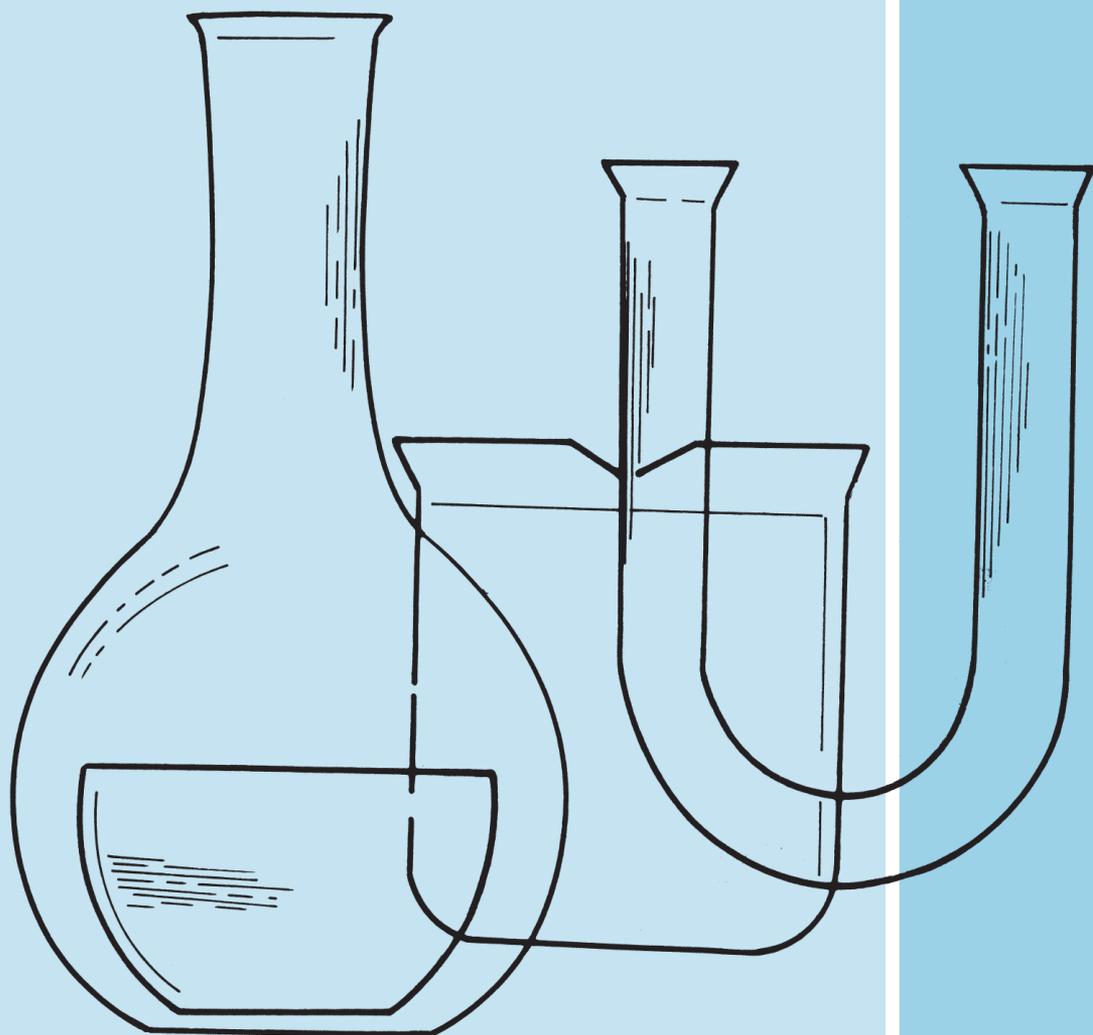


LIBRO DE DISTRIBUCIÓN GRATUITA. PROHIBIDA SU VENTA



# QUÍMICA

Onceno grado

# QUÍMICA

Onceno grado

Prof. Felipe Miguel Mesa García  
Prof. Miguel M. Martínez Sánchez  
Prof. Nury Inés Collada Martínez  
Prof. Marcos Gil Rodríguez  
Lic. René Pérez Otaño  
Prof. Ramón Marrero Rojas



Editorial  
Pueblo y Educación

Edición: Ing. José Quesada Pantoja  
Diseño: María Elena Gil Mc Beath  
Ilustración: María Elena Duany Alayo  
Martha González Arencibia  
Corrección: Cary Arce Crespo  
Magda Dot Rodríguez  
Emplante: Neyina Castaño San Miguel

© Segunda edición, 2008  
© Ministerio de Educación, Cuba, 1990  
© Editorial Pueblo y Educación, 1990

ISBN 978-959-13-0716-3

EDITORIAL PUEBLO Y EDUCACIÓN  
Ave. 3ra. A No. 4605 entre 46 y 60,  
Playa, Ciudad de La Habana,  
Cuba. CP 11300.

# Índice

---

*Introducción* / IX

## **1. Disoluciones** / 1

*Introducción* / 1

1.1 **Sistemas dispersos. Disoluciones** / 1

1.2 **Proceso de disolución de las sustancias** / 5

1.3 **Cambios energéticos en el proceso de disolución** / 8

1.4 **Factores relacionados con la velocidad de disolución de los sólidos en los líquidos** / 10

1.5 **Relación entre la solubilidad de las sustancias y la temperatura** / 11

1.6 **Curvas de solubilidad** / 14

1.7 **Cálculo de la concentración de cantidad de sustancia. Concentración másica** / 18

1.8 **Cálculo del tanto por ciento en masa de soluto de una disolución** / 22

*Resumen de ejercicios* / 26

## **2. Equilibrio molecular** / 31

*Introducción* / 31

2.1 **Características del estado de equilibrio químico** / 32

2.2 **Constante de equilibrio en función de las concentraciones. Ley de acción de masas** / 35

2.3 **Principio de Le Chatelier-Braun. Desplazamiento del estado de equilibrio** / 43

*Resumen de ejercicios* / 51

## **3. Equilibrio iónico** / 55

*Introducción* / 55

3.1 **Electrólitos. Tipos de electrólitos. Reglas de fortaleza y solubilidad. Notación iónica** / 55

- 3.2 *Constante de equilibrio de electrólitos débiles y solubles* / 61
- 3.3 *Constante del producto iónico del agua. El pH de las disoluciones acuosas. Importancia del pH. Indicadores ácido-base* / 67
- 3.4 *Efecto de ion común. Disoluciones reguladoras. Importancia* / 81
- 3.5 *Hidrólisis salina* / 85
- 3.6 *Constante de equilibrio de electrólitos poco solubles. Aplicaciones* / 88
- 3.7 *Reacciones iónicas entre electrólitos* / 93

*Resumen de ejercicios* / 97

#### **4. Reacciones de oxidación-reducción. Electroquímica** / 105

*Introducción* / 105

- 4.1 *Reacciones de oxidación-reducción* / 105
- 4.2 *Generación de electricidad por medio de una reacción química. Funcionamiento de las pilas electroquímicas* / 107
- 4.3 *Fuerza electromotriz de una pila electroquímica. Potencial de electrodo. Tabla de potenciales estándar de electrodo* / 110
- 4.4 *Cálculo de la FEM de una pila electroquímica. Predicción de reacciones haciendo uso de la tabla de potenciales estándar de electrodo* / 117
- 4.5 *La electrólisis como proceso de oxidación-reducción. Celda electrolítica* / 122
- 4.6 *Electrólisis de un electrólito fundido* / 124
- 4.7 *Electrólisis en las disoluciones acuosas de electrólitos* / 126
- 4.8 *El acumulador de plomo* / 131
- 4.9 *Aplicaciones de la electroquímica* / 133

*Resumen de ejercicios* / 135

#### **5. Los metales** / 139

*Introducción* / 139

- 5.1 *Estado natural de los metales* / 139
- 5.2 *Propiedades físicas de los metales. Estructura* / 140
- 5.3 *Propiedades químicas de los metales. Cálculo de masas en las reacciones químicas* / 142
- 5.4 *Obtención de metales* / 146
- 5.5 *Producción industrial de compuestos de níquel y cobalto en Cuba* / 150
- 5.6 *Aplicaciones de los metales. Las aleaciones* / 153
- 5.7 *La corrosión de los metales* / 155

*Resumen de ejercicios / 156*

*Orientaciones generales para el trabajo en el laboratorio / 161*

*Experimentos de clase / 167*

*Prácticas de laboratorio / 177*

*Apéndice 1. Tabla de masas atómicas relativas de los elementos / 189*

*Apéndice 2. Tabla de masas molares / 192*

*Apéndice 3. Tabla periódica de los elementos químicos / 194*



## *Introducción*

---

El libro de Química que corresponde al oncenno grado ha sido elaborado sobre la base del cúmulo de conocimientos alcanzados en grados anteriores en todas las asignaturas, que, de una forma u otra, contribuyen al mejor estudio y comprensión de la química; se ha tomado en cuenta todo lo valioso del programa anterior, avalado por la práctica escolar.

El texto está dividido en cinco capítulos, que se corresponden con el programa oficial de este grado. La lógica sucesión de los capítulos que en él se desarrollan permite continuar ampliando los conocimientos sobre la sustancia y la reacción química.

Los capítulos están estructurados de forma tal que cada uno comienza con una breve introducción. A continuación, su desarrollo está dividido en epígrafes.

Al final de cada epígrafe aparece una relación de ejercicios, que se identifican con tres signos de interrogación (???) y que contribuirán a la ejercitación de los aspectos estudiados. Las respuestas a estas preguntas servirán de autocontrol del aprendizaje.

Cada capítulo contiene al final un resumen de ejercicios que contribuyen a la consolidación, ejercitación y generalización de los contenidos de los temas tratados.

Hemos incorporado a este texto la simbología y las unidades recomendadas por el Sistema Internacional de Unidades (SI).

En el texto aparecen tablas, gráficos y esquemas que usted debe analizar e interpretar para luego extraer conclusiones.

Después del último capítulo se encuentran las “Orientaciones generales para el trabajo en el laboratorio” las cuales resultarán de gran ayuda para la seguridad personal y colectiva, el cuidado de sustancias y equipos, y la correcta manipulación de los materiales con los cuales van a trabajar.

A continuación de estas orientaciones se relacionan los “Experimentos de clase” y las “Prácticas de laboratorio” que contribuirán a desarrollar aún más sus habilidades manipulativas de sustancias y equipos, sus hábitos de orden y limpieza en el puesto de trabajo y la correcta observación e interpretación de los procesos y fenómenos que se estudian.

En las prácticas de laboratorio y experimentos de clase aparecen los respectivos procedimientos, los cuales al ser estudiados antes de llevar a efecto su realización, ahorran un tiempo considerable, ya que la explicación por parte del profesor se reduce al mínimo y por tanto el trabajo del alumno se hace

más independiente, a la vez que se aumenta el aprovechamiento de la clase. Consideramos que el texto debe servir de gran ayuda al estudiante complementado con sus notas de clase y el estudio del contenido desarrollado en cada una, así como para el profesor en el proceso de aprendizaje de sus alumnos, por eso debe ser utilizado, no solo en el estudio individual, sino diariamente en la clase.

En la parte final del texto hemos incluido tres apéndices “Tabla de masas molares”, la “Tabla de masas atómicas relativas de los elementos” y la “Tabla periódica de 18 columnas”, cuyos datos serán utilizados en la resolución de muchos de los problemas propuestos.

# 1 DISOLUCIONES

---

## **INTRODUCCIÓN**

Las sustancias pueden encontrarse constituyendo mezclas, donde a simple vista se observan los distintos componentes que las forman, por ejemplo, una mezcla de arena y agua. Sin embargo, hay casos donde las sustancias se mezclan de forma tal que a simple vista no se distinguen una de la otra. Entonces tenemos que recurrir al microscopio para poder distinguirlos. Si se añade un poco de sacarosa (azúcar) en un vaso con agua y agitamos, el resultado será un líquido transparente perfectamente homogéneo, aún analizándolo al microscopio. Todas estas mezclas constituyen sistemas denominados *sistemas dispersos*.

En química es de gran importancia el estudio sobre los sistemas dispersos, especialmente de las disoluciones, ya que gran cantidad de sustancias no son empleadas como productos puros, sino preferentemente en disolución.

Las disoluciones son de extraordinaria importancia en los laboratorios, en las industrias y desempeñan un importante papel en la agricultura y en la vida diaria.

La gran mayoría de las reacciones que ocurren en la naturaleza se verifican entre sustancias en disolución, ya sea en los animales, en los vegetales, en el suelo o en el aire.

Durante el estudio de este capítulo podremos dar respuesta a preguntas como las siguientes:

¿Por qué unas sustancias se mezclan formando disoluciones y otras no?

¿Por qué en algunos casos el proceso de disolución es exotérmico y en otros endotérmico?

¿Cuáles factores pueden aumentar la velocidad de disolución de un sólido en un líquido?

### **1.1 Sistemas dispersos. Disoluciones**

*Sistemas dispersos:*

Se denomina sistemas dispersos o dispersiones a la mezcla de dos o más sustancias cuyas partículas se encuentran distribuidas entre sí.
-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

Estas partículas pueden ser moléculas, átomos, iones o agregados de estos.

En un sistema disperso existe la sustancia o las sustancias dispersas y el medio de dispersión. Por ejemplo, en una dispersión de sacarosa (azúcar) en agua la sustancia dispersa es el azúcar y el medio de dispersión el agua.

En química, las dispersiones más importantes son aquellas cuyo medio dispersante está constituido por un líquido.

Existen diferentes tipos de sistemas dispersos que es usual clasificar en suspensiones, coloides y disoluciones.

Las propiedades de los sistemas dispersos, entre ellos su estabilidad dependen mucho del tamaño de las partículas de la sustancia dispersa (figura 1.1).

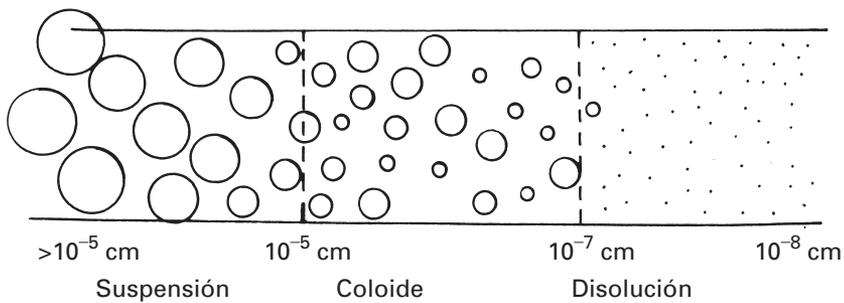


Figura 1.1 Esquema que representa el tamaño de las partículas de las sustancias dispersas.

Al agitar arena en agua, el líquido se vuelve turbio y, a primera vista parece como si el sólido se hubiera disuelto. Sin embargo, si la mezcla se deja en reposo, el sólido lentamente se sedimenta o también puede ser separado del líquido por filtración. Dicha mezcla no es por consiguiente homogénea a simple vista. Estas dispersiones poco estables cuyas partículas en suspensión (o que sobrenadan si su densidad es menor que la del medio) son relativamente grandes se llaman *suspensiones*.

Ejemplos de suspensiones lo constituyen la “lechada de cal” (suspensión de hidróxido de calcio) que encuentra gran aplicación como pintura, la “magma de magnesia” (suspensión de hidróxido de magnesio) que se utiliza para reducir la acidez gástrica o como laxante. Las suspensiones son importantes en la naturaleza y en la industria. Las aguas de los ríos siempre contienen partículas en suspensión que al depositarse en los lugares donde la corriente es más lenta, forman sedimentaciones de arena, arcilla, etcétera.

Las *dispersiones coloidales* constituyen un estado intermedio entre las disoluciones y las suspensiones, y a diferencias de estas últimas, atraviesan el papel de filtro ordinario.

Aunque las partículas coloidales son demasiado pequeñas para su observación al microscopio, son suficientemente grandes para reflejar la luz. Por ello, cuando a través de una dispersión coloidal se hace pasar un haz de luz, su paso se hace visible porque la misma es reflejada por las partículas dispersas en el seno del líquido (figura 1.2). Este fenómeno es denominado *efecto Tyndall*. Por consiguiente las dispersiones coloidales son ópticamente heterogéneas.

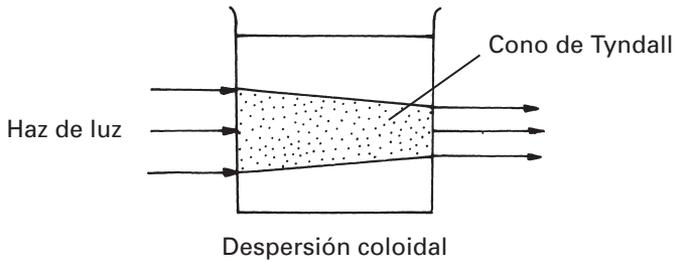


Figura 1.2 Efecto Tyndall donde se muestra el cono de luz producida por el rayo de luz reflejado.

Los organismos contienen complejos sistemas coloidales, incluyendo fluidos fisiológicamente importantes como la leche, la sangre y los líquidos intracelulares y extracelulares.

Ejemplos de coloides son la clara de huevo, la gelatina, el queso, la goma, las dispersiones de almidón, las dispersiones de jabón en agua, etcétera.

En *las disoluciones* el tamaño de las partículas dispersas es tan pequeño que no son visibles por ningún medio óptico. Esto es equivalente a decir que las disoluciones son ópticamente homogéneas y no muestran el efecto Tyndall.

En una disolución las partículas dispersas atraviesan el papel de filtro y no sedimentan.

La disolución es un sistema disperso homogéneo, de dos o más sustancias, cuya composición puede variar continuamente dentro de ciertos límites.

Las disoluciones líquidas (sólido, líquido o gas en líquido) son las más frecuentes y más importantes en química, especialmente la de sólido en líquido, por lo que se dedicará a su estudio casi la totalidad de este capítulo. En este tipo de dispersión la sustancia dispersa es el soluto y el medio de dispersión es el líquido.

En la tabla 1.1 se resumen algunas propiedades de los sistemas dispersos.

*Tabla 1.1*  
Algunas propiedades de los sistemas dispersos

<b>Dispersión</b>	<b>Diámetro de la partícula dispersa (cm)</b>	<b>Clasificación óptica</b>	<b>Partículas</b>	<b>Estabilidad del sistema</b>
Suspensión	Mayor que $10^{-5}$	Heterogéneas	Observables a simple vista o con medios ópticos	Inestable
Coloide	$10^{-7}$ - $10^{-5}$	Heterogéneas	Observables con algún medio óptico (ultramicroscopio)	Relativamente estable
Disolución	Del orden de $10^{-8}$	Homogéneas	No observables por medios ópticos	Estable

En algunos casos se hace difícil distinguir entre suspensiones, sistemas coloidales y disoluciones porque las propiedades atribuidas a cada clase de las establecidas se van modificando al variar las condiciones.

???

1.1 Identifique las siguientes mezclas como suspensiones, coloides o disoluciones y dé una razón para su respuesta en cada caso:

- Alcohol y agua.
- Serrín y agua.
- Azúcar en agua.
- Hidrogenocarbonato de sodio en agua.

1.2 Establezca la diferencia entre coloide y disoluciones en cuanto a:

- Diámetro de las partículas dispersas.
- Clasificación óptica (homogénea y heterogénea).
- Efecto Tyndall.
- Si las partículas dispersas atraviesan el papel de filtro.

1.3 Argumente el siguiente planteamiento:

No hay un grado de dispersión que delimite con rigor a las suspensiones de los coloides y a estos de las disoluciones.

1.4 Investigue de las siguientes parejas de sustancias, cuáles producirán disoluciones.

- a) Cloruro de sodio en agua.
- b) Cloruro de sodio en queroseno (hidrocarburo).
- c) Parafina (hidrocarburo) en queroseno (hidrocarburo).
- d) Parafina en agua.

## ***1.2 Proceso de disolución de las sustancias***

El proceso de disolución de una sustancia en un líquido está relacionado, entre otros factores, con las interacciones siguientes:

*Interacciones que se oponen a la disolución:*

1. Interacciones soluto-soluto. Fuerzas de atracción entre las partículas del soluto.
2. Interacciones disolvente-disolvente. Fuerzas de atracción entre las partículas del disolvente.

*Interacciones que favorecen la disolución:*

3. Interacciones soluto-disolvente. Fuerzas de atracción entre las partículas del soluto y del disolvente.

Del predominio de una y otra dependerá la solubilidad.

Mientras mayor sea la fuerza de atracción entre las partículas del disolvente y del soluto, mayor será la solubilidad. Sin embargo, mientras más intensas sean las fuerzas entre las partículas del soluto menor será la solubilidad. La mayoría de las sales iónicas se disuelven en agua, que es un disolvente polar. Por ejemplo, el cloruro de sodio es soluble en agua. Analicemos las interacciones presentes en este tipo de disolución (NaCl):

- Soluto-soluto (NaCl: interacciones entre iones de carga opuesta).
- Disolvente-disolvente ( $H_2O$ : atracción dipolo-dipolo) (asociación molecular por puente de hidrógeno).
- Soluto-disolvente (atracción ion-dipolo).

¿Cómo podemos explicar este proceso de disolución?

Las moléculas polares del agua se orientan de modo que se acercan por sus polos negativos a los iones positivos de la superficie del cristal y con sus polos positivos a los iones negativos. De este modo los iones van pasando a la disolución en forma hidratada (figura 1.3). En la mayor parte de las sales estas interacciones (soluto-disolvente) son más intensas que las que mantienen unidos entre sí los iones de la red cristalina (ion-ion) y más intensas también que las que mantienen unidas entre sí las moléculas de agua, por eso el sólido se disuelve.

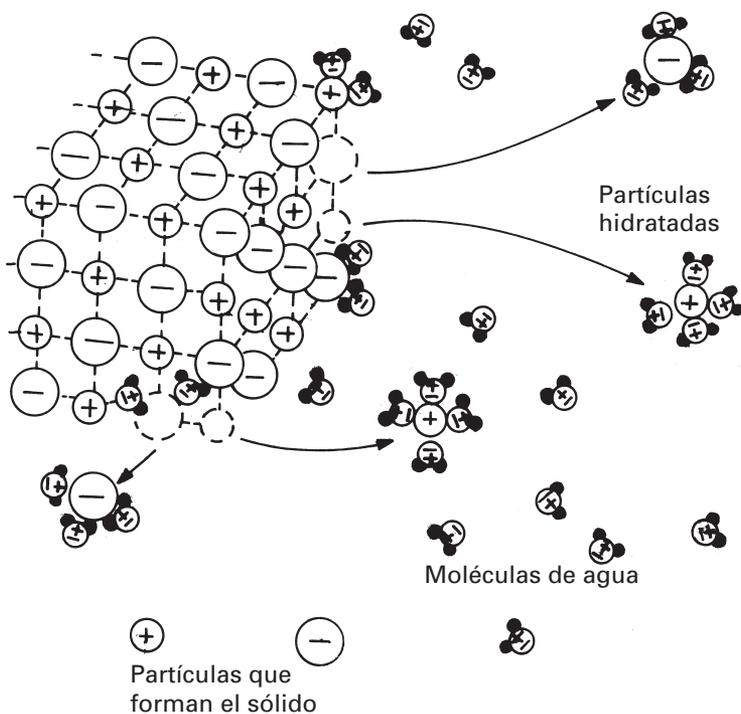


Figura 1.3 Esquema que representa la disolución de un cristal iónico en agua.

Las sustancias moleculares polares, como el azúcar ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) la glucosa ( $C_6H_{12}O_6$ ), etc., son solubles en agua (disolvente polar).

Si bien las interacciones entre el agua (disolvente) y el soluto puede no ser tan grande como la que existe entre las moléculas del agua y los iones, es sin embargo, mayor que la que existe entre las moléculas del disolvente (agua) o las moléculas del soluto, debido a ello tiene lugar la disolución.

Hay también otras sustancias moleculares apolares, como el yodo y la parafina, que no son solubles en agua y, sin embargo, son solubles en benceno y tetracloruro de carbono, que son sustancias moleculares apolares.

No hay una regla fija que permita predecir la solubilidad de una sustancia en otra. De modo general se puede establecer que el hecho de que se produzca o no la disolución de una sustancia en un líquido va a depender, entre otros factores, de la naturaleza *del soluto* y *del disolvente*. O sea, los disolventes moleculares polares tienden a disolver solutos polares, pero, generalmente, no disuelven sustancias apolares. Los disolventes apolares disuelven sustancias apolares y, en cambio, no suelen disolver sustancias polares.

En la tabla 1.2 podemos observar algunos ejemplos de lo planteado anteriormente.

*Tabla 1.2*

Solubilidad de las sustancias en dependencia de la naturaleza del soluto y del disolvente

Naturaleza		Ejemplos	Solubilidad
Disolvente	Soluto		
Molecular polar	Iónico	KBr en agua KNO <sub>3</sub> en agua	Soluble
	Molecular polar	Glucosa en agua AlCl <sub>3</sub> en agua	Soluble
	Molecular apolar	I <sub>2</sub> en agua	Poco soluble
Molecular apolar	Iónico	KI en benceno	Poco soluble
	Molecular apolar	I <sub>2</sub> en benceno parafina en benceno	Soluble

Además de las interacciones estudiadas, cabe considerar que en la acción disolvente de un líquido frente a un sólido intervienen, además, la temperatura del sistema. La presión apenas influye en la solubilidad de los sólidos en los líquidos.

???

- 1.5 ¿Qué tipos de interacciones están involucradas en el proceso de disolución de un sólido en un líquido?
- 1.6 Mencione dos sustancias solubles y dos prácticamente insolubles en agua de las que se usan diariamente en su casa. Clasifíquelas en iónicas, moleculares polares o moleculares apolares.
- 1.7 Describa el proceso de disolución del cloruro de potasio en agua.
- 1.8 Explique las afirmaciones siguientes:
  - a) El cloruro de potasio se disuelve en agua y prácticamente no se disuelve en queroseno, sustancia molecular apolar.
  - b) El bromo es poco soluble en agua, pero se disuelve en tetracloruro de carbono, sustancia molecular apolar.

1.9 Argumente el planteamiento siguiente:

“Lo semejante disuelve lo semejante”

### 1.3 Cambios energéticos en el proceso de disolución

Durante el proceso de disolución ocurren cambios energéticos. Así, cuando se disuelve hidróxido de sodio en agua, se produce un desprendimiento de energía en forma de calor, proceso exotérmico (figura 1.4).

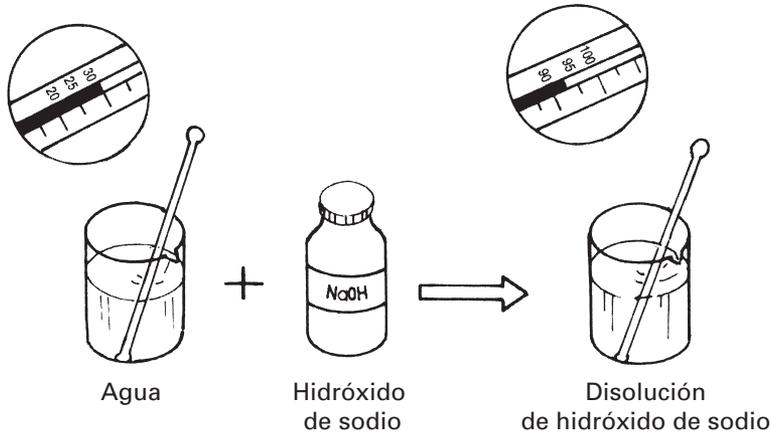


Figura 1.4 Proceso de disolución exotérmico.

Cuando se disuelve nitrato de amonio en agua se produce una absorción de energía en forma de calor, proceso endotérmico (figura 1.5).

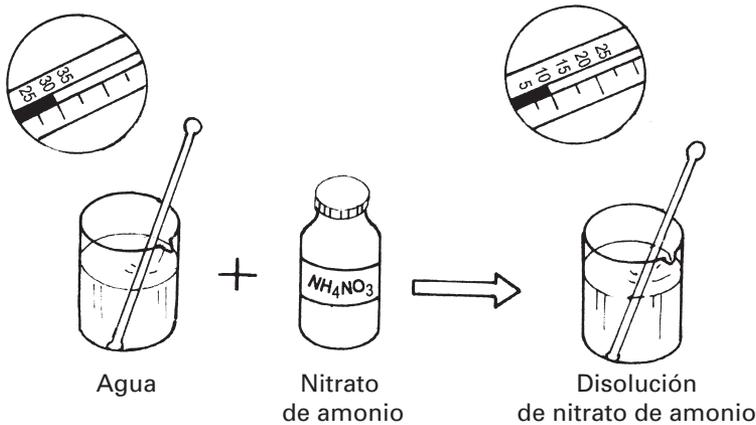


Figura 1.5 Proceso de disolución endotérmico.

¿De qué depende que el proceso de disolución de una sustancia sea exotérmico o endotérmico?

En el proceso de disolución de un sólido en un líquido hay que considerar tres factores energéticos principales:

1. Energía necesaria para separar las moléculas o iones del soluto sólido.
2. Energía necesaria para separar las moléculas del disolvente.
3. Energía asociada a la interacción entre las moléculas o iones del soluto y las moléculas del disolvente.

Del balance neto o total de estas energías resulta la entalpía de disolución o calor de disolución.

Si la energía desprendida por la interacción entre las partículas del soluto y las del disolvente es menor que la energía necesaria para separar las moléculas o iones del soluto y las moléculas del disolvente, se produce una absorción de energía en forma de calor y la disolución se enfría, si es mayor, se produce un desprendimiento de energía en forma de calor y la disolución se calienta. O sea:

Energía asociada a la interacción entre las partículas del soluto y las del disolvente	<	Energía necesaria para vencer las interacciones entre las partículas del soluto y las del disolvente	Proceso de disolución endotérmica $\Delta H > 0$
Energía asociada a la interacción entre las partículas del soluto y las del disolvente	>	Energía necesaria para vencer las interacciones entre las partículas del soluto y las del disolvente	Proceso de disolución exotérmico $\Delta H < 0$

En las disoluciones acuosas se producen asociaciones entre las moléculas del agua y las partículas del soluto, las cuales se denominan *hidratos*. De las energías de interacción entre las moléculas de agua, y entre estas y las partículas del soluto resulta la *energía de hidratación*. Para otros disolventes las asociaciones se denominan *solvatos*, y la energía resultante *energía de solvatación*.

???

1.10 ¿De qué factores energéticos depende que el proceso de disolución de una sustancia sólida en un líquido sea exotérmico o endotérmico?

1.11 Explique los hechos siguientes:

El proceso de disolución del cloruro de amonio en agua es endotérmico, mientras que el del hidróxido de potasio en agua es exotérmico.

### ***1.4 Factores relacionados con la velocidad de disolución de los sólidos en los líquidos***

La acción disolvente, en el proceso de disolución se verá favorecida por todos los factores que aumenten la tendencia de las partículas del soluto a disgregarse, es decir, a pasar a la fase líquida. Como factores principales para aumentar la velocidad de disolución de un soluto sólido en un disolvente líquido podemos señalar los siguientes:

- a) Grado de división del soluto.
- b) Temperatura.
- c) Agitación mecánica.

#### **Grado de división del soluto**

Como las interacciones soluto-disolvente se originan en la región de contacto entre soluto y disolvente, el incremento de la superficie de contacto entre ambas fases aumentará la velocidad de disolución. Lo anterior se logra dividiendo el soluto sólido lo más finamente posible.

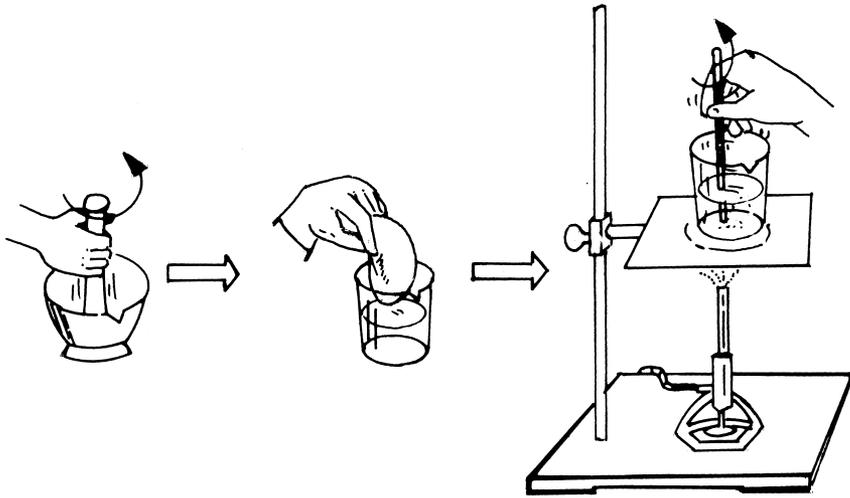
#### **Temperatura**

A mayor temperatura aumentará la velocidad media de las partículas del soluto y del disolvente, y los choques entre ellas se harán más frecuentes. Cuando el choque de las partículas del disolvente para vencer las atracciones soluto-soluto, provoca la difusión de las mismas a través de la masa líquida. Por eso la velocidad de disolución aumenta al elevarse la temperatura.

#### **Agitación mecánica**

La simple acción de agitar el soluto y el disolvente facilita la frecuencia de los choques entre las partículas, favoreciendo la difusión y aumentando la velocidad de disolución.

En las industrias se tienen en cuenta estas operaciones para acelerar los procesos, igual que en el laboratorio, donde se acude a la ayuda de los factores mencionados para preparar las disoluciones en el menor tiempo posible. Para ello se trabaja con sólidos pulverizados, agitando y elevando la temperatura (figura 1.6).



*Figura 1.6 La velocidad del proceso de disolución de un sólido en un líquido se puede aumentar pulverizando el sólido, elevando la temperatura o agitando.*

???

- 1.12 ¿Por qué la agitación aumenta la velocidad de disolución?
- 1.13 ¿Por qué al echar azúcar (sacarosa) en agua caliente, esta se disuelve más rápido que en agua fría?
- 1.14 ¿Cómo usted procederá para preparar una disolución de sulfato de cobre (II) en agua, si la sal se encuentra en forma de cristales grandes?
- 1.15 Nombre dos sustancias de uso doméstico que se adquieren finamente divididas, por lo que se facilita su uso en disolución.

### ***1.5 Relación entre la solubilidad de las sustancias y la temperatura***

En muchas sustancias la solubilidad aumenta con la temperatura. En otras, por el contrario, disminuye, y en algunas apenas varía.

Lo más frecuente es que la solubilidad de los sólidos en los líquidos aumenta al aumentar la temperatura.

Existe un límite definido para la masa de sustancia sólida que puede disolverse en otra a una temperatura determinada. Por ejemplo, si a un vaso de precipitado con 100 g de agua a 30 °C se añade una pequeña cantidad de cristales de cloruro de potasio y se agita, se observa que todo el soluto se disuelve. Si se sigue añadiendo la sal en pequeñas porciones y agitando, cuando se ha añadido un total de 40 g se observa que queda un remanente de soluto sin disolver. Desde este momento, y aunque agitemos el líquido y

adicionemos más sal, si mantenemos constante la temperatura, no lograremos que siga aumentando la masa de soluto disuelta.

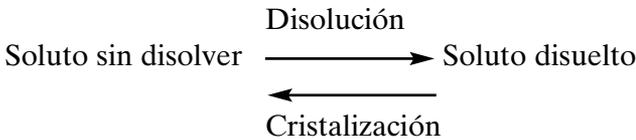
La disolución así obtenida se denomina *disolución saturada*.

En el proceso de disolución, los iones o moléculas se van separando de la superficie del cristal (solutos sólidos) y pasan a formar parte de la disolución, como consecuencia de las interacciones correspondientes, pero a medida que pasa el tiempo aumenta la concentración de la disolución y cierto número de partículas de soluto se depositan sobre la superficie de cristal, o sea, estaremos en presencia de los procesos opuestos (disolución y cristalización) (figura 1.7). Se llega un instante en que ambos procesos simultáneos transcurren a la misma velocidad. A partir de ese instante no aumentará más la masa de soluto disuelto ni disminuirá más la masa de soluto sin disolver, estableciéndose un equilibrio dinámico.

De acuerdo con lo anterior:

La disolución saturada es aquella en la que el soluto disuelto se encuentra en equilibrio con el exceso de soluto no disuelto a una temperatura dada.

El equilibrio de disolución podemos representarlo por:



Cuando esto ocurre, la composición de la disolución permanece constante.

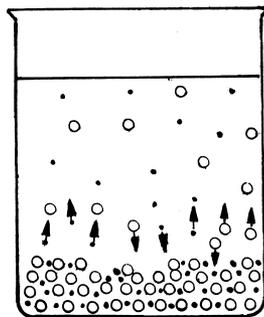


Figura 1.7 Esquema que representa el equilibrio dinámico en las disoluciones saturadas.

Si la cantidad de soluto que se añade al agua para formar una disolución es menor que la correspondiente a la saturación, puede en cualquier momen-

to disolver cierta porción complementaria de soluto; en este caso diremos que se trata de una disolución *no saturada*.

Si determinamos la masa máxima de cada sustancia que se disuelve en 100 g de disolvente, a una temperatura dada, obtendremos el coeficiente de solubilidad de cada una de ellas, para dicha temperatura.

El coeficiente de solubilidad (*S*) de una sustancia es la masa de sustancia anhidra que satura a 100 g de agua a una temperatura dada.

Cuando nos referimos al coeficiente de solubilidad de una sustancia tenemos siempre que especificar la temperatura.

Observamos lo planteado en la tabla 1.3.

*Tabla 1.3*

Variación de la solubilidad de algunas sustancias con los cambios de temperatura

Fórmula	Coeficiente de solubilidad ( <i>S</i> ) (g de soluto anhidro en 100 g de H <sub>2</sub> O)					
	0 °C	10 °C	20 °C	30 °C	40 °C	50 °C
AgNO <sub>3</sub>	122,00	170,00	222,00	300,00	376,00	455,00
KNO <sub>3</sub>	13,30	20,90	31,60	45,20	63,90	85,50
KCL	27,60	31,00	34,00	37,00	40,00	42,60
Li <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	1,54	1,43	1,33	1,25	1,17	1,08
NaCL	35,70	35,80	36,00	36,30	36,60	37,00

En contraste con la mayoría de los solutos sólidos, la solubilidad de los gases en líquidos disminuye al aumentar la temperatura y también se afecta con la presión.

Un aumento de temperatura aumenta la energía cinética promedio de las partículas del gas disuelto y, por consiguiente, la tendencia de las moléculas del gas a abandonar la disolución. Los gases son más solubles en agua a altas presiones que a bajas presiones.

???

1.16 Explique qué se entiende por disolución:

- a) Saturada.
- b) No saturada.

1.17 Explique los hechos siguientes:

- a) Se añade 2 g de una sal A a una disolución de A, se agita, se filtra y se seca el soluto recogido y al medir su masa esta es de 2 g.
- b) Se añaden 2 g de una sal B a una disolución de B y luego de agitar no es necesario filtrar.

1.18 ¿Por qué hay que tomar en consideración la temperatura al referirse a la solubilidad de las sustancias?

1.19 Defina el concepto coeficiente de solubilidad.

1.20 Consulte la tabla 1.3 y analice la variación de la solubilidad con los cambios de temperatura de las sustancias siguientes:

- a) Nitrato de plata.
- b) Nitrato de potasio.
- c) Carbonato de litio.

1.21 ¿Por qué la solubilidad de los gases disminuye al aumentar la temperatura?

1.22 En la fabricación de refrescos embotellados se disuelve en ellos dióxido de carbono a alta presión. ¿A qué se debe que, al destapar una botella de refresco, comience un desprendimiento de burbujas?

1.23 Consulte la tabla 1.3 y justifique mediante cálculos los hechos siguientes:

Al echar 68 g de cloruro de potasio en 250 g de agua a 20 °C y agitar se disuelve toda la sal. Sin embargo, al echar 6 g de carbonato de litio en la misma cantidad de disolvente a la misma temperatura y agitar, parte de la sal no se disuelve.

## 1.6 Curvas de solubilidad

Con la variación de la temperatura, el cambio de la solubilidad es diferente para cada sustancia. Esta dependencia se expresa con frecuencia mediante las gráficas llamadas *curvas de solubilidad*.

Las curvas de solubilidad se construyen utilizando un sistema de ejes coordenados; en el eje de las abscisas consideramos las temperaturas y en el de las ordenadas los gramos de sustancias anhidra disueltas en 100 g de agua.

Sea una sal anhidra X de la que se conocen experimentalmente sus coeficientes de solubilidad a diferentes temperaturas:

Temperatura (°C)	Coficiente de solubilidad (g de sal en 100 g de H <sub>2</sub> O)
0	15
10	20
20	28
30	37
40	48

Al representar en un sistema de ejes coordenados los coeficientes de solubilidad a diferentes temperaturas, se obtendrá la curva de solubilidad de dicha sustancia (figura 1.8).

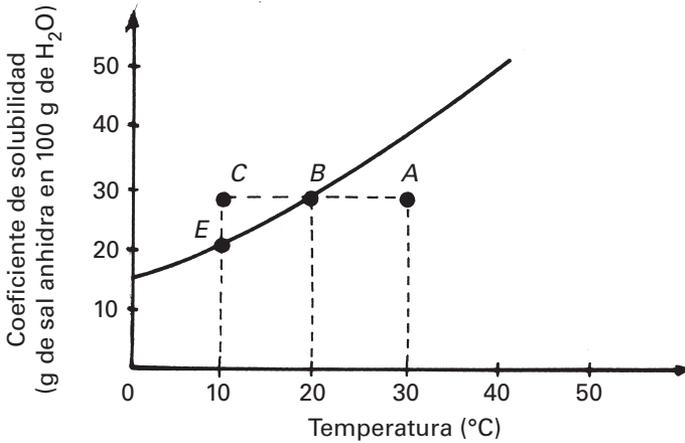


Figura 1.8 Curva de solubilidad de la sustancia X.

¿Qué representan los distintos puntos que se señalan en la gráfica de la figura 1.8?

El punto A representa una *disolución no saturada* que contiene 28 g de soluto disueltos en 100 g de agua a 30 °C.

El punto B representa una *disolución saturada* que contiene 28 g de soluto disueltos en 100 g de agua a 20 °C.

Con ciertas sustancias, se puede lograr, en determinadas condiciones (enfriamiento lento, reposo, ausencia de cristales del mismo soluto), obtener una disolución que contenga mayor cantidad de soluto disuelto en estado de equilibrio metaestable, que el que le corresponde a la disolución saturada a esa temperatura. Estas disoluciones reciben el nombre de *disoluciones sobresaturadas*. El punto C representa una disolución sobresaturada que contiene 28 g de soluto disueltos en 100 g de agua a 10 °C, es decir, que contiene disueltos 8 g más de lo que corresponde a la saturación a esa temperatura.

Si partiendo de la disolución representada por el punto B no se cumplen las condiciones de enfriamiento lento, reposo, ausencia de cristales del mismo soluto, al enfriar la disolución, comienza la cristalización. La concentración de la disolución decrece pasando por una sucesión de disoluciones saturadas. Alcanzada la temperatura de 10 °C habrá cristalizado el exceso de soluto disuelto (8 g) y la disolución representada por el punto E estará saturada.

En la figura 1.9 se representan las curvas de solubilidad de varias sustancias.

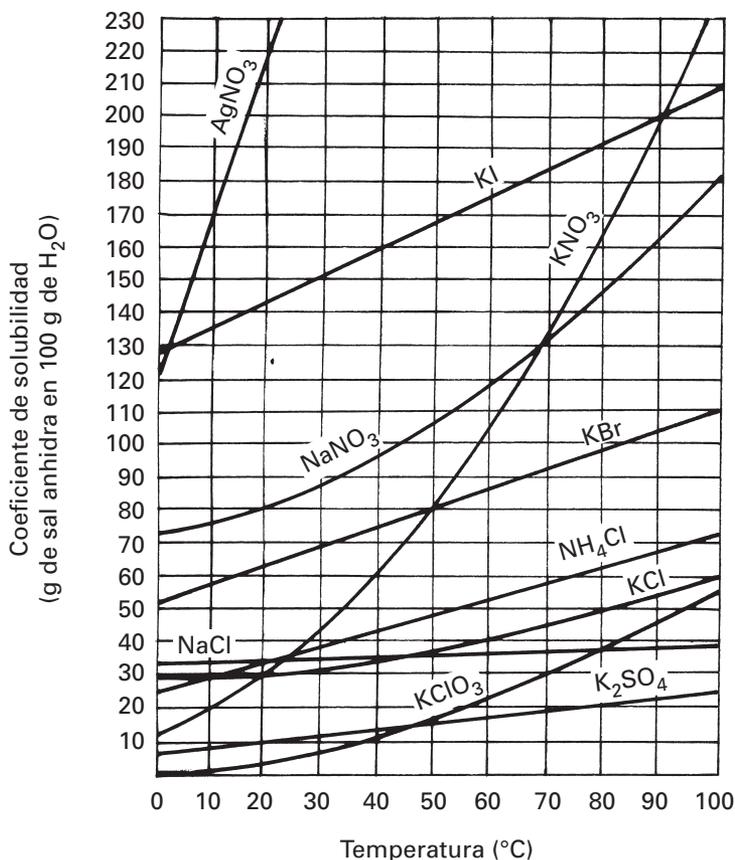


Figura 1.9 Curvas de solubilidad de varias sustancias.

La variación de la solubilidad con la temperatura hace posible una importante aplicación. A partir de una disolución se puede obtener el soluto cristalizado eliminando parte del disolvente (por calentamiento o evaporación a la temperatura ambiente) enfriando o calentando la disolución o aplicando ambas medidas.

Las técnicas de cristalización se utilizan tanto en el laboratorio como en la industria, pues mediante su aplicación es posible obtener las sustancias cristalizadas con un mínimo de pérdidas y una mayor pureza. El análisis está fundamentado en el estudio de las curvas de solubilidad, velocidad de enfriamiento, condiciones de agitación, temperatura, agentes atmosféricos, etcétera.

En nuestra industria principal, la industria azucarera, el proceso consiste en obtener la sacarosa cristalizada (azúcar) a partir del guarapo concentrado (meladura) que se extrae de la caña de azúcar.

???

- 1.24 ¿Cómo se podría determinar experimentalmente si una disolución está saturada o no saturada?
- 1.25 En la tabla 1.3 se dan los valores de la solubilidad (gramos de soluto anhidro en 100 g de agua) de algunas sustancias. Trace la curva de solubilidad del nitrato de potasio y del carbonato de litio.
- 1.26 Consulte la gráfica de curvas de solubilidad (figura 1.9) y responda:
- ¿Cuántos gramos de clorato de potasio se necesitarán para saturar 100 g de agua a 40 °C?
  - ¿Cuál es el coeficiente de solubilidad del bromuro de potasio a 80 °C?
  - ¿Cómo varía la solubilidad del nitrato de sodio con el aumento de temperatura?
  - ¿A qué temperatura es más soluble el cloruro de potasio a 20 °C o a 60 °C? Explique.
- 1.27 El gráfico de la figura 1.10 representa la curva de solubilidad del clorato de potasio en agua.

