



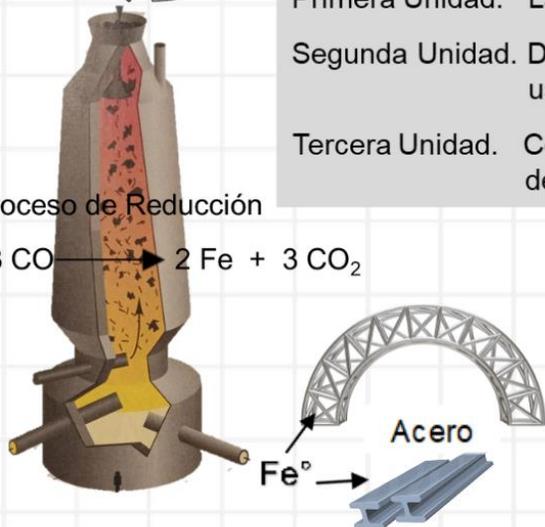
ÁREA DE CIENCIAS EXPERIMENTALES

# QUÍMICA III

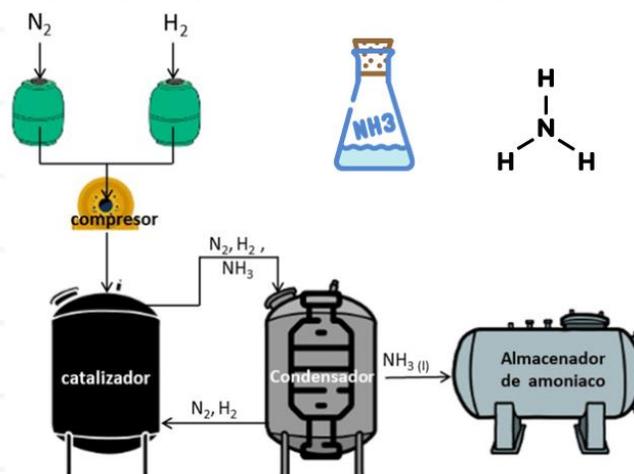


Primera Unidad. La industria química en México: factor de desarrollo.  
Segunda Unidad. De los minerales a los metales: procesos químicos, usos e importancia.  
Tercera Unidad. Control de los procesos industriales en la fabricación de productos químicos estratégicos para el país.

Proceso de Reducción



Síntesis de amoníaco



**Coordinación:**

Hernández Ángeles Silvia y  
Morales Domínguez Evelia.

**Colaboración:**

Cortés Gómez Arturo,  
Hernández García Araceli,  
Meléndez Mercado Sergio,  
Mena Martínez Rocío,  
Minor Borrego María Eugenia,  
Uribe Arroyave Ma. del Rosario

Contenido	Página
<b>Introducción</b>	3
<b>Unidad 1. Industria química en México: factor de desarrollo</b>	4
Tema 1. ¿Cuáles son los recursos naturales con los que cuenta México y cómo podemos aprovecharlos?	4
Los recursos naturales y la industria química	5
Organizador que muestra la relación; recursos naturales, procesos a los que son sometidos y sustancias básicas en la industria química inorgánica	6
Intermediarios químicos importantes en la producción de bienes	9
Factores económicos en la sociedad	12
<b>Unidad 2. De los minerales a los metales: procesos químicos, usos e importancia</b>	15
Las rocas están constituidas por minerales	16
Clasificación de los minerales	19
Clasificación y nomenclatura de minerales como compuestos inorgánicos	21
Tema 2. ¿Qué cambios físicos y químicos se encuentran involucrados en la obtención de metales?	30
Procesos generales para obtener un metal a partir de la roca	31
Obtención del metal	33
Reducción del metal a partir del mineral	35
Serie de actividad metálica	40
Reacciones de oxido reducción en la obtención de metales	47
Tema 3. ¿Por qué es importante cuantificar las reacciones químicas en los procesos industriales?	50
Estequiometría	51
Del nivel nanoscópico al nivel macroscópico (molar)	51
Cálculos mediante el método del factor	57
Tema 4. ¿Por qué son importantes los metales?	62
Relación; propiedades- estructura de los metales	62
Tema 5. ¿Cuáles son los beneficios y consecuencias de la industria minero-metalúrgica?	64

Contenido	Página
<b>Unidad 3. Control de los procesos industriales en la fabricación de productos estratégicos para el país</b>	67
Tema 1. ¿Cómo efectuar reacciones químicas con mayor rapidez y eficiencia?	68
Problemática en la obtención del amoníaco	69
¿Como se controla la rapidez y el equilibrio de las reacciones para aumentar el rendimiento de un proceso químico?	72
Condiciones de la reacción que afectan su rapidez	73
Practica de la ciencia. Control de variables	75
Teorías y modelos que explican el efecto de las condiciones de una reacción en su rapidez	77
Tema 2. ¿De dónde procede la energía involucrada en una reacción?	79
Energía de activación	80
Energía. Las reacciones exotérmicas y las endotérmicas	81
Relación: enlace- energía	84
Fortaleza de los enlaces y la energía de activación	88
Los catalizadores y la energía de enlace	89
Tema 3. ¿En todas las reacciones químicas se consumen completamente los reactivos?	93
Reversibilidad de las reacciones químicas	94
La cuantificación y la teoría para explicar la reversibilidad	96
Equilibrio químico. Construcción del concepto	101
El agua carbonatada en botella cerrada como ejemplo de equilibrio dinámico	103
Evidencia de un equilibrio químico en el nivel macroscópico	106
Representación gráfica del transcurso de una reacción hasta alcanzar el equilibrio	107
Representación nanoscópica del equilibrio en la formación del yoduro de hidrógeno	109
Relación: concentración de productos/concentración de reactivos. Constante de equilibrio	110
Grado de ionización de los ácidos y la constante de ionización	110
Conexión con la industria alimenticia. Elaboración de bebidas carbonatadas	112
Un paso más. Una reacción reversible alcanza el equilibrio ya sea que inicie en la dirección directa o en la inversa	114
Factores que modifican la posición del equilibrio químico	123
Desplazamiento del equilibrio en el nivel nanoscópico	125
Solución a la problemática cinética y de equilibrio en el proceso Haber	127
Tema 4 ¿Cuáles son los beneficios o perjuicios de promover la eficiencia en los procesos industriales?	129
Contaminación ambiental por la industria química	129
Referencias	131
ANEXO. Actividades adicionales de aplicación e integración. Experimentos presenciales y en video.	133

## QUÍMICA III

### Introducción

Este libro de texto para Química III se elaboró con la intención de coadyuvar a la formación del futuro ciudadano, con el perfil de alumno egresado de nuestro Colegio. Para el logro del alumno autónomo, poseedor de una cultura básica que lo capacite a integrarse en la actual sociedad como una persona que contribuya a mejorar las condiciones socioeconómicas y ambientales de su comunidad, el presente libro de texto para Química III contiene, tanto, actividades para desarrollar las habilidades generales del pensamiento como las propias de la actividad científica, así como actividades de reflexión para el desarrollo de actitudes positivas y de valores.

Para alcanzar los propósitos planteados, en especial el de la formación de un alumno que aprenda por sí mismo y a lo largo de su vida, el texto contiene actividades de evaluación formativa, actividades de integración de los conocimientos, así como, actividades para apoyar la comprensión de conceptos complicados, para los que se diseñaron estrategias que llevan de la mano al estudiante. Se pone especial atención en los instrumentos de evaluación formativa por fomentar la autoevaluación de los alumnos que las realizan, y al mismo tiempo, se promueve su motivación.

Se trata de construir una estructura mental de Química III que sea significativa, por lo que se promueven conexiones con aprendizajes previos, ahora en el contexto de la industria minero-metalúrgica, ámbito propio para fomentar el aprecio por nuestros recursos naturales y por el trabajo añadido de los científicos, profesionistas y empleados, para agregarles valor económico. El texto contiene actividades en las que se explicita la naturaleza, los procesos y la práctica de la ciencia, como la descripción de las propiedades de las sustancias, la identificación regularidades, el manejo de variables, la explicación de los fenómenos mediante modelos y teorías, valorar la evidencia.

El libro es un material diseñado para los alumnos que cursen la asignatura de manera formal en el semestre que le corresponde, pero puede ser útil para apoyar la preparación de un examen extraordinario y para respaldar el trabajo de los profesores en el aula, así como el que realizan los docentes que atienden alumnos en el Programa Institucional de Asesorías.

# Unidad 1. Industria química en México: factor de desarrollo

## Propósito:

Al finalizar la unidad el alumno:

Reconocerá la importancia del aprovechamiento de los recursos naturales, como materias primas para la industria química a partir del análisis de información y estudio de las cadenas productivas de algunos procesos industriales, para valorar el papel que juega la Industria en el desarrollo económico-social e impacto ambiental en México.

## Tema 1. ¿Cuáles son los recursos naturales con los que cuenta México y cómo podemos aprovecharlos?

### El alumno:

**A1. (C, H, V)** Reconoce a los recursos naturales como fuente de materias primas para la industria, a partir de la investigación y análisis de información documental. **(N1)**

**A2. (C)** Identifica la presencia de mezclas, compuestos y/o elementos en los recursos naturales, las condiciones de reacción de los reactivos y productos en los procesos de una cadena productiva

**A3. (V)** Valora el papel de la industria química como factor de desarrollo, al analizar información sobre las cadenas productivas de la industria química y su relación con la economía de un país.

### Temática:

#### La industria química (N1):

Recursos naturales en México y su aprovechamiento como materia prima para la industria química.

#### Aplicación de los conceptos (N3):

Mezcla.

Compuesto.

Elemento.

Reactivos.

Productos.

Condiciones de reacción.

## Los recursos naturales y la industria química

Todos los satisfactores que una sociedad requiere tienen su origen en el mundo natural, en lo que nuestro planeta nos ofrece. Se puede imaginar al planeta en época de los primeros pobladores, imposible tener la comodidad con la que ahora contamos. Había que recurrir a los recursos que observamos para obtener alimentos, agua, vestido, refugio.

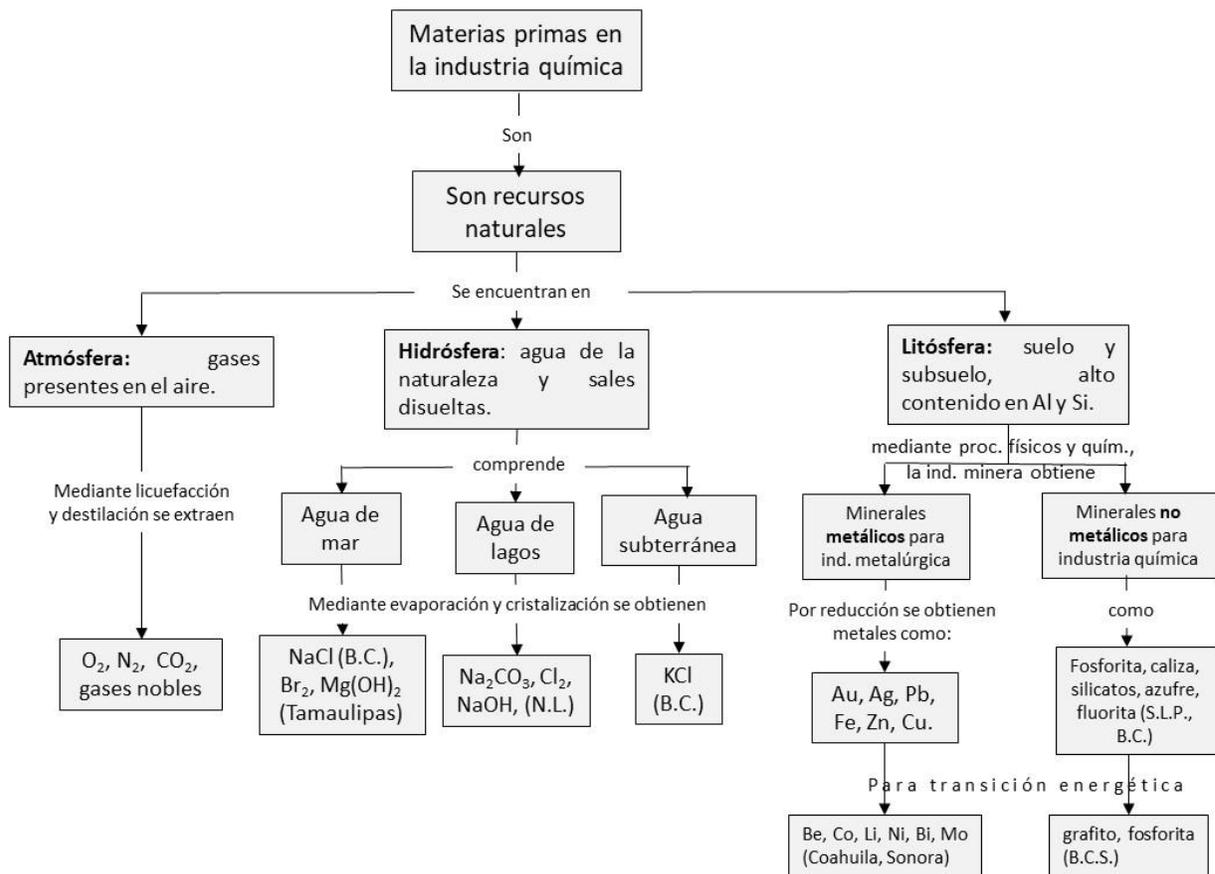
A través del tiempo las personas han transformado los materiales que tienen a su alrededor. Para tener una idea global de cómo se aprovechan los recursos naturales se presenta un organizador gráfico con los procesos a los que se somete la hidrósfera, la litosfera y la atmósfera para producir algunas sustancias básicas de la industria química.

**Los recursos naturales** son todos aquellos bienes materiales que provienen de la naturaleza y que no han sido transformados por el hombre.

Algunos recursos adquieren la función de **materias primas** cuando entran a un proceso para su transformación.

El siguiente esquema muestra la relación entre las zonas del planeta y los químicos básicos. Los recursos naturales son materiales disponibles en nuestro planeta; de esta forma, cualquier necesidad que las personas tienen son satisfechas por estos recursos en forma directa o mediante su transformación.

**Organizador que muestra la relación; recursos naturales, procesos a los que son sometidos y sustancias básicas en la industria química inorgánica**



**Ejercicios.**

**I. Analiza el organizador gráfico y llena los espacios.**

La humanidad obtiene todo lo que necesita de \_\_\_\_\_. La Industria química aprovecha \_\_\_\_\_, el cual es un recurso natural de la atmósfera que por licuefacción y destilación se separa en \_\_\_\_\_, tales como: \_\_\_\_\_ y \_\_\_\_\_. De la hidrosfera se obtienen sales y otras sustancias disueltas en cuerpos de agua naturales, para separar estas sales se utilizan técnicas de separación como: \_\_\_\_\_ y \_\_\_\_\_. De la litosfera se aprovechan \_\_\_\_\_ y mediante procesos de \_\_\_\_\_ se obtienen diversos metales. Otros minerales \_\_\_\_\_ como la piedra caliza o la sílice se aprovechan en la construcción. Para la transición energética son útiles los

metales como \_\_\_\_\_ y los minerales no metálicos como:  
\_\_\_\_\_.

## II. Con base en el organizador contesta el cuestionario.

1. Indica una base y una sal obtenidas de la hidrosfera: \_\_\_\_\_, \_\_\_\_\_.
  2. Indica el proceso a los que se somete el aire para separar sus componentes, basado en el punto de ebullición. \_\_\_\_\_
  3. Señala un compuesto que se obtiene de aguas subterráneas: \_\_\_\_\_
  4. Señala los procesos a los que se somete el agua de lagos salados para obtener carbonato de sodio: \_\_\_\_\_
  5. Indica dos metales y dos no metales que se obtienen de la litosfera \_\_\_\_\_, \_\_\_\_\_, \_\_\_\_\_ y \_\_\_\_\_.
  6. Identifica dos mezclas mencionadas en el mapa: \_\_\_\_\_ y \_\_\_\_\_.
  7. Dos sustancias con gran estabilidad son: \_\_\_\_\_ y \_\_\_\_\_.
  8. Y dos sustancias con menor estabilidad son: \_\_\_\_\_ y \_\_\_\_\_.
  9. Explica por qué el oxígeno del aire, a pesar de ser reactivo no se combina con cualquier sustancia con la que esté en contacto: \_\_\_\_\_
- 

## Desarrollo del pensamiento científico

### Relación de los recursos naturales con su estabilidad

Al analizar un mapa de recursos naturales, un grupo de alumnos de Química III, se hizo la siguiente pregunta: *¿Qué características tienen las sustancias que constituyen los recursos para estar disponibles por tanto tiempo en las cambiantes condiciones de la tierra?* Empezaron por hacer una investigación documental para comparar la

reactividad de estos recursos con las sustancias intermediarias y con los productos. Encontraron que la estabilidad de las sustancias que forman los recursos se debe a diversos factores; uno es la fuerza de los enlaces entre los átomos que forman estas sustancias, otro factor se relaciona con las condiciones ambientales en las que se encuentra. Por ejemplo, el oxígeno es muy reactivo si está puro, pero se torna más estable en el aire, debido a que, al estar acompañado de gran cantidad de nitrógeno, un elemento muy estable, su concentración disminuye. El mismo nitrógeno o el cloruro de sodio son muy estables debido a la fortaleza de sus enlaces. Cuando las sustancias iniciales o intermediarias de una reacción son moderadamente reactivas, como los ácidos o las bases, los productos suelen ser más estables, en consecuencia, su manejo y transportación será más fácil.

**Ejercicios.** Después de analizar la información de la lectura anterior, contesta las siguientes preguntas:

1. ¿Cuál es el objetivo de la investigación de los alumnos? \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

2. ¿Cuál es la hipótesis que sustenta la búsqueda de la reactividad de las sustancias?

\_\_\_\_\_

3. ¿Cuáles son dos factores que determinan la estabilidad de las sustancias?

\_\_\_\_\_

4. ¿Cuál es el modelo teórico que explica la estabilidad de las sustancias?

\_\_\_\_\_

5. ¿Cuáles planteamientos en la información son descriptivos? \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

6. ¿Cuáles planteamientos en la lectura son explicativos? \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

7. Menciona dos hechos en la lectura: \_\_\_\_\_

8. Señala una inferencia en la lectura \_\_\_\_\_

**Pensamiento analítico.**

Contesta en tu cuaderno el siguiente planteamiento:

Observa los metales sodio y potasio que están almacenados en el laboratorio.  
¿A qué se debe que se almacenen en aceite?

**Actividad para la casa.**

Observar las sustancias de uso cotidiano en tu casa, realiza una lista de éstas y clasifícalas de acuerdo con su reactividad en: **1.** Muy reactivas y peligrosas, **2.** Poco reactivas y peligrosas y **3.** no reactivas y no peligrosas.

**Intermediarios químicos importantes en la producción de bienes.**

Obtención de los químicos básicos:

- ❖ **Oxígeno (O<sub>2</sub>) y nitrógeno (N<sub>2</sub>):** por licuefacción y destilación del aire
- ❖ **Hidrógeno (H<sub>2</sub>):** a partir de metano y vapor de agua
- ❖ **Cloro (Cl<sub>2</sub>):** por electrólisis del cloruro de sodio (salmuera) al mismo tiempo se obtiene sodio, que al reaccionar con agua se forma hidróxido de sodio)
- ❖ **Ácido clorhídrico (HCl):** reacción entre hidrógeno y cloro.
- ❖ **Hidróxido de sodio (NaOH):** Generalmente la producción de NaOH (sosa) se realiza a partir de agua salada, esta se somete a evaporación y cristalización del NaCl. La electrólisis del cloruro de sodio produce cloro libre y sodio metálico. El sodio metálico en agua produce hidróxido de sodio e hidrógeno elemental como subproducto.

❖ **Ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>):** a partir de la oxidación azufre y, posterior, reacción con agua.

Recordar el **principio químico:** Oxido de no metal con agua produce ácido.

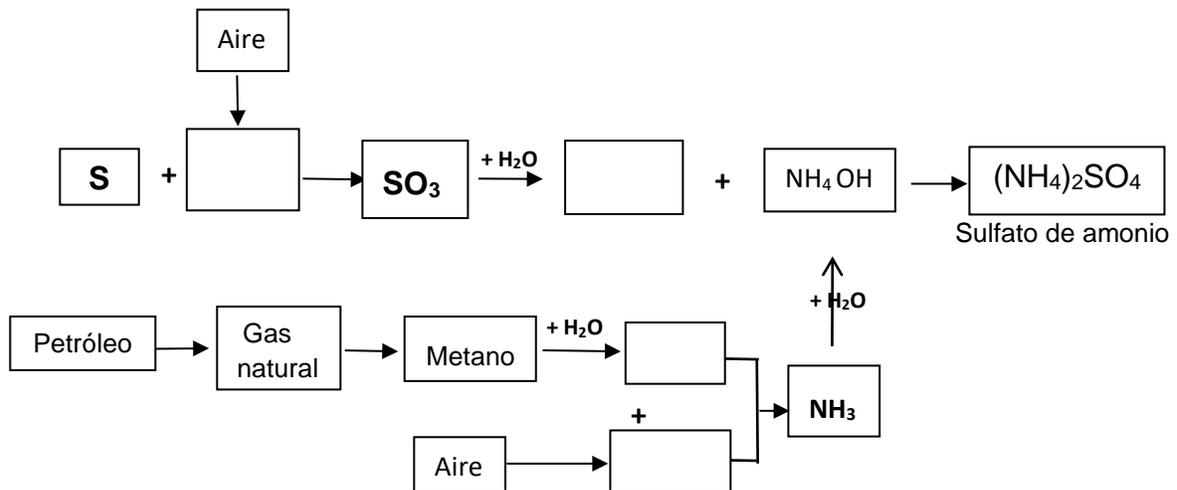
**Ejercicios.**

1. Analiza la información y llena los espacios vacíos

Un intermediario importante en la industria química es el ácido clorhídrico, HCl, que se produce al combinar hidrógeno y cloro. El hidrógeno, H<sub>2</sub>, se produce mediante la reacción del metano (del gas natural que se obtiene en los pozos petroleros) con agua, a temperaturas altas y presión moderada. El cloro, Cl<sub>2</sub>, se obtiene por electrólisis de cloruros de sodio o de magnesio que se encuentran en el agua de mar.

Producto	Materia prima	Recurso Natural
Cl <sub>2</sub>	_____	Agua de mar
H <sub>2</sub>	Metano	_____
HCl	_____	Agua de mar y Metano

2. Llena los espacios vacíos en la cadena productiva de la síntesis del fertilizante sulfato de amonio.



3. Cuáles son las condiciones de reacción en la obtención de cloro libre a partir del cloruro de sodio. \_\_\_\_\_

**Actividad de equipo y grupal.**

Organizar equipos de 5 alumnos, elegir un intermediario inorgánico básico e indagar el proceso químico mediante el que se produce. Construir un organizador gráfico que muestre el proceso y presentar en actividad plenaria.

**Ejercicio:** Analiza el diagrama de producción de Ácido sulfúrico y contesta las preguntas

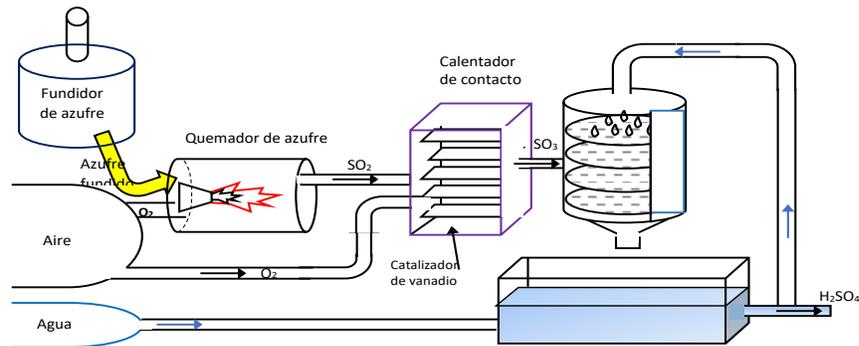


Figura adaptada de Wilbraham 2001. Chemistry

1. La reacción que sucede en el quemador de azufre es un ejemplo del siguiente principio químico:

- a) óxido de metal con agua produce base
- b) metal más oxígeno produce óxido metálico
- c) óxido de no metal más agua produce ácido
- d) no metal más oxígeno produce óxido no metálico

2. Los recursos naturales que proveen materia para la formación del dióxido de azufre son:

- a) atmósfera, litósfera
- b) atmósfera, biosfera
- c) hidrósfera, biosfera
- d) hidrósfera, litósfera

3. Señala la reacción que sucede en el quemador de azufre
- a)  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$
  - b)  $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$
  - c)  $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
  - d)  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
4. Los reactivos en la formación de ácido sulfúrico son:
- a) trióxido de azufre y agua
  - b) dióxido de azufre y agua
  - c) azufre y trióxido de azufre
  - d) azufre y dióxido de azufre
5. Señala la reacción que sucede en el calentador de contacto
- a)  $\text{SO}_3 + \text{HSO}_4^{1-} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
  - b)  $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$
  - c)  $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
  - d)  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
6. Identifica una mezcla en el proceso \_\_\_\_\_
7. Menciona dos elementos presentes en el proceso \_\_\_\_\_
8. Señala 2 condiciones de reacción del proceso \_\_\_\_\_

### Factores económicos en la sociedad

El potencial productivo de una economía es el factor principal que determina el crecimiento real de salarios y el nivel de vida. El indicador más amplio de la producción total de una economía es el "Producto Interno Bruto" (PIB) que mide el valor de mercado de todos los bienes y servicios finales, alimentos, autos, conciertos, viajes, asistencia médica, educación, que produce un país en un año.

**Actividad en tu cuaderno.** Investiga: 1. ¿cuáles son los tres sectores productivos de un país? ¿cómo se clasifica la industria de la transformación? ¿Qué significa el valor agregado?

