

Primero la
Secundaria

QUÍMICA

Módulo

2

Tabla periódica
Uniones químicas
Compuestos



Ministerio de Educación,
Cultura, Ciencia y Tecnología
Presidencia de la Nación

PRIMERO la
Secundaria

QUÍMICA

Módulo

2

Tabla periódica
Uniones químicas
Compuestos

Contenido

Presentación

Los átomos

La Tabla periódica

Uniones Químicas

Compuestos iónicos

Compuestos metálicos

Soluciones

Síntesis

Actividades de repaso

Respuestas a las actividades

Presentación

Antes de comenzar con los temas del segundo módulo de Química, te acercamos algunas orientaciones para organizar el estudio.

Para repasar para el examen, te proponemos una revisión de los temas que te servirán para recordar aquello que ya trabajaste en clase, y encontrarás actividades que te ayudarán a concentrarte en los conceptos más importantes.

Al igual que en el módulo 1, te sugerimos que dediques entre una hora y media o dos, por día, al estudio y la práctica así, en una semana, alcanzarás a preparar todo el módulo. Al final, encontrarás actividades de autoevaluación, que te servirán para practicar los diferentes temas estudiados, para prepararte bien para el examen.

En este segundo módulo, vamos a reconocer los sectores de la tabla periódica e identificar el tipo de elemento según el bloque al que pertenece. Aprenderás cómo diferenciar los tres tipos de compuestos que forman los elementos (iónicos, metálicos y moleculares) y repasarás cómo relacionar cada uno de ellos con sus propiedades. También vas a estudiar las sustancias ácidas y alcalinas que se utilizan en la vida cotidiana y sus características.

Los átomos

A fines del siglo XIX (1870) los científicos estaban convencidos de que los átomos eran la unidad más pequeña de la materia, eran indivisibles.

En 1913, Bohr introdujo el primer modelo en el cual propone que los protones (partículas con carga positiva) y neutrones (partículas sin carga) se encuentran en un núcleo, y los electrones se mueven en órbitas en torno al núcleo, en diferentes niveles de energía, donde a mayor nivel, más alejado se encuentra un electrón del núcleo. Este modelo se utiliza habitualmente para esquematizar a los átomos.

Recién en la década de 1920 los científicos acuerdan en el modelo aceptado hoy en día: los átomos son partículas eléctricamente neutras, compuestas por un núcleo que contiene protones (con carga positiva) y neutrones (sin carga). Los electrones (con carga negativa) se encuentran

en zonas del espacio llamadas orbitales, y son atraídos hacia el núcleo, ya que tienen carga negativa (figura 1).

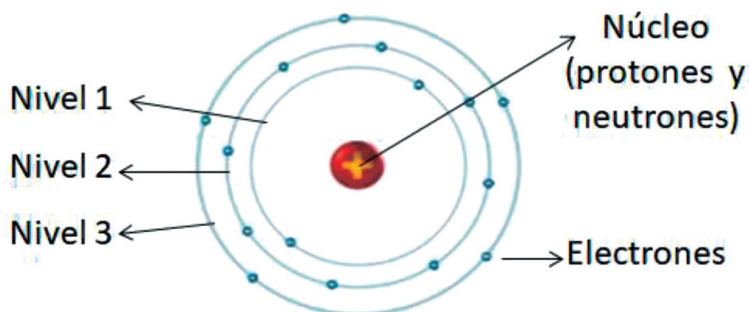


Figura 1: Modelo atómico de Bohr⁽¹⁾

El tamaño real de un átomo es del orden de 10^{-10} metros (o sea, 0,0000000001 metros). Si imaginamos un átomo con las dimensiones de un estadio de fútbol (200 metros), su núcleo sería del tamaño de la cabeza de un alfiler (2 mm).

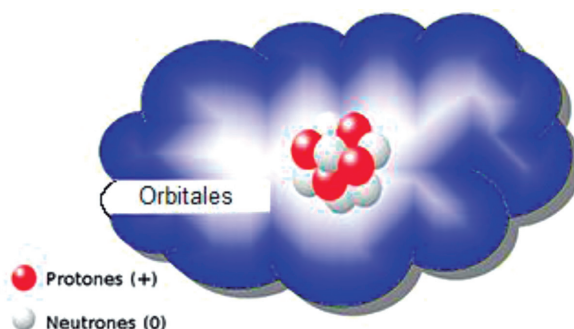


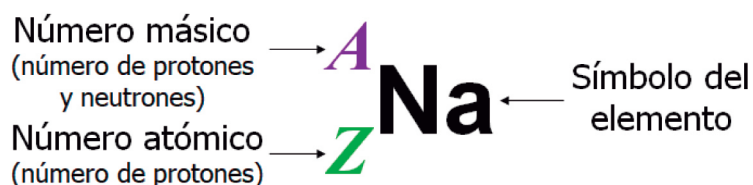
Figura 2: Esquema simplificado del modelo atómico actual⁽¹⁾

Los átomos se identifican por la cantidad de protones que posee en el núcleo. Esta cantidad se llama **número atómico**, y se lo simboliza con la letra **Z**. Un elemento químico está compuesto de átomos con el mismo número atómico. Por ejemplo, el elemento sodio está compuesto de átomos cuyo núcleo posee 11 protones. Cada elemento se identifica con el número atómico **Z** así como cada persona se identifica con su DNI.