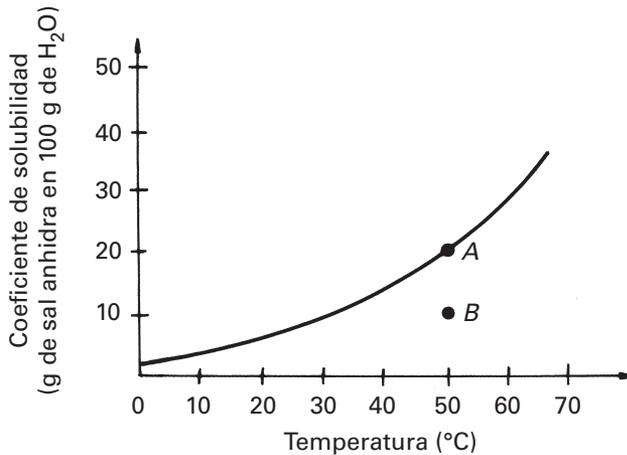


Figura 1.10 Curva de solubilidad del clorato de potasio en agua.

Responda:

- ¿Qué tipos de disoluciones (saturadas o no saturadas) son las representadas por los puntos A y B? Explique.
  - Si la disolución representada por el punto A se enfría agitándola hasta 30 °C, ¿qué masa en gramos de clorato de potasio cristalizará?
- 1.28 Basándose en la gráfica de la figura 1.11 conteste las preguntas siguientes:
- Explique cómo puede obtenerse a partir de la disolución 1 una disolución saturada, sin variar la temperatura ni la masa de disolvente.

b) Indique gráficamente las posiciones que tomará la disolución representada por el punto 1:

- Si se agregan 10 g de soluto a 40 °C.
- Si se enfría la disolución obtenida anteriormente hasta 20 °C con agitación.

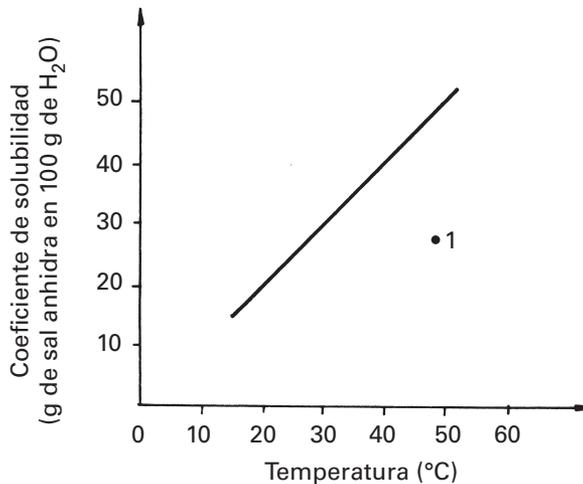


Figura 1.11 Curva de solubilidad de una disolución.

1.29 Consulte la gráfica de curvas de solubilidad (figura 1.9) y calcule cuántos gramos de nitrato de potasio es necesario disolver en 1,5 kg de agua para obtener una disolución saturada a 60 °C.

1.30 Haga un informe sobre el proceso de obtención de la sacarosa cristalizada (azúcar) a partir de guarapo concentrado (meladura) que se extrae de la caña de azúcar.

## 1.7 Cálculo de la concentración de cantidad de sustancia.

### Concentración másica

A menudo se necesita expresar de un modo cuantitativo la concentración de las disoluciones. Una de las formas más comunes de expresar estas es la concentración de cantidad de sustancia o concentración molar y la concentración másica.

*Concentración de cantidad de sustancia* de una disolución es la relación entre la cantidad de sustancia del soluto y el volumen de la disolución.

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(D)} \quad (1)$$

$c(X)$ : concentración de la cantidad de sustancia.

$n(X)$ : cantidad de sustancia.

$V(D)$ : volumen de disolución.

$$\text{Como } n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$$

Sustituyendo (2) en (1) obtenemos (3):

$$c(X) = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V(D)}$$

La unidad de concentración de cantidad de sustancia en el Sistema Internacional (SI), es el mole por metro cúbico ( $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$ ), aunque con más frecuencia se utiliza el mole por decímetro cúbico ( $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ) o el mole por litro ( $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ).

*Concentración másica*  $\rho(X)$ , de una disolución es la relación entre la masa de cualquier soluto disuelto y el volumen de disolución.

$$\rho(X) = \frac{m(X)}{V(D)}$$

La unidad de concentración másica en el SI es el kilogramo por metro cúbico ( $\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$ ), aunque con más frecuencia se usa el gramo por decímetro cúbico ( $\text{g} \cdot \text{dm}^{-3}$ ) o el gramo por litro ( $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ ). A continuación se resolverán algunos ejercicios con estas expresiones. El valor de la masa molar de las sustancias se buscará en la tabla de masas molares.

### *Ejemplo 1*

Determine la concentración de cantidad de sustancia de una disolución de nitrato de sodio que tiene disueltos 42,5 g de esta sal en un volumen de 0,25 L.

#### PASOS A SEGUIR

a) Determinar la incógnita y los datos

b) Plantear la relación o relaciones y despejar la incógnita si es necesario

#### DESARROLLO

Incógnita:  $c(\text{NaNO}_3)$

Datos:  $m(\text{NaNO}_3) = 42,5 \text{ g}$

$V(D) = 0,25 \text{ L}$

$M(\text{NaNO}_3) = 85 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$c(\text{NaNO}_3) = \frac{n(\text{NaNO}_3)}{V(D)}$$

$$n(\text{NaNO}_3) = \frac{m(\text{NaNO}_3)}{M(\text{NaNO}_3)}$$

$$c(\text{NaNO}_3) = \frac{m(\text{NaNO}_3)}{M(\text{NaNO}_3) \cdot V(\text{D})}$$

c) Sustituir por los valores conocidos y sus unidades

$$c(\text{NaNO}_3) = \frac{42,5 \text{ g}}{85 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,25 \text{ L}}$$

d) Resolución

$$c(\text{NaNO}_3) = 2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

e) Respuesta

La concentración de la disolución es de  $2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

### *Ejemplo 2*

¿Cuántos gramos de cloruro de bario son necesarios para preparar 0,4 L de una disolución  $c(\text{BaCl}_2) = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ?

#### PASOS A SEGUIR

#### DESARROLLO

a) Determinar la incógnita y los datos

Incógnita:  $m(\text{BaCl}_2)$

Datos:  $V(\text{D}) = 0,4 \text{ L}$

$$c(\text{BaCl}_2) = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$M(\text{BaCl}_2) = 208 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

b) Plantear la relación o relaciones y despejar la incógnita si es necesario

$$c(\text{BaCl}_2) = \frac{m(\text{BaCl}_2)}{M(\text{BaCl}_2) \cdot V(\text{D})}$$

c) Sustituir por los valores conocidos y sus unidades

$$m(\text{BaCl}_2) = c(\text{BaCl}_2) \cdot M(\text{BaCl}_2) \cdot V(\text{D})$$

$$m(\text{BaCl}_2) = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 208 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,4 \text{ L}$$

d) Resolución

$$m(\text{BaCl}_2) = 16,64 \text{ g}$$

e) Respuesta

Son necesarios 16,64 g de  $\text{BaCl}_2$

### *Ejemplo 3*

¿Qué volumen de disolución de hidróxido de potasio de  $c(\text{KOH})$  igual a  $0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  puede prepararse con 28 g de hidróxido de potasio?

#### PASOS A SEGUIR

#### DESARROLLO

a) Determinar la incógnita y los datos

Incógnita:  $V(\text{D})$

Datos:  $c(\text{KOH}) = 0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

- |                                                                              |                                                                                                                   |
|------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
|                                                                              | $m(\text{KOH}) = 28 \text{ g}$                                                                                    |
|                                                                              | $M(\text{KOH}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$                                                              |
| b) Plantear la relación o relaciones y despejar la incógnita si es necesario | $c(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{M(\text{KOH}) \cdot V(\text{D})}$                                           |
|                                                                              | $V(\text{D}) = \frac{m(\text{KOH})}{c(\text{KOH}) \cdot M(\text{KOH})}$                                           |
| c) Sustituir por los valores conocidos y sus unidades                        | $V(\text{D}) = \frac{28 \text{ g}}{56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$ |
| d) Resolución                                                                | $V(\text{D}) = 1,25 \text{ L}$                                                                                    |
| e) Respuesta                                                                 | Pueden prepararse 1,25 L de disolución de KOH                                                                     |

#### Ejemplo 4

Se disuelven 19,6 g de ácido sulfúrico hasta obtener 0,25 L de disolución. Calcule la concentración másica.

#### PASOS A SEGUIR

- Determinar la incógnita y los datos
- Plantear la relación o relaciones y despejar la incógnita si es necesario
- Sustituir por los valores y sus unidades
- Resolución
- Respuesta

#### DESARROLLO

Incógnita:  $\rho(\text{H}_2\text{SO}_4)$   
 Datos:  $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 19,6 \text{ g}$   
 $V(\text{D}) = 0,25 \text{ L}$

$$\rho(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{X})}{V(\text{D})}$$

$$\rho(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{19,6 \text{ g}}{0,25 \text{ L}}$$

$$\rho(\text{H}_2\text{SO}_4) = 78,49 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentración másica de la disolución es  $78,49 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

???

1.31 Defina concentración de cantidad de sustancia y concentración másica.

1.32 Diga qué nos expresan los valores de concentraciones siguientes:

- $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- $c(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- $\rho(\text{HNO}_3) = 994 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

- 1.33 Calcule la concentración de cantidad de sustancia de cada una de las disoluciones siguientes:
- 112 g de hidróxido de potasio disueltos en 4 L de disolución.
  - 0,014 6 kg de cloruro de hidrógeno disueltos en 0,5 L de disolución.
  - 11,7 g de cloruro de sodio disueltos en 0,1 L de disolución.
- 1.34 Calcule cuántos gramos de soluto son necesarios para preparar:
- 0,5 L de disolución de hidróxido de sodio de  $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
  - 100 mL de disolución de sulfato de sodio de  $c(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
  - 500 mL de disolución de hidróxido de potasio de  $c(\text{KOH}) = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
- 1.35 ¿Qué volumen de disolución de  $c(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  puede prepararse con 56,8 g de sulfato de sodio?
- 1.36 Se disuelven en agua 8 g de hidróxido de sodio hasta obtener 100 mL de disolución. Calcule:
- Concentración de cantidad de sustancias.
  - Concentración másica.
- 1.37 Calcule los gramos de soluto necesarios para preparar 0,5 L de la disolución de yoduro de potasio de  $\rho(\text{KI}) = 10 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ .
- 1.38 ¿Qué volumen de disolución de  $\rho(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 84,8 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$  puede prepararse con 21,2 g de carbonato de sodio?
- 1.39 Si a 30 L de disolución de  $c(\text{KOH}) = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de hidróxido de potasio le añadimos agua hasta obtener un volumen de 60 L, ¿cuál es la concentración de cantidad de sustancia final?
- 1.40 En un laboratorio se desea preparar 2 L de disolución de nitrato de plata de  $c(\text{AgNO}_3) = 0,25 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . ¿Qué costo tendrá el nitrato de plata necesario para preparar dicha disolución, si este reactivo tiene un precio de 251,5 pesos el kilogramo?

### ***1.8 Cálculo del tanto por ciento en masa de soluto de una disolución***

La fracción másica de cualquier soluto en una disolución es la relación entre la masa de dicho soluto disuelta y la masa total de disolución.

$$\omega_x = \frac{m(X)}{m(D)}$$

Donde:

$m(X)$ : masa de soluto

$m(D)$ : masa de disolución

$\omega_x$ : fracción másica

Si la masa de soluto  $m(X)$  y la masa de disolución  $m(D)$  se expresan en gramos, la expresión anterior nos indica los gramos de soluto disueltos por cada gramo de disolución.

El tanto por ciento en masa de un soluto en la disolución es la fracción másica multiplicada por cien, o sea,  $\omega_x \cdot 100$ .

Si se expresa la masa de soluto  $m(X)$  y la masa de disolución  $m(D)$  en gramos, la expresión anterior ( $\omega_x \cdot 100$ ) nos indica los gramos de soluto disueltos en 100 g de disolución.

Por ejemplo, una disolución al 10 % de cloruro de sodio, contiene 10 g de la sal disueltos en 100 g de disolución.

Resulta fácil determinar los gramos de disolvente  $m(d)$  si tenemos que en 100 g de disolución hay 10 g de sal; los 90 g restantes serán del disolvente, o sea, para dos componentes:

$$m(D) = m(X) + m(d)$$

Sobre la base de lo planteado se pueden hacer cálculos que nos permitan conocer las cantidades de soluto o disolvente necesarios para preparar distintas disoluciones.

### *Ejemplo 1*

Calcular el tanto por ciento en masa de soluto de una disolución que contiene 50 g de cloruro de sodio disueltos en 500 g de disolución.

#### PASOS A SEGUIR

#### DESARROLLO

a) Determinar la incógnita y los datos

Incógnita:  $\omega_x \cdot 100$   
Datos:  $m(\text{NaCl}) = 50 \text{ g}$   
 $m(D) = 500 \text{ g}$

b) Plantear la relación o relaciones y despejar la incógnita si es necesario

$$\omega_{\text{NaCl}} = \frac{m(\text{NaCl})}{m(D)}$$

c) Sustituir por los valores conocidos y sus unidades

$$\omega_{\text{NaCl}} = \frac{50 \text{ g}}{500 \text{ g}} = 0,1$$

d) Resolución

$$\omega_{\text{NaCl}} \cdot 100 = 10 \%$$

- e) Respuesta El tanto por ciento en masa de soluto es 10 %

### Ejemplo 2

¿Cuántos gramos de sulfato de magnesio se necesitan para preparar 300 g de disolución al 20 % en masa?

PASOS A SEGUIR	DESARROLLO
a) Determinar la incógnita	Incógnita: $m(\text{MgSO}_4)$ Datos: $\omega_{\text{MgSO}_4} \cdot 100 = 20 \%$
	$\omega_{\text{MgSO}_4} = \frac{20}{100} = 0,2$
b) Plantear la relación o relaciones y despejar la incógnita si es necesario	$m(\text{D}) = 300 \text{ g}$ $\omega_{\text{MgSO}_4} = \frac{m(\text{MgSO}_4)}{m(\text{D})}$ $m(\text{MgSO}_4) = m(\text{D}) \cdot \omega_{\text{MgSO}_4}$
c) Sustituir por los valores conocidos y sus unidades	$m(\text{MgSO}_4) = 300 \text{ g} \cdot 0,2$
d) Resolución	$m(\text{MgSO}_4) = 60 \text{ g}$
e) Respuesta	Se necesitan 60 g de $\text{MgSO}_4$

### Ejemplo 3

Si se dispone de 15 g de bromuro de potasio. ¿Cuántos gramos de disolución al 30 % en masa podrán prepararse?

PASOS A SEGUIR	DESARROLLO
a) Determinar la incógnita y los datos	Incógnita: $m(\text{D})$ Datos: $m(\text{KBr}) = 15 \text{ g}$ $\omega_{\text{KBr}} \cdot 100 = 30 \%$ $\omega_{\text{KBr}} = 0,3$
b) Plantear la relación o relaciones y despejar la incógnita si es necesario	$\omega_{\text{KBr}} = \frac{m(\text{KBr})}{m(\text{D})}$ $m(\text{D}) = \frac{m(\text{KBr})}{\omega_{\text{KBr}}}$

c) Sustituir por los valores conocidos y sus unidades

$$m(D) = \frac{15 \text{ g}}{0,3}$$

d) Resolución

$$m(D) = 50 \text{ g}$$

e) Respuesta

Podrán prepararse 50 g de disolución al 30 %

#### *Ejemplo 4*

Determine el tanto por ciento en masa de soluto de una disolución que contiene 20 g de hidróxido de sodio disueltos en 180 g de agua.

#### PASOS A SEGUIR

#### DESARROLLO

a) Determinar la incógnita y los datos

Incógnita:  $\omega_{\text{NaOH}} \cdot 100$

Datos:  $m(\text{NaOH}) = 20 \text{ g}$

$m(d) = 180 \text{ g}$

b) Plantear la relación o relaciones y despejar la incógnita si es necesario

$$\omega_{\text{NaOH}} = \frac{m(\text{NaOH})}{m(D)}$$

$$m(D) = m(X) + m(d)$$

c) Sustituir por los valores conocidos y sus unidades

$$m(D) = 20 \text{ g} + 180 \text{ g} = 200 \text{ g}$$

$$\omega_{\text{NaOH}} = \frac{20 \text{ g}}{200 \text{ g}}$$

d) Resolución

$$\omega_{\text{NaOH}} = 0,1$$

$$\omega_{\text{NaOH}} \cdot 100 = 10 \%$$

e) Respuesta

El tanto por ciento en masa de soluto es 10 %

???

1.41 Defina la fracción másica.

1.42 Calcular el tanto por ciento en masa de soluto de cada una de las disoluciones siguientes:

a) 20 g de nitrato de potasio disueltos en 50 g de disolución.

b) 3,45 g de hidrogenocarbonato de sodio disueltos en 53,45 g de disolución.

c) 5 g de cloruro de bario disueltos en 20 g de disolución.

- 1.43 Se desea preparar 500 g de una disolución al 15 % en masa de cloruro de sodio. ¿Cuántos gramos de la sal se necesitan?
- 1.44 ¿Cuántos gramos de disolución al 5 % en masa de cloruro de potasio podrán prepararse a partir de 20 g de esta sal?
- 1.45 Calcular el tanto por ciento en masa de soluto de cada una de las siguientes disoluciones:
- 10 g de cloruro de potasio disueltos en 60 g de agua.
  - 7,5 g de nitrato de sodio disueltos en 42,5 g de agua.
  - 15 g de cloruro de sodio disueltos en 100 g de agua.
- 1.46 ¿Cuántos gramos de agua son necesarios para preparar una disolución al 5 % en masa a partir de 12 g de bromuro de amonio?
- 1.47 Calcular cuántos gramos de agua y cloruro de sodio se necesitan para obtener:
- 120 g de disolución a un 5 % en masa.
  - 25 g de disolución a un 0,5 % en masa.
  - 120 kg de disolución a un 8 % en masa.
- 1.48 Mezcle 30 g de disolución de nitrato de plata al 20 % en masa con 40 g de disolución de la misma sal de 10 % en masa. Calcule el tanto por ciento en masa de soluto de la nueva disolución obtenida.
- 1.49 A 500 g de una disolución al 10 % ácido sulfúrico se añaden 0,3 kg de agua. Calcule el tanto por ciento en masa de la disolución resultante.

### Resumen de ejercicios

1.50 Complete el cuadro comparativo siguiente:

Mezcla de arena y cloruro de sodio	Homogénea	Heterogénea	Composición	
			Variable	Constante
Disolución acuosa de cloruro de sodio				
Cloruro de sodio sólido				

1.51 Complete el cuadro siguiente:

Soluto	Naturaleza del soluto	Solubilidad	
		Agua (H <sub>2</sub> O)	Tetracloruro de carbono (CCl <sub>4</sub> )
KBr			Poco soluble

Cl <sub>2</sub> (g)	Molecular apolar		
NH <sub>3</sub> (g)		Soluble	
AgNO <sub>3</sub>			

1.52 Elabora un resumen sobre los factores relacionados con la velocidad de disolución de los sólidos en los líquidos teniendo en cuenta los aspectos siguientes:

- Grado de división del soluto.
- Temperatura.
- Agitación.

1.53 Establezca la diferencia entre la expresión tanto por ciento en masa de soluto de una disolución y coeficiente de solubilidad?

1.54 Haga un informe sobre la importancia de las disoluciones en la naturaleza, la vida cotidiana y la agricultura. Ejemplifique.

1.55 En el laboratorio se prepararon 500 mL de una disolución de cloruro de sodio, disolviendo 29,25 g de la sal en agua.

- Calcule la cantidad de sustancia abarcada en la masa de la sal.
- Determine la concentración de cantidad de sustancia de la disolución.

1.56 Complete el cuadro siguiente:

Sustancia	$m(x)$	$n(x)$	$V(D)$	$c(X)$
NaOH	60 g	1,5 mol	0,5 L	3 mol · L <sup>-1</sup>
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>			600 mL	0,28 mol · L <sup>-1</sup>
AlCl <sub>3</sub>	26,8 g		0,2 L	
HCl		1,46 mol		2,74 mol · L <sup>-1</sup>
NaHCO <sub>3</sub>	0,252 kg			1,2 mol · L <sup>-1</sup>
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>		0,05 mol	100 mL	

1.57 Si usted debe preparar 500 mL de disolución de  $c(\text{Na}_2\text{SO}_4)$  igual a 1,5 mol · L<sup>-1</sup>:

- Mencione los utensilios y sustancias que utilizaría.
- Describa brevemente como procedería en la preparación de la disolución.

1.58 Se tienen 0,5 L de una disolución de hidróxido de sodio de  $c(\text{NaOH})$  igual a 3 mol · L<sup>-1</sup>. Diga cuál será la nueva concentración:

- Si se agregan 100 mL de agua y no hay contracción de volumen.

b) Si se agregan 10 g de hidróxido de sodio a la disolución inicial.

1.59 Complete el cuadro siguiente:

Sustancia	$m(\mathbf{X})$	$V(\mathbf{X})$	$\rho(\mathbf{X})$
HNO <sub>3</sub>	0,994 g	0,001 L	994 g · L <sup>-1</sup>
NH <sub>4</sub> Br		500 mL	6 g · L <sup>-1</sup>
AgNO <sub>3</sub>	0,150 kg		300 g · L <sup>-1</sup>
NaNO <sub>3</sub>	40 g	0,2 L	

1.60 Se dispone de 19,6 g de ácido sulfúrico de  $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Calcule la concentración másica.

1.61 Complete el cuadro siguiente:

Sustancia	$m(\mathbf{x})$	$m(\mathbf{d})$	$m(\mathbf{D})$	$\omega_{\mathbf{x}} \cdot 100$
AgNO <sub>3</sub>	30 g	170 g	200 g	15 %
NH <sub>4</sub> Br			150 g	2,5 %
KClO <sub>3</sub>	2 g	100 g		
NaNO <sub>3</sub>	10,8 g			5 %

1.62 Describa cómo usted prepara en el laboratorio 100 g de disolución al 10 % en masa de cloruro de amonio, ¿cuáles de las operaciones realizadas han tenido como finalidad aumentar la velocidad del proceso de disolución?

1.63 A 20 g de una disolución al 12 % de cloruro de potasio se añaden 6 g de la misma sal. Calcule el tanto por ciento en masa de la disolución resultante.

1.64 El coeficiente de solubilidad del cloruro de potasio a la temperatura de 20 °C es igual a 34 g. Calcule el tanto por ciento en masa de soluto de la disolución saturada de cloruro de potasio a esa temperatura.

1.65 Si por evaporación de 150 g de disolución de sulfato de magnesio al 33 % en masa se recupera todo el soluto, y con este se quiere preparar una disolución de  $c(\text{MgSO}_4) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . ¿Hasta qué volumen de disolución debe añadir agua?

1.66 En 0,5 kg de agua a 20 °C se disolvieron 722,5 g de yoduro de potasio, obteniendo una disolución saturada. ¿Cuál es el coeficiente de solubilidad del yoduro de potasio a 20 °C?

Compruebe el resultado obtenido consultando la gráfica de curvas de solubilidad de varias sustancias (figura 1.9).

1.67 La gráfica representada en la figura 1.12 indica la solubilidad de la sal XY.

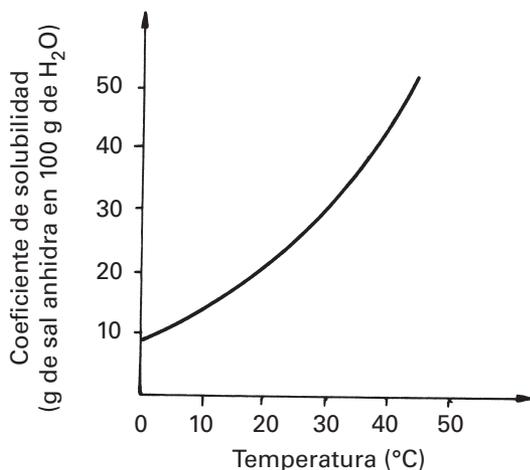


Figura 1.12 Solubilidad de la sal XY.

- ¿Qué tipo de disolución representa el punto 1?
- Si enfriamos agitando hasta 20 °C, ¿cuántos gramos de sal cristalizan?
- Si con la sal cristalizada preparamos 160 g de disolución, calcula el tanto por ciento en masa de soluto de la disolución.

1.68 Consulte la tabla 1.3 y justifique mediante cálculos por qué es absurda la respuesta que se obtiene en el problema siguiente:

Calcular el tanto por ciento en masa de una disolución que se preparó disolviendo mediante agitación 80 g de nitrato de potasio en 120 g de agua a 20 °C.

1.69 Tenemos una disolución saturada de nitrato de potasio en 100 g de agua a 50 °C y la dejamos enfriar agitando hasta 20 °C. Consultando la tabla 1.3, responda:

- ¿Qué masa de soluto cristalizará?
- Si la sal que cristalizó se disuelve hasta obtener 1 L de disolución, ¿qué concentración de cantidad de sustancia tendrá la disolución resultante?



# 2

## EQUILIBRIO MOLECULAR

---

### ***Introducción***

En grados anteriores se estudian tres aspectos importantes de las reacciones químicas: el cinético, el energético y los cálculos estequiométricos. En las reacciones estudiadas hasta este momento se puede presumir que al ponerse en contacto las sustancias, estas se transforman totalmente en productos (reacción irreversible). La experiencia demuestra que, en muchos casos, las reacciones químicas transcurren en dos sentidos opuestos, es decir, la reacción que ocurre a partir de las sustancias iniciales (reacción directa) y la que se produce a partir de los productos (reacción inversa). Estas reacciones que se verifican simultáneamente, en ambos sentidos, se denominan *reacciones reversibles*.

Surge pues la interrogante: ¿por qué las reacciones reversibles no se verifican completamente?

En numerosas reacciones químicas la transformación de las sustancias reaccionantes no es completa, sino que al cabo de cierto tiempo, coexisten determinadas cantidades de las sustancias reaccionantes y de las sustancias productos y se llega a un *estado de equilibrio*.

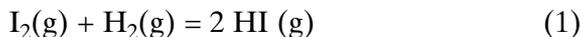
La existencia del estado de equilibrio hace que nos hagamos muchas preguntas: ¿en qué condiciones un sistema químico alcanza el estado de equilibrio?, ¿cómo se reconoce este estado?, ¿cómo serán las concentraciones de las sustancias reaccionantes y de los productos en el estado de equilibrio?, ¿puede modificarse el estado de equilibrio?

El estudio del equilibrio químico nos permitirá, unido a los conocimientos cinéticos y energéticos, dar respuesta, entre otras, a estas interrogantes.

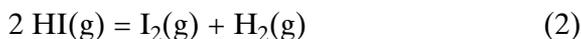
Los temas tratados en este capítulo son de gran importancia en la química, nos posibilita la vinculación de estos temas con el aumento de la productividad en procesos industriales estudiados con anterioridad, tales como la síntesis del amoníaco, la producción del ácido sulfúrico, etcétera.

## 2.1 Características del estado de equilibrio químico

Si se calienta una mezcla de yoduro y dihidrógeno gaseosos, a una temperatura entre 400 °C y 500 °C en un tubo cerrado, se forma cierta cantidad de yoduro de hidrógeno:



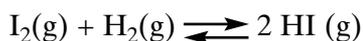
Cuando una muestra de yoduro de hidrógeno se coloca en un tubo cerrado y se calienta a la misma temperatura se produce una descomposición parcial en yoduro y dihidrógeno:



Experimentalmente se ha demostrado que siguiendo cualquiera de ambos caminos se alcanza siempre un estado en el cual parece que el proceso se detiene (no se observan cambios macroscópicos) y se encuentran presentes las tres sustancias en determinadas concentraciones y a temperatura constante. Este estado recibe el nombre de *estado de equilibrio químico*.

El equilibrio químico es un estado dinámico en el que se están produciendo continuamente cambios opuestos a un nivel molecular, es decir, los procesos microscópicos\* continúan ocurriendo, realizándose de tal manera que no se observan cambios macroscópicos. Para que un sistema químico alcance el equilibrio es necesario que el proceso ocurra en un sistema cerrado\*\* y a temperatura constante.

La ecuación que representa el sistema en equilibrio considerado es:



En el estado inicial solamente están presentes moléculas de yoduro y de dihidrógeno, las interacciones entre ambas favorecen la formación de moléculas de yoduro de hidrógeno, las cuales también pueden descomponerse en moléculas de yoduro y de dihidrógeno. Al principio como las concentraciones de las sustancias reaccionantes son grandes, los choques entre sus moléculas

\* “Si se marca alguna de las sustancias presentes en la mezcla de equilibrio, digamos con isótopos radioactivos, se observará un constante intercambio dinámico de sustancias entre reaccionantes y productos, aun cuando, desde un punto de vista macroscópico no se alteren sus cantidades globales, lo cual indica que los procesos microscópicos continúan produciéndose” (Rafael Acevedo del Monte: *Química Física*, t. 1, p. 197).

\*\* Sistema cerrado es aquel que no intercambia masa con el medio.

son numerosos por lo que la velocidad de la reacción directa ( $v_d$ ) tiene un valor máximo y como hay pocas moléculas de yoduro de hidrógeno el choque entre ellas será pequeño y el valor de la reacción inversa ( $v_i$ ) tiene un valor mínimo. A medida que transcurre el tiempo las concentraciones de diyodo y de dihidrógeno y la velocidad de la reacción disminuyen mientras que a la vez la concentración de yoduro de hidrógeno y la velocidad de la reacción inversa aumentan, hasta que después de un cierto tiempo las dos velocidades se igualan (figura 2.1) y las concentraciones de las sustancias reaccionantes y productos permanecen constantes, es decir, que en este momento tanto para los reaccionantes como para los productos el número de moléculas formadas y disociadas por unidad de tiempo es el mismo. A partir de entonces el sistema no varía con el tiempo y se dice que se ha alcanzado el *estado de equilibrio químico*.

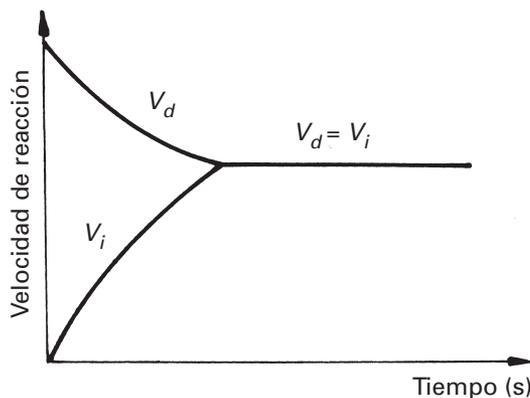
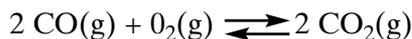


Figura 2.1 Curvas de variación de la velocidad de reacción con respecto al tiempo.

En general:

En el estado de equilibrio químico las velocidades de los dos procesos contrarios, que se efectúan simultáneamente, son iguales y permanecen constantes las concentraciones de cada una de las sustancias reaccionantes y de los productos.

Podemos considerar que existen diversos ejemplos de sistemas en equilibrio, entre ellos:



Los dos primeros representan sistemas homogéneos\* en equilibrio (sistemas en una sola fase, gaseosa) y el tercero heterogéneo\*\* (cuando existe más de una fase, sólido y gas).

???

- 2.1 ¿Cuáles son las condiciones que se requieren para que un sistema químico alcance el equilibrio?
- 2.2 ¿Cómo se reconoce el estado de equilibrio?
- 2.3 Explique por qué se afirma que al alcanzar el estado de equilibrio, este es dinámico.
- 2.4 En el gráfico de la figura 2.2 se representa la variación de la velocidad en el transcurso del tiempo de un sistema que alcanza el estado de equilibrio químico.

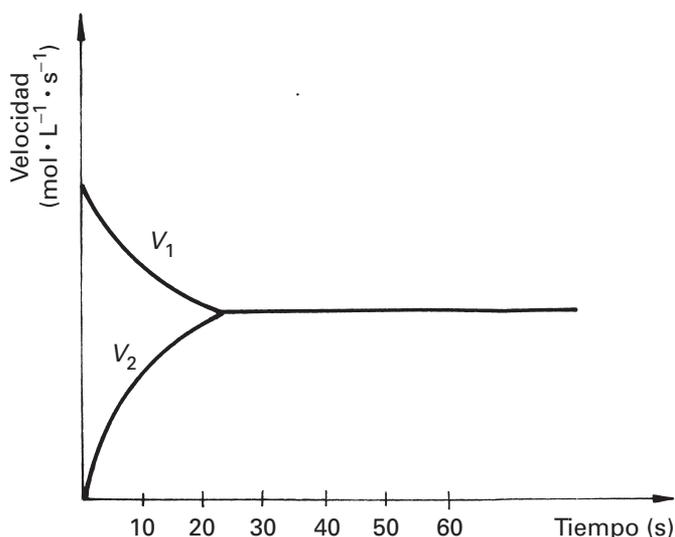


Figura 2.2 Variación de la velocidad en el transcurso del tiempo.

- a) ¿En qué tiempo se alcanza el estado de equilibrio?
- b) Señale en el gráfico con un 1, dónde la velocidad de la reacción directa es máxima.
- c) ¿Qué le ocurre a la velocidad ( $v_2$ ) a medida que aumenta el tiempo? Explique.

\* Un sistema es homogéneo cuando posee iguales propiedades en todas sus partes.

\*\* Un sistema heterogéneo se compone de varias partes macroscópicas, separadas unas de otras, por superficies de división visibles, a las cuales llamamos fases.

2.5 El gráfico de la figura 2.3 representa la variación de la concentración en función del tiempo para el sistema en equilibrio:

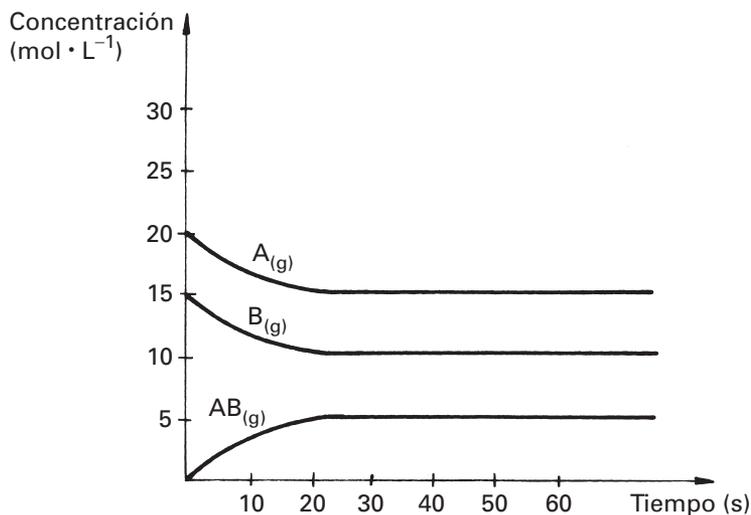
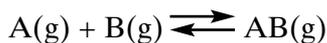


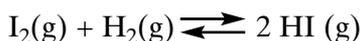
Figura 2.3 Variación de la concentración en función del tiempo.

- ¿Cuál es la concentración máxima de las sustancias reaccionantes?
- Determine la concentración de las sustancias reaccionantes y productos al alcanzar el equilibrio.
- ¿Qué le ocurre a las concentraciones de A, B y AB a partir de los 20 s de iniciada la reacción?

## 2.2 Constante de equilibrio en función de las concentraciones.

### Ley de acción de masas

En el ejemplo estudiado, síntesis del yoduro de hidrógeno:



Al considerar el proceso como elemental pueden escribirse las ecuaciones de las velocidades:

velocidad de la “reacción directa”  $v_d = k_d \cdot c(H_2) \cdot c(I_2)$

velocidad de la “reacción inversa”  $v_i = k_i \cdot c^2(HI)$

cuando se alcanza el estado de equilibrio  $v_d = v_i$  por tanto:

$$k_d \cdot c(H_2) \cdot c(I_2) = k_i \cdot c_2(HI)$$

$$\text{o sea, } \frac{kd}{ki} = \frac{c^2(\text{HI})}{c(\text{H}_2) \cdot c(\text{I}_2)}$$

De donde si  $kd$  y  $ki$  son constantes su relación también lo es:

$$\frac{kd}{ki} = Kc^*$$

Cualesquiera que sean las concentraciones de equilibrio de las sustancias que intervienen en el proceso el valor de  $Kc$  es constante para cada temperatura. En la tabla 2.1 se reflejan los resultados experimentales correspondientes al equilibrio estudiado a 425 °C.

*Tabla 2.1*  
Concentraciones de equilibrio a 425 °C de diyodo, dihidrógeno y yoduro de hidrógeno

Exp.	Concentraciones (mol · L <sup>-1</sup> )			$Kc = \frac{c^2(\text{HI})}{c(\text{I}_2) \cdot c(\text{H}_2)}$
	$c(\text{I}_2)$	$c(\text{H}_2)$	$c(\text{HI})$	
1	$0,738 \cdot 10^{-3}$	$4,565 \cdot 10^{-3}$	$13,54 \cdot 10^{-3}$	54,4
2	$1,707 \cdot 10^{-3}$	$2,907 \cdot 10^{-3}$	$16,48 \cdot 10^{-3}$	54,7
3	$2,336 \cdot 10^{-3}$	$2,253 \cdot 10^{-3}$	$16,88 \cdot 10^{-3}$	54,1
4	$1,141 \cdot 10^{-3}$	$1,141 \cdot 10^{-3}$	$8,410 \cdot 10^{-3}$	54,4
5	$0,479 \cdot 10^{-3}$	$0,479 \cdot 10^{-3}$	$3,531 \cdot 10^{-3}$	54,4

Las tres primeras series de valores fueron hallados a partir de mezclas de diyodo y de dihidrógeno. Como se puede apreciar los valores de  $Kc$  son notablemente coincidentes. Similares resultados se pueden obtener a partir de las concentraciones diferentes de HI o de distintas concentraciones de H<sub>2</sub> y I<sub>2</sub>, mientras se efectúen a la misma temperatura 425 °C y esta permanezca constante.

Esta constante ( $Kc$ ) se denomina *constante de equilibrio* y al igual que las constantes de velocidad depende de la temperatura, es decir, para cada temperatura existirá un valor de la constante de equilibrio.

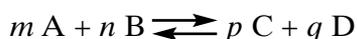
\* En el caso de reacciones no elementales (que tienen lugar en varios pasos o etapas intermedias) generalmente se aplica la ley de acción de masas a cada una de las etapas elementales, obteniéndose la constante de equilibrio  $K$  para la reacción global, siendo  $K$  constante, por ser el producto de las constantes de equilibrio de cada reacción parcial.

Esta expresión de la constante de equilibrio se conoce con el nombre de *ley de acción de masa* y fue enunciada por los químicos noruegos Gulberg y Waage en 1867, de la cual se deduce la afirmación siguiente:

Para cualquier sistema en equilibrio existe una relación constante entre el producto de las concentraciones de las sustancias que se forman y el de las concentraciones de las sustancias reaccionantes, elevados a sus respectivos coeficientes estequiométricos.

Las concentraciones que aparecen en la expresión de la constante de equilibrio son las de los productos y reaccionantes una vez alcanzado el estado de equilibrio y se determinan experimentalmente.

Si la reacción correspondiente al equilibrio se representa mediante la ecuación general:



Donde las letras A, B, C y D representan las sustancias reaccionantes y productos y  $m$ ,  $n$ ,  $p$  y  $q$  los coeficientes de la reacción química, tendremos:

$$K_c = \frac{c^p(C) \cdot c^q(D)}{c^m(A) \cdot c^n(B)}$$

Por convenio admitido entre los químicos se escriben siempre las constantes de equilibrio con las concentraciones de las sustancias productos de la reacción directa en el numerador y los de las reaccionantes en el denominador. Los coeficientes  $p$ ,  $q$ ,  $m$  y  $n$  representan los exponentes a que estas deben elevarse.

Del análisis del valor de la constante de equilibrio podemos predecir en cuál de los sentidos está más desplazada la reacción química.

$$K_c = \frac{c^p(C) \cdot c^q(D)}{c^m(A) \cdot c^n(P)}$$

Si  $K_c$  presenta valores elevados las concentraciones de los productos (numerador) serán mayores que las de los reaccionantes (denominador) y la reacción estará desplazada hacia la formación de productos.



$K$ (grande) el equilibrio está desplazado en este sentido.



Si el valor de  $K_c$  es pequeño las concentraciones de los reaccionantes (denominador) serán mayores que la de los productos (numerador). La reacción se encontrará desplazada hacia los reaccionantes:



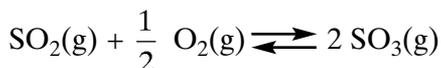
$K$  (pequeña) el equilibrio está desplazado en este sentido



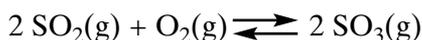
Esta generalización es una de las más útiles en química.

Es importante tener en cuenta que el valor de la constante de equilibrio depende de los coeficientes estequiométricos de la ecuación química correspondiente.

Así, por ejemplo, no resulta el mismo valor de la constante de equilibrio al aplicar la ley de acción de masas a la reacción de oxidación del dióxido de azufre, según la ecuación se escriba de la forma:



o de la forma:



Para cada una de estas ecuaciones tendremos respectivamente:

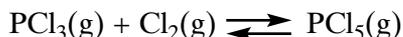
$$K_1 = \frac{c(\text{SO}_3)}{c(\text{SO}_2) \cdot c^{\frac{1}{2}}(\text{O}_2)}$$

$$K_2 = \frac{c^2(\text{SO}_3)}{c^2(\text{SO}_2) \cdot c(\text{O}_2)}$$

Es evidente, al comparar las expresiones anteriores que  $K_2$  es el cuadrado de  $K_1$ . Por lo que, al interpretar los valores de las constantes hay que tener en cuenta la ecuación ajustada. De igual forma, es preciso conocer el sentido en que está escrita la ecuación correspondiente ya que la constante de equilibrio de la ecuación inversa es, precisamente, el inverso de la constante de equilibrio de la ecuación directa.

La ecuación de equilibrio no nos da la información sobre las concentraciones de cada sustancia presente en el equilibrio, estos datos solo se obtienen experimentalmente.

Por ejemplo, si consideramos a una temperatura de  $250^\circ\text{C}$  y  $1 \cdot 10^5$  Pa de presión el sistema siguiente:



Se ha comprobado experimentalmente que si comenzamos con 1 mol de  $\text{PCl}_3$  y 1 mol de  $\text{Cl}_2$ , al alcanzar el estado de equilibrio obtenemos una mezcla de igual composición (0,71 mol de  $\text{PCl}_3$ ; 0,71 mol de  $\text{Cl}_2$  y 0,29 mol de  $\text{PCl}_5$ ) que si comenzamos con 1 mol de  $\text{PCl}_5$ . No obstante, la ecuación de equilibrio nos informa que por cada mole de tricloruro de fósforo que reacciona con un mole de dicloro se produce un mole de pentacloruro de fósforo.

Para este equilibrio la expresión de la constante de equilibrio es:\*

$$K_c = \frac{c(\text{PCl}_5)}{c(\text{PCl}_3) \cdot c(\text{Cl}_2)}$$

En la tabla 2.2 aparecen las expresiones de la ley de acción de masas y los valores numéricos de las constantes de equilibrio para diferentes reacciones:

*Tabla 2.2*  
Algunas constantes de equilibrio

<b>Reacción</b>	<b>Expresión para la ley de acción de masas</b>	<b>Valor de <math>K_c</math></b>
$2 \text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$	$K_c = \frac{c(\text{H}_2) \cdot c(\text{I}_2)}{c^2(\text{HI})}$	0,018 a 423 °C
$\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$	$K_c = c(\text{CO}_2)$	$2,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a 800 °C
$2 \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$	$K_c = \frac{c^2(\text{NO}_2)}{c^2(\text{NO}) \cdot c(\text{O}_2)}$	$6,45 \cdot 10^5 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L}$

Para una reacción heterogénea entre sólidos y gases, las constantes de equilibrio solo incluyen los términos correspondientes a las sustancias gaseosas, pues las concentraciones de las sustancias sólidas son invariablemente y están incluidas en las constantes de equilibrio. Por convenio las concentraciones de los sólidos y los líquidos puros se toman iguales a la unidad y son constantes. Para la reacción:



$$K_c = c(\text{CO}_2)$$

\* Cuando se trata de reacciones en las que intervienen solamente gases se usa también una constante de equilibrio en función de las presiones ( $K_p$ ) en lugar de hacerlo en función de las concentraciones. En nuestro ejemplo sería:

$$K_p = \frac{P_{\text{PCl}_5}}{P_{\text{PCl}_3} \cdot P_{\text{Cl}_2}}$$

Como es de apreciar en la tabla 2.2 las unidades de las constantes de equilibrio no son las mismas para cada sistema. En el ejemplo de la tabla 2.2 no las tiene debido a que los  $\text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$  del numerador y del denominador se cancelan. En el segundo ejemplo de la tabla las unidades son directamente proporcionales a la  $c(\text{CO}_2)$ :  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . En el tercer ejemplo las unidades de la constante son  $\text{mol}^{-1} \cdot \text{L}$  ya que la concentración se encuentra elevada al cuadrado en el numerador y al cubo en el denominador. Se puede concluir que las unidades de la constante de equilibrio dependen del sistema de equilibrio de que se trate, no obstante, en la solución de los problemas no las tendremos en cuenta con el objetivo de simplificar su utilización. Se debe destacar que cuando nos referimos a las concentraciones siempre estas se expresan en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . La constante de equilibrio cuando las concentraciones se miden en estas unidades se denomina constante de equilibrio en función de las concentraciones y se representa por  $K_c$ .

Los cálculos en equilibrios químicos son de gran interés práctico. Con este fin se estudia la aplicación de la ley de acción de masas a algunos ejemplos típicos de equilibrio.

A partir de las concentraciones de las sustancias presentes en el sistema en equilibrio, determinadas experimentalmente, se puede calcular el valor de la constante de equilibrio.

### *Ejemplo 1*

Determine la constante de equilibrio para el sistema:



Si a  $1\ 100\ ^\circ\text{C}$  el sistema contiene en una mezcla de equilibrio  $3\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de CO,  $7,2\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de  $\text{H}_2\text{O}$ ;  $2,4\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de  $\text{CO}_2$  y  $4,5\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de  $\text{H}_2$ .

Son datos del problema las concentraciones de las sustancias reaccionantes y productos:

$c(\text{CO}) = 3\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ,  $c(\text{H}_2) = 7,2\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ,  $c(\text{CO}_2) = 2,4\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$   
y  $c(\text{H}_2\text{O}) = 4,5\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$  y debemos calcular la  $K_c$ .

La expresión de la constante de equilibrio para el sistema es:

$$K_c = \frac{c(\text{CO}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}{c(\text{CO}_2) \cdot c(\text{H}_2)}$$

Al sustituir los valores conocidos y resolver:

$$K_c = \frac{3 \cdot 7,2}{2,4 \cdot 4,5} = 2$$

Tendremos que la constante de equilibrio  $K_c$  es igual a 2.

A partir de las cantidades de sustancias que reaccionan y la constante de equilibrio podemos calcular las cantidades de reaccionantes y productos cuando se alcance el equilibrio.

