

Foll
372.856
1

11428

MINISTERIO DE CULTURA Y EDUCACION
DE LA NACION

DIRECCION NACIONAL DE INVESTIGACION,
EXPERIMENTACION Y PERFECCIONAMIENTO EDUCATIVO

BIBLIOTECA	
Entrada	6/1/77
Deposito	B
Clasificación	Y

PROYECTO MULTINACIONAL PARA EL MEJORAMIENTO
DE LA ENSEÑANZA DE LAS CIENCIAS O.E.A.

Trabajos de Laboratorio
y
Ejercicios de Química general
e inorganica

- serie 2 -

Dr. Ariel Guerrero

Dr. Roberto Bonelli

Prof. Susana V. de Piccardo

10265

BUENOS AIRES
Febrero 1977

INV 011420
 SIG 4011
 372.8
 LIB 1

2.21. Escribir las fórmulas correspondientes:

- | | |
|--------------------------|----------------------------|
| a) óxido de cobre (II) | h) anhídrido silícico |
| b) óxido de sodio | i) hidróxido férrico |
| c) óxido de calcio | j) hidróxido cuproso |
| d) óxido de aluminio | k) hidróxido de plomo (IV) |
| e) óxido de cromo (III) | l) hidróxido mercúrico |
| f) dióxido de carbono | m) hidruro de sodio |
| g) monóxido de nitrógeno | n) hidruro de calcio |

2.22. Completar el siguiente cuadro en los casos posibles con fórmula y nombre (si no se conoce el compuesto marcar con una cruz).

Elemento (Num.val)	Hidruro	Oxido	Hidróxido	Acido	Sal de sodio	Sal de calcio
N(III)						
Cu(II)						
S(VI)						
Ba						
Al						
Cl(I)						
Cl(VII)						
Zn						
Pb(IV)						
Na						
P(V)						
C(IV)						
Ag						

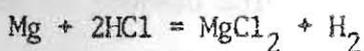
2.23. Completar con nombres y escribir las fórmulas correspondientes:

- hidróxido de sodio más ácido sulfúrico =
- óxido de sodio más ácido sulfúrico =
- óxido de sodio más anhídrido sulfúrico =
- hidróxido de sodio más anhídrido sulfúrico =

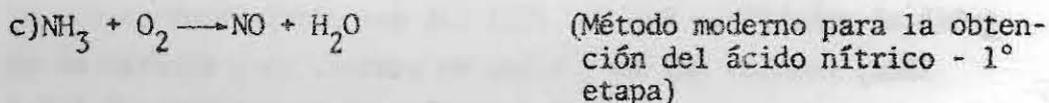
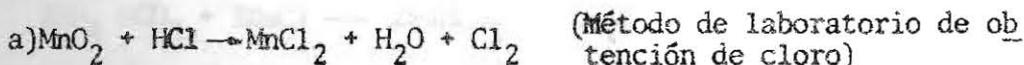
2.24. Completar con nombres y escribir abajo las fórmulas relaciones de los hidróxidos de potasio, de calcio y de aluminio sin ajustar coeficientes con:

- a) ácido de clorhídrico
- b) ácido sulfúrico
- c) ácido ortofosfórico

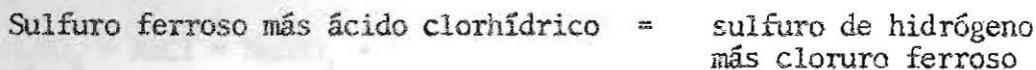
2.25. ¿Qué significado tiene una ecuación química? Escribir como se lee y todo lo que significa la siguiente:



2.26. Ajustar, por medio del método algebraico, los coeficientes de las siguientes reacciones (escribir debajo de las fórmulas los nombres correspondientes)



2.27 Para obtener sulfuro de hidrógeno se parte de 18,75 g de ácido y suficiente cantidad de sulfuro ferroso según la siguiente reacción:



Calcular:

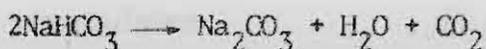
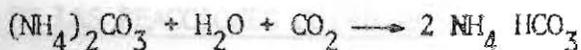
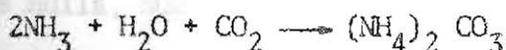
- a) la masa de sulfuro ferroso que se consume
- b) el número de moles de ácido clorhídrico gastados
- c) el volumen de sulfuro de hidrógeno medido en condiciones normales

e) Si sólo se obtuviesen 7 g de sulfuro de hidrógeno, cuál sería el rendimiento de la reacción?