El **número másico** simbolizado con la letra **A** corresponde al número de protones y de neutrones que posee el núcleo de un elemento.

(1) Imagen Cloro. Ilustrador: Félix Vallés Calvo <http://recursostic.educacion.es/bancoimagenes/web/>

Tomando al sodio (Na) como ejemplo, la forma de caracterizar un elemento es la siguiente:



Para el Sodio, $A=23$, es decir que tiene un total de 23 protones y neutrones en el núcleo. Como $Z = 11$, tiene 11 protones en el núcleo (por lo tanto, el número de neutrones es $23 - 11 = 12$ neutrones).

Como los átomos son eléctricamente neutros, el número de cargas positivas debe ser igual al número de cargas negativas, por lo tanto, si el sodio tiene 11 protones debe tener 11 electrones.

Los isótopos

En la naturaleza, el carbono se puede encontrar de tres formas diferentes: cada una de ellas se diferencia de la otra en la cantidad de neutrones que posee en su núcleo (Figura 3):

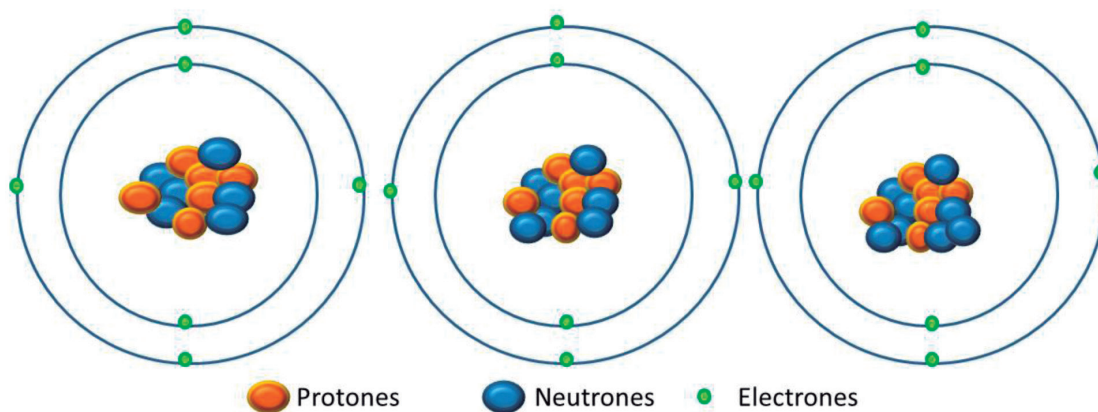


Figura 3: Isótopos del carbono

Como podés ver en la figura, los tres átomos tienen el mismo número de protones (Z) pero distinto número de neutrones en su núcleo. El carbono-12 ($^{12}_6\text{C}$) tiene 6 protones y 6 neutrones, el carbono-13 ($^{13}_6\text{C}$) tiene 6 protones y 7 neutrones, y el carbono-14 ($^{14}_6\text{C}$) tiene 6 protones y 8 neutrones. A estas 3 especies se las llama **isótopos**.

Podemos decir, entonces, que los isótopos son elementos que tienen el mismo número atómico (Z) y distinto número másico (A).

El isótopo $^{14}_6\text{C}$ es radiactivo y se lo utiliza para determinar la antigüedad de fósiles y otros objetos antiguos.

Otro elemento que presenta isótopos es el hidrógeno (figura 4):

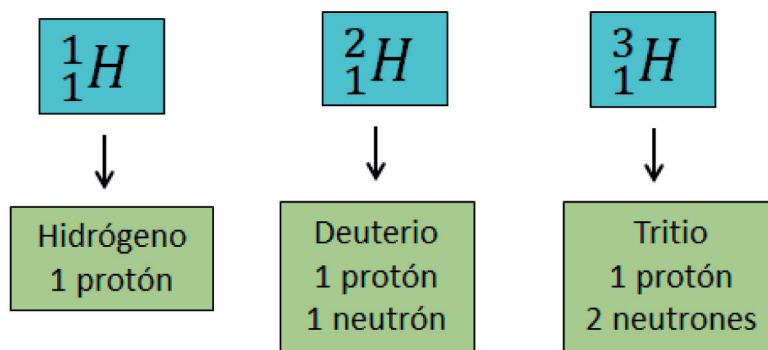


Figura 4: Isótopos del Hidrógeno

La Tabla periódica

Los elementos fueron ordenados por Mendeleyev en la tabla periódica de los elementos. El orden responde al número atómico, que identifica al elemento.