### Ejemplo 2

Si en un recipiente del 1 L se coloca 0,02 mol de yoduro de hidrógeno y se mantienen a temperatura constante hasta que se establezca el equilibrio:



Determine las cantidades de cada una de las sustancias al alcanzar el equilibrio para el cual  $K_c = 50,53$ .

Se comienza con escribir la ecuación ajustada para el sistema en equilibrio y luego se construye un cuadro teniendo en cuenta los coeficientes estequiométricos.



$n(x)$  al inicio (mol)  
 $n(x)$  transformados  
 $n(x)$  en el equilibrio (mol)  
 $c(x)$  en el equilibrio ( $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )

	HI	H <sub>2</sub>	I <sub>2</sub>
$n(x)$ al inicio (mol)	0,02	0	0
$n(x)$ transformados	- 2x	X	X
$n(x)$ en el equilibrio (mol)	0,02 - 2x	X	X
$c(x)$ en el equilibrio ( $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )	0,02 - 2x	X	X
	1	1	1

La constante de equilibrio para esta ecuación es:

$$K_c = \frac{c(\text{H}_2) \cdot c(\text{I}_2)}{c^2(\text{HI})}$$

Al sustituir los valores conocidos:

$$50,53 = \frac{x^2}{(0,02 - 2x)^2}$$

Se extrae la raíz cuadrada en ambos miembros:

$$7,11 = \frac{x}{0,02 - 2x}$$

$$7,11 (0,02 - 2x) = x$$

$$x = 0,009$$

$$n(\text{H}_2) = 0,009 \text{ mol} \quad n(\text{I}_2) = 0,009 \text{ mol}$$

$$n(\text{HI}) = 0,02 - 2(0,009) = 0,002 \text{ mol}$$

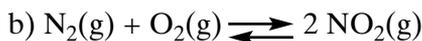
En el equilibrio hay 0,009 mol de  $\text{H}_2$ , 0,009 mol de  $\text{I}_2$  y 0,002 mol de HI.

???

2.6 Diga qué información nos brinda en una reacción de equilibrio en que la  $K_c$  tenga un valor:

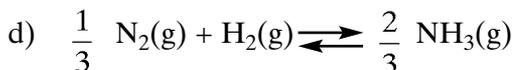
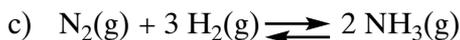
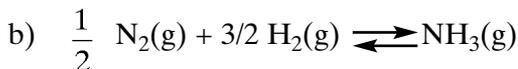
- a) Elevado.
- b) Bajo.

2.7 Escriba las expresiones correspondientes a las constantes de equilibrio para cada una de las reacciones representadas:



2.8 ¿A cuál de las ecuaciones siguientes corresponde la expresión de la constante de equilibrio que planteamos a continuación:

$$K_c = \frac{c^2(\text{NH}_3)}{c(\text{N}_2) \cdot c(\text{H}_2)^3}$$



2.9 Un recipiente de 3 L contiene en el equilibrio 6 mol de A, 6 mol de B y 12 mol de C a una temperatura dada. Calcule la constante de equilibrio para el sistema representado por:



- 2.10 Para el sistema en equilibrio  $3 M(g) \rightleftharpoons 2 Y(g)$  la constante de equilibrio tiene un valor 3. Calcule la concentración de Y en el equilibrio si la de M es  $3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
- 2.11 Se introducen 0,5 mol de  $M_2$  y 0,5 mol de  $N_2$  en un recipiente cerrado de un volumen de 3 L a una determinada temperatura y alcanza el estado de equilibrio. ¿Qué cantidad de la sustancia MN hay presente en el equilibrio, si se conoce que la  $K_c$  de la reacción representada por  $M_2(g) + N_2(g) \rightleftharpoons 2 MN(g)$  tiene un valor de  $4 \cdot 10^2$  a esa temperatura.
- 2.12 En un recipiente de 2 L de capacidad se ponen a reaccionar 4 mol del gas A y 4 mol del gas B hasta alcanzar el equilibrio representado por  $A(g) + B(g) \rightleftharpoons C(g) + D(g)$  a una temperatura a la cual  $K_c$  tiene un valor de 9. Determine la concentración de cada sustancia en el estado de equilibrio.

### ***2.3 Principio de Le Chatelier-Braun. Desplazamiento del estado de equilibrio***

Un sistema en equilibrio está caracterizado porque permanecen constantes los valores de las concentraciones o de las presiones parciales de las sustancias componentes del sistema, la temperatura y la presión. Si se produce un cambio en uno o más de estos factores se altera el estado de equilibrio y se puede favorecer una de las dos reacciones opuestas. El efecto del cambio de las condiciones sobre un sistema en equilibrio puede predecirse cualitativamente por medio de un enunciado general propuesto independientemente por H. Le Chatelier y F. Braun y plantea:

Si se impone una modificación a un sistema en equilibrio se originan procesos que tienden a contrarrestar parcialmente el cambio producido.

Existen tres factores que modifican el estado de equilibrio químico:

1. La concentración de las sustancias reaccionantes o de las sustancias productos.
2. La presión (sistemas).
3. La temperatura.

Los dos primeros (concentración y presión) al variar, provocan el tránsito a un nuevo estado de equilibrio, en el cual se produce un reajuste en las concentraciones de tal manera que el valor de la constante de equilibrio no se altera.

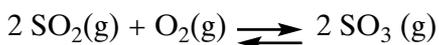
El factor temperatura, al variar, conduce a un nuevo estado, en el cual para la misma temperatura existe un nuevo valor de la constante y las concentraciones se reajustan acorde con este nuevo valor.

## Influencia de la concentración en el desplazamiento del estado de equilibrio

En cualquier sistema en equilibrio, si se aumenta la concentración de una de las sustancias presentes en la mezcla, el estado de equilibrio se desplaza en el sentido contrario al de la sustancia añadida y si se disminuye la concentración de cualquier sustancia reaccionante o producto el estado de equilibrio se desplaza hacia el sentido de la reacción en que se produce la alteración.

La constante de equilibrio ( $K$ ) no se altera por variaciones de concentración a temperatura constante. No obstante, las concentraciones de las sustancias reaccionantes y productos presentes en el estado de equilibrio cambian de una manera que se puede predecir a partir del principio de Le Chatelier-Braun.

Supongamos en equilibrio a una temperatura dada el sistema:



tendremos: 
$$K_c = \frac{c^2(\text{SO}_3)}{c^2(\text{SO}_2) \cdot c(\text{O}_2)}$$

Si se le añade más dióxígeno, manteniendo constante la presión y la temperatura, el efecto que se produce inicialmente es una disminución en el valor del cociente:

$$Q = \frac{c^2(\text{SO}_3)}{c^2(\text{SO}_2) \cdot c(\text{O}_2)}$$

De forma tal que el cociente  $Q$  para la reacción estudiada es menor que  $K_c$  ya que se ha aumentado el valor del denominador. Esta alteración provoca un desplazamiento en el estado de equilibrio, lo cual se traduce en el establecimiento de otro estado de equilibrio que está caracterizado por la presencia de las mismas sustancias componentes del sistema, pero en concentraciones diferentes.

En este caso debe producirse un aumento en la concentración del  $\text{SO}_3$  que aparece en el numerador o una disminución en la concentración del  $\text{SO}_2$  del denominador o ambas cosas simultáneamente. Lo que ocurrirá realmente ya que, el  $\text{SO}_3$  se forma a expensas del  $\text{SO}_2$  y  $\text{O}_2$ . En el nuevo estado hay más  $\text{SO}_3$ , por lo que el estado de equilibrio se ha desplazado en el sentido de la formación de esta sustancia y  $Q$  se iguala a la  $K_c$ .

Al inicio se acelera la velocidad de la reacción directa, al aumentar la concentración de  $O_2$ , lo cual provoca un aumento en la velocidad de la reacción inversa, hasta que llega un momento en que ambas velocidades se igualan. Si hubiéramos aumentado la concentración de  $SO_3$  en lugar de la de  $O_2$  el estado de equilibrio se hubiera desplazado en sentido contrario.

En ambos casos se contrarresta la modificación que se le ha impuesto al sistema y el valor de la constante de equilibrio no varía, siempre que el valor de la temperatura permanezca constante, siendo la misma.

## Influencia de la presión en el desplazamiento del estado de equilibrio

El efecto de la presión se analiza cuando en el sistema hay presencia al menos de un gas. Al variar la presión del sistema, mediante la modificación del volumen a temperatura constante, puede ocurrir que el estado de equilibrio no se modifique o que se desplace en el sentido de contrarrestar dicha alteración, este desplazamiento ocurrirá si la cantidad de las sustancias reaccionantes es distinto a la de las sustancias productos.

Un aumento de la presión total desplazará el estado de equilibrio en el sentido de disminuir la cantidad de sustancia por unidad de volumen y una disminución lo desplazará en el sentido de aumentarla.

El equilibrio:  $2 SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2 SO_3(g)$  implica cambios de presión, porque la cantidad de sustancia total (3) de los reaccionantes no es igual a la cantidad de sustancia (2) del producto. Si aumentamos la presión al doble, al reducir a la mitad el volumen del recipiente que contiene la mezcla en equilibrio, cada una de las sustancias reaccionantes y productos aumentan el doble y, por tanto, disminuye el valor del cociente:

$$Q = \frac{c^2(SO_3)}{c^2(SO_2) \cdot c(O_2)}$$

Puesto que  $Q$  tomará un valor menor que  $Kc$  están presentes demasiadas moléculas de reaccionantes, tendrá lugar espontáneamente la reacción directa, formándose por tanto mayor cantidad de  $SO_3$  que aparece en el numerador y disminuyendo las cantidades de  $SO_2$  y  $O_2$ . Por consiguiente, parte del aumento de presión se anula al desplazarse la reacción en el sentido en que disminuye la cantidad de sustancia total de gases presentes. Si no se produjeran estos cambios el valor de la  $Kc$  variaría, el cual es constante para cada temperatura.

En resumen, por un aumento de presión el sistema tiende a desplazar el equilibrio en el sentido que implique una disminución en la cantidad de sustancia, en este ejemplo hacia la formación de  $\text{SO}_3$  (figura 2.4).

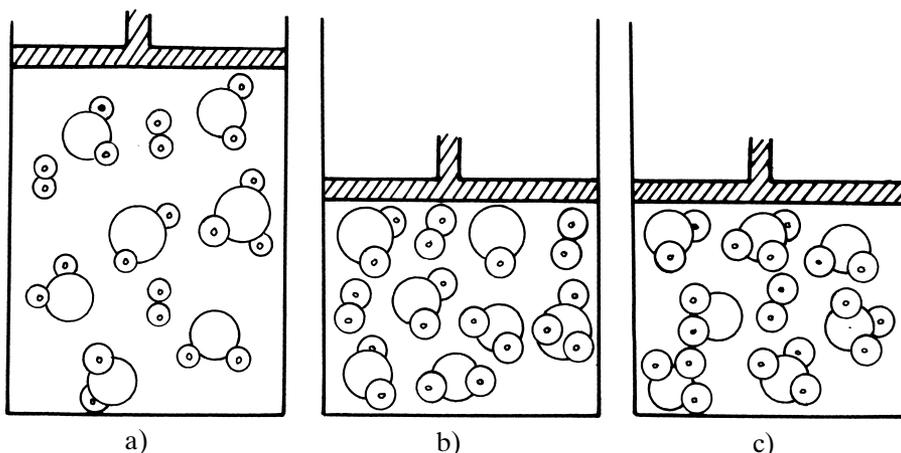
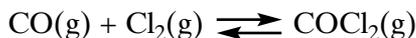


Figura 2.4 Desplazamiento del equilibrio por efecto de un cambio de presión.

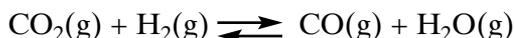
- a) En el equilibrio inicial hay presentes 10 moléculas (mol) de gases: seis de  $\text{SO}_2$ , tres de  $\text{O}_2$  y una de  $\text{SO}_3$ .
- b) Cuando se reduce el volumen del recipiente, se comprime el gas y aumenta la presión.
- c) Si se combinan algunas de las moléculas de  $\text{SO}_2$  y de  $\text{O}_2$  para producir más  $\text{SO}_3$ , hay menor número total de moléculas y disminuye la presión.

- En el caso de una disminución de presión para el sistema:



Por aumento de volumen, en ese instante se produce una alteración del sistema y el estado de equilibrio se desplaza en el sentido de contrarrestar este aumento hacia la formación de  $\text{CO}$  y  $\text{Cl}_2$  a expensas de  $\text{COCl}_2$ .

- En los sistemas en equilibrio en los cuales la suma de los coeficientes de los reaccionantes sea igual a la de los productos no se afectará el estado de equilibrio por variaciones de presión, por ejemplo:



## Influencia de la temperatura en el desplazamiento del estado de equilibrio

En los factores concentración y presión estudiados se observa que se produce el desplazamiento del estado de equilibrio y no se altera el valor de la constante de equilibrio.

De acuerdo con el principio de Le Chatelier-Braun el efecto que produce un cambio de temperatura modifica el valor de la constante de equilibrio. Estos cambios dependen de que la reacción sea exotérmica o endotérmica.

Al aumentar la temperatura el estado de equilibrio se desplaza en el sentido que el sistema absorba calor, es decir, en el sentido de la reacción endotérmica y si se disminuye la temperatura en el sentido que libere calor, o sea, hacia la reacción exotérmica, de esta forma tiende siempre a alcanzar el estado de equilibrio.

Por ejemplo: para el sistema en equilibrio representado por:



Para que:

$$K_c = \frac{c^2(\text{NH}_3)}{c(\text{N}_2) \cdot c^3(\text{H}_2)}$$

Algunos valores de las constantes de equilibrio determinados experimentalmente a diferentes temperaturas para esta reacción se reflejan en la tabla 2.3.

*Tabla 2.3*

Constantes de equilibrio a una presión total  $1 \cdot 10^6$  Pa

<b>T(°C)</b>	<b>K<sub>c</sub></b>
375	0,090
400	0,050
425	0,020
450	0,010
500	0,006

Para esta reacción, a medida que aumenta la temperatura se produce un descenso en el valor de la constante de equilibrio. Si  $K_c$  disminuye al elevarse la temperatura esto indica que en la expresión:

$$\frac{c^2(\text{NH}_3)}{c(\text{N}_2) \cdot c^3(\text{H}_2)}$$

Ha aumentado la concentración de los reaccionantes, por tanto, el estado de equilibrio se desplaza en el sentido de favorecer la formación de los reaccionantes. En esta reacción exotérmica se produce un aumento en la velocidad de la reacción inversa, es decir, en el sentido en que absorba calor.

Para la reacción:



Los valores de las constantes de equilibrio al aumentar la temperatura se reflejan en la tabla 2.4.

*Tabla 2.4*  
Constantes de equilibrio a diferentes temperaturas

$T(^{\circ}\text{C})$	$K_c$
45	0,024
35	0,016
25	0,005

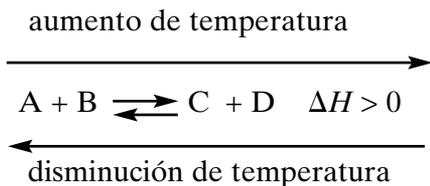
En este sistema, cuya reacción directa es endotérmica, se observa que a medida que disminuye la temperatura disminuye el valor de la constante por lo que en la fracción:

$$\frac{c^2(\text{NO}_2)}{c(\text{N}_2\text{O}_4)}$$

Ha aumentado la concentración de los reaccionantes, por tanto, el estado de equilibrio se desplaza en el sentido que libere calor, es decir, tiende a restaurar la temperatura inicial.

En resumen, si la reacción directa de un equilibrio es endotérmica la constante de equilibrio aumentará cuando aumenta la temperatura, si es exo-

térmica disminuirá la constante ( $K_c$ ). Todo lo cual puede presentarse de la forma siguiente:



Los catalizadores no modifican el estado de equilibrio químico, su función principal es acelerar la velocidad de las reacciones, lo cual se logra al provocar el aumento de la velocidad directa y el de la inversa, esto trae como resultado que se alcance con mayor rapidez el estado de equilibrio a una temperatura dada. Los catalizadores son sustancias capaces de modificar el mecanismo de una reacción no catalizada en el caso de las reacciones reversibles, al utilizar un catalizador la reacción puede tener lugar con una energía de activación menor y por ende ambas velocidades, la de la reacción directa y la de la inversa, aumentan y se igualan alcanzando el estado de equilibrio más rápidamente.

Los catalizadores no desplazan el estado de equilibrio sino disminuyen la energía de activación del proceso directo e inverso y por ende en igual proporción la velocidad de ambas reacciones, alcanzando el estado de equilibrio en un tiempo más breve, no afectando el valor de la constante de equilibrio

???

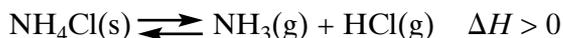
2.13 Dado el sistema en equilibrio:



Qué sustancias se verán favorecidas en los productos o los reaccionantes:

- a) Si se aumenta la presión.
- b) Si se disminuye la temperatura.
- c) Si se añade mayor cantidad de B.

2.14 A temperatura ambiente en un recipiente cerrado tiene lugar la reacción representada por la ecuación siguiente:



Señale en las siguientes afirmaciones cuáles son falsas y cuáles verdaderas, explicando en cada caso sus respuestas:

- Se puede favorecer la formación de las sustancias productos aumentando la temperatura del sistema.
- Agregando cloruro de amonio sólido aumentarán las cantidades de amoníaco gaseoso y cloruro de hidrógeno que se encuentran en el equilibrio.
- Aumentando la presión del sistema mediante la reducción de volumen, disminuye la concentración de los gases que se encuentran en el equilibrio.

2.15 ¿Qué sucedería al estado de equilibrio en cada uno de los sistemas químicos que han alcanzado el equilibrio si se produjese el cambio que a continuación relacionamos:

<i>Reacción</i>	<i>Cambio</i>
a) $\text{CO(g)} + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{COCl}_2$	Añadir $\text{H}_2$ (reacciona con el $\text{Cl}_2$ )
b) $\text{CO(g)} + \text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{NO(g)}$	Disminuir el volumen de la cámara de reacción
c) $2 \text{NO(g)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g}) \quad \Delta H < 0$	Aumentar la temperatura
d) $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO(g)} \quad \Delta H > 0$	Disminuir la temperatura

2.16 Para la reacción representada por:



¿Qué efectos tendrían sobre la concentración del HCl los cambios siguientes? Explique.

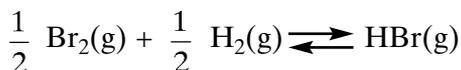
- Aumento de la concentración de  $\text{Cl}_2$ .
- Disminución de la presión total.
- Aumento del volumen de la cámara de reacción.
- Disminución de la temperatura del sistema de reacción.

2.17 Relacione las modificaciones de las condiciones (temperatura, presión y concentración de reaccionantes y productos) que favorecen un mayor rendimiento en la producción de amoníaco a partir de la reacción representada por la ecuación siguiente:



## Resumen de ejercicios

- 2.18 Explique en qué consiste el estado de equilibrio de una reacción química.
- 2.19 ¿Qué significa la expresión “durante el equilibrio siguen realizándose procesos microscópicos de manera tal que no ocurran variaciones macroscópicas”?
- 2.20 ¿Cuál es la característica fundamental del equilibrio químico?
- 2.21 Dadas las ecuaciones químicas siguientes:



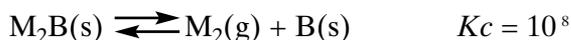
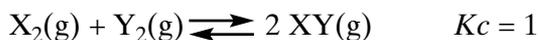
Selecciona a cuál de las reacciones representadas corresponde la expresión de la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{c(\text{H}_2) \cdot c(\text{Br}_2)}{c^2(\text{HBr})}$$

- 2.22 Represente mediante ecuaciones los procesos químicos reversibles siguientes y para cada caso plantee la constante de equilibrio en función de las concentraciones:

- La síntesis del agua a partir de hidrógeno y oxígeno gaseoso.
- La reacción de dióxido de carbono con el hidrógeno gaseoso para producir monóxido de carbono y vapor de agua.
- La descomposición del carbonato de magnesio sólido por el calor para producir óxido de magnesio sólido y dióxido de carbono gaseoso.

- 2.23 A 250 °C de temperatura, los sistemas en equilibrio representados poseen los valores de  $K_c$  siguientes:

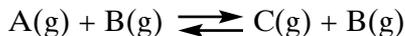


Señale:

- El sistema cuya reacción se acerca más a su completa verificación. Explique.

- b) Una reacción que prácticamente no se produce. Explique.
- c) Un sistema heterogéneo y escriba la expresión de la constante de equilibrio.

2.24 Calcule la constante de equilibrio para la reacción:



si se conoce que las concentraciones en el equilibrio a una temperatura dada son:

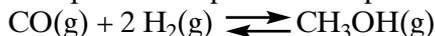
$$c(A) = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$c(B) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$c(C) = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$c(D) = 0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

2.25 El equilibrio representado por la ecuación siguiente:



A una temperatura dada tiene un valor de  $K_c = 0,05$ . Si la mezcla en equilibrio contiene  $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de  $CO(g)$  y  $0,04 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de  $CH_3OH(g)$ . ¿Cuál es la concentración del  $H_2$  en el equilibrio?

2.26 En un recipiente cerrado de 5 L de capacidad se introducen 6 mol de A y se calienta a  $250 \text{ }^\circ\text{C}$  alcanzándose el estado de equilibrio, el cual se representa por:



Donde la  $K_c$  tiene un valor de 4 a esta temperatura. Determine las cantidades de A, B y C al alcanzar el equilibrio.

2.27 Confecciona un resumen sobre los factores que modifican el estado de equilibrio en una reacción química (concentración, presión y temperatura) teniendo en cuenta los aspectos siguientes:

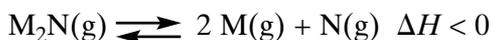
- a) Modificación del valor de la constante de equilibrio.
- b) Velocidad de las reacciones directa e inversa.
- c) Desplazamiento del estado de equilibrio en el sentido de la reacción directa o de la inversa.

2.28 Argumente los planteamientos siguientes:

- a) Cuando se establece el equilibrio químico las velocidades de los procesos opuestos cesan.
- b) Al añadir un catalizador a un sistema químico se modifica el valor de la constante de equilibrio.

- c) En una reacción exotérmica se puede favorecer la formación de productos aumentando la temperatura del sistema.

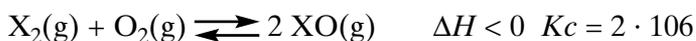
2.29 Dado el sistema en equilibrio:



Explique en cada caso, de acuerdo con el principio de Le Chatelier-Braun cómo se afecta el estado de equilibrio:

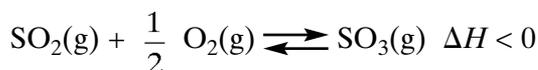
- Al disminuir la presión.
- Al rodear el sistema con un fluido refrigerante.
- Al aumentar la concentración de  $\text{M}_2\text{N}$ .
- Al disminuir la temperatura.

2.30 Dado el sistema en equilibrio a 200 °C:



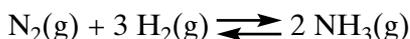
- ¿Cuál de los procesos, el directo o el inverso se produce en mayor extensión?
- Diga qué efectos tendrían sobre la concentración de XO los cambios siguientes:
  - Aumento de la concentración de  $\text{O}_2$ .
  - Aumento de la temperatura.
  - Disminución de la presión.
  - Disminución del volumen de recipiente de reacción.
- Determine la concentración de XO en el equilibrio, si la mezcla contiene  $2 \cdot 10^3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de  $\text{X}_2$ , y  $4 \cdot 10^3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de  $\text{O}_2$  a 200 °C.

2.31 Dado el sistema:



- Determine las condiciones de (temperatura, presión y concentración de reaccionantes) que favorecen una elevada concentración de  $\text{SO}_3$  en el equilibrio.
- Según sean las condiciones que usted analice, prediga el efecto de estas sobre el valor numérico de la constante de equilibrio.

2.32 En la obtención de amoníaco se utiliza como catalizador, hierro activado finamente dividido:



Explique el efecto del catalizador en esta reacción atendiendo a los aspectos siguientes:

- a) Modificación del valor de  $K_c$ .
- b) Desplazamiento del estado de equilibrio.
- c) Velocidad de las reacciones directa e inversa.

# 3

## EQUILIBRIO IÓNICO

---

### ***Introducción***

Muchas de las reacciones químicas que se producen en la naturaleza, así como en las industrias y laboratorios, ocurren en disolución acuosa.

Cuando en estas reacciones se alcanza el estado de equilibrio, este se caracteriza por la presencia de iones.

Los equilibrios químicos en los cuales algunas de las especies participantes son *iones*, se denominan *equilibrios iónicos*.

En este capítulo se estudian los sistemas en equilibrio, en los casos de disoluciones acuosas de solutos tanto solubles como poco solubles. Además, se tratan las reacciones entre estos tipos de disoluciones.

¿Qué condiciones, aparte de los nutrientes, debe tener un suelo para el cultivo de la caña de azúcar? ¿Por qué podemos ingerir algunas sustancias ligeramente ácidas sin que afecten nuestro organismo? El estudio de este capítulo proporciona los conocimientos para dar respuesta a estas y otras interrogantes.

### ***3.1 Electrólitos. Tipos de electrólitos. Reglas de fortaleza y solubilidad. Notación iónica***

Los electrólitos son sustancias que en disolución se encuentran disociados en iones, en cierto grado.

Cuando se disuelve en agua un sólido iónico ocurre la separación de los iones del retículo cristalino, tal como se representa en la figura 3.1.

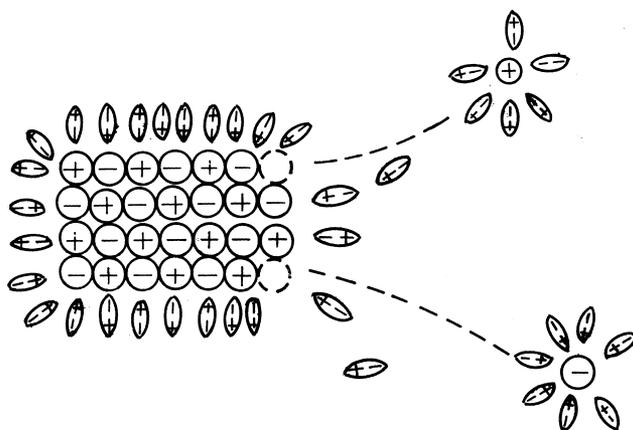


Figura 3.1 Esquema que representa el proceso de disolución del NaCl en agua.

En este caso el soluto disuelto se ha disociado en iones. Cuando se disuelven en agua sustancias moleculares polares, los iones se producen en el proceso de disolución, ya que no existen en la sustancia molecular antes de disolverse. Observe la figura 3.2.

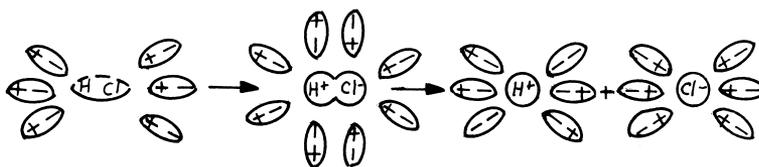


Figura 3.2 Esquema que representa el proceso de disolución del HCl(g) en agua (el soluto se ha disociado en iones).

El movimiento de los iones en la disolución permite la conductividad eléctrica. La figura 3.3 muestra la forma de determinar si una sustancia es un electrólito.

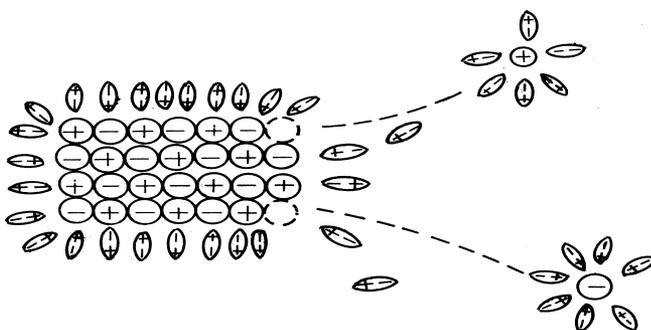


Figura 3.3 Esquema de un equipo para determinar si una sustancia es un electrólito.

Si al cerrar el circuito se observa la iluminación de la lámpara, esto se debe a la presencia de iones moviéndose en la disolución y, por lo tanto, se trata de un electrólito.

Los electrólitos en disolución acuosa permiten la conductividad eléctrica, en cierta medida.

Son electrólitos, entre otros, las sales, los ácidos y los hidróxidos.

Las sustancias que no presentan esta propiedad se denominan no electrólitos. La figura 3.4 muestra el proceso de disolución de la sacarosa y en la tabla 3.1 aparecen ejemplos de electrólitos y no electrólitos.

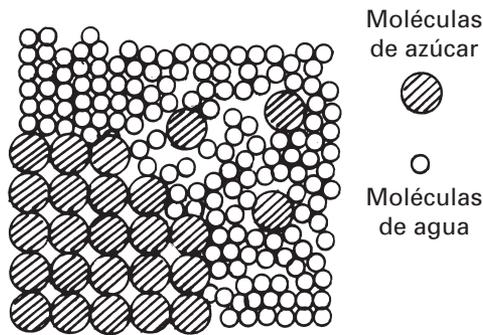


Figura 3.4 Esquema del proceso de disolución de la sacarosa en agua (la sacarosa es un no electrólito).

Tabla 3.1  
Ejemplos de electrólitos y no electrólitos

<b>Electrólitos</b>	<b>No electrólitos</b>
KCl: cloruro de potasio	$C_{12}H_{22}O_{11}$ : sacarosa
$CuSO_4$ : sulfato de cobre (II)	$O_2$ : dioxígeno
HCl: ácido clorhídrico	$N_2$ : dinitrógeno
$H_2SO_4$ : ácido sulfúrico	CO: monóxido de carbono
$CH_3COOH$ : ácido acético	$CO(NH_2)$ : urea
NaOH: hidróxido de sodio	$C_3H_8O_3$ : glicerina

¿Es igual la intensidad de iluminación de la lámpara en el equipo de conductividad para todos los electrólitos?

Experimentalmente se comprueba que en disoluciones de igual concentración, la intensidad con que ilumina la lámpara no es la misma en todos los casos. Con algunos electrólitos es intensa, mientras que con otros se produce poca iluminación.

¿A qué se debe este fenómeno?

Evidentemente, a la concentración de iones que existen en la disolución. En un caso será relativamente alta y en el otro baja.

Esta característica permite clasificar los electrólitos en dos grupos: electrólitos fuertes y electrólitos débiles. Las disoluciones de los electrólitos fuertes se consideran buenas conductoras, mientras que las de los electrólitos débiles son solo ligeramente conductores.

¿Por qué, en igualdad de condiciones, la concentración de los iones de los electrólitos fuertes es mayor que la de los electrólitos débiles?

Los electrólitos fuertes están muy disociados en iones, mientras que los electrólitos débiles están muy poco disociados.

El grado en que un electrólito se disocia en iones se determina experimentalmente midiendo alguna propiedad que dependa de la concentración de los iones. Por ejemplo, la conductividad eléctrica de la disolución.

El grado de disociación iónica representa la fracción de partículas disociadas, que multiplicada por 100 expresa el tanto por ciento, o sea, el *porcentaje de disociación iónica*.

El grado de disociación iónica se simboliza por la letra griega alfa ( $\alpha$ ).

El porcentaje de disociación iónica es:

$$\alpha \cdot 100$$

En la tabla 3.2 aparecen los porcentajes de disociación iónica del ácido acético\* y del ácido clorhídrico en disoluciones de distintas concentraciones.

Tabla 3.2

<b>c(ácido) mol · L<sup>-1</sup></b>	<b><math>\alpha \cdot 100</math> HAc</b>	<b><math>\alpha \cdot 100</math> HCl</b>
10 <sup>-1</sup>	1,3 %	91,8 %
5 · 10 <sup>-2</sup>	1,9 %	93,6 %
10 <sup>-2</sup>	4,2 %	96,7 %
5 · 10 <sup>-3</sup>	5,8 %	97,6 %
10 <sup>-3</sup>	12,4 %	98,9 %

\* En este capítulo se utilizará la fórmula HAc como representación convencional del ácido acético.

La tabla 3.2 muestra la marcada diferencia que existe en la extensión con que se disocian en iones estos electrólitos. Por ejemplo, a una concentración  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , por cada 100 moléculas de HAc que se disuelven, solo se disocian en iones 1,3, o sea, que se disocia muy poco. Por el contrario, a esa misma concentración, el HCl está muy disociado en iones, 91,8 %.

El HAc es un electrólito débil, mientras que el HCl es un electrólito fuerte.

Otra conclusión importante que logramos a partir de esta tabla es el efecto de la dilución en el porcentaje de disociación iónica. A medida que disminuye la concentración de la disolución, aumenta el valor de  $\alpha \cdot 100$ , tanto para los electrólitos débiles como para los fuertes.

Existen reglas generales y prácticas de fortaleza y solubilidad de los ácidos, hidróxidos y sales, que brindan la información necesaria sobre cada electrólito (tabla 3.3).

*Tabla 3.3*  
Reglas de fortaleza y solubilidad

<b>Electrólito</b>	<b>Solubles</b>	<b>Fuertes</b>
S A L E S	Las sales de $\text{Na}^+$ $\text{K}^+$ y $\text{NH}_4^+$ . Los cloratos, nitratos y acetatos.  Los sulfatos, excepto de $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Ca}^{2+}$ y $\text{Pb}^{2+}$ .  Los haluros, excepto los de $\text{Ag}^+$ , $\text{Cu}^+$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ y $\text{Pb}^{2+}$ .	Todas las sales solubles, excepto los haluros de cadmio y mercurio, el $\text{FeCl}_3$ y el $\text{PbAc}_2$ .
Á C I D O S	Todos los ácidos excepto los de silicio, estaño y antimonio.	HCl, HBr, HI, $\text{HNO}_3$ $\text{HClO}_3$ , $\text{HClO}_4$ y $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
H I D R Ó X I D O S	Los hidróxidos de los elementos del grupo IA de la tabla periódica.*	Los hidróxidos de los elementos del grupo IA de la tabla periódica.

\* Además el amoníaco en disolución acuosa,  $\text{NH}_3$  (ac):



Para representar los electrólitos de acuerdo a su fortaleza y solubilidad se emplea la notación iónica que se da en la tabla 3.4.

*Tabla 3.4*  
Representación de los electrólitos

Tipo de electrólito	Notación iónica	Ejemplos
Fuerte y solubles (FS)	Iones	$\text{Na}^+(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac})$
Débil y soluble (DS)	Moléculas $\rightleftharpoons$ Iones	$\text{HAc}(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{ac}) + \text{Ac}^-(\text{ac})$
Poco soluble (PS)	Sólido $\rightleftharpoons$ Iones	$\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{ac}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{ac})$

En disoluciones diluidas, los electrólitos FS se consideran prácticamente disociados en iones cerca de un 100 %, por lo cual se representan solo por los iones.

En el caso de los electrólitos poco solubles, la parte que se disuelve es pequeña con respecto a la que no se disuelve. La disolución resulta diluida y, por lo tanto, se considera prácticamente formada por iones.\*

???

3.1 Describa el proceso de disociación iónica.

3.2 Explique el fenómeno de conductividad eléctrica en las disoluciones de los electrólitos.

3.3 ¿Cuáles electrólitos se denominan fuertes y cuáles débiles?

3.4 Clasifique y represente iónicamente, consultando la tabla 3.3, los electrólitos siguientes:

- |                             |                    |                             |
|-----------------------------|--------------------|-----------------------------|
| a) HI                       | b) $\text{HNO}_2$  | c) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ |
| d) $\text{CaSO}_4$          | e) $\text{CaCl}_2$ | f) $\text{FeCl}_3$          |
| g) $\text{Na}_2\text{CO}_3$ | h) $\text{PbCl}_2$ | i) CuI                      |

3.5 Se conoce que la sustancia HA es un ácido soluble en agua que está poco disociado en iones, y que la sustancia BOH es una base en cuya disolución se ilumina con intensidad la lámpara del equipo de conductividad.

- a) ¿Es el electrólito BOH fuerte o débil? Argumente su respuesta.
- b) Represente la notación iónica de HA.

\* En la enseñanza superior se profundiza en el estudio de las disoluciones electrolíticas.

- c) ¿Es relativamente elevada la concentración de iones  $H^+$  en la disolución de HA? Argumente su respuesta.
- d) ¿Cuál de los dos electrólitos presenta mayor porcentaje de disociación iónica? Explique.
- e) ¿Qué le ocurre al valor del porcentaje de disociación iónica de HA al añadir agua a la disolución? Explique.

3.6 De las disoluciones siguientes:

Disolución 1: no se ilumina la lámpara del equipo de conductividad.

Disolución 2:  $YB_2(ac) \rightleftharpoons Y^{2+}(ac) + 2 B^-(ac)$

Disolución 3: el porcentaje de disociación iónica es 85 %.

- a) Clasifique en electrólito o no electrólito la sustancia disuelta en cada una de las disoluciones.
- b) ¿En cuál disolución hay mayor concentración de iones en igualdad de condiciones? Argumente.

### 3.2 Constante de equilibrio de electrólitos débiles y solubles

En las disoluciones de un electrólito débil existe un equilibrio químico entre las moléculas disueltas no disociadas y los iones correspondientes. Puesto que *en el equilibrio iónico se manifiesta las leyes del equilibrio químico*, estudiadas en el segundo capítulo, esta ecuación de disociación iónica lleva asociada una constante de equilibrio. Esta constante se denomina *constante de disociación iónica*, y se representa por  $K_i$ . Por ejemplo, para un electrólito débil y soluble de fórmula AB, el cual presenta el equilibrio siguiente:



donde  $B^-$  puede ser un anión oxigenado, la expresión de la constante es la ecuación de equilibrio siguiente:

$$K_i = \frac{c(A^+) \cdot c(B^-)}{c(AB)}$$

Un ejemplo es el ácido hipoyodoso:



$$K_i = \frac{c(H^+) \cdot c(IO^-)}{c(HIO)}$$

Se debe recordar siempre que se utiliza la concentración de *cantidad de sustancia*, que los valores de la *Ki* dependen de la *temperatura* y que no varía por dilución o cambios de concentración.

Además, las concentraciones están elevadas a exponentes que coinciden con el coeficiente de la especie en la ecuación de disociación iónica. Para el caso general:



$$Ki = \frac{c^x(A^{y+}) \cdot c^y(B^{x-})}{c(A_x B_y)}$$

En la tabla 3.5 aparecen las constantes de disociación de algunos ácidos débiles. Las *Ki* se determinan experimentalmente a partir de mediciones de conductividad electrolítica.

*Tabla 3.5*  
Constantes de disociación iónica de algunos ácidos débiles

<b>Electrólito</b>	<b>Notación iónica</b>	<b><i>Ki</i> (ecuación de equilibrio)</b>	<b><i>Ki</i> a 25 °C</b>
HNO <sub>2</sub> Ácido nitroso	HNO <sub>2</sub> (ac) $\rightleftharpoons$ H <sup>+</sup> (ac) + NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> (ac)	$Ki = \frac{c(\text{H}^+) \cdot c(\text{NO}_2^-)}{c(\text{HNO}_2)}$	4,5 · 10 <sup>-4</sup>
HAc Ácido acético	HAc(ac) $\rightleftharpoons$ H <sup>+</sup> (ac) + Ac <sup>-</sup> (ac)	$ki = \frac{c(\text{H}^+) \cdot c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})}$	1,8 · 10 <sup>-5</sup>
HCIO Ácido hipocloroso	HCIO(ac) $\rightleftharpoons$ H <sup>+</sup> (ac) + ClO <sup>-</sup> (ac)	$Ki = \frac{c(\text{H}^+) \cdot c(\text{ClO}^-)}{c(\text{HCIO})}$	3,2 · 10 <sup>-8</sup>
HCN Ácido cianhídrico	HCN(ac) $\rightleftharpoons$ H <sup>+</sup> (ac) + CN <sup>-</sup> (ac)	$Ki = \frac{c(\text{H}^+) \cdot c(\text{CN}^-)}{c(\text{HCN})}$	7,2 · 10 <sup>-10</sup>

Cuando los electrólitos se disocian en iones en igual proporción, el valor de la *Ki* permite establecer cuál se ha disociado en mayor extensión.\* A medida que el valor de la *Ki* es menor, el electrólito es más débil

\* Dos electrólitos se disocian en iones en igual proporción, cuando se producen, en cada caso, un catión por cada un anión, dos cationes por cada un anión, etcétera.

(menos fuerte), mientras que al ser mayor, el electrólito es menos débil (más fuerte).

En los ejemplos de la tabla 3.5, el ácido nitroso es el menos débil de los cuatro, mientras que el ácido cianhídrico es el más débil. La fortaleza relativa de estos ácidos disminuye del  $\text{HNO}_2$  al  $\text{HCN}$ :

$$4,5 \cdot 10^{-4} > 1,8 \cdot 10^{-5} > 3,2 \cdot 10^{-8} > 7,2 \cdot 10^{-10}$$

Conocida la  $K_i$  de un electrólito, ya sea por dato o consultando la tabla correspondiente, y además la concentración de la disolución, se puede calcular la concentración de los iones a esa temperatura.

### Ejemplo 1

Calcular la concentración de iones  $\text{H}^+$  en una disolución acuosa de HAc de concentración  $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , a una temperatura para la cual  $K_i = 2 \cdot 10^{-5}$ .

#### PASOS A SEGUIR

#### DESARROLLO

a) Determinar la incógnita y los datos

Incógnita

$C(\text{H}^+)$

Datos

$c(\text{HAc}) = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

(representa la concentración de la disolución)

$K_i = 2 \cdot 10^{-5}$

b) Representar la ecuación iónica



c) Escribir la expresión de  $K_i$

$$K_i = \frac{c(\text{H}^+) \cdot c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})}$$

Establecer la relación que existe entre las concentraciones de los iones. Como en este caso los iones se producen en igual proporción:

$$c(\text{H}^+) = c(\text{Ac}^-)$$

por lo tanto:

$$K_i = \frac{c^2(\text{H}^+)}{c(\text{HAc})}$$

Despejar la incógnita

$$c^2(\text{H}^+) = K_i \cdot c(\text{HAc})$$

$$c(\text{H}^+) = \sqrt{K_i \cdot c(\text{HAc})}$$

d) Sustituir los valores

La concentración de las moléculas se considera igual a la concentración de la disolución por estar el electrólito muy poco disociado en iones:

$$c(\text{HAc}) = c_0(\text{HAc})$$

$$c(\text{H}^+) = \sqrt{(2 \cdot 10^{-5}) \cdot (2 \cdot 10^{-1})}$$

e) Resolver

$$c(\text{H}^+) = \sqrt{(4 \cdot 10^{-6})}$$

$$c(\text{H}^+) = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

f) Respuesta

La concentración de iones  $\text{H}^+$  es  $2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Se puede calcular la concentración de los iones si se conocen la concentración de la disolución acuosa del electrólito y el porcentaje de disociación iónica.

### *Ejemplo 2*

Calcular la concentración de iones  $\text{H}^+$  en una disolución acuosa de HAc de concentración  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . El porcentaje de disociación iónica del electrólito es 1 %.

#### PASOS A SEGUIR

#### DESARROLLO

a) Determinar la incógnita y los datos:

Incógnita:

$$c(\text{H}^+)$$

Datos:

$$c_0(\text{HAc}) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) Representar la ecuación iónica  $\text{HAc}(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{ac}) + \text{Ac}^-(\text{ac})$

c) Establecer la relación y despejar la incógnita

$\alpha$  para un electrólito molecular es la fracción de moléculas disociadas en iones.

En este caso:

$$\alpha = \frac{c(\text{H}^+)}{c(\text{HAc})}$$

Por lo tanto:

$$\alpha \cdot 100 = 1$$

$$\frac{c(\text{H}^+)}{c_0(\text{HAc})} \cdot 100 = 1\%$$

d) Sustituir los valores

$$c(\text{H}^+) = \frac{1}{100} \cdot c_0(\text{HAc})$$

$$c(\text{H}^+) = \frac{1}{100} \cdot 10^{-1}$$

e) Resolver

$$c(\text{H}^+) = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

f) Respuesta

La concentración de iones  $\text{H}^+$  es  $10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

### Ejemplo 3

Calcule la concentración de iones hidrógeno en una disolución acuosa de  $\text{HClO}$  de concentración  $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

La  $K_i$  a esa temperatura es  $4 \cdot 10^{-8}$ .

PASOS A SEGUIR

DESARROLLO

a) Determinar la incógnita y los datos:

Incógnita:

$$c(\text{H}^+)$$

Datos:

$$c_0(\text{HClO}) = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$K_i = 4 \cdot 10^{-8}$$

b) Representar la ecuación iónica



c) Ecuación de equilibrio y relaciones necesarias

$$K_i = \frac{c(\text{H}^+) \cdot c(\text{ClO}^-)}{c(\text{HClO})}$$

$$K_i = \frac{c(\text{H}^+)^2}{c_0(\text{HClO})}$$

$$c(\text{H}^+)^2 = K_i \cdot c_0(\text{HClO})$$

$$c(\text{H}^+) = \sqrt{K_i \cdot c_0(\text{HClO})}$$

d) Sustituir los valores

$$c(\text{H}^+) = \sqrt{4 \cdot 10^{-8}} \cdot (10^{-2})$$

e) Resolver

$$c(\text{H}^+) = \sqrt{4 \cdot 10^{-10}}$$

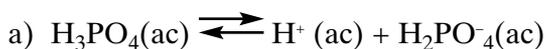
$$c(\text{H}^+) = 2 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

f) Respuesta

La concentración de iones  $\text{H}^+$  es  $2 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

???

3.7 Escriba la expresión de la  $K_i$  (ecuación de equilibrio) correspondiente a cada uno de los electrólitos siguientes:



3.8 A partir de los datos siguientes:

Electrólitos	$K_i$ a 25 °C
1	$2 \cdot 10^{-8}$
2	$3 \cdot 10^{-7}$
3	$1 \cdot 10^{-9}$
4	$4 \cdot 10^{-2}$

Los cuatro electrólitos se disocian en igual proporción.

- ¿Cuál es el electrólito menos débil? Argumente su respuesta.
- ¿Cuál es el electrólito más débil? Justifique.
- ¿Con cuál ilumina más intensamente la lámpara del equipo de conductividad? Fundamente su respuesta.

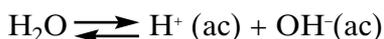
3.9 Calcular la concentración de iones  $\text{H}^+$  en una disolución de HCN de concentración  $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  a 25 °C. Consulte la tabla 3.5.

3.10 Determinar la concentración de iones  $\text{OH}^-$  en una disolución  $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de una base débil YOH disociada en iones en un 2 %.

- 3.11 Una disolución del electrólito HX tiene una concentración  $0,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Si la  $K_i = 2,7 \cdot 10^{-4}$  a esa temperatura, calcula la  $c(\text{H}^+)$ .
- 3.12 Determinar la  $c(\text{OH}^-)$  en una disolución de concentración  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de la base BOH, a una temperatura en que la  $K_i$  es igual a  $10^{-4}$ .