2.28. Para obtener hidrógeno se parte un zinc comercial (impuro), y se lo hace reaccionar con suficiente cantidad de ácido clorhídrico. Se obtienen 30 litros de hidrógeno y cierta cantidad de cloruro de zinc. Que pureza posee el zinc utilizado (El volumen de hidrógeno se mide en C.N.*)

* C.N.: "condiciones normales", 0°C y 760 torr.

2.29. En el proceso Solvay se producen las siguientes etapas:



Se desean obtener 2 toneladas de carbonato de sodio; suponiendo que el rendimiento sea del 100%, de qué cantidades de dióxido de carbono y de cloruro de sodio y de qué volumen (medi C.N.) de amoníaco se deberá partir?

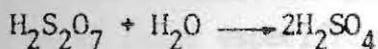
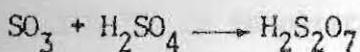
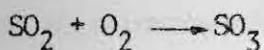
Escribir los nombres de todas las sustancias participantes en las diferentes etapas.

2.30. Se dispone de 10 g de ácido sulfúrico y 5 g de cloruro de sodio, con los cuales se puede obtener el HCl en el laboratorio según:



Calcular el volumen de HCl gaseoso obtenido medido a 27°C y dos atmósferas siempre que el rendimiento sea del 10%

2.31. En el proceso de obtención del ácido sulfúrico (método catalítico heterogéneo), se producen las siguientes reacciones:



Calcular el volumen de ácido ($d=1,84 \text{ g/ml}$) obtenido si se parte de una tonelada de una mezcla equimolecular de SO_2 y O_2 .

- 2.32. El llamado gas de agua es una mezcla equimolecular de H_2 y CO que se obtiene partiendo de agua y carbón. Calcular el volumen (en C.N.) de gas obtenido a partir de 1,2 Ton. de agua y 1 Ton. de hulla, que contiene 72% de carbono.

3. ENERGIA EN LAS REACCIONES QUIMICAS

- 3.1. Definir los siguientes términos:

- | | |
|-----------------------|------------------------|
| a) energía | e) calor de combustión |
| b) termoquímica | f) calor de formación |
| c) diagrama entálpico | g) calor de reacción |
| d) entalpía | h) energía de unión |

- 3.2. Enunciar y dar un ejemplo de las leyes de:

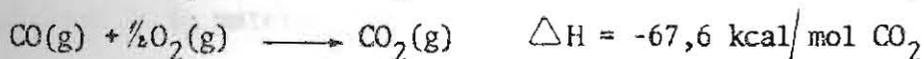
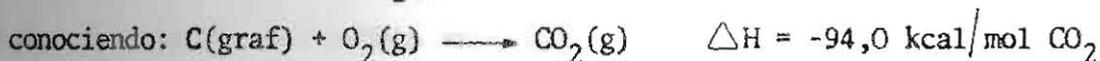
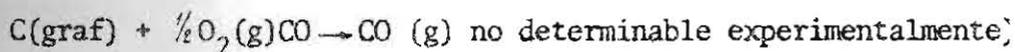
- Lavoisier-Laplace
- Hess
- Dulong y Petit

- 3.3. Calcular el calor necesario para llevar un kilogramo de hielo desde -20°C hasta vapor a 120°C . Hacer un gráfico de la temperatura en función de la energía. (Calor de fusión = $1,44 \text{ Cal}$ calor de vaporización = $10,6 \text{ kcal/mol}$).

- 3.4. Se suministra 10^2 cal . a 10 g de cobre y a 10 g de agua, por separado. ¿Qué temperatura alcanza cada sustancia?
Se hace lo mismo pero con 100 cm^3 de cobre y 10 cm^3 ¿Qué temperatura alcanza cada sustancia? (Calor específico del cobre $0,092 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$; densidad del cobre $8,96 \text{ g/ml}$).

