciona con el bicarbonato de sodio para producir dióxido de carbono, tal como lo hace el ácido cítrico en la pastilla efervescente. Para investigar estas reacciones, coloquen alrededor de una cucharada de té de bicarbonato de sodio en dos recipientes limpios y secos. Luego, agreguen unos mililitros de agua a temperatura ambiente en uno de los recipientes y alrededor del mismo volumen de vinagre en el otro. ¿Qué observan? Interpreten.

Diseñen un experimento para determinar el efecto de la concentración de ácido acético en la velocidad de reacción con el bicarbonato de sodio, consultando el procedimiento con su docente. Una vez aprobado el mismo, realicen el experimento con su equipo, anotando las observaciones experimentales y redactando un informe con la interpretación química de las mismas y las conclusiones. Comparen su informe con el de otros equipos. ¿Hay coincidencias? Interpreten.

Cuestionario para responder al finalizar

- a) Sobre la base de los resultados de los experimentos, ¿qué factores consideran que afectan la velocidad de una reacción química?
- b) ¿Qué se puede hacer para acelerar una reacción química? ¿y para retrasarla?.
- c) Investiguen qué sustancias contiene un “polvo para hornear” e interpreten su utilización a la luz de los resultados obtenidos durante esta actividad.
- d) Otra manera de cambiar la velocidad de una reacción es agregando un catalizador. Definan el termino catalizador con sus propias palabras y comparen su definición con la de un libro de texto. Escriban ejemplos de catalizadores que conozcan y sus aplicaciones.

Al realizar las actividades que se proponen, es importante tener en cuenta que:

1. El ácido y la base no reaccionan en la tableta seca (o reaccionan tan lentamente que la evolución de gases no es observada). Cuando la tableta es agregada al agua, tanto el ácido como la base se disuelven. La reacción comienza enseguida produciendo burbujas de CO_2 y procede rápidamente. La mitad de la tableta seca no reaccionará al menos que se le agregue agua.
2. A mayor área superficial del sólido, la reacción ocurre más rápidamente -el polvo reacciona más rápido que la tableta entera.
3. La velocidad de la reacción es más rápida a mayores temperaturas.

4. Cuando se agrega agua al bicarbonato de sodio, no se observa reacción. El sólido se disuelve en agua pero no forma burbujas de CO_2 . El bicarbonato de sodio se disuelve y reacciona con el ácido acético del vinagre para producir burbujas de CO_2 . Una serie de soluciones de vinagre y agua en proporciones de 1:0 (100%), 1:3 (25%), 1:7 (12.5%), 1:15 (6.25%), 1:31 (3.13%), 0:1 (100%) muestran un claro aumento de la velocidad de reacción cuando volúmenes iguales de las mismas reaccionan con el bicarbonato de sodio. Un experimento razonable es utilizar una solución de ácido acético más concentrada que el vinagre, pero como la reacción con este último es tan rápida, probablemente los alumnos no noten diferencia al usar una solución más concentrada. Si a los alumnos se les permite realizar este procedimiento, los mismos deben ser cuidadosamente supervisados y se deben tomar las medidas de seguridad necesarias.

Es esperable que las respuestas de los alumnos, en general, entre otras, involucren las siguientes cuestiones:

- Respecto de la influencia del estado de la materia: las sustancias en solución reaccionan más rápido que al estar en forma sólida. Respecto de la temperatura: las reacciones ocurren más rápido a temperaturas más altas. Respecto del área superficial: a mayor área superficial, más rápida la reacción. Respecto de la concentración: las soluciones más concentradas reaccionan más rápido.
- Para aumentar la velocidad: las opciones pueden ser incrementar la temperatura, moler o disolver los reactivos sólidos, aumentar la concentración de las soluciones de los reactivos. Para disminuir la velocidad, en cambio: bajar la temperatura, usar trozos de reactivos más grandes, disminuir la concentración de las soluciones.
- El polvo de hornear es una mezcla de bicarbonato de sodio con un ácido en polvo o una sal ácida. Ambos reaccionan para generar burbujas de dióxido de carbono en masas, produciendo que estas “crezcan”. Para que el bicarbonato reaccione tiene que haber un ácido presente (ejemplos: suero de leche, jugo de limón). El polvo de hornear sólo necesita de un líquido para disolverse (ejemplos: agua, leche).
- Un catalizador es una sustancia que se agrega a una reacción química para aumentar la velocidad de la misma sin consumirse a su vez. Existen numerosos ejemplos, entre ellos las enzimas, que son catalizadores de muchas importantes reacciones biológicas.



APORTES Y SUGERENCIAS

Para saber más

Una mayor información sobre los temas involucrados en esta actividad experimental, es posible encontrar en Internet, accediendo a los sitios que se consignan a continuación:

1. Antacid Tablet Race:
<http://quest.arc.nasa.gov/shuttle/teachers/rockets/act4.html>
2. Chemical Kinetics Simulation:
<http://www.chem.uci.edu/instruction/applets/simulation.html>
3. The Inquisitive Cook:
<http://www.inquisitivecook.com/articles/faceoff.html>
4. Baking Soda Experiments:
<http://www.users.interport.net/~sue/food/sodaexpt.html>
5. Bubble Bomb:
http://www.exploratorium.edu/science_explorer/bubblebomb.html

Otras actividades experimentales sobre cinética química pueden encontrarse en el portal del Ministerio de Educación www.educ.ar. Por ejemplo: “Velocidad de las reacciones Químicas” de Labate, H. y otros.

www.edu.ar/educar/docentes/cs_naturales/polimodal, donde se describe una actividad sobre la conservación del jugo de naranja (vitamina C).