### 3.3 Constante del producto iónico del agua. El pH de las disoluciones acuosas. Importancia del pH. Indicadores ácido-base

El agua es un electrólito muy débil cuya disociación en iones se representa por:



La constante asociada a la ecuación de disociación iónica es:

$$K_i = \frac{c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{H}_2\text{O})}$$

Puesto que el agua está muy poco disociada, la diferencia entre los valores de las concentraciones de los iones y de las moléculas es muy grande. Se ha comprobado en experimentos de conductividad con agua pura que a  $25^\circ\text{C}$  las concentraciones son:

$$c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-) = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{La } c(\text{H}_2\text{O}) = 55,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ (que se obtiene de } \frac{1000 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}}{18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}})$$

Esto permite considerar que la  $c(\text{H}_2\text{O})$  es prácticamente constante con respecto a cambios en los valores de  $c(\text{H}^+)$  y  $c(\text{OH}^-)$ . Por lo tanto:

$$\underbrace{K_i c(\text{H}_2\text{O})}_{\text{constante}} = \underbrace{c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}_{\text{producto iónico}}$$

La nueva constante obtenida se denomina *constante del producto iónico del agua* y se representa  $K_{\text{H}_2\text{O}}$ :

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$$

$$\text{a } 25^\circ\text{C} \quad K_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-7} \cdot 10^{-7} \quad K_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-14}$$

En la tabla 3.6 se dan los valores de  $K_{\text{H}_2\text{O}}$  a distintas temperaturas.\*

*Tabla 3.6*  
Valores de  $K_{\text{H}_2\text{O}}$  a distintas temperaturas

$T(^{\circ}\text{C})$	$K_{\text{H}_2\text{O}}$
10	$0,295 \cdot 10^{-14}$
20	$0,451 \cdot 10^{-14}$
25	$1,000 \cdot 10^{-14}$
30	$1,47 \cdot 10^{-14}$
35	$2,09 \cdot 10^{-14}$
40	$2,92 \cdot 10^{-14}$

El producto iónico del agua se mantiene constante si la temperatura no varía, aún cuando en ella se disuelvan electrólitos. Por ejemplo: si al disolver un electrólito en agua aumenta la  $c(\text{H}^+)$ , el equilibrio se desplaza hacia la formación de moléculas de agua, no ionizadas. Esto implica que la  $c(\text{OH}^-)$  disminuye como consecuencia del desplazamiento. Esta disminución de la  $c(\text{OH}^-)$  es proporcional al aumento de la  $c(\text{H}^+)$ , ya que la  $K_{\text{H}_2\text{O}}$  tiene un valor constante a una misma temperatura.

En el caso de una disolución acuosa a  $25^{\circ}\text{C}$  o de  $c(\text{H}^+) = 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , la  $c(\text{OH}^-)$  es:

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$$

$$c(\text{OH}^-) = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{c(\text{H}^+)}$$

$$c(\text{OH}^-) = \frac{10^{-14}}{10^{-6}}$$

$$c(\text{OH}^-) = 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

#### *Ejemplo 1*

Calcular la concentración de iones hidrógeno en una disolución de hidróxido de sodio, NaOH, (FS) de concentración  $0,0001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  a  $25^{\circ}\text{C}$ .

\* Los valores de  $K_{\text{H}_2\text{O}}$  varían con la temperatura, pero esta variación es pequeña.

## PASOS A SEGUIR

## DESARROLLO

a) Determinar la incógnita y los datos:

Incógnita

$c(\text{H}^+)$

Dato

$c_0(\text{NaOH}) = 0,0001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

b) Expresión de la  $K_{\text{H}_2\text{O}}$  y despeje de la  $c(\text{H}^+)$ :

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$$

$$c(\text{H}^+) = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{c(\text{OH}^-)}$$

Como se trata de un electrólito FS, está prácticamente disociada en iones el 100 %. Además, las concentraciones de los iones en este caso son iguales:

$$c(\text{Na}^+) = c(\text{OH}^-) = 0,0001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

c) Sustituir los valores

$$c(\text{H}^+) = \frac{10^{-14}}{10^{-4}}$$

d) Resolver

$$c(\text{H}^+) = 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

e) Respuesta

La concentración de iones  $\text{H}^+$  es  $10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

### Ejemplo 2

Calcular las concentraciones de iones hidrógeno e iones hidróxido en una disolución de ácido acético, disociado en iones en un 2 %.

## PASOS A SEGUIR

## DESARROLLO

a) Determinar la incógnita y los datos:

Incógnitas

$c(\text{H}^+)$  y  $c(\text{OH}^-)$

Datos

$$\alpha \cdot 100 = 2 \% \text{ y } c_0(\text{HAc}) = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) Representar la ecuación iónica



c) Expresión de  $K_{\text{H}_2\text{O}}$  y despeje de la  $c(\text{OH}^-)$

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$$

$$c(\text{OH}^-) = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{c(\text{H}^+)}$$

Determinar la  $c(\text{H}^+)$

$$\frac{c(\text{H}^+)}{c_0(\text{HAc})} \cdot 100 = 2\%$$

$$c(\text{H}^+) = \frac{2}{100} \cdot c_0(\text{HAc})$$

$$c(\text{H}^+) = 2 \cdot 10^{-2} \cdot (5 \cdot 10^{-2})$$

$$c(\text{H}^+) = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

d) Sustituir los valores

$$c(\text{OH}^-) = \frac{10^{-14}}{10^{-3}}$$

e) Resolver

$$c(\text{OH}^-) = 10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

f) Respuesta

Las concentraciones de los iones son  $c(\text{H}^+) = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  y  $c(\text{OH}^-) = 10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

En el agua para las concentraciones de iones hidrógeno e iones hidróxido son iguales,  $c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-)$ , y a 25 °C iguales a  $10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Si en cualquier disolución de un electrólito se cumple que  $c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-)$ , la disolución es *neutra*.

En los casos de los ejemplos 4 y 5, donde las concentraciones de  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$  son diferentes, la disolución no es neutra:  $c(\text{H}^+) \neq c(\text{OH}^-)$ .

Entonces se presentan dos casos, que la concentración de  $\text{H}^+$  sea mayor que la concentración de  $\text{OH}^-$  o lo contrario, que la  $c(\text{H}^+)$  sea menor que la  $c(\text{OH}^-)$ . En el primer caso la disolución es *ácida*, y en el segundo *básica*. La tabla 3.7 resume estos conceptos.

*Tabla 3.7*  
 Agua pura y disoluciones neutras, ácidas y básicas

Relación entre $c(\text{H}^+)$ y $c(\text{OH}^-)$	Disolución	$K_{\text{H}_2\text{O}}$ a 25 ° C	Valores de $c(\text{H}^+)$ y $c(\text{OH}^-)$ ( $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )
$c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-)$	$\text{H}_2\text{O}$ pura	$10^{-14}$	$c(\text{H}^+) = 10^{-7}$ y $c(\text{OH}^-) = 10^{-7}$
$c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-)$	Neutra	$10^{-14}$	$c(\text{H}^+) = 10^{-7}$ y $c(\text{OH}^-) = 10^{-7}$
$c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$	Ácida	$10^{-14}$	$c(\text{H}^+) > 10^{-7}$ y $c(\text{OH}^-) < 10^{-7}$
$c(\text{H}^+) < c(\text{OH}^-)$	Básica	$10^{-14}$	$c(\text{H}^+) < 10^{-7}$ y $c(\text{OH}^-) > 10^{-7}$

### El pH de las disoluciones acuosas

Muchas reacciones químicas ocurren bajo la influencia de valores específicos de la concentración de iones hidrógeno. Esto hace que la determinación de la  $c(\text{H}^+)$  en las disoluciones acuosas tenga marcada importancia.

En los ejemplos analizados los valores de la  $c(\text{H}^+)$  en disoluciones diluídas son números pequeños, en general, comprendidos entre 1 y  $10^{-14}$ , por lo que resulta difícil operar con ellos.

Buscando eliminar esta dificultad se plantea una expresión matemática donde la concentración de iones  $\text{H}^+$  de una disolución acuosa viene dada por lo que se conocen como *pH*.

La expresión es:

$$pH = -\log c(\text{H}^+)$$

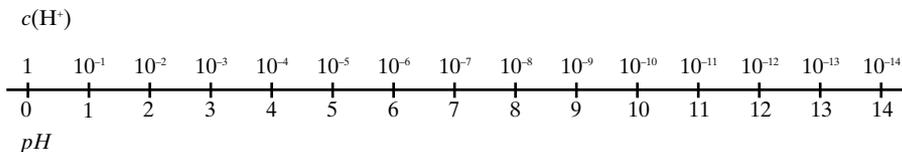
El *pH* de una disolución acuosa es el opuesto del logaritmo de la concentración de cantidad de sustancia de iones hidrógeno.

En el caso del agua pura a 25 °C,  $c(\text{H}^+) = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  por lo que el *pH* es:

$$\begin{aligned} pH &= -\log 10^{-7} \\ pH &= -(-7 \log 10) \\ pH &= -(-7 \cdot 1) \\ pH &= 7 \end{aligned}$$

Las disoluciones neutras presentan el  $pH = 7$  a 25 °C.

La figura 3.5 muestra la escala de uso común de valores de *pH*.



*Figura 3.5 Relación entre  $c(\text{H}^+)$  y el *pH*.*

Las disoluciones ácidas presentan el  $pH$  menor que 7, y las básicas el  $pH$  mayor que 7, lo cual se refleja en la tabla 3.8.

*Tabla 3.8*  
Valores del  $pH$  en distintos medios

Agua pura	$c(H^+) = c(OH^-)$	$pH = 7$ a $25\text{ }^\circ\text{C}$
Disolución neutra	$c(H^+) = c(OH^-)$	$pH = 7$ a $25\text{ }^\circ\text{C}$
Disolución ácida	$c(H^+) > c(OH^-)$	$pH < 7$ a $25\text{ }^\circ\text{C}$
Disolución básica	$c(H^+) < c(OH^-)$	$pH > 7$ a $25\text{ }^\circ\text{C}$

El  $pH$  de una disolución acuosa se determina de forma directa y precisa mediante equipos eléctricos llamados *medidores de pH*. También se puede determinar el  $pH$  empleando indicadores ácido-base.

A continuación se relacionan, en un cuadro, ejemplos de disoluciones acuosas del organismo humano, de alimentos empleados en el laboratorio, etcétera., con sus correspondientes valores más frecuentes de  $pH$ .

<b>Ejemplos</b>	<b><math>pH</math></b>
HCl ( $1\text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )	0,1
$\text{H}_2\text{SO}_4$ ( $0,5\text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )	0,3
HCl ( $0,1\text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )	1
$\text{H}_2\text{SO}_4$ ( $0,5 \cdot 10^{-1}\text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )	1,2
Jugo gástrico	0,9-1,5
$\text{H}_2\text{SO}_4$ ( $0,5 \cdot 10^{-2}\text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )	2,1
Limones	2,3
Vinagre	2,8
HAc ( $0,1\text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )	2,9
Manzanas	3,1
Naranjas	3,5
Tomates	4,2
Plátanos	4,8
Papas	5,8
Agua de lluvia	5,6-6,2

Leche	6,5
Saliva	6-7
Agua pura	7
Sangre	7-7,8
Huevos	7,8
NaHCO <sub>3</sub> (0,1 mol · L <sup>-1</sup> )	8,4
Agua de mar	8,5
Leche de magnesia	10,5
NH <sub>3</sub> (0,1 mol · L <sup>-1</sup> )	11
Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (0,2 mol · L <sup>-1</sup> )	11,6
NaOH (0,1 mol · L <sup>-1</sup> )	13
NaOH (1 mol · L <sup>-1</sup> )	14
KOH (1 mol · L <sup>-1</sup> )	14

En los cálculos relacionados con la expresión del  $pH$  se presentan dos casos:

1. Cálculo del  $pH$  de una disolución conocida la  $c(H^+)$ .
2. Cálculo de la  $c(H^+)$  a partir del valor del  $pH$ .

### Ejemplo 1

Calcular el  $pH$  de una disolución de ácido clorhídrico cuya concentración es  $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

#### PASOS A SEGUIR

#### DESARROLLO

a) Determinar la incógnita y los datos:

Incógnita

$pH$

Dato

$c_0(\text{HCl}) = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

b) Expresión del  $pH$

$$pH = -\log c(H^+)$$

como el HCl es un electrólito FS, están prácticamente ionizado el 100 %

$$c(H^+) = c(Cl^-) = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

c) Sustituir los valores

$$pH = -\log(10^{-2})$$

d) Resolver

$$pH = -(-2)$$

$$pH = 2$$

e) Respuesta El  $pH$  de la disolución es 2

### Ejemplo 2

Calcular el  $pH$  de una disolución en que la  $c(H^+) = 2,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

PASOS A SEGUIR DESARROLLO

a) Determinar la incógnita y los datos:

Incógnita	$pH$
Datos	$c(H^+) = 2,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

El valor  $2,7 \cdot 10^{-4}$  está entre  $10^{-3}$  y  $10^{-4}$ , por lo que el  $pH$  de la disolución está entre 3 y 4.

b) Expresión del $pH$	$pH = -\log c(H^+)$
c) Sustituir los valores	$pH = -\log 2,7 \cdot 10^{-4}$
d) Resolver	$pH = -(\log 2,7 + \log 10^{-4})$
	$pH = -(\log 2,7 - 4)$
	$pH = 4 - \log 2,7$

El  $\log 2,7$  se busca en una tabla de logaritmos:

$$pH = 4 - 0,43$$
$$pH = 3,57$$

e) Respuesta El  $pH$  de la disolución es 3,57.

### Ejemplo 3

Calcular la  $c(H^+)$  en una disolución que tiene  $pH = 3$ .

PASOS A SEGUIR DESARROLLO

a) Determinar la incógnita y los datos:

Incógnita	$c(H^+)$
Datos	$pH = 3$

b) Expresión del  $pH$

$$pH = -\log c(H^+)$$

Como el logaritmo común de un número es la potencia a la cual se debe elevar para obtener el número.

c) Sustituir los valores

$$c(H^+) = 10^{-pH}$$
$$c(H^+) = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

d) Respuesta La concentración de iones  $H^+$  en la disolución es  $10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

#### Ejemplo 4

Calcular la  $c(H^+)$  en una disolución de  $pH = 4,22$ .

PASOS A SEGUIR

DESARROLLO

a) Determinar la incógnita y los datos:

Incógnita

$c(H^+)$

Dato

$pH = 4,22$

El valor de la  $c(H^+)$  está entre  $10^{-4}$  y  $10^{-5}$

b) Expresión del  $pH$

$pH = -\log c(H^+)$

por lo tanto:

$c(H^+) = \text{antilog} - pH$

c) Sustituir los valores

$c(H^+) = \text{antilog} - 4,22$

d) Resolver

Sumando y restando la unidad inmediata superior (5):

$c(H^+) = \text{antilog } 5,78$

$c(H^+) = 6,03 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

e) Respuesta

La concentración de iones  $H^+$  es  $6,03 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

### Importancia del $pH$

Algunos ejemplos muestran la importancia del  $pH$  para la vida, la agricultura, la industria y la ciencia.

Para que el organismo humano funcione normalmente, el  $pH$  de las disoluciones que intervienen en los procesos fisiológicos, como el metabolismo, debe permanecer prácticamente constante. Un ligero cambio en el valor de  $pH$  puede modificar la velocidad de algunas de las reacciones que ocurren en el organismo y provocar alteraciones.

El análisis del  $pH$  puede servir de diagnóstico en la detección de algunas enfermedades.

El  $pH$  de la sangre debe mantenerse entre 7 y 7,8. Otros valores son, en general, incompatibles con la vida.

La pepsina es una enzima que participa en la digestión de las proteínas en el estómago. Tiene su mayor actividad a  $pH = 1,5$ .

El jugo gástrico en organismos sanos debe tener un  $pH$  entre 0,9 y 1,5.

La ptialina es la enzima de la saliva encargada de transformar el almidón en azúcar. Su mayor actividad es a  $pH = 6,7$ .

Los valores normales del  $pH$  de la orina están entre 4,6 y 8 dependiendo de la dieta, su valor promedio es 6.

El crecimiento y desarrollo de las plantas, así como el rendimiento de las cosechas está determinado, entre otros factores, por el  $pH$  del suelo. Cada cultivo requiere para su óptimo aprovechamiento de suelos que presenten valores determinados del  $pH$ . Por ejemplo, la caña de azúcar requiere de un suelo que su  $pH$  se encuentre entre 6 y 8.

El tabaco necesita un  $pH$  de 5,5 a 7,5. Para la papa el  $pH$  óptimo del suelo está entre 5,5 y 6.

El  $pH$  de los suelos fértiles normales se sitúa entre 4 y 8. La disponibilidad de nutrientes que aporta el suelo a las plantas depende de los valores del  $pH$  del suelo. Muchos de los elementos nutrientes son poco solubles cuando el  $pH$  aumenta, mientras que otros son menos asimilables cuando el  $pH$  disminuye. Por ejemplo, el fósforo se asimila por las plantas cuando el  $pH$  está entre 6 y 7; si el  $pH$  del suelo aumenta de 7 a 8,5, el fósforo se vuelve poco soluble y deja de ser asimilable. Si el  $pH$  disminuye hasta tener valores entre 4 y 5 el fósforo se asimila muy poco.

El hierro, manganeso, cobre y cinc son más solubles en medio ligeramente ácido.

El nitrógeno como ion nitrato,  $\text{NO}_3^-$ , se asimila mejor por las plantas cuando el  $pH$  del suelo es 5, mientras que como ion amonio,  $\text{NH}_4^+$ , se asimila mejor a  $pH = 7$ .

Este ejemplo muestra como el aprovechamiento de los fertilizantes por las plantas también se relacionan con el  $pH$  de los suelos.

En la industria azucarera, en la clasificación del guarapo, el  $pH$  debe regularse alrededor de 8,4, ya que es la forma de lograr la máxima eliminación de las impurezas, mejor clarificación e impedir la inversión de la sacarosa. Este control se mantiene empleando lechada de cal.

Otros ejemplos donde también es importante el papel del  $pH$ , son los procesos de fermentación, blanqueo y teñido de fibras, la fabricación de colorantes, la producción de drogas para la medicina y otros productos farmacéuticos, la fabricación de productos de belleza, dentríficos, jabones y detergentes, en los procesos de elaboración de productos lácteos, en panaderías, cervecerías, acueductos, etcétera.

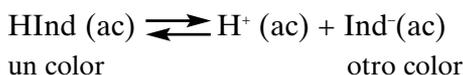
## Indicadores ácido-base

El término *indicador* se conoce desde el primer curso de química. El papel de tornasol rojo y azul, la fenolftaleína y el anaranjado de metilo, tienen un color característico según el medio en que se encuentren, y por lo tanto sirven para determinar si una disolución es ácida, básica o neutra.

A continuación se profundiza en el estudio de este peculiar grupo de sustancias.

Los indicadores son ácidos o bases muy débiles, por lo general orgánicos.

Por ejemplo, sea HInd la fórmula de un indicador, la ecuación de disociación iónica es:



Las moléculas no ionizadas le confieren un determinado color a la disolución, mientras que su ion correspondiente provoca otro distinto.

¿A qué se debe este fenómeno?

La diferencia de *color* se debe al cambio que se produce en la *estructura* del indicador al pasar de la forma molecular a la iónica o viceversa. Cuando la  $c(\text{HInd})$  es mucho mayor que la  $c(\text{Ind}^-)$  la disolución tiene el color correspondientes a las moléculas, mientras que si la  $c(\text{HInd}) \ll c(\text{Ind}^-)$ , su color corresponde a los iones.

Es evidente que prevalecer un color u otro, en dependencia del sentido en que se halle favorecido el equilibrio del indicador.

Al añadirle unas gotas de la disolución de un indicador a otra disolución de un ácido o una base, el indicador adopta la coloración correspondiente a la especie (molécula o ion) que prevalezca. El indicador le confiere su color a la disolución que se prueba.

El color del indicador depende de la concentración de iones  $\text{H}^+$ , o sea, del  $pH$ .

Esto se comprueba al analizar la expresión de la constante de ionización del indicador, la cual se representa por  $K_{\text{Ind}}$ :

$$K_{\text{Ind}} = \frac{c(\text{H}^+) \cdot c(\text{Ind}^-)}{c(\text{HInd})}$$

La que puede escribirse de la forma:

$$\frac{c(\text{HInd})}{c(\text{Ind}^-)} = \frac{c(\text{H}^+)}{K_{\text{Ind}}}$$

Esta ecuación también permite analizar que existen valores de la concentración de  $H^+$ , o sea del  $pH$  de la disolución, en que las concentraciones de las moléculas y los iones específicos tienen valores tales que no prevalece una sobre la otra y por lo tanto tampoco prevalece un color sobre el otro.\*

El indicador adopta un color intermedio. La transición de un color a otro del indicador se produce entre determinados valores de la  $c(H^+)$ , o sea del  $pH$ , a lo que se denomina *zona de viraje* del indicador.

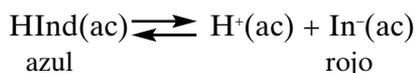
La tabla 3.9 muestra ejemplos de distintos indicadores.

Tabla 3.9  
Indicadores ácido-base

INDICADOR	valores de $pH$															
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	
Anaranjado de metilo			2,9		4,6											
	rojo			naranja				amarillo								
Rojo de metilo					4,2		6,3									
	rojo			naranja				amarillo								
Tornasol					5		8									
	rojo			vino				azul								
Bromotimol azul					6		7,6									
	amarillo			verde				azul								
Fenolftaleína									8,2		10					
	incoloro							rosado		rojo						

### Ejemplo 1

¿Qué color toma una disolución ácida ( $pH = 4$ ) y cuál una básica ( $pH = 10$ ) al añadir unas gotas del indicador siguiente, en el caso que el cambio de color se produzca entre  $pH = 6$  y  $pH = 8$ .



La ecuación de equilibrio es:

$$K_{\text{Ind}} = \frac{c(\text{H}^+) \cdot c(\text{Ind}^-)}{c(\text{HInd})}$$

\* Para que prevalezca un color sobre el otro, la proporción de una forma (molécula o ion) con respecto a la otra, debe ser unas 10 veces mayor. Por ejemplo:  $c(\text{HInd}) > 10 c(\text{Ind}^-)$ , prevalece el color correspondiente a la forma molecular.

La relación que regula el color de la disolución es:

$$\frac{c(\text{HInd})}{c(\text{Ind}^-)}$$

la cual depende de la relación  $\frac{c(\text{H}^+)}{K_{\text{Ind}}}$ , pero como  $K_{\text{Ind}}$  es constante, la relación reguladora del color depende de la  $c(\text{H}^+)$ .

En la disolución ácida  $c(\text{H}^+)$  es alta y, por lo tanto:

$$c(\text{HInd}) \gg c(\text{Ind}^-)$$

El equilibrio del indicador está desplazado hacia la forma molecular.

La coloración del indicador es azul y le confiere este color a la disolución del ácido.

En el caso de la disolución básica, ocurre todo lo contrario:

$$c(\text{H}^+) \text{ es baja y } c(\text{HInd}) \ll c(\text{Ind}^-)$$

El equilibrio del indicador está desplazado hacia la forma iónica. La coloración es roja.

Se puede preparar una disolución con varios indicadores, de modo que presente diferentes colores de acuerdo con el valor del  $pH$ . A esta mezcla de indicadores se le conoce como *indicador universal*.

A  $pH$  1, 2 y 3 presenta distintas tonalidades de rojo.

A  $pH$  4 y 5 presenta distintas tonalidades de naranja.

A  $pH$  6 es amarillo.

A  $pH$  7 es verde claro.

A  $pH$  8 es verde oscuro.

A  $pH$  9 es azul.

A  $pH$  10 es azul-violeta.

A  $pH$  11 es violeta.

Se obtiene un papel indicador universal impregnando una tira de papel de filtro con esta disolución.

El papel indicador tiene la utilidad de que solo se requiere una gota de la disolución cuyo  $pH$  se quiere determinar.

La determinación del  $pH$  de una disolución utilizando indicadores es un método menos preciso que emplear un medidor de  $pH$ , pero es más sencillo y práctico por lo simple de su técnica operatoria.

Consiste en analizar el color que toma una disolución con cada uno de los indicadores de que se disponga.

### *Ejemplo 2*

¿Cuál es el  $pH$  de una disolución que al probarse con varios indicadores, se obtienen las coloraciones siguientes?

Incoloro con la fenolftaleína  
Naranja frente al rojo de metilo  
Vinoso al usar tornasol  
Verde con el bromotimol

Consultando la tabla 3.10 se analiza en qué intervalo de valores del  $pH$ , los indicadores empleados presentan esos colores:

Fenolftaleína (incoloro):  $pH$  entre 0 y 8,2  
Rojo de metilo (naranja):  $pH$  entre 4,2 y 6,3  
Tornasol (vinoso):  $pH$  entre 5 y 8  
Bromotimol (verde):  $pH$  entre 6 y 7,6

El  $pH$  de la disolución tiene un valor entre 6 y 6,3.

Esto se comprende fácilmente, ya que el valor menor tiene que ser 6 para que el bromotimol sea verde, mientras que el mayor no puede exceder a 6,3 para que el rojo de metilo se presente naranja.

Este método de determinación del  $pH$  empleando indicadores se conoce como *método colorimétrico*.

???

3.13 Calcular la  $c(\text{OH}^-)$  en una disolución acuosa cuya  $c(\text{H}^+) = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

3.14 ¿Cuál es el  $pH$  de una disolución que tiene una concentración de iones  $\text{H}^+$  igual a  $10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ? ¿Es ácida o básica? Fundamente su respuesta.

3.15 Una disolución A tiene  $pH = 2$  y otra B presenta  $pH = 4$ .

a) ¿Cuál es más ácida? Justifique su selección.

b) ¿Cuántas veces es más ácida una que otra? Explique.

3.16 ¿Es recomendable cultivar la papa en un suelo donde la  $c(\text{H}^+)$  es  $10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ? Explique.

3.17 Calcular el  $pH$  de una disolución de una base fuerte y soluble de fórmula  $\text{MOH}$ , cuya concentración es  $10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

3.18 Determine el  $pH$  de una disolución de  $\text{HAc}$  de concentración  $10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . El porcentaje de disociación iónica es de un 4,2 %.

3.19 Calcular la  $c(\text{H}^+)$  de las disoluciones que tienen los valores de  $pH$  siguiente:

- a) 4.
- b) 2,4.
- c) 10.

3.20 La ecuación de disociación iónica del indicador HZ es:



Frente a este indicador, una disolución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  se torna azul, mientras que otra de  $\text{KOH}$  se pone verde.

¿Cuál es el color correspondiente a las moléculas y cuál a los iones de este indicador?

3.21 Una disolución se prueba con varios indicadores y se obtienen los resultados siguientes:

<i>Indicador</i>	<i>Color</i>
Anaranjado de metilo	amarillo
Tornasol	vinoso
Bromotimol	verde
Fenolftaleina	incolore
Rojo de fenol	amarillo

El rojo de fenol es anaranjado en la zona de viraje (6,8-8,4), amarillo en medio ácido y rojo en medio básico. ¿Cuál es el  $pH$  de esta disolución?

### **3.4 Efecto de ion común. Disoluciones reguladoras. Importancia**

¿Cómo afecta el equilibrio del electrólito débil AB, la adición del electrólito fuerte AX?



Ambos electrólitos tienen un mismo ion, o sea, un ion común, el ion  $\text{A}^+$ .

Al aumentar la concentración de  $\text{A}^+$  el equilibrio se desplaza hacia la formación de moléculas para así compensar dicho aumento.

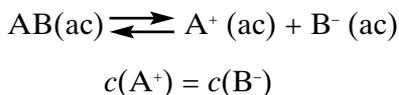
De la misma forma, si al electrólito AB se le añade el electrólito fuerte YB, se produce un desplazamiento en el mismo sentido, ya que ambos presentan el ion común  $\text{B}^-$ .

El equilibrio de un electrólito se desplaza hacia la forma no disociada siempre que se le adicione un electrólito fuerte que presente un ion común.

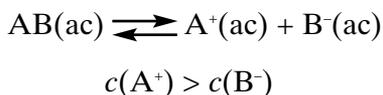
Este efecto se conoce como *efecto de ion común*.

Como consecuencia del efecto de ion común, al alcanzar el nuevo estado de equilibrio, existe una alta concentración de las moléculas, una elevada concentración del ion común y muy baja concentración del ion no común.

En este ejemplo:



Al añadir el ion común  $\text{A}^+$ , se puede representar gráficamente el equilibrio por:



### ***Disoluciones reguladoras***

El *pH* de una disolución varía apreciablemente por dilución o cuando se adicionan ácidos o bases.

Por ejemplo, al añadir 0,1 mol de HCl a suficiente agua pura para preparar 1 L de disolución, el *pH* varía de 7 a 1 ya que la  $c(\text{H}^+)$  de la disolución es  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Sin embargo, existen ciertas disoluciones que tienen la propiedad de impedir variaciones bruscas de la acidez, o sea, que mantiene el *pH* prácticamente constante frente a diluciones o adiciones de pequeños volúmenes de ácidos o bases.

Estas disoluciones se denominan *reguladoras* o reguladoras del *pH*. También son conocidas como *buffer*, *amortiguadoras* o *tampones*.

Se puede preparar una disolución reguladora con un ácido débil o con

Las disoluciones reguladoras mantienen el *pH* prácticamente constante.

una base débil, y una sal fuerte y soluble que contenga un ion común.

Por ejemplo, si a una disolución de HAc que es un ácido débil, se le añade NaAc, que es una sal fuerte que tiene el ion común  $\text{Ac}^-$ , el equilibrio del ácido se desplaza a un nuevo estado de equilibrio donde existe alta concentración de HAc y de  $\text{Ac}^-$ , y pequeña de  $\text{H}^+$ .

La ecuación iónica del HAc es:



La ecuación de equilibrio es:

$$K_i = \frac{c(\text{H}^+) \cdot c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})}$$

Donde:

$$c(\text{H}^+) = K_i \cdot \frac{c(\text{HAc})}{c(\text{Ac}^-)}$$

Se considera que la concentración del ion común es prácticamente igual a la concentración de la sal que se adiciona y que la concentración del ácido equivale a la concentración de las moléculas. Por lo tanto:

$$c(\text{H}^+) = K_i \cdot \frac{c(\text{ácido})}{c(\text{sal})}$$

Se observa que la  $c(\text{H}^+)$  depende exclusivamente de la relación de las concentraciones de la sal y del ácido, y por lo tanto, no varía al diluir la disolución, ya que esta relación no se afecta en dicha operación.

Si a esta disolución reguladora se le añade un pequeño volumen de ácido, los iones  $\text{H}^+$  se combinan con el ion  $\text{Ac}^-$ , el cual presenta una alta concentración y forman el HAc. De esta forma queda neutralizada la eventual acidez y la variación del  $pH$  es prácticamente despreciable.

Si por el contrario, se adiciona un pequeño volumen de una base, los iones  $\text{OH}^-$  son neutralizados por los iones  $\text{H}^+$  existentes en la disolución. El equilibrio se desplaza hacia los iones para completar, si es necesario, la neutralización y además restituir la  $c(\text{H}^+)$ .

Por el efecto de ion común, la disolución reguladora tiene la característica siguiente:



*Las altas concentraciones de HAc y  $\text{Ac}^-$  constituyen el fundamento del poder regulador de este tipo de disolución.* La primera como reserva ácida ya que al disociarse puede aportar suficientes iones  $\text{H}^+$  como para poder neutralizar cualquier adición pequeña de una base, sin que la  $c(\text{H}^+)$  original, y por tanto el  $pH$ , sufra una variación apreciable. La segunda como reserva básica, puesto que se encuentra en condiciones de combinarse con cualquier adición pequeña de un ácido, manteniendo así el  $pH$  prácticamente constante.

A la relación  $\frac{c(\text{ácido})}{c(\text{sal})}$  se le llama *relación reguladora*. Cuando las concentraciones son iguales, se logra el mayor poder regulador.

El análisis anterior también es válido para el caso de una disolución reguladora formada por una base débil y una sal fuerte que contenga un ion común. Por ejemplo:  $\text{NH}_3(\text{ac})$  y  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

## Importancia de las disoluciones reguladoras

Las disoluciones reguladoras tienen gran importancia, sobre todo en química aplicada, ya que muchos procesos deben transcurrir a un determinado  $pH$  constante.

Algunas de las disoluciones reguladoras más usadas son:

- HAc – NaAc, que regula el  $pH$  entre 4 y 5.
- $\text{NH}_3(\text{ac})$  –  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , que regula el  $pH$  entre 9 y 10.

Las disoluciones reguladoras desempeñan un papel muy importante en los procesos biológicos. Además del riñón, que es el más poderoso regulador de la acidez del organismo, existen disoluciones encargadas de neutralizar los excesos de ácidos y bases que se ingieren en las comidas y bebidas, y la formación de ácido láctico como consecuencia de la actividad muscular.

Como ejemplos de disoluciones reguladoras en los tejidos, la sangre y en general en el organismo, están los sistemas formados por:

- $\text{CO}_2(\text{ac})$  –  $\text{HCO}_3^-(\text{ac})$
- $\text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{ac})$  –  $\text{HPO}_4^{2-}(\text{ac})$
- $\text{NH}_3(\text{ac})$  –  $\text{NH}_4^+(\text{ac})$
- Por proteínas y sus sales.

Una buena regulación del  $pH$  de los suelos hace que los ácidos que liberan las raíces de las plantas durante la nutrición no sean perjudiciales, pues impide la acidificación del suelo.

???

3.22 ¿Qué ocurre en el equilibrio de una disolución de  $\text{NH}_3(\text{ac})$ , si le añade  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ? Explique.

3.23 ¿Por qué la  $c(\text{H}^+)$  de una disolución de HAc y NaAc es menor que la de una disolución de ácido acético de igual concentración.

3.24 ¿Cómo se prepara una disolución reguladora del  $pH$ ?

3.25 Se dispone de disoluciones acuosas de KAc,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , KOH, HAc y  $\text{NH}_3$ .

a) ¿Cuáles usaría para preparar una disolución reguladora? Justifique su respuesta.

b) Explique la acción reguladora de esa disolución.

3.26 ¿Por qué el  $pH$  de una disolución acuosa de  $\text{NH}_3$  disminuye al añadirle disolución de cloruro de amonio?

3.27 Si a la disolución resultante, de la pregunta anterior, se le añaden unas gotas de ácido clorhídrico, ¿disminuye apreciablemente el  $pH$ ? Explique.

### 3.5 Hidrólisis salina

Algunas sales, como el NaCl, al disolverse en agua no modifican el  $pH$ , que es 7 a 25 °C. Como las  $c(H^+)$  y  $c(OH^-)$  son iguales, la disolución es neutra. Evidentemente, los iones de esta sal no varían el estado de equilibrio iónico del agua.

Sin embargo, existen otras sales cuyas disoluciones acuosas no son neutras, o sea, cuyo  $pH$  es distinto de 7. En algunos casos la disolución resulta ácida ( $pH < 7$ ), y en otros es básica ( $pH > 7$ ).

¿A qué se debe este fenómeno?

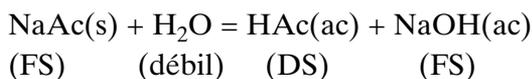
Para que el  $pH$  de la disolución sea diferente de 7, las concentraciones de los iones  $H^+$  y  $OH^-$  deben ser diferentes, lo cual solo es posible por el desplazamiento del equilibrio iónico del agua, de forma tal que prevalezca uno de sus iones.

El desplazamiento del equilibrio iónico del agua es producida por uno o más de los iones de una sal. Este fenómeno se denomina *hidrólisis salina*.

La hidrólisis salina es el desplazamiento del equilibrio iónico del agua producida por al menos uno de los iones de una sal disuelta.

El equilibrio iónico del agua se deslaza por la reacción con uno de los iones de la sal o por la reacción con el anión y el catión de la sal en la disolución.

El caso más simple es el que se produce al disolver NaAc en agua la ecuación global de esta reacción es:



Su representación iónica es:



Donde solo se representan por sus iones los electrólitos fuertes y solubles. La ecuación iónica se puede simplificar de la forma siguiente:



En este caso el ion  $Ac^-$  de la sal reacciona con el agua produciendo HAc, lo que provoca el desplazamiento del equilibrio del agua hacia los iones, con lo cual la  $c(OH^-)$  aumenta y al alcanzarse el nuevo estado de equilibrio  $c(OH^-) > c(H^+)$ . La disolución es básica ( $pH > 7$ ).

Todas las sales que como el NaAc, proceden de un ácido débil y una base fuerte provocan hidrólisis salina y su disolución acuosa es básica.

Otro caso se presenta al disolver  $\text{NH}_4\text{Cl}$  en agua.

La ecuación global es:



La ecuación iónica es:



Y de forma simplificada:



El ion  $\text{NH}_4^+$  provoca la hidrólisis y la disolución resulta ácida  $c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$ ,  $\text{pH} < 7$ .

Todas las sales, que como el  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , proceden de una base débil y un ácido fuerte, provocan hidrólisis salina y su disolución acuosa es ácida.

## Casos en que los dos iones de la sal reaccionan con el agua

Por ejemplo, al disolver  $\text{NH}_4\text{Ac}(\text{s})$  en agua.



El ácido y la base son débiles y en este caso particular presentan igual valor de la  $K_i$  ( $1,8 \cdot 10^{-5}$  a  $25^\circ\text{C}$ ). Por lo tanto, la disolución resultante es neutra.

En general, al disolver en agua una sal de fórmula BA, que sus dos iones reaccionen con el agua:



La sal procede de un ácido débil y una base débil.

¿Cuál es el  $\text{pH}$  de la disolución producto de esta hidrólisis?

En casos como este en que se considera una doble ruptura del equilibrio iónico del agua, se producen tres alternativas diferentes:

1. Que el ácido sea más fuerte que la base, o sea, que:

$K_i$  del ácido  $>$   $K_i$  de la base.

Entonces la disolución es ácida ( $pH < 7$ ).

2. Que la base sea más fuerte que el ácido y por lo tanto:

$K_i$  de la base  $>$   $K_i$  del ácido.

La disolución es básica ( $pH > 7$ ).

3. Que el ácido y la base se ionicen en igual extensión, decir que:

$K_i$  del ácido =  $K_i$  de la base.

La disolución resulta neutra ( $pH = 7$ ).

La tabla 3.10 resume todas las alternativas analizadas.

Tabla 3.10  
Hidrólisis salina

Procedencia de la sal		Resultado	$pH$ de la disolución acuosa de la sal
ÁCIDO	BASE		
Fuerte	Fuerte	No provoca hidrólisis	7
Fuerte	Débil	$c(H^+) > c(OH^-)$	$< 7$
Débil	Fuerte	$c(H^+) < c(OH^-)$	$> 7$
Débil	Débil	$K_{i\text{ácido}} > K_{i\text{base}}$	$< 7$
Débil	Débil	$K_{i\text{ácido}} < K_{i\text{base}}$	$> 7$
Débil	Débil	$K_{i\text{ácido}} = K_{i\text{base}}$	7

???

- 3.28 Explique el hecho de que las disoluciones acuosas de algunas sales presentan un  $pH$  diferente a 7.
- 3.29 Represente iónicamente las ecuaciones químicas de la hidrólisis provocada por las sales siguientes:
- KAc.
  - $NH_4NO_3$ .
- 3.30 Clasifique en ácida o básica cada una de las disoluciones de la pregunta anterior. Explique su respuesta.
- 3.31 ¿Por qué una disolución de KCl es neutra?
- 3.32 ¿Por qué una disolución de  $Cu(NO_3)_2$  presenta  $pH$  menor que 7?
- 3.33 ¿Qué coloración toma una disolución de  $AlCl_3$  con unas gotas de bromotimol? Explique su respuesta, consulte la tabla 3.9.

### 3.6 Constante de equilibrio de electrólitos poco solubles.

#### Aplicaciones

En una disolución saturada existe un equilibrio entre el soluto disuelto y el soluto sin disolver.

En el caso de que el soluto sea un electrólito poco soluble, la disolución es diluida y la parte disuelta está formada prácticamente por iones.\*

Por ejemplo, el electrólito AB, poco soluble, presenta el equilibrio siguiente:



La constante de este equilibrio se expresa en función de las concentraciones de los iones ya que la concentración de los sólidos no varía.

En este caso la nueva constante recibe el nombre de *constante del producto de solubilidad* y se representa por *Kps*.

En este ejemplo:

$$\underbrace{K_i \cdot c(AB_{(s)})}_{\text{constante}} = \underbrace{c(A^+) \cdot c(B^-)}_{\text{producto iónico}}$$

$$Kps = c(A^+) \cdot c(B^-)$$

En el caso del AgBr:



$$Kps = c(Ag^+) \cdot c(Br^-)$$

Sus valores dependen de la temperatura al igual que todas las constantes estudiadas. Las concentraciones son de *cantidad de sustancia* y aparecen elevadas a un exponente igual al coeficiente del ion respectivo en la ecuación de equilibrio.

Para el caso general:



$$Kps = c^x(A^{y+}) \cdot c^y(B^{x-})$$

La tabla 3.11 muestra valores de la *Kps* de varios electrólitos, los cuales fueron determinados experimentalmente.

\* Se considera que cuando la solubilidad de una sustancia sólida es inferior a  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  esta es poco soluble.

*Tabla 3.11*  
*Kps* de varios electrólitos a 25 °C

Al(OH) <sub>3</sub>	$5 \cdot 10^{-33}$	Mg(OH) <sub>2</sub>	$1,5 \cdot 10^{-11}$
BaSO <sub>4</sub>	$1,5 \cdot 10^{-10}$	NiS	$1,4 \cdot 10^{-24}$
CaCO <sub>3</sub>	$4,7 \cdot 10^{-9}$	Ni(OH) <sub>2</sub>	$8,7 \cdot 10^{-10}$
CaF <sub>2</sub>	$4,9 \cdot 10^{-11}$	AgBr	$3,5 \cdot 10^{-13}$
CaSO <sub>4</sub>	$2,4 \cdot 10^{-5}$	Ag <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	$1,7 \cdot 10^{-12}$
Zn(OH) <sub>2</sub>	$1 \cdot 10^{-18}$	AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$
CuS	$8,7 \cdot 10^{-36}$	PbCl <sub>2</sub>	$1,7 \cdot 10^{-5}$
Cu(OH) <sub>2</sub>	$5,6 \cdot 10^{-20}$	PbI <sub>2</sub>	$1,4 \cdot 10^{-8}$
FeS	$5 \cdot 10^{-18}$	PbCO <sub>3</sub>	$5,6 \cdot 10^{-14}$
Fe(OH) <sub>3</sub>	$1,1 \cdot 10^{-36}$	Pb <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	$1,5 \cdot 10^{-32}$

En la tabla 3.12 aparecen algunos ejemplos de la expresión *Kps*.

*Tabla 3.12*  
Electrólitos poco solubles

Electrólito	Notación iónica	<i>Kps</i>
AgI	$\text{AgI(s)} \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{ac}) + \text{I}^-(\text{ac})$	$Kps = c(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{I}^-)$
BaCO <sub>3</sub>	$\text{BaCO}_3 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{ac}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{ac})$	$Kps = C(\text{Ba}^{2+}) \cdot c(\text{CO}_3^{2-})$
MgF <sub>2</sub>	$\text{MgF}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{F}^-(\text{ac})$	$Kps = c(\text{Mg}^{2+}) \cdot c(\text{F}^-)^2$
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s}) \rightleftharpoons 3\text{Ca}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{PO}_4^{3-}(\text{ac})$	$Kps = c^3(\text{Ca}^{2+}) \cdot c^2(\text{PO}_4^{3-})$

La *Kps* sirve como referencia para comparar la solubilidad entre electrólitos poco solubles, cuya parte disuelta se disocia en iones en igual proporción a una misma temperatura. Es decir, que en igualdad de condiciones, un electrólito es más soluble que otro de menor *Kps*.

Por ejemplo, a 25 °C el AgI ( $Kps = 8,3 \cdot 10^{-17}$ ) es más soluble que el ZnS ( $Kps = 1,0 \cdot 10^{-22}$ ).

Si se quiere conocer la solubilidad de un electrólito poco soluble, se puede determinar a partir del valor de la *Kps* a esa temperatura, la cual puede ser dato o buscarse en la tabla correspondiente.

### Ejemplo 1

Calcule la solubilidad en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$  del  $\text{AgCl}$  en agua, a cierta temperatura para la cual la  $K_{ps}$  es  $2 \cdot 10^{-10}$ .

#### PASOS A SEGUIR

#### DESARROLLO

a) Determinar la incógnita y los datos:

Incógnita

$s$  (representa la solubilidad del electrolito)

Datos

$$K_{ps} = 2 \cdot 10^{-10}$$

b) Representar la ecuación iónica



c) Expresión de la  $K_{ps}$ , relación entre las concentraciones de los iones y despejo de la incógnita

$$K_{ps} = c(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{Cl}^-)$$

como los iones se producen en igual proporción:

$$c(\text{Ag}^+) = c(\text{Cl}^-) = s$$

$$K_{ps} = s \cdot s$$

$$K_{ps} = s^2$$

$$s = \sqrt{K_{ps}}$$

d) Sustituir los valores

$$s = \sqrt{2 \cdot 10^{-10}}$$

e) Resolver

$$s = 1,41 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

f) Respuesta

La solubilidad del cloruro de plata es  $1,41 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  a esa temperatura.

### Ejemplo 2

Calcular la solubilidad del  $\text{BaSO}_4$  a  $25^\circ\text{C}$ . Consulte la tabla 3.12.

#### PASOS A SEGUIR

#### DESARROLLO

a) Determinar la incógnita y los datos:

Incógnita

$s$

Dato

$K_{ps}$ : (tabla 3.12)

b) Representar la ecuación iónica



c) Expresión de la  $K_{ps}$ , relación entre las concentraciones de los iones y despejo de la incógnita

$$K_{ps} = c(\text{Ba}^{2+}) \cdot c(\text{SO}_4^{2-})$$

$$c(\text{Ba}^{2+}) = c(\text{SO}_4^{2-}) = s$$

$$K_{ps} = s^2$$

$$s = \sqrt{K_{ps}}$$

d) Sustituir los valores

$$s = \sqrt{1,5 \cdot 10^{-10}}$$

e) Resolver

$$s = 1,22 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

f) Respuesta

La solubilidad del sulfato de bario es  $1,22 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  a esa temperatura

Los términos solubilidad y  $K_{ps}$  no son iguales y no deben confundirse. La  $K_{ps}$  es numéricamente igual al producto de las concentraciones a una temperatura determinada.

El producto de las concentraciones iónicas se conoce como *producto iónico (PI)*\*

Este producto iónico tiene un valor único a una misma temperatura, el valor de la  $K_{ps}$ , cuando la disolución está saturada, o sea, en el equilibrio.

Disolución saturada:  $K_{ps} = PI$

En la disolución no saturada el producto iónico puede tener cualquier valor menor que el correspondiente a la  $K_{ps}$ .

Disolución no saturada:  $K_{ps} > PI$

\* Cada concentración está elevada a un exponente igual a su coeficiente en la ecuación iónica.