A continuación verás una tabla periódica. Es muy importante utilizar la tabla al estudiar este módulo.

Tabla periódica de los elementos

La tabla periódica muestra los elementos ordenados por número atómico. Incluye bloques de configuración electrónica (s, p, d, f) y una leyenda de propiedades químicas:

- metales alcalinos
- alcalinotérreos
- otros metales
- metales de transición
- lantánidos
- actínidos
- metaloideos
- no metales
- halógenos
- gases nobles
- elementos desconocidos
- grupos de elementos radiactivos entre apéndice

Notas:

- por ahora, los elementos 113, 115, 117 y 118 no tienen nombres oficiales designados por la IUPAC.
- 1 s-block = 1s, 2s, 3s, 4s, 5s, 6s, 7s.
- todos los elementos tienen un estado de oxidación implícito cero.

Figura 5: Tabla periódica de los elementos.

También podrás encontrar la tabla periódica en el siguiente recurso:

<https://www.educ.ar/recursos/70074/la-tabla-periodica-de-los-elementos>

Se conocen 118 elementos ubicados en 18 columnas (grupos) y 7 filas (períodos). Por ejemplo, el calcio (Ca) está ubicado en el grupo 2 período 4, y el oxígeno (O) está ubicado en el grupo 16 y período 2.

Los elementos de un mismo grupo poseen **propiedades químicas similares**, pero a lo largo de un período las propiedades químicas de los elementos varían. La semejanza en las propiedades químicas de los elementos está relacionada con el número de electrones que tienen sus átomos en los orbitales más alejados del núcleo (electrones externos). Tanto el oxígeno como el azufre tienen seis electrones externos, y sus propiedades químicas son similares (pueden reaccionar con el mismo tipo de átomos).

Los elementos se clasifican en **representativos**, **de transición** y **de transición interna** (Figura 6). Algunos grupos de la tabla poseen nombres particulares (Figura 5): los halógenos (grupo

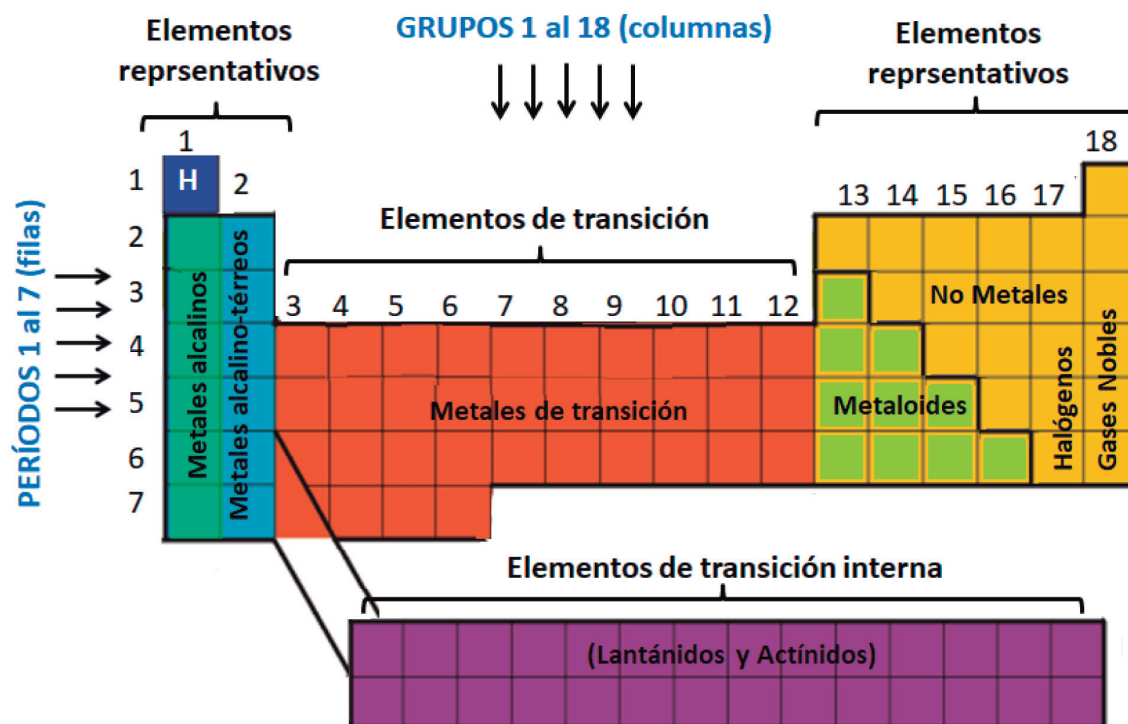


Figura 6: Sectores de la tabla periódica

17), los metales alcalinos (grupo 1), los metales alcalinotérreos (grupo 2), los gases nobles (grupo 18). Estos últimos reciben el nombre de gases nobles o inertes ya que no reaccionan químicamente con otros elementos. El Hidrógeno, a pesar de estar en el grupo 1, es un no metal.