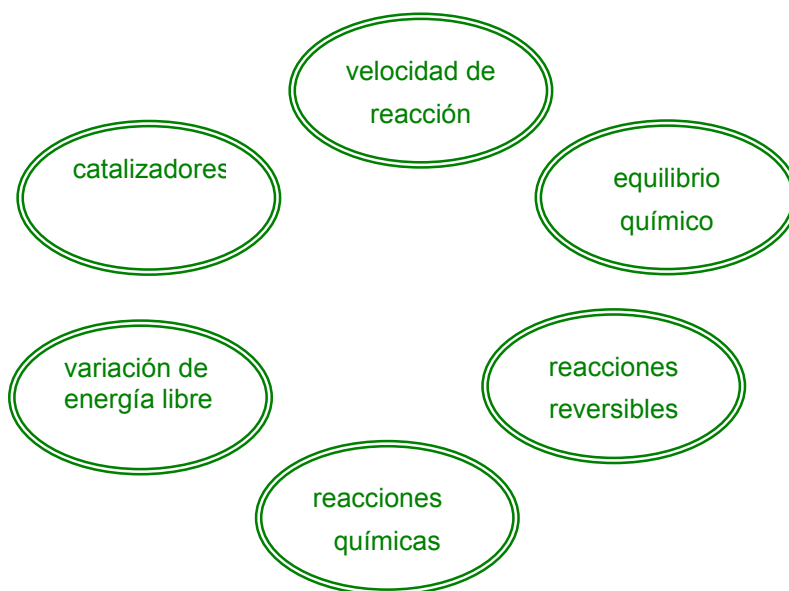
Ver también “**Enzimas: catalizadores biológicos**” en la misma página.

Actividades de evaluación parcial

Como es nuestra costumbre, lo invitamos a realizar una serie de actividades que involucran conceptualizaciones tanto disciplinares como didácticas.



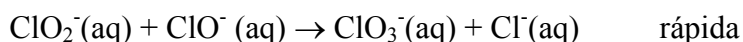
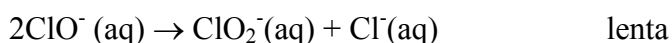
Intente diseñar un mapa o una red conceptual para vincular los siguientes conceptos (puede agregar algunos otros):



La reacción de descomposición del hipoclorito en solución acuosa



ocurre mediante un mecanismo en dos etapas:



- Escriba la ecuación de velocidad.
- Indique el orden de reacción respecto de cada reactivo.

- c) Dibuje en forma esquemática el perfil de energía de la reacción señalando el estado intermedio y los complejos activados.

Tome los libros de texto que emplea habitualmente para el trabajo sobre contenidos de cinética química. Clasifique las actividades de laboratorio y trabajos prácticos propuestos en los mismos de acuerdo a los niveles de Kempa.

Clave de respuestas

En este apartado se incluyen resoluciones o pistas para acompañar el proceso de autoevaluación que está llevando a cabo.



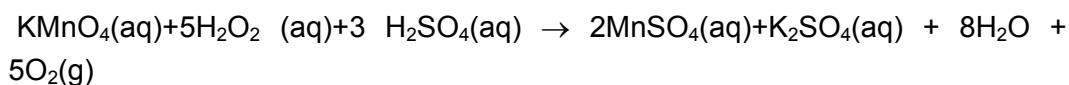
ACTIVIDAD N° 3

En lo que concierne al experimento sobre la corrosión del hierro en agua, parece apropiado que, dividida su clase en pequeños grupos de trabajo, guíe a sus alumnos para que discutan acerca de cuál es la reacción que ocurre en la región donde no llega el oxígeno y cuál es el origen del depósito amarillento sobre el clavo.



ACTIVIDAD N° 6

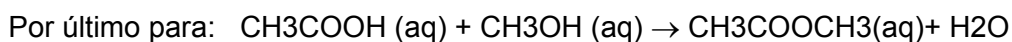
1. En este caso, respecto del tipo de propiedad a medir para obtener datos acerca de la velocidad de reacción, para la reacción:



se puede utilizar una medida espectrofotométrica (colorimetría) de absorción molecular, ya que el permanganato tiene un máximo de absorción a longitud de onda 525 nm. Por la ley de Beer, la absorbancia es proporcional a la concentración del reactivo.



se puede medir la presión del ácido sulfhídrico que es un gas, la cual va disminuyendo a medida que la reacción progresa.