## Actividades económicas que contribuyen al PIB de un país.

Las actividades económicas suelen clasificarse en 3 sectores:

- ✓ Primer sector económico está constituido por la **explotación o producción de materias primas** de origen natural, sin someterlas a procesos de transformación, como los productos agropecuarios.
- ✓ Segundo sector económico en la economía mexicana lo constituye **la industria de la transformación**. Como la industria metal mecánica, la farmacéutica, la química.
- ✓ Tercer sector está constituido por los **servicios**, como educación o turismo.

## Valor agregado.

Cada actividad que se hace sobre un recurso natural para ser aprovechado por las personas para su bienestar incrementa el valor de dicho recurso. El valor del recurso se eleva también si la actividad implica gasto monetario, aplicación de nuevas tecnologías, creatividad e innovación.

Como se resume en la siguiente imagen, a todo este conjunto de intervenciones en un recurso natural para mejorar su aprovechamiento, se le llama, **valor agregado**.



**Ejercicio.** Después de analizar la información anterior contesta las preguntas.

1. ¿A cuál sector económico corresponde la producción de ácido Sulfúrico? \_\_\_\_\_
2. Reflexiona e indica a cuál sector económico se refiere la exploración y extracción de minerales nativos? \_\_\_\_\_

3. Explica ¿qué tiene mayor valor agregado un bloque de oro o un lote de joyas de oro, cuya masa es la misma? \_\_\_\_\_

4. Explica ¿qué procedimiento se le debería hacer a la bauxita para obtener una herramienta o utensilio con mayor valor agregado? \_\_\_\_\_

### **Obtención de litio metálico**

La creciente importancia del litio se debe, principalmente, a su utilidad en la elaboración de baterías recargables, para celulares, laptops y automóviles eléctricos, El elemento metálico se obtiene de la electrólisis del cloruro de litio. Generalmente el cloruro de litio proviene de dos principales fuentes:

- ✓ La primera fuente es la de grandes depósitos de sales (los salares) en lo que fueron lagos, los que al secarse dejan en la superficie de la tierra mezclas de sales como cloruros, bromuros, sulfatos y silicatos de potasio, magnesio, fierro, boro, etc.; siendo el cloruro de litio el principal producto en la evaporación de la salmuera (sales disueltas en agua). Por tratamiento del cloruro de litio con carbonato de sodio, se obtiene el carbonato de litio, que es el compuesto más conveniente para su almacenamiento y venta.
- ✓ La segunda fuente corresponde a yacimientos de rocas del tipo pegmatitas que contienen silicatos complejos, entre los principales está el silicato llamado espodumeno o **mineral de litio**,  $\text{LiAlSi}_2\text{O}_6$ , este mineral se presenta en forma de roca muy dura, de estructura cristalina, que debe pulverizarse y concentrarse por varios métodos como flotación; posterior, a la concentración del mineral, se realiza un tratamiento con ácido sulfúrico para obtener el sulfato de litio; el cual a su vez, se hace reaccionar con carbonato de sodio para formar el carbonato de litio, compuesto apropiado para su comercialización.

En ambos procesos, *para obtener nuevamente al cloruro de litio se hace reaccionar al carbonato con ácido clorhídrico.*

**Ejercicios.** Resuelve lo que se te solicita.

1. Construye un diagrama de flujo con los procesos para obtener carbonato de litio a partir de los salares (o salmuera).
2. Construye un diagrama de flujo con los procesos para obtener carbonato de litio a partir del mineral espodumeno.
3. ¿Cuál proceso es más rentable? Explica. \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_
4. ¿A qué se debe que en ambos procesos se obtiene carbonato de litio? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_
5. ¿A cuáles procesos debe someterse al carbonato de litio para obtener litio metálico? \_\_\_\_\_

## Unidad 2. De los minerales a los metales: procesos químicos, usos e importancia.

### Propósito:

Al finalizar la unidad el alumno:

Reconocerá la importancia nacional de los recursos mineros, identificará los cambios físicos y químicos que experimentan los minerales durante el proceso de extracción de metales, las reacciones de óxido reducción involucradas en los procesos minero-metalúrgicos y su estequiometría, la reactividad de los metales y su relación con la energía requerida para liberarlos del mineral, así como, la utilidad del modelo de enlace metálico para explicar, a nivel partícula, las propiedades que se observan en los metales. Todo ello a través de la indagación documental y experimental y mediante el trabajo en equipo, para reforzar los valores, fomentar la participación y evaluar algunos riesgos ambientales por la inadecuada explotación de los recursos mineros en México.

### Tema 1. ¿Qué tipo de recursos minerales se aprovechan en México?

**A1. (C, H)** Comprende que los minerales se encuentran en las rocas y que son compuestos o elementos al investigar su composición y observar y describir sus propiedades mediante el trabajo experimental. **(N2)**

**A2. (C)** Clasifica a los minerales con base en su composición y utiliza constantemente la nomenclatura química (iupac, Stock y tradicional), en la escritura de nombres y fórmulas sencillas de algunos minerales. **(N2)**

### Temática:

#### Recursos minerales y su aprovechamiento.

Aplica el concepto de mezcla, compuesto y elemento, en rocas y minerales. **(N3)**

Clasificación de minerales: haluros, carbonatos, sulfuros, sulfatos, óxidos, silicatos, elementos nativos, entre otros. **(N2)**

## Las rocas están constituidas por minerales.

Las **rocas** que observamos en las montañas están formadas por **mezclas de minerales**. Los minerales son compuestos o elementos, sustancias que tienen una fórmula o un símbolo químico, respectivamente. En cambio, las rocas no se reconocen por un solo símbolo o una sola fórmula ya que se trata de mezclas.

La dificultad para distinguir entre una roca o un mineral macroscópicamente, al observarla, radica en que algunas rocas tienen aspecto uniforme, homogéneo y algunos compuestos pueden presentar diferentes aspectos, aunque su composición es la misma. Debido a esto, debemos analizar la composición de un material para decidir si se trata de una mezcla o de un mineral (sustancia).

Los minerales más abundantes en las rocas son los silicatos que pueden ser: el cuarzo, los feldespatos, las micas, piroxenos, anfíboles y olivinos, también se pueden encontrar otros minerales como carbonatos (calcita y dolomita), sulfatos (yeso y anhidrita) y cloruros (halita).

**Actividad en cuaderno.** Investiga, elabora una lista e indica si los siguientes materiales son rocas (mezclas) o son sustancias puras (elemento o compuesto):

Granito, basalto, calcita, hematita, cuarzo, arenisca, dolomita, silicato, jade, mármol, halita.

### Ejercicios.

1. Clasifica los siguientes materiales como mezcla o sustancia pura

a) Rocas: \_\_\_\_\_

b) Minerales: \_\_\_\_\_

c) Suelo: \_\_\_\_\_

d) Oro: \_\_\_\_\_

e) Sulfato de sodio \_\_\_\_\_

2. ¿A qué se debe que la sola observación sea inconveniente para clasificar las rocas o minerales en mezclas o sustancias puras? \_\_\_\_\_

3. ¿Que debe investigarse para decidir si un sólido es una sustancia pura?

---

4. Investiga y completa la siguiente tabla

Material	Aspecto	Mezcla/compuesto	Roca/mineral
Jade			
Granito			
Feldespatos			
Cuarzo			
Hematita			
Basalto			
Silicatos			
Arenisca			

### **Minerales de importancia económica en México.**

En la actualidad, México se encuentra entre los productores más importantes de los 16 minerales más utilizados en el mundo. Nuestro país tiene el primer lugar en la producción de plata (Zacatecas, Durango, Chihuahua, Sonora y Edo de México), el segundo lugar en la de oro (Sonora, Zacatecas, Chihuahua, Durango, Guerrero) tercero en sulfato de sodio, cuarto en celestita, quinto en molibdeno, bario y diatomita, sexto en Zinc (Zacatecas, Chihuahua y Estado de México), octavo en sal, fierro, cadmio, el décimo en la producción de cobre, (Worl Mining data, 2015), el décimo en Cobre (Zacatecas, Chihuahua, Durango) el veinteavo en fluorita. El sector minero metalúrgico, aporta el 2% al PIB nacional. En este año, 2022, la producción de azufre, zinc, plomo y hierro se elevó (inegi, 2022).

Para los años que vienen se espera agregar la producción de litio. Se han detectado yacimientos de este metal en 82 localidades situadas en Sonora, Puebla, Oaxaca, Nuevo León y Durango. El litio junto con el grafito, la plata, el plomo, el zinc, el manganeso y el cromo serán importantes en la transición energética. En el mundo, las reservas de grafito están en el noveno lugar y las de litio en décimo lugar. (Foro de Cooperación Económica Asia Pacífico, APEC).

Se espera también que se procesen en el país los minerales extraídos de los yacimientos. El problema que tiene el país es la **explotación** de las minas para extraer los minerales; además de que, muchas veces el mineral se procesa en el extranjero. La ley minera vigente en México desde 1992 prohíbe al estado la explotación de los minerales descubiertos, lo que en la práctica supone la privatización del sector; de esta forma, la actividad queda en manos de la industria privada y el Estado sólo mantiene su regulación.

### Ejercicios.

- De acuerdo con el lugar que ocupa como productor, indica el mineral que se produce en México en:  
 1er. lugar \_\_\_\_\_, 2o. lugar \_\_\_\_\_, 3er. Lugar \_\_\_\_\_,  
 4º. lugar \_\_\_\_\_, 5o. lugar \_\_\_\_\_
- En el mapa de la República Mexicana, señala con un código de colores los estados que resultan importantes por ser productores de minerales, indica qué mineral producen.



## Clasificación de los minerales.

Existen minerales nativos que corresponden a elementos químicos libres. Por otro lado, los minerales que son compuestos se clasifican de acuerdo con el anión con el que los cationes metálicos se encuentran combinados.

Anión	Ejemplos de minerales.
Ninguno	Metales nativos: Au, Ag, Pt, Os, Ir, Ru, Rh, Pd, As, Sb, Bi, Cu
Óxidos	Hematita $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ; magnetita $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ; bauxita $\text{Al}_2\text{O}_3$ ; casiterita $\text{SnO}_2$ ; periclasa $\text{MgO}$ , silicatos $\text{SiO}_2$
Sulfuros	Calcopirita $\text{CuFeS}_2$ ; Calcocita $\text{Cu}_2\text{S}$ ; esfarelita $\text{ZnS}$ ; galena $\text{PbS}$ ; piritas de hierro $\text{FeS}_2$ ; cinabrio $\text{HgS}$ .
Cloruros	Sal de roca $\text{NaCl}$ ; silvita $\text{KCl}$ ; carnalita $\text{KCl}\cdot\text{MgCl}_2$
Carbonato	Piedra caliza $\text{CaCO}_3$ ; magnesita $\text{MgCO}_3$ ; dolomita $\text{MgCO}_3\cdot\text{CaCO}_3$
Sulfatos	Gypsum $\text{CaSO}_4\cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ; sales de epton $\text{MgSO}_4\cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ; barita $\text{BaSO}_4$
Silicatos	Berilo $\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$ ; caolinita $\text{Al}_2(\text{Si}_2\text{O}_8)(\text{OH})_4$ ; espodumeno $\text{LiAl}(\text{SiO}_3)_2$

Observar que existen minerales simples, formados por un anión y un catión, como los óxidos y cloruros. Hay otros minerales más complejos como; sulfatos hidratados, los que tienen moléculas de agua de hidratación en su estructura, los silicatos son también minerales muy complejos y abundantes en la corteza terrestre, en sus estructuras se encuentran más de un metal y muchas veces más de un anión. Otra complejidad en los minerales se debe a los nombres comúnmente aceptados con los que se conocen.

**Ejercicio.** Investiga y completa la tabla.

MINERAL	NOMBRE COMÚN	FÓRMULA
Carbonato de calcio		
Sulfuro de plomo		
Oxido de fierro III		
	Cinabrio	

**Ejercicio.** De acuerdo con el anión, identifica a qué grupo pertenecen los siguientes minerales:

- |                             |  |
|-----------------------------|--|
| 1. CuSO <sub>4</sub> _____  | 6. SnO <sub>2</sub> _____                |
| 2. CaSiO <sub>3</sub> _____ | 7. Fe(OH) <sub>2</sub> _____             |
| 3. MgCO <sub>3</sub> _____  | 8. NaCl _____                            |
| 4. Cu <sub>2</sub> S _____  | 9. Au _____                              |
| 5. Pt _____                 | 10. Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> _____ |

### Clasificación y Nomenclatura de minerales como compuestos químico inorgánicos.

Desde el punto de vista químico, la mayoría de los minerales son compuestos químicos y algunos de éstos pueden ser clasificados como: **ÓXIDOS, HIDRÓXIDOS** o **SALES**; según su composición y estructura. La composición y estructuras químicas de cada grupo de compuestos los distingue unos de otros, esto también se ve reflejado en sus fórmulas químicas. La siguiente tabla resume características generales de la composición de compuestos químicos simples.

Tipo de compuesto	Composición, unión química de:		Ejemplo (fórmula neutra)	Nombre del compuesto (se lee de atrás hacia adelante)
	CATIÓN METÁLICO (+)	ANIÓN (-)		
ÓXIDOS METÁLICOS ú ÓXIDOS BÁSICOS	Ej. Na <sup>1+</sup> Cation sodio	O <sup>2-</sup> Óxido	Na <sub>2</sub> O	Óxido de sodio
HIDRÓXIDOS ó BASES	Ej. Mg <sup>2+</sup> Cation magnesio	(OH) <sup>1-</sup> Hidróxido	Mg(OH) <sub>2</sub>	Hidróxido de magnesio
SALES BINARIAS	Ej. Fe <sup>3+</sup> Cation hierro II	Ej. Cl <sup>1-</sup> Cloruro	FeCl <sub>3</sub>	Cloruro de fierro (III)
SALES TERNARIAS (OXISALES)	Ejemplo: Fe <sup>2+</sup> Cation hierro II	Ej. (ClO <sub>3</sub> ) <sup>1-</sup> Clorato	Fe(ClO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	Clorato de fierro (II)

**Ejercicio.** De acuerdo con la clasificación anterior, señala a qué tipo de compuesto pertenece cada una de las siguientes fórmulas:

1.  $\text{CaSO}_4$  \_\_\_\_\_

2.  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  \_\_\_\_\_

3.  $\text{MgCO}_3$  \_\_\_\_\_

4.  $\text{NaOH}$  \_\_\_\_\_

5.  $\text{AlCl}_3$  \_\_\_\_\_

6.  $\text{SnO}_2$  \_\_\_\_\_

7.  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  \_\_\_\_\_

8.  $\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_3$  \_\_\_\_\_

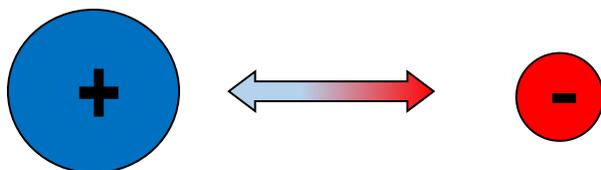
9.  $\text{KMnO}_4$  \_\_\_\_\_

10.  $\text{Cu}_2\text{S}$  \_\_\_\_\_

### Nomenclatura de sales, óxidos e hidróxidos.

Para dar nombre a estos compuestos hay varios sistemas de nomenclatura que en este material no se explicarán, pero si se expondrá una forma sencilla de escribir fórmulas y nombrarlas a partir de la nomenclatura Stock (sistema aceptado por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada, UIQPA). Los minerales pueden ser elementos o compuestos químicos, los que resultan ser compuestos químicos están formados por iones (átomo o conjunto de átomos que han perdido o ganado electrones adquiriendo carga eléctrica, positiva o negativa). A nivel nanoscópico los iones se encuentran ordenados en estructuras cristalinas de carga neutra; así, las **fórmulas de los compuestos químicos representan compuestos neutros**, es decir contienen iones cuyas cargas positivas y negativas, en suma, se neutralizan en el compuesto iónico.

Al tener cargas opuestas, los cationes y aniones tienden a atraerse uno al otro de forma alternada formando redes cristalinas; formando compuestos químicos neutros, los cuales se representan con una fórmula química.



Los METALES son elementos químicos que al combinarse químicamente forman **CACIONES monoatómicos** (iones positivos de un solo átomo); por ejemplo, el catión sodio,  $\text{Na}^{1+}$  (la carga, magnitud y signo, se indica junto al símbolo químico como superíndice derecho). Por otro lado, los NO METALES, generalmente, forman **ANIONES monoatómicos** (iones negativos de un solo átomo); por ejemplo, el anión cloruro,  $\text{Cl}^{1-}$ . También existen agrupaciones de átomos que forman **iones poliatómicos**, aniones o cationes; por ejemplo, los aniones dicromato  $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-}$ , hidróxido  $(\text{OH})^{1-}$ , sulfito  $(\text{SO}_3)^{2-}$  y, el catión amonio  $(\text{NH}_4)^{1+}$ . En las siguientes tablas se muestran algunas fórmulas químicas de cationes y aniones.

**Tabla A.** Lista de algunos cationes

Catión	Nombre del catión (ion positivo)
$\text{Li}^{1+}$	Litio
$\text{K}^{1+}$	Sodio
$\text{Na}^{1+}$	Potasio
$\text{Mg}^{2+}$	Magnesio
$\text{Ca}^{2+}$	Calcio
$\text{Al}^{3+}$	Aluminio
$\text{Cu}^{1+}$	Cobre (I)
$\text{Cu}^{2+}$	Cobre (II)
$\text{Fe}^{2+}$	Fierro (II)
$\text{Fe}^{3+}$	Fierro (III)
$\text{Hg}^{1+}$	Mercurio (I)
$\text{Hg}^{2+}$	Mercurio (II)
$\text{Ni}^{2+}$	Níquel (II)
$\text{Ni}^{3+}$	Níquel (III)
$\text{Ag}^{1+}$	Plata
$\text{Zn}^{2+}$	Zinc
$\text{Sn}^{2+}$	Estaño (II)
$\text{Sn}^{4+}$	Estaño (IV)
$\text{Pb}^{2+}$	Plomo (II)
$\text{Pb}^{4+}$	Plomo(IV)
$\text{La}^{3+}$	Lantano
$(\text{NH}_4)^{1+}$	ion amonio

**Tabla B.** Lista de algunos aniones

Anión	Nombre del anión (ion negativo)
$\text{F}^{1-}$	Fluoruro
$\text{Cl}^{1-}$	Cloruro
$\text{Br}^{1-}$	Bromuro
$\text{I}^{1-}$	Yoduro
$\text{S}^{2-}$	Sulfuro
$\text{Se}^{2-}$	Seleniuro
$(\text{ClO})^{1-}$	Hipoclorito
$(\text{ClO}_3)^{1-}$	Clorato
$(\text{NO}_2)^{1-}$	Nitrito
$(\text{NO}_3)^{1-}$	Nitrato
$(\text{CO}_3)^{2-}$	Carbonato
$(\text{HCO}_3)^{1-}$	Bicarbonato
$(\text{SO}_3)^{2-}$	Sulfito
$(\text{SO}_4)^{2-}$	Sulfato
$(\text{HSO}_4)^{1-}$	Bisulfato
$(\text{SiO}_3)^{2-}$	Silicato
$(\text{SiO}_4)^{4-}$	Ortosilicato
$(\text{PO}_3)^{3-}$	Fosfito
$(\text{PO}_4)^{3-}$	Fosfato
$(\text{MnO}_4)^{2-}$	Manganato
$(\text{MnO}_4)^{1-}$	Permanganato
$(\text{CrO}_4)^{2-}$	Cromato
$(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-}$	Dicromato
$\text{O}^{2-}$	ÓXIDO
$(\text{OH})^{1-}$	HIDRÓXIDO

En seguida se muestran ejemplos para escribir fórmulas a partir de las listas de aniones y cationes.

**Ejemplo 1.** Para representar la fórmula del cloruro de sodio se eligen los símbolos de los iones correspondientes, escribiendo primero el catión y luego el anión:



Si al sumar las cargas de los iones se obtiene cero, entonces solo se juntan dichos símbolos y se omite la carga; así, la fórmula neutra buscada es:

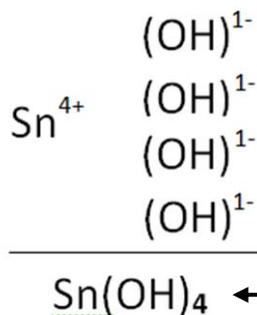


La fórmula ya no tiene carga y se lee nombrando primero al anión y luego al catión

**Ejemplo 2.** Para representar la fórmula del hidróxido de estaño (IV) se eligen los iones correspondientes, el número romano indicado en el catión metálico se refiere a la carga del mismo.



Es claro que al sumar las cargas de los iones **NO** resulta cero, así que para obtener una agrupación neutra se deben incrementar tantos cationes y aniones como sean necesarios hasta que la suma de las cargas sea cero:



Hidróxido de estaño (IV)

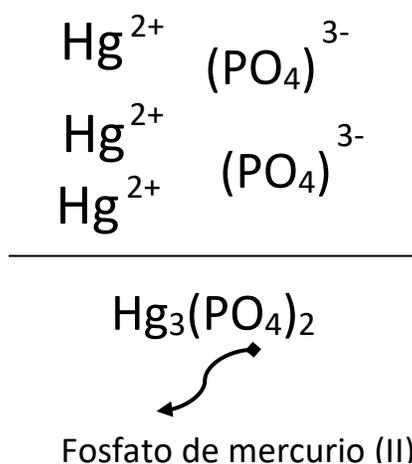
En la fórmula el número de **iones** utilizados aparece como subíndice, el 1 no se escribe; así, la fórmula indica que hay 1 ion de  $\text{Sn}^{4+}$  por cada 4 iones  $(\text{OH})^{1-}$ .

Al igual que el caso anterior, la fórmula no debe tener carga y se lee nombrando primero al anión y luego al catión, en este caso cuando el catión tiene varios números de oxidación (cargas con la que puede combinarse) ésta se especifica escribiéndola con números romanos entre paréntesis. Este número de oxidación solo se especifica cuando el catión tiene 2 o más números de oxidación; tal es el caso del estaño que puede combinarse como  $\text{Sn}^{2+}$  o  $\text{Sn}^{4+}$ .

**Ejemplo 3.** Para representar la fórmula del fosfato de mercurio (II) hay que elegir los iones correspondientes



También, en este ejemplo es posible observar que al juntar los símbolos la suma de cargas **NO** es cero, por lo que se debe incrementar la representación de iones hasta que las cargas sumadas sean cero:



En esta fórmula para que la suma de cargas sea cero se requieren 3 iones  $\text{Hg}^{2+}$  y 2 iones  $(\text{PO}_4)^{3-}$ , esto se observa en la fórmula como subíndices. El paréntesis se usa cuando los iones son agrupaciones de varios átomos y se utiliza más de un ion poliatómico.

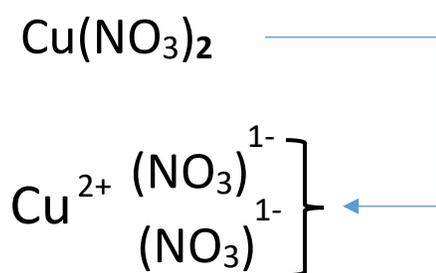
Los ejercicios siguientes se resolverán con la nomenclatura Stock por ser la más sencilla y común que aún utiliza la comunidad científica.

**Ejercicio.** Con ayuda de las listas de cationes y aniones escribe las fórmulas de los siguientes compuestos

- |                                |                                    |
|--------------------------------|------------------------------------|
| a) Bicarbonato de sodio _____  | g) Óxido de mercurio (I) _____     |
| b) Dicromato de potasio _____  | h) Hidróxido de níquel (III) _____ |
| c) Cloruro de zinc _____       | i) Silicato de aluminio _____      |
| d) Sulfato de cobre (II) _____ | j) Carbonato de sodio _____        |
| e) Yoduro de potasio _____     | k) Óxido de fierro (III) _____     |
| f) Fosfato de calcio _____     | l) Permanganato de potasio _____   |

Para dar nombres a los compuestos a partir de sus fórmulas se realiza el procedimiento inverso al de formar fórmulas. Recuerda que las fórmulas se separan en dos partes: catión y anión, y que los subíndices indican el número iones que participan en las fórmulas.

**Ejemplo 1.** Para dar nombre a la fórmula  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  ésta se separa en sus iones: cationes y aniones, identificando el número y nombre de los iones; recuerda que se nombra primero el anión y luego el catión, no olvides escribir el número de oxidación del catión entre paréntesis y en número romano cuando sea necesario.



En la fórmula el número de **iones** utilizados aparece como subíndice, el 1 no se escribe; así, la fórmula indica que hay 1 ion de  $\text{Cu}^{2+}$  por cada 2 iones nitrato  $(\text{NO}_3)^{1-}$ .

De acuerdo con su fórmula el compuesto se nombra como: **Nitrato de cobre (II)**.

**NOTA:** si hay una parte de la fórmula dentro de un paréntesis ésta corresponde a un ion poliatómico y el subíndice fuera del paréntesis es el número de iones escritos en la fórmula, su carga es positiva si se encuentra en el lado izquierdo y es negativa si está en el lado derecho. Si no hay subíndice sólo se trata de un ion, recuerda que los iones pueden ser mono- o poliatómicos.