3.5. En una experiencia efectuada en un calorímetro a presión constante se colocan 100 g de agua a 20 °C y luego se agrega 50 g de un metal a 100 °C. La temperatura final del sistema es 23 °C. Suponer que todo el calor del metal ha pasado al agua (caso ideal). ¿Cuál es el calor específico del metal? ¿Por qué se dice que es un caso ideal?.

3.6. Calcular el cambio entálpico correspondiente a la reacción



Hacer el diagrama entálpico correspondiente.

3.7. Establecer el cambio entálpico correspondiente a la condensación de un mol de agua conociendo:



Hacer el diagrama entálpico correspondiente.

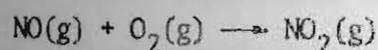
3.8. Calcular el cambio entálpico al producirse gas de agua a partir de 1,2 ton. de grafito (suponer pureza 100%) y la cantidad suficiente de agua. Hacer el diagrama entálpico.

3.9. Calcular el cambio entálpico de la reacción

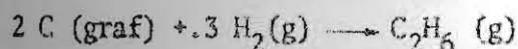


3.10. ¿Cuál es la entalpía de formación del anómíaco?

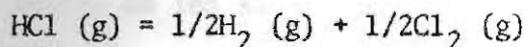
3.11. ¿Cuál es la entalpía de la reacción de obtención de 23 g de NO₂ según:



3.12. Calcular el calor de formación del etano a partir de:



3.13. Calcular el cambio entálpico correspondiente a la reacción:



3.14. Calcular la energía de unión C-H en el metano sabiendo:



Hacer el diagrama correspondiente.

4. ESTRUCTURA ATOMICA

- 4.1. ¿Cuáles son los hechos experimentales que fundamentan las teorías modernas de la materia?
- 4.2. ¿Cuáles son las leyes de Faraday? Enunciado y expresión matemática.
- 4.3. Qué significado tiene el:
 - a) equivalente electroquímico (unidades)
 - b) equivalente químico (unidades)
 - c) Faraday (unidades)
- 4.4. ¿Cuál es la carga del electrón, cuál su unidad y cómo se deduce a partir de las leyes de Faraday?
- 4.5. Cuando se hace la experiencia de descarga en gases, cómo se evidencia que:
 - a) los rayos catódicos tienen naturaleza corpuscular.
 - b) sus corpúsculos poseen carga negativa
 - c) los corpúsculos son universales.
- 4.6. ¿Qué semejanza y qué diferencia fundamental existe en los rayos catódicos y los rayos positivos (canales)?
- 4.7. ¿Qué fenómeno estudia la espectroquímica? ¿Cuál es la conclusión fundamental que se extrae de la existencia de series de líneas espectrales en cuanto a la estructura del átomo?
- 4.8. En el estudio de la radioquímica ¿cuáles son las características principales de los rayos alfa, beta y gama?

- 4.9. Escribir las reacciones en los electrodos (explicando brevemente) de los siguientes procesos electrolíticos, en solución acuosa:
- ácido sulfúrico (electrodos de platino)
 - sulfato de cobre II (ánodo de cobre, cátodo de grafito)
 - idem (ánodo de grafito, cátodo de cobre)
 - idem (electrodos de cobre). Importancia industrial.
 - cloruro de cobre II (electrodos de grafito)
 - cloruro de sodio (electrodos de grafito)
 - sulfato de sodio (electrodos de hierro)
 - idem (cátodo de mercurio; ánodo de acero inoxidable)
- 4.10. ¿Qué modelo pudo Thomson proponer para la descripción del átomo, de acuerdo a los hechos experimentales conocidos a fines de siglo?
- 4.11. ¿Por qué Rutherford tuvo que modificar el modelo? ¿Cuáles son sus limitaciones?
- 4.12. ¿Cuál es el modelo de Bohr? Enuncie brevemente su teoría.
- 4.13. Suponer que el núcleo del átomo de hidrógeno fuese una bolita de 1 cm de diámetro, ¿a qué distancia giraría el electrón si se guardaran las proporciones atómicas? ¿Qué hay entre el núcleo y el electrón? ¿Qué infiere de la respuesta anterior?
- 4.14. ¿Qué relación existe entre el tamaño de los átomos y el de los cationes y aniones correspondientes? Justificar las respuestas.
- 4.15. Explicar que son átomos isótopos y dar el ejemplo del hidrógeno.
- 4.16. Explicar que son átomos isóbaros y dar un ejemplo.
- 4.17. De acuerdo con la notación ${}_{15}^{31}\text{P}$ calcular
- el número de electrones
 - el número de neutrones
 - el esquema de Bohr del átomo de fósforo.