La  $K_{ps}$  es un caso particular del producto iónico. A una misma temperatura existen infinitos valores del  $PI$  menores que la  $K_{ps}$  y un único valor para la  $K_{ps}$ : el valor del producto iónico en la disolución saturada.

## Aplicaciones

Una de las aplicaciones más útiles de la  $K_{ps}$  consiste en predecir si se produce o no precipitación al mezclar dos disoluciones.

### Ejemplo 3

¿Se produce precipitado de  $AgCl$  al unir disoluciones de  $AgNO_3$  y  $NaCl$ , si las concentraciones resultantes son  $10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  y  $10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  respectivamente? La  $K_{ps}$  del  $AgCl$  a esa temperatura es  $10^{-10}$ .

#### PASOS A SEGUIR

#### DESARROLLO

a) Determinar la incógnita y los datos:

Incógnita

$AgCl(s)$

Datos

$c(AgNO_3) = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$c(NaCl) = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$K_{ps} = 10^{-10}$

b) Representar la ecuación iónica



Si al unir las disoluciones que aportan los iones  $Ag^+$  y  $Cl^-$ , el producto de las concentraciones alcanza el valor de la  $K_{ps}$ , entonces aparece el precipitado en una cantidad que depende de cuanto supere el  $PI$  teórico a la  $K_{ps}$ .

En este ejemplo las concentraciones de los iones corresponden a la concentración de las sales por fuertes y solubles:

$$c(Ag^+) = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ y } c(Cl^-) = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

c) Expresión del  $PI$

$$PI = c(Ag^+) \cdot c(Cl^-)$$

d) Sustituir los valores

$$PI = 10^{-3} \cdot 10^{-2}$$

e) Resolver y comparar los valores de la  $K_{ps}$  y el  $PI$

- f) Respuesta
- $$PI = 10^{-5}$$
- $$10^{-10} < 10^{-5}$$
- $$K_{ps} < PI$$

Se produce el precipitado de cloruro de plata

Se produce precipitado cuando  $K_{ps} < PI$  (calculado).

Otra aplicación de la  $K_{ps}$  brinda una forma de eliminar iones de una disolución. Basta con añadir un electrólito que tenga un ion que forme un compuesto poco soluble con el que se desea eliminar. Por ejemplo:

Para eliminar los iones  $Ag^+$  que existen en una disolución, se añade  $NaCl(ac)$  para que se produzca el precipitado de  $AgCl(s)$ . Después se separa el sólido filtrando la disolución.

???

3.34 Escriba la expresión de la  $K_{ps}$  de los electrólitos siguientes:

- a)  $CaCO_3$ .
- b)  $Zn(OH)_2$ .
- c)  $Fe(OH)_3$ .
- d)  $CuS$ .

3.35 Represente la notación iónica de los electrólitos siguientes:

- a)  $ZnS$ .
- b)  $CaSO_4$ .
- c)  $PbI_2$ .
- d)  $Pb_3(PO_4)_2$ .

3.36 Escriba la expresión de la  $K_{ps}$  de los electrólitos de la pregunta anterior.

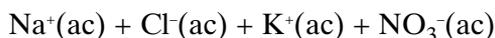
3.37 Consulte la tabla 3.12 y diga qué sal es más soluble, el  $AgBr$  o el  $AgCl$ . Argumente su respuesta.

3.38 Calcular la solubilidad del  $FeS$  a  $25\text{ }^\circ C$ . Consulte la tabla 3.11.

3.39 Calcular la solubilidad del sulfato de un metal divalente, poco soluble en agua a cierta temperatura para la cual la  $K_{ps}$  tiene un valor de  $10^{-10}$ .

### 3.7 Reacciones iónicas entre electrólitos

Al unir una disolución de  $NaCl$  y otra de  $KNO_3$ , ambos electrólitos fuertes y solubles, en la disolución resultante están presentes los iones:



ninguno de los iones reacciona ya que los posibles compuestos a formar ( $\text{NaNO}_3$  y  $\text{KCl}$ ) son también electrolitos fuertes y solubles y por lo tanto los iones se mantienen separados.

En casos como el ejemplo anterior, donde todos los electrolitos son FS, para lograr obtener algún compuesto es necesario evaporar la disolución y se obtiene entonces el sólido menos soluble. Se sabe cuál es este compuesto consultando una tabla de solubilidad o las curvas de solubilidad correspondientes.

Para que dos electrolitos reaccionen es necesario que al menos un ion de cada uno reaccione entre sí.

Dos electrolitos reaccionan siempre que se forme un electrolito débil, una sustancia poco soluble o un gas.

Las reacciones entre electrolitos son conocidas también como *reacciones de intercambio iónico*, pues los electrolitos cambian entre sí sus iones positivos y negativos para formar nuevos compuestos.

Estas reacciones se caracterizan porque ocurren sin variación en los grados de oxidación.

Esto puede ser comprobado en todos los ejemplos.

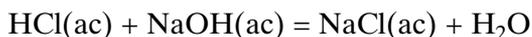
Se pueden representar las reacciones iónicas siguiendo el criterio de partir de la ecuación global, después la ecuación iónica donde aparecen todos los iones de los electrolitos fuertes y solubles, y por último la ecuación iónica que involucra solo a las especies que en esencia producen la reacción química. La ecuación con todos los iones puede ser omitida.

## Formación de un electrolito débil

### *Ejemplo 1*

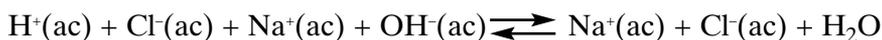
Represente iónicamente la reacción entre dos disoluciones de ácido clorhídrico e hidróxido de sodio (reacción de neutralización).

La ecuación global es:

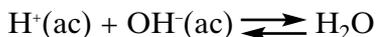


Todos menos el agua son fuertes y solubles.

La ecuación iónica es:



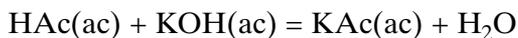
y de forma más simple:



Esta reacción se verifica prácticamente de forma completa ya que el agua es muy débil.\*

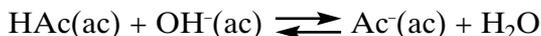
### *Ejemplo 2*

Representar iónicamente la reacción siguiente:



El ácido acético y el agua son débiles.

La ecuación iónica es:



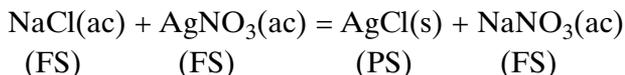
El equilibrio está desplazado hacia la formación de agua.

Añadiendo suficiente volumen de la base se neutraliza prácticamente todo el ácido.

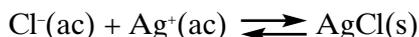
## Formación de una sustancia poco soluble

### *Ejemplo 3*

Escriba la ecuación global y la ecuación iónica de la reacción entre las disoluciones de cloruro de sodio y nitrato de plata. Consulte la tabla 3.3.



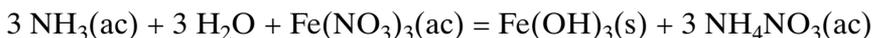
La ecuación iónica es:



La reacción ocurre de forma prácticamente completa ya que el cloruro de plata es un electrólito poco soluble.

### *Ejemplo 4*

Represente iónicamente:



\* Es posible predecir la extensión en que ocurre una reacción iónica, a partir del valor que presente la constante de equilibrio.

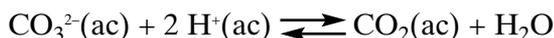
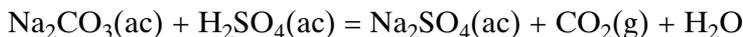
En este caso:  $K_c = \frac{1}{K_{\text{H}_2\text{O}}}$  cuyo valor es  $10^{14}$  a  $25^\circ\text{C}$ .

El equilibrio está desplazado hacia la formación del sólido.

## Formación de un gas

### Ejemplo 5

Formule la ecuación iónica de:



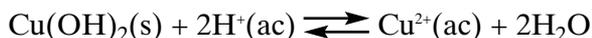
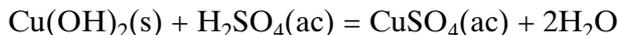
La formación de sustancias gaseosas en las reacciones iónicas provoca el desplazamiento del equilibrio hacia los productos, debido a la tendencia del gas a escapar de la disolución después de saturada.

La reacción ocurre de forma prácticamente completa.

## Casos en que se disuelve un precipitado

Los hidróxidos poco solubles y las sales poco solubles de ácidos débiles, se disuelven al reaccionar con ácidos fuertes.

### Ejemplo 6

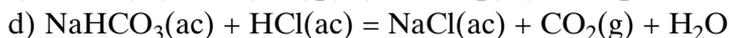
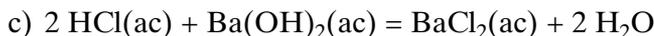
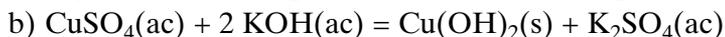
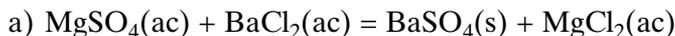


Al combinarse los iones  $\text{H}^+$  del ácido con los  $\text{OH}^-$  del hidróxido existentes en la disolución, su concentración disminuye y el producto iónico resulta menor que la  $K_{ps}$ . El sólido se disuelve para restituir los  $\text{OH}^-$ .

El equilibrio se desplaza hacia la formación de agua.

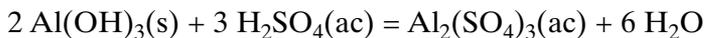
???

3.40 Escriba las ecuaciones iónicas correspondientes a las reacciones siguientes:



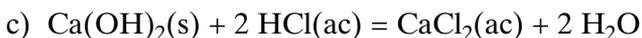
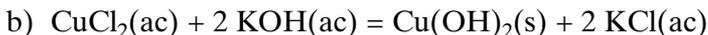
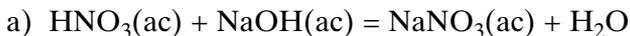
3.41 ¿En qué extensión ocurre cada una de las reacciones anteriores? Argumente su respuesta.

3.42 Represente iónicamente la reacción siguiente:



3.43 ¿Por qué se disuelve el hidróxido de aluminio al añadirle ácido sulfúrico?

3.44 Represente iónicamente las reacciones siguientes:



3.45 Al unir dos disoluciones de nitrato de plomo (II) y yoduro de potasio, se observa la formación de un precipitado amarillo. Formule iónicamente esta reacción e identifique la sustancia amarilla.

### Resumen de ejercicios

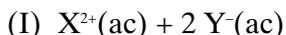
3.46 ¿Qué diferencia existe entre la disociación iónica de un sólido iónico y la de una sustancia molecular polar?

3.47 ¿Se produce la iluminación de la lámpara del equipo de conductividad en una disolución de azúcar común? Explique.

3.48 Si a dos disoluciones de igual concentración de HCl y HAc se le añaden dos o tres granallas de Zn, ¿se producen las dos reacciones a igual velocidad? Explique.

3.49 Explique por qué al diluir la disolución de un electrólito aumenta el grado de disociación iónica.

3.50 A partir de las representaciones iónicas siguientes:



a) ¿Cuál de las disoluciones permite mejor la conductividad eléctrica?

b) ¿Cuál electrólito es débil?

c) ¿A cuál electrólito puede corresponder un valor del  $\alpha \cdot 100 = 90 \%$ ?

d) ¿Es soluble o poco soluble el electrólito  $\text{XY}_2$ ?

e) ¿Es relativamente alta o baja la concentración de iones  $\text{X}^{2+}$  en la disolución?

f) ¿Es relativamente alta o baja la concentración de las moléculas MA en la disolución?

g) Explique su respuesta de cada inciso.

3.51 Formular iónicamente los electrólitos siguientes:



- |                             |                             |                             |
|-----------------------------|-----------------------------|-----------------------------|
| c) $\text{Al}(\text{OH})_3$ | h) $\text{AgCl}$            | m) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ |
| d) $\text{CaCO}_3$          | i) $\text{HAc}$             | n) $\text{PbAc}$            |
| e) $\text{NH}_3(\text{ac})$ | j) $\text{Ni}(\text{OH})_2$ |                             |

3.52 Escriba la expresión (ecuación) de  $K_i$  para los electrolitos siguientes:

- $\text{NH}_3(\text{ac})$
- $\text{H}_2\text{S}$
- $\text{PbAc}$
- $\text{FeCl}_3$

3.53 Calcular la concentración de iones  $\text{OH}^-$  en una disolución de concentración  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  del electrolito  $\text{YOH}$ . La  $K_i$  tiene un valor de  $1,69 \cdot 10^{-5}$ .

3.54 Calcular la concentración de iones  $\text{H}^+$  en una disolución de  $\text{HAc}$  disociado en iones en un 1,34 %, cuya concentración es  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

3.55 Calcular la concentración de iones  $\text{CN}^-$  producto de la disociación del  $\text{HCN}$  en una disolución de concentración  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . El porcentaje de disociación iónica es 0,001 %.

3.56 Determinar qué concentración de iones  $\text{H}^+$  hay presente en una disolución de ácido acético de concentración  $0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  disociado en iones el 0,6 %.

3.57 Calcular la concentración de iones  $\text{A}^+$  en una disolución de concentración  $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  del electrolito  $\text{AB}$ . La  $K_i$  es  $2,88 \cdot 10^{-5}$ .

3.58 Calcular las concentraciones de cada ion del ácido  $\text{HXO}$  en una disolución de concentración  $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$\alpha \cdot 100 = 1 \%$$

3.59 Calcular la  $c(\text{H}^+)$  en una disolución del ácido  $\text{HA}$  de concentración  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . La  $K_i$  tiene un valor de  $2 \cdot 10^{-7}$ .

3.60 Calcular la concentración de iones  $\text{H}^+$  en una disolución de  $\text{HX}$  que contiene disueltos 0,40 g por cada 100 mL. La masa molar de  $\text{HX}$  es 80 g, y el porcentaje de disociación iónica es 0,04 %.

3.61 ¿Qué concentración de iones  $\text{H}^+$  hay en una disolución del ácido  $\text{HA}$  cuya concentración es  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . La  $K_i$  a esa temperatura es  $4 \cdot 10^{-5}$ .

3.62 Calcular la concentración de ion hidróxido en una disolución de ácido clorhídrico de concentración  $0,001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  a  $25^\circ \text{C}$ .

3.63 Determine el  $pH$  de cada una de las disoluciones siguientes:

- Disolución de  $\text{HCl}$  de concentración  $10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
- Disolución de  $\text{NaOH}$  de concentración  $10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
- Disolución de  $\text{NaCl}$  de concentración  $10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

3.64 Si el  $pH$  de una disolución es el doble que de otra, ¿es su acidez la mitad de la acidez de la otra? Explique.

3.65 Calcular el  $pH$  de una disolución de:

$$c(\text{H}^+) = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

3.66 Determine la concentración de iones hidrógeno en las disoluciones que tienen los  $pH$  siguientes:

a)  $pH = 8$ .

b)  $pH = 3,37$ .

3.67 Una disolución de una base tiene un  $pH = 9$ . Calcular la  $c(\text{OH}^-)$ .

3.68 ¿Cuál es el  $pH$  de una disolución de concentración  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de cierto ácido de fórmula HA disociados en iones en un 4 %?

3.69 Calcular el  $pH$  de las disoluciones que presentan las  $c(\text{H}^+)$  siguientes:

a)  $1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

b)  $1,5 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

c)  $1,0 \cdot 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Clasifíquelas en ácidas o básicas.

3.70 Determinar las  $c(\text{H}^+)$  que corresponden a los  $pH$  siguientes:

a) 3,2.

b) 0,81.

c) 8,4.

Clasifique cada disolución en ácida o básica.

3.71 Calcular el  $pH$  de las disoluciones que presentan las  $c(\text{OH}^-)$  siguientes:

a)  $2,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

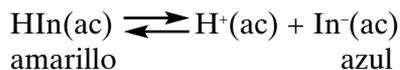
b)  $1,1 \cdot 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

3.72 Determinar el  $pH$  de una disolución de un ácido de fórmula HA, cuya concentración  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . El porcentaje de disociación iónica es 0,1 %.

3.73 El  $pH$  de una disolución es 7,52. ¿Cuál es su  $c(\text{OH}^-)$ ?

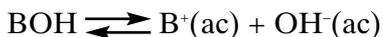
3.74 Calcular el  $pH$  de una disolución de concentración  $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , de un ácido HX cuya  $K_i$  a esa temperatura es  $5,4 \cdot 10^{-6}$ .

3.75 ¿Qué coloración adopta una disolución de  $pH = 11$  con gotas del indicador siguiente?



La zona de viraje es 6-7,6.

3.76 La disociación de cierto indicador ácido-base está representada por:



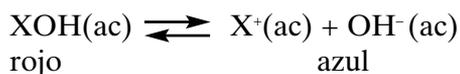
Pone roja una disolución de NaOH y violeta al HCl(ac)

¿Qué color se debe a las moléculas y cuál a los iones? ¿Por qué?

3.77 Una disolución de HX tiene una concentración de  $2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

El  $\alpha \cdot 100 = 2 \%$

- Halle la  $c(\text{H}^+)$ .
- Determine la  $c(\text{HO}^-)$ .
- Calcule el  $pH$  de la disolución.
- Si se añaden unas gotas del indicador siguiente:



cuya zona de viraje se encuentra a  $pH = 5$ , ¿qué color toma la disolución? Explique su respuesta.

3.78 Un indicador ácido-base presenta las características siguientes:



¿Qué color toma frente a este indicador una disolución que presenta  $c(\text{OH}^-) = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ? Explique.

3.79 Una disolución se torna naranja con unas gotas de anaranjado de metilo. ¿Se pone verde frente al bromotimol?

Consulte la tabla 3.10 y explique su respuesta.

3.80 Un alumno para determinar el  $pH$  de una disolución prueba con varios indicadores y obtiene los resultados siguientes:

Indicador	Color
Anaranjado de metilo	naranja
Rojo de metilo	naranja
Tornasol	rojo
Bromotimol	amarillo

¿Qué  $pH$  debe encontrar el alumno?

3.81 Cuál es el  $pH$  de una disolución que al probarse con varios indicadores se obtienen las coloraciones siguientes:

- Amarillo con el anaranjado de metilo.
- Verde frente al bromotimol.
- Incoloro al emplear fenolftaleína.
- Anaranjado con el rojo cresol.

El rojo cresol es amarillo a valores del  $pH$  menores que 7,2 y rojo a mayores de 8,8.

3.82 Una disolución se pone amarilla con el anaranjado de metilo, naranja con el rojo metilo, vinosa con el tornasol y violeta con el indicador rojo congo. El rojo congo es azul a  $pH < 3$  y rojo a  $pH > 5$ .

¿Cuál es el  $pH$  de la disolución?

3.83 Cierta disolución es rosada al añadirle unas gotas de fenolftaleína. ¿Qué colores toma frente al anaranjado de metilo, al tornasol, el rojo de metilo y el bromotimol?

3.84 Explique a qué se debe que el  $pH$  de una disolución de ácido acético aumente al añadirle otra de acetato de amonio. ¿Cómo se denomina a la disolución resultante?

3.85 ¿Varía el valor de la  $K_i$  del HAc(ac) al añadirle HCl(ac)? Explique su respuesta.

3.86 El FeS reacciona con los ácidos, sin embargo, no reacciona con una disolución de ácido acético a la que se le ha añadido acetato de potasio. Explique este hecho.

3.87 ¿Cuál es la función de las disoluciones reguladoras en el organismo humano? Explique.

3.88 Si usted dispone de las disoluciones siguientes: ácido clorhídrico, sulfato de amonio, ácido acético, hidróxido de sodio y amoníaco.

- a) ¿Cuáles emplearía para preparar una disolución reguladora?
- b) Explique la acción reguladora de esa disolución.

3.89 Formule iónicamente la hidrólisis provocada por cada una de las sales siguientes:

- a)  $K_2S$ .
- b)  $(NH_4)_2 SO_4$ .
- c)  $Li_3PO_4$ .

3.90 Clasifique en ácida, básica o neutra cada una de las disoluciones anteriores. Explique cada caso.

- 3.91 Formule iónicamente la hidrólisis provocada por el sulfuro de sodio.  
¿Es ácida, básica o neutra esta disolución? Explique su respuesta.
- 3.92 Compare el valor del  $pH$  de las disoluciones acuosas de las sales siguientes:
- $\text{NaNO}_2$ .
  - $\text{NH}_4\text{Ac}$ .
  - $\text{KCN}$ .
- 3.93 ¿Cómo es el  $pH$  de una disolución de sulfato de hierro (III)?  
Argumente.
- 3.94 Ordene las disoluciones siguientes en orden creciente de sus concentraciones de ion  $\text{H}^+$ :
- $\text{NaCl}(\text{ac})$ ,  $\text{KNO}_2(\text{ac})$  y  $\text{NH}_4\text{Br}$
- Explique el orden escogido y formule iónicamente.
- 3.95 Represente iónicamente y escriba la  $K_{ps}$  de los electrólitos siguientes:
- $\text{CaF}_2$ .
  - $\text{Cu}(\text{OH})_2$ .
  - $\text{NiS}$ .
  - $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ .
- 3.96 Determinar la solubilidad del bromuro de plata a una temperatura en que su  $K_{ps}$  es  $3,48 \cdot 10^{-13}$ .
- 3.97 Calcular la solubilidad del  $\text{CuS}$  a cierta temperatura en que su  $K_{ps} = 9 \cdot 10^{-36}$ .
- 3.98 Calcular la solubilidad del sulfuro de níquel II, conociendo que su  $K_{ps}$  a esa temperatura es  $1,44 \cdot 10^{-24}$ .
- 3.99 Determinar la solubilidad de la sal yoduro de plata a la temperatura en que su  $K_{ps}$  tiene un valor de  $8,1 \cdot 10^{-17}$ .
- 3.100 ¿Qué hidróxido es menos soluble, el de cobre II, níquel II o el de magnesio? Consulte la tabla 3.12 y argumente su respuesta.
- 3.101 Se conoce que a una misma temperatura:
- $$K_{ps} \text{ del } \text{AgCl} = 10^{-10}$$
- $$K_{ps} \text{ del } \text{AgBr} = 10^{-13}$$
- $$K_{ps} \text{ del } \text{AgI} = 10^{-17}$$
- ¿Qué sólido se obtiene primero en una disolución que contiene iones  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$  y  $\text{I}^-$  en igual concentración, al añadirle con un gotero una disolución que contiene iones  $\text{Ag}^+$ ?  
Argumente su respuesta.

3.102 ¿Existe en una disolución no saturada del electrólito AB poco soluble, el equilibrio siguiente?



Explique su respuesta.

3.103 ¿Es saturada o no saturada una disolución del electrólito XY(PS), donde el producto iónico es  $10^{-8}$ ?

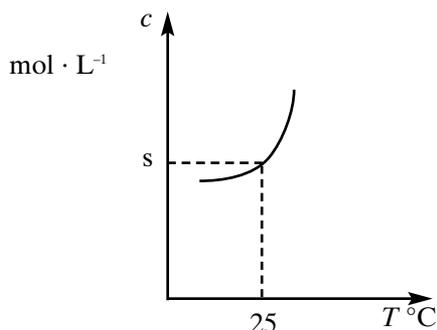
La  $K_{ps}$  de XY a esa temperatura es  $10^{-7}$ . Argumente.

3.104 Se mezclan dos disoluciones de  $Pb(NO_3)_2$  y  $Na_2SO_4$ .

Las concentraciones resultantes son  $10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  y  $10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , respectivamente. ¿Se produce precipitado de  $PbSO_4$ ? Argumente.

La  $K_{ps}$  del  $PbSO_4$  a esa temperatura es  $10^{-8}$ .

3.105 La sustancia AB,  $K_{ps}$  a  $25^\circ\text{C} = 10^{-16}$ , presenta la curva de solubilidad siguiente:



Tres disoluciones de AB tienen los productos iónicos siguientes:

Disolución	1	2	3
PI	$10^{-18}$	$10^{-16}$	$10^{-20}$

a) Represente en el gráfico un punto X a  $25^\circ\text{C}$  que corresponde a la disolución 1.

b) ¿A cuál disolución corresponde el punto E? Explique su respuesta.

c) ¿Qué valor de la concentración corresponde a la letra s?

3.106 Cuando se añade hidróxido de sodio a una disolución de nitrato de magnesio aparece un precipitado blanco. Este sólido se disuelve en disolución caliente de sulfato de amonio, desprendiéndose un gas lacrimógeno. Formular iónicamente estas reacciones e identificar el gas.

- 3.107 Una disolución de  $\text{PbAc}_2$  produce un precipitado blanco cuando se le trata con disolución de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ . Formular iónicamente esta reacción e identificar el sólido.
- 3.108 El  $\text{FeS}$  se disuelve en una disolución de  $\text{HCl}$ . Como resultado de esta reacción se desprende un gas fétido. Formular iónicamente e identificar el gas.
- 3.109 Explique por qué al añadir disolución de  $\text{KCl}$  a una disolución saturada de  $\text{KClO}_3$ , aumenta la cantidad del precipitado.
- 3.110 Al disolver  $\text{CaAc}_2$  en agua la disolución presenta  $\text{pH} < 7$ . Explique este hecho.

# 4 REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN. ELECTROQUÍMICA

---

## *Introducción*

En este capítulo se ampliarán los conocimientos sobre las reacciones de oxidación-reducción (redox). Estas reacciones tienen gran importancia ya que intervienen en diversos procesos de primera importancia, ya sean biológicos, industriales o de laboratorio. La fotosíntesis, la respiración del hombre y los animales, la corrosión de los metales, el revelado de fotos, la obtención de diversas sustancias como el amoníaco, el cloro y el ácido sulfúrico son ejemplos de reacciones redox.

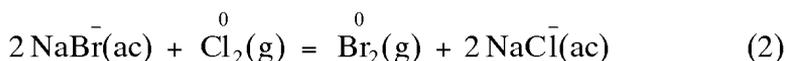
También se estudiará las relaciones entre la energía eléctrica y las reacciones de oxidación-reducción, que dan lugar a los llamados fenómenos electroquímicos.

El estudio de los fenómenos electroquímicos permitirá dar respuesta a interesantes preguntas, como, por ejemplo: ¿qué es y cómo funciona una pila electroquímica?, ¿por qué las pilas electroquímicas y los acumuladores de plomo generan energía eléctrica?, ¿cómo se puede niquelar una pieza metálica?

### *4.1 Reacciones de oxidación-reducción*

Las reacciones químicas que ocurren por la pérdida y ganancia de electrones se denominan de oxidación-reducción o simplemente redox. En ellas la transferencia de electrones tiene lugar de una especie química reaccionante (átomo, molécula o ion) a otra.

Las ecuaciones siguientes representan reacciones de este tipo:



En las reacciones redox cambian los números de oxidación de algunos de los elementos que participan en el proceso. La especie química que pierde o

cede electrones se oxida, aumenta su número de oxidación, es el agente reductor. Este es el caso del cinc (Zn) y del ion bromuro (Br) en las reacciones 1 y 2.

La especie química que acepta o gana electrones se reduce, disminuye su número de oxidación, es el agente oxidante. Como ejemplo de agente oxidante se tienen los iones  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})$  en la primera reacción y el  $\text{Cl}_2(\text{g})$  en la segunda.

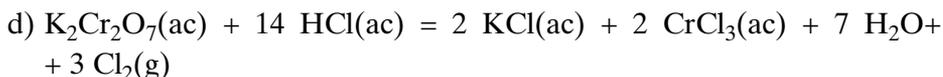
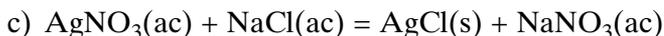
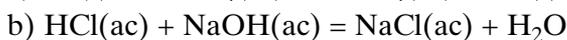
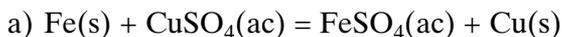
De lo antes expuesto, se infiere que la oxidación y la reducción son fenómenos contrarios, pero indisolublemente unidos, pues ocurren simultáneamente en una misma reacción.

No obstante, es posible representarlos por sendas semiecuaciones:

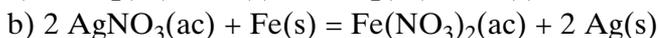
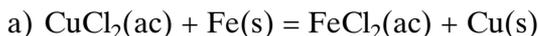


???

4.1 Señale de las ecuaciones siguientes, cuáles representan reacciones de oxidación-reducción. Señale el agente oxidante y el reductor.



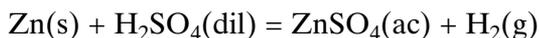
4.2 Dadas las ecuaciones representativas de procesos redox, diga en cada caso cuál es el agente reductor y por qué.



4.3 Indique con una V o una F, según sean verdaderas o falsas, las afirmaciones siguientes. Argumente su respuesta en cada caso.

\_\_\_ Los metales alcalinos son buenos agentes oxidantes, ya que pierden con relativa facilidad un electrón.

\_\_\_ En la reacción representada por la ecuación:

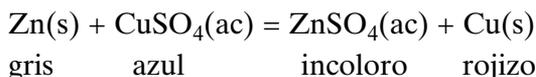


el cinc es el agente reductor.

\_\_\_ La oxidación y la reducción son procesos contrarios que ocurren al mismo tiempo.

## 4.2 Generación de electricidad por medio de una reacción química. Funcionamiento de las pilas electroquímicas

Al introducir una lámina de cinc en una disolución de sulfato de cobre (II) de concentración  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , se observa, al cabo de unos minutos, que la lámina de cinc se recubre de una capa fina de color rojizo (color del metal cobre), a la vez que el color azul de la disolución disminuye en intensidad hasta decolorarse casi totalmente. El cambio ocurrido puede representarse por la ecuación:



Si en el vaso de precipitado donde ocurre la reacción se coloca un termómetro obtenemos la evidencia de que el cambio es exotérmico.

Toda reacción química produce una variación de energía, generalmente en forma de desprendimiento o absorción de calor.

En las reacciones redox, las cuales transcurren por transferencia de electrones, la variación de energía puede manifestarse en otra forma cualitativa de energía, la energía eléctrica. Estas reacciones pueden utilizarse para producir electricidad mediante un dispositivo como el representado en la figura 4.1.

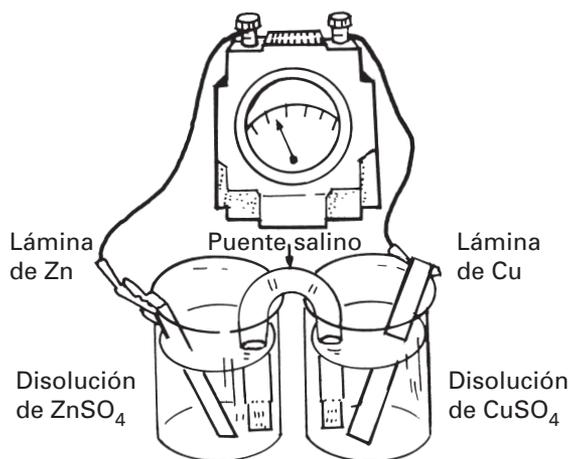


Figura 4.1 Esquema de una pila cinc-cobre.

La figura 4.1 representa el esquema de una pila, que consiste en dos recipientes que contienen disoluciones de  $c(\text{ZnSO}_4)$  igual a  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  y  $c(\text{CuSO}_4)$  igual a  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , respectivamente, con una lámina de Zn sumergida en la primera disolución y una de Cu en la segunda. Ambos recipientes se comunican mediante un tubo en U, denominado puente salino, que contiene una disolución salina de cloruro de potasio (KCl), cuya función es cerrar el circuito y comunicar sin que se mezclen bruscamente las disoluciones de iones  $\text{Zn}^{2+}$  y  $\text{Cu}^{2+}$ , además, permite que se establezca el correspondiente movimiento de iones entre ambos vasos.

Un alambre conductor une las placas con un voltímetro intercalado entre ambas, al cerrarse así el circuito, la aguja del voltímetro sufre una deflexión al producirse una diferencia de potencial entre ambas láminas. Si en lugar del voltímetro se inserta una lámpara diseñada para una intensidad de corriente pequeña; esta se enciende. Este hecho se debe a que ocurre una reacción de oxidación-reducción capaz de generar electricidad.

En el vaso de precipitado donde se encuentra la lámina de cinc ocurre la oxidación del metal según:

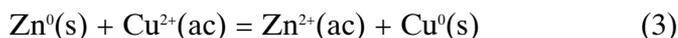


Los iones  $\text{Zn}^{2+}$ , originados al oxidarse el metal cinc (Zn) durante el proceso, pasan a la disolución y producen un aumento de la concentración de iones  $\text{Zn}^{2+}$ . Sobre la lámina queda un exceso de  $2\text{e}^-$  por cada átomo oxidado, que provoca un campo eléctrico a través del conductor del circuito externo que pone en movimiento los electrones hacia la lámina de cobre del otro vaso de precipitado. Al concentrarse en la lámina de cobre el exceso de electrones (cargas negativas), que llegan provenientes de la lámina de cinc, estos atraen a los iones  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})$  de la disolución de  $\text{CuSO}_4$ , y se reducen a  $\text{Cu}(\text{s})$  según:



Este flujo de electrones a través del conductor eléctrico es lo que provoca que se encienda la lámpara y el voltímetro detecte la diferencia de potencial que se origina durante este proceso entre los dos vasos de precipitados. Se ha generado electricidad a partir de una reacción de oxidación-reducción.

Las semiecuaciones (1) y (2), que representan los procesos ocurridos, se denominan semiecuaciones de oxidación y de reducción, respectivamente.



Sumadas ambas dan como resultado la ecuación (3), que representa el funcionamiento del sistema o dispositivo analizado, denominado pila electroquímica. Esta se caracteriza porque durante su funcionamiento una reacción redox genera energía eléctrica, la cual se puede aprovechar en encender una lámpara, hacer funcionar un pequeño motor, etcétera.

En este caso la transferencia de electrones no se produce por contacto directo de los reaccionantes, sino a través de un alambre conductor; pero la ecuación de la pila electroquímica es la misma que la de la reacción que tiene lugar cuando la lámina de cinc se pone en contacto con una disolución de iones cobre (II), vista al inicio del epígrafe.

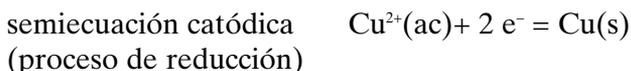
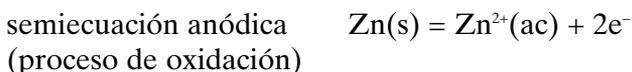
Podemos decir que una reacción redox espontánea puede utilizarse, si se dispone convenientemente, para generar electricidad.

Es conveniente, antes de proseguir, dar algunas definiciones:

Se llama *electrodo* al sistema constituido por la lámina metálica y la disolución de sus iones, y constituye una semicelda o semipila.

Se denomina *ánodo* al electrodo donde ocurre la oxidación (zona de oxidación) y *cátodo* donde se verifica la reducción (zona de reducción). Las reacciones de oxidación y de reducción son denominadas reacciones anódicas y catódicas, respectivamente.

En el ejemplo visto anteriormente, las semiecuaciones (1) y (2) representan los procesos anódicos y catódicos, respectivamente, y la (3) la ecuación total del proceso redox o reacción total de la pila.

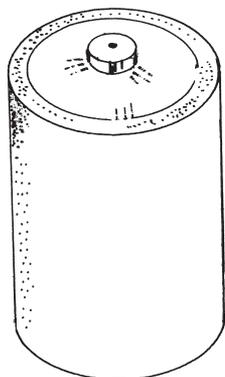


La pila se representa en forma simplificada de la manera siguiente:

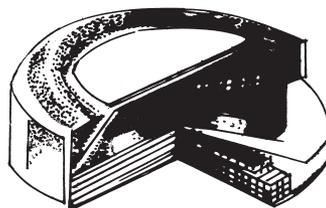


Convencionalmente, el proceso de oxidación se representa a la izquierda (ánodo) y el proceso de reducción a la derecha (cátodo). Las fórmulas de las fases que están en contacto se separan por una línea simple y la doble línea indica el puente salino.

Comercialmente las pilas se fabrican de diferentes formas, pero en todos los casos el funcionamiento de las mismas también se basan en la transferencia electrónica (figura 4.2). Esas pilas son ampliamente utilizadas en radios, grabadoras, linternas, relojes de pulsera, calculadoras, etcétera.



Pila seca



Pila de mercurio  
tipo pastilla

Figura 4.2 Diferentes pilas.

???

- 4.4 Describa el funcionamiento de una pila electroquímica.
- 4.5 ¿Qué usted entiende por electrodo?
- 4.6 ¿Cómo se denomina el electrodo donde ocurre la oxidación?
- 4.7 ¿Qué función desempeña el puente salino en una pila?
- 4.8 Usted dispone de dos vasos de precipitado, una lámina de cinc, una de plata y disoluciones de nitrato de cinc, nitrato de plata, y cloruro de potasio de concentración  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , así como los demás dispositivos necesarios para confeccionar una pila, además, conoce que el cinc es más activo que la plata.
- ¿Qué electrodo representa el ánodo y cuál el cátodo?
  - Escriba las semiecuaciones que representan los procesos de oxidación y de reducción.
  - Escriba la ecuación total.
- 4.9 Representa la notación simplificada de la pila anterior.
- 4.10 Dada la notación simplificada siguiente:

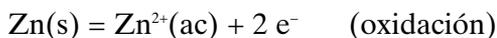


- Escriba las semiecuaciones que representan los procesos de oxidación y de reducción.
- Escriba la ecuación total.

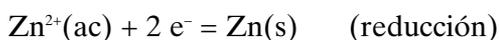
### ***4.3 Fuerza electromotriz de una pila electroquímica. Potencial de electrodo. Tabla de potenciales estándar de electrodo***

Cuando un metal como el cinc, se sumerge en una disolución acuosa de sus iones ( $\text{Zn}^{2+}$ ), se disuelve emitiendo iones positivos en el seno de la disolución y liberando electrones en este proceso. Estos quedan retenidos en la lámina de cinc. La lámina metálica adquiere cierta carga negativa a la vez que la disolución adquiere cierta carga positiva.

La reacción entre la lámina de cinc y la disolución de sus iones puede representarse de la forma siguiente:



La lámina de cinc, una vez adquirida cierta carga negativa, atrae los iones cinc de la disolución, algunos de los cuales pueden depositarse sobre ella mediante un proceso contrario a la disolución. Este proceso se puede representar de la forma siguiente:



Como quiera que ocurren simultáneamente dos procesos contrarios, llegará un momento en que el número de iones que se disuelven en la unidad de tiempo, será igual al número de iones que se depositan en la lámina de cinc. Se habrá alcanzado la igualdad de dos velocidades opuestas y, por tanto, un estado de equilibrio (figura 4.3).

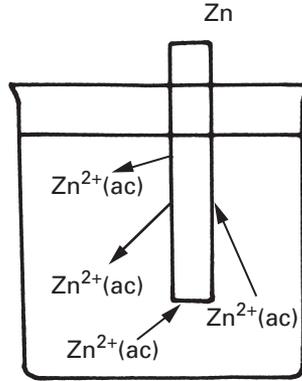
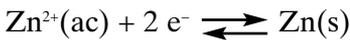


Figura 4.3 Esquema que representa la reacción entre una lámina de cinc y una disolución de sus iones.

En el caso del cinc, al alcanzarse el estado de equilibrio la lámina queda cargada negativamente y la disolución positivamente, lo que origina una determinada diferencia de potencial en la interfase (superficie de contacto entre la lámina de cinc y la disolución de sus iones). Esta diferencia de potencial se denomina *potencial galvánico*.

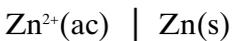
El estado de equilibrio descrito se puede representar por la ecuación siguiente:

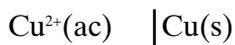


La lámina de cinc en contacto con una disolución de sus iones constituye un ejemplo de *electrodo reversible*. Otros metales tienen un comportamiento similar al del cinc, cuando se encuentran sumergidos en una disolución acuosa de sus iones. Se puede generalizar que a todo electrodo reversible le están asociados dos reacciones opuestas, una de oxidación y otra de reducción, y que en determinadas condiciones estas reacciones opuestas pueden estar en equilibrio.

Las especies químicas que participan en las dos reacciones opuestas (una de oxidación y otra de reducción) que se producen en un electrodo reversible, constituyen un *par redox*.

Ejemplos de pares redox son los siguientes:





donde la línea vertical, representa la interfase determinada por el metal y la disolución de sus iones.

Si se pudieran conocer los potenciales galvánicos correspondientes a los diferentes pares redox, sus valores servirán para conocer la tendencia a oxidarse o reducirse que tienen las especies químicas asociadas a esos pares redox.

El potencial galvánico no se puede medir, pues se trata de una diferencia de potencial entre dos fases diferentes (lámina metálica y disolución de sus iones). Al introducir uno de los terminales metálicos del voltímetro en la disolución, daría lugar a la formación de una nueva diferencia de potencial.

La diferencia de potenciales entre dos electrodos de una pila electroquímica se denomina fuerza electromotriz de la pila o simplemente FEM de la pila.

La FEM de una pila electroquímica se puede medir experimentalmente. Este hecho se aprovecha para establecer comparaciones en cuanto a la tendencia a oxidarse o reducirse de las diferentes especies químicas. Para ello se construye una pila electroquímica que utiliza un electrodo de referencia. Al potencial del electrodo de referencia se le asigna convencionalmente un valor igual a cero. Al electrodo se le asigna el valor de la FEM de la pila electroquímica, es decir, la diferencia de potencial entre este electrodo y el electrodo de referencia.

Los químicos han acordado, en general, utilizar como electrodo de referencia el electrodo estándar de hidrógeno (figura 4.4).

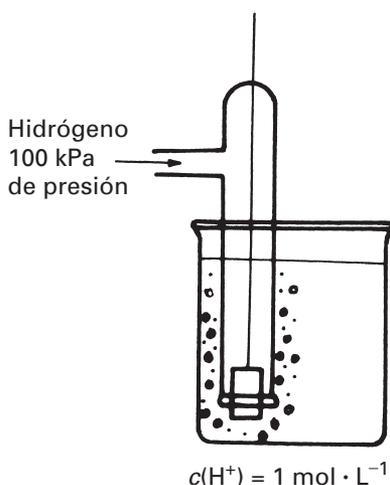


Figura 4.4 Esquema que representa al electrodo estándar de hidrógeno.

El electrodo estándar de hidrógeno consiste en una lámina de platino, cubierto del mismo metal finamente dividido (platino platinado), que a 25 °C y 100 kPa de presión se sumerge en una disolución cuya concentración de iones  $H^+$  es igual a  $1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ . En estas condiciones se hace burbujear dihidrógeno ( $H_2$ ). El platino no participa en el proceso redox, solo se utiliza para que adsorba el gas dihidrógeno, por lo que este electrodo de referencia funciona como un electrodo del par redox  $H(ac) | H_2(g)$ .

Se define como potencial de electrodo ( $E^0$ ) al valor de la FEM de la pila electroquímica, formada por el electrodo estándar de hidrógeno y el electrodo cuyo potencial se desea medir.

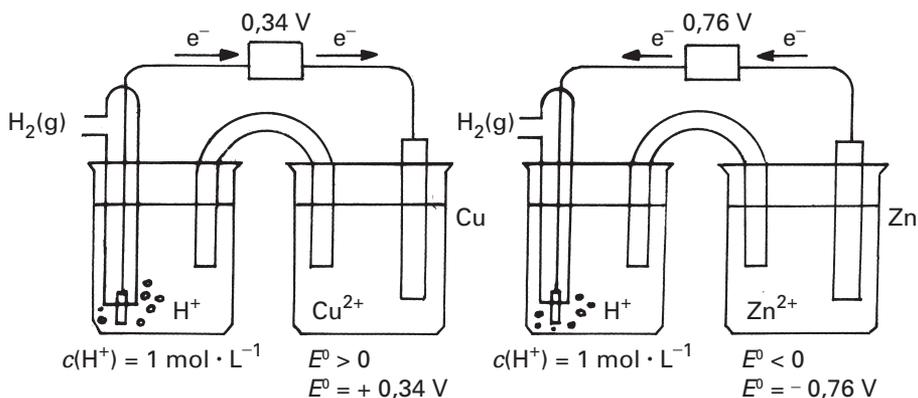
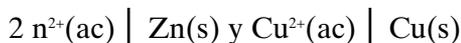
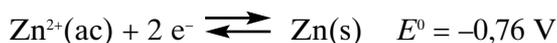


Figura 4.5 Determinación del potencial estándar de electrodo.

En la figura 4.5 se representa la determinación del potencial estándar de electrodo de los pares redox:



Se establece por convenio que cuando los electrones se mueven de izquierda a derecha en el circuito exterior de la pila electroquímica, como en el caso del par redox  $Cu^{2+}(ac) | Cu(s)$ , el potencial de electrodo es positivo y cuando ocurre lo contrario, como en el caso del par redox  $Zn^{2+}(ac) | Zn(s)$ , el potencial de electrodo es negativo. Las semiecuaciones correspondientes a ambos procesos son los siguientes:



En el caso del par redox  $\text{Zn}^{2+}(\text{ac}) \mid \text{Zn}(\text{s})$ , el signo negativo del potencial de electrodo indica que los iones del hidrógeno ( $\text{H}^+(\text{ac})$ ) se reducen con mayor facilidad que los iones del cinc ( $\text{Zn}^{2+}(\text{ac})$ ) o lo que es lo mismo, el metal cinc se oxida con mayor facilidad que el dihidrógeno ( $\text{H}_2$ ).

El valor positivo del potencial de electrodo del par redox  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) \mid \text{Cu}(\text{s})$ , indica que los iones cobre (II) ( $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})$ ) se reducen con mayor facilidad que los iones hidrógeno ( $\text{H}^+(\text{ac})$ ) o lo que es lo mismo, el dihidrógeno se oxida con mayor facilidad que el metal cobre.

Utilizando los procedimientos descritos, se determinan los potenciales de electrodo de diferentes pares redox. Como el electrodo de referencia y las condiciones de temperatura, presión y concentración son las mismas, se pueden establecer comparaciones entre los valores de los potenciales de electrodo.

Los potenciales de electrodo determinados experimentalmente, se relacionan en una tabla que se denomina *tabla de potenciales estándar de electrodo* (tabla 4.1).

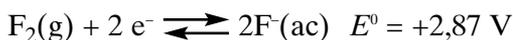
En la tabla 4.1 los potenciales estándar de electrodo, los pares redox se escriben según el esquema:



es decir, a la izquierda se representan las formas oxidadas (agentes oxidantes) y el número de electrones ganados y a la derecha las formas reducidas (agentes reductores). Por último, en el extremo derecho se escribe el valor del potencial de electrodo ( $E^0$ ) con su correspondiente signo.

Los pares redox representados por las semiecuaciones que aparecen en la tabla de potenciales de electrodo, están relacionadas en orden decreciente de sus valores de potenciales de electrodo. Consecuentemente el poder oxidante de las formas oxidadas disminuye en la misma medida que disminuye el valor de los potenciales de electrodo, a la vez que aumenta el poder reductor de las formas reducidas.

La tabla la encabeza el par redox representado en la semiecuación:



El difluor es un agente oxidante enérgico (gana electrones con facilidad) y el ion fluoruro es un agente reductor débil (no pierde electrones con facilidad).