**Ejercicio.** Siguiendo el ejemplo anterior, escribe los nombres correspondientes a las siguientes fórmulas.

- a)  $\text{CaS}$  \_\_\_\_\_ e)  $\text{CaCl}_2$  \_\_\_\_\_  
 b)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  \_\_\_\_\_ f)  $\text{ZnCO}_3$  \_\_\_\_\_  
 c)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  \_\_\_\_\_ g)  $\text{AgOH}$  \_\_\_\_\_  
 d)  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  \_\_\_\_\_ h)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  \_\_\_\_\_

**Ejercicio.** Completa la siguiente tabla de acuerdo con las secciones anteriormente revisadas

Nombre del mineral	Fórmula química	Nombre químico	Grupo de minerales al que pertenece	Metal (es) que se pueden extraer
Hematita	$\text{Fe}_2\text{O}_3$		Grupo IV (óxidos e hidróxidos)	
Galena	$\text{PbS}$			
Dolomita	$\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$	Carbonato (doble) de calcio y magnesio		
Circón	$\text{ZrSiO}_4$			
Siderita	$\text{FeCO}_3$			
Celestina	$\text{SrSO}_4$			
Rutilo	$\text{TiO}_2$			Titanio
Calcopirita	$\text{CuFeS}_2$			
Crocoíta	$\text{PbCrO}_4$			
Yeso	$\text{CaSO}_4$			

**Ejercicio.** Tomando en cuenta el cuadro anterior escribe las fórmulas y clasifica los minerales en óxidos, sales

- Caolinita \_\_\_\_\_ Bauxita \_\_\_\_\_  
 Sal de Epson \_\_\_\_\_ Cinabrio \_\_\_\_\_  
 Caliza \_\_\_\_\_ Galena \_\_\_\_\_

## Principales minerales y la tabla periódica

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg							Al	Si	P	S	Cl	Ar				
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
Cs		La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi		Rn	
Fr	Ra																

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

 Sales de haluros	 Óxidos	 Sulfuros
 Silicatos	 Carbonatos	 Nativos

**Ejercicios.** Contesta lo que se te solicita.

1. Cuáles grupos de la tabla forman las sales de haluros, escribe 3 ejemplos:

\_\_\_\_\_

2. Escribe la fórmula de un silicato e indica los grupos de los elementos que los forman. \_\_\_\_\_

3. Menciona 3 metales del bloque **d** y 3 del bloque **p**, que formen sulfuros y escribe sus fórmulas: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

4. ¿Cuál es el grupo de la tabla que forma carbonatos?. Escribe la fórmula de dos carbonatos. \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

## **Tema 2. ¿Qué cambios físicos y químicos se encuentran involucrados en la obtención de metales?**

### **Aprendizajes**

**A3.** (C, H) Identifica los principales procesos en la obtención de metales y comprende que éstos pueden ser físicos y químicos, al analizar información documental y al experimentar. (N2).

**A4.** (C, H) Utiliza la serie de actividad y el conocimiento de las propiedades periódicas para predecir reacciones de desplazamiento entre metales y explicar la presencia de metales libres en la naturaleza. (N3)

**A5.** (C, H) Relaciona la actividad química de los metales y la estabilidad de sus minerales, con los procesos de reducción utilizados para la obtención del metal, al analizar información sobre los diferentes métodos de reducción de metales y la energía involucrada en dichos procesos. (N2)

**A6.** (C/H) Identifica a las reacciones de obtención de metales como reacciones redox, y utiliza el lenguaje simbólico para representar los procesos mediante ecuaciones, a partir del análisis e interpretación del trabajo experimental. (N3)

**A7. (C, H)** Reconoce una reacción redox por el cambio en los estados de oxidación de las especies participantes, e identifica al agente oxidante y al agente reductor, al escribir y analizar las ecuaciones químicas de los procesos de obtención de metales. (N3)

### **Temática**

Procesos para la obtención de metales. (N2)

Etapas que involucran cambios físicos y químicos para obtener un metal.

Concentración del mineral

Reducción

**Tipos de reacciones químicas.** (N3)

Reacción química de desplazamiento.

Propiedades químicas de metales.

### **Propiedades periódicas: (N3)**

Electronegatividad.

Radio atómico.

Carácter metálico.

Energía de ionización.

### **Serie de actividad de metales. (N3)**

#### **Reacción de óxido reducción en la obtención de metales. (N3)**

- Concepto de oxidación reducción.
- Número de oxidación.
- Agente oxidante y agente reductor.
- Ecuaciones químicas para representar los cambios estudiados.
- Sistema.
- Estabilidad, reactividad y energía involucrada

### **Procesos generales para obtener un metal a partir de la roca.**

En general, la obtención de los metales comprende diversos procedimientos que pueden agruparse en tres grandes procesos, **a)** la preparación del mineral, **b)** la reducción del metal y **c)** la refinación del metal.

**Preparación del mineral.** La etapa *preparación del mineral*, también conocida como de enriquecimiento del mineral, consiste en la separación del mineral de los materiales que lo acompañan en la roca; al eliminar estos materiales, el mineral que contiene el metal de interés adquiere mayor porcentaje en la mezcla rocosa. donde éste se localiza; en esta primera etapa el mineral se concentra, los procesos empleados son generalmente físicos y/o fisicoquímicos.

**Reducción del metal.** Posteriormente, el mineral, se somete a **reducción**, proceso químico que consiste en descomponer el compuesto químico que es el mineral para dejar al metal libre. Los procesos de reducción pueden ser de tres tipos:

**1. Reducción química por acción de calor.** Se utiliza para óxidos metálicos que son reducidos utilizando calor y un agente reductor como el carbono. El ejemplo más común de uso de este proceso es la obtención de Hierro a partir de la hematita (Óxido de Hierro (III)).

**2. Reducción química electrolítica de sustancias en disolución.** En este proceso se obtienen metales estables a partir de sales medianamente estables. Las sales son solubles y el metal se puede depositar en forma reducida en uno de los electrodos del sistema electrolítico. Con este método se puede obtener el cobre y el níquel.

**3. Reducción química electrolítica de sustancias muy estables.** Este método se utiliza para obtener metales muy reactivos como el sodio y el potasio; este consiste en fundir las sales de estos metales y hacer pasar corriente eléctrica a través de éstas para obtener el elemento metálico depositado sobre un electrodo. Este método se conoce con el nombre de **electrólisis de sales fundidas**.

Una vez que se tiene el metal reducido, es necesario separarlo de los materiales en los que se encuentra mezclado, para esto, el metal libre se le somete a purificación por diferentes métodos de **refinación**, que incluyen procesos físicos, químicos y fisicoquímicos.

**Ejercicio. Contesta el siguiente cuestionario con base en la información anterior:**

1. Las etapas generales para la obtención de un metal son: \_\_\_\_\_, \_\_\_\_\_ y \_\_\_\_\_.
2. La primera etapa consiste en: \_\_\_\_\_
3. La segunda etapa consiste en: \_\_\_\_\_
4. La tercera etapa consiste en: \_\_\_\_\_
5. El proceso químico mediante el cual se obtiene el metal a partir del mineral en el que se encuentra se llama: \_\_\_\_\_
6. En la preparación del metal se utilizan principalmente métodos: \_\_\_\_\_  
(físicos o químicos)

## Integración de conceptos

**Ejercicios 1.** Aplica lo aprendido anteriormente y llena los espacios vacíos del siguiente texto.

La hematita,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , se encuentra en la naturaleza, comúnmente mezclada con otros minerales, principalmente silicatos; por lo que para obtener el metal libre se tienen que llevar a cabo tres procesos principales: El primero es la \_\_\_\_\_ que sirve para \_\_\_\_\_; el segundo proceso se llama \_\_\_\_\_ y consiste en una serie de transformaciones químicas y tiene el propósito de \_\_\_\_\_; finalmente, el metal ya libre se somete al tercer conjunto de procedimientos para \_\_\_\_\_; lo cual eleva su calidad. El metal que se obtiene a partir de la hematita a través de este conjunto de actividades es \_\_\_\_\_ cuyo símbolo químico es \_\_\_\_\_.

**Ejercicio 2.** Elabora un mapa mental que contenga los siguientes términos: preparación del mineral, reducción del metal, purificación del metal, obtención de un metal, compuesto, elemento, roca, cambio físico, cambio químico.

**Ejercicio 3. Obtención del metal.** Conexión con aprendizajes previos.

Como sabes el potasio y el sodio son muy reactivos (en los laboratorios deben almacenarse cubiertos en aceite para que no se oxiden). Igualmente, el calcio en el laboratorio dura poco tiempo sin formar el óxido. Se ha observado que un clavo de hierro se oxida en semanas y, que el oro y la plata son tan estables que se usan en joyería; sin embargo, con el paso del tiempo la plata se ennegrece y el oro no. A partir de estos datos completa la lista con estos metales, iniciando con el más reactivo y terminando con el menos reactivo.

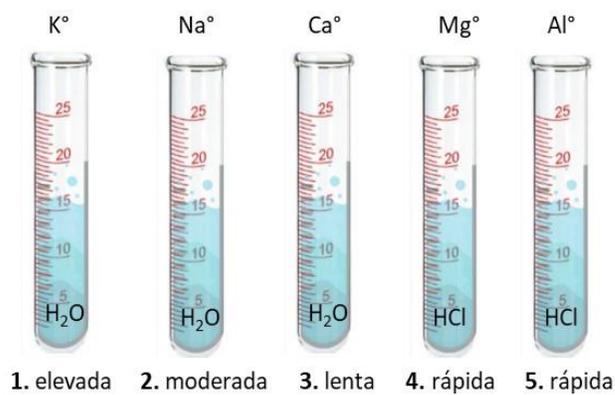
  K   > \_\_\_\_\_ > \_\_\_\_\_ > \_\_\_\_\_ > \_\_\_\_\_ > \_\_\_\_\_

Como ya se ha mencionado, el mineral es un recurso natural porque es una sustancia encontrada en las rocas; los minerales metálicos pueden ser metales libres en la naturaleza, o bien, también pueden ser compuestos de algún metal. Si el metal se encuentra libre, como es el caso del oro, la plata, el platino y el cobre, el problema es separarlo de otras sustancias con las que se encuentra mezclado naturalmente, para lograr esta separación se utilizan procesos físicos y/o químicos. Por otro lado, si el metal se obtiene de un mineral que es compuesto químico, éste debe ser liberado mediante un proceso meramente químico: la **reducción**.

### Conexión con la práctica de la ciencia.

**Ejercicio.** Lee con cuidado la siguiente información y contesta las preguntas:

En un grupo de Química III, los alumnos observaron que en el laboratorio hay metales tan reactivos que deben ser guardados en aceite. Para encontrar la causa de que haya metales tan estables como la plata y el oro, buscaron la reactividad de los metales disponibles al hacerlos reaccionar con agua. Observaron que el potasio reaccionó vigorosamente, el sodio reaccionó con menos vigor, el calcio aún menos reactivo, el magnesio y aluminio requirieron de ácido clorhídrico para reaccionar. Encontraron información que mencionaba que la electronegatividad del aluminio es la menor y su átomo es el más pequeño. Encontraron también que para formar compuestos los átomos de estos metales pierden electrones de valencia. Observa el esquema y la reactividad mostrada para cada elemento analizado.



1. ¿Cuál es el objetivo del experimento de los alumnos?

---

2. ¿Cuál es la hipótesis de los alumnos para hacer reaccionar los metales con agua?

---

3. ¿Cuál es la hipótesis de los alumnos que les hizo buscar la electronegatividad de los metales? \_\_\_\_\_

4. ¿Cuál es la hipótesis de los alumnos que les hizo buscar el tamaño de los átomos?

---

5. ¿Cuál es una explicación basada en la electronegatividad?

---

6. ¿Cuál es la explicación basada en el tamaño del átomo?

---

7. Señala 2 hechos en el experimento.

---

8. Señala 2 inferencias en el experimento.

---

9. ¿Cómo se usó la electronegatividad para explicar la mayor reactividad del potasio?

---

10. ¿Cómo se explicó la mayor reactividad del potasio con el uso del tamaño atómico?

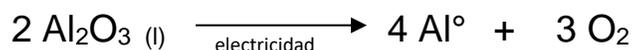
---

### **Reducción del metal a partir del mineral.**

Para obtener el metal a partir de un mineral, frecuentemente un óxido, éste se somete al proceso químico llamado **reducción**. En la práctica la reducción puede llevarse a cabo a través de 3 procesos básicos: **electrólisis**, **reducción química** y **reducción por calentamiento simple**. En la **electrólisis** la reducción del metal se efectúa utilizando energía eléctrica; en la **reducción química** se utiliza un agente reductor (sustancia química) y, en la **reducción por calentamiento simple** el metal se obtiene por la descomposición térmica de un mineral.

El proceso de reducción elegido depende del carácter electropositivo del metal (tendencia a formar cationes y permanecer como compuestos). Los metales muy electropositivos como el sodio, el magnesio o el aluminio, se reducen **por electrólisis** ya que sus compuestos son muy estables por lo que su obtención resulta difícil; por ejemplo, la alúmina,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , es un mineral muy estable y para liberar al aluminio se requiere la aplicación de electricidad al mineral fundido, lo que implica un proceso muy costoso por la energía que se requiere:

La obtención del aluminio a partir de la alúmina se puede representar con la siguiente ecuación:



Por otro lado, los metales menos electropositivos como el zinc, cromo o níquel, que forman compuestos de regular estabilidad requieren de **una reducción química**, en la que se usa un metal más electropositivo como el aluminio, como agente reductor, para propiciar la separación de algún metal. En este tipo de reducción también es frecuente el uso del carbono y del hidrógeno como agentes reductores.



Finalmente, para reducir metales poco reactivos presentes en algún mineral, tal es el caso de mercurio, platino u oro, basta con **calentar el mineral** ya que los compuestos de estos elementos son poco estables y sus minerales se descomponen térmicamente.



El análisis de estos procedimientos llevó a los químicos a plasmar una lista organizada de las regularidades observadas; como la forma en la que se localiza el metal, las reactividades de los metales

**Conexión con el pensamiento científico. Práctica de la ciencia:**

Experimentos de reducción,

Ver anexo:

✓ *Electrólisis de cloruro de estaño.*

En video:

✓ *Reducción de plomo a partir de cerusita*

✓ *Reducción de cobre a partir de la malaquita*

✓ *Reducción de hierro a partir de óxido de aluminio.*

y las condiciones necesarias para liberar al metal del compuesto. Esta organización se conoce como **serie de actividad de los metales**, y una versión resumida se presenta más adelante.

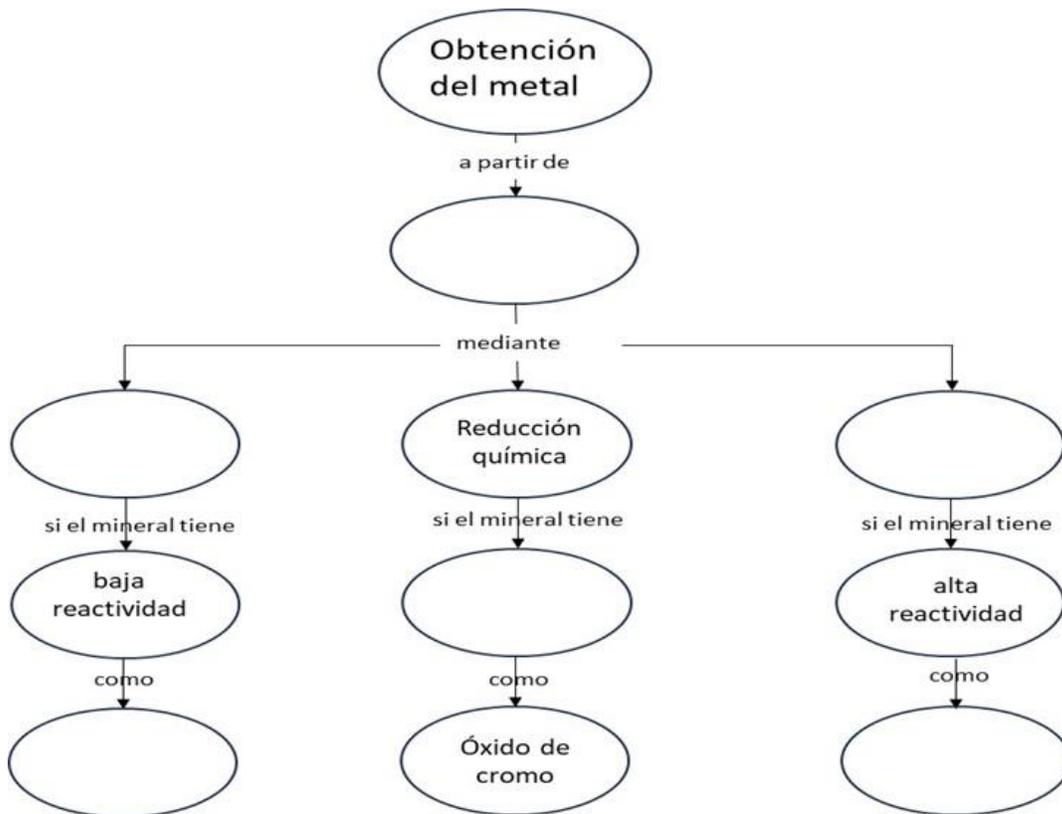
**Ejercicio.** Después de analizar la siguiente información, completa el diagrama.

Para obtener un metal, a partir de un mineral, frecuentemente un óxido, éste se somete a reducción. El proceso de reducción elegido depende del carácter electropositivo del metal. Los metales muy electropositivos como el sodio, el magnesio o el aluminio, se reducen por electrólisis, ya que sus compuestos son muy estables. Los metales menos electropositivos como el zinc, cromo o níquel, que forman compuestos de regular estabilidad requieren de una reducción química, en la que se usa un metal más electropositivo como el aluminio, es frecuente también el uso del carbono como reductor, algunas veces se usa hidrógeno. Para reducir metales poco reactivos como el mercurio, el platino o el oro, basta con calentar el mineral, ya que los compuestos de estos elementos son poco estables.

Los metales más reactivos como potasio, sodio, calcio o magnesio se encuentran en la naturaleza solo combinados, su reducción es difícil por lo que se usa mayor energía para liberarlos, se aplica el procedimiento llamado electrólisis. Los metales con reactividad intermedia como el plomo, zinc, níquel, requieren la presencia de un metal más activo, al que se llama agente reductor. Un metal más activo puede usarse para reducir al menos activo, pero el metal menos activo no puede reducir al más activo.

En conclusión, los metales menos reactivos como el oro o el platino se pueden localizar como elementos libres y si están combinados, sólo es necesario el calentamiento del compuesto. Cuando el metal está libre, el problema es obtenerlo puro, ya que su presencia en la roca es mínima y está acompañado de otros metales con propiedades similares, por lo que su purificación implica procedimientos con un mayor número de pasos para lograr un alto grado de pureza.

**Ejercicio.** Completa el siguiente mapa conceptual.



### **Conexión con la naturaleza de la ciencia.**

#### **Electropositividad.**

La electropositividad se refiere a la facilidad que tiene el átomo de un metal para formar iones positivos, debe recordarse que aumenta hacia abajo y a la izquierda en la tabla periódica. Sin embargo, este criterio no se cumple en el caso de los metales de transición como el caso del cromo, níquel y zinc. Para explicar el comportamiento de los metales de transición debe modificarse el modelo. Los modelos científicos deben modificarse de acuerdo con la nueva evidencia y ésta es una característica de la naturaleza de la ciencia.

### Otro ejemplo de la naturaleza de la ciencia.

El principio químico “los átomos metálicos de mayor tamaño forman más fácilmente un ion positivo que átomos de menor tamaño” no se cumple para metales de transición como el cobre o hierro. El modelo explica solo el comportamiento de los metales representativos, los científicos buscan entonces modificar el modelo. Esta práctica de la ciencia constituye una característica de la ciencia conocida como naturaleza de la ciencia.

### Ejercicios

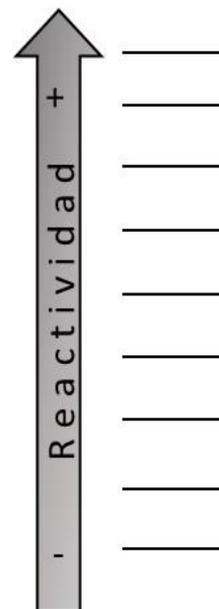
1. ¿A qué se le llama electropositividad? \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

2. ¿A qué se debe que el sodio potasio, calcio y magnesio no se encuentren libres en la naturaleza y sólo se les localiza combinados formando compuestos? \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

3. Ordena de más a menos reactivo a los metales que se han manejado hasta ahora: aluminio, potasio, magnesio, aluminio, calcio, hierro, plomo, plata, oro, y sodio. En la punta de la flecha coloca al más reactivo y en la parte más baja al elemento menos reactivo.



4. Ahora compara tus respuestas con la serie electromotriz que se muestra en la siguiente tabla. El orden que obtuviste ¿tiene alguna semejanza con la serie electromotriz? Explica \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

**Tabla. Serie de actividad metálica**

Metal	Actividad Creciente	Estado natural	Facilidad de reducción a partir de sus compuestos	Método obtención del elemento libre.
Li		En la naturaleza solo se encuentran combinados con otros elementos formando compuestos estables.	Muy difícil	Por reducción electrolítica ( <b>electrólisis</b> )
K				
Na				
Ca				
Mg				
Al				
Zn				
Cr				
Fe		En la naturaleza se encuentran libres o combinados formando compuestos.	Difícil	Reducción del óxido metálico con un metal más electropositivo, o reducción con coque o monóxido de carbono.
Co				
Ni				
Pb				
H <sub>2</sub>				
Cu				
Hg				
Ag				
Pt	Estos metales, generalmente, se encuentran libres.	Extremadamente fácil.	Calentamiento ligero de sus compuestos.	
Au				

En la naturaleza, los metales más reactivos como potasio, sodio, calcio o magnesio sólo se encuentran combinados, su reducción es difícil por lo que se usa una mayor energía para liberarlos, se usa el procedimiento llamado electrólisis. Los metales de reactividad intermedia requieren la presencia de un metal más reactivo, al que se le llama **agente reductor**. Un metal más reactivo puede usarse para reducir al menos reactivo, pero el metal menos reactivo no puede reducir al más reactivo.

En conclusión, los metales menos reactivos como el oro o el platino se pueden localizar como elementos libres y si están combinados solo es necesario el calentamiento del compuesto. Cuando el metal está libre el problema es obtenerlo puro ya que su presencia en la roca es mínima y está acompañado de otros metales con propiedades similares, por lo que su purificación implica procedimientos con un mayor número de procesos para lograr un alto grado de pureza.

**Ejercicios.** Escribe los nombres y símbolos químicos de 3 metales que se obtienen por:

a. Electrólisis: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

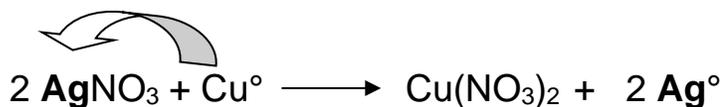
b. Reducción química: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

c. Calentamiento: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

En la serie electromotriz los metales con mayor actividad química desplazan de sus compuestos a los metales menos reactivos; en el siguiente ejemplo se observa que el cobre es más reactivo que la plata y la desplaza de su compuesto ocasionando que la plata quede como metal libre:



A este tipo de transformaciones se les conoce como: REACCIONES DE DESPLAZAMIENTO SIMPLE.

**Ejercicios.**

I. A partir de la información anterior contesta las preguntas:

a) ¿En qué consiste el proceso de reducción? \_\_\_\_\_

b) ¿Por qué se considera al mineral un recurso natural? \_\_\_\_\_

c) Menciona 3 metales que se encuentran libres en la naturaleza: \_\_\_\_\_

d) ¿Por qué la obtención de un metal precioso, como el oro, podría resultar complejo?

\_\_\_\_\_

e) Señala los factores que se consideraron en la construcción de la serie de actividad de los metales: \_\_\_\_\_

f) Son procedimientos generales que se usan para obtener el metal libre a partir de un mineral que es un compuesto químico: \_\_\_\_\_ y \_\_\_\_\_.

g) ¿Cual procedimiento de reducción utilizarías para obtener el metal sodio a partir de la halita (NaCl)? Argumenta la respuesta. \_\_\_\_\_

h) El desarrollo histórico de la metalurgia (obtención de metales) tuvo como condición el avance tecnológico. De acuerdo con esto, infiere el orden en el que se utilizaron los tres procedimientos señalados para la reducción de metales:

1° \_\_\_\_\_, 2° \_\_\_\_\_ y 3° \_\_\_\_\_.

i) De acuerdo a la experiencia en la industria metalúrgica, indica los metales se obtienen por calentamiento con CO. \_\_\_\_\_

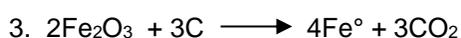
j) Indica el método de obtención de sodio metálico \_\_\_\_\_

k) ¿Cuáles elementos podrán encontrarse en la naturaleza en estado libre?

\_\_\_\_\_

El análisis de las regularidades en la serie de actividad permite hacer predicciones respecto a la energía necesaria para reducir un metal o a la capacidad de un metal para desplazar o no a otro metal de su compuesto.

II. Observa las siguientes ecuaciones de desplazamiento simple y contesta lo que se te solicita.



- a) ¿En cuáles ecuaciones se muestra liberación de metales? \_\_\_\_\_
- b) ¿En cuáles ecuaciones se forma hidróxidos? \_\_\_\_\_
- c) Describe cómo se puede obtener hierro metálico, indica a cuál ecuación se refiere: \_\_\_\_\_
- d) ¿Cuál elemento es más reactivo Fe° o C? \_\_\_\_\_
- e) ¿Cuál elemento es más reactivo Na° o H<sub>2</sub>? \_\_\_\_\_
- f) ¿Por qué la reacción del punto 5 no ocurre? \_\_\_\_\_

### **Pensamiento científico. Naturaleza de la ciencia.**

**Al reflexionar sobre la inclusión del hidrógeno y el carbono como reductores siendo no metales, surge el inevitable cuestionamiento, ¿no metales que desplazan a metales en metalurgia?**

El concepto de metal debe revisarse de acuerdo con la nueva evidencia.

La modificación del conocimiento es: el carbono y el hidrógeno- no metales- se modifica a “existen no metales con ciertas características metálicas”.