Los **metaloides** o **semimetales** se encuentran en el sector de los elementos representativos y tienen algunas características de los metales y otras de los no metales.

Los metales tienen tendencia a perder uno o más electrones (o sea, a oxidarse) dando origen a **iones positivos** o **cationes**. Si un átomo de calcio (Ca) pierde 2 electrones, se oxida y da origen al catión Ca^{2+} .

Los no metales tienden a ganar electrones formando **iones negativos** o **aniones**. Si un átomo de cloro gana 1 electrón, origina el anión Cl^- .

Vamos a definir **electronegatividad**, a la tendencia que tiene un átomo a atraer electrones hacia sí cuando **forma parte de una unión química**. Así, los no metales son más electronegativos que los metales (quienes tienden a perder electrones). En la figura 7 se esquematiza la molécula de cloruro de hidrógeno (HCl), donde el cloro tiene mucha tendencia a atraer los electrones hacia sí (es más electronegativo que el hidrógeno).

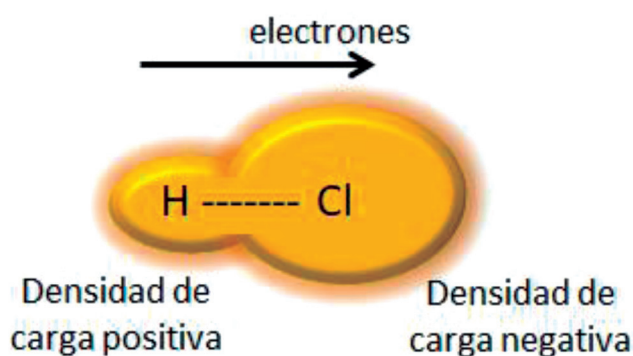
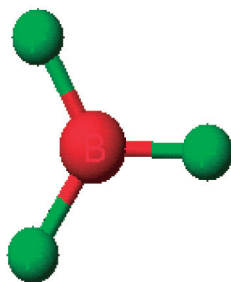


Figura 7: Esquema simplificado del modelo atómico actual⁽¹⁾

Los gases nobles no tienen tendencia a perder ni ganar electrones. Por eso en general no reaccionan con otros elementos.

Uniones Químicas

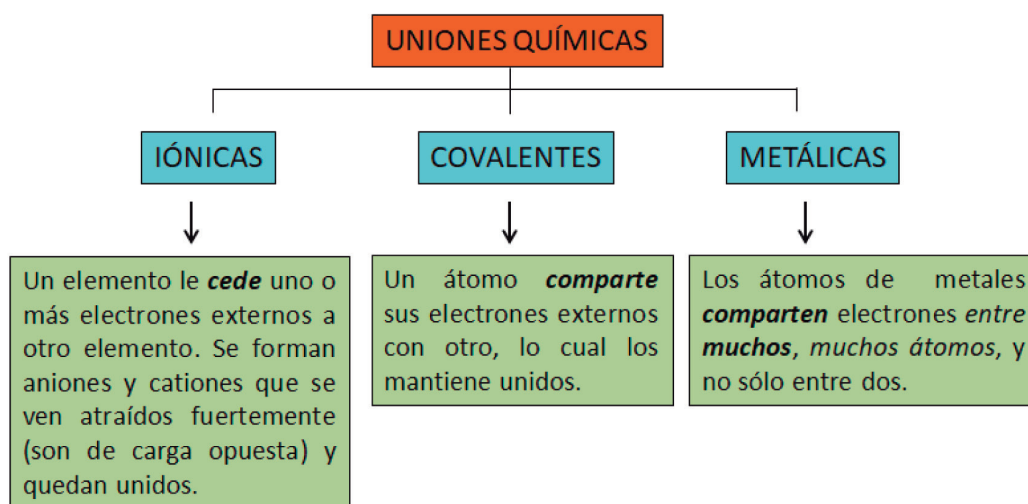
Como hemos visto en el primer módulo, los átomos pueden asociarse para formar moléculas. Para que esto ocurra, un átomo debe unirse con otro de manera que queden asociados y juntos. La **unión química** es la fuerza **atractiva** que actúa entre átomos, evitando que se separen. Al formar parte de uniones químicas, los átomos adquieren mayor estabilidad que cuando estaban solos.



En la sustancia trifluoruro de boro (BF_3), los átomos de flúor están **unidos** al átomo de boro.