Al final de la tabla se encuentra el par redox representado en la semiecuación:



El ion litio es un agente oxidante débil (no gana electrones con facilidad) y el litio es un agente reductor enérgico (pierde electrones con facilidad).

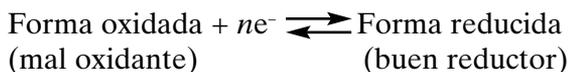
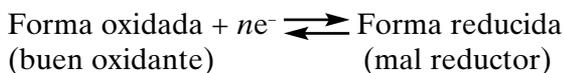
*Tabla 4.1*  
Potenciales estándar de electrodo (disolución acuosa a 25°C)

<i>Forma oxidada + ne<sup>-</sup> ⇌ Forma reducida</i>	<i>E<sup>0</sup>(V)</i>
$F_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2 F^-$	2,87
$Co^{3+} + e^- \rightleftharpoons Co^{2+}$	1,82
$H_2O_2 + 2 H^+ \rightleftharpoons 2 H_2O$	1,77
$MnO_4^- + 4 H^+ + 3e^- \rightleftharpoons MnO_2 + 2 H_2O$	1,69
$PbO_2 + SO_4^{2-} + 4 H^+ + 2e^- \rightleftharpoons PbSO_4 + 2 H_2O$	1,68
$Ce^{4+} + e^- \rightleftharpoons Ce^{3+}$	1,61
$MnO_4^- + 8 H^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4 H_2O$	1,51
$Mn^{3+} + e^- \rightleftharpoons Mn^{2+}$	1,51
$PbO_2 + 4 H^+ + 2e^- \rightleftharpoons Pb^{2+} + 2 H_2O$	1,45
$Cl_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2 Cl^-$	1,36
$Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ + 6e^- \rightleftharpoons 2 Cr^{3+} + 7 H_2O$	1,33
$MnO_2 + 4 H^+ + 2e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 2 H_2O$	1,23
$2 IO_3^- + 12 H^+ + 10e^- \rightleftharpoons I_2 + 6 H_2O$	1,19
$Br_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2 Br^-$	1,09
$NO_3^- + 4 H^+ + 3e^- \rightleftharpoons NO + 2 H_2O$	0,96
$NO_3^- + 2 H^+ + e^- \rightleftharpoons NO_2 + H_2O$	0,80
$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag$	0,80
$Fe^{3+} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$	0,77
$O_2 + 2 H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2O_2$	0,68
$I_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2 I^-$	0,54
$H_2SO_3 + 4 H^+ + 4e^- \rightleftharpoons S + 3 H_2O$	0,45
$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu$	0,34
$SO_4^{2-} + 4 H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2SO_3 + H_2O$	0,16
$Cu^{2+} + e^- \rightleftharpoons Cu^+$	0,15

*Tabla 4.1*  
Potenciales estándar de electrodo (disolución acuosa a 25°C)  
(continuación)

<i>Forma oxidada + ne<sup>-</sup> ⇌ Forma reducida</i>	<i>E<sup>o</sup>(V)</i>
<i>Forma oxidada + ne<sup>-</sup></i>	<i>E<sup>o</sup> (V)</i>
Sn <sup>4+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Sn <sup>2+</sup>	0,15
S + 2 H <sup>+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ H <sub>2</sub> S	0,14
2 H <sup>+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ H <sub>2</sub>	0,00
Pb <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Pb	- 0,14
Sn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Sn	- 0,13
Ni <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Ni	- 0,25
Co <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Co	- 0,28
PbSO <sub>4</sub> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Pb + SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	-0,35
Cr <sup>3+</sup> + e <sup>-</sup> ⇌ Cr <sup>2+</sup>	-0,41
Fe <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Fe	-0,44
Cr <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> ⇌ Cr	- 0,74
Zn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Zn	- 0,76
Mn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Mn	- 1,18
Al <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> ⇌ Al	- 1,66
Mg <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Mg	- 2,37
Na <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> ⇌ Na	- 2,71
Ca <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Ca	- 2,87
K <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> ⇌ K	- 2,93
Li <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> ⇌ Li	- 3,05

De modo general, para un par se cumple:



Es importante tener en cuenta el pH al que transcurren los procesos redox, ya que este ejerce una influencia determinante en la acción de algunos

oxidantes y reductores. En ciertos casos una especie química dada, oxidante o reductora, solo actúa como tal en dependencia de la acidez o basicidad del medio. Los valores de los potenciales de electrodo que aparecen en la tabla de potenciales estándar de electrodo han sido determinados en medio ácido.

También es importante tener en cuenta que cuando las condiciones de presión, temperatura y concentración varían con respecto a las establecidas para determinar los potenciales de electrodo, hay que realizar las correcciones necesarias a esos valores, lo cual no es objeto de estudio de este curso.

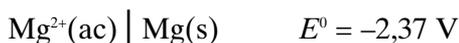
El potencial de electrodo de una semirreacción es una propiedad intensiva y, por tanto, no dependen de la masa. Por eso, al multiplicar o dividir una semiecuación por un número el valor del potencial de electrodo no se afecta.

???

4.11 ¿Qué es la FEM de una pila electroquímica?

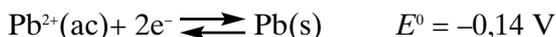
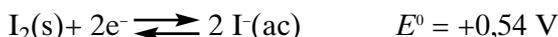
4.12 ¿Cómo se determinan los potenciales de electrodo?

4.13 Dados los pares redox siguientes:



- Determine cuál de las formas oxidadas es mejor oxidante.
- Determine cuál de las formas reducidas es mejor reductora.

4.14 Sobre la base de las semiecuaciones que se plantean a continuación:



- Señale las formas oxidadas y los agentes reductores.
- ¿Cuál de las especies químicas es mejor oxidante?
- ¿Cuál de las especies químicas es mejor reductora?

#### 4.4 Cálculo de la FEM de una pila electroquímica.

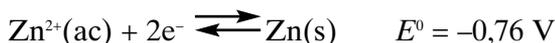
##### *Predicción de reacciones haciendo uso de la tabla de potenciales estándar de electrodo*

La tabla de potenciales estándar de electrodo se usa fundamentalmente para calcular la FEM de las pilas electroquímicas y para predecir la ocurrencia de reacciones químicas redox.

Cuando se comparan los valores de los potenciales de electrodo de dos semirreacciones dadas, actuará como oxidante la forma oxidada de la semirreacción de mayor valor de potencial de electrodo y como reductor la forma reducida de la semirreacción de menor valor de potencial de electrodo.

Consecuentemente la semirreacción de mayor potencial de electrodo ocurrirá en el sentido de la reducción y la de menor potencial de electrodo obligatoriamente en el sentido de la oxidación.

En el caso de la pila Zn-Cu, las semiecuaciones que representan las reacciones correspondientes son las siguientes:

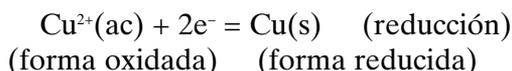


El hecho de que el potencial de electrodo del par redox  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) \mid \text{Cu}(\text{s})$  sea mayor que el del par redox  $\text{Zn}^{2+}(\text{ac}) \mid \text{Zn}(\text{s})$  indica que:

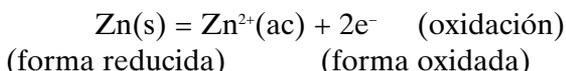
- a) Los iones  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})$  se reducen con mayor facilidad que los iones  $\text{Zn}^{2+}(\text{ac})$ . Los iones  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})$  actúan como agentes oxidantes.
- b) El cinc se oxida con mayor facilidad que el cobre. El cinc actúa como agente reductor.

Estos resultados están en correspondencia con el proceso redox, que se produce durante el funcionamiento de la pila electroquímica Zn-Cu, ya que en esa pila ocurren las semirreacciones que se representan por las semiecuaciones siguientes:

- En el cátodo:



- En el ánodo:



De este ejemplo se infiere que cuando una forma oxidada reacciona, lo hará pasando a su correspondiente forma reducida, y cuando una forma reducida reacciona, lo hará pasando a su correspondiente forma oxidada.

La FEM de una pila electroquímica se calcula mediante la expresión siguiente:

$$\Delta E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$$

(proceso de reducción)      (proceso de oxidación)

donde  $\Delta E^0 = \text{FEM}$  de la pila

La FEM de la pila electroquímica Zn-Cu es:

$$\Delta E^0 = 0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V})$$

$$\Delta E^0 = +1,1 \text{ V.}$$

Los valores positivos de  $\Delta E^0$  se corresponden con los procesos redox espontáneos y los negativos con los no espontáneos.

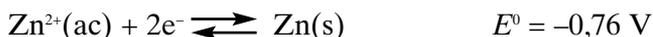
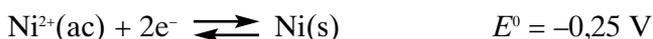
Las conclusiones expuestas para las reacciones que ocurren en las pilas electroquímicas son aplicables también a las reacciones que tienen lugar en un mismo recipiente, lo cual permite a los químicos extender la predicción de la ocurrencia de una reacción a las reacciones redox que se producen por contacto directo de las sustancias reaccionantes.

Estas predicciones son aproximadas y en modo alguno hacen innecesarios los experimentos, ya que en la mayoría de los casos se trabaja en condiciones diferentes a las establecidas para determinar los potenciales de electrodo. No obstante, proporcionan una vía útil y asequible en este sentido.

A continuación se plantean algunos ejemplos de la utilización de los potenciales de electrodo en la predicción de reacciones.

### *Ejemplo 1*

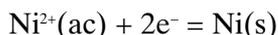
Se desea saber si se puede oxidar el metal cinc al ponerlo en contacto con una disolución de sulfato de níquel, si  $c(\text{NiSO}_4) = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Para ello se deben plantear las semiecuaciones correspondientes a los pares redox en cuestión.



El par redox  $\text{Ni}^{2+}(\text{ac}) \mid \text{Ni}(\text{s})$  tiene mayor potencial de electrodo, por lo tanto, los iones níquel se reducen y actúan como agente oxidante:

Proceso de reducción

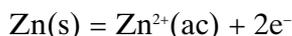
(catódico)



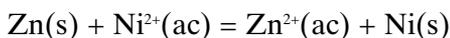
y el metal cinc se oxida y actúa como agente reductor:

Proceso de oxidación

(anódico)



Al sumar miembro a miembro ambas semiecuaciones se determina la ecuación total que representa el proceso redox ocurrido:



La diferencia de potenciales de electrodo ( $\Delta E^0$ ) en este caso es:

$$\begin{aligned}\Delta E^0 &= E^0_{\text{catódico}} - E^0_{\text{anódico}} \\ \Delta E^0 &= -0,25 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) \\ \Delta E^0 &= +0,51 \text{ V}\end{aligned}$$

El valor positivo de  $\Delta E^0$  reafirma que el análisis realizado es correcto, por lo que la disolución de sulfato de níquel de concentración  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  oxida el metal cinc.

### Ejemplo 2

Se desea saber si un objeto de plata se oxidará al ponerse en contacto con una disolución de nitrato de cobre (II)  $c(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Las semiecuaciones en este caso son:



La semirreacción correspondiente al par redox  $\text{Ag}^+(\text{ac}) \mid \text{Ag}(\text{s})$  tiene mayor valor del potencial de electrodo, por lo tanto, no puede ocurrir en el sentido de la oxidación.

Por otra parte, si el metal plata se oxidara, el par redox  $\text{Ag}^+(\text{ac}) \mid \text{Ag}(\text{s})$  actuaría como ánodo y el  $\Delta E^0$  sería:

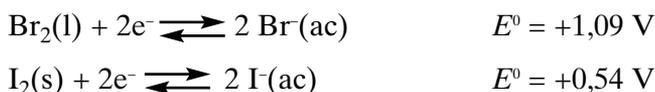
$$\begin{aligned}\Delta E^0 &= E^0_{\text{catódico}} - E^0_{\text{anódico}} \\ \Delta E^0 &= 0,34 \text{ V} - (+0,80 \text{ V}) \\ \Delta E^0 &= -0,46 \text{ V}\end{aligned}$$

Esto indica que el proceso de oxidación del metal plata en contacto con una disolución de nitrato de cobre (II) no es espontánea, lo que está en correspondencia con el análisis realizado inicialmente.

### Ejemplo 3

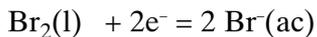
¿Podrá una disolución de concentración  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de iones yoduro ( $\text{I}^-$ ) reducir el bromo líquido ( $\text{Br}_2$ )?

Las semirreacciones que contienen los pares redox que se deben analizar, se representan por las semiecuaciones:



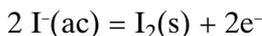
El par redox  $\text{Br}_2(\text{l}) \mid 2 \text{Br}^-(\text{ac})$  tiene mayor valor del potencial de electrodo, en consecuencia el bromo líquido oxida a los iones yoduro y se reduce:

Proceso de reducción  
(catódico)

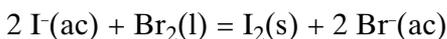


Los iones yoduro se oxidan y actúan como agente reductor:

Proceso de oxidación  
(anódico)



La ecuación total del proceso es la siguiente:



El valor de  $\Delta E^0$  será:

$$\Delta E^0 = E^0_{\text{catódico}} - E^0_{\text{anódico}}$$

$$\Delta E^0 = 1,09 \text{ V} - (0,54 \text{ V})$$

$$\Delta E^0 = +0,55 \text{ V}$$

El valor de  $\Delta E^0$  corrobora que los iones yoduro reducen al bromo líquido.

#### *Ejemplo 4*

¿Puede utilizarse un recipiente de plomo para guardar una disolución de concentración  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de nitrato de cinc?

Las semiecuaciones correspondientes son:



El par redox  $\text{Pb}^{2+}(\text{ac}) \mid \text{Pb}(\text{s})$  tiene mayor valor del potencial de electrodo, por lo que la semirreacción no puede ocurrir en el sentido de la oxidación; es decir, en esas condiciones no se produce la oxidación del plomo.

Si el plomo se oxidara el par redox  $\text{Pb}^{2+}(\text{ac}) \mid \text{Pb}(\text{s})$  actuaría como ánodo y  $\Delta E^0$  sería:

$$\Delta E^0 = E^0_{\text{catódico}} - E^0_{\text{anódico}}$$

$$\Delta E^0 = -0,76 \text{ V} - (-0,14 \text{ V})$$

$$\Delta E^0 = -0,62 \text{ V}$$

Lo que constituye otra evidencia que demuestra que se puede utilizar en las condiciones analizadas, un recipiente de plomo para guardar una disolución de nitrato de cinc, ya que no se produce reacción.

???

4.15 Haciendo uso de la tabla de potenciales estándar de electrodo, explique si las reacciones representadas por las ecuaciones siguientes ocurrirán o no:

- a)  $\text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + \text{Cu}(\text{s}) = \text{Fe}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{ac})$
- b)  $2 \text{Ag}^+(\text{ac}) + \text{Zn}(\text{s}) = 2 \text{Ag}(\text{s}) + \text{Zn}^{2+}(\text{ac})$
- c)  $\text{Zn}(\text{s}) + \text{Fe}^{2+}(\text{ac}) = \text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + \text{Fe}(\text{s})$

4.16 Dados los pares redox que se plantean a continuación y sus correspondientes potenciales de electrodos:



Conteste:

- a) Posible reacción total
- b) Determine  $\Delta E^0$ .

4.17 Explique haciendo uso de los potenciales de electrodo:

- a) Si el  $\text{Br}^-$  ( $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ) podrá reducir al  $\text{Cl}_2(\text{g})$ .
- b) Si el  $\text{Ni}^{2+}$  ( $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ) podrá oxidar el  $\text{Cu}(\text{s})$ .
- c) Si podrá guardarse una disolución de concentración  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de  $\text{AgNO}_3$  en un recipiente de Sn.
- d) Si podrá utilizarse un recipiente de cobre para envasar una disolución  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de  $\text{NiCl}_2$ .

4.18 Dadas las representaciones simplificadas de las pilas electroquímicas siguientes:



- a) Determine la FEM.
- b) Escriba la semiecuación catódica, anódica y la ecuación total.

#### **4.5 La electrólisis como proceso de oxidación-reducción. Celda electrolítica**

Es conocido que los procesos redox espontáneos que tienen lugar en las pilas electroquímicas producen energía eléctrica. ¿Será posible utilizar la energía eléctrica para provocar cambios químicos?

Los electrólitos fundidos o en disolución acuosa, cuando conducen la energía eléctrica se transforman, por lo que este proceso constituye también un fenómeno electroquímico.

Se le denomina electrólisis al proceso electroquímico, en el que ocurren reacciones químicas redox no espontáneas, provocadas por el paso de la energía eléctrica a través de un electrólito fundido o en disolución acuosa.

En la figura 4.6 se representa un esquema del dispositivo que se utiliza para producir una electrólisis y que puede tener diversas formas y tamaños, y consta de un recipiente en el cual se coloca el electrólito que se va a fundir o el electrólito en disolución acuosa. En ese electrólito se sumergen los electrodos, generalmente metálicos y en ocasiones de grafito. La fuente a la cual están conectados los electrodos es de corriente continua.

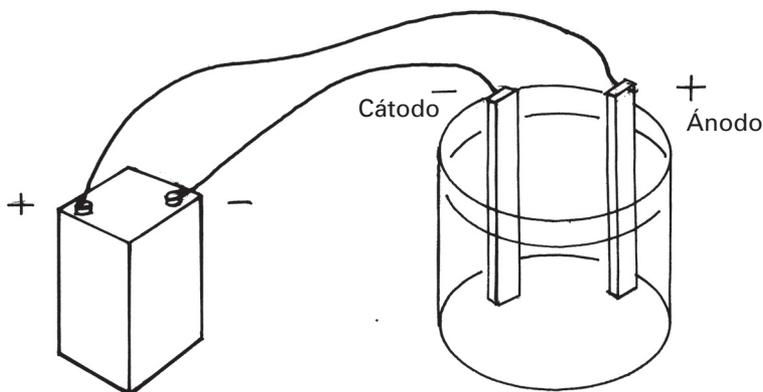


Figura 4.6 Esquema de una celda o cuba electrolítica.

Los cambios químicos en la electrólisis se producen en la zona de contacto de los electrodos con el electrólito fundido o en disolución acuosa. En la zona del ánodo ocurre la oxidación y en la zona del cátodo ocurre la reducción.

En la electrólisis existe la posibilidad de que reaccionen los iones del electrólito, el agua (si se trata de una disolución) y en ocasiones uno de los electrodos. En cada electrodo ocurrirá la reacción que se produzca con mayor facilidad, es decir, la que consuma menor cantidad de energía eléctrica.

En el cátodo, de las especies químicas presentes en la celda electrolítica, reaccionará la que se reduzca con mayor facilidad y en el ánodo reaccionará la que se oxide con mayor facilidad.

Los electrodos que reaccionarán durante la electrólisis se denominan *de placa activa* y los que no reaccionan se denominarán *de placa inerte*.

???

4.19 Defina el concepto electrólisis.

- 4.20 Durante el funcionamiento de una celda electrolítica con electrodos inertes, se produce un proceso redox:
- ¿En cuál de los electrodos se verifica la ganancia de electrones?
  - ¿En cuál de los electrodos se verifica la pérdida de electrones?
  - ¿Reaccionarán los electrodos durante el proceso electrolítico?
- 4.21 ¿Qué tipo de sustancias son las que se someten al proceso electrolítico?  
¿En qué condiciones deben encontrarse esas sustancias?
- 4.22 ¿Por qué las fuentes de energía eléctrica que se utilizan en las electrolisis no son de corriente alterna?
- 4.23 Exponga dos diferencias entre los procesos que ocurren en una pila y los que tienen lugar en una celda electrolítica.
- 4.24 Si en una celda electrolítica existen varias especies químicas que se pueden oxidar, ¿cuál reaccionará en el ánodo? ¿Por qué?
- 4.25 Relacione las especies químicas que se pueden transformar en:
- Una electrólisis de un electrólito fundido con electrodos inertes.
  - Una electrólisis de un electrólito en disolución acuosa con electrodos inertes.

#### 4.6 Electrólisis de un electrólito fundido

Cuando un electrólito fundido se somete a electrólisis con la utilización de electrodos inertes, solo existe la posibilidad de que los iones del electrólito reaccionan en los electrodos, debido a que no hay otras especies químicas presentes en la celda electrolítica.

Los iones, al ponerse en contacto con el electrodo hacia el cual se dirigen, ceden o ganan electrones, según el caso.

*En el cátodo se produce la reducción de los cationes y en el ánodo se produce la oxidación de los aniones.*

En la celda electrolítica representada en la figura 4.7 se representan los cambios químicos que se producen durante la electrólisis del cloruro de potasio (KCl) fundido con electrodos inertes.

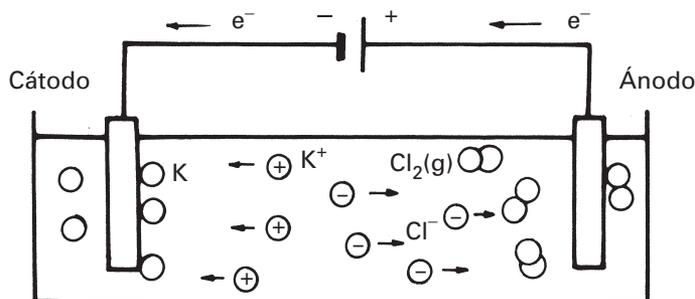
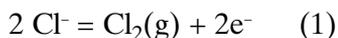
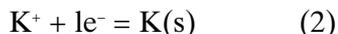


Figura 4.7 Esquema de la electrólisis del KCl fundido.

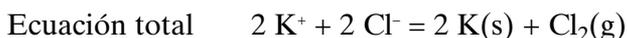
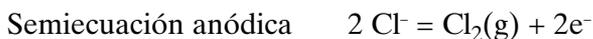
Los aniones cloruro  $\text{Cl}^-$  al ponerse en contacto con el ánodo, se descargan y cada uno de ellos le cede un electrón al mencionado electrodo. Los átomos de cloro, formados por la oxidación de los aniones  $\text{Cl}^-$ , se unen en parejas para formar moléculas diatómicas de cloro gaseoso. Este proceso se representa por la semiecuación:



Los cationes potasio ( $\text{K}^+$ ) se descargan en el cátodo y cada uno de ellos gana un electrón en ese electrodo, lo que da lugar a átomos de potasio que se enlazan formando el metal. Este proceso se representa por la semiecuación.



Al sumar la semiecuación (1) con la (2), se obtiene la ecuación total de la electrólisis del  $\text{KCl}$ . La semiecuación (2) se multiplica por 2 con la finalidad de igualar la cantidad de electrones ganados y perdidos.



Este proceso tiene aplicación industrial para la obtención del potasio metálico y, además, se obtiene cloro gaseoso como subproducto.

???

4.26 La figura 4.8 representa una celda electrolítica donde se verifica la electrólisis del cloruro de sodio ( $\text{NaCl}$ ) fundido con electrodos inertes.

- ¿En qué electrodo ocurre la oxidación?
- Señala el electrodo hacia donde se dirigen los iones  $\text{Na}^+$ .
- Escriba la media ecuación de reducción, de oxidación y ecuación total del proceso.

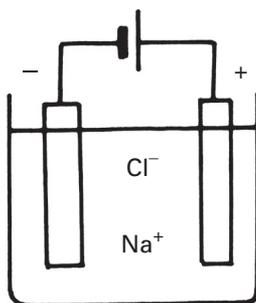


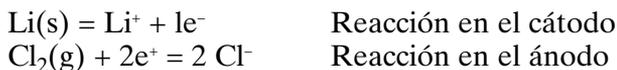
Figura 4.8 Celda electrolítica.

4.27 Responda las preguntas siguientes teniendo en cuenta los procesos que se producen cuando se lleva a cabo la electrólisis de la sal fundida cloruro de calcio con electrodos inertes:

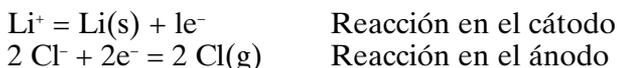
- ¿Cuáles son las especies químicas que se transforman al ponerse en contacto con los electrodos?
- ¿Pueden actuar los cationes de la sal como agentes reductores? Explique.
- ¿Se pueden oxidar en el ánodo los cationes de la sal? Explique.
- ¿Qué sustancias se pueden obtener mediante este proceso electrolítico?

4.28 En un ejercicio donde se piden las semiecuaciones anódicas y catódicas de la electrólisis del cloruro de litio en una celda electrolítica, con electrodos inertes. Tres alumnos responden lo siguiente:

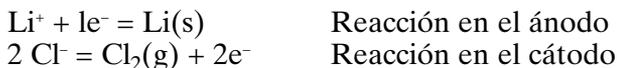
*Alumno A*



*Alumno B*



*Alumno C*



- Localice los errores cometidos por cada uno de los alumnos.
- Escriba la respuesta que usted daría.

## 4.7 Electrólisis en las disoluciones acuosas de electrólitos

En la electrólisis de un electrólito en disolución acuosa con electrodos de placas inertes, además de estar presentes los iones del electrólito, existen moléculas de agua y los iones  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$ , en mayor o menor proporción, según la disolución sea ácida, básica o neutra.

De lo anterior se deduce que para conocer las reacciones que ocurren en los electrodos, no solo debemos tener en cuenta los iones del electrólito, sino que se debe considerar también la posibilidad de que reaccionen las otras especies químicas enumeradas ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$ ).

En las electrólisis de sales en disolución acuosa se considera que las disoluciones son neutras ( $\text{pH} = 7$ ), es decir, se prescinde de las variaciones de  $\text{pH}$  producto de los procesos de hidrólisis. Por consiguiente, no se considera la posibilidad de que reaccionen los iones  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$ , ya que a ese  $\text{pH}$  las concentraciones de esos iones son muy pequeñas.

Se ha comprobado experimentalmente que el agua sí puede reaccionar en el ánodo y en el cátodo.

En las electrólisis de electrolitos en disolución acuosa con electrodos de placa inerte, en el cátodo se puede producir la reducción del catión o del agua y en el ánodo se puede producir la oxidación del anión o del agua.

Ocurre una reacción u otra, en dependencia de los valores de los potenciales de electrodo de las especies químicas que pueden reaccionar en los electrodos de la celda electrolítica.

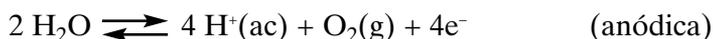
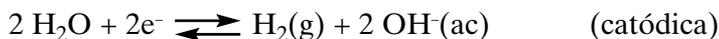
De las posibles reacciones catódicas (reducción del catión o del agua) ocurre la de mayor potencial de electrodo y de las posibles reacciones anódicas (oxidación del anión o del agua) ocurre la de menor potencial de electrodo.

Para escribir la semiecuación que represente el proceso redox que ocurre en el ánodo (oxidación), debe invertirse la semiecuación que aparece en la tabla de potenciales de electrodo.

A  $pH = 7$  las semiecuaciones que representan los pares redox asociados a la reducción y oxidación del agua son:



De lo anterior se infiere que la reducción del agua en el cátodo y la oxidación en el ánodo se representa por las semiecuaciones:



Como se trata de potenciales determinados a un  $pH$  diferente, al que se miden los potenciales de electrodo ( $pH = 0$ ), no se utiliza la simbología ( $E^0$ ).

En la figura 4.9 se representan los cambios químicos que se producen cuando se realiza la electrólisis de una disolución acuosa de cloruro de potasio a la que se le añadió unas gotas de fenolftaleína. Los electrodos son de placa inerte.

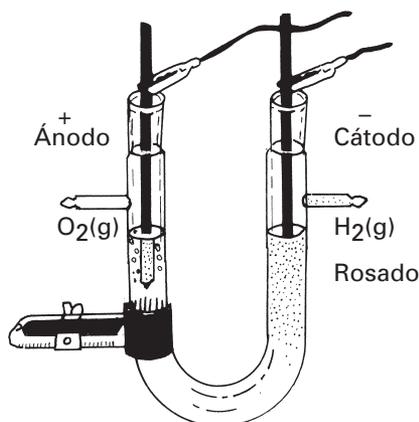


Figura 4.9 Esquema de la electrólisis de una disolución acuosa de cloruro de potasio.

Al aplicar la energía eléctrica se observa que en ambos electrodos se desprenden gases y que la región catódica se enrojece. ¿Cómo podemos explicar estos hechos experimentales?

Para explicar los resultados del experimento descrito en la figura 4.9 se puede seguir el procedimiento siguiente:

1. Determinar las especies químicas presentes en la celda electrolítica.  
 $K^+(ac)$ ,  $Cl^-(ac)$  y  $H_2O$

2. Seleccionar las especies químicas que se pueden transformar en cada electrodo.

En la zona catódica:

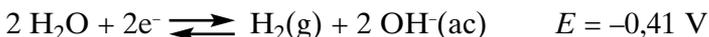
$K^+(ac)$  y  $H_2O$  (se localizan a la izquierda de la tabla)

En la zona anódica:

$Cl^-(ac)$  y el  $H_2O$   
 (se localizan a la derecha de la tabla)

3. Escribir en el mismo sentido en que aparecen en la tabla de potenciales de electrodo, las semiecuaciones correspondientes a las especies químicas que se pueden transformar en cada electrodo.

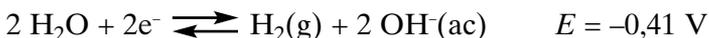
Zona catódica:



Zona anódica:



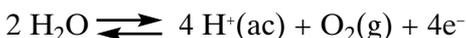
4. Determinar la semiecuación de mayor potencial de electrodo en el cátodo.



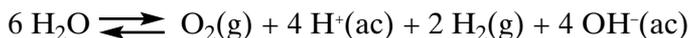
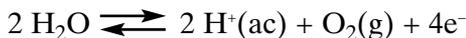
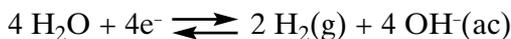
5. Determinar la semiecuación de menor potencial de electrodo en el ánodo.



6. Invertir la semiecuación anódica.



7. Escribir las semiecuaciones que representan el proceso catódico, anódico y la ecuación total.



La reacción del agua en ambos electrodos justifica el desprendimiento de dihidrógeno y la zona básica que se forma en la región catódica, así como el desprendimiento de dióxígeno y la zona ácida que se forma en la región anódica.

El potencial total ( $\Delta E$ ) de la electrólisis se calcula sobre la base de la misma expresión que se utiliza para calcular la FEM.

$$\Delta E = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}}$$

$$\Delta E = -0,41 \text{ V} - (+0,82 \text{ V})$$

$$\Delta E = -1,23 \text{ V}$$

El potencial total es negativo, lo cual indica que, para que se produzca la electrólisis, se necesita una fuente de energía que tenga como mínimo una FEM de 1,23 V. \*

En las electrólisis de los electrólitos en disolución acuosa con electrodos de placa inerte, no siempre ocurre que el agua reaccione en los dos electrodos, un ejemplo de ello lo constituye la electrólisis de una disolución acuosa de yoduro de sodio. Al consultar la tabla de potenciales de electrodo, se concluye que en la zona catódica se reduce con mayor facilidad el agua, pero en la zona anódica se oxida con mayor facilidad los iones yoduro ( $\text{I}^-(\text{ac})$ ).

Las semiecuaciones y ecuación total de la electrólisis de la disolución acuosa de yoduro de sodio son las siguientes:

Semiecuación catódica

(reducción)

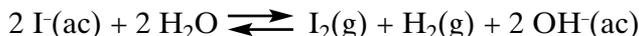


Semiecuación anódica

(oxidación)



Ecuación total



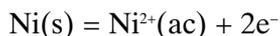
$$\Delta E = -0,41 \text{ V} - (+0,54 \text{ V})$$

$$\Delta E = -0,95 \text{ V}$$

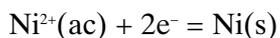
Cuando se utiliza un electrodo activo en una electrólisis de un electrólito en disolución acuosa, se debe tener en cuenta la posibilidad de que dicho electrodo reaccione durante el funcionamiento de la celda electrolítica. Un ejemplo de este tipo de proceso electrolítico, es la electrólisis de una disolu-

\* En la práctica se producen determinados procesos en los electrodos de la celda electrolítica que provocan que siempre se tenga que utilizar una FEM superior a la que se calcula a partir de los potenciales de electrodo.

ción acuosa de sulfato de níquel (II), utilizando un ánodo con placa de níquel y un cátodo con placa inerte. En este caso el ánodo de níquel se oxida:



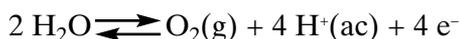
Y en el cátodo los iones níquel de la disolución se reducen:



El cátodo inerte se recubre del níquel que se produce en ese electrodo. Un proceso similar al estudiado se utiliza frecuentemente en la industria para proteger y embellecer piezas metálicas, que se denomina niquelado.

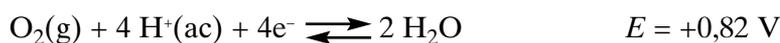
???

4.29 Las semiecuaciones de las reacciones que ocurren en los electrodos al realizar electrólisis de una disolución acuosa de cloruro de litio con electrodos de placa inerte, son las siguientes:



- ¿Cuál de estas reacciones ocurre en el ánodo?
- Escribe la ecuación total del proceso.

4.30 Dados los valores de potenciales de electrodo siguientes:



- Escriba la ecuación total de la electrólisis de una disolución acuosa de yoduro de sodio con electrodos de placa inerte.
- Calcule la diferencia de potencial total de la electrólisis ( $\Delta E$ ). ¿Qué significado usted le da a ese valor?

4.31 Critique la afirmación siguiente:

Mediante la electrólisis del cloruro de sodio fundido se obtiene sodio, por lo que también es posible obtener esta sustancia (Na) realizando la electrólisis de una disolución acuosa de cloruro de sodio.

## 4.8 El acumulador de plomo

Una pila electroquímica se considera reversible cuando los procesos que tienen lugar en los electrodos se pueden invertir con la utilización de una fuente de energía eléctrica que posea una FEM superior a la de la pila.

La posibilidad de que en un mismo dispositivo puedan ocurrir procesos opuestos, como en la pila y la electrólisis, permite diseñar los denominados acumuladores (figura 4.10).

Los acumuladores son pilas que pueden recargarse con energía eléctrica procedente de una fuente externa, que invierte el proceso inicial de oxidación reducción y provoca que se regeneren prácticamente las sustancias que se consumieron durante el funcionamiento.

El acumulador de plomo es el más empleado en la práctica. Está compuesto de dos tipos de placa. Las placas son redes o mallas hechas de una aleación de Pb-Sb más fuerte y más resistente a la corrosión que el plomo puro (figura 4.11). Los poros de estas mallas están rellenos, en unas, de plomo esponjoso (ánodo) y de óxido de plomo (IV),  $PbO_2$ , finamente dividido (cátodo) en las otras, separados por un material aislante perforado. El electrolito es una disolución acuosa de ácido sulfúrico.

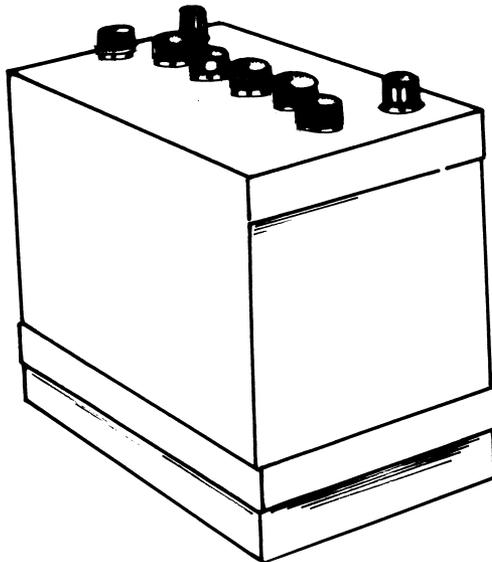


Figura 4.10 Acumulador de plomo.

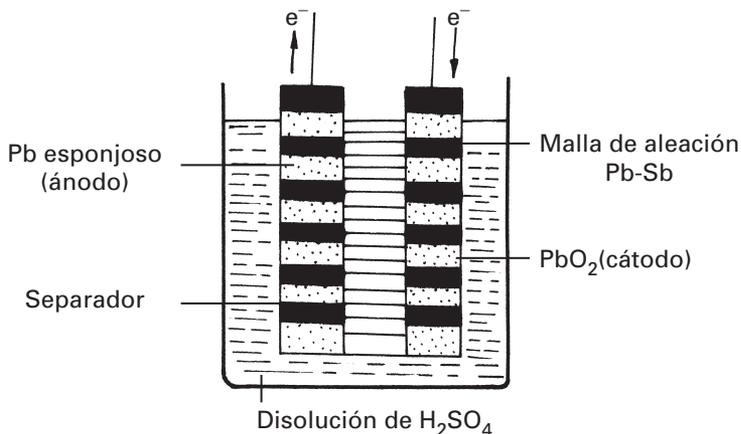
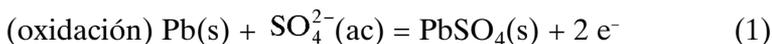
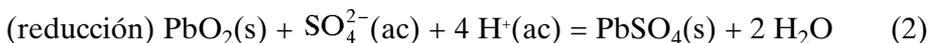


Figura 4.11 Esquema de un acumulador de plomo-ácido.

Durante la descarga del acumulador (proceso de pila electroquímica) el plomo del ánodo se oxida a iones  $Pb^{2+}$ , según:



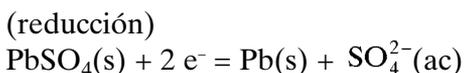
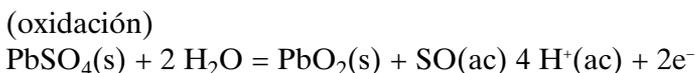
Mientras que en el cátodo el óxido de plomo presente se reduce:



En la descarga del acumulador, los iones  $Pb^{2+}(\text{ac})$  producidos en ambos electrodos se combinan inmediatamente con los iones sulfato del ácido sulfúrico para formar sulfato de plomo escasamente soluble que se deposita sobre las placas.

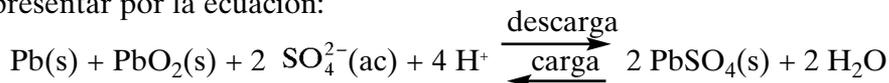
Durante la descarga del acumulador, la densidad de la disolución del ácido sulfúrico disminuye, debido a la reacción de los iones sulfato en los dos electrodos.

Las ecuaciones (1) y (2) se pueden invertir mediante un proceso electro-lítico, es decir, utilizando una fuente externa de energía eléctrica. Consecuentemente en la carga del acumulador (electrólisis) se producen las reacciones que se representan por las ecuaciones siguientes:



Como se puede apreciar en la carga del acumulador se regeneran las sustancias iniciales ( $Pb$ ,  $PbO_2$ ,  $H_2SO_4$ ).

La totalidad del proceso de descarga y carga del acumulador se puede representar por la ecuación:



En la práctica se conectan convenientemente varias placas de las descritas y se logran baterías (acumuladores) de 6 V y 12 V. Estas baterías dan excelentes resultados si los niveles del electrolito se mantienen invariables, si no se deja que se descarguen por completo y si no se cargan demasiado rápido.

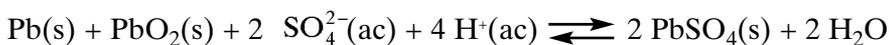
Si el acumulador descargado se abandona durante largo tiempo, se inutiliza y se dice que está sulfatado. El sulfato de plomo esponjoso, que en forma microcristalina se adhiere a los electrodos, se transforman en cristales mayores que no pueden intervenir en la regeneración del plomo y dióxido de plomo.

En un automóvil el acumulador se descarga durante el arranque y se carga durante el resto del tiempo que está el motor en marcha, por la energía eléctrica producida por el generador.

???

4.32 ¿Es espontáneo o provocado el proceso electroquímico que ocurre durante la descarga de un acumulador? ¿Por qué?

4.33 Dada la ecuación química que representa la carga y descarga de un acumulador:



- Indique el sentido de la carga del acumulador.
- Identifique la sustancia que inicialmente se encuentra en el ánodo, en el cátodo y la que se utiliza como electrolito.
- ¿Qué proceso electrolítico (pila o electrólisis) se produce en el acumulador cuando disminuye la densidad del ácido sulfúrico?
- ¿Es espontánea la reacción del sulfato de plomo con el agua?

4.34 ¿Qué quiere decir que un acumulador está sulfatado?

## 4.9 Aplicaciones de la electroquímica

Los procesos electroquímicos tienen diversas aplicaciones en la práctica. Durante el estudio de este capítulo se han analizado algunos ejemplos de esas aplicaciones. A continuación se plantea un resumen de las aplicaciones más importantes de la electroquímica.

## Pilas y acumuladores

Ambos dispositivos se utilizan para la producción de corriente eléctrica. Las pilas se utilizan para el funcionamiento de algunos equipos tales como radios, linternas, grabadoras, calculadoras, etc., mientras que los acumuladores tienen aplicación en la producción de electricidad en los vehículos, en algunos tipos de radios, etcétera.

## Purificación de metales (afino)

Algunos metales, como el cobre y el aluminio, que presentan impurezas, se purifican por electrólisis. En el afino del cobre se utilizan ánodos de cobre impuro, cátodos de cobre puro y disolución de sus iones.

## Galvanostegia

Consiste en el revestimiento metálico por electrólisis con la finalidad de proteger y embellecer las superficies metálicas. Por ejemplo: el niquelado, el cromado, el plateado, el dorado, etcétera.

## Galvanoplastia

El proceso consiste en obtener copias metálicas de objetos por electrólisis. El objeto del cual se obtiene copia es el cátodo en el cual se forma el objeto de metal de acuerdo con el molde utilizado, que puede estar formado por una mezcla de cera y grafito.

## Obtención de algunos productos

Mediante la electrólisis se pueden obtener diferentes sustancias químicas, un ejemplo de esta aplicación es la planta electrolítica de la fábrica de productos químicos Elpidio Sosa (Electroquímica de Sagua). En esta fábrica se obtiene por electrólisis de una disolución concentrada de cloruro de sodio, el cloro y el dihidrógeno.

???

4.35 Cite tres ejemplos de las aplicaciones de las pilas electroquímicas y tres de las electrólisis.

4.36 Relacione la columna A con la B.

A  
1. Niquelado

B  
( ) En el cátodo se coloca la pieza metálica que se quiere recubrir, con el metal puro que se oxida en el ánodo.

2. Afino de cobre
- ( ) En el ánodo se coloca el metal impuro.
  - ( ) Constituye un ejemplo de la galvanostegia.
  - ( ) El metal puro se coloca en el cátodo y aumenta su grosor durante la electrólisis.

### Resumen de ejercicios

4.37 Determina cuáles de las características que se presentan a continuación corresponden a las pilas electroquímicas, a las electrólisis y a ambos procesos electroquímicos:

- a) Es un proceso electroquímico espontáneo.
- b) El  $\Delta E$  del proceso es negativo.
- c) Las reacciones químicas producen corriente eléctrica.
- d) En el dispositivo se produce un proceso de oxidación-reducción.
- e) En el cátodo ocurre la reducción.
- f) Las semirreacciones de oxidación y reducción ocurren según el valor de los potenciales estándar de electrodo, de las especies químicas presentes en el dispositivo.
- g) En el ánodo ocurre la oxidación.

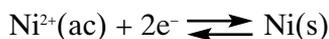
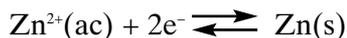
4.38 Determine los productos finales de la electrólisis de una disolución de concentración  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  con electrodos inertes a partir de la ecuación total del proceso, obtenida por la combinación de las semiecuaciones catódicas y anódicas.

4.39 ¿Cuáles son los productos finales de la electrólisis de una disolución de concentración  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de  $\text{CuSO}_4$ , con ánodo de cobre y cátodo de placa inerte?

4.40 Completa el siguiente cuadro según corresponda:

	ELECTRÓLISIS	
	NaCl fundido	NaCl en disolución
<b>Especies químicas presentes</b>		
Especie química que reacciona en el cátodo		
Especie química que reacciona en el ánodo		

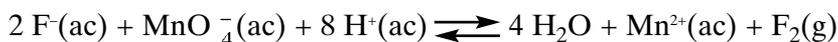
4.41 A partir de los datos siguientes:



Y consultando la tabla de potenciales estándar de electrodo, conteste:

- ¿Qué especie constituye el mejor agente oxidante y cuál el mejor agente reductor?
- ¿Reaccionarán entre sí el Zn y el Ni<sup>2+</sup> en condiciones estándar para dar Zn<sup>2+</sup> y Ni(s)? Justifique su respuesta.

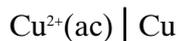
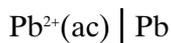
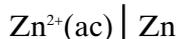
4.42 Mediante el empleo de la tabla de potenciales estándar de electrodo, determine si la reacción representada por:



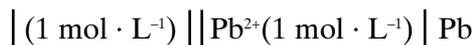
procede, con concentración 1 mol · L<sup>-1</sup>, espontáneamente. Justifique su respuesta.

4.43 A partir de los datos de la tabla de potenciales estándar de electrodo, indica tres especies químicas que puedan ser oxidadas por el ion Ag<sup>+</sup>(ac). Escriba los pares redox correspondientes. Señale dos reductores no oxidables por el ion Ag<sup>+</sup>(ac). Justifique su respuesta.

4.44 Dados los pares redox siguientes:



- Complete la representación simplificada de la pila, seleccione el par redox asociado al ánodo. (utilice la tabla 4.1)



- Calcule la FEM de dicha pila.
- Si la FEM de la pila Zn-Cu es 1,1 V, diga si el proceso es espontáneo o no.

4.45 En las siguientes pilas (a 25 °C):





- a) Escriba la semiecuación de oxidación y de reducción y la ecuación total.
  - b) Determine la FEM.
  - c) Dibuje un esquema de estas y señale cada una de sus partes.
- 4.46 Si dispone de dos vasos de precipitados, una lámina de cinc y una de plata, disoluciones de concentración  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de nitrato de cinc y nitrato de plata:
- a) Explique cómo dispondría estos elementos para construir una pila.
  - b) Dibuje un esquema de la pila y señale cada una de sus partes.
  - c) Escriba las semiecuaciones de oxidación y de reducción y la ecuación total.
  - d) Determine la FEM de la pila.
  - e) Represente la notación simplificada para esta pila.
- 4.47 ¿Qué sustancias se forman en las electrólisis del cloruro de potasio, cloruro de magnesio y cloruro de cinc fundidos?



# 5

## LOS METALES

---

### *Introducción*

Desde tiempos remotos el hombre ha utilizado los metales y esto ha contribuido al progreso de la humanidad. La Edad del Hierro y la Edad del Bronce son etapas de la civilización humana que han estado asociadas con el empleo de metales como el hierro, el cobre y el estaño.

Las instalaciones industriales, los equipos de transporte, las maquinarias y muchos otros útiles que a diario observamos o utilizamos están constituidos por este tipo de sustancia cuya variedad es muy grande.

De todos los elementos conocidos y estables en nuestro planeta, alrededor de setenta poseen propiedades metálicas acentuadas y sus correspondientes sustancias simples reúnen un conjunto de propiedades comunes que nos permiten clasificarlas como metales.