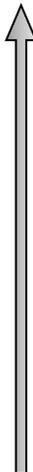
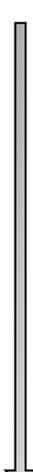
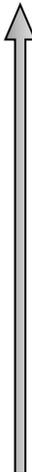
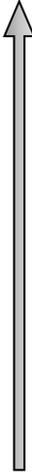
#### **Ejercicios**

- 1 ¿Por qué debe revisarse el concepto de metal? \_\_\_\_\_
- 2 ¿Cuál es el concepto original? \_\_\_\_\_
- 3 ¿Cuál es la nueva evidencia que contradice el concepto original? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_
- 4. ¿Cuál es el nuevo concepto? \_\_\_\_\_

**Ejercicio.** Completa las siguientes ecuaciones de desplazamiento simple e indica cuáles si se podrían llevar a cabo.

- a)  $\text{CuSO}_4 + \text{Zn}^\circ \rightarrow$
- b)  $\text{Cu}^\circ + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- c)  $\text{KCl} + \text{Al}^\circ \rightarrow$
- d)  $\text{Fe}^\circ + \text{CuSO}_4 \rightarrow$
- e)  $\text{Pb}^\circ + \text{NaNO}_3 \rightarrow$

## Relación de variables en la serie de actividad de los metales

Metal	Reactividad creciente del metal	Estabilidad creciente del metal	Facilidad del metal para formar un ion positivo y formar un compuesto	Potencial de ionización. Energía necesaria para que el átomo del metal forme un ion positivo	Energía necesaria para que el compuesto (mineral) se descomponga y se obtenga el metal	Estabilidad del compuesto (mineral)
Li						
K						
Na						
Ca						
Mg						
Al						
Zn						
Cr						
Fe						
Co						
Ni						
Pb						
H <sub>2</sub>						
Cu						
Hg						
Ag						
Pt						
Au						

### Ejemplos

La relación entre el potencial de ionización y facilidad para formar ion positivo es:

- A mayor potencial de ionización menor facilidad para formar ion positivo (más dificultad para formar ion positivo)
- A mayor estabilidad del compuesto (mineral), mayor la reactividad del metal.

### Ejercicios:

I. Expresa por escrito y verbalmente como se asocian las variables:

1. Potencial de ionización del metal- estabilidad del metal: \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_
2. Reactividad del metal-estabilidad del compuesto en el que se encuentra: \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

3. Energía necesaria para obtener el metal- estabilidad de su compuesto: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

4. Estabilidad del metal- energía de ionización: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

5. Estabilidad del metal- estabilidad de su compuesto (mineral) \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

II. Llena el siguiente cuadro, el nivel de estabilidad de manera cualitativa (alta, media o baja) que tienen los compuestos (minerales) y predice si la obtención del metal libre resulta fácil, de dificultad regular o difícil.

Metal	Nombre del metal	Estabilidad de sus compuestos	Facilidad de su obtención
<b>Pt</b>			
<b>Li</b>			
<b>K</b>			
<b>Ni</b>			
<b>Fe</b>			

III. Indica si las siguientes reacciones se llevarían a cabo, de acuerdo con la serie de actividad y de ser así completa la reacción:

a)  $\text{Na} + \text{ZnO} \longrightarrow$  Sí \_\_\_\_\_ No \_\_\_\_\_

b)  $\text{Li} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$  Sí \_\_\_\_\_ No \_\_\_\_\_

c)  $\text{H}_2 + \text{PbSO}_4 \longrightarrow$  Sí \_\_\_\_\_ No \_\_\_\_\_

d)  $\text{Al} + \text{FeI}_3 \longrightarrow$  Sí \_\_\_\_\_ No \_\_\_\_\_

e)  $\text{Hg} + \text{Ca(OH)}_2 \longrightarrow$  Sí \_\_\_\_\_ No \_\_\_\_\_

IV. Indica si las siguientes reacciones se llevan a cabo y explica porqué

a)  $\text{CaCl}_2 + \text{Cr} \longrightarrow$

b)  $\text{HCl} + \text{Mg} \longrightarrow$

## Integración de conocimientos. Pensamiento crítico

### La promesa del litio

Actualmente se está explorando la posibilidad de utilizar el litio que posee nuestro país, en los estados de Chihuahua, Sonora, Zacatecas, San Luis Potosí y Baja California, principalmente. Sin embargo, este se presenta en forma de feldespatos, compuestos complejos con óxido de silicio unido a varios metales, situación que complica la **reducción** del metal. En general los metales se obtienen por reducción de sus óxidos; si se localizan en forma de carbonatos, basta con someterlos a calentamiento para obtener el óxido y luego el metal.

Pero los feldespatos, normalmente están formados de mezclas de silicatos, resultando ser compuestos muy complejos. El litio se encuentra en los feldespatos llamados pegmatitas, formando rocas muy duras, la pegmatita que contiene un mayor porcentaje de litio es espodumeno o “mineral de litio”; de fórmula general  $\text{LiAlSi}_2\text{O}_6$ .

Para reducir al litio de estas rocas se requieren varias etapas, la primera podría ser su concentración separándolo de otros minerales que forma la roca, una segunda etapa sería su tratamiento con ácido sulfúrico para formar el sulfato de litio, y finalmente, su tratamiento para formar carbonato de litio. Procesos que implican el encarecimiento del metal, compitiendo con un menor costo si se parte del cloruro de litio, compuesto químico con el que cuentan otros países como Bolivia, Argentina y Chile.

En México habría que realizar un gran trabajo de investigación, porque la elaboración de pilas no termina con la obtención del metal libre. La fabricación de pilas es también complicada, se han probado varias posibilidades, la más reciente es el uso de una pila llamada de ion-litio, en la que se utilizaría carbono, cobalto, oxígeno. Hasta la fecha se informa sólo de investigaciones que no llegan a resultados adecuados y se reportan sólo posibilidades.

### Ejercicios

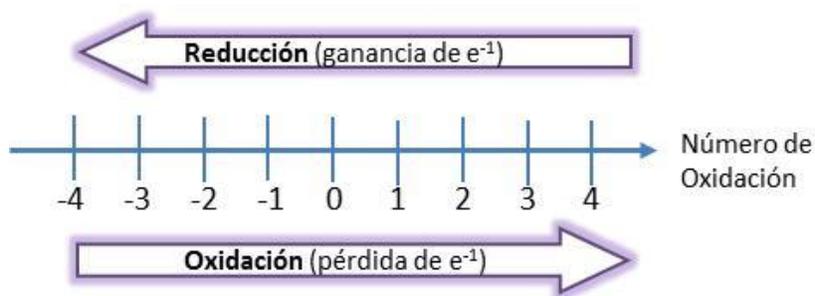
1. ¿Cuál litio metálico tendría mayor valor agregado, el obtenido en México o el obtenido en Bolivia? \_\_\_\_\_
2. Revisa los experimentos descritos en el Anexo y enlista otros metales que se reducen de su mineral en forma de carbonato. \_\_\_\_\_
3. ¿Qué diferencia encuentras entre el feldespato y el carbonato de litio? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_
4. ¿Crees que sea conveniente que se responsabilice a la iniciativa privada de las investigaciones sobre los nuevos recursos energéticos? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

## Reacciones de óxido reducción en la obtención de metales

Históricamente, el término *reducción* hacía referencia a la disminución de masa de la sustancia inicial y la *oxidación* a la combinación con oxígeno. Actualmente estos términos se refieren a la **ganancia (reducción)** y **pérdida (oxidación)** de electrones que presentan los átomos al combinarse químicamente. Las reacciones en la que los átomos de un elemento se oxidan al perder electrones y los átomos de otro elemento se reducen al ganar esos mismos electrones se conocen como **reacciones de Oxido-Reducción o REDOX**.

**Al elemento que se oxida**, al perder electrones favorece que otro elemento se reduzca (gane los electrones), **se le conoce como Agente Reductor**. El caso contrario; **el elemento que se reduce**, al ganar electrones favorece que otro elemento se oxide (pierda electrones), **se le conoce como Agente Oxidante**.

En una reacción, para determinar qué elemento se oxida y cuál se reduce, deben conocerse los números de oxidación de dichos elementos antes y después de la reacción; en general, **el elemento que se reduce** es aquel que **disminuye su número de oxidación**, y **el elemento que se oxida** es aquel que **aumenta su número de oxidación**; como se observa en la siguiente recta numérica:



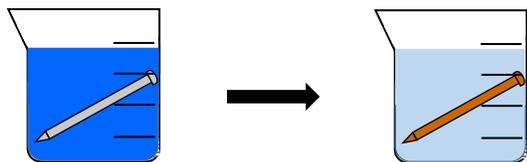
Una ecuación que representa una REACCIÓN REDOX se caracteriza porque siempre hay elementos que cambian sus números de oxidación; de lo contrario no se consideran como reacciones tipo redox.

## Conexión con pensamiento científico. Práctica de la ciencia.

### Descripción de un experimento Reacciones de Desplazamiento.

Para demostrar que el hierro forma iones positivos más fácilmente que el cobre, de acuerdo con su ubicación en la serie de actividad, los alumnos de un grupo de Química III, colocaron un clavo de hierro en el interior de una disolución de sulfato de cobre (II) al 1% m/v (preparada con 0.5 gramos de sulfato de cobre en 50ml de agua).

Los alumnos observaron que el sulfato de cobre (II) es un sólido cristalino de color azul y se disuelve fácilmente en agua formando una disolución azul. Cuando se introduce el clavo de hierro (de color gris metálico) su superficie cambia a color rojo cobrizo, mientras que la disolución azul palidece hasta volverse incolora.



### Ejercicio.

#### I. Contesta las siguientes preguntas

1. El objetivo de los alumnos fue:

- demostrar que un conjunto iones  $\text{Cu}^{+2}$  son azules
- explicar que un conjunto de partículas  $\text{Cu}^0$  es rojizo
- confirmar que el  $\text{Fe}^0$  forma más fácilmente iones  $\text{Fe}^{3+}$
- demostrar que el sulfato de cobre se disuelve en agua

2. La hipótesis de trabajo de los alumnos se basó en:

- la ubicación de los metales en la serie de actividad
- comparar los números atómicos de los metales
- la ubicación de los metales en la tabla periódica
- la capacidad de los metales para atraer electrones

3. La evidencia de que un conjunto de iones hierro es incoloro y un conjunto de átomos de hierro es grisáceo, es:

- el clavo es gris y el sulfato de cobre es azul
- el clavo es gris y la disolución final palidece
- el clavo se torna rojizo y la disolución final es pálida
- la disolución inicial es azul y el clavo se torna rojizo

4. Señala la opción que contiene una inferencia y un hecho, **respectivamente**:
- los iones cobre son atraídos por las moléculas de agua; el sulfato de cobre (II) es azul
  - el fierro cambia a color rojizo; el sulfato de cobre es un sólido
  - los iones sulfato son atraídos por el agua; los iones cobre ganan 2 electrones
  - el sulfato de cobre se disuelve en agua; los iones cobre son atraídos por el agua.
5. La conclusión de los alumnos que se relaciona con su objetivo y su hipótesis es:
- el color azul de los iones se observa en su disolución y en el sólido.
  - el cobre forma una capa rojiza sobre el clavo, es desplazado por el fierro.
  - se observó que se formó cobre metálico y el color azul desapareció; los iones cobre son de color azul.
  - de acuerdo con la serie de actividad, el  $\text{Fe}^0$  formó  $\text{Fe}^{+2}$  y el  $\text{Cu}^{+2}$  cambió a  $\text{Cu}^0$ , el fierro forma más fácilmente iones positivos.

II. Con base en la misma descripción del experimento anterior, completa los espacios vacíos de la tabla de Observación-Explicación para asociar observaciones que son la evidencia con los planteamientos teóricos

Observación (características, fenómeno, mediciones)	Explicación (conceptos, principios, modelos teorías)
1. El sulfato de cobre es un sólido cristalino	1.
2.	2. Está formado de un conjunto de iones cobre (II) ( $\text{Cu}^{+2}$ de color azul.
3. El sólido se disuelve fácilmente	3.
4.	4. Se deposita un conjunto de átomos de cobre, $\text{Cu}^0$ .
5. La disolución palidece, va perdiendo su color azul	5.

### **Tema 3. ¿Por qué es importante cuantificar las reacciones químicas en los procesos industriales?**

#### **Aprendizajes**

**A8. (C, H)** Interpreta cuantitativamente una ecuación al comprender las relaciones de proporcionalidad y realizar cálculos (mol–mol, masa–masa y masa–mol), en los procesos de obtención de un metal. **(N3)**.

**A9. (C, H)** Comprende que las reacciones químicas no suceden al 100% al analizar información sobre el rendimiento de un proceso y realizar cálculos del mismo, a partir de las características de la materia prima y de las condiciones de reacción. **(N3)**

**Contenido: Información cuantitativa que se obtiene a partir de una ecuación química.**

Estequiometría: **(N3)**

Concepto de mol.

Balanceo de ecuaciones sencillas (por inspección y método redox).

Información que proporciona la ecuación química balanceada.

- Cálculos de mol–mol, masa–masa, masa–mol.
- Rendimiento de una reacción química

#### **Estequiometría**

En la industria es muy importante conocer las cantidades de cada reactivo y de cada producto que participan en un proceso. Cada reactivo o producto deben reaccionar lo más eficientemente que sea posible, no pueden sobrar o faltar sustancias. Si sobran se puede generar un problema de almacenamiento, si falta un reactivo también sobrarán otros reactivos.

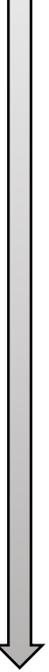
Las ecuaciones balanceadas que representan una reacción indican la proporción de las cantidades de reactivos que deben reaccionar para que no sobre ni falte nada y, se produzca una cantidad específica de producto(s). La resolución de problemas estequiométricos se basan en dicha proporción. La relación cuantitativa de productos y reactivos permite hacer cálculos. A la actividad que hacen los químicos para utilizar las relaciones cuantitativas de reactivos y productos indicadas por una ecuación química balanceada en la resolución de problemas se le llama *estequiometría*.

Cuando esta relación cuantitativa entre reactivos y productos de una ecuación se consideran cantidades del tamaño de una o varias moles, se pueden usar gramos,

kilos, o toneladas. Es decir, una cantidad tan grande de partículas que la sustancia ya se puede observar.

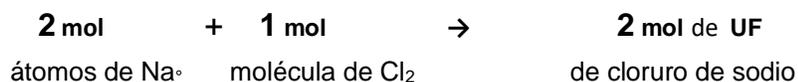
### Del nivel nanoscópico al nivel macroscópico (molar)

Para comprender la relación entre el ámbito de las partículas que no podemos ver y el mundo que observamos, se propone observar la siguiente tabla en el que se maneja número de partículas de reactivos y productos de una ecuación balanceada, así como su masa. Para terminar, incorporando el número de Avogadro y el mol.

 Nanoscópico          Macroscópico	<b>2 Na<sup>+</sup></b>	+	<b>Cl<sub>2</sub></b>	→	<b>2 NaCl</b>
	2 átomos de Na <sup>+</sup>	+	1 molécula de Cl <sub>2</sub>	→	2 unidades fórmula (UF) de cloruro de sodio
	200 átomos de Na <sup>+</sup>	+	100 molécula de Cl <sub>2</sub>	→	200 unidades fórmula (UF) de cloruro de sodio
	600,000 átomos de Na <sup>+</sup>	+	300,000 molécula de Cl <sub>2</sub>	→	600,000 UF de cloruro de sodio
	6 millones de átomos de Na <sup>+</sup>	+	3 millones molécula de Cl <sub>2</sub>	→	6 millones de UF de cloruro de sodio
	$6 \times 10^{10}$ átomos de Na <sup>+</sup>	+	$3 \times 10^{10}$ molécula de Cl <sub>2</sub>	→	$6 \times 10^{10}$ UF de cloruro de sodio
	$6.2 \times 10^{10}$ átomos de Na <sup>+</sup>	+	$3.1 \times 10^{10}$ molécula de Cl <sub>2</sub>	→	$6.2 \times 10^{10}$ UF de cloruro de sodio
	$6.2 \times 10^{20}$ átomos de Na <sup>+</sup>	+	$3.1 \times 10^{20}$ molécula de Cl <sub>2</sub>	→	$6.2 \times 10^{20}$ UF de cloruro de sodio
	<b><math>6.02 \times 10^{23}</math></b> átomos de Na <sup>+</sup>	+	<b><math>3.01 \times 10^{23}</math></b> molécula de Cl <sub>2</sub>	→	<b><math>6.02 \times 10^{23}</math></b> UF de cloruro de sodio
	<b><math>12.04 \times 10^{23}</math></b> átomos de Na <sup>+</sup>	+	<b><math>6.02 \times 10^{23}</math></b> molécula de Cl <sub>2</sub>	→	<b><math>12.04 \times 10^{23}</math></b> UF de cloruro de sodio
<b>2 mol</b> átomos de Na <sup>+</sup>	+	<b>1 mol</b> molécula de Cl <sub>2</sub>	→	<b>2 mol de UF</b> de cloruro de sodio	

Si el número de partículas aumenta a tal grado que debe ser expresado con el uso de potencias del orden de  $10^{20}$ , se habrá llegado a una cantidad de partículas cuya masa ya se puede medir y la sustancia se puede observar; así, esta cantidad de sustancia ya corresponde al nivel **macroscópico** de representación de la materia.

La cantidad  $6.02 \times 10^{23}$  partículas es el número de Avogadro y corresponde a **1 mol**; así en la penúltima fila de cantidad de partículas también se puede leer como sigue:



Observa que la cantidad de **mol** corresponde a los coeficientes que balancean a la ecuación; de esta forma, una ecuación balanceada se puede leer a nivel macroscópico desde los coeficientes indicando que éstos corresponden a la cantidad de mol para cada sustancia.

**La relación entre Mol-Número de Avogadro- Masa de partículas es la siguiente:**

**1 mol contiene  $6.02 \times 10^{23}$  partículas** (átomos, moléculas o iones)

**1 mol de átomos de un elemento pesa su masa atómica expresada en gramos;** así:  $6.02 \times 10^{23}$  (1 mol) de átomos de hidrógeno pesan 1 gramo

**1 mol de moléculas de un compuesto pesa su masa molecular en gramos.**

$6.02 \times 10^{23}$  (1 mol) de moléculas de agua pesa 18 gramos

**Número de Avogadro (N) =  $6.02 \times 10^{23}$  partículas**

En los siguientes ejercicios sólo se usará el nivel macroscópico, por lo que utilizará solo **el mol como unidad de medida** de las cantidades químicas y; por tanto, se utilizarán los gramos y eventualmente las toneladas, por tratar con “cantidades industriales” en este curso. Recuerda que los coeficientes que balancean una ecuación química también indican las cantidades de mol (proporciones) que se requieren de cada sustancia para que éstas reaccionen.

**Ejercicio 1.** En la reacción de sulfuro de zinc con oxígeno se produce óxido de zinc y dióxido de azufre de acuerdo con la ecuación:



**A.** Analiza las proporciones a partir de los coeficientes que balancean la ecuación y completa los espacios en la tabla:

<b>Ecuación</b>	<b>2 ZnS</b>	<b>+ 3 O<sub>2</sub></b>	<b>→</b>	<b>2 ZnO</b>	<b>+ 2 SO<sub>2</sub></b>
Proporción reactivos y productos en moles según ecuación balanceada	2 mol	3 mol	→	2 mol	2 mol
Proporción reactivos y productos en moles duplicando las cantidades (2 veces más de cada sustancia)	4 mol		→		
Proporción reactivos y productos en moles multiplicando 5 veces cada sustancia.		15 mol	→		
Proporción reactivos y productos en moles multiplicando 10 veces cada sustancia			→		

**B.** Con la misma información de la reacción, analiza las proporciones y completa la tabla en gramos.

<b>Ecuación</b>	<b>2 ZnS</b>	<b>+ 3 O<sub>2</sub></b>	<b>→</b>	<b>2 ZnO</b>	<b>+ 2 SO<sub>2</sub></b>
Proporción reactivos y productos en <b>gramos</b>	194 g	96 g	→	162 g	128 g
Proporción reactivos y productos en <b>gramos</b> multiplicando 10 veces las cantidades.				1620 g	
Proporción reactivos y productos en <b>kilogramos</b> (multiplicando 1000 veces las cantidades)		96 Kg	→		

**Recuerda** que para determinar las masas de las sustancias en gramos se utilizan la suma de las masas atómicas de los elementos en una fórmula, el valor obtenido es expresado en gramos, y ésta masa equivale a 1 mol.

C. Con la misma información de la reacción, analiza las proporciones y completa la tabla.

<b>Ecuación</b>	<b>2 ZnS</b>	<b>+ 3 O<sub>2</sub></b>	<b>→</b>	<b>2 ZnO</b>	<b>+ 2 SO<sub>2</sub></b>
Proporción reactivos y productos en <b>gramos</b>	194g	96g	→	162g	128g
Proporción reactivos y productos en <b>gramos</b> dividida 100 veces			→	1.62g	

D. Con la misma información de la reacción, analiza las proporciones y completa la tabla

<b>Ecuación</b>	<b>2 ZnS</b>	<b>+ 3 O<sub>2</sub></b>	<b>→</b>	<b>2 ZnO</b>	<b>+ 2 SO<sub>2</sub></b>
Proporción reactivos y productos en <b>gramos</b>	194g	96g	→	162g	128g
Proporción reactivos y productos en <b>toneladas (10,000 veces más)</b>	1.94 ton		→		

E. Con la misma información de la reacción, analiza las proporciones y completa la tabla

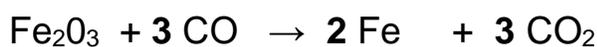
<b>Ecuación</b>	<b>2 ZnS</b>	<b>+ 3 O<sub>2</sub> (g)</b>	<b>→</b>	<b>2 ZnO</b>	<b>+ 2 SO<sub>2</sub> (g)</b>
Proporción reactivos y productos; <b>gramos y litros</b>	194g	67.2 L	→	162g	44.8 L
Proporción reactivos y productos: <b>gramos y litros</b>	19.4g		→		

Nota. 1 mol de sustancia gaseosa en condiciones estándar equivale a 22.4 litros.

F. Con la misma información de la reacción, analiza las proporciones y completa la tabla

<b>Ecuación</b>	<b>2 ZnS</b>	<b>+ 3 O<sub>2</sub> (g)</b>	<b>→</b>	<b>2 ZnO</b>	<b>+ 2 SO<sub>2</sub> (g)</b>
Proporción reactivos y productos; moles y litros	2 mol	67.2 L	→	2 mol	44.8 L
Proporción reactivos y productos; moles y litros	4 mol	___L	→	___mol	___L

**Ejercicio 2.** En la reducción de hematita se produce hierro metálico + bióxido de carbono de acuerdo con la ecuación:



A. Analiza las proporciones y completa la tabla

<b>Ecuación</b>	<b>Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	<b>3 CO</b>	<b>→</b>	<b>2 Fe</b>	<b>+ 3 CO<sub>2</sub></b>
Proporción reactivos y productos; Kilogramos	160 Kg	84 Kg	→	112 Kg	132 Kg
Proporción reactivos y productos; Kilogramos	___Kg	840Kg	→	___ Kg	___Kg

En general las reacciones en la industria no se llevan a cabo totalmente y, por diversos factores su rendimiento es menor; así el rendimiento de una reacción se calcula a partir de la siguiente ecuación:

$\% \text{ RENDIMIENTO} = \frac{\text{CANTIDAD DE PRODUCTO OBTENIDO EXPERIMENTALMENTE}}{\text{CANTIDAD DE PRODUCTO ESPERADO O TEÓRICO}} \times 100$
---

## Ejercicios

a. En la electrólisis del cloruro de sodio, se obtiene sodio metálico y cloro gaseoso, de acuerdo con la siguiente reacción



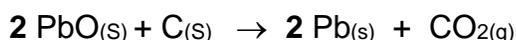
Calcula el rendimiento de una reacción cuando se alimentan 200 Kg de cloruro de sodio y se obtienen 60 Kg de Sodio

b. En la obtención de Mercurio de acuerdo con la ecuación



Calcula el rendimiento de la reacción si se alimentaron 500 Kg de HgO y se obtuvieron 400 Kg de Hg

c. Considera la reducción de plomo a partir de la ecuación:

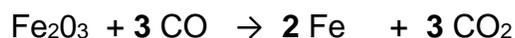


**Analiza las proporciones y completa los espacios en la tabla**

<b>Ecuación</b>	<b>2 PbO<sub>(s)</sub></b>	<b>+ C<sub>(s)</sub></b>	<b>→</b>	<b>2 Pb<sub>(s)</sub></b>	<b>+ CO<sub>2(g)</sub></b>	<b>% de Pb obtenido</b>
Proporción reactivos y productos; Kg-%rendimiento	446 Kg	12 Kg	→	414 Kg	44 Kg	100 %
Proporción reactivos y productos; Kg-%rendimiento	446 Kg	12 Kg	→	207 Kg	___ Kg	<b>50_%</b>
Proporción reactivos y productos; Kg-%rendimiento	446 Kg	12 Kg	→	___ Kg	___Kg	90%

**Nota:** En la industria las reacciones no ocurren al totalmente originando diferentes % de rendimiento, aunque existan las cantidades estequiométricas previstas por la ecuación balanceada; sin embargo, los reactivos no desaparecen sino que pueden permanecer sin reaccionar o bien transformarse en productos secundarios.

d. En la reducción de hematita se produce óxido de fierro + dióxido de carbono de acuerdo con la ecuación:



Analiza las proporciones y completa la tabla

Ecuación	$\text{Fe}_2\text{O}_3$	$3 \text{ CO}$	$\rightarrow$	$2 \text{ Fe}$	$+ 3 \text{ CO}_2$	% de Fe obtenido
Proporción reactivos y productos; toneladas	160 ton	84 ton	$\rightarrow$	112 ton	132 ton	100%
Proporción reactivos y productos; ton	16 ton	8.4 ton	$\rightarrow$	11.2 ton	13.2 ton	100 %
Proporción reactivos y productos; ton-%rendimiento	16 ton	8.4 ton	$\rightarrow$	5.6 ton	6.6 ton	___ %
Proporción reactivos y productos; ton-%rendimiento	16 ton	8.4 ton	$\rightarrow$	5 ton	___ ton	___ %
Proporción reactivos y productos; ton-%rendimiento	16 ton	8.4 ton	$\rightarrow$	10 ton	___ ton	___ %

En atención a que, en general, las cantidades de reactivos y productos en la industria son grandes; en la resolución de estos problemas se han manejado múltiplos y submúltiplos de las cantidades expresadas en mol y en gramos.