- 4.18. De acuerdo con la notación $\begin{matrix} 37 \\ \text{Cl}^- \\ 17 \end{matrix}$ calcular:
- a) número de electrones
 - b) número de protones
 - c) número de neutrones

- 4.19. De acuerdo con la notación $\begin{matrix} 40 \\ \text{Ca}^{+2} \\ 20 \end{matrix}$ expresar:
- a) número de electrones
 - b) número de protones
 - c) esquema de Bohr correspondiente al ion calcio

4.20. ¿Qué son orbitales atómicos? ¿Qué tipos conoce?. Haga un esquema de cada uno de ellos.

5. CLASIFICACION PERIODICA. UNIONES QUIMICAS.

- 5.1. ¿En qué trabajo experimental se basó Moseley para enunciar su ley?
- 5.2. ¿Qué diferencia fundamental existe entre el criterio usado por Mendeleev y el usado por Moseley, para la Clasificación Periódica?
- 5.3. ¿Persiste aún el ordenamiento hecho por Mendeleev?
- 5.4. ¿Qué son las inversiones en la Clasificación y cómo se explican?
- 5.5. Enuncie el principio de Pauli y desarrolle hasta $n=3$, para obtener los diferentes valores de l, m_l y m_s
- 5.6. ¿De qué dan idea los diferentes valores que puede adoptar l ? Explique brevemente cada caso.
- 5.7. Aplique hasta $Z=10$ el principio de construcción ordenada (Aufbau o building up), con los modelos de cajas.

- 5.8. Explique el significado de los siguientes términos:
- grupo y subgrupo
 - período
 - electrón diferencial
- 5.9. En un esquema de Clasificación Periódica extendida ubique:
- elementos representativos (típicos) o de los grupos A
 - metales relacionados (de transición) o de los grupos B
 - hidrógeno
 - elementos similares (transición interna)
- 5.10. Explique desde el punto de vista electrónico por que:
- en los metales relacionados hay similitud horizontal
 - en los elementos representativos la similitud es vertical
 - los lantánidos son tan parecidos en sus propiedades físicas y químicas.
- 5.11. Escriba la configuración electrónica de los siguientes átomos y iones:
- Ne, Na, Mg, Al
 - Na^+ , Mg^{+2} , Al^{+3}
- 5.12. De acuerdo al resultado del problema anterior interprete el hecho experimental que el sodio, magnesio y aluminio aparezcan por lo común con valencias 1, 2 y 3 respectivamente.
- 5.13. ¿Cómo varía el radio iónico a lo largo de un período? ¿Y a lo largo de un grupo? Justificar brevemente.
- 5.14. Ordene, según su radio creciente los átomos y iones de los grupos siguientes:
- | | |
|---|---|
| a) Na, Ca^{+2} , Na^+ | b) Na^+ , K^+ , Li^+ |
| c) C, N, O, O^{-2} | d) I, Cl, F, Br |

5.16. Enuncie las teorías de Lewis y Kossel sobre uniones químicas.

Defina y de dos ejemplos de unión:

- a) covalente no polar
- b) covalente polar
- c) covalente coordinada
- d) iónica
- e) metálica

5.17. De acuerdo al tipo de unión correspondiente complete el siguiente cuadro:

Propiedad	cobre	cloruro de sodio	cloro
Cond. eléctrica (est. sólido)		muy baja	
P. de fusión		muy alto	
P. de ebullición			
Fragilidad			baja
Maleabilidad	grande		
Ductilidad			

5.18. Desarrollar con notación de Lewis las uniones de los siguientes sistemas:

- a) cloro
- b) ácido sulfúrico
- c) ácido clorhídrico
- d) agua
- e) ion nitrato;
- f) ion carbonato
- g) cloruro férrico
- h) amoníaco

5.19. ¿Qué puede esperarse de las sustancias cloruro férrico y amoníaco?

níaco, de acuerdo a su estructura electrónica? Ejemplifique con x la segunda.