Los elementos metálicos se sitúan en la parte izquierda de la línea diagonal quebrada de la tabla periódica, lugar destinado a los elementos con relativa facilidad para perder electrones, o sea, con valores pequeños de energía de ionización y de electronegatividad.

El contenido de este capítulo permite dar respuestas a algunas interrogantes tales como ¿qué estructura poseen los metales que nos permita explicar sus propiedades?, ¿existirá alguna relación entre las propiedades de los metales y sus métodos de obtención?

### *5.1 Estado natural de los metales*

La mayoría de los elementos metálicos se encuentran en nuestro planeta formando parte de sustancias compuestas, como óxidos, sulfuros, carbonatos, sulfatos, silicatos, cloruros, etc. Algunos de estos compuestos, por su escasa solubilidad forman parte de los minerales (tabla 5.1) y otros, por el contrario, se encuentran en disolución.

Tabla 5.1

Algunos minerales y sustancias componentes de interés e importancia

<b>Mineral</b>	<b>Componentes de interés</b>
Laterita	Óxidos de hierro, níquel y cobalto
Pirolusita	Óxido de manganeso (IV)
Calcopirita	Sulfuros de hierro y cobre
Pirita	Disulfuro de hierro
Magnesita	Carbonato de magnesio
Mármol	Carbonato de calcio
Yeso	Sulfato de calcio dihidratado
Zeolita	Silicatos y aluminatos hidratados

Algunos elementos metálicos se encuentran en estado nativo (como sustancia simple) en la Tierra, por ejemplo: el oro, el platino, la plata y el cobre, debido a su bajo poder reductor.

En la composición de la materia viva, tanto animal como vegetal, también se encuentran los metales en forma de sustancias compuestas; por ejemplo, el calcio en los huesos y dientes de los animales, el hierro en la hemoglobina de la sangre, el magnesio en la clorofila de las plantas, etcétera.

???

5.1 Describa el estado natural de los metales en nuestro planeta.

5.2 ¿Qué posición ocupan los elementos metálicos en la tabla periódica?

### **5.2 Propiedades físicas de los metales. Estructura**

Los metales se caracterizan por un conjunto de propiedades físicas comunes que nos permiten diferenciarlos del resto de las sustancias conocidas.

Propiedades físicas de los metales:

- Son sólidos a 100 kPa y 25 °C excepto el mercurio.\*
- Tienen brillo metálico.
- Conducen la electricidad.

\* A 100 kPa y -38,4 °C el mercurio funde, por lo que a 25 °C se encuentra en estado líquido.

- Conducen el calor.
- Son maleables, dúctiles y tenaces.

Las propiedades de los metales dependen de su estructura.

## Estructura de los metales

Los metales, en estado sólido, forman redes cristalinas donde cada átomo de metal se encuentra enlazado a un número relativamente alto de átomos semejantes (figura 5.1).

Cada átomo de metal tiene pocos electrones en su último nivel de energía en comparación con el número de orbitales disponibles en dicho nivel, y, relativamente, bajo valor de energía de ionización.

Cuando estos átomos se acercan para formar su correspondiente sustancia simple, en estado sólido, sus orbitales atómicos más externos se interpenetran para dar lugar a un conjunto de orbitales pertenecientes, ahora, al conjunto de átomos vecinos.

Las diferencias energéticas entre estos orbitales son tan pequeñas que cuando los electrones absorben muy poca energía pueden pasar fácilmente a orbitales de energías superiores. Por esto suele decirse que estos electrones tienen relativa libertad o que son, en cierta forma, “libres o móviles”.

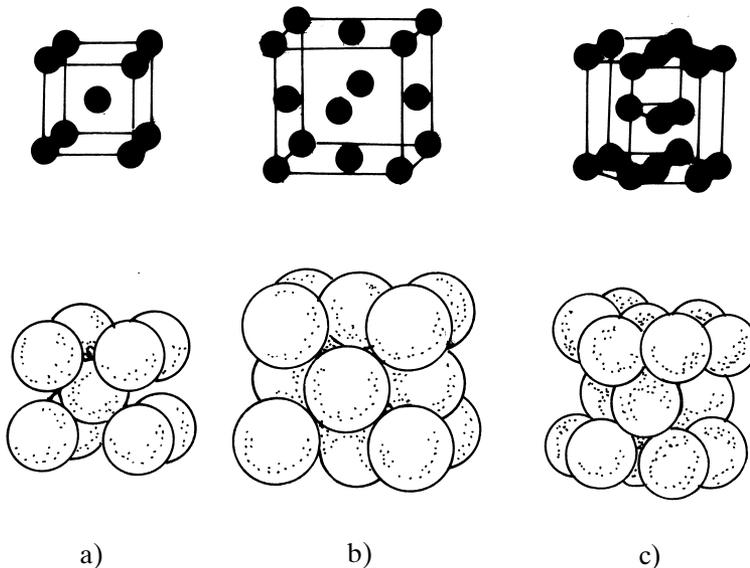


Figura 5.1 Modelos de las estructuras cristalinas más comunes en los metales.  
 a) Cúbico centrado en el cuerpo. b) Cúbico centrado en las caras. c) Hexagonal.

Los metales son buenos conductores de la electricidad y el calor debido a la relativa libertad de los electrones de enlace.

Las propiedades mecánicas de resistencia y deformabilidad de los metales, entiéndase maleabilidad y ductilidad, pueden explicarse porque la deformación de un metal no implica la ruptura de enlaces como los existentes en los cristales atómicos o iónicos, sino que las capas de átomos de la red metálica se deslizan unas sobre otras (figura 5.2) de forma tal que los electrones de valencia, ahora en nuevos orbitales pertenecientes al cristal, continúan manteniendo la unión entre el conjunto de átomos vecinos.

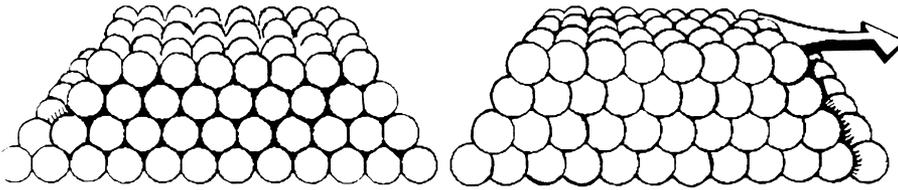


Figura 5.2 Representación del deslizamiento de las capas de átomos de un cristal metálico bajo la acción de una fuerza mecánica externa.

???

5.3 Menciona cuatro propiedades físicas de los metales.

5.4 ¿A qué se debe que los metales sean buenos conductores de la electricidad?

5.5 Al golpear una barra de plomo sobre su superficie se observa la huella del objeto empleado. Explique este hecho partiendo de sus conocimientos acerca de la estructura de los metales.

### **5.3 Propiedades químicas de los metales. Cálculo de masas en las reacciones químicas**

Hay sustancias a las cuales solo les está dada la posibilidad de reducirse, mientras que otros solo pueden oxidarse. En este último caso se encuentran los metales, cuyos átomos solamente pueden perder electrones, parcial o totalmente, durante las reacciones químicas.

Las propiedades reductoras de los metales varían de acuerdo con las condiciones en que se produzcan las reacciones. En disolución acuosa es posible comparar las propiedades reductoras de los metales mediante los correspondientes valores de sus potenciales estándar de electrodo (tabla 4.1).

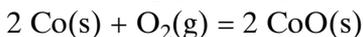
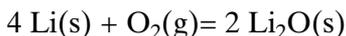
Las reacciones químicas en que participan los metales, generalmente son exotérmicas, pero como las energías de activación de muchas de ellas son elevadas, requieren del suministro inicial de energía para que se produzcan.

## Reacción de los metales con no metales

Las sustancias no metálicas manifiestan sus propiedades oxidantes durante su reacción con los metales.

- Reacción con el dióxígeno.

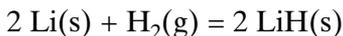
La mayoría de los metales reacciona con el dióxígeno produciendo óxidos.\*



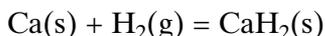
- Reacción con el dihidrógeno.

Los metales de los elementos del grupo IA, así como el calcio, el estroncio y el bario del grupo IIA de la tabla periódica reaccionan con el dihidrógeno seco a elevadas temperaturas produciendo compuestos de estructura iónica en los cuales el número de oxidación del hidrógeno es  $-1$ .

Estos compuestos reciben el nombre de hidruros salinos.



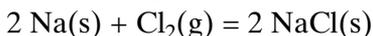
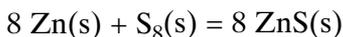
(hidruro de litio)



(hidruro de calcio)

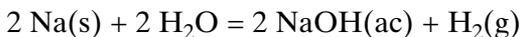
- Reacción con otros no metales.

El azufre, los halógenos y otros no metales reaccionan con los metales produciendo sales binarias.



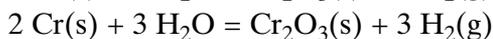
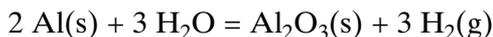
## Reacción de los metales con el agua

A temperatura ambiente los metales litio, potasio, bario, calcio y sodio reaccionan con el agua produciendo dihidrógeno y el hidróxido correspondiente.



\* El sodio y el potasio son ejemplos de metales que al reaccionar con el dióxígeno no forman óxidos, sino compuestos oxigenados en los cuales el número de oxidación del oxígeno es  $-1$  (peróxidos) y  $-1/2$  (superóxidos).

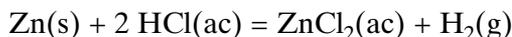
Sin embargo, otros metales como el magnesio, el cinc, el cromo y el hierro al reaccionar con el agua producen igualmente hidrógeno, pero originan el óxido correspondiente.



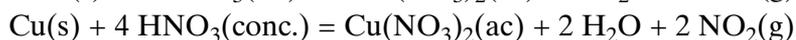
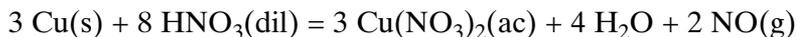
Algunos metales no reaccionan con el agua ni aun a elevadas temperaturas.

## Reacción de los metales con los ácidos

La mayoría de los metales reaccionan con los ácidos, solo que los productos de la reacción varían de acuerdo con las propiedades reductoras de los metales, las propiedades oxidantes de los ácidos y las condiciones en que se produce la reacción. Por ejemplo: el cinc en contacto con el ácido clorhídrico produce hidrógeno y la sal cloruro de cinc.



Por otra parte, el cobre no reacciona con el ácido clorhídrico, pero sí con el ácido nítrico. Durante esta reacción no se produce hidrógeno sino monóxido de nitrógeno cuando el ácido se encuentra diluido o dióxido de nitrógeno cuando se emplea concentrado.



Los metales cuyas propiedades reductoras son mayores que las del hidrógeno reaccionan con los ácidos no oxidantes produciendo la sal y hidrógeno.

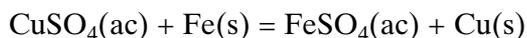
Los metales menos reductores que el hidrógeno solo reaccionan con los ácidos oxidantes produciendo la sal correspondiente, agua y otros gases distintos al hidrógeno.

## Reacción de los metales con las sales

Los metales reaccionan con sales en disolución acuosa siempre que estas contengan cationes de metales menos reductores.

Así, al introducir un anillo de oro en una disolución de sulfato de cobre (II) no se observa reacción alguna, sucediendo lo mismo si se introduce una muestra de cualquier metal menos reductor que el cobre.

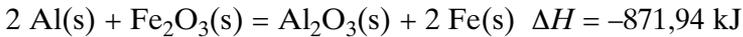
Sin embargo, si se introduce un pedazo de cualquier metal más reductor que el cobre, por ejemplo un clavo de hierro en la disolución antes mencionada a los pocos segundos se observa que este se recubre de una capa de cobre.



La tabla de potenciales estándar de electrodo nos permite hacer una predicción, bastante cercana a la realidad, acerca de la ocurrencia o no de las reacciones entre los metales y las disoluciones acuosas de sales.

## Reacción de los metales con óxidos metálicos

El proceso de soldadura de raíles de línea comúnmente se realiza calentando en un crisol una mezcla de aluminio en polvo y óxido de hierro (III). La reacción que ocurre conlleva a la formación de hierro y óxido de aluminio, ambos en estado líquido, debido a la gran cantidad de energía en forma de calor desprendida (figura 5.3).



La ecuación anterior, representativa del proceso descrito, corresponde a la llamada reacción de la termita.

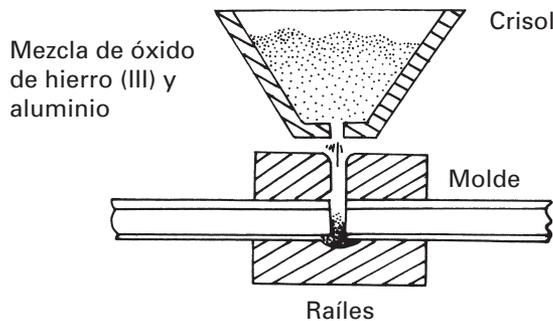


Figura 5.3 Esquema de la soldadura de raíles de líneas mediante el proceso de la termita.

También el magnesio, el calcio y otros metales muy reductores reaccionan con óxidos de metales cuyas propiedades reductoras son relativamente pequeñas.

???

5.6 Los metales manifiestan sus propiedades reductoras en sus reacciones químicas.

- Argumente la afirmación anterior.
- Ejemplifique, haciendo uso de ecuaciones químicas, tres reacciones químicas que reflejan lo afirmado.

5.7 Al suministrar la energía necesaria a una mezcla de cinc en polvo y azufre, se observa la aparición de una nueva sustancia con propiedades diferentes a las que poseen las sustancias reaccionantes mencionadas.

- a) ¿Qué propiedad química del cinc se ha puesto de manifiesto?  
 b) Escriba la ecuación química de la reacción que tuvo lugar.
- 5.8. Explique, haciendo uso de la tabla de potenciales estándar de electrodo, por qué no debe guardarse una disolución de cloruro de níquel (II) en un recipiente de hierro.
- 5.9. Calcule la masa de óxido de aluminio obtenida al hacer reaccionar con dióxígeno 8,1 g de aluminio pulverizado.
- 5.10. Al evaporar la disolución resultante de la reacción entre el cinc y el ácido sulfúrico, se observa la aparición de un sólido cristalino correspondiente a la sal formada durante dicha reacción.
- a) Diga qué propiedad del metal se puso de manifiesto.  
 b) Escriba la ecuación química de la reacción.  
 c) Calcule cuántos gramos de la sal se obtuvieron si reaccionaron completamente 26 g de cinc.
- 5.11. Al comparar las propiedades rectoras del cinc y la plata, dadas por sus correspondientes potenciales estándar de electrodo, un alumno afirmó que la reacción entre la plata y el sulfato de cinc debe ocurrir sin la ayuda de agente externo alguno. Valore la afirmación del alumno.

#### 5.4 Obtención de metales

Los metales comúnmente son obtenidos por dos métodos fundamentales:

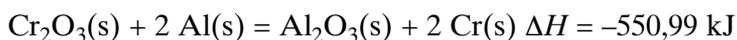
1. Mediante la reacción de algunos de sus compuestos con sustancias reductoras apropiadas.
2. Mediante procesos electrolíticos.

Ambos métodos se basan en procesos de oxidación-reducción.

Obtención de metales mediante la reacción de algunos de sus compuestos con sustancias reductoras apropiadas

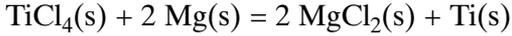
- Con metales muy reductores.

El cromo puede obtenerse, industrialmente, haciendo reaccionar el óxido de cromo (III) con aluminio, metal muy reductor.



El proceso de obtención de metales que emplea la reacción de óxidos metálicos con el aluminio como agente reductor, recibe el nombre de *aluminotermia*.

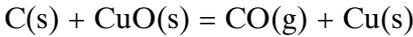
El titanio es obtenido mediante la reacción del cloruro de titanio (IV) con magnesio como agente reductor.



- Con carbón de piedra o coque.

El carbón de piedra o coque constituye un agente reductor muy empleado en el proceso de obtención industrial de metales como, por ejemplo, el cinc, el manganeso y el cobre, entre otros.

Un procedimiento cómodo para obtener cobre se basa en la reducción con coque del óxido de cobre (II) obtenido a partir de su mineral.



La obtención industrial de hierro fundido también se realiza utilizando este método.

La reducción del mineral de hierro con coque se lleva a cabo en hornos verticales especiales llamados altos hornos, cuya altura oscila entre los 25 m y 32 m, revestidos por la parte exterior con acero y por la interior con ladrillos refractarios (figura 5.4).

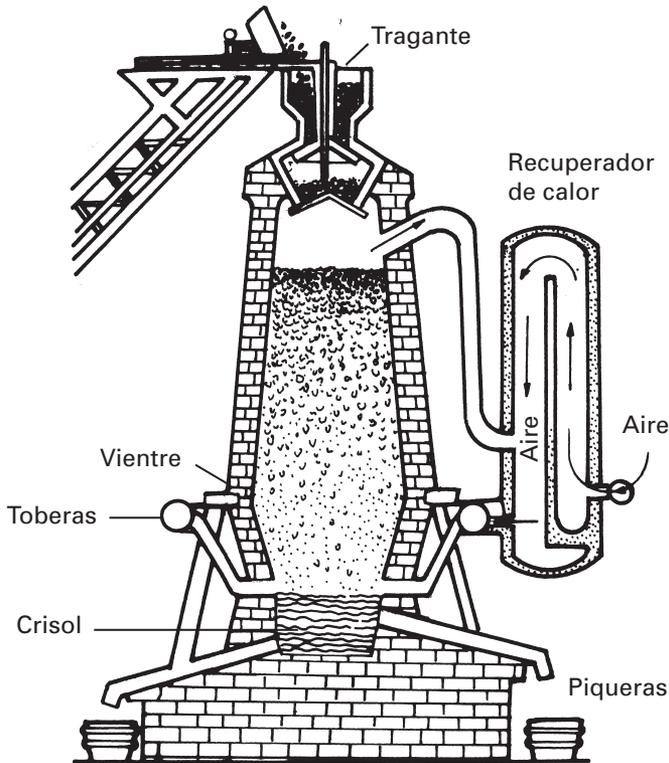
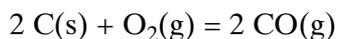


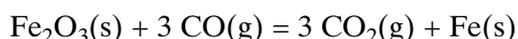
Figura 5.4 Esquema de un alto horno para la producción de hierro.

Una vez puesto en funcionamiento, el alto horno sigue trabajando ininterrumpidamente durante cuatro años aproximadamente, mediante un proceso continuo de carga de materias primas por la parte superior (tragante) y descarga del hierro fundido obtenido por la parte inferior (piqueiras).

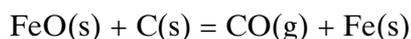
En el interior del alto horno el mineral es reducido no solo por el carbón sino también por el monóxido de carbono producido en su interior.



En zonas superiores del alto horno, donde la temperatura se encuentra en un rango entre los 500 y 700 °C, el mineral es reducido por el monóxido de carbono mediante un conjunto de reacciones que pueden resumirse y representarse mediante la ecuación siguiente:



Alrededor de la zona media del alto horno, donde la temperatura es de 1 000 °C aproximadamente, el mineral transformado en óxido de hierro (II) que aún no ha sido reducido a hierro reacciona con el carbono de acuerdo con la ecuación siguiente:



## Obtención de metales mediante procesos electrolíticos

Los metales muy reductores son obtenidos mediante la electrólisis de algunos de sus compuestos fundidos, por ejemplo, el magnesio se obtiene en el cátodo de una celda electrolítica cuya cuba contiene, generalmente, la sal cloruro de magnesio fundida conectada a una fuente de corriente directa (figura 5.5).

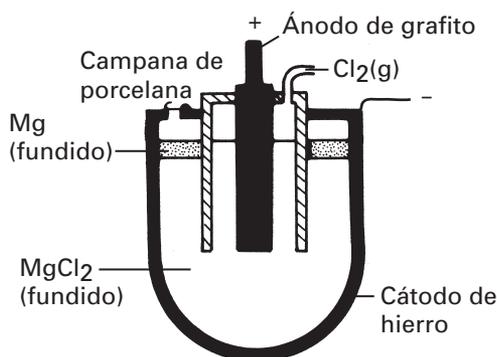
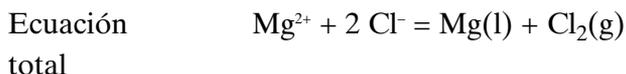


Figura 5.5 Esquema de una celda electrolítica en la que se representa la obtención del magnesio.

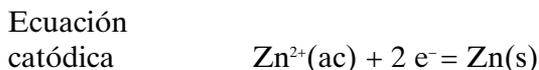
Las reacciones catódicas y anódicas que ocurren durante dicha electrólisis se representan a continuación:



También otros metales pueden obtenerse por este método e, inclusive, de disoluciones acuosas de algunos de sus compuestos, tal es el caso del cinc.

El óxido de cinc obtenido a partir del mineral del cinc se hace reaccionar con ácido sulfúrico produciendo dihidrógeno y sulfato de cinc en disolución.

La disolución de cloruro de cinc se electroliza obteniéndose este metal en el cátodo de la celda.



El procedimiento descrito anteriormente también se emplea en la purificación o afino de metales, por ejemplo, el cobre, la plata, el oro, etc., así como en la protección de objetos metálicos con otros metales resistentes a la corrosión mediante el llamado niquelado, plateado, dorado, cromado, etcétera.

???

- 5.12 Mencione los dos métodos generales de obtención de metales estudiados.
- 5.13 ¿Qué propiedad del aluminio permite emplearlo en la obtención de metales?
- 5.14 ¿En qué consiste la aluminotermia?
- 5.15 El níquel puede obtenerse mediante la reducción con carbono del óxido de níquel (II). Escriba la ecuación química de la reacción de obtención del níquel descrita.
- 5.16 El sodio se obtiene por electrólisis del cloruro de sodio fundido.
  - a) Represente la reacción que ocurre en el ánodo y la que ocurre en el cátodo mediante sus correspondientes semiecuaciones.
  - b) Represente la reacción total redox.
  - c) ¿Qué sustancia se obtiene en cada electrodo?

5.17 Calcule la masa de óxido de hierro (II) que se necesita para obtener 319,2 g de hierro por reducción con carbón.

### ***5.5 Producción industrial de compuestos de níquel y cobalto en Cuba***

El níquel y el cobalto son metales de gran demanda mundial por países altamente industrializados debido a sus propiedades y múltiples aplicaciones.

Los principales yacimientos de níquel se encuentran en Canadá, Cuba, Rusia y Nueva Caledonia.

El níquel constituye el principal renglón exportable de la minería cubana. En nuestro país se procesa el mineral laterítico que contiene un porcentaje en masa de níquel con el nivel en que se explota en la actualidad a nivel mundial y un menor porcentaje en masa de cobalto.

Los mayores yacimientos de lateritas se localizan, en Cuba, en la provincia de Holguín. Es por esto que allí se desarrolla la industria extractiva de compuestos de níquel y cobalto mediante las plantas: Comandante Pedro Soto Alba, en Moa, y Comandante René Ramos Latour, en Nicaro.

El mineral de la zona de Moa aprovecha la capa de limonitas cuyo porcentaje en masa de magnesio es muy pequeño, motivo por el cual la planta Comandante Pedro Soto Alba utiliza la lixiviación\* con ácido sulfúrico reportando gran rendimiento. Este proceso es único en el mundo.

La planta Comandante René Ramos Latour utiliza lixiviación con amoníaco y dióxido de carbono en disolución (lixiviación amoniacal) cuyo rendimiento es menor, pero con la ventaja de que le permite emplear todo el mineral laterítico, inclusive aquellas capas que contienen mayor porcentaje en masa de magnesio.

### **Proceso tecnológico de la planta Comandante René Ramos Latour en Nicaro**

Las fases fundamentales del proceso tecnológico que lleva a cabo esta planta son las siguientes:

1. Preparación del mineral.

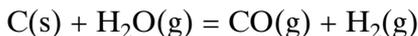
El mineral que llega de la mina se seca y se tritura en la planta de molinos hasta convertirlo en polvo.

2. Reducción.

El mineral seco y molido se introduce por la parte superior de los hornos de reducción en los cuales desciende a través de una atmósfera reductora

\* El procedimiento que consiste en separar la parte aprovechable de un mineral mediante su disolución en una sustancia apropiada se llama lixiviación.

controlada a 710 °C. Los gases reductores son obtenidos en una planta productora adjunta en la cual se quema carbón (antracita) en aire con vapor de agua.



Estas condiciones propician la reducción selectiva de la masa mineral, obteniéndose una mezcla de níquel, cobalto, óxido de hierro (III), muy poco hierro y muchas otras impurezas.

### 3. Lixiviación y lavado.

Los productos de la reducción, sacados del horno, son enfriados y llevados a los tanques de contacto donde se mezclan con el licor frío que es una disolución acuosa de dióxido de carbono y amoníaco, formando unas pulpas que son bombeadas hacia los tanques aereadores.

El aire, que es inyectado a presión en estos tanques oxidan al hierro formando óxido de hierro (III) el cual se deposita en el fondo.

También son oxidados el níquel y el cobalto, los cuales forman con el licor frío compuestos solubles de estructura compleja.

La masa mineral depositada contiene parte de níquel y cobalto por lo que es necesario lavarla para extraerle, en la medida de lo posible, estos metales.

El líquido sobrenadante constituye el licor producto enriquecido en compuestos solubles de níquel (II) y cobalto (II).

La parte sólida forma las colas del proceso, las cuales se separan y se vierten en grandes depósitos para su futura utilización, debido al alto contenido de óxido de hierro (III) que poseen.

### 4. Recuperación de amoníaco y dióxido de carbono. Obtención del óxido de níquel.

El licor producto es destilado en alambiques donde se forman los carbonatos de níquel, cobalto (II) y amoníaco. Estos carbonatos se calcinan en hornos rotatorios horizontales descomponiéndose en dióxido de carbono y sus óxidos correspondientes:



Tanto el amoníaco como el dióxido de carbono obtenidos en este proceso se hacen pasar nuevamente a la sección de lixiviación, donde vuelven a ser empleados.

El producto obtenido en esta fase es enviado a la planta de nodulizar o es envasado como producto final debido a que contiene alrededor de un 78 % en masa de níquel más cobalto.

### 5. Sinterización.

Los óxidos obtenidos en la etapa anterior se trituran en un molino de martillo, se pasan a las mezcladoras donde se unen con antracita y agua, y se distribuyen en las máquinas de sinterizar (modulizar o granular). Aquí la masa de óxido no se reduce totalmente.



El producto final, en forma de nódulos, contiene alrededor de un 90 % en masa de níquel más cobalto y se conoce con el nombre de “sínter de níquel”.

El sínter de níquel se envasa como producto final, su demanda en el mercado internacional es muy grande constituyendo una importante fuente de divisas para nuestro país.

La explotación del mineral laterítico en nuestro país se realiza a cielo abierto que, a diferencia de la explotación subterránea, ofrece mayor seguridad para el obrero, ahorro de recursos y aprovechamiento de las capas superficiales que contienen este mineral. Esta forma de explotación minera puede provocar una intensificación de los procesos erosivos con la consiguiente pérdida de los valores estéticos y funcionales del paisaje. Es por ello que nuestro gobierno y Estado revolucionario dedican ingentes esfuerzos en la rehabilitación de la capa vegetal de estas zonas mediante el acondicionamiento y terraceo (técnico-minero). De esta manera se logra restablecer el balance entre las áreas afectadas y rehabilitadas, lo cual contribuye al cuidado y conservación del medio ambiente.

???

5.18 Escriba el proceso tecnológico de obtención de compuestos de níquel y de cobalto en Cuba que utiliza lixiviación amoniacal.

5.19 En la planta de Nicaro, por ejemplo:

- ¿Con qué finalidad es triturado el mineral para hacerlo pasar a la etapa de lixiviación?
- ¿Con qué finalidad se emplea el amoníaco y el dióxido de carbono?
- ¿Cuál es la composición aproximada del sínter de níquel?

5.20 Del análisis comparativo entre los procesos tecnológicos empleados en Moa y Nicaro:

- ¿Cuál es la diferencia fundamental entre ambos procesos tecnológicos?
- ¿En qué caso se obtiene mayor rendimiento?
- ¿Qué hechos justifican que en ambas plantas no pueda emplearse igual tecnología?

d) ¿Qué ventajas reporta el proceso tecnológico aplicado en la planta de Nicaro?

5.21 Lea la cuarta fase del proceso de obtención de compuestos de níquel y cobalto que se lleva a cabo en la planta de Nicaro:

a) Identifique los principios científicos de la producción que se ponen de manifiesto en esta fase.

b) Explique con qué finalidad se aplica uno de ellos.

5.22 ¿Qué importancia tiene para nuestra economía el proceso de obtención industrial de compuestos de níquel y cobalto?

## ***5.6 Aplicaciones de los metales. Las aleaciones***

Las sustancias metálicas poseen un conjunto de propiedades, tanto físicas como químicas, que permiten utilizarlas en múltiples esferas de la vida en general.

Así, la propiedad conductividad eléctrica de los metales los hace útiles en la construcción de circuitos eléctricos, ya sea en forma de circuitos impresos o como hilos metálicos, debido a su ductilidad, en lo cual son muy utilizados el cobre y el aluminio.

La conductividad térmica de los metales nos permite utilizarlos en la construcción de utensilios de cocina como es el caso del aluminio el cual posee, además, la propiedad de ser un metal ligero.

Otros metales por sus marcadas propiedades reductoras son empleados en la obtención de algunos metales menos reductores, por ejemplo, el magnesio en la obtención de metales como el titanio, el vanadio y el uranio; el calcio en la obtención de vanadio y el aluminio para obtener hierro y cromo.

Los metales cuyas propiedades reductoras son relativamente bajas, generalmente son resistentes a la oxidación y poseen lustre metálico. Este conjunto de propiedades da la posibilidad de utilizarlos para recubrir objetos metálicos con fines ornamentales. En este caso tenemos al níquel, la plata y el oro, mediante el niquelado, plateado y dorado, por citar algunos ejemplos.

Muy pocos metales se emplean puros. Actualmente son muy utilizados los sistemas con propiedades metálicas compuestos por dos o más sustancias de las cuales una, por lo menos, es un metal. A estos sistemas se les llama *aleaciones*.

La preparación de aleaciones permite modificar algunas propiedades de los metales componentes obteniendo agregados cuyas propiedades permitan su utilización de una forma más adecuada (tabla 5.2).

El hierro no se obtiene industrialmente por aluminotermia.

Tabla 5.2

Composición aproximada, propiedades y aplicaciones de algunas aleaciones

<b>Aleación</b>	<b>Composición aproximada</b>	<b>Propiedades</b>	<b>Aplicaciones</b>
Acero dulce	0,4 % C y 99,6 % Fe	Dúctil y maleable	Cadenas, alambres, paneles, planchas de hierro, etcétera
Acero medio	0,7 % C y 99,3 % Fe	Duro y tenaz	Raíles, vigas, martillos, etcétera
Acero al carbono	1,2 % C y 98,8 % Fe	Muy duro	Navajas, instrumentos de cirugía, herramientas, taladros, etcétera
Invar	36 % Ni y 64 % Fe	Coefficiente de dilatación muy pequeño	Instrumentos de medición y de laboratorio
Latón	67 % Cu y 33 % Zn	Maleable y resistente a la oxidación	Láminas, tubos, etcétera
Bronce ordinario	90 % Cu y 10 % Sn	Duro y tenaz	Engranajes, moldeados
Bronce al aluminio	90 % Cu y 10 % Al	Resistente a la oxidación	Equipos resistentes a la corrosión
Bronce al berilio	98 % Cu y 2 % Be	Duro y elástico	Muelles duros y flexibles
Duraluminio (Dural)	95 % Al; 3,5 % Cu; 1 % Sn y 0,5 % Mg	Duro y ligero	Piezas resistentes y ligeras
Soldadura	50 % Sn y 50 % Pb	Temperatura de fusión moderada y resistente a la oxidación	Soldadura de plomero

Como puede observarse en la tabla 5.2 al elevarse el porcentaje en masa de carbono de los diferentes aceros sus propiedades de deformabilidad y plasticidad se van transformando en dureza y elasticidad debido a que los átomos de carbono (impurezas) forman enlaces localizados y rígidos que tienden a dificultar el desplazamiento de unos átomos sobre otros.

???

5.23 Explique por qué generalmente son utilizadas las aleaciones en lugar de los metales puros.

- 5.24 ¿Cuál es el objetivo perseguido con la preparación de aleaciones?
- 5.25 En las máquinas de relojes ciertas piezas se fabrican con determinadas aleaciones para evitar que el mecanismo sea afectado en su exactitud por los cambios de temperatura.  
Consulte la tabla 5.2 y seleccione cuál de las aleaciones que en ella aparecen considera usted que podría utilizarse para fabricar estas piezas. Explique.
- 5.26 Las aleaciones son ampliamente utilizadas en diversas esferas de la vida.
- Ponga tres ejemplos de aleaciones comúnmente utilizadas.
  - Establezca la relación existente entre las propiedades de cada una de las aleaciones citadas por usted en el inciso anterior, con sus aplicaciones.

## 5.7 La corrosión de los metales

Los objetos metálicos contruidos, generalmente quedan expuestos a la acción de los componentes del medio ambiente, observándose en muchos casos alteraciones químicas en su superficie.

- Un pedazo de bronce cuyo color característico es muy similar al del oro, se va cambiando de color con el transcurso del tiempo bajo la acción de los componentes del medio ambiente.
- Un lingote de plomo, de color gris con gran lustre metálico pierde totalmente el brillo al ser expuesto a la intemperie solo en unos pocos días.

La alteración química producida sobre la superficie de los metales y las aleaciones por la acción conjunta del agua y el dióxígeno, se denomina *corrosión*.

Hay sustancias que unidas al agua y al dióxígeno aceleran el proceso de corrosión, por ejemplo: el dióxido de carbono y los iones cloruro en disolución acuosa, entre otras.

Durante la corrosión el metal se oxida produciendo, generalmente, el óxido correspondiente.

En algunos casos como el aluminio, la capa de óxido formada se adhiere a la superficie del metal y lo protege de la acción corrosiva de los componentes del medio ambiente.

Sin embargo, hay casos como el hierro, en el que la corrosión da lugar a la formación del llamado orín o herrumbre, que debido a su constitución porosa y frágil puede retener la humedad y por tanto acelerar el proceso de corrosión.

El orín o herrumbre es generalmente óxido de hierro hidratado que puede estar acompañado de carbonatos.

Se ha observado que no solo la presencia del herrumbre acelera la corrosión del hierro, sino que también provocan este efecto las tensiones en el seno del metal y las impurezas que contiene.

La corrosión de los metales, y en particular la corrosión del hierro, ocasiona grandes pérdidas económicas a las diferentes naciones, motivo por el cual se hace necesario luchar contra este fenómeno. Se calcula que el 25 % en masa del hierro producido anualmente es destruido por la corrosión.

Algunas medidas empleadas para preservar los metales de la corrosión son:

- Empleo de capas protectoras como pinturas, esmaltes, aceites, grasas y otros metales (niquelado, cromado, dorado, plateado, etc.) protegiéndolos del contacto directo con los componentes del medio ambiente.
- Adición de inhibidores, o sea, de sustancias que se añaden al medio ambiente en pequeñas cantidades para que formen películas protectoras o neutralicen algunos de los factores que provocan la corrosión.
- Desecación y filtración del aire a fin de eliminar gases corrosivos y mantener la humedad por debajo del valor en que puede tener lugar la corrosión.
- Empleo de metales más reductores, colocados en contacto directo con el que se desea proteger, lo cual se logra por la oxidación preferente del metal más reductor en lugar del menos reductor.

Esta última medida es muy utilizada durante la protección de los cascos de los buques, poniendo en contacto directo con ellos bloques de magnesio.

???

- 5.27 Explique en qué consiste el fenómeno de corrosión de los metales.
- 5.28 Mencione tres factores que aceleran el proceso de corrosión de los metales.
- 5.29 ¿Por qué es necesario proteger al hierro de los componentes del medio ambiente?
- 5.30 Mencione tres medidas que se emplean para proteger los metales de los efectos corrosivos de los componentes del medio ambiente.
- 5.31 Para proteger de la corrosión a una pieza de hierro se propuso ponerla en contacto con una lámina de cobre. Valore la proposición realizada.

### **Resumen de ejercicios**

- 5.32 En la Tierra los elementos metálicos se encuentran ampliamente difundidos. Ponga ejemplos de difusión de elementos metálicos en nuestro planeta.

- 5.33 Mencione cinco propiedades físicas de los metales.
- 5.34 El cobre es transformado en hilos sin fracturarse y posee una elevada conductividad eléctrica, motivos por los cuales se emplea en la construcción de circuitos eléctricos.  
Sobre la base de la estructura de los metales, explique las propiedades del cobre, descritas, que permiten esta útil aplicación.
- 5.35 Explique porqué se puede afirmar que los metales no poseen propiedades oxidantes.
- 5.36 Las propiedades químicas de los metales están estrechamente relacionadas con sus propiedades reductoras y estas a su vez con su estructura.
- Argumente la afirmación anterior.
  - Ponga cuatro ejemplos de reacciones químicas que reflejen lo afirmado.
  - Escriba las ecuaciones químicas de las reacciones ejemplificadas en el inciso anterior.
- 5.37 Se desea envasar una disolución de sulfato de níquel (II) y solo se tienen a disposición dos recipientes metálicos: uno de cinc y otro de cobre.
- ¿Cuál de ellos escogerías para lograr este fin? Explique.
  - Escriba la ecuación química de la reacción que ocurriría en caso de no utilizar el recipiente adecuado.
- 5.38 Calcule la masa de óxido de litio formado producto de la reacción de 5,6 g de litio con dióxígeno.
- 5.39 Determine cuántos gramos de hierro deberán reaccionar con 41,6 g de azufre si durante la reacción solo se formará sulfuro de hierro (II).
- 5.40 El wolframio o tungsteno utilizado en las lámparas incandescentes es obtenido mediante la reacción con coque (C) del óxido de wolframio (VI).  
Escriba la ecuación química de la reacción de obtención del wolframio, descrita al inicio.
- 5.41 Los motores de automóviles y aviones, generalmente, son construidos de una aleación de hierro y vanadio. Este último metal puede ser obtenido producto de la reacción del óxido de vanadio (V) con calcio.
- ¿En qué método se basa la obtención del vanadio?
  - Escriba la ecuación química de la reacción entre el calcio y el óxido de vanadio (V).
  - Si en lugar de utilizar calcio se hubiera utilizado aluminio, ¿qué nombre particular recibiría este método de obtención?
- 5.42 ¿Cómo pueden obtenerse aquellos metales cuyas propiedades reductoras son muy acentuadas?

- 5.43 El cinc industrialmente se obtiene mediante la electrólisis del sulfato de cinc en disolución.
- ¿Qué propiedad posee este metal que determina este método de obtención?
  - Dibuje el esquema de una celda electrolítica que refleje dicha obtención.
  - Escriba las ecuaciones anódica y catódica representativas de los procesos que tienen lugar durante el funcionamiento de la celda electrolítica.
  - Escriba la ecuación total de la reacción de redox que ocurre al ser empleado dicho método de obtención.
- 5.44 ¿Qué importancia tiene la obtención de compuestos de níquel y cobalto para nuestra economía?
- 5.45 En relación con el proceso de obtención de compuestos de níquel y cobalto estudiado:
- ¿Qué tipo de lixiviación aplica?
  - Mencione las etapas de que consta el proceso.
  - Describa cada una de las etapas mencionadas en el inciso anterior.
- 5.46 Lea en el texto la segunda etapa “Reducción”, del proceso tecnológico de obtención de compuestos de níquel y cobalto y responda:
- Mencione los principios científicos de la producción que se ponen de manifiesto en esta etapa.
  - Explique el fundamento químico de uno de los principios.
- 5.47 Los metales puros son poco empleados, en cambio las aleaciones cada día tienen mayor utilización.
- Argumente la afirmación anterior.
  - Mencione tres ejemplos de aleaciones.
- 5.48 La aleación denominada soldadura es obtenida al mezclar partes en masa iguales, de los metales estaño y plomo.  
¿Qué propiedades posee esta aleación que nos permite emplearla para soldar piezas de determinados metales?
- 5.49 El latón es una aleación que se emplea en la construcción de envases resistentes a la acción de los componentes del medio ambiente. ¿Qué propiedades de esta aleación nos permiten darle esta aplicación?
- 5.50 Muchos componentes de los aviones son construidos de aleaciones que a pesar de oponerse a la acción de grandes fuerzas poseen poco peso.
- ¿Cuál de las aleaciones que aparecen en la tabla 5.2 considera que podría utilizarse para la construcción de dichos componentes?

- b) ¿Qué propiedades de la aleación seleccionada permiten darle este uso?
- 5.51 ¿Diga qué sustancias, en última instancia son las causantes del proceso de corrosión de los metales expuestos a la acción de los componentes del medio ambiente?
- 5.52 Las tuberías de acueducto, por lo general, son construidas de hierro al cual se le ha adherido una fina capa de cinc.
- a) Diga con qué propósito se realiza este recubrimiento.
- b) Explique el efecto que, desde el punto de vista químico, provoca sobre el hierro la capa de cinc.



## **ORIENTACIONES GENERALES PARA EL TRABAJO EN EL LABORATORIO**

---

1. Para realizar con éxito los experimentos, es necesario que se prepare previamente, consulte los párrafos correspondientes en el texto y estudie detalladamente el procedimiento que debe llevar a cabo. Si durante la preparación le ha quedado alguna duda, solicite al profesor las explicaciones necesarias, antes de comenzar el experimento.
2. Haga los experimentos sin prisa, conociendo en cada momento lo que hace su pareja, y por qué cada uno debe hacer sus propias observaciones, realizar sus propios cálculos, o sea, la manipulación puede ser por parejas, pero el trabajo mental ha de ser individual.
3. Cuando trabaje mantenga silencio, conserve la limpieza y el orden. Si tiene que decir algo al compañero, hágalo en voz baja. La obediencia estricta debe ser habitual y todas las instrucciones deben seguirse estrictamente.
  - Los reactivos deben utilizarse con el grado de pureza adecuado, por lo que hay que evitar contaminarlos con otras sustancias. Para evitar esto observe las siguientes precauciones:
    - Mantener siempre bien tapados los frascos o recipientes.
    - Siempre que la cucharilla, gotero o agitador se utilicen en diferentes sustancias deben lavarse y secarse con un papel.
    - Todos los utensilios (tubos de ensayo, vasos de precipitado y demás) deben estar limpios para ser utilizados.
    - Una vez utilizado un reactivo, la cantidad sobrante no la retorne al envase original, pues esto puede contaminar el reactivo. Los sobrantes deben ser entregados al profesor.
    - No ponga las tapas de los frascos de reactivos que abre hacia abajo sobre la mesa, pues pueden tomar impurezas y contaminar las disoluciones o reactivos cuando vuelva a tapar los frascos.
4. Los equipos deben montarse en el siguiente orden:

En primer lugar se estudia atentamente la figura correspondiente al equipo en cuestión, fijándose en las partes de que está constituido. A continuación, con los accesorios necesarios, se monta el aparato. Después se

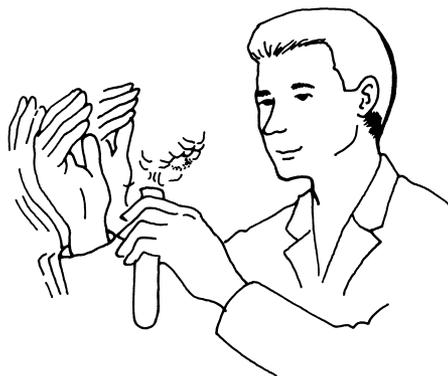
comprueba si corresponde con la explicación dada en la figura que sirvió de modelo y si sus conexiones están correctas.

Después de montado el equipo este debe ser revisado por su profesor.

### ***Medidas generales de precaución***

*Con las sustancias:*

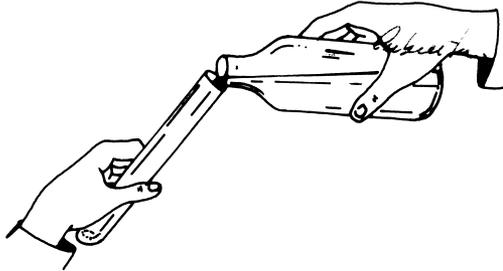
1. No probar nunca un producto químico o una disolución.
2. Si se derrama un reactivo o mezcla, limpiarlo inmediatamente.
3. Al calentar en un tubo de ensayos, el contenido puede proyectarse al exterior por lo que el extremo abierto debe dirigirlo hacia una parte que no pueda dañarlo a usted o a otra persona.
4. No inhalar los vapores de ninguna sustancia si puede evitarse. Si es necesario que huelga algún vapor no lo inhale directamente del recipiente, use su mano para dirigir los vapores hacia su nariz moviéndola de atrás hacia delante y a poca distancia del recipiente como muestra de figura 1.



*Figura 1*

5. Para preparar una disolución acuosa diluida de un ácido, vierta siempre el ácido concentrado sobre el agua, nunca vierta agua sobre el ácido.
6. Conocer donde se encuentra en el laboratorio el surtidor de agua para lavados, en caso necesario.
7. Los agentes oxidantes fuertes y los productos fácilmente oxidables (agentes reductores) deben mezclarse con gran cuidado y en cantidades pequeñas.
8. No añadir ácido nítrico a un recipiente que contenga alcohol o cualquier otro producto fácilmente oxidable.
9. Los ácidos concentrados son sustancias corrosivas, nunca deben dejar que se pongan en contacto con la piel, además, son irritantes.
10. Los hidróxidos de sodio y potasio concentrado producen quemaduras por lo que debe evitarse el contacto con la piel.

11. Si en la manipulación de ácidos, bases u otras sustancias se derraman sobre sus ropas o sus manos, no sacuda estas, las salpicaduras pueden ser proyectadas sobre los compañeros. Con serenidad y rapidez lave estas con abundante agua y avise al profesor.
12. Cerciórese siempre que el recipiente que va a emplear está en buen estado.
13. Antes de usar el contenido de un recipiente lea la etiqueta dos veces, así evitará confusiones.
14. Para verter correctamente un líquido y evitar que este le caiga en las manos viértalo como se muestra en la figura 2.



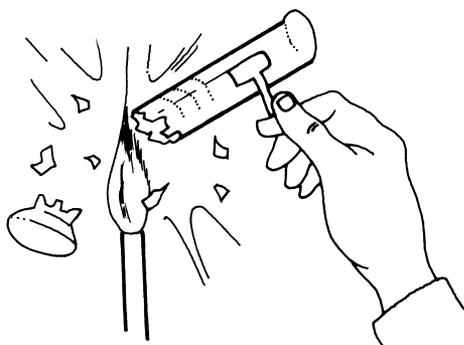
*Figura 2*

15. No sostenga por la boca los recipientes que contienen líquidos, pueden estar mojados de este.
16. Las operaciones de verter líquido deben realizarse sobre su puesto de trabajo para evitar que este pueda caer en el suelo o sobre parte de su cuerpo.
17. Si le cae en los ojos salpicaduras de un ácido o una disolución alcalina lave inmediatamente con abundante agua abriendo bien los párpados y avise sin pérdidas de tiempo al profesor. No frote los ojos para evitar que las disoluciones le irriten la mucosa. Las medidas posteriores serán tomadas por el profesor.
18. En caso de derramarse un ácido o disolución alcalina sobre su puesto de trabajo debe limpiarla en el momento. Para esto debe secar el líquido con un papel (que después se debe botar en el lugar destinado a este defecto) a continuación, la mesa debe limpiarse con disolución de hidrogenocarbonato de sodio al 3 % con el fin de neutralizar en caso de derramarse un ácido y con una disolución de ácido acético al 2 % si es básica la disolución derramada. Después se limpia la mesa con un paño y agua.