### Cálculos mediante el método del factor

Los ejercicios anteriores son sencillos porque se utilizaron valores que son múltiplos o submúltiplos de los datos proporcionados. Pero cuando no sucede esto, se puede hacer uso de la proporción por cada unidad de la sustancia de referencia.

Este método se basa en:

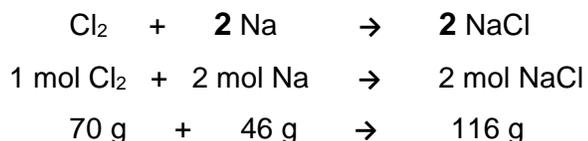
- Utilizar la proporción de la ecuación balanceada que relacione el dato disponible y el buscado. En la proporción de la ecuación balanceada planteamos la proporción entre el reactivo o producto que se busca y el reactivo o producto del que tenemos un dato.
- Indicamos la división cuyo resultado indique la cantidad de lo buscado por unidad del dato.
- Verificar que este factor es el adecuado para eliminar las unidades no requeridas, pero que proporcione las unidades buscadas.
- Verificar que al multiplicar la sustancia de referencia por el factor permanezca la unidad de la sustancia buscada y se eliminen las unidades de la sustancia no buscada.

**Ejemplo 1.** Calcular la cantidad en gramos de Na, que se requiere para producir 21.6 gramos de NaCl.

¿Que se busca? gramos de Na

Datos:

- deben producirse 21.6 gramos de NaCl
- la ecuación de la producción de NaCl a partir de Na y Cl<sub>2</sub>



Para este ejercicio interesa la proporción en gramos y no en mol

- planteamiento de la proporción que relaciona las cantidades correspondientes

$$\frac{46 \text{ gramos de Na}}{116 \text{ gramos de NaCl}} = \frac{0.3965 \text{ gramos de Na}}{1 \text{ gramo de NaCl}}$$

Obsérvese que el resultado de esta división es la cantidad de Na necesaria para obtener 1 gramo de NaCl. Por lo cual, si se multiplica por los 21.6 g de NaCl, se tendrá la respuesta buscada.

- el dato debe multiplicarse por esta proporción de tal modo que se eliminen los gramos de NaCl y queden los gramos de Na que buscamos.

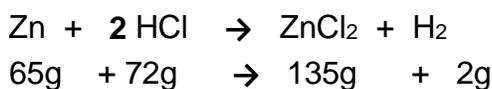
$$\frac{46 \text{ g de Na}}{116 \text{ g de NaCl}} \times 21.6 \text{ g NaCl} = 8.6 \text{ g Na}$$

**Ejemplo 2.** ¿Qué cantidad en gramos de ZnCl<sub>2</sub> se forma al reaccionar 17.6 g de Zn?

¿Que se busca? **se busca la masa del ZnCl<sub>2</sub>**

Datos:

- 17.6g de Zn que reaccionan con HCl
- la ecuación que representa esta reacción de formación del ZnCl<sub>2</sub>, y las proporciones que ayudan a resolver el problema son las expresadas en gramos:



- la relación que interesa es la que existe entre g ZnCl<sub>2</sub> / g Zn. El resultado de la división es la cantidad de ZnCl<sub>2</sub> producidos por cada gramo de Zn, de acuerdo con las proporciones de la ecuación balanceada.

$$\frac{135 \text{ gramos de ZnCl}_2}{65 \text{ gramos de Zn}} = \frac{2.076 \text{ g de ZnCl}_2}{1 \text{ gramo de Zn}}$$

- para verificar. El dato, 17.6 g Zn debe multiplicarse por un factor que permita eliminar los gramos de Zn y proporcione los gramos de ZnCl<sub>2</sub> que se buscan.

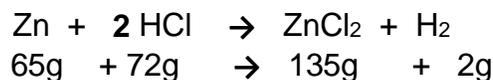
$$\frac{135 \text{ gramos de ZnCl}_2}{65 \text{ gramos de Zn}} \times 17.6 \text{ g Zn} = 36.5 \text{ g ZnCl}_2$$

Obsérvese que los g Zn se eliminan, porque se encuentran tanto en el numerador como en el denominador.

### Ejemplo 3

¿Cuántos gramos de Zn se requieren para producir 72.4 g de ZnCl<sub>2</sub>?

- **¿Que se busca?:** gramos de Zn
- **Datos:** Para producir 72.4 g de ZnCl<sub>2</sub>
- La ecuación que representa esta reacción de formación del ZnCl<sub>2</sub>, y las proporciones que ayudan a resolver el problema expresadas en gramos son:



La relación que interesa es la que existe entre g Zn/g ZnCl<sub>2</sub>. Y debe usarse de tal modo que ayude a obtener los gramos de Zn que se buscan.

$$\frac{65 \text{ gramos de Zn}}{135 \text{ gramos de ZnCl}_2} = \frac{0.4815 \text{ g de Zn}}{1 \text{ gramo de ZnCl}_2}$$

### Solución

El dato 72.4 g de  $ZnCl_2$  debe multiplicarse por la relación  $gZnCl_2/g Zn$ , colocada de tal forma que en la operación se eliminen las unidades  $gZnCl_2$  y permanezcan los gramos de Zn.

$$\frac{65 \text{ gramos de Zn}}{135 \text{ gramos de ZnCl}_2} \times 72.4 \text{ g Zn} = 38.86 \text{ g de Zn}$$

### Ejercicios

1. ¿Cuáles son las unidades que se obtienen al hacer la siguiente operación?

$$\frac{116g Cl \times 92g Na^\circ}{46g Na^\circ}$$

Respuesta \_\_\_\_\_

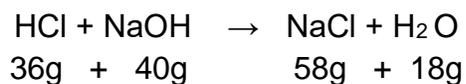
2. A partir de la reacción de obtención de la sal cloruro de magnesio,  $MgCl_2$



Y utilizando el método del factor resuelve las siguientes preguntas:

- a. ¿Cuántos gramos de la sal  $MgCl_2$  se forman al reaccionar 67.5 gramos de Mg?
- b. ¿Cuántos gramos de Mg se requieren para producir 120 gramos de  $MgCl_2$ ?
- c. ¿Cuántos gramos de HCl se requieren para reaccionar con 6.8 gramos de Mg?

3. Ejercicios basados en la reacción de obtención de NaCl de acuerdo con la ecuación balanceada:



- a) Si se desea obtener 9.2 gramos de cloruro de sodio, que cantidad en gramos de NaOH se necesita?

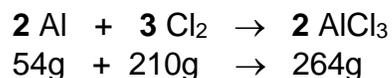
¿Que se busca? \_\_\_\_\_

¿Cuál es el dato que se tiene? \_\_\_\_\_

¿Cuál es la proporción que se relaciona con el problema? \_\_\_\_\_

Realiza la operación de multiplicar el dato por el factor apropiado para conservar en la operación los gramos de NaOH y eliminar los gramos de NaCl.

4. Ejercicios basados en la reacción de obtención de la sal cloruro de aluminio, de acuerdo con la siguiente ecuación balanceada:



- a. ¿Qué cantidad en gramos de la sal  $\text{AlCl}_3$  se produce en la reacción de 6.7gramos de aluminio?
- b. ¿Qué cantidad de aluminio en gramos, se requiere para producir 40.7 gramos de la sal  $\text{AlCl}_3$ ?
- c. ¿Qué cantidad de  $\text{Cl}_2$  se necesita para reaccionar con 12.2 gramos de Al en la producción de la sal  $\text{AlCl}_3$ ?

## Tema 4. ¿Por qué son importantes los metales?

### Aprendizaje

**A10. (C, H)** Diseña un experimento para observar algunas de las propiedades físicas de los metales, y explica algunas de ellas, a partir del modelo de enlace metálico. **(N3)**

### Contenidos

#### Importancia de los metales:

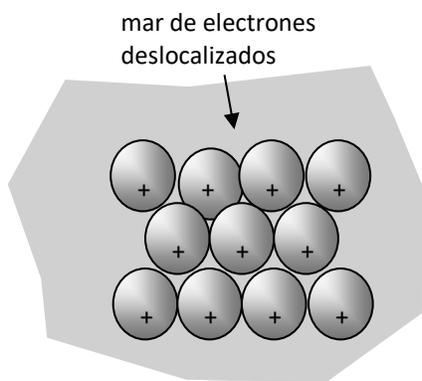
Propiedades físicas de los metales. (N2)

Relación: Estructura–propiedades– usos.

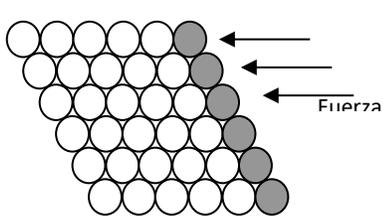
Enlace metálico. (N3)

### Relación; propiedades- estructura de los metales

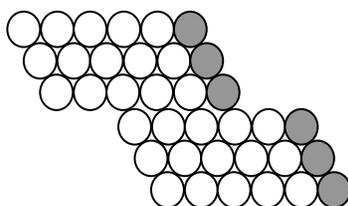
Los metales son materiales cristalinos, generalmente duros y brillantes, cambian de forma sin romperse (dúctiles y maleables), en general son resistentes a la tensión y compresión. Están constituidos por átomos que se acomodan en capas una sobre otra.



Cada átomo aporta algunos de sus electrones a un conjunto que se desplaza alrededor de todos los átomos, se forma un mar de electrones que no pertenecen a alguno de los átomos en particular, por lo cual se les conoce como electrones deslocalizados que sostienen a los átomos unidos. Al fluir libremente, los electrones permiten el paso de electricidad y calor. El movimiento permanente de los electrones presenta una superficie capaz de reflejar los rayos de luz de manera uniforme provocando su brillo.



Placa metálica sometida a tensiones.



Capas desplazadas después de la aplicación de fuerzas.

Al golpear o someter a diversas tensiones al material metálico, las capas solo se acomodan, debido al libre desplazamiento de los electrones, como puede apreciarse en los esquemas.

1. Indica 3 hechos \_\_\_\_\_

2. Señala 3 inferencias \_\_\_\_\_

3. Si los metales son cristalinos ¿por qué no se rompen cuando se golpean?  
\_\_\_\_\_

4. ¿Cómo explican los químicos el brillo de los metales?  
\_\_\_\_\_

5. ¿Cómo se mantienen unidos los átomos en un material metálico?  
\_\_\_\_\_

6. Como se explica la maleabilidad de los metales  
\_\_\_\_\_

7. ¿Qué significa “electrones deslocalizados”?  
\_\_\_\_\_

8. ¿Qué sucede a la estructura del material metálico al ser golpeado?  
\_\_\_\_\_

9. ¿Cómo se mantienen unidos los átomos en un compuesto iónico en comparación con los átomos de un metal? \_\_\_\_\_

10. ¿Cómo se mantienen unidos los átomos en un compuesto covalente en comparación con los átomos de un metal? \_\_\_\_\_



**Pensamiento científico. Observaciones, hechos, inferencias,**

## comprobación de las hipótesis.

### Ejercicio. Después de analizar la información contesta las preguntas

Los químicos han observado que los metales como el cobre y el aluminio conducen la corriente eléctrica al conectarse a una fuente de electricidad y conducen el calor fácilmente ya que al calentarlos rápidamente elevan su temperatura, además no se calientan uniformemente sino que empieza a calentarse del extremo más próximo a la fuente de calor.

Estos hechos hicieron pensar a los investigadores que los iones positivos que forman la estructura de los metales forman una estructura fuertemente unida en la que los electrones se mueven a lo largo de los iones positivos de la estructura metálica y que este mismo movimiento es el responsable de la alta conductividad de los metales al aplicar calor, ya que los electrones al ser acelerados chocan con los iones metálicos estableciendo una especie de efecto dominó.

Con estas ideas, los científicos pueden afirmar que los metales son buenos conductores del calor y la electricidad. Un grupo de alumnos está interesado en probar que esta afirmación es cierta por lo que preparan un experimento.

1. ¿Cuáles son los hechos que llevaron a los científicos a proponer la existencia de electrones en movimiento? \_\_\_\_\_

De las siguientes afirmaciones escribe en la línea cuáles se refieren a hechos (H) y cuáles son inferencias (I)

2. Los electrones están en movimiento \_\_\_\_\_

3. El cobre y el aluminio conducen corriente eléctrica \_\_\_\_\_

4. El calor se transmite con facilidad en los metales \_\_\_\_\_

5. Los electrones chocan con los iones y éstos los impulsan para chocar con otros iones \_\_\_\_\_

6. ¿Cuál afirmación pretenden probar los alumnos? \_\_\_\_\_

7. ¿Qué harías tu para probar tal afirmación? \_\_\_\_\_

8. ¿Cuál es la hipótesis de los alumnos? \_\_\_\_\_

9. ¿Cuál es la generalización a la que llegarían los alumnos después de realizar el experimento? \_\_\_\_\_

10. ¿Describe el modelo teórico que desarrollaron los científicos? \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

## Tema 5. ¿Cuáles son los beneficios y consecuencias de la industria minero-metalúrgica?

### Aprendizaje

**A11. (H, A)** Elabora argumentos que justifican la necesidad que tiene la sociedad de regular las actividades mineras, al contrastar el impacto económico y ambiental de la explotación de minerales en algunas comunidades del país, a partir del análisis crítico de documentos que ubican las problemáticas relacionadas con el tema. (N3)

### Contenido

#### Beneficios y consecuencias de la actividad minero metalúrgica:

Impacto económico y ambiental de la producción de metales. (N3)

**Ejercicio (Valores y actitudes). Realiza la lectura siguiente**



### Pensamiento crítico.

#### ¿Es la minería en México base del desarrollo?

Debido al incremento del valor de los metales en este siglo los gobiernos del país desde el de Salinas a la fecha han facilitado las inversiones de empresas privadas, con diversas medidas, por ejemplo; modificación de leyes, las concesiones son de 50 años prorrogables a otros 50, en la explotación de una hectárea se cobra solo entre 5 y 222 pesos con lo que se incrementaría bienestar para los pueblos.



**Diversos estudios** (Fernández 2014; REMA, 2014), afirman que los conflictos relacionados con la minería se han incrementado alarmantemente en Latinoamérica y mayormente en México, la minería es “insustentable”, pues extrae recursos naturales no renovables, contamina los recursos acuíferos, destruye territorios y ecosistemas, divide las comunidades, desincentiva el sindicalismo y fomenta la corrupción. Al respecto, REMA (2017) rechaza más inversiones canadienses para enfrentar la política de D. Trump.

**Responde las preguntas siguientes.**

**1. ¿Que causó que las actividades mineras se incrementaran en el presente siglo?**

---

**2. Infiere el verdadero objetivo de modificar las leyes sobre las actividades mineras**

A) crear empleos bien pagados

- B) aumentar ganancias de las empresas
- C) beneficiar a las comunidades
- D) asegurar los derechos de ejidatarios

**3. ¿El objetivo que los gobiernos plantearon para justificar las privatizaciones fue?**

- A) incrementar el rendimiento de los procesos
- B) mejorar el entorno ambiental
- C) mejorar el bienestar de las comunidades
- D) reciclar el agua utilizada

**4. Los resultados de dos décadas de explotación minera son**

- A) mayor recaudación fiscal
- B) aumento del sindicalismo
- C) mejora de la biodiversidad
- D) incremento de conflictos comunitarios

**5. La evidencia que rechaza la hipótesis del gobierno es:**

- A) escasa recaudación fiscal
- B) inutilidad del sindicalismo
- C) aumento de conflictos
- D) aumento de contaminación a la biodiversidad

**6. La posición de la REMA es científica porque la evidencia demuestra que**

- A) hay incremento de problemas
- B) se beneficia a los comuneros
- C) aumenta la contaminación
- D) se beneficia el ecosistema

**g) ¿Qué propones para solucionar el problema? \_\_\_\_\_**

# Química III. Unidad 3.

## Control de los procesos industriales en la fabricación de productos estratégicos para el país

**Propósito:** Al finalizar la unidad el alumno: Comprenderá cómo la industria química controla con eficiencia los procesos de elaboración de productos estratégicos, a través del análisis de las actividades químicas industriales y del estudio de los conceptos de rapidez de reacción y equilibrio químico, para reconocer la importancia de los conocimientos químicos.

### Tema 1. ¿Cómo efectuar reacciones químicas con mayor rapidez y eficiencia?

#### Aprendizajes

##### El alumno:

**A1. (C, H, V)** Reconoce las dificultades de rendimiento de la reacción que tuvo en sus inicios la producción de amoníaco y otros productos estratégicos al analizar información y elaborar un proyecto relacionado con la industria de los fertilizantes.

**A2. (C, H)** Comprende que las reacciones se llevan a cabo con diferente rapidez, de acuerdo a la naturaleza de los reactivos y las condiciones de reacción, al experimentar o analizar información. **(N2)**

**A3. (C, H) Explica** con base en la Teoría de Colisiones, el efecto que tienen la superficie de contacto, el catalizador, la temperatura, la presión y la concentración sobre la rapidez de las reacciones químicas a partir de la elaboración de

#### Temática

##### Reacción química (N1)

Concepto de proceso químico.

## Reacción química.

Concepto de rapidez de reacción (N1).

### Factores que modifican la rapidez de reacción: (N2)

Naturaleza de los reactivos.

Temperatura.

Concentración.

Presión.

Superficie de contacto.

Catalizador.

### Teoría de Colisiones. (N2)

Energía de las colisiones entre las partículas



## Pensamiento crítico. Actitudes hacia la ciencia.

### Problemática en la obtención del amoníaco

#### Ejercicio 1. Después de analizar la información contesta las preguntas

Fritz *Haber* y sus controvertidas aportaciones en química. Al inicio de la primera guerra mundial, la flota británica bloqueó la importación hacia Alemania de guano y de nitratos desde Sudamérica, materiales básicos para la producción de alimentos y municiones, respectivamente. El químico Fritz Haber Premio Nobel logró sintetizar amoníaco a partir de hidrogeno y nitrógeno, el control de la reacción  $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$  le hizo acreedor al Premio Nobel de Química en 1918.



Image of Collection of National Media Museum/  
Wikimedia Commons

Los fertilizantes sintetizados a partir del amoníaco han permitido la producción de gran cantidad de alimentos, pero también es base en la síntesis de explosivos. Ambas aplicaciones del amoníaco son contribución de Haber a las fuerzas alemanas. A pesar de ser judío, Fritz Haber contribuyó a la causa nazi con otra arma química, el gas mostaza o cloro gaseoso, que mató a miles de soldados aliados. Haber pensó que primero estaba Alemania a la que consideró su patria. No obstante, fue finalmente deportado por los nazis.

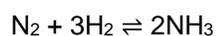
### Contesta las siguientes preguntas

1. ¿Cuál es la aportación de Haber a la humanidad? \_\_\_\_\_
2. ¿Cuáles son las materias primas para la producción de explosivos? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_
3. ¿Cuáles son las materias primas en la producción de amoníaco? \_\_\_\_\_
4. ¿Cuál es la sustancia que intoxicó a miles de soldados? \_\_\_\_\_
5. Escribe el proceso por el cual Haber ganó el premio Nobel \_\_\_\_\_



### Problemas para la disposición de las materias primas en el proceso Haber

Para obtener amoníaco se requiere de hidrógeno y nitrógeno como materias primas, de acuerdo con la ecuación:



El nitrógeno está presente en el aire en 78%, pero su estabilidad dificulta su utilización en las síntesis químicas, tal estabilidad se debe al triple enlace entre los átomos de nitrógeno. En forma natural, el nitrógeno gaseoso,  $N_2$ , es “fijado” al estado líquido al formar compuestos, mediante los rayos de las tormentas, y por las bacterias que se encuentran en las raíces de algunas plantas. El hidrógeno gaseoso por el contrario es demasiado reactivo y solo se encuentra combinado, principalmente formando agua o hidrocarburos, para obtenerlo se requiere gasto de energía para romper los enlaces que unen a estos compuestos.

**Conexión con ideas previas.** Hay que recordar, que “fijar” significa que una sustancia en forma de gas pasa a la fase líquida si forma sales u otro compuesto soluble. En este caso el nitrógeno gaseoso forma óxido, también gaseoso, el que junto con el agua se precipitan a tierra ya en forma de ácido.

Este proceso es natural, sin embargo, en la industria o laboratorio es complicado lograr que el nitrógeno forme compuestos, debido al triple enlace de su molécula.

**Representaciones de nitrógeno:**

$N_2$  simbólico

$N \equiv N$  simbólico con sus 3 enlaces

 nanoscópico

$H_2$  simbólico

$H-H$  simbólico con un enlace

 nanoscópico

El hidrógeno se obtiene del proceso llamado “gas de síntesis”, o como subproducto de la electrólisis del cloruro de sodio.

## Ejercicios

Después de analizar la lectura anterior contesta las siguientes preguntas.

**1. ¿Cuáles son las materias primas en el proceso de síntesis de amoníaco?**

- A) nitrógeno y aire
- B) hidrógeno y aire
- C) nitrógeno y amoníaco
- D) hidrógeno y nitrógeno

**2. La dificultad para aprovechar al hidrógeno como materia prima es la energía:**

- A) para separarlo del aire
- B) necesaria para que reaccione
- C) para obtenerlo de sus compuestos
- D) para separarlo de disoluciones acuosas

**3) La dificultad para aprovechar al nitrógeno como materia prima es la energía:**

- A) para separarlo del aire
- B) necesaria para que reaccione

- C) para obtenerlo de sus compuestos
- D) para separarlo de disoluciones acuosas

**4. La “fijación” del nitrógeno consiste en el proceso que permite:**

- A) formar compuestos nitrogenados solubles o sólidos
- B) romper los enlaces entre sus átomos
- C) separarlo de disoluciones acuosas
- D) separarlo del aire

**5. El hidrógeno gaseoso se puede obtener mediante el siguiente proceso:**

- A) enfriar y destilar aire
- B) emplear bacterias
- C) electrólisis de agua
- D) rayos de las tormentas

**Trabajo en equipo para presentar al final de la Unidad 3.**

**Actividad de integración.**

Forma un equipo de trabajo con tus compañeros (5 como máximo). Diseñen un proyecto para presentar al grupo, al finalizar el curso. El proyecto contendrá, el proceso industrial para fabricar un producto químico básico, elegir alguno de los productos del organizador que se encuentra en la Unidad 1. Señalar; materias primas, recursos naturales, proceso con las reacciones involucradas, su clasificación y representación ecuaciones químicas; condiciones de reacción. Como se controlan las reacciones para optimizar el rendimiento.

**¿Como se controla la rapidez y el equilibrio de las reacciones para aumentar el rendimiento de un proceso químico?**

### **A partir de la información contesta las preguntas**

El rendimiento de un proceso en la industria química depende de diferentes factores, uno de ellos es la pureza de los reactivos como se estudió en la Unidad 2. Aquí se tratarán dos factores que los químicos pueden controlar; la rapidez y el equilibrio (si la reacción es reversible). Ambos factores pueden ser manipulados mediante el control de las condiciones en las que suceden.

La rapidez es afectada por la concentración, la temperatura, la superficie de contacto, la presión en sistemas gaseosos y la presencia o ausencia de catalizadores y el equilibrio es afectado por las condiciones de temperatura, concentración, presión (en sistemas gaseosos). La manera en que las condiciones de reacción afectan la rapidez se explica, principalmente, mediante la teoría de colisiones, la energía de activación y la energía cinética. La forma en la que las condiciones afectan el equilibrio se explica mediante el Principio de Le Chatelier la teoría de colisiones y la estabilidad de los productos.

1. ¿Cuáles son los dos factores que afectan (químicamente) el rendimiento de una reacción?

\_\_\_\_\_

2. Enumera las condiciones que afectan la rapidez de reacción en un sistema gaseoso

\_\_\_\_\_

3. Enumera las condiciones que afectan el equilibrio de una reacción

\_\_\_\_\_

4. Cuales planteamientos teóricos explican la forma en la que las condiciones de la reacción afectan su rapidez

\_\_\_\_\_

### **Rapidez de las reacciones químicas**

### Concepto de rapidez de reacción

La rapidez de una reacción es la cantidad de producto que se forma en un periodo de tiempo, o a cantidad de reactivo que se consume en un tiempo dado. Una reacción es rápida si se forma una gran cantidad de producto en un tiempo establecido y una reacción es lenta si se forma poco producto en este mismo tiempo.

### Ejercicios

1. ¿Cuáles magnitudes se miden para determinar la rapidez de una reacción?  
\_\_\_\_\_
2. Si se dividen los gramos de un producto entre los minutos en el que se produjo, el resultado es.....
3. Si se dividen los kilos del reactivo que se consumió entre las horas en las que se duró este consumo, el resultado es.....

### Condiciones de la reacción que afectan su rapidez

La rapidez de una reacción depende de las condiciones en las que se lleve a efecto. La temperatura, la concentración de los reactivos, la presión (si la reacción sucede en estado gaseoso), presencia de catalizador en determinadas reacciones, superficie de contacto (si hay reactivos en estado sólido), son condiciones que afectan la rapidez de una reacción.