Dado el elemento X de número atómico 19 determinar:

- a) su configuración electrónica
- b) a que período y grupo pertenece
- c) es un elemento representativo o de transición?
- d) cuál es su valencia más probable?
- e) es metal o no metal?
- f) cuál será la fórmula más probable del compuesto formado por X y el hidrógeno?
- g) idem con el elemento Y de número atómico 9. Propiedades generales del compuesto de X y de Y.
- h) unión de X consigo mismo: tipo y propiedades de la sustancia que forma.

Justificar brevemente cada respuesta.

5.20. Como puede, de acuerdo al tipo de unión metálica explicar la:

- a) maleabilidad
- b) ductilidad
- c) buena conducción del calor
- d) buena conducción de la electricidad
- e) brillo

5.21. Describir, explicar y dar ejemplos de cada una de las uniones "intermolecular".

5.22. Completar con palabras y luego escribir las ecuaciones moleculares y iónicas correspondientes:

- a) ácido clorhídrico más hidróxido de sodio igual
- b) ácido sulfúrico más cloruro de bario igual
- c) hidróxido de potasio más cloruro de amonio igual
- d) nitrato de plata más cloruro de sodio igual

5.23. Completar con palabras y luego escribir las ecuaciones moleculares y iónicas correspondientes:

- a) ácido clorhídrico más hidróxido de calcio igual
- b) ácido sulfúrico más hidróxido de potasio igual
- c) ácido nítrico más hidróxido de aluminio igual

¿Qué tipo de reacciones son las anteriores y qué conclusiones puede inferir de las ecuaciones iónicas correspondientes?

5.24. Completar con palabras, luego establecer el sentido correspondiente a la reacción que tiene lugar, escribir las ecuaciones moleculares y iónicas balanceadas:

- a) ácido silícico más cloruro de sodio igual
- b) sulfato de potasio más ácido nítrico igual
- c) carbonato de sodio más ácido clorhídrico igual
- d) cloruro de plata más ácido nítrico igual
- e) sulfato de potasio más cloruro de bario igual

TRABAJO EXPERIMENTAL 4

ESTEQUIOMETRIA

METODOS DE LAS VARIACIONES CONTINUAS

La determinación de relaciones molares, uno de los métodos utilizados para la composición de complejos, es llamado de las variaciones continuas o de Job. Fundamentalmente consiste en ensayar la misma reacción química, en una serie con variación de la masa relativa de los reactivos, pero manteniendo constante el número de moles. En el recipiente en que se produce el máximo (o el mínimo) de la señal de alguna propiedad característica (densidad, absorción luminosa, cambio entálpico, aparición o desaparición de un precipitado, etc.) se ha alcanzado la relación molar correspondiente a la fórmula de un compuesto. Este método puede extenderse para determinar los coeficientes de una ecuación química.

En lugar de número de moles puede utilizarse masa, volumen etc. pero las variaciones no son lineales en estos casos. Alrededor de la señal (fenómeno perceptible por los sentidos) máxima o mínima es posible, y a veces necesario, ajustar el resultado obtenido ensayando otras relaciones intermedias, de manera que se obtenga el máximo de sensibilidad en el punto estequiométrico. También puede realizarse gráficamente la determinación colocando el número de moles en abscisas y el valor de la propiedad en ordenadas: el máximo (o mínimo), que puede ser obtenido por extrapolación, corresponderá al número de moles de los dos reactivos en un compuesto, molécula o ion complejo.

1. Procedimiento: Se coloca en una gradilla 7 tubos de ensayos pequeños numerados, en los que se pondrán los volúmenes de soluciones 0,24 molar de nitrato de plata y cromato de potasio que se indican en el cuadro siguiente:

	1	2	3	4	5	6	7
solución de AgNO_3 (ml)	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5
solución de K_2CrO_4 (ml)	3,5	3,0	2,5	2,0	1,5	1,0	0,5

Se espera que el precipitado de cromato de plata sedimento, se miden las alturas del producto obtenido.