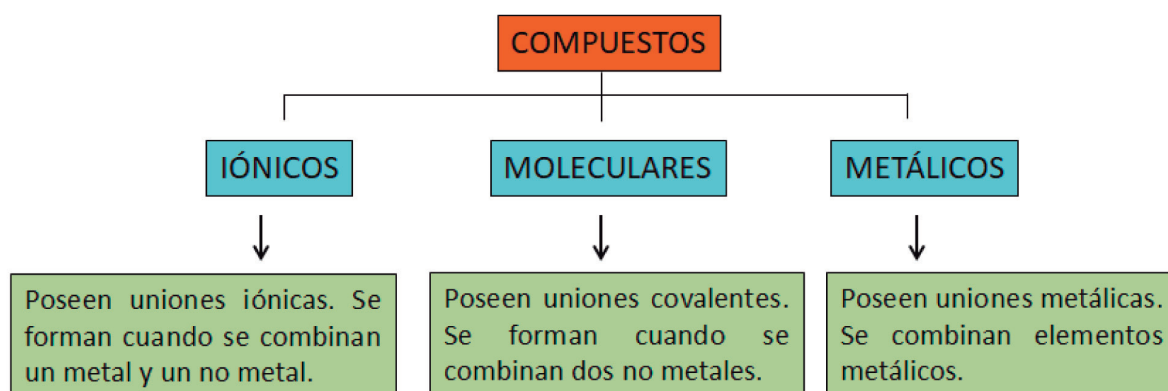
En todas las uniones químicas participan los electrones más alejados del núcleo de los átomos (electrones externos o de niveles de energía mayores).

Hay tres tipos de uniones químicas (Esquema 1):



Esquema 1: Uniones químicas

Según el tipo de unión química formada, se pueden identificar distintos tipos de compuestos (Esquema 2).



Esquema 2: Tipos de compuestos

Compuestos iónicos

Los casos más comunes de compuestos iónicos se dan cuando se unen un metal alcalino o alcalinotérreo (grupos 1 y 2) y un elemento con mucha tendencia a tomar electrones, como los halógenos (grupo 17) que están más a la derecha en la tabla periódica. También el oxígeno puede formar compuestos iónicos con los elementos de los grupos 1 y 2. Los cationes y aniones que se forman ejercen entre sí una gran **fuerza de atracción electrostática** (fuerza de atracción entre cargas opuestas).

El cloruro de sodio (sal de mesa) es un compuesto iónico donde el sodio tiene mucha tendencia a ceder un electrón y el cloro tiene mucha tendencia a tomarlo.

Este tipo de compuestos forma **redes cristalinas tridimensionales**, donde hay alternancia de cationes y aniones para lograr la máxima atracción entre las cargas de diferente signo y la mínima repulsión entre las de igual signo. De esta manera, **no se forman moléculas**, ya que se agrupan muchos iones de cargas opuestas (las moléculas son asociaciones de átomos, no de iones). Se simbolizan mediante fórmulas como: NaCl (cloruro de sodio), CaF₂ (Fluoruro de calcio).

Los compuestos iónicos poseen un elevado punto de fusión y ebullición (se requiere mucha energía para romper las uniones entre iones), son **sólidos a temperatura ambiente** y **se disuelven fácilmente** en agua, como el cloruro de sodio, el bicarbonato de sodio, cloruro de potasio, etc.

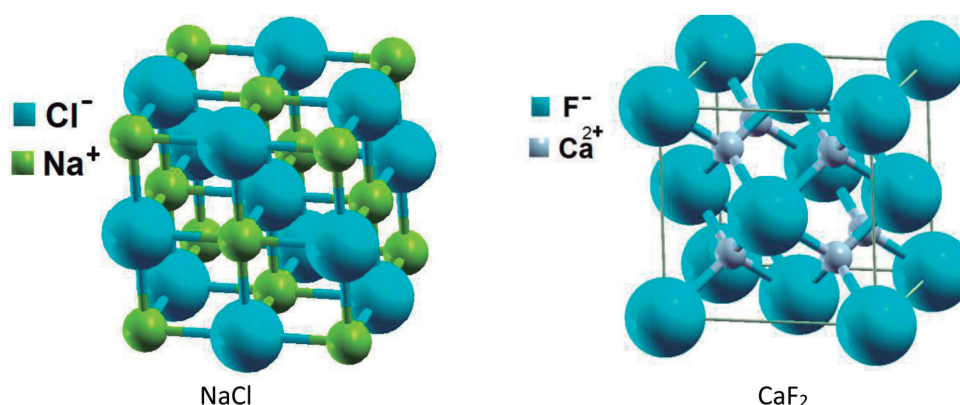


Figura 8: Estructuras cristalinas

En estado sólido no conducen la electricidad porque los iones no pueden moverse, solo vibran alrededor de una posición fija. En cambio, en estado líquido conducen la electricidad porque los iones pueden moverse.

Compuestos moleculares

Para lograr estabilidad, los átomos tienden a alcanzar **ocho electrones externos** (regla del octeto) teniendo así la **misma cantidad de electrones externos que un gas noble**. Como vimos, los gases nobles prácticamente no reaccionan con otros elementos, son muy estables. Esto es debido a que poseen ocho electrones externos. Si los átomos, compartiendo electrones, pueden alcanzar la misma cantidad que tiene un gas noble, también serán muy estables.