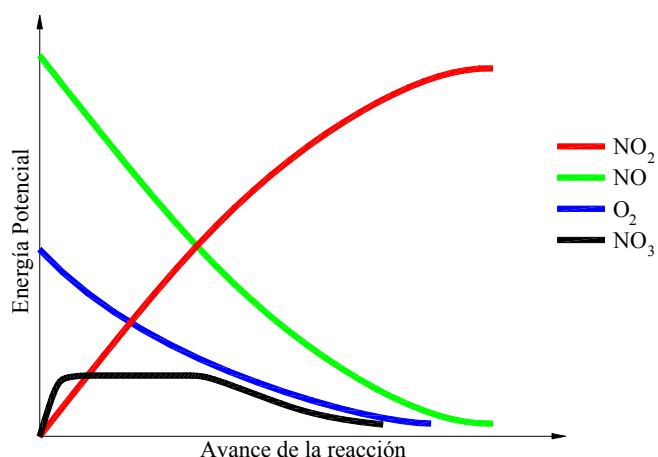
es posible realizar la titulación del ácido acético o medir el pH y correlacionarlo con la concentración del ácido.

2. La expresión solicitada es la siguiente:

$$[\text{NO}_3] = \frac{k_1}{k_2} [\text{NO}] \cdot [\text{O}_2]$$

e implica que el cambio de la concentración del intermediario en el tiempo es nula. Su concentración es pequeña pero no es cero.

A continuación le presentamos un esquema de la evolución de reactivos, productos y el estado intermedio NO_3



3. Para responder esta pregunta es necesario buscar la relación entre las constantes de velocidad a ambas temperaturas, usando la ecuación de Arrhenius:

$$k = A \cdot e^{-(E_a/RT)}$$

Tomando logaritmo en ambos miembros para dos temperaturas T_1 y T_2 y restando, nos queda

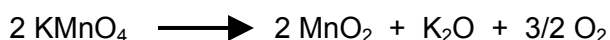
$$\log \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{2,303R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Considerando los datos: $E_a = 50 \text{ kJ/mol}$, $T_1 = 373 \text{ K}$, $T_2 = 393 \text{ K}$, $R = 8.314 \cdot 10^{-3} \text{ kJ/Kmol}$, se obtiene

$$K_2/K_1 = 2,27$$

Es decir que la velocidad de la reacción aumenta más del doble.

4. Las disoluciones de KMnO_4 , en especial aquellas concentradas usadas en las valoraciones de Química Analítica Cuantitativa, tienen tendencia a descomponerse lentamente en MnO_2 y O_2 , de acuerdo con la reacción:



El proceso, si bien es termodinámicamente favorable, ocurre a una velocidad relativamente baja, en la medida en que se tengan en cuenta algunas condiciones para la preservación de las soluciones de permanganato.

La reacción se acelera debido a que el óxido de manganeso (IV) formado cataliza el proceso directo; también se acelera en presencia de luz y de agentes reductores, por lo cual la conservación del reactivo, en particular cuando se lo quiere emplear como estándar para titulaciones redox, requiere periódicamente la filtración de los pequeños residuos de óxido que se generan con el tiempo, y el almacenamiento de las soluciones en frascos de vidrio color caramelo y al abrigo de la luz solar.

Finalizando un tramo del camino

Apreciado colega:

Aquí estamos otra vez, juntos, a pasitos de culminar este primer tramo del camino que nos propusimos recorrer hace ya un tiempo. Hoy, sin ninguna duda, muchísimo más enriquecidos que cuando empezamos y aprontándonos a realizar la última tarea que nos queda: la de la evaluación del módulo. Para muchos, ¡la tan odiada evaluación!, para otros, con seguridad, una tarea más en este recorrido de capacitación en Química. Sin embargo, estamos seguros que Usted tomará esta instancia como algo natural, propio de todo proceso de enseñar y de aprender.

Acordará con nosotros que el material, que le ofrecimos compartir a través de este medio nos mantuvo en contacto de una manera diferente a la utilizada habitualmente. Estamos seguros que la propuesta de trabajo, que compartimos en este módulo, le permitió no sólo potenciar su profesionalidad y revisar su práctica de enseñanza específica sino, también, tomar contacto, conocer e intercambiar ideas con otros docentes interesados en la problemática de la enseñanza de la Química. Todo lo cual constituye un bagaje imponderable a la hora de promover en los alumnos el descubrimiento, la interpretación y la internalización de los complejos fenómenos del mundo de la Química.

Muy posiblemente hayan quedado en el camino aspectos a considerar, problemáticas que no fueron desarrolladas en su totalidad, imprevistos que no se contemplaron. Sin embargo, ***la tarea no ha sido ni poca ni menor.***

A Usted le queda ahora, revisar todo lo trabajado para sentirse más seguro ante el último paso de este tramo, el que involucra la evaluación del módulo.

Por ello, nos despedimos, momentáneamente, esperando que este camino, que inauguramos con su presencia, no se corte aquí, sino que se prolongue a través de su participación en el segundo tramo, el correspondiente al módulo **La Química ambiental**.

Por ello, **¡felicitaciones!** por la tarea desarrollada y lo aguardamos muy pronto, para continuar con otro tramo del camino, tal vez, tan o más rico y placentero que este que le hemos ofrecido.