*Con los útiles:*

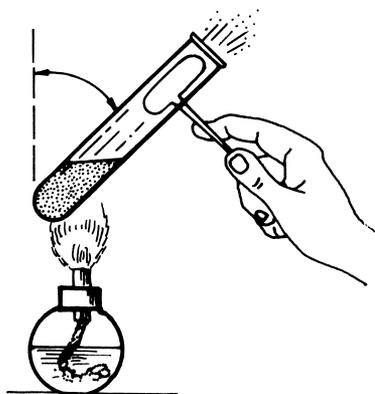
1. Preste atención al trabajar con equipos de vidrio, como tubos y termómetros. El vidrio es frágil y se rompe fácilmente, accidente que produce lesiones con frecuencia.
2. Evite tocar objetos calientes y tener su ropa y cabeza cerca de la llama.
3. Si se dispone de gafas de seguridad, utilizarlas siempre en el trabajo de laboratorio.

4. Solamente se pueden calentar las sustancias contenidas en recipientes de vidrio resistente al calor, tales como: tubos de ensayo, vasos de precipitado, balones, erlenmeyer, etc., y en recipientes de porcelana tales como: crisoles y cápsulas de porcelana, los recipientes de vidrio no resistentes al calor, plásticos y otros, no deben calentarse.
5. Cuando deba calentarse una sustancia en recipiente de vidrio resistente al calor o de porcelana, procure que la parte exterior esté siempre seca, las gotas de agua son causa de que el recipiente no se caliente uniformemente y se rompa.
6. No caliente en probetas, matraces aforados o equipos destinados a mediciones, esto puede dañarlos y en ocasiones causar roturas que pueden ser causa de accidentes como se muestra en la figura 3.



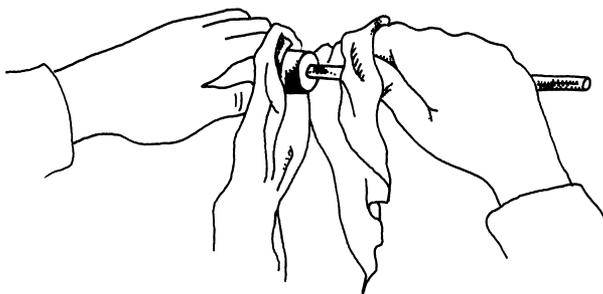
*Figura 3*

7. La operación de calentar se debe empezar flameando el recipiente, principalmente en la parte que está en contacto con la sustancia que contiene, posteriormente se puede intensificar el calentamiento en caso necesario.
8. Al calentar sólidos y líquidos en tubos de ensayo, debe mantenerlos en posición inclinada para aumentar la superficie de evaporación y lograr una ebullición más uniforme, así como evitar que la boca del tubo de ensayos esté dirigida hacia alguna persona para evitar accidentes en caso de proyecciones del contenido (figura 4).



*Figura 4*

9. No vierta líquidos fríos en recipientes calientes, pues el cambio brusco de temperatura puede provocar que se rompa.
10. No coloque directamente los recipientes calientes sobre su puesto de trabajo, pues puede romperse el recipiente o estropear su puesto de trabajo, utilice siempre una rejilla amiantada, una lámina de amianto u otro aislante.
11. Al montar un equipo debe tenerse en cuenta algunas normas generales de manipulación:
  - Los extremos de los tubos de vidrio que se utilizan no deben tener filos pues este puede herirlo o dañar las conexiones de goma, por lo que deben ser rebordeados convenientemente a la llama.
  - Los tapones de goma o corcho deben introducirse en la boca de los tubos de ensayo, balones y demás, con ligera presión mientras se rotan, y se ajustarán aproximadamente hasta la mitad de su altura. Para esta operación el equipo no debe estar apoyado sobre el puesto de trabajo, pinzas u otro accesorio, sino que debe sostenerse con la mano libremente.
  - Los tapones que entran con demasiada facilidad y los que solo se consiguen introducir con esfuerzo, no son adecuados, los primeros no ofrecen la hermeticidad deseada y son difíciles de extraer, y los segundos pueden romper la boca del recipiente que se use, lo que hace difícil en general su manipulación.
  - Los tubos de vidrio deben ajustar en las perforaciones de los tapones, para esto deben entrar con una ligera presión a la vez que se rotan, deben sujetarse a través de un paño para evitar el peligro de cortaduras en caso de roturas. Por esta razón no se deben introducir los tubos de diámetros que requieran un gran esfuerzo, dado que ofrece un mayor peligro de rotura (figura 5).



*Figura 5*

Para introducirlo debe humedecerse con agua el extremo que se introduce y sujetarlo lo más cerca posible de este.

- Al trabajar con un quemador de gas cuide que esté cerrada (al iniciar su trabajo) la entrada de gas, una vez cerciorado de esto, enciéndalo con la entrada de aire cerrada y posteriormente regule esta hasta alcanzar la llama deseada.
- Al usar un mechero de alcohol debe encenderlo con un fósforo, astilla de madera encendida o equivalente, pero nunca con otro mechero, esto puede provocar un accidente; una vez encendido no se le debe echar alcohol al mechero.

En caso de que se vuelque o se derrame el alcohol (o se rompa) debe cubrirlo con un paño.

Para apagar el mechero acerque la tapa de lado y colóquela sobre la llama hasta cerrar la entrada de aire. No debe soplar para apagar la llama.

## **EXPERIMENTOS DE CLASE**

---

### ***Cambios energéticos en el proceso de disolución***

#### *Tarea:*

Comprueba que durante el proceso de disolución ocurren cambios energéticos y que al igual que en las reacciones químicas, este proceso puede ser exotérmico o endotérmico.

#### *Consideraciones previas:*

1. ¿Qué es un proceso exotérmico?
2. ¿Qué es un proceso endotérmico?
3. Escribe dos medidas de precaución que deben cumplirse al trabajar con las sustancias en este experimento (consulte en su libro de texto “Orientaciones generales para el trabajo en el laboratorio”, las medidas de precaución con las sustancias).

#### *Útiles y reactivos:*

Tubo de ensayo de 20 x 150 mm	2
Pinza para tubo de ensayo	1
Gradilla para tubo de ensayo	1
Probeta graduada de 10 mL	1
Termómetro de -10 °C a 110 °C	1
Cucharilla o espátula	1
Nitrato de amonio	2 g
Hidróxido de sodio	2 g
Agua destilada	

#### *Procedimiento:*

1. Ponga 2 g de nitrato de amonio en un tubo de ensayo.
2. Coloque el termómetro en el agua. Determine y anote la temperatura.
3. Añada 5 cm<sup>3</sup> de agua destilada al tubo de ensayo que contiene la sal y agite hasta que se disuelva todo el sólido.

- Coloque el termómetro en la disolución. Determine y anote la temperatura.
- Extraiga el termómetro y séquelo.
- Repita los pasos 1, 3 y 4, pero usando en esta ocasión 2 g de hidróxido de sodio.

*Valoración:*

- Compare las temperaturas anotadas en los diferentes experimentos y saque conclusiones.
- ¿Qué proceso de disolución se considera exotérmico y cuál endotérmico?

***Solubilidad de diferentes sustancias sólidas en agua a una misma temperatura***

*Tarea:*

Demuestre que no todas las sustancias son igualmente solubles en un disolvente dado a una misma temperatura.

*Consideraciones previas:*

- Define disolución saturada y no saturada.
- ¿En qué consiste el error de paralaje? ¿Cómo debe evitarse el error de paralaje en la medición de volúmenes?
- Escribe dos medidas de precaución que deben cumplirse en cada una de las operaciones que se relacionan a continuación:
  - Calentamiento de líquidos en recipientes de vidrio.
  - Manipulación del mechero de alcohol o quemador de gas.

Consulte en su libro de texto “Orientaciones generales para el trabajo en el laboratorio”, las medidas de precaución con los útiles.

*Útiles y reactivos:*

Tubo de ensayo de 20 x 150 mm	3
Probeta graduada 10 mL	1
Vidrio reloj	1
Gradilla para tubo de ensayos	1
Mechero de alcohol o quemador de gas tipo Bunsen	1
Gotero	2
Cucharilla espátula	1
Nitrato de potasio	2 g
Hidróxido de calcio	2 g

Arena o pedacito de vidrio 2 g  
Fenolftaleína  
Agua destilada

*Procedimiento:*

1. Rotule tres tubos de ensayo con los números 1, 2 y 3 y colóquelos en la gradilla.
2. En el tubo 1, ponga 2 g de nitrato de potasio, en el segundo 2 g de hidróxido de calcio y en el tercero 2 g de arena o pedacitos de vidrio.
3. Añada a cada tubo de ensayo 10 mL de agua. Agítalos y déjelos asentar.

Observa y describe lo ocurrido.

*Valoración:*

1. Es posible que la disolución obtenida en el tubo 1 admita o no más soluto disuelto. ¿Cómo usted lo comprobaría experimentalmente? Compruebe su suposición por vía experimental.
2. Es posible que parte de la sustancia en el tubo 2 y en el 3 se hayan disuelto. ¿Cómo usted lo comprobaría experimentalmente? Compruebe su suposición por vía experimental.
3. ¿Qué tipo de disolución (saturada o no saturada) será la obtenida en los tubos 1, 2 y 3?
4. Saque conclusiones acerca de los resultados de los experimentos realizados.

### ***Determinación del pH con papel indicador universal***

*Tarea:*

Determinar el *pH* de una disolución problema con papel indicador universal.

*Consideraciones previas:*

1. ¿En qué se diferencia un indicador universal del resto de los indicadores?
2. Cite una utilidad del papel indicador universal.

*Útiles y reactivos:*

Vidrio reloj	1
Tubo de ensayo de 12 x 140 mm	2
Gradilla	1

Frasco lavador de 250 mL	1
Agitador	1
Probeta graduada de 10 mL	1
Papel universal de <i>pH</i>	2 tiras de 1 cm
Disoluciones problema	2 mL de cada una

*Procedimiento:*

1. Ponga 2 mL de cada disolución problema en sendos tubos de ensayo.
2. Coloque la tira de papel indicador en el vidrio reloj y con el agitador deposite una o dos gotas de una de las disoluciones. Observe el color y determine el *pH* de la disolución problema.
3. Repita la operación anterior con la otra disolución.

*Valoración:*

1. Haga un resumen del trabajo realizado.
2. Conclusiones.

### ***Hidrólisis salina***

*Tarea:*

Determinar el medio (ácido, básico o neutro) de la disolución de una sal en agua.

*Consideraciones previas:*

1. Defina el fenómeno de la hidrólisis salina.
2. ¿Cuáles son los colores del papel de tornasol en cada uno de los medios?

*Útiles y reactivos:*

Probeta graduada de 10 mL	1
Tubo de ensayo de 12 x 100 mm	2
Vidrio reloj	1
Gradilla	1
Frasco lavador de 250 mL	1
Agitador	1
Papel tornasol rojo	2 cm
Papel tornasol azul	2 cm
Hidrogenocarbonato de sodio	0,2 g
Acetato de plomo	0,2 g

*Procedimiento:*

1. Ponga una de las sales en un tubo de ensayo y añádale 5 mL de agua destilada.

- Coloque las tiras de papel indicador en el vidrio reloj y con el agitador deposite una gota de la disolución en un extremo de cada papel. Observe y compare la coloración.
- Repita la operación 1 y 2 con la otra sal.

*Valoración:*

- Haga un resumen del trabajo realizado.
- Conclusiones.

### **Reacciones iónicas entre electrólitos**

*Tarea:*

Realizar reacciones iónicas entre electrólitos.

*Consideraciones previas:*

- ¿En qué casos se produce una reacción de intercambio entre dos electrólitos?
- ¿Qué característica presentan estas reacciones en relación con los grados de oxidación?

*Útiles y reactivos:*

Frasco gotero de 35 mL	2
Tubo de ensayo de 12 x 100 mm	3
Gradilla	1
Probeta de 10 mL	1
Frasco lavador de 250 mL	1
Disolución $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	2 mL
Disolución $c(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	2 mL
Disolución $c(\text{CuSO}_4) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	2 mL
Disolución $c(\text{BaCl}_2) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	0,6 mL
Disolución $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	2 mL
Disolución $c(\text{KOH}) = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	2 mL
Disolución $c(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	2 mL
Disolución $c(\text{FeCl}_3) = 0,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	0,6 mL

*Procedimiento:*

*Variante I:*

- Tome tres tubos de ensayo y vierta 2 mL a cada uno por separado de NaOH, KOH y Ba(OH)<sub>2</sub>.

2. Adicione dos gotas de  $\text{FeCl}_3$  a cada uno de los tubos de ensayo. Observe.
3. Formule las ecuaciones iónicas y explique los resultados en su libreta.

*Variante II:*

1. Tome tres tubos de ensayo y vierta 2 mL a cada uno por separado de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CuSO}_4$  y  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .
2. Adicione tres gotas de  $\text{BaCl}_2$  a cada uno de los tubos de ensayo. Observe.

*Valoración:*

1. Haga un resumen del trabajo realizado.
2. Formule las ecuaciones iónicas.
3. Conclusiones.

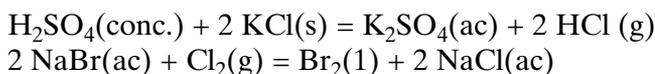
***Propiedad reductora del yoduro de potasio***

*Tarea:*

Comprobar la propiedad reductora del KI.

*Consideraciones previas:*

1. De las ecuaciones siguientes, identifique cuál representa a una reacción redox.



2. Señale el agente reductor

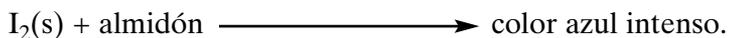
*Útiles y reactivos:*

Probeta graduada de 10 mL	1
Tubo de ensayo de 12 x 100 mm	1
Gradilla para tubos de ensayo	1
Disolución $c(\text{FeCl}_3) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	4 mL
Disolución $c(\text{KI}) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	2 mL
Disolución de almidón	2 gotas

*Procedimiento:*

1. Coloque en un tubo de ensayo 4 mL de disolución de  $\text{FeCl}_3$ .
2. Añada 2 mL de disolución de KI. Observe y anote.
3. Detecte la presencia de  $\text{I}_2$ , añadiendo al tubo de ensayo 2 gotas de la disolución de almidón.

Si se ha formado  $I_2$  la disolución tomará un color azul intenso.



*Valoración:*

La ecuación de la reacción es:



1. ¿Cuál es la especie que se oxida?
2. Justifique el resultado obtenido en el ensayo.

### ***Reacción entre el metal cinc y una disolución de $\text{CuSO}_4$***

*Tarea:*

Comprobar la oxidación del metal cinc y la reducción de los iones  $\text{Cu}^{2+}$ .  
Comprobar que durante la reacción se libera energía en forma de calor.

*Consideraciones previas:*

Dar respuesta a las preguntas siguientes:

1. ¿Cuándo ocurre una reacción redox?
2. ¿Cuándo una especie química actúa como reductor y cuándo como oxidante?

*Útiles y reactivos:*

Probeta graduada de 10 mL	1
Tubo de ensayo de 12 x 100 mm	1
Disolución $c(\text{CuSO}_4) = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	4 mL
Granallas de cinc	4
Termómetro	1

*Procedimiento:*

1. En sendos tubos de ensayos vierta 5 mL de disolución de  $\text{CuSO}_4$ .
2. En uno de ellos coloque en su interior el termómetro y anote la temperatura de la disolución.
3. En el otro tubo de ensayo añada cuatro granallas de cinc. Observe. Agite. Observe nuevamente. Coloque el termómetro en la disolución y anote la temperatura. (Haga que el bulbo toque las granallas en reacción).
4. Compare las temperaturas en ambos tubos de ensayos.

*Valoración:*

Basado en los hechos observados, explique lo ocurrido en dicha reacción.

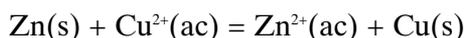
## ***Reacción de metales con sales en disoluciones acuosas***

### *Tarea:*

Del estudio de cada uno de los sistemas que debe formar, ordene cada par de metales (el entregado y aquel cuyos cationes se encuentran en disolución) en orden creciente de sus propiedades reductoras.

### *Consideraciones previas:*

1. En relación con la pila electroquímica Zn-Cu:
  - a) ¿A qué se debe que el cinc pertenezca al ánodo en lugar del cobre?
  - b) Si la ecuación total de la reacción que ocurre en la pila es:



Entonces al introducir un pedazo de cinc en una disolución que contenga cationes cobre (II) ocurrirá la misma reacción.

¿Será posible que ocurra la reacción inversa en idénticas condiciones y sin la ayuda de un agente externo? Justifique sobre la base del poder reductor relativo de estos metales.

2. Mencione las medidas de precaución que deben cumplirse al trabajar con las sustancias de este experimento. (Consulte en su libro de texto “Orientaciones generales para el trabajo en el laboratorio”, las medidas de precaución con las sustancias.)

### *Útiles y reactivos:*

Probeta graduada de 10 mL	1
Tubo de ensayo	2
Gradilla para tubos de ensayo	1
Disolución $c(\text{AlCl}_3) = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	2 mL
Disolución $c(\text{CuSO}_4) = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	2 mL
Disolución $c(\text{AgNO}_3) = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	2 mL
Disolución $c(\text{ZnCl}_2) = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	2 mL
Zn(s) (granallas)	1 g
Cu(s) (limaduras)	1 g
Clavo de hierro	2

### *Procedimiento:*

Equipo 1:

1. Tome un tubo de ensayo y añada 2 mL de disolución de cloruro de aluminio.

2. Adicione una granalla de cinc y espere 3 min. Observe y anote.
3. Tome otro tubo de ensayo y añada 2 mL de disolución de sulfato de cobre (II).
4. Adicione un clavo de hierro y espere 3 min. Observe y anote.
5. Dé solución a la tarea del experimento de clase y reserve los resultados hasta que le sean solicitados por su profesor.

Equipo 2:

1. Tome un tubo de ensayo y añada 2 mL de disolución de nitrato de plata.
2. Adicione unas limaduras de cobre y espere 3 min. Observe y anote.
3. Tome otro tubo de ensayo y añada 2 mL de disolución de cloruro de cinc.
4. Adicione un clavo de hierro y espere 3 min. Observe y anote.
5. Dé solución a la tarea del experimento de clase y reserve los resultados hasta que le sean solicitados por su profesor.

*Valoración:*

¿A qué conclusión puede arribar acerca de la ocurrencia de la reacción entre un metal y la disolución de una sal (que contiene cationes metálicos) sobre la base de las propiedades reductoras de los metales correspondientes?



## **PRÁCTICAS DE LABORATORIO**

---

### ***Factores relacionados con la velocidad de disolución de los sólidos en los líquidos***

#### *Tarea:*

Compruebe experimentalmente que la agitación, el aumento del grado de división del soluto y de la temperatura, aumentan la velocidad de disolución de los sólidos en los líquidos.

#### *Consideraciones previas:*

Escribe una medida de precaución que debe cumplirse en cada una de las operaciones que se relacionan a continuación:

- Agitación de sólidos en líquidos en recipientes de vidrio mediante una varilla agitador.
- Trituración de sólidos utilizando el mortero.

#### *Útiles y reactivos:*

Probeta graduada de 50 mL	1
Mortero con su mano	1
Vaso de precipitado de 100 mL	6
Varilla de vidrio (agitador)	1
Soporte universal	1
Aro de hierro con mordaza	1
Rejilla amiantada	1
Quemador de gas tipo Bunsen o mechero de alcohol	1
Sulfato de cobre (II) pentahidratado	6 g
Agua destilada	

#### *Procedimiento:*

1. Agitación:
  - a) Prepare dos vasos de precipitado con 50 mL de agua destilada en cada uno.

b) Añada 1 g de sulfato de cobre (II) a cada vaso de precipitado. Proceda a agitar con un agitador de vidrio el contenido de uno de los vasos de precipitado hasta que se disuelva totalmente el sólido. Observe y anote lo ocurrido en cada vaso. Compare los resultados obtenidos en cuanto a la rapidez de disolución del sólido.

2. Grado de división del soluto:

a) Prepare dos vasos de precipitado con 50 mL de agua destilada en cada uno.

b) Añada a uno de los vasos de precipitado 1 g de sulfato de cobre (II) y al otro igual cantidad de la misma sustancia previamente triturada en el mortero. Observe y anote lo ocurrido en cada vaso. Compare los resultados obtenidos en cuanto a la rapidez de disolución del sólido.

3. Aumento de la temperatura:

a) Prepare dos vasos de precipitado con 50 mL de agua destilada en cada uno.

b) A uno de los vasos de precipitado se le suministra calor hasta que aumente gradualmente su temperatura.

c) Proceda a echar 1 g de sulfato de cobre (II) a cada vaso de precipitado. Observe y anote lo ocurrido en cada vaso. Compare los resultados obtenidos en cuanto a la rapidez de disolución del sólido.

*Valoración:*

1. ¿Cuál es la conclusión de todos los experimentos realizados en la práctica?
2. ¿Cómo se explican los resultados observados en los pasos 2 y 3?

### ***Preparación de una disolución al tanto por ciento en masa de soluto***

*Tarea:*

Prepare 100 g de una disolución al 5 % de cloruro de sodio.

*Consideraciones previas:*

1. ¿Qué nos informa una disolución al 10 % de glucosa?
2. Escribe una medida de precaución que debe cumplirse en cada una de las operaciones que se relacionan a continuación:
  - Medición de masas en la balanza.
  - Medición de volúmenes de líquido en la probeta graduada.

### *Útiles y reactivos:*

Probeta graduada de 100 mL	1
Varilla de vidrio (agitador)	1
Vaso de precipitado de 250 mL	1
Balanza	1
Vidrio reloj	1
Cucharilla espátula	1
Cloruro de sodio	5 g
Agua destilada	

### *Procedimiento:*

1. Calcule los gramos de la sal y de agua necesarios para preparar la disolución.
2. Determine la masa de soluto necesaria mediante la balanza. Utilice el vidrio reloj para echar el soluto.  
Si la sal está en forma de cristales grandes, tritúrela en un mortero antes de determinar su masa.
3. Mida los centímetros cúbicos de agua en la probeta graduada. Recuerde que cuando se trata de disoluciones acuosas no es necesario pesar el disolvente, basta medir el volumen requerido, puesto que 1 mL de agua tiene una masa aproximadamente de 1 g.
4. Vierta un poco de agua que ha medido en un vaso de precipitado limpio.
5. Añada la cantidad de sal, pesada en el vidrio reloj, en el vaso de precipitado con agua. Se debe arrastrar, utilizando parte del agua medida, las trazas de sal que puedan quedar en el vidrio reloj.
6. Añada el volumen de agua que todavía queda en la probeta, al vaso de precipitado y agite para facilitar la disolución del soluto.

### *Valoración:*

1. Señale dos posibles errores que puedan afectar la preparación de la disolución.
2. Haga un informe acerca del trabajo realizado, presentando los cálculos efectuados.

## ***Determinación de la $K_i$***

### *Tarea:*

Determinar la constante de disolución iónica del ácido acético.

### *Consideraciones previas:*

1. Escriba la expresión de equilibrio ( $K_i$ ) del ácido acético.

2. Explique cómo usted prepara 10 mL de disolución de HCl de concentración  $10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , a partir de otra de concentración  $10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

*Útiles y reactivos:*

Probeta graduada de 10 mL	1
Tubo de ensayo de 12 x 100 mm	10
Gradilla	1
Frasco lavador de 250 mL	1
Gotero	1
Lápiz cristalográfico	1
Anaranjado IV	0,5 mL
Anaranjado de metilo	0,5 mL
Disolución $c(\text{HAc}) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	10 mL
Disolución $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	6 mL

*Procedimiento:*

1. Ponga 10 mL de la disolución de ácido acético en un tubo de ensayo. Rotule:  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
2. Ponga 6 mL de la disolución de ácido clorhídrico en un tubo de ensayo. Rotule:  $c(\text{H}^+) = 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
3. Prepare una disolución de HCl ( $10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ) a partir de HCl ( $10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ). Ponga 5 mL en un tubo de ensayo. Rotule:  $c(\text{H}^+) = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
4. Prepare una disolución de HCl ( $10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ) a partir de HCl ( $10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ). Ponga 5 mL en un tubo de ensayo. Rotule:  $c(\text{H}^+) = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
5. Prepare una disolución de HCl ( $10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ) a partir de HCl ( $10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ). Ponga 5 mL en un tubo de ensayo. Rotule:  $c(\text{H}^+) = 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
6. Empleando otros cuatro tubos de ensayo, dividida cada una de las disoluciones de HCl en dos volúmenes. Rotule los cuatro tubos de ensayo.
7. Añada una gota de anaranjado IV a cada una de las cuatro disoluciones de HCl de diferentes concentraciones.
8. Añada una gota de anaranjado de metilo a cada una de las restantes disoluciones de HCl.
9. Divida en dos volúmenes la disolución de HAc y añada a una de ellas una gota de anaranjado IV, y a la otra una gota de anaranjado de metilo.
10. Compare los colores de las disoluciones de HAc con los de HCl. Deduzca la  $c(\text{H}^+)$  de la disolución de HAc con tanta exactitud como sea posible. Anote la concentración de  $\text{H}^+$  y empléela para calcular la  $K_i$  del ácido acético a esa temperatura.

*Valoración:*

1. Haga un resumen del trabajo realizado, indicando los colores correspondientes a cada disolución.

2. Plantee los cálculos realizados.
3. Conclusiones.

### ***Determinación del pH por el método clorimétrico***

*Tarea:*

Determine el *pH* de varias disoluciones empleando indicadores.

*Consideraciones previas:*

1. ¿Cambia el color de un indicador a un valor determinado del *pH*? Explique.
2. ¿Cómo se determina el *pH* de una disolución después de analizarla con varios indicadores?

*Útiles y reactivos:*

Probeta graduada de 10 mL	1
Tubo de ensayo de 12 x 100 mm	10
Gradilla	1
Frasco lavador de 250 mL	1
Lápiz cristalográfico	1
Balanza	1
Cloruro de amonio	0,4 g
Carbonato de sodio	0,4 g
Acetato de sodio	0,4 g
Anaranjado de metilo	0,5 mL
Rojo de metilo	0,5 mL
Tornasol	0,5 mL
Bromotimol azul	0,5 mL
Fonolftaleína	0,5 mL

*Procedimiento:*

1. Peso 0,4 g de cada una de las sales.
2. Ponga los 0,4 g de una de las sales en un tubo de ensayo y añádale 10 mL de agua destilada.
3. Divida la disolución de la sal en cinco volúmenes iguales (aproximadamente 2 mL). Rotule cada tubo con la fórmula de la sal.
4. En cada uno de los cinco tubos de ensayo eche una gota de un indicador (diferente para cada tubo).
5. Anote el color de cada indicador en la disolución de la sal. Consulte la tabla de indicadores y determine el *pH* de la disolución.

6. Repita los pasos 2, 3, 4 y 5 con las otras sales.

*Valoración:*

1. Haga un resumen del trabajo realizado.
2. Plantee los cálculos realizados.
3. Formule iónicamente.
4. Conclusiones.

### ***Estudio de una pila electroquímica***

*Tarea:*

Las pilas electroquímicas son empleadas para producir corriente eléctrica a partir de una reacción de oxidación-reducción espontánea.

Su tarea consiste en comprobar que una reacción redox espontánea puede utilizarse para generar electricidad si el oxidante y el reductor se disponen convenientemente.

*Consideraciones previas:*

1. ¿Cuál es el electrodo donde ocurre la oxidación? y ¿cuál donde ocurre la reducción?
2. ¿Puede construirse una pila sin puente salino? Argumente.
3. Represente la notación simplificada de la pila Zn-Cu.

*Útiles y reactivos:*

Voltímetro de 0-3 V	1
Alambre para conexiones	2
Vaso de precipitado de 100 mL	2
Tubo de vidrio en U para puente salino	1
Lámina de cinc	1
Lámina de cobre o alambre de cobre	1
Disolución $c(\text{CuSO}_4) = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	80 mL
Disolución $c(\text{ZnCl}_2) = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	80 mL
Disolución $c(\text{KCl}) = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	35 mL
Algodón	

*Procedimiento:*

1. Tome dos vasos de precipitado y coloque en uno de ellos 80 mL de disolución de  $\text{CuSO}_4$  y en el otro 80 mL de disolución de  $\text{ZnCl}_2$ .
2. Coloque en el primer vaso de precipitado una lámina o un alambre de cobre y en el segundo una lámina de cinc.

3. Moje dos motas de algodón en la disolución de KI.
4. Tome el tubo en U y cierre uno de sus extremos con una de las motas de algodón, de modo que el cierre sea hermético.
5. Llene el tubo de vidrio en U con la disolución de KCl hasta el borde y cierre el extremo abierto con la otra mota de algodón.
6. Invierta el tubo en U y asegúrese de que no pasa líquido a través de las motas de algodón. ¿Qué nombre recibe este dispositivo?
7. Una las disoluciones de los vasos de precipitado mediante el puente salino.
8. Conecte el polo negativo del voltímetro a la lámina de cinc y el polo positivo a la lámina de cobre.
9. Observe qué sucede a la aguja del voltímetro. Anote.
10. Anote la lectura observada en el voltímetro.
11. Retire el puente salino del contacto con las disoluciones. Observe y anote.
12. Vuelva a colocar el puente salino. Observe y anote.

*Valoración:*

1. Teniendo en cuenta que el sentido en que se mueve la aguja del voltímetro coincide con el sentido del flujo de electrones, ¿qué metal es más activo?
2. Escribe las semiecuaciones de las reacciones que ocurren en cada semipila.
3. Escriba la ecuación total.
4. Compare esta ecuación iónica total con la educación total experimento de clase, “Reacción del metal cinc con una disolución de  $\text{CuSO}_4$ ”.
5. ¿Qué tipo de energía se manifiesta principalmente en cada caso?

### ***Electrólisis de sales en disolución acuosa***

*Tarea:*

Cuando la corriente eléctrica fluye a través de un electrólito en disolución acuosa se producen cambios químicos en los electrodos que dependen, entre otras cosas, de las especies químicas presentes. Compruebe experimentalmente los resultados de la electrólisis de disoluciones acuosas.

*Consideraciones previas:*

Estudie los epígrafes “Electrólisis de un electrólito fundido” y “Electrólisis en las disoluciones acuosas de electrólitos” del libro de texto y establezca las semejanzas y diferencias entre la electrólisis del cloruro de sodio fundido y en disolución acuosa de concentración  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  con electrodos inertes.

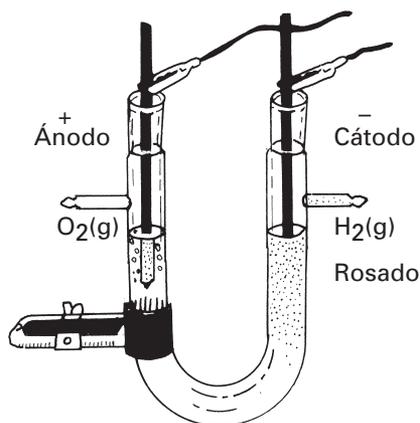
*Útiles y reactivos:*

Fuente de corriente de 12 V	1
Alambre para conexiones	2
Tubo de vidrio en U con tubuladuras (para electrólisis)	1
Tapón de goma monohoradado para el tubo en U	2
Soporte	1
Pinza de extensión	1
Probeta de 50 mL	1
Tubo de ensayo de 12 x 100 mm	1
Gradilla para tubos de ensayo	1
Electrodos de grafito	2
Electrodo o alambre de cobre	1
Disolución $c(\text{KCl}) = \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	35 mL
Disolución $c(\text{KI}) = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	35 mL
Disolución $c(\text{CuSO}_4) = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	35 mL
Fenolftaleína	6 gotas
Disolución $c(\text{NaOH}) = \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	2 gotas
Disolución de almidón	2 gotas

*Procedimiento:*

Parte I:

1. Disponga de un tubo en U para electrólisis con electrodos inertes de grafito tal como muestra la figura 6.



*Figura 6*

2. Coloque en el tubo U 35 mL de disolución de KCl.
3. Conecte los electrodos a la fuente de corriente con un voltaje de 8 V y deje transcurrir la electrólisis durante 5 min.
4. Observe y anote los cambios ocurridos.
5. Detenga la electrólisis.
6. Desconecte el cátodo, extraiga el electrodo y adicione en el tubo en U dos gotas de fenolftaleína. Observe y anote.
7. Tome un tubo de ensayos y coloque dos gotas de disolución de NaOH y añádale dos gotas de fenolftaleína.
8. Desconecte el ánodo, extraiga el electrodo y añada en el tubo en U el contenido del tubo de ensayo. Observe y anote.
9. Vuelva a conectar los electrodos y continúe la electrólisis durante 5 min más. Observe y anote todos los cambios ocurridos.

#### Parte II:

1. Disponga de un tubo en U para electrólisis con electrodos inertes de grafito tal como muestra la figura 6.
2. Coloque en el tubo en U 35 mL de disolución de KI.
3. Conecte los electrodos a la fuente de corriente con un voltaje de 8 V y deje transcurrir la electrólisis durante 5 minutos.
4. Observe y anote los cambios ocurridos.
5. Detenga la electrólisis.
6. Desconecte el ánodo, extraiga el electrodo y añada dos gotas de fenolftaleína al tubo en U. Observe y anote.
7. Desconecte el ánodo, extraiga el electrodo y añada dos gotas de disolución de almidón al tubo en U. Observe y anote.
8. Vuelva a conectar los electrodos y continúe la electrólisis durante 5 min más. Observe y anote todos los cambios ocurridos.

#### Parte III:

1. Disponga de un tubo en U para electrólisis, tal como muestra la figura 6, pero sustituyendo el ánodo inerte de grafito por un ánodo activo de cobre.
2. Coloque 35 mL de disolución de  $\text{CuSO}_4$  en el tubo en U.
3. Conecte los electrodos a la fuente de corriente con un voltaje de 12 V y deje transcurrir la electrólisis durante 5 min.
4. Observe y anote los cambios ocurridos.
5. Detenga la electrólisis.
6. Desconecte el cátodo, saque el electrodo y obsérvelo. Anote.
7. Vuelva a conectar los electrodos y continúe la electrólisis durante 5 min más.
8. Observe el ánodo y anote lo observado.

9. ¿Varía la intensidad del color de la disolución? Observe y anote.

*Valoración:*

1. De acuerdo con los hechos observados escriba las semiecuaciones anódica y catódica en cada caso.
2. Escriba la ecuación total de la electrólisis sumando las semiecuaciones anódica y catódica en cada caso.
3. Escriba para cada caso las posibles semiecuaciones anódicas y catódicas. Utilice la tabla de potenciales estándar de electrodo para predecir la semirreacción anódica y catódica en cada caso y compare los resultados con los obtenidos experimentalmente.

## *Apéndices*



**1 TABLA DE MASAS ATÓMICAS RELATIVAS DE LOS ELEMENTOS**  
**Elementos químicos, sus símbolos, números atómicos y masas relativas\***

<i>Nombre</i>	<i>Símbolo</i>	<i>Z</i>	<i>A<sub>r</sub></i>
actinio	Ac	89	(227)
aluminio	Al	13	26,9815
americio	Am	95	(243)
antimonio	Sb	51	121,75
argón	Ar	18	39,948
arsénico	As	33	74,9216
astato	At	85	(210)
azufre	S	16	32,064
bario	Ba	56	137,34
berilio	Be	4	9,012 2
berkelio	Bk	97	(247)
bismuto	Bi	83	208,980
boro	B	5	10,811
bromo	Br	35	79,909
cadmio	Cd	48	112,40
calcio	Ca	20	40,08
californio	Cf	98	(249)
carbono	C	6	12,01115
cerio	Ce	58	140,12
cesio	Cs	55	132,905
cinc	Zn	30	65,37
circonio	Zr	40	91,22
cloro	Cl	17	35,453
cobalto	Co	27	58,9332
cobre	Cu	29	63,54
criptón	Kr	36	83,80
cromo	Cr	24	51,996
curio	Cm	96	(245)
disproσιο	Dy	66	162,50
einstenio	Es	99	(251)
erbio	Er	68	167,26
escandio	Sc	21	44,956
estaño	Sn	50	118,69
estroncio	Sr	38	87,62
europio	Eu	63	151,96
fermio	Fm	100	(253)
flúor	F	9	18,9984
fósforo	P	15	30,9783

\* Los números entre paréntesis son las masas atómicas relativas de los isótopos más estables  
 En la resolución de los ejercicios se utilizan valores aproximados de las masas atómicas.

# 1 TABLA DE MASAS ATÓMICAS RELATIVAS DE LOS ELEMENTOS (Continuación)

<i>Nombre</i>	<i>Símbolo</i>	<i>Z</i>	<i>A<sub>r</sub></i>
francio	Fr	87	(223)
gadolinio	Gd	64	157,25
galio	Ga	31	69,72
germanio	Ge	32	72,59
hafnio	Hf	72	178,49
helio	He	2	4,0026
hidrógeno	H	1	1,00797
hierro	Fe	26	55,847
holmio	Ho	67	164,930
indio	In	49	114,82
iodo	I	53	126,9044
iridio	Ir	77	192,2
iterbio	Yb	70	173,04
lantano	La	57	138,91
lawrencio	Lw	103	(257)
litio	Li	3	6,939
lutecio	Lu	71	174,97
magnesio	Mg	12	24,312
manganeso	Mn	25	54,9380
mendelevio	Md	101	(256)
mercurio	Hg	80	200,59
molibdeno	Mo	42	95,94
neodimio	Nd	60	144,24
neón	Ne	10	20,183
neptunio	Np	93	(237)
niobio	Nb	41	92,906
níquel	Ni	28	58,71
nitrógeno	N	7	14,0067
nobelio	No	102	(253)
oro	Au	79	196,967
osmio	Os	76	190,2
oxígeno	O	8	15,9994
paladio	Pd	46	106,4
plata	Ag	47	107,870
platino	Pt	78	195,09
plomo	Pb	82	207,19
plutonio	Pu	94	(242)
polonio	Po	84	210
potasio	K	19	39,102
praseodimio	Pr	59	140,907
prometio	Pm	61	(145)
protactinio	Pa	91	231

radio	Ra	88	226,05
radón	Rn	86	222
renio	Re	75	186,2
rodio	Rh	45	102,905
rubidio	Rb	37	85,47
rutenio	Ru	44	101,07
samario	Sm	62	150,35
selenio	Se	34	78,96
silicio	Si	14	28,086
sodio	Na	11	22,9898
talio	Tl	81	204,37
tántalo	Ta	73	180,948
tecnecio	Tc	43	(99)
telurio	Te	52	127,60
terbio	Tb	65	158,924
titanio	Ti	22	47,90
torio	Th	90	232,038
tulio	Tm	69	168,934
uranio	U	92	238,03
vanadio	V	23	50,942
wolframio	W	74	183,85
xenón	Xe	54	131,30
ytrio	Y	39	88,905

## 2 TABLA DE MASAS MOLARES

$X M(X) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	$X M(X) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	$X M(X) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
<b>Sustancias simples:</b>	BaO 153	P <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 110
Al 27	CaO 56	Li <sub>2</sub> O 30
Ba 137	CO 28	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> 142
Br <sub>2</sub> 160	CO <sub>2</sub> 44	H <sub>2</sub> O 18
Ca 40	CoO 75	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> 34
C 12	Co <sub>2</sub> O 166	<b>Hidróxidos:</b>
Co 59	ZnO 81	Al(OH) <sub>3</sub> 78
Zn 65	Cu <sub>2</sub> O 144	Ba(OH) <sub>2</sub> 171
Cu 64	CuO 80	Ca(OH) <sub>2</sub> 74
Cr 52	Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 152	Zn(OH) <sub>2</sub> 99
Cl <sub>2</sub> 71	CrO <sub>3</sub> 100	Cu(OH) <sub>2</sub> 98
H <sub>2</sub> 2	NO 30	Cr(OH) <sub>3</sub> 103
O <sub>2</sub> 32	NO <sub>2</sub> 46	Fe(OH) <sub>2</sub> 90
O <sub>3</sub> 48	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 76	Fe(OH) <sub>3</sub> 107
I <sub>2</sub> 254	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> 108	Mg(OH) <sub>2</sub> 58
F <sub>2</sub> 38	FeO 72	Ni(OH) <sub>2</sub> 93
N <sub>2</sub> 28	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 160	Ni(OH) <sub>3</sub> 110
Fe 56	MgO 40	KOH 56
Mg 24	MnO <sub>2</sub> 87	NaOH 40
Mn 55	NiO 75	<b>Ácidos:</b>
Ni 59	Ni <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 166	HCl 36,5
S <sub>8</sub> 256	PbO 223	HBr 81
Pb 207	PbO <sub>2</sub> 239	HI 128
K 39	SO <sub>2</sub> 64	H <sub>2</sub> S 34
Ag 108	SO <sub>3</sub> 80	HNO <sub>2</sub> 47
Si 28	K <sub>2</sub> O 94	HNO <sub>3</sub> 63
Na 23	Ag <sub>2</sub> O 232	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> 82
P <sub>4</sub> 124	SiO <sub>2</sub> 60	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> 98
Li 7	Na <sub>2</sub> O 62	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> 98
<b>Óxidos:</b>		
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 102		

<b>Sales:</b>		ZnCO <sub>3</sub>	125	K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	194
AlCl <sub>3</sub>	133	CuCl <sub>2</sub>	135	K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	294
BaCl <sub>2</sub>	208	Cu(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	188	KClO <sub>3</sub>	123
Ba(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	261	FeCl <sub>2</sub>	127	AgCl	143
BaSO <sub>4</sub>	233	FeCl <sub>3</sub>	162	AgBr	188
BaS	169	FeSO <sub>4</sub>	152	AgNO <sub>3</sub>	170
BaCO <sub>3</sub>	197	MgCl <sub>2</sub>	95	NaCl	58,5
CaC <sub>2</sub>	64	NiCl <sub>2</sub>	130	NaBr	103
CaCl <sub>2</sub>	111	NiSO <sub>4</sub>	155	NaI	150
Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	164	PbS	239	NaNO <sub>3</sub>	85
CaSO <sub>4</sub>	136	Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	331	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	142
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	310	PbSO <sub>4</sub>	303	NaHCO <sub>3</sub>	84
CoS	91	KCl	75	NH <sub>3</sub> Cl	53,5
CoCl <sub>2</sub>	130	KBr	119	FeS	88
CoSO <sub>4</sub>	155	KI	166	Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	400
ZnS	97	KNO <sub>3</sub>	101	MgSO <sub>4</sub>	120
ZnCl <sub>2</sub>	136	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	174	NiS	91
ZnSO <sub>4</sub>	161	KMnO <sub>4</sub>	158	NH <sub>3</sub>	17



										VIII A											
										2 4,003											
										<b>He</b> Helio											
										III A		IV A		V A		VI A		VII A			
										5 10,81		6 12,01		7 14,007		8 15,999		9 18,998		10 20,18	
										<b>B</b> Boro		<b>C</b> Carbono		<b>N</b> Nitrógeno		<b>O</b> Oxígeno		<b>F</b> Flúor		<b>Ne</b> Neón	
										13 26,98		14 28,09		15 30,97		16 32,06		17 35,45		18 39,94	
										<b>Al</b> Aluminio		<b>Si</b> Silicio		<b>P</b> Fósforo		<b>S</b> Azufre		<b>Cl</b> Cloro		<b>Ar</b> Argón	
I B		II B																			
29 63,54		30 65,37		31 69,72		32 72,59		33 74,92		34 78,96		35 79,91		36 83,80							
<b>Cu</b> Cobre		<b>Zn</b> Cinc		<b>Ga</b> Galio		<b>Ge</b> Germanio		<b>As</b> Arsénico		<b>Se</b> Selenio		<b>Br</b> Bromo		<b>Kr</b> Criptón							
47 107,87		48 112,40		49 114,82		50 118,69		51 121,75		52 127,60		53 126,90		54 131,30							
<b>Ag</b> Plata		<b>Cd</b> Cadmio		<b>In</b> Indio		<b>Sn</b> Estaño		<b>Sb</b> Antimonio		<b>Te</b> Telurio		<b>I</b> Yodo		<b>Xe</b> Xenón							
79 196,97		80 200,59		81 204,37		82 207,19		83 208,98		84 (210)		85 (210)		86 (222)							
<b>AU</b> Oro		<b>Hg</b> Mercurio		<b>Tl</b> Talio		<b>Pb</b> Plomo		<b>Bi</b> Bismuto		<b>Po</b> Polonio		<b>At</b> Astató		<b>Rn</b> Radón							

65 158,92		66 162,50		67 164,93		68 167,26		69 168,93		70 173,04		71 174,97	
<b>Tb</b> Terbio		<b>Dy</b> Disprobio		<b>Ho</b> Holmio		<b>Er</b> Erbio		<b>Tm</b> Tulio		<b>Yb</b> Iterbio		<b>Lu</b> Lutecio	
97 (247)		98 (249)		99 (254)		100 (253)		101 (256)		102 (256)		103 (257)	
<b>Bk</b> Berkelio		<b>Cf</b> Californio		<b>Es</b> Einsteinio		<b>Fm</b> Fermio		<b>Md</b> Mendelevio		<b>No</b> Nobelio		<b>Lw</b> Lawrencio	

Este libro forma parte del conjunto de trabajos dirigidos al perfeccionamiento continuo del Sistema Nacional de Educación General Politécnica y Laboral. Ha sido elaborado por un colectivo de autores integrado por metodólogos, profesores y especialistas, y revisado por la subcomisión correspondiente de la Comisión Permanente para la Revisión de Planes, Programas y Textos de Estudio del Instituto Central de Ciencias Pedagógicas del Ministerio de Educación.



Este libro constituye el proyecto oficial para los alumnos del oncenno grado de la Educación General Politécnica y Laboral de la República de Cuba. Es el primer libro de Química editado con el actual perfeccionamiento.

Componen el texto cinco capítulos: “Disoluciones”, “Equilibrio molecular”, “Equilibrio iónico”, “Reacciones de oxidación-reducción. Electroquímica” y “Los metales”.

En cada epígrafe aparecen ejercicios y al final de cada capítulo un resumen de ejercicios de aplicación y generalización, además, los experimentos y prácticas correspondientes que en su conjunto garantizan el desarrollo de diferentes habilidades.

En su elaboración intervinieron especialistas con experiencia docente que recogieron los criterios pedagógicos más actualizados.

Fue ampliamente discutido, enriquecido y aprobado por la Subcomisión de Química del Instituto Central de Ciencias Pedagógicas, integrada por especialistas de alta calificación técnica y pedagógica.

Agradecemos a los profesores que utilizarán este libro en sus clases, sugerencias y recomendaciones que permitan enriquecer el texto en sus futuras ediciones.