Los elementos que comparten electrones a través de enlaces covalentes **forman moléculas**, por ejemplo, la molécula de oxígeno (O_2), donde cada átomo comparte dos pares de electrones con su vecino. Estos electrones se mueven alrededor de los núcleos de ambos átomos. Las sustancias formadas se llaman **sustancias moleculares**.

Algunos ejemplos de sustancias moleculares son: H_2O , NH_3 (amoníaco), Cl_2 (cloro), CO_2 (dióxido de carbono), HCl (cloruro de hidrógeno), SO_3 (trióxido de azufre), oxígeno (O_2), etc.



A temperatura ambiente las sustancias moleculares pueden presentarse en los tres estados de agregación:

- **Gaseosas:** cloruro de hidrógeno (HCl), nitrógeno (N_2), oxígeno (O_2).
- **Líquidas:** H_2O , alcohol (CH_2CH_3OH).
- **Sólidas:** iodo (I_2), azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$).

Compuestos metálicos

En los compuestos metálicos los átomos pierden electrones con facilidad, y forman cationes, que se ubican en una red tridimensional, rodeados por los electrones que se mueven libremente. A esto se lo llama “mar de electrones”.

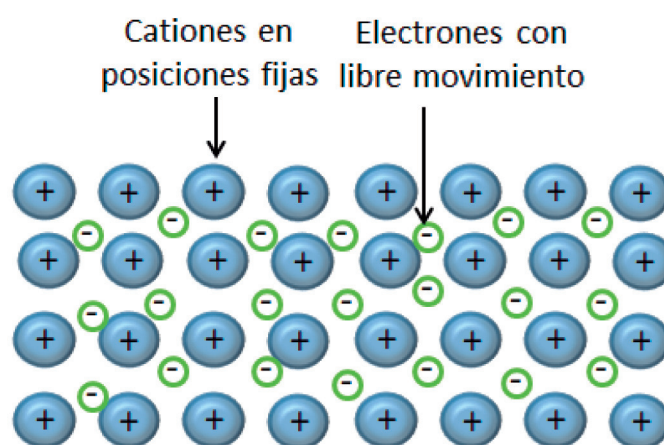


Figura 9: Estructura metálica

Los metales se caracterizan por ser **muy buenos conductores de la electricidad, transmiten muy bien el calor y tienen brillo** gracias a la movilidad de los electrones.

Forman redes cristalinas muy estables. Son sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio (Hg) que es líquido. Salvo algunas excepciones (Au, Cu, Pd, Pt) los metales se encuentran en la naturaleza como minerales (óxidos, silicatos, carbonatos, sulfatos, halogenuros o sulfuros). Más adelante, en el módulo 3, veremos más características y propiedades de los metales.

Soluciones

Los compuestos ácidos y básicos (o alcalinos) han sido utilizados por el hombre desde hace mucho tiempo, y se siguen usando hoy en día a medida que se descubre la gran variedad de aplicaciones que tienen en el campo de la medicina, la tecnología, la industria, etc. Entre los productos químicos más importantes en la industria se encuentran:

- **Ácidos:** el ácido sulfúrico, el ácido fosfórico, ácido clorhídrico.
- **Básicos:** amoníaco, cal y soda cáustica.

Entre las sustancias utilizadas comúnmente tenemos la vitamina C, la aspirina y el vinagre, que son sustancias ácidas, y la leche de magnesia, bicarbonato y productos de limpieza con amoníaco que son sustancias básicas.

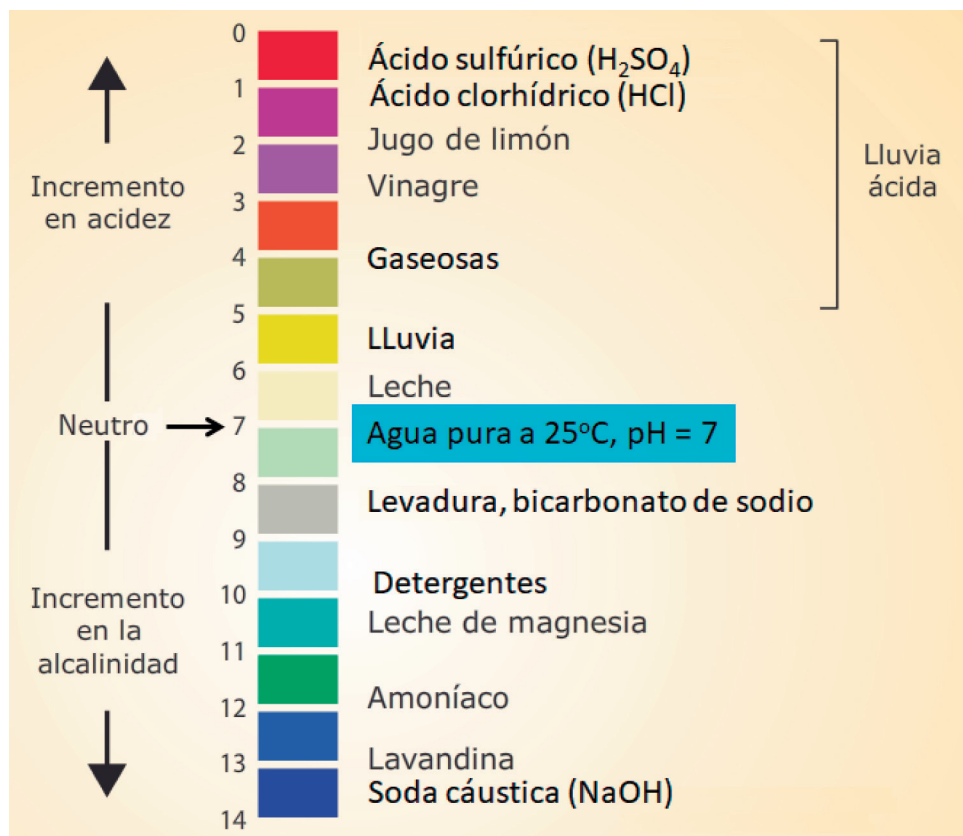
Veamos las características de estas sustancias según la siguiente tabla:

Compuestos ÁCIDOS	Compuestos BÁSICOS
Neutralizan bases	Neutralizan ácidos
Tienen sabor ácido (ácido cítrico)	Tienen sabor amargo
Queman la piel si están concentrados	Queman la piel si están concentrados
Disuelven a muchos metales y óxidos	Disuelven sólo a algunos metales
Son corrosivos	Son corrosivos
	Son jabonosos al tacto

Tabla 1: Características de ácidos y bases

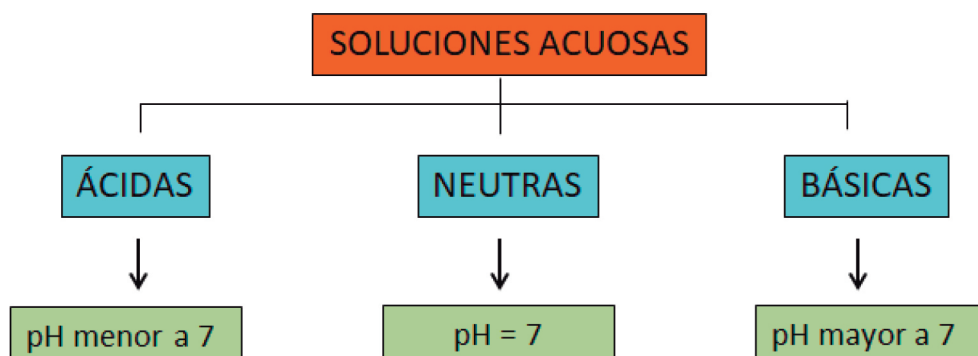
Los compuestos ácidos y básicos pueden ser iónicos o covalentes, según cuales sean los elementos que los forman. El bicarbonato de sodio es un compuesto iónico básico y el ácido clorhídrico es un compuesto covalente ácido.

Los ácidos y las bases se diferencian por su nivel de pH, es decir, por su grado de acidez o alcalinidad. El pH se puede representar en una escala que generalmente está entre 0 y 14 y nos da una idea de cuán ácida o básica es una solución acuosa. El siguiente esquema muestra la escala de pH con algunas sustancias comunes:



Esquema 3: Escala de pH⁽²⁾

A una temperatura de 25oC, el pH del agua es 7. Las soluciones acuosas de sustancias con valores de pH mayores a 7 son básicas y las de valores de pH menores a 7 son ácidas (Esquema 4).



Esquema 4: Soluciones ácidas, básicas y neutras

(2) Imagen escala de pH (Modificada para este módulo): <https://www.educ.ar/recursos/20075/escala-de-ph>

Ahora, profundicemos un poco más. La reacción química entre ácidos y bases se denomina **neutralización**, y el producto es agua y una sal o compuesto iónico: $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$. Es decir, un ácido puede neutralizar una base o viceversa formando agua pura. En este caso, si se mezclan cantidades iguales de ácido y base, se obtiene un pH de 7, ya que, en este caso, la sal que se forma (NaCl) no modifica el pH del agua pura.

Existen otras sales que sí modifican el pH del agua pura. Por ejemplo, si mezclamos cantidades iguales de amoníaco y ácido acético se forma una sal llamada acetato de sodio, que reacciona con el agua llevando el pH a valores mayores a 7.

El pH de soluciones acuosas se puede medir de forma precisa con un instrumento llamado **peachímetro**, o se puede estimar utilizando **cintas indicadoras**.



Tanto los ácidos como las bases tienen muchas aplicaciones:

Al ser corrosivos, los ácidos se usan para disolver óxidos y metales. En particular, el ácido sulfúrico es utilizado en las baterías de los autos, ya que es un compuesto que libera iones capaces de conducir la electricidad.