### Ejercicio.

Enumera los factores (condiciones) que afectan la rapidez de las reacciones



## Los procesos de la ciencia. Las descripciones y los factores que afectan la rapidez reacción

Se describe lo que se observa. Si los fenómenos que se observan siguen un patrón de comportamiento se formula como patrón de comportamiento y si la comunidad científica comprueba los **patrones** se proponen principios, **generalizaciones** que permiten hacer predicciones. Los fenómenos observados siempre están en el nivel macroscópico.

### Observaciones. Nivel macroscópico

Los siguientes planteamientos son **descripciones** de las **generalizaciones** que hicieron los químicos a partir de las **observaciones** en torno al comportamiento de las reacciones.

#### Los factores que afectan la rapidez de las reacciones químicas son:

1. **CONCENTRACIÓN.** La concentración de reactivos, generalmente, incrementa la rapidez de una reacción.

##### Ejemplo.

**La reacción para obtener hidrógeno a partir de un metal activo y ácido clorhídrico es más rápida si el ácido está concentrado.**

2. **PRESIÓN.** En general a mayor presión de los reactivos en estado gaseoso aumenta la rapidez de reacción.

##### Ejemplo.

La rapidez de la combustión de gal butano se incrementa si se encuentra a una presión elevada.

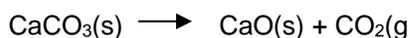
3. **TEMPERATURA.** En general, la temperatura de un sistema de reacción incrementa su rapidez.

##### Ejemplo.

La extracción de las sustancias que dan sabor al té de manzanilla es más rápida si se calienta la infusión.

4. **SUPERFICIE DE CONTACTO.** La forma en la que los reactivos se presenten. El tamaño de partícula de un reactivo sólido aumenta la rapidez de reacción.

En la reacción de descomposición del  $\text{CaCO}_3$  ocurre con mayor rapidez si la sal se pulveriza.



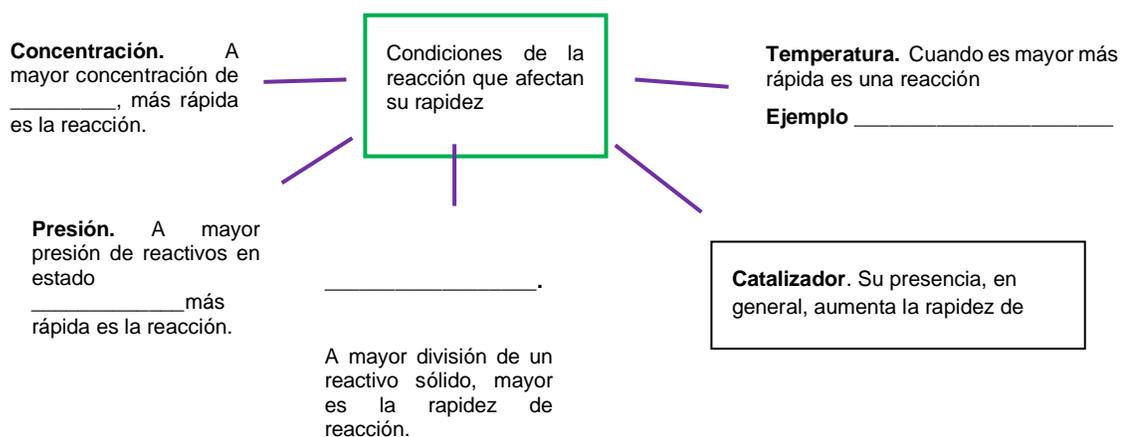
##### Ejemplo.

5. CATALIZADOR. La sola presencia de algunas sustancias, en determinadas reacciones, incrementan su rapidez.

### Ejemplo

La presencia de óxido de manganeso (polvo negro) incrementa la rapidez la descomposición de agua oxigenada.

**Ejercicio 1.** Completa los espacios en el siguiente diagrama.



### Ejercicio

**2. Indica si aumenta o disminuye la rapidez de una reacción al modificar los factores que la afectan**

2.1 Disminución de la presión en la combustión de metano \_\_\_\_\_

2.2 Menor tamaño de las partículas de celulosa al quemarlas \_\_\_\_\_

2.3 Disminución de temperatura en la cocción de verdura \_\_\_\_\_

2.4 Menor superficie del hierro al oxidarlo en forma de barra \_\_\_\_\_

2.5 Ausencia de óxido de manganeso en la descomposición de agua oxigenada \_\_\_\_\_



## Pensamiento científico. Práctica de la ciencia. Manejo de variables

### **Control de variables en el estudio de las condiciones que afectan la rapidez de una reacción.**

Si se estudia la rapidez de una reacción, se investiga cómo es afectada por los factores reseñados arriba. La concentración de reactivos, la temperatura del sistema de reacción, la presión del sistema si se trata de gases o el tamaño de las partículas si hay sólidos en el sistema o la presencia de un catalizador. Al estudiar cada factor, los demás factores deben ser controlados, es decir debe ser anulado cualquier efecto debido a factores que no se estudian, para que las afirmaciones derivadas de las observaciones sean confiables.

Si se va a estudiar, cómo la temperatura afecta la rapidez de la formación del producto, otros factores como la concentración de los reactivos, la presión y el tamaño de las partículas, o la presencia de un catalizador si es el caso, deben permanecer constantes. En este caso, la rapidez de la formación de los productos es la *variable dependiente*, la que se busca y la que se mide, temperatura es la *variable independiente* y la que se controla. Debe asegurarse que los demás factores, como la concentración de los reactivos, la superficie de contacto o la presión, si es el caso permanezcan sin cambio, es decir sean constantes.

### **Ejercicios.**

#### **Completa los siguientes enunciados.**

1. Para estudiar cómo el cambio de temperatura afecta la rapidez de una reacción, se determina el tiempo que tardan en formarse los productos en varios sistemas de reacción, un sistema a temperatura baja y otros sistemas a temperaturas mayores. De acuerdo con esto, Indica cual es la variable dependiente, cual es la variable independiente y cuales factores deben permanecer constantes.

VD \_\_\_\_\_

VI \_\_\_\_\_

Factores constantes \_\_\_\_\_

2. En la descomposición de agua oxigenada a temperatura ambiente, se tomó el tiempo en el que se forman agua y oxígeno en dos sistemas de reacción, en uno de los cuales el agua oxigenada estaba más concentrada que el otro.

a) La variable dependiente (VD), es \_\_\_\_\_

b) La variable independiente (VI) es \_\_\_\_\_

c) El factor constante es \_\_\_\_\_

**3. Indica la pregunta de investigación, la hipótesis, la variable dependiente y la variable independiente en los siguientes estudios.**

3.1 Se analiza la rapidez con la que reacciona un trozo de zinc con ácido clorhídrico, en comparación con la misma cantidad de zinc pero en polvo.

Pregunta de investigación \_\_\_\_\_

Variable dependiente \_\_\_\_\_

Variable independiente \_\_\_\_\_

3.2 Se estudia la rapidez con la que reacciona un trozo de zinc con ácido clorhídrico diluido en comparación con ácido clorhídrico concentrado.

Pregunta de investigación \_\_\_\_\_

Variable dependiente \_\_\_\_\_

Variable independiente \_\_\_\_\_

1.3 Se estudia la rapidez de la descomposición de agua oxigenada a 10<sup>0</sup> C a 20<sup>0</sup> C y a 35<sup>0</sup>C. se tomó el tiempo en el que se forman agua y oxígeno en dos sistemas de reacción, uno de los cuales estaba a mayor temperatura que el otro.



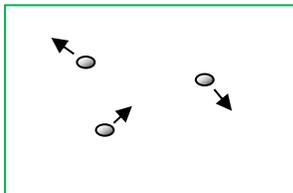
## Los procesos de la ciencia. Las explicaciones

### Teoría y modelos. Nivel de representación nanoscópica

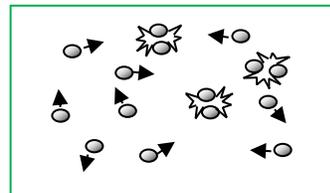
**Teorías y modelos que explican el efecto de las condiciones de una reacción en su rapidez**

**La concentración, temperatura y presión de reactivos. Teoría de colisiones y energía cinética**

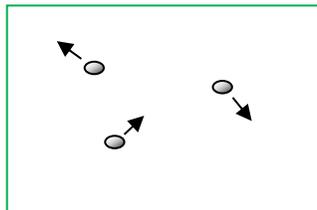
**Teoría de colisiones.** El efecto de estos factores en la rapidez de una reacción, puede explicarse con la teoría de colisiones. La idea básica de esta teoría sostiene que una reacción sucede cuando los reactivos *chocan* con un *mínimo de energía cinética*. Para que una reacción suceda deben ocurrir dos eventos; que haya una colisión entre los reactivos y que este choque se produzca con una energía mínima.



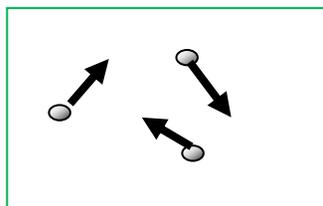
A igual temperatura  
menor concentración.  
Menos probabilidad de



A igual temperatura,  
mayor  
concentración, más  
choques



A igual concentración,  
menor temperatura, menor  
energía cinética, menor  
probabilidad de choque.



A igual concentración, mayor  
temperatura, mayor energía  
cinética, mayor probabilidad de  
choque.

## Ejercicio

### Responde las siguientes preguntas

Señala las dos condiciones que deben cumplirse para que una reacción suceda.

1. \_\_\_\_\_
2. \_\_\_\_\_

Explica, de acuerdo con la teoría de colisiones los siguientes fenómenos:

- a) A mayor temperatura mayor rapidez de reacción \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_
- b) \_\_\_\_\_
- c) A menor superficie de contacto (de reactivos sólidos) menor rapidez de reacción \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_
- d) A menor concentración de reactivos menor rapidez de reacción \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_
- e) A mayor presión (de reactivos gaseosos) mayor rapidez de reacción \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

## Tema 2. ¿De dónde procede la energía involucrada en una reacción?

**A4. (C, H)** Comprende el concepto de energía de activación y lo asocia con la función de un catalizador al analizar diagramas de energía de reacciones

**A5. (C, H)** Comprende que la energía involucrada en las reacciones químicas se relaciona con la ruptura y formación de enlaces, al analizar datos de energías de enlace.

**A6 (C, H)** Explica el carácter exotérmico y endotérmico de las reacciones, al interpretar diagramas de energía y construir argumentos para entender el comportamiento ante la energía de las sustancias en las reacciones químicas. **(N3)**

## Contenidos

### Energía y reacción química

Energía de activación.

## **Energía y enlace químico**

Energías de formación y ruptura de enlaces químicos.

Relación entre la energía de reacción y la ruptura o formación de enlaces en una reacción

## **Reacción química**

Reacciones exotérmicas y endotérmicas

## **Energía de activación.**

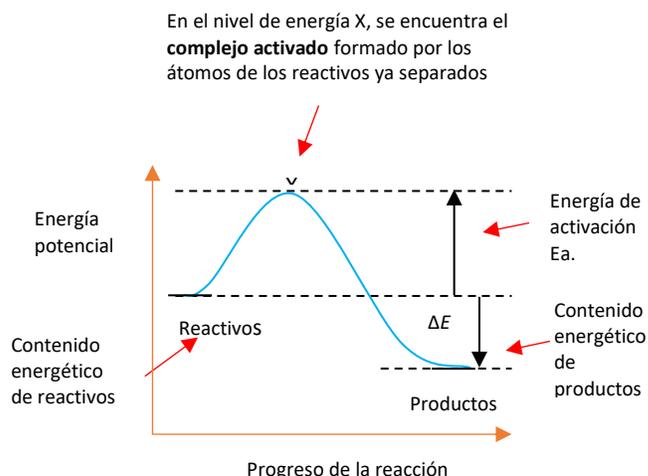
Las reacciones necesitan cierta cantidad de energía para que sucedan. Un pedazo de carbón puede permanecer por mucho tiempo sin combinarse con el oxígeno del aire, una mezcla de hidrógeno y oxígeno pueden permanecer sin reaccionar a menos que se introduzca una chispa inicial, entonces ambas reacciones sucederán con rapidez, ambas son ejemplo de combustiones. La energía que los reactivos necesitan para que la reacción ocurra se denomina energía de activación.

### **¿En qué se gasta la energía de activación?**

Cuando las partículas de los reactivos se aproximan y chocan, la energía cinética (energía de movimiento) se convierte en energía potencial (energía almacenada por el sistema). La energía potencial de los reactivos aumenta, sus enlaces se debilitan y rompen. Al romperse los enlaces de los reactivos, las partículas elementales que los constituyen quedan libres pero inestables por el contenido energético extra que adquieren.

Las partículas en libertad se denominan “complejo activado”. Estas partículas, altamente inestables, empiezan a formar los nuevos enlaces de los productos. En la gráfica, la energía de activación está en el punto X, el punto más alto de la trayectoria energética de los reactivos. Entre los reactivos y X, se produce un diferente arreglo de los átomos, primero se rompen enlaces y otros nuevos se empiezan a formar.

En general, los reactivos requieren energía para romper enlaces entre las partículas que los forman, con el fin de liberar estas partículas. Las partículas liberadas constituyen el “complejo activado” y la energía requerida es la “energía de activación”.



La energía de activación (en X) es =  $E_X - E.$  de reactivos.

La energía de reacción es  $\Delta E = E.$  reactivos – E. de productos.

En esta gráfica los productos tienen menor contenido de energía que los reactivos, la diferencia de energía se desprende de la reacción hacia las vecindades, se calientan los alrededores del sistema de reacción, se trata de una reacción exotérmica: los productos son más estables que los reactivos, sin embargo, el proceso requiere una cantidad de energía de activación.

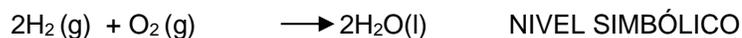
## Ejercicio

### Completa el párrafo

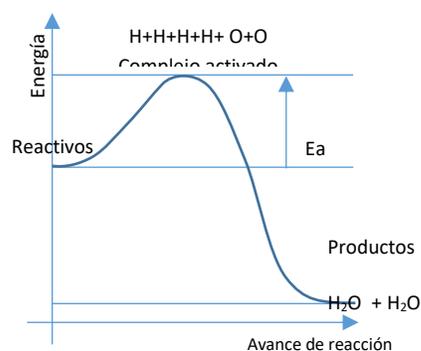
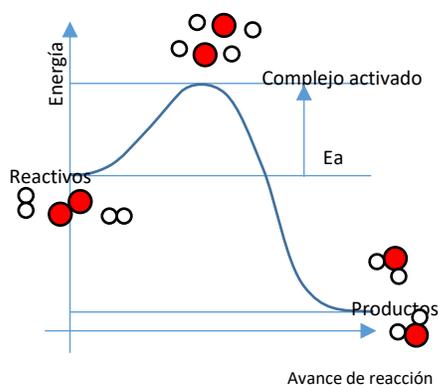
La energía de activación es la requerida por una reacción química para \_\_\_\_\_ .  
 La energía de activación es \_\_\_\_\_ entre la energía de los reactivos y el complejo activado.  
 En la gráfica anterior la energía de activación se localiza en el punto \_\_\_\_\_. El complejo activado X, está formado de \_\_\_\_\_. El complejo activado contiene \_\_\_\_\_ energía que los productos y sus partículas son \_\_\_\_\_ por lo que, de inmediato, forman los productos más estables.

## Ejemplo

Recordemos que la reacción de la síntesis del agua esta representada simbólicamente por la ecuación:



Esta ecuación nos informa que 2 moléculas de hidrógeno reaccionan con una molécula de oxígeno para producir 2 moléculas de agua. NIVEL NANOSCÓPICO



### Ejercicios

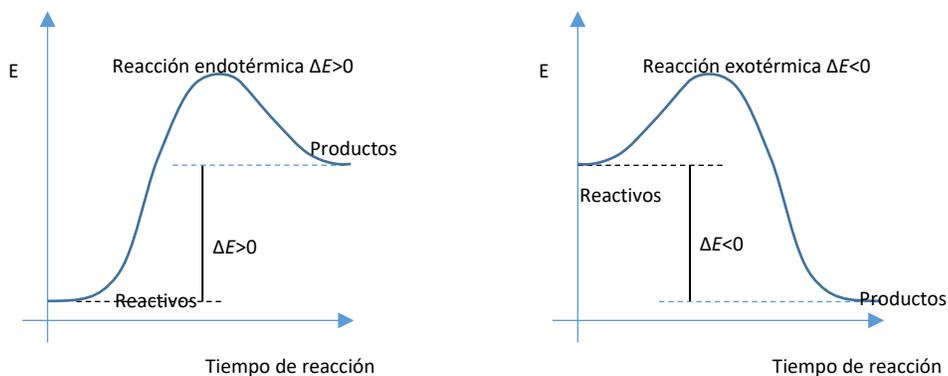
Después de analizar las gráficas que representan la síntesis de agua responde las preguntas:

1. ¿Cuáles son los reactivos y que tipo de partículas los forman? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_
2. ¿Cuántos átomos de cada elemento están presentes en los reactivos? \_\_\_\_  
\_\_\_\_\_
3. ¿Cuántos átomos de oxígeno se liberan al aumentar la energía? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_
4. ¿Cuántos átomos de hidrógeno se liberan al aumentar la energía? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_
5. ¿Cuántos enlaces se rompen para liberar los átomos de hidrógeno?
6. ¿Cuántos enlaces se rompen para liberar los átomos de oxígeno?
7. Escribe los símbolos de las partículas que forman el complejo activado \_\_\_\_  
\_\_\_\_\_
8. ¿Cuáles partículas tienen menor energía; ¿las de productos, reactivos o las del complejo activado? \_\_\_\_\_
9. ¿Cuáles partículas son más estables? \_\_\_\_\_
10. ¿Cuáles partículas son las más inestables? \_\_\_\_\_

### Energía. Las reacciones exotérmicas y las endotérmicas

La diferencia entre la energía de los reactivos y la energía de los productos es la energía de la reacción,  $\Delta E$ .

En la gráfica de la izquierda En la gráfica el contenido energético de los reactivos es mayor que la energía de los productos, la reacción produce energía por lo cual la reacción es **exotérmica**. Si la energía de los reactivos es menor a la energía de los productos, la reacción requiere suministro constante de energía, se trata de una reacción endotérmica.



En la **reacción endotérmica**, el contenido energético de los reactivos es menor que el de los productos.

$$\Delta E = E_p - E_r > 0, \text{ el valor es positivo ya que el la energía de } E_p \text{ mayor que } E_r.$$

Este resultado significa que el sistema absorbe la energía.

### Ejemplo de reacción endotérmica

Como se ha estudiado, en la electrólisis del agua, se suministra energía eléctrica para descomponerla en hidrógeno + oxígeno. El reactivo ( $H_2O$ ) contiene menor energía que el producto ( $H_2 + O_2$ ) por lo que la diferencia de energía es positiva, mayor que cero. El sistema absorbe energía.

La representación simbólica de la electrólisis es:



**En la reacción exotérmica**, el contenido energético de los reactivos es mayor que el de los productos.

$\Delta E = E_p - E_r < 0$ , el valor es negativo ya que la energía de  $E_p$  menor que  $E_r$

Este resultado significa que el sistema desprende energía. El producto tiene un contenido menor de energía y es más estable que el sistema de reactivos.

Observar que en la reacción exotérmica la diferencia de energía,  $\Delta E$ , es negativa, el sistema pierde energía. Las vecindades ganan esa energía por lo que, si se hace referencia a los alrededores, al ambiente, la diferencia de energías se suele representar con signo positivo.

### Ejemplo de reacción exotérmica

En la síntesis de agua, los reactivos son los gases  $H_2 + O_2$ , el contenido de energía de este sistema de reacción es mayor que el producto que es el agua. Por lo que la  $\Delta E$  es negativa, el sistema desprende energía, los alrededores se calientan.

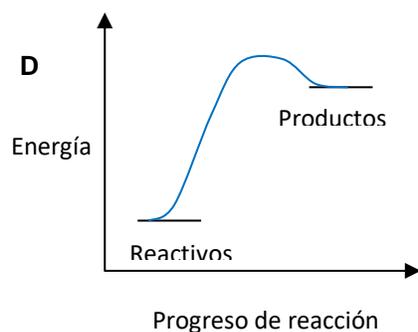
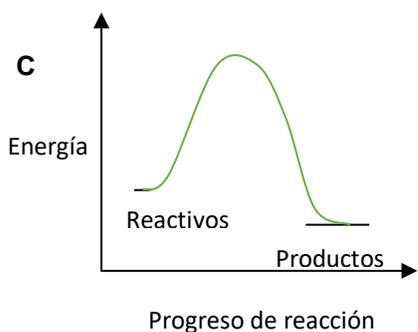
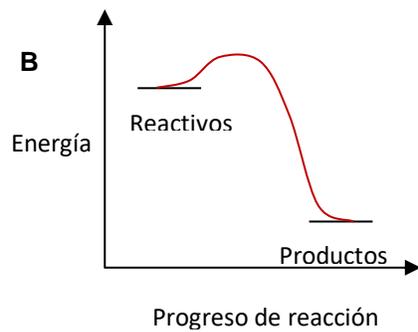
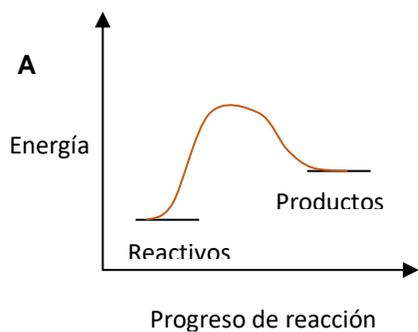


### Ejercicio

1. Coloca los reactivos y productos de la electrólisis y de la síntesis de agua en las dos gráficas anteriores.
2. En una reacción endotérmica ¿cuál sistema contiene mayor energía, los productos o los reactivos?, explica tu respuesta. \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_
3. Escribe en la representación simbólica el sistema que contiene mayor energía  
\_\_\_\_\_
4. Escribe en la representación simbólica el sistema que contiene menor energía  
\_\_\_\_\_
5. ¿Cuál es el signo (negativo o positivo) de la diferencia de energías si se hace referencia al sistema de reacción?
6. ¿Cuál es el signo de la diferencia de energías si se hace referencia al sistema de reacción?

### Ejercicio

Analiza los diagramas de energía de los casos, A-D, que representan cuatro diferentes reacciones y



**Ejercicio. Señala los diagramas de energía que correspondan a cada uno de los siguientes planteamientos:**

1. Representan reacciones endotérmicas \_\_\_\_\_
2. Representan reacciones exotérmicas \_\_\_\_\_
3. Muestra la mayor energía de activación \_\_\_\_\_
4. Muestra la menor energía de activación \_\_\_\_\_
5. Representa la reacción más exotérmica \_\_\_\_\_
6. Representa la reacción más endotérmica \_\_\_\_\_

**Relación: enlace- energía**

Como se estableció antes, muchas reacciones necesitan de energía inicial porque se tienen que romper enlaces entre las partículas de los reactivos, para que sea posible la formación de los productos. Algunas reacciones necesitan muy poca energía, y hay suficiente energía disponible en los alrededores a temperatura ambiente para que se lleven a cabo. La reacción de ácidos con bases es un ejemplo, con solo poner en contacto los reactivos estas reacciones suceden espontáneamente.

**El rompimiento de enlaces requiere energía, es un proceso endotérmico**

Otras reacciones, solo necesitan de calor inicial para llevarse a cabo, pero inmediatamente después estas reacciones desprenden energía. La quema de combustibles es un ejemplo, siempre requieren de una pequeña cantidad de energía para luego emitir gran cantidad de calor. Por ejemplo, utilizamos la flama de un fósforo para quemar metano, o gas licuado en la estufa. Una chispa también es necesaria para quemar gasolina en el motor de un carro. En todos estos casos se está proporcionando la energía necesaria para romper enlaces moleculares (con energía), pero una vez que se inicie la formación de nuevos enlaces (se desprende energía), parte de la energía producida alimenta los subsiguientes rompimientos de enlaces permitiendo que la reacción continúe.

### **Ejercicios**

1. ¿Para que requieren los combustibles de una fuente de energía inicial? \_\_\_\_

\_\_\_\_\_

2. ¿Cuál es una clase de reacciones que solo requieren de energía inicial la que el ambiente les puede proporcionar? \_\_\_\_\_

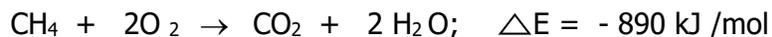
3. Da un ejemplo de reacción que proporciona mucha energía, pero antes necesita obtener una energía de activación \_\_\_\_\_

4. ¿En qué se gasta la energía inicial que se proporciona a un combustible? \_\_\_\_

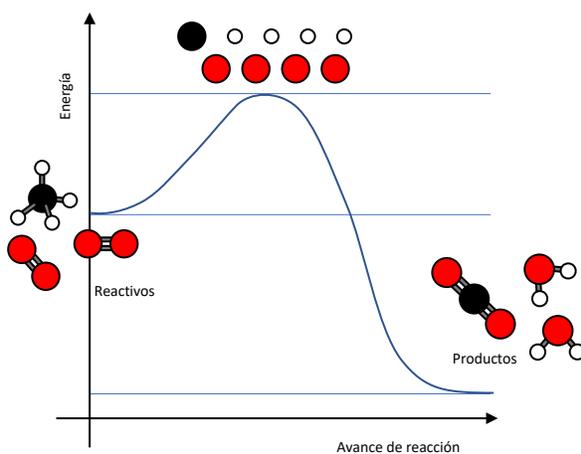
\_\_\_\_\_

### **Ejemplo de rompimiento y formación de enlaces en una reacción química**

La ecuación de la combustión del metano es la siguiente:



En esta reacción hay rompimiento y formación de enlaces. Para que la reacción suceda se deben romper 4 enlaces C – H del metano, y 2 enlaces O – O de las dos moléculas de oxígeno, estos rompimientos requieren energía. Una vez que se han roto los enlaces, los átomos libres pueden unirse en diferente forma; 2 C = O en el CO<sub>2</sub> y 4 enlaces O – H de las 2 moléculas de agua.