2. Interpretación de resultados: Represente gráficamente las alturas respectivas en función de las concentraciones molares de los respectivos en un sistema de coordenadas de doble entrada. El máximo corresponde a las relaciones estequiométricas en la ecuación respectiva.

TRABAJO EXPERIMENTAL 5

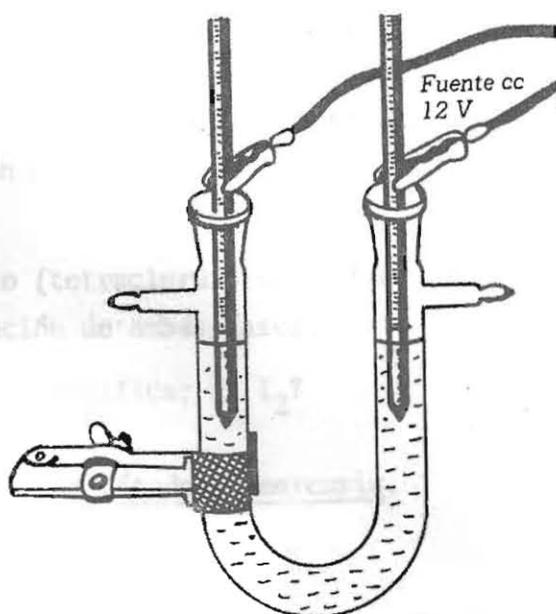
ELECTROLISIS

En estas experiencias se estudia la electrólisis de soluciones acuosas de sales: ioduro de potasio, sulfato de sodio y sulfato de cobre (II). Cada una de ellas se realizan con diversos tipos de electrodos y se debe observar e interpretar las reacciones que suceden en los electrodos y el comportamiento de las soluciones.

Electrólisis de KI en solución acuosa

Se dispone de un aparato de electrólisis que consiste en un tubo de vidrio en U, y cuyos electrodos son dos barras de carbón. El tubo en U tiene tubuladoras laterales para dejar escapar los gases que se formen. Si carece de tubos laterales use tapones de corcho acanalados que permitan escapar los gases.

Se añade suficiente solución de KI 0,5 M llenando el tubo hasta radio cm por debajo de cada tubuladora. Se hacen las conexiones a la línea y previa consulta al instructor, se aplica entre los electrodos una diferencia de potencial de 12-15 voltios. Se deja transcurrir la electrólisis durante 15 minutos aproximadamente:



- . Obsérvense y anótense los productos y cambio de color que tenga lugar en el ánodo, donde se produce la oxidación.
- . Escriba la ecuación de la reacción observada.
- . Idem con el proceso del cátodo, donde ocurre la reducción.

Una vez abierto el circuito, se separan cuidadosamente los electrodos; se nota el olor de la barrita usada como ánodo.

Con una pipeta gotero se extraen 2 ml de la solución del extremo del

tubo donde estaba el cátodo ("solución catódica") y se coloca en un tubo de ensayo. Se investiga su acidez con unas gotas de fenolftaleína.

Con la ayuda de la misma pipeta gotero, se extraen 2 ml del líquido pardo del ánodo ("solución anódica") y se añade al tubo de ensayos 1 ml de tetracloruro de carbono ($\text{Cl}_4 \text{C}$), benceno o hexano: se tapa y agita el tubo durante unos segundos; después de dejar reposar se observan las coloraciones de las dos capas líquidas: la acuosa superior y la orgánica, inferior.