Las bases se emplean como desecantes (absorben humedad), así como en productos de limpieza y desinfección (jabón, cloro, amoníaco). Se usan también como fármacos para neutralizar la acidez, como el bicarbonato de sodio.

Síntesis

Lo más importante que tenés que saber de este módulo es:

- Los **elementos**: se **identifican** por su **número atómico** y se caracterizan según el siguiente esquema:



- La **tabla periódica**: se ordena según el número atómico. Hay **sectores** en la tabla y algunos grupos reciben nombres especiales (Figura 6). Prestá atención a la tendencia a **ganar o ceder electrones** según la posición de un elemento en la tabla periódica.
- Los tipos de **uniones químicas** y tipos de **compuestos** que se forman se muestran en los esquemas 1 y 2. Es importante que identifiques y comprendas las características de cada tipo de compuestos.
- Los **ácidos y bases**: leé bien sus características según la tabla 1. La escala de pH se muestra en el esquema 3. Recordá que hay formas de **medir** el pH, siendo una más precisa que otras. Repasá las aplicaciones y usos de este tipo de sustancias.

Actividades de repaso

Para que repases los temas importantes vistos en este módulo y como una guía para preparar el examen final, te proponemos que realices las siguientes actividades. Cuando las termines, podrás chequear las respuestas correctas con sus justificaciones, que encontrarás al final de este documento. En el examen final no tendrás que justificar las respuestas. Todas las respuestas que necesitás saber están en este módulo.

Actividad 1: Indicá si las siguientes afirmaciones son Verdaderas o Falsas.

A. "Los isótopos son elementos de igual número másico y distinto número atómico".

- ☐ Verdadera ☐ Falsa

B. "Un átomo con ocho electrones externos es estable".

- ☐ Verdadera ☐ Falsa

Actividad 2: Indicá la respuesta correcta.

A. ¿Cómo se identifica un elemento químico?

- ☒ Por su número atómico.
- ☒ Por su número másico.
- ☒ Por su número de electrones.
- ☒ Por su número de neutrones.

B. ¿Qué valor de pH mide un pHímetro para una solución ácida?

- ☒ Un valor de pH = 7
- ☒ Un valor de pH = 11
- ☒ Un valor de pH = 5
- ☒ Un valor de pH = 9

C. ¿Cómo se forma un compuesto molecular?

- ☒ Con un metal y un no metal.
- ☒ Con dos metales.
- ☒ Con dos no metales.
- ☒ Con un metal alcalino e hidrógeno.

Actividad 3: Ordená en forma creciente, del 1 al 4, en los espacios indicados

A. Ordená las siguientes soluciones acuosas de igual concentración, de menor pH a mayor pH. (El número 1 corresponderá a la solución con menor valor de pH).

- ☐ Vinagre
- ☐ Soda cáustica
- ☐ Amoníaco
- ☐ Ácido sulfúrico

Respuestas a las actividades

Actividad 1: Indicá si las siguientes afirmaciones son Verdaderas o Falsas.

- A. Respuesta correcta: la afirmación es "Falsa", ya que los isótopos tienen igual número atómico y distinto número másico.
- B. Respuesta correcta: la afirmación es "Verdadera", ya que al tener ocho electrones externos adquiere la misma cantidad que un gas noble, que no reacciona fácilmente con otras sustancias.

Actividad 2: Indicá la respuesta correcta.

- A. Respuesta correcta: "por su número atómico". Justificación: el número atómico o número de protones define la identidad de un elemento. El número másico no identifica el elemento, y el número de electrones y neutrones, tampoco.
- B. Respuesta correcta: "un valor de pH = 5". Justificación: las soluciones ácidas tienen pH inferior a 7.
- C. Respuesta correcta: "con un metal y un no metal". Justificación: un compuesto molecular forma moléculas, y los no metales son el tipo de elementos que se requiere para enlaces covalentes, donde los electrones se comparten y se forman moléculas. Dos metales forman un compuesto metálico. Un metal y un no metal forman compuestos iónicos. Un metal alcalino e hidrógeno (no metal) también forman compuestos iónicos.

Actividad 3: Ordená en forma creciente del 1 al 4, en los espacios indicados.

- A. Respuesta correcta: "pH (Ácido sulfúrico: 1) < pH (Vinagre: 2) < pH (Amoníaco: 3) < pH (Soda cáustica: 4)".

Justificación: El orden está indicado en la escala de pH en el cuerpo de este módulo. El ácido sulfúrico tiene un pH muy bajo cercano a 1, le sigue el vinagre que también es un ácido. Luego el amoníaco y por último la soda cáustica que es un álcali muy fuerte, por lo tanto tiene un pH alto cercano a 14.



Ministerio de Educación,
Cultura, Ciencia y Tecnología
Presidencia de la Nación