De acuerdo con la gráfica, la energía tomada durante la etapa de **rompimiento** de enlaces es menor que la energía desprendida durante la etapa de **formación** de enlaces, la reacción total es exotérmica.

Muchas reacciones exotérmicas necesitan un calentamiento inicial (energía de activación) debido a que al inicio las reacciones necesitan romper enlaces.

## Ejercicios

1. De acuerdo con el diagrama de la reacción de combustión del metano contesta las siguientes preguntas:

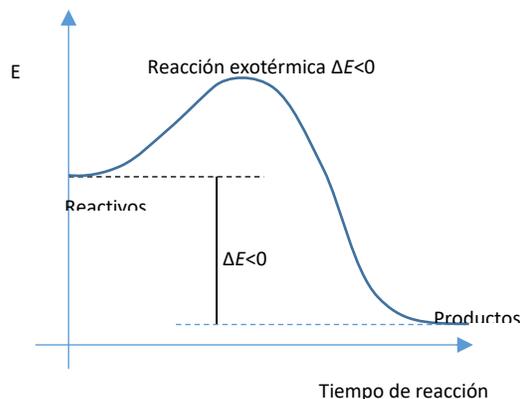
- 1.1 ¿Cuáles especies químicas (átomos moléculas o iones) contienen mayor energía?  
\_\_\_\_\_
- 1.2 ¿Cuáles especies químicas son las de menor contenido energético? \_\_\_\_\_
- 1.3 ¿Cuáles especies químicas son las más estables? \_\_\_\_\_
- 1.4 ¿Cuáles especies químicas son las menos estables? \_\_\_\_\_
- 1.5 ¿Para qué se requiere acercar un cerillo encendido al gas metano al iniciar su combustión? \_\_\_\_\_

No es necesario que todos los enlaces se rompan antes de que la reacción comience. Si así fuera, se tendrían que calentar los reactivos a muy altas temperaturas para hacerlas reaccionar. Una vez que uno o dos enlaces se han roto, nuevos enlaces pueden comenzar a formarse y esto, habitualmente genera la suficiente energía para mantener la reacción, como en la quema de combustibles. Muchas otras reacciones, requieren de un calentamiento continuo, como ocurre en las reacciones escasamente exotérmicas.

**La formación de enlaces es un proceso que libera energía, proceso exotérmico**

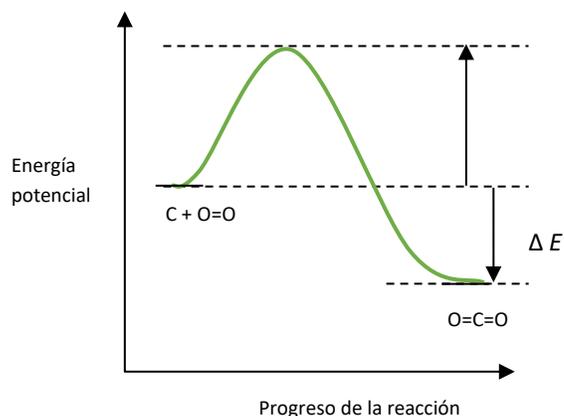
### Ejercicio

Considera la combustión del metano para colocar los símbolos y fórmulas de los reactivos, el complejo activado y los productos en la siguiente gráfica. Indica también la energía desprendida.



### Ejercicio

A partir de la gráfica que representa una reacción, infiere la ecuación y su carácter de endotérmico o exotérmico



Ecuación: \_\_\_\_\_

### Fortaleza de los enlaces y la energía de activación

La energía de activación depende de la fuerza de unión entre los átomos que forman la molécula del compuesto que participa como reactivo en una reacción. Los enlaces de los reactivos tienen que romperse para que la reacción suceda, si este enlace es muy fuerte se requiere más energía. La energía necesaria para romper un enlace de un mol de una sustancia se expresa, generalmente, en kilo Joules (kJ/mol), si el valor de la energía tiene signo negativo significa que el sistema de reacción proporciona esta energía a sus vecindades, proceso exotérmico. Si el valor de esta energía es positivo, debe suministrarse esta cantidad de energía al sistema para que se rompa el enlace de un mol de sustancia y se trata de una reacción endotérmica. En la siguiente tabla se observan los valores de la energía de algunos enlaces.

### Energía de algunos enlaces

Enlace	Energía de enlace kJ/mol
C - C	+347
C = C	+612
C $\equiv$ C	+838
C - H	+413
O - H	+464
C - O	+358
C = O	+805
O = O	+498
N $\equiv$ N	+945

a) ¿Cuál enlace necesita mayor energía para romperse?

\_\_\_\_\_

b) ¿Cuál enlace requiere menor energía para romperse?

\_\_\_\_\_

c) **Predice**

¿Cuál reacción tendría mayor energía de activación?

La reacción en la que el reactivo sea N<sub>2</sub> o una reacción en la que el reactivo sea O<sub>2</sub> \_\_\_\_\_

d) Un proceso que involucra el rompimiento de uno de estos enlaces usa un catalizador. Indica el enlace que requiere en mayor medida de un catalizador para romperse \_\_\_\_\_

## Los catalizadores y la energía de enlace

La energía de activación puede reducirse con el uso de catalizadores. Los catalizadores generalmente son sustancias que disminuyen la energía necesaria para romper los enlaces de los reactivos en el sistema de reacción. Los catalizadores son sustancias que facilitan las colisiones efectivas entre los reactivos, pero no reaccionan con ellos, no intervienen en la reacción ni como reactivos ni como productos.

Muchos catalizadores son sólidos que presentan una gran superficie de contacto a la que se acercan los reactivos. Al contacto con la superficie del catalizador, los enlaces de los reactivos se debilitan por lo que se requiere menor energía para que se rompan y se forme el complejo activado. En el rendimiento de una reacción es muy importante bajar la energía necesaria para los procesos.

### Ejercicios

1. ¿Cuál es el papel de los catalizadores en una reacción? \_\_\_\_\_

---

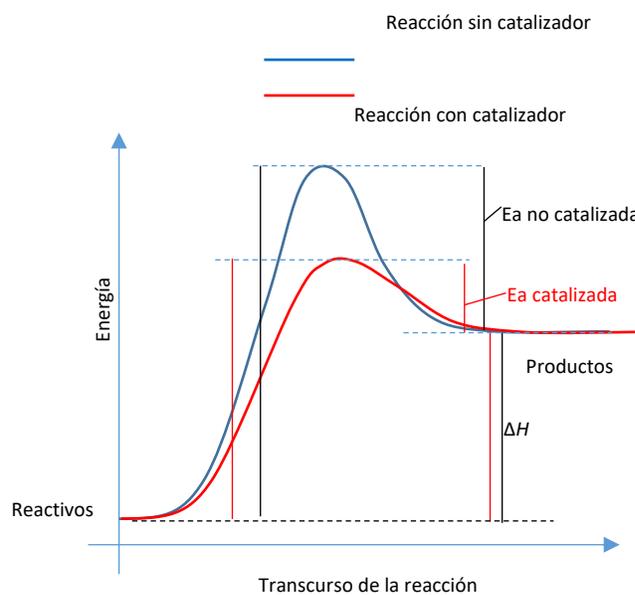
2. ¿Cuál es el mecanismo de algunos catalizadores sólidos? \_\_\_\_\_

---

3. ¿Qué relación tiene un catalizador con el rendimiento de un proceso industrial? \_\_\_\_\_

---

En el siguiente diagrama se muestra la trayectoria de una misma reacción. La curva roja es la de la reacción catalizada, la curva azul representa la reacción sin catalizador.



***En este texto no se hace diferencia entre E y H***

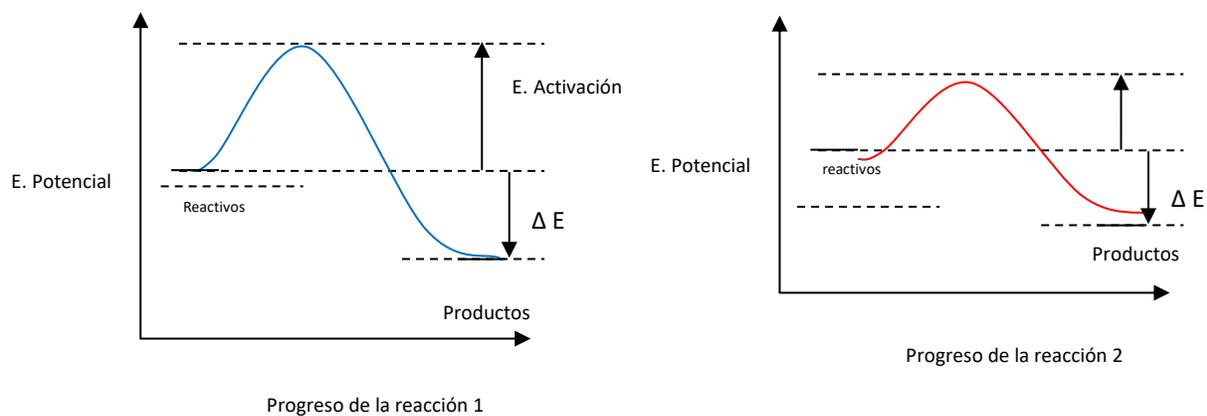
4. Que demuestra esta gráfica. \_\_\_\_\_

---

5. ¿Cuál es mayor, la energía de activación de la reacción catalizada o la energía de activación de la reacción no catalizada?

**Ejercicio**

Las gráficas representan una misma reacción, pero realizada en diferentes condiciones.



1. Indica cuál de las dos gráficas se refiere al proceso catalizado, explica la respuesta.

\_\_\_\_\_

2. Compara la energía de reacción en las dos condiciones \_\_\_\_\_

3. Compara la energía de activación en las dos condiciones \_\_\_\_\_

4. Señala la energía de reactivos en la grafica de la página anterior

**Tema 3. ¿En todas las reacciones se consumen completamente los reactivos?**

## Aprendizajes

**A7. (C, H)** Comprende la reversibilidad de las reacciones al realizar mediciones de  $pH$  en ácidos fuertes y débiles, al asociar la fuerza del ácido con valores de concentración de iones hidrógeno y con valores de la constante de equilibrio. **(N2)**

**A8. (C, H) Comprende el equilibrio químico al** identificar su evidencia en un experimento en el que se demuestra que la concentración de iones hidrógeno ( $pH$ ) permanece, en una disolución mientras no se agregue ácido o base

**A9. (C, H)** Predice hacia donde se desplaza el equilibrio, con ayuda del principio *Le Chatelier*, al analizar cambios en variables, como la presión, la temperatura o la concentración, de algunas reacciones químicas. **(N3)**

### Contenido

#### Equilibrio químico (N2)

Reacciones reversibles.

Reversibilidad en reacciones ácido–base.

Características de las reacciones reversibles.

Modelo de Bronsted–Lowry. **(N3)**

El  $pH$  como medida de la concentración de iones  $[H^+]$ . **(N2)**

Constante de acidez,  $K_a$  (Constante de equilibrio de ácidos). **(N1)**

#### Reacción química:

Concepto de equilibrio químico.

Representación del equilibrio con el modelo de Bronsted–Lowry

#### Equilibrio químico (N3):

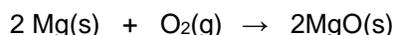
Factores que afectan el estado de equilibrio de una reacción: concentración, presión y temperatura.

Características de equilibrio químico

## Reversibilidad de las reacciones químicas

## Reacciones *irreversibles* y reacciones *reversibles*

Las *reacciones irreversibles* son las que se realizan solo en el sentido de la formación de los productos. A estas reacciones se les llama también, *reacciones estequiométricas* porque si reacciona una cantidad proporcional de reactivos, estos reaccionan en su totalidad formando productos. Un ejemplo de reacción irreversible es la combustión del magnesio.

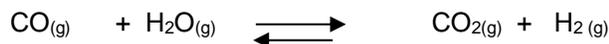


En la ecuación que representa esta reacción *irreversible*, la flecha hacia la derecha indica que el cambio solamente se realiza hacia la dirección de los productos. En el sistema de reacción *irreversible*, solo hay reactivos, antes de iniciar la reacción y solo hay productos al finalizar la reacción.

En una reacción reversible sólo una parte los reactivos forma productos. Cuando se forman los productos, estos reaccionan para formar nuevamente los reactivos. En el sistema de reacción hay reactivos y productos al finalizar la reacción. La reacción sucede en ambos sentidos, es decir; los reactivos forman productos, pero los productos pueden interaccionar para formar de nueva cuenta los reactivos. Un ejemplo de reacción reversible es la del dióxido de carbono y agua para formar ácido carbónico, un ácido débil.



En una reacción *reversible* sólo una parte los reactivos forma productos. Cuando se forman los productos, estos reaccionan para formar los reactivos. En el sistema de reacción hay reactivos y productos al finalizar la reacción. La reacción sucede en ambos sentidos, es decir; los reactivos forman productos, pero los productos pueden interaccionar para formar de nueva cuenta los reactivos. Un ejemplo de reacción *reversible* es la producción de hidrógeno a partir de monóxido de carbono y agua en estado gaseoso, la que se representa mediante la ecuación.



Debemos recordar que la producción de hidrógeno se utiliza vapor de agua y CO, mezcla conocida como gas de síntesis.

En la ecuación que representa esta reacción reversible se indica la doble posibilidad; la formación de productos y la formación de reactivos.

Un ejemplo de reacción *irreversible* es la ionización de un **ácido fuerte** en agua y un ejemplo de reacción *reversible* es la ionización de un ácido débil en agua. Un ejemplo de **ácido fuerte** es el cloruro de hidrógeno, el que en agua se transforma totalmente en iones cloruro,  $\text{Cl}^-$ , y en iones hidrógeno  $\text{H}^+$ . Una vez formados, estos iones no retornan a la formación de moléculas de HCl.



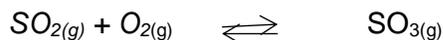
En esta ecuación los reactivos a la izquierda de la flecha existen antes de la reacción. Solo los productos existen después de la reacción. La flecha indica la dirección de la reacción hacia la derecha, hacia la formación de productos.

Otras reacciones reversibles:

La producción de amoníaco es una reacción reversible en fase gaseosa



Reacción importante en la producción de ácido sulfúrico es también reversible

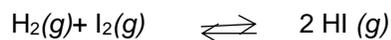


La ionización del fosfato de zinc en agua (destilada)



Recuérdese la baja solubilidad de los fosfatos (de Química 2)

La formación de yoduro de hidrógeno es común en la demostración de la reversibilidad y el equilibrio en los libros de texto debido a que los vapores de yodo son de color violeta haciendo evidente su presencia.



## Ejercicios

Indica si se trata de una reacción reversible o irreversible:

- a) Ionización de ácido cítrico, un ácido débil \_\_\_\_\_
- b) Ionización del ácido nítrico, un ácido fuerte \_\_\_\_\_
- c)  $\text{CaCO}_{3(s)} \leftrightarrow \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$ ; \_\_\_\_\_
- d)  $2 \text{NO}_{2(g)} \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_{4(g)}$  \_\_\_\_\_
- e) Se ha observado que en la reacción;  **$\text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$  para formar  $\text{SO}_{3(g)}$** , siempre están presentes los dos óxidos de azufre en el sistema de reacción, sin importar la proporción en que se encuentren. \_\_\_\_\_

## La cuantificación y la teoría para explicar la reversibilidad

Un ejemplo notable de reacción reversible es la reacción del ácido acético glacial ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ , concentrado) y agua, se producen iones hidrógeno,  $\text{H}^+$  (más apropiadamente iones hidronio,  $\text{H}_3\text{O}^+$ ) y se producen también iones acetato, de fórmula  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  pero en poca cantidad, la mayor parte del  $\text{CH}_3\text{COOH}$  está presente en forma de moléculas. Esto se debe a que a medida que se forman los productos estos interaccionan para formar los reactivos.

En el sistema están presentes el ácido acético en forma de moléculas, de fórmula  $\text{CH}_3\text{COOH}$  y también los reactivos que son los iones acetato y el ión hidronio. Es decir, se trata de una reacción reversible, tanto reactivos como productos se encuentran en la mezcla de reacción. Por el contrario, si esta fuera una reacción irreversible, solo estarán presentes los productos al final de la reacción.



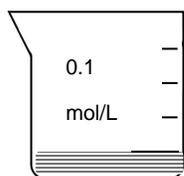
Esta ecuación la doble flecha indica que los productos pueden interaccionar para formar nuevamente reactivos, por lo que en el sistema existen tanto reactivos como productos.



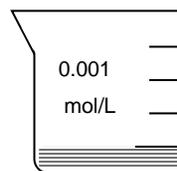
### LA PRACTICA DE LA CIENCIA. La cuantificación como evidencia.

Los químicos deben demostrar los planteamientos que hacen y muchas veces recurren a formalizar sus afirmaciones con datos cuantitativos, la matemática proporciona evidencias contundentes a los conocimientos científicos.

Para demostrar que la ionización del ácido acético en agua es una reacción reversible y la ionización del ácido clorhídrico es una reacción irreversible, midieron el pH de las disoluciones de los dos ácidos con la misma concentración de ácido.



I. Disolución 0.1 molar de HCl



II. Disolución 0.1 molar de



Encontraron los siguientes datos

Acido	Concentración del ácido en la disolución al inicio	pH	Concentración de iones hidrógeno
I. HCl	HCl 0.1 mol/L	1	0.1 mol/L $[\text{H}^{1+}]$
II. $\text{CH}_3\text{COOH}$	$\text{CH}_3\text{COOH}$ 0.1 mol/L	3	0.001 mol/L $\text{H}^{1+}$

#### Ejercicios

¿Cuáles son las conclusiones a las que se llegó en este experimento?

---



## CONEXIÓN CON LA NATURALEZA DE LA CIENCIA Y LOS PROCESOS DE LA CIENCIA. LAS EXPLICACIONES

Al confirmar que la concentración de iones hidrógeno es menor en la disolución de ácido acético, que en la del ácido clorhídrico con la misma concentración, los químicos propusieron la siguiente explicación:

Naturaleza de la ciencia. Ante la nueva evidencia, los científicos modifican o cambian los principios, modelos o teorías existentes.

Ya que las partículas tienen movimiento constante (teoría cinética) en el sistema de reacción interaccionan todas las especies, constantemente chocan (teoría de colisiones), si estos choques forman una sustancia estable no hay reversibilidad, si se forma una sustancia inestable se favorece la formación de reactivos y existe reversibilidad.

La mente del científico explica las observaciones mediante los conceptos, modelos o teorías.

1. ¿Cuáles hechos condujeron a los químicos a reconsiderar la reacción química como la que sucede solo hacia la formación de productos?

\_\_\_\_\_

2. ¿Cuál fue el nuevo conocimiento que modificó al anterior, sobre la reacción química?

\_\_\_\_\_

3. ¿En cuáles aspectos se modificó la concepción de reacción química anterior?

\_\_\_\_\_

4. ¿Qué indica la presencia de menos cantidad de iones en la disolución de un ácido débil que en la misma cantidad de moléculas de un ácido fuerte?

\_\_\_\_\_

5. ¿Cuáles teorías explican la reversibilidad? \_\_\_\_\_

6. ¿cuál característica de los productos explica la reversibilidad?

\_\_\_\_\_

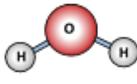
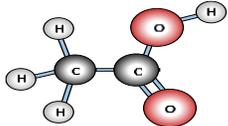
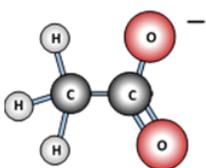


## UN PASO MÁS

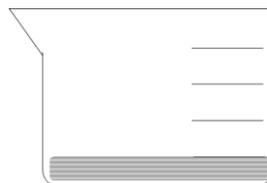
### Explicación de los resultados del experimento mediante modelos de las partículas en las disoluciones. Nivel nanoscópico

Representar los dos casos del experimento en el nivel submicroscópico; el del ácido clorhídrico y el del ácido acético en las respectivas disoluciones, se propone dibujar modelos de las especies que se encuentran en el vaso con la disolución de ácido clorhídrico, y en el vaso con la disolución ácido acético.

Se proporciona la tabla con los modelos de las partículas necesarias, el alumno únicamente elige los que sean adecuados a cada caso.

<b>Partícula</b>						
<b>NOMBRE</b>	Ion Hidrógeno	Ion cloruro	Molécula de ácido acético	Molécula de agua	Molécula de ácido acético	Ion acetato
<b>Símbolo</b>	H <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>	HCl	H <sub>2</sub> O	CH <sub>3</sub> COOH	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>

**Actividad: Dibuja en los vasos, las partículas que se encuentran en una disolución de ácido clorhídrico y las que se encuentran en una disolución de ácido acético.**



Disolución 1 M de HCl

En el sistema (vaso), solo estarán presentes los productos al final de la reacción además de las moléculas de agua.



Disolución 1 M de  
 $\text{CH}_3\text{COOH}$

En el sistema (vaso), están presentes el ácido acético en forma de moléculas, de fórmula  $\text{CH}_3\text{COOH}$  y también los reactivos que son los iones acetato y el ión hidronio, además de las moléculas de agua. Es decir, se trata de una reacción reversible, tanto reactivos como productos se encuentran en la mezcla de reacción.



## Ejercicios

### 1. Analiza la tabla y completa los espacios vacíos (redondea los valores de pH)

Acido	Concentración de la disolución	pH	Concentración aprox. iones $\text{H}^+$	A. Fuerte/débil
HCl	0.1 M	1.0		
$\text{CH}_3\text{COOH}$	0.1 M	2.8	Cercano a $10^{-3}$ (0.001)	
HF	0.1 M	2.1		
HCOOH	0.1 M	2.3		
$\text{HNO}_3$	0.1 M	1.0	$10^{-1}$ (0.1)	
HCN	0.1 M	5.1		
$\text{H}_2\text{O}$	0.1 M	7.0		

2. ¿Cuáles ácidos mono protónicos (con un solo átomo de H en su fórmula) producen igual concentración de iones que la concentración del ácido que se pone en agua?

\_\_\_\_\_

3. ¿Cuáles ácidos producen una concentración diferente de iones que la concentración del ácido que se pone en agua?



## Equilibrio químico. Construcción del concepto

En el lenguaje cotidiano el término “equilibrio”, generalmente, significa una situación en la que nada parece cambiar. Un ejemplo común es un sube y baja, en el que están sentadas dos personas que tienen la misma masa, la idea que nos formamos se refiere a un estado de balance, solo se moverá si una de las dos personas introduce una fuerza extra.

En química, un estado de equilibrio en un cambio físico o químico tiene una característica especial, esta situación de balance es “dinámico” al que llamamos “equilibrio dinámico”, recordemos que los cambios que observamos son resultado del comportamiento de las partículas de las sustancias que interaccionan y las que siempre están en movimiento.

Un sistema químico en **equilibrio dinámico** es similar a los cambios que realiza un malabarista con un número de bolos puestas en movimientos hacia arriba y abajo. En apariencia no hay cambio neto, la velocidad con la que los bolos que suben es la misma con la que bajan. Aunque hay movimiento constante la velocidad de los que suben es igual a los que bajan. De manera similar la **cantidad** de reactivos y productos que participan en una reacción química en equilibrio no cambia, pero hay una constante transformación de productos a reactivos y viceversa.



Una vez comprendido el concepto de reversibilidad y haber desarrollado la idea del constante movimiento de las partículas submicroscópicas, la comprensión de equilibrio químico se facilita.

### Conexión con conocimientos previos.

Recordar que la idea del movimiento de las partículas se viene desarrollando desde muy temprano en Química I

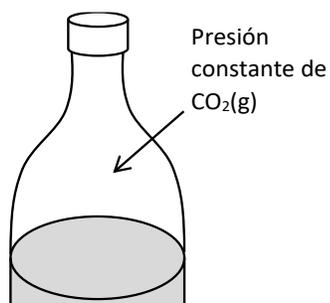
De los diversos puntos de vista con los que se suele definir al equilibrio, el que da una visión más clara del concepto, es el referido a la permanencia de las condiciones en un sistema. Un

sistema de reacción reversible alcanza el equilibrio cuando permanecen, no hay cambios; las concentraciones de reactivos y productos, la temperatura y la presión en el sistema. La concentración de reactivos y productos que participan en una reacción química en equilibrio no cambia, pero hay una constante transformación de productos a reactivos y viceversa, hay dinamismo. Antes de alcanzar el equilibrio la cantidad de productos y reactivos es cambiante. Cuando la cantidad de reactivo y productos permanece igual con el paso del tiempo; se puede afirmar que la reacción ha alcanzado el equilibrio.

**Ejercicio. Contesta las siguientes preguntas.**

- a) ¿Cuándo una reacción reversible alcanza el equilibrio químico? \_\_\_\_\_
- b) Explica por qué el equilibrio químico es dinámico. \_\_\_\_\_

**El Agua carbonatada en una botella cerrada como ejemplo de equilibrio dinámico.**



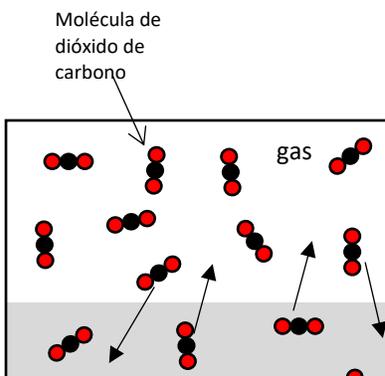
En la figura se observa (nivel macroscópico), una botella cerrada que contiene agua gasificada. Agua a la que se inyectó bióxido de carbono gaseoso. Si se considera solo esta mezcla dentro de la botella cerrada, entonces nada entra o sale, por lo que hablamos de un *sistema cerrado*. Mientras la botella se mantenga cerrada, no se percibe cambio alguno, aparentemente permanece estático este sistema.