Cuestionario

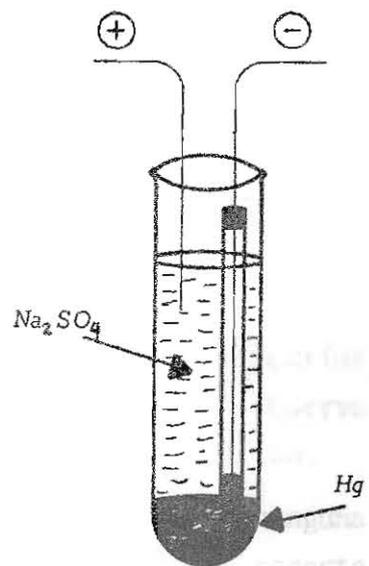
1. Explicar la electrólisis de KI en solución acuosa y escriba las ecuaciones de cada hemirreacción (o sea las reacciones de cada electrodo), de acuerdo con lo observado en los puntos b y c.
2. A medida que en el ánodo se separa iodo, éste forma el ión complejo I_3^- pardo con los iones yoduro de la solución electrolítica. Escriba la ecuación para esta reacción.
3. ¿Para qué se utiliza el solvente orgánico (tetracloruro de carbono, etc.)? Explique la razón de la diferente coloración de ambas fases.
4. ¿Qué otro ensayo cualitativo conoce para identificar al I_2 ?

Electrólisis de una solución de Na_2SO_4 con cátodo de mercurio.

Se usa como cuba electrolítica un tubo de ensayo grande en donde se colocan 5 ml de mercurio y 25 ml de solución acuosa de Na_2SO_4 8 (con indicadores: azul de bromotinol y fenolftaleína). Como ánodo se utiliza un alambre cuyo extremo no debe llegar a tocar el mercurio; como cátodo se utiliza otro alambre -embutido en un tubito de vidrio-, cuyo extremo sí debe quedar totalmente en el seno del mercurio.

Se hacen las conexiones y se realiza la electrólisis con 6-9 voltios durante 10 minutos:

Obsérvense y anótense los productos y cambios de color que tengan lugar en el ánodo, donde se produce la oxidación.



- . Escriba la ecuación de la reacción observada.
- . Idem con los procesos del cátodo, donde ocurre la reducción.

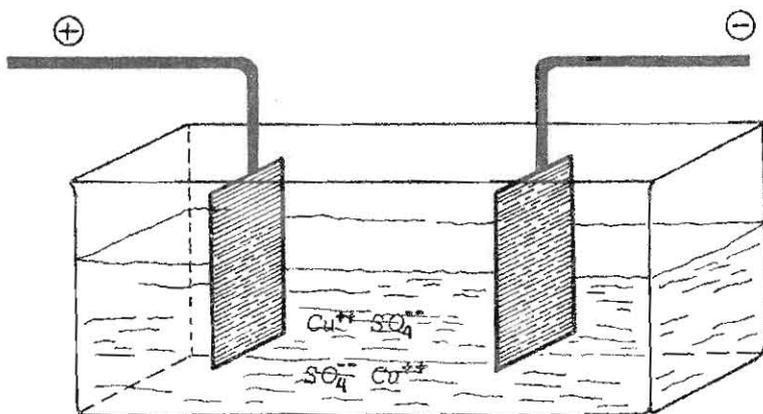
Terminada la electrólisis, se debe limpiar el mercurio por sucesivas decantaciones y agregado de agua. Observar las reacciones que tienen lugar y agregar fenolftaleína al agua de lavado, en un tubo de ensayos. Recuperar el mercurio y devolverlo al recipiente indicado.

Cuestionario

1. Explicar la electrólisis de una solución acuosa de sulfato de sodio con cátodo de mercurio. De las hemirreacciones en cada electrodo y justifique el uso de indicadores.
2. ¿Cómo separa el sodio de su amalgama con mercurio? ¿Cómo se manifiesta la reacción que tiene lugar? ¿Qué comprobación experimental realizaría?
3. Si no se usara cátodo de mercurio, ¿qué se observaría? Explique y de las hemirreacciones.

Electrólisis de sulfato de cobre (II) en solución acuosa.

Se utiliza una celda electrolítica constituida por un vaso de precipitado o una cuba de vidrio, los electrodos son uno de grafito y otro de cobre.



Se cierra el circuito, se hace circular una corriente de 0,5 amperios utilizando como cátodo el electrodo de grafito durante 10 minutos. Observar las reacciones que han tenido lugar y el comportamiento de la solución.

Se interrumpe el pasaje de la corriente eléctrica y sin tocar ninguna conexión (el instructor cambiará la polaridad de la corriente), se conecta

nuevamente, en esta circunstancia el electrodo de cobre actúa de cátodo.

Interpretación de los resultados

1. Explicar la electrólisis del sulfato de cobre en solución acuosa en ambos casos. Escriba las ecuaciones de cada hemirreacción.
2. Dibuje un esquema de la celda electrolítica.

Sugerencias: Planificar experiencias para demostrar las leyes de Faraday.

Planificar experiencias para calcular la carga del electrón.

TRABAJO EXPERIMENTAL 6

VARIACION DE LA SOLUBILIDAD CON LA TEMPERATURA

Se trata de determinar en esta experiencia la solubilidad de una sal en agua a diversas temperaturas y trazar la curva de solubilidad correspondiente.

Procedimiento

En un tubo de ensayos de 20 x 200 mm., fijado con una agarradera a un soporte, colocar 5 g de $KClO_3$ (o KNO_3) y 10 ml (medio con una pipeta) de agua, y calentar hasta disolución total. Utilizar un termómetro para agitar y medir.

Dejar enfriar, agitar suavemente y, cuando aparezcan cristales tomar la temperatura; calcular la concentración de la solución en gramos de sal por 100 gramos de agua y registrar el dato en la tabla.

Agregar 10 ml de agua al tubo de ensayo. La concentración será de 5 g de sal en 20 g de agua. Proceder como en el primer caso determinando la temperatura a la cual aparecen los cristales y calcular nuevamente la concentración de la solución en gramos por 100 g de agua.

Repetir la experiencia, agregando en la probeta 10 ml de agua hasta una disolución con 5 g de sal por 50 ml de agua o sea un total de 5 ensayos (si a esta última dilución no se produce precipitación puede enfriarse el sistema con agua).

Si se desea obtener más datos en el mismo experimento, agregar porciones de 5 ml de agua.

Tabla de valores

Temperatura	Masa de sal	Masa de agua	Masa de sal/100 g de disolvente
-	5 g	10 g	-
-	5 g	20 g	-
-	5 g	30 g	-
-	5 g	40 g	-
-	5 g	50 g	-

Interpretación de resultados

1. Registrar datos en la tabla y calcular las concentraciones.
2. Trazar un gráfico: solubilidad (g/100 g de agua), en función de la temperatura.

3. Dibujar en el mismo gráfico la curva de solubilidad utilizando los datos obtenidos de Tablas de solubilidad.
4. Comentar la variación de la solubilidad del $KClO_3$ (o KNO_3) con la temperatura, comparando sus datos y los obtenidos de la tabla de solubilidad.

Sugerencias: Planificar un trabajo análogo para determinar la variación de la solubilidad del nitrato de potasio con la temperatura. Partir de 2 g de nitrato de potasio y 2,5 ml de agua y agregar porciones de 2,5 ml de agua.

Sobresaturación

Sulfato de sodio decahidrato

En un tubo de ensayo pequeño disolver 2.5 g de sulfato de sodio decahidratado ($SO_4Na_2 \cdot 10 H_2O$) en 1 ml de agua calentando suavemente hasta su ebullición. Apenas iniciada ésta, decantar a otro tubo igual, seco. Enfriar con agua hasta que baje la temperatura de la solución a $25^\circ C$. Adherir un cristal de la sal sólida al extremo de una varilla o tubo fino y sumergirlo en la solución. Observar y registrar fenómenos visibles y temperaturas.

Cuestionario

1. ¿Cómo reconoce si una solución es
 - a) diluída
 - b) saturada
 - c) sobresaturada?
2. Una solución acuosa contiene 20 g de sal en 80 g de solución. Expresar su concentración en:
 - a) gramos de sal por 100 g de agua
 - b) gramos de sal por 100 g de solución
3. El ácido nítrico concentrado tiene 69 g de ácido en 100 g de solución, su densidad es 1.40 g/ml. ¿Qué volumen y qué peso de ácido nítrico se necesita para preparar una solución 6 M?
4. 100 g de una solución contiene 10 g de NaCl. La densidad de la solución es 1.07 g/ml. ¿Cuál es la normalidad y molaridad (formalidad) del cloruro de sodio?