Ejercicios:

1. ¿A qué se debe que la botella de agua gasificada, se considere sistema cerrado?
- 

2. ¿Por qué la observación de la botella se considera representación macroscópica de la materia?
- 

**Visión nanoscópica (de las partículas) del sistema agua gasificada.**



En el sistema existen moléculas de  $\text{CO}_2(\text{g})$  encima del líquido, que se mueven azarosamente, por lo que pueden entrar al líquido y moléculas disueltas  $\text{CO}_2(\text{l})$  en movimiento también, que pueden salir del líquido y pasar al estado gaseoso. Se ha determinado que, a una presión y temperatura constantes, la cantidad de  $\text{CO}_2$  gaseoso y  $\text{CO}_2$  líquido no cambia. Se infiere que el número de moléculas de bióxido de carbono que entra y el número que sale del líquido es el mismo, mientras las condiciones de presión y temperatura permanezcan.

### Ejercicios:

1. Explica el carácter dinámico del equilibrio en la disolución del  $\text{CO}_2$  en agua.

---

2. Indica por qué, la representación nanoscópica explica el carácter dinámico y no es posible inferir este carácter a partir de la visión macroscópica de la disolución del  $\text{CO}_2$  en agua.

---

### Representación simbólica de la disolución de $\text{CO}_2$ en agua.

La ecuación:  $\text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{ac})$ , indica:

- que no se forma una sustancia, se trata de una reacción física no es reacción química, el  $\text{CO}_2$  solo cambia de estado de agregación, pasa de  $\text{CO}_2$  gas a  $\text{CO}_2$  líquido, al disolverse en agua. El símbolo (ac) indica “acuoso”.
- el símbolo  $\rightleftharpoons$  indica que la reacción es reversible. Hay moléculas de  $\text{CO}_2(\text{g})$  como reactivos, por lo que se representan en el lado izquierdo de la ecuación. Al disolverse en agua, cambian a líquido y se representan en el lado derecho de la ecuación, de los productos.
- al proceso que se dirige de izquierda a derecha, se expresa como, “reacción directa”, hacia la derecha y la que sucede de productos a reactivos se conoce como “reacción inversa”, hacia los reactivos.

Ejercicios:

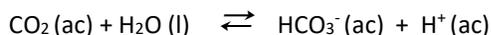
1. ¿Por qué la disolución de bióxido de carbono en agua es un cambio físico?
2. A qué se debe que la disolución del dióxido de carbono en agua se represente con el signo:  $\rightleftharpoons$
3. Escribe el símbolo del reactivo \_\_\_\_\_ y del producto \_\_\_\_\_.

### Reacción química en la disolución de dióxido de carbono

En la disolución de  $\text{CO}_2$  en agua, también sucede otro proceso reversible. Este cambio si es una *reacción química* ya que las sustancias producidas son nuevas, diferentes a los reactivos. Esta reacción sucede solo en un pequeño porcentaje; algunas moléculas de  $\text{CO}_2$  (ac) se combinan químicamente con moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  para formar iones hidrógeno,  $\text{H}^+$  e iones bicarbonato,  $\text{HCO}_3^-$ .



Al mismo tiempo los iones producidos  $\text{HCO}_3^-(\text{ac})$  y  $\text{H}^+(\text{ac})$ , reaccionan constantemente para volver a formar las moléculas  $\text{CO}_2(\text{ac})$  y  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  por lo que esta reacción química también es reversible y alcanzará el equilibrio cuando sucedan con la misma rapidez. La representación simbólica más adecuada es:



Cuando la rapidez de la reacción directa es igual a la rapidez de la reacción inversa, las cantidades de los reactivos y productos no cambiarán, la concentración de las sustancias iónicas y de las sustancias moleculares permanecen constantes.

En el *nivel de macroscópico*, de las observaciones, nada parece cambiar, pero puede medirse el pH, este dato proporciona la concentración de iones hidrógeno e inferir la concentración las sustancias involucradas en la ecuación. Datos como estas mediciones son observaciones, nos referimos a la escala macroscópica.

Ejercicios:

1. La expresión \_\_\_\_\_ significa bióxido de carbono disuelto en agua.

2. El símbolo \_\_\_\_\_ significa ion bicarbonato disuelto en agua.
3. La expresión  $H^+$  (ac), significa \_\_\_\_\_
4. En la reacción química entre las especies  $CO_2$  (ac) +  $H_2O$  (l), se producen los iones \_\_\_\_\_ y \_\_\_\_\_

### **Evidencia de un equilibrio químico en el nivel macroscópico.**

#### **¿Cómo reconocemos que en un sistema de reacción, productos y reactivos está en equilibrio?**

En el apartado anterior se estableció que el equilibrio en una reacción química se determina cuando las concentraciones de reactivos y productos permanecen sin cambio.

Para una reacción dada los reactivos y productos pueden alcanzar el equilibrio a distintas concentraciones, dependiendo de la cantidad de sustancias que se hayan puesto e la mezcla de reacción y también de las condiciones de presión y temperatura del sistema de reacción.

Se acostumbra a utilizar la expresión “*posición del equilibrio*” para describir un punto de equilibrio en términos de concentraciones de los reactivos y productos en determinadas condiciones.

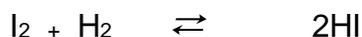
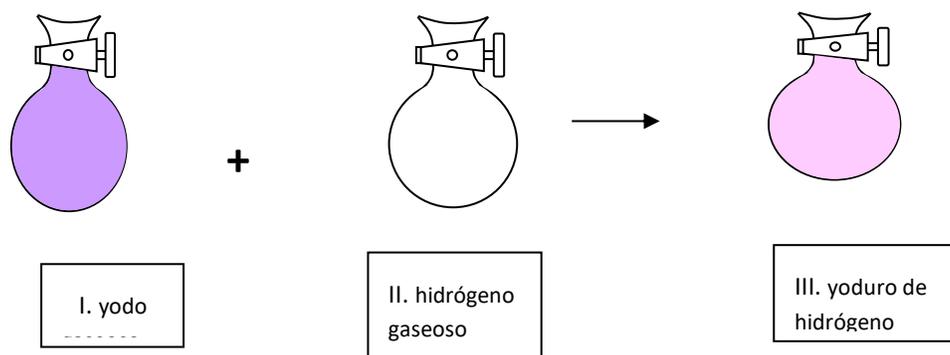
Si la concentración de una de las sustancias en el sistema cambia, o se modifica la temperatura o presión, se rompe el equilibrio y la concentración de los reactivos y productos cambian también, hasta alcanzar otro punto de equilibrio.

#### **Representación gráfica del transcurso de una reacción hasta alcanzar el equilibrio.**

Se puede observar el momento en el que los productos y reactivos alcanzan el equilibrio de una reacción reversible, al graficar sus concentraciones contra el tiempo de reacción (transcurso de la reacción)

### Ejemplo

El hidrógeno gaseoso, incoloro, puede reaccionar con yodo gaseoso de color violeta, para producir yoduro de hidrógeno, un gas incoloro.



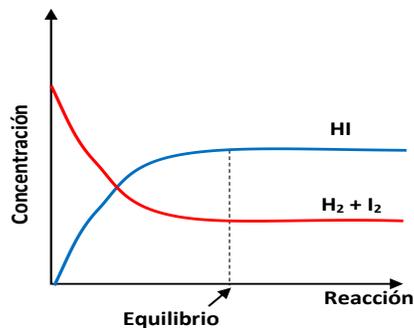
Al mezclar, estequiométricamente, los gases de  $I_2$  color violeta y de  $H_2$  incoloro, se observa que permanece un color violeta pálido al final. Al inicio de la reacción solo hay  $I_2 + H_2$ . Se infiere que se consumió una pequeña cantidad de  $I_2$ , violeta y de  $H_2$  y que se formó una cantidad de  $HI$ .

Si todo el  $I_2$  hubiera reaccionado la mezcla final de reacción sería incolora ya que el producto es el  $HI$  sin color.

**Representación del proceso en sistema de coordenadas:**

La gráfica nos informa que los reactivos:  $H_2 + I_2$  (línea roja), tienen alta concentración al inicio del proceso y disminuye hasta el punto de equilibrio, donde la concentración permanece constante.

Se observa también que el producto HI (línea azul) tiene concentración cero al inicio y aumenta a medida que transcurre la reacción.

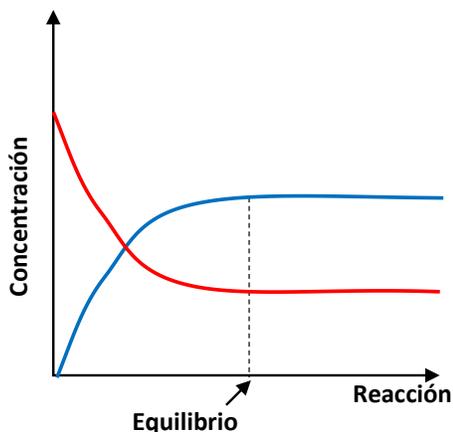
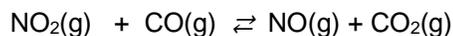


Concentración de reactivos y productos contra progreso de la reacción

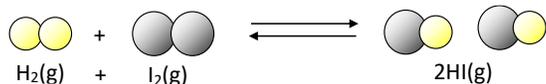
### Ejercicio

**Después de analizar la siguiente información coloca en el sistema de coordenadas, los productos y reactivos de la reacción reversible:**

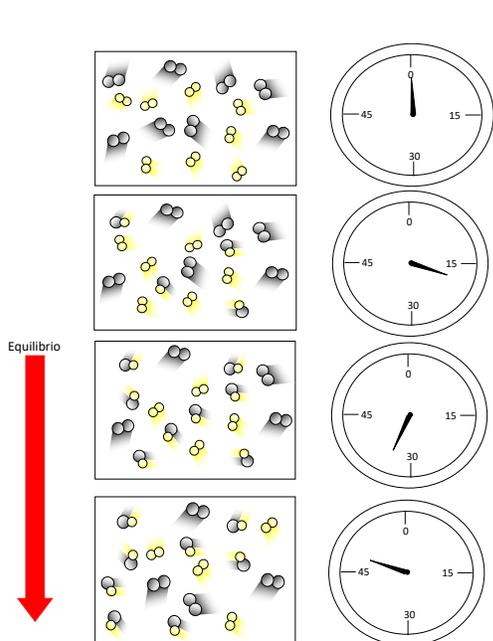
Cuando se calienta una mezcla de dióxido de nitrógeno,  $NO_2(g)$ , y monóxido de carbono,  $CO(g)$ , en un contenedor cerrado, sucede una reacción química reversible produciéndose  $NO(g)$  y  $CO_2(g)$ . Tan pronto como se producen  $NO(g)$  y  $CO_2(g)$ , empieza la reacción inversa.



**Representación nanoscópica del equilibrio en la formación del yoduro de hidrógeno**



Representación nanoscópica y simbólica de la reacción



**Representación nanoscópica del proceso seguido por la reacción hasta alcanzar el equilibrio.**

En el primer cuadro solo hay moléculas de reactivos. En el segundo cuadro ya se observan 4 moléculas del producto. Tener en cuenta que todas las partículas están en movimiento y forman una mezcla conocida como "mezcla de reacción".

**Ejercicios:**

**1. ¿En el segundo cuadro ya se observan 4 moléculas del producto?**

**¿Cuántas partículas de reactivos hay en el cuadro 2?**

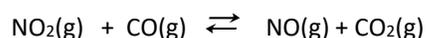
---

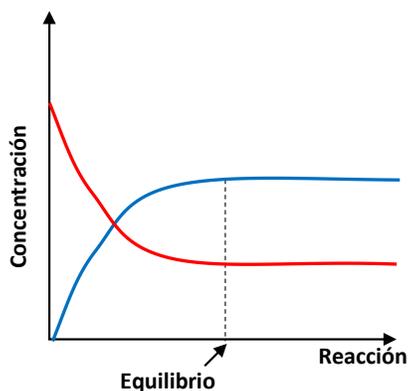
**2. ¿Cuántas partículas de reactivos y de producto están en cuadro 3?**

### Ejercicio

Cuando se calienta una mezcla de dióxido de nitrógeno,  $\text{NO}_2(\text{g})$ , y monóxido de carbono,  $\text{CO}(\text{g})$ , en un contenedor cerrado, sucede una reacción química reversible produciéndose  $\text{NO}(\text{g})$  y  $\text{CO}_2(\text{g})$ . Tan pronto como se producen  $\text{NO}(\text{g})$  y  $\text{CO}_2(\text{g})$ , empieza la reacción inversa.

Colocar en el sistema de coordenadas, los productos y reactivos de la reacción reversible:





### **Relación: concentración de productos/concentración de reactivos. Constante de equilibrio**

Cuando los químicos, entre ellos Henri Le Chatelier, analizaron las relaciones entre las concentraciones de los reactivos y productos de las reacciones en equilibrio, encontraron que; para una reacción en equilibrio, la proporción de la concentración de los productos a la concentración de los reactivos es constante (para una temperatura constante). Esta constante se denomina “constante de equilibrio”.

### **Grado de ionización de los ácidos y la constante de ionización**

La constante de ionización es la constante de equilibrio para las sustancias que se ionizan y son reversibles. Para tener una idea del grado de ionización que tiene un ácido, los químicos cuentan con valores cuantitativos asociados al grado de ionización de los ácidos; el valor de la constante de ionización ( $K$ ) es un indicador.

**Significado de la constante de ionización.** En la siguiente tabla se observan los valores de la constante de ionización para algunos ácidos. Un valor alto de la constante indica que la reacción favorece la formación de iones. Un caso extremo es la formación de iones  $H^+$  por un ácido fuerte, esta reacción no es reversible, se forman los productos sin quedar reactivos (su constante es infinita).

En el caso de un ácido débil como el ácido acético no se forma toda la cantidad posible de iones, estos forman de nueva cuenta los reactivos y el valor de su constante es bajo, favoreciendo a los reactivos. La disociación del agua tiene una constante muy baja ( $1 \times 10^{-14}$ ), se forman muy pocos iones, la reacción inversa es favorecida

Reacción	K (a 25 <sup>0</sup> C)
$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(\text{ac})} + \text{OH}^-_{(\text{ac})}$	$1 \times 10^{-14}$
$\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}^+_{(\text{ac})}$	$4.2 \times 10^{-7}$
$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$	$1.8 \times 10^{-5}$
$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^-_{(\text{ac})} + \text{H}^+_{(\text{ac})}$	$\infty$ Muy alta
$\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}^+_{(\text{ac})}$	$1.8 \times 10^{-4}$
$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_3^-_{(\text{ac})} + \text{H}^+_{(\text{ac})}$	$\infty$ Muy alta
$\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CN}^-_{(\text{ac})} + \text{H}^+_{(\text{ac})}$	$6.2 \times 10^{-10}$

En general si K es alta la reacción es irreversible; si  $K < 1$ , la reacción es reversible y favorece los reactivos; si  $K > 1$ , la reacción favorece los productos. En la tabla la reacción **reversible** que más favorece a los reactivos es la ionización del agua y las reacciones irreversibles en las que se favorece a los productos es la ionización del ácido nítrico y el ácido clorhídrico, su constante es tan alta que se indica como infinita.

### Contesta las siguientes preguntas

1. ¿Cuál ácido es más débil, el ácido acético o el ácido carbónico, utiliza el valor de la constante para explicar tu respuesta? \_\_\_\_\_
2. ¿Cuál reacción en la tabla no es reversible, utiliza el valor de la constante para explicar tu respuesta? \_\_\_\_\_
3. ¿Cuáles reacciones en la tabla favorecen los productos? \_\_\_\_\_
4. ¿Cuáles reacciones en la tabla favorecen los reactivos? \_\_\_\_\_

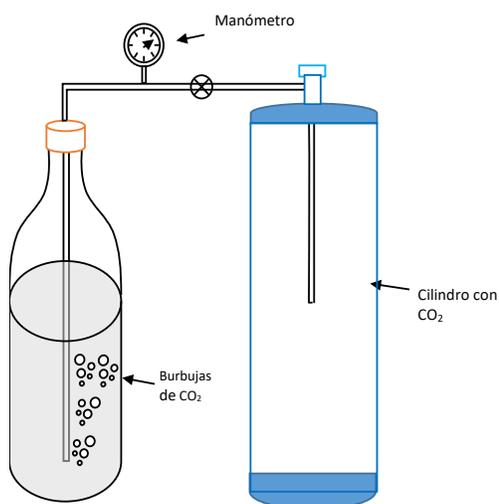


## Conexión con la industria alimenticia

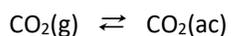
### Elaboración de bebidas carbonatadas. Primera etapa

Retomando el proceso de disolución del  $\text{CO}_2(\text{g})$  en agua:

Consideremos un dispositivo para inyectar dióxido de carbono gaseoso a las botellas de agua. El gas almacenado en el tanque pasa a través de un tubo. La cantidad de gas se controla mediante un manómetro que mide la presión del  $\text{CO}_2$ . De este modo, se puede conocer la concentración del gas que entra a la disolución acuosa.



Se puede inferir que a mayor presión de  $\text{CO}_2(\text{g})$ , la cantidad de dióxido de carbono se disuelve, el  $\text{CO}_2(\text{ac})$  aumenta, ya que, una mayor presión del gas implica mayor cantidad de moléculas que pueden estar disueltas.



Se ha demostrado que la proporción de productos a reactivos es constante. Esta proporción se determina si se divide la concentración del producto entre la concentración del reactivo. La proporción obtenida da lugar a una constante de equilibrio para este proceso físico.

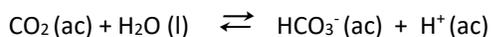
### Elaboración de bebidas carbonatadas.

## Segunda etapa

Como se describió arriba, inmediatamente después de formado el dióxido de carbono acuoso en la bebida carbonatada, se generan el ión bicarbonato y el ión hidrógeno en pequeñas cantidades.

### Conexión con aprendizajes previos:

En la Unidad Oxígeno se aprendió que el óxido de un **no metal** + agua produce, ácido. El ácido en este caso es el ácido carbónico  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , ácido que se ioniza (no se disocia, porque el ácido carbónico es una molécula, no un compuesto formado de iones), como se estudió, solo se disocian los compuestos iónicos.



Como se mencionó, esta es una reacción química, por formarse sustancias nuevas. También es una reacción reversible por lo que alcanza el equilibrio y la constante de equilibrio tiene un valor de:

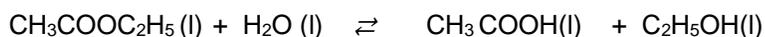
$$K = 4.3 \times 10^{-7} \text{ mol/l a } 20^\circ\text{C.}$$

un valor muy pequeño y como resultado de una división, se puede inferir que el valor del denominador (los reactivos) es mucho mayor que el del numerador (los productos), por lo que se puede afirmar que:

- el equilibrio está desplazado hacia los reactivos
- prevalece la reacción inversa, se forma poca cantidad de productos
- los productos son inestables, apenas se generan, se descomponen y forman de nueva cuenta los reactivos.
- se acostumbra a determinar el pH de la disolución carbonatada para inferir la concentración en mol/l de la bebida.

Ejemplo 3. Reacción en equilibrio de la hidrólisis del etanoato de etilo, un éster importante también en la industria alimenticia.

La ecuación que representa la reacción es:



El valor de la constante de equilibrio para esta reacción reversible es:  $K = 0.28$  a  $20^\circ\text{C}$ .

0.28 es menor que 1 y este resultado significa que una cantidad considerable de los productos se combina de nueva cuenta para formar los reactivos. Los productos no son lo suficientemente estables para permanecer.

### Ejercicios:

1. ¿Cuál es la reacción en la primera etapa de la fabricación de agua carbonatada?  
\_\_\_\_\_
2. ¿Cuál es la reacción en la segunda etapa de la fabricación de agua carbonatada?  
\_\_\_\_\_
3. ¿Cuál es la variable que se mide en la primera etapa? \_\_\_\_\_
4. ¿Cuál es la variable que se mide en la segunda etapa? \_\_\_\_\_



### UN PASO MÁS

Cálculo de la constante de equilibrio para la hidrólisis del etanoato de etilo, cuando la reacción alcanza el equilibrio. La fórmula para esta reacción es la siguiente.



En este caso, para obtener la constante se hace la división del resultado de multiplicar las concentraciones de los productos y el resultado se divide entre la multiplicación de las concentraciones de los reactivos. Para otras reacciones hay variaciones.

concentración en mol/l	CH <sub>3</sub> COOC <sub>2</sub> H <sub>5</sub> (l)	H <sub>2</sub> O (l)	CH <sub>3</sub> COOH(l)	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH(l)	K
Caso 1	0.090	0.531	0.114	0.114	0.28
Caso 2	0.204	0.118	0.082	0.082	
Caso 3	0.151	0.261	0.105	0.105	

### Ejercicio:

Calcula la constante para los casos 2 y 3 y llena la tabla. Predice los valores a los que llegarás.

**Una reacción reversible alcanza el equilibrio ya sea que inicie en la dirección directa o en la inversa.**

La constante de equilibrio es la misma para una reacción determinada en las mismas condiciones. Se puede calcular, ya sea, si se inicia por los productos o por los reactivos.

### Ejemplo

Considerar el caso de la reacción entre los gases de yodo y de hidrógeno tratada arriba. Se dedujo que la reacción es reversible, incompleta, porque no desaparece todo el color violeta.

Se puede predecir que, si se mezclan cantidades conocidas de los reactivos, reaccionarán hasta alcanzar el equilibrio y si se determinan las concentraciones del producto y de los reactivos en la mezcla de reacción se puede calcular la constante de equilibrio

#### Caso 1. Al inicio de la reacción solo hay yodo (I<sub>2</sub>) e hidrógeno (H<sub>2</sub>)

	[I <sub>2</sub> (g)] mol/l	+	[H <sub>2</sub> (g)] mol/l	⇌	2HI(g) mol/l	K
Inicio de la reacción	0.0138		0.0240		0	-----
En el equilibrio	0.0012		0.0114		0.0252	46.4

#### Caso 2. Al inicio de la reacción solo hay yoduro de hidrógeno (HI)

	[I <sub>2</sub> (g)] mol/l	+	[H <sub>2</sub> (g)] mol/l	⇌	2HI(g) mol/l	K

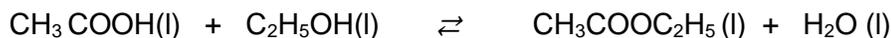
Inicio de la reacción	0		0		0.0304	-----
En el equilibrio	0.00345		0.00345 (3.45 x 10 <sup>-3</sup> )		0.0235	

## Ejercicios

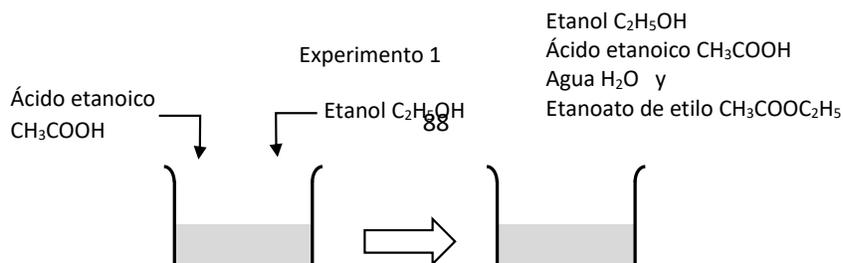
1. Predice el valor de la constante en el caso 2.  
\_\_\_\_\_
2. Comprueba tu hipótesis al realizar los cálculos. En este caso la K es igual a multiplicar los productos (aquí se consideran dos veces el HI y dividir el resultado entre la multiplicación de las concentraciones de reactivos).

## ¿Qué sucede a la constante de equilibrio cuando cambia la concentración de reactivos?

Considerar la reacción de formación de un éster, mediante la condensación de un alcohol y un ácido carboxílico. Por ejemplo:



En el experimento 1, después de colocar ácido y alcohol en un vaso, se midieron las concentraciones de los productos y reactivos en el equilibrio y se calculó la constante.



### Ejercicios.

1. Indica los reactivos en esta reacción de condensación \_\_\_\_\_
2. ¿Cuáles son los productos en esta reacción?  
\_\_\_\_\_
3. ¿En cuál punto de la reacción se miden las concentraciones de los reactivos y productos de una reacción para calcular su constante de equilibrio?  
\_\_\_\_\_

Concentración de los reactivos y productos en [mol/l] en el equilibrio		
En el primer equilibrio.		Después de agregar una cantidad extra de alcohol y alcanzar nuevo equilibrio
CH <sub>3</sub> COOH(l)	0.33	0.24
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH(l)	0.33	0.58
CH <sub>3</sub> COOC <sub>2</sub> H <sub>5</sub> (l)	0.67	0.76
H <sub>2</sub> O(l)	0.67	0.76
	K = 0.41	K = 0.41

Obsérvese que, al agregar alcohol, el primer equilibrio se rompe y vuelve a restituirse cuando el exceso de alcohol reacciona con una cantidad de ácido (el que bajó su concentración de 0.33 a 0.24) y se formaron más productos; el éster y agua.

Se puede decir que al aumentar un reactivo, la reacción se desplaza hacia la derecha y se forman más productos.

En términos matemáticos, se puede analizar la ecuación para calcular la constante de equilibrio.

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5(\text{l})][\text{H}_2\text{O}(\text{l})]}{[\text{CH}_3\text{COOH}(\text{l})][\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})]}$$

Sustitución de las concentraciones en el primer experimento

$$K = \frac{[0.67][0.67]}{[0.33][0.33]} = 4.1 \text{ a } 20^{\circ}\text{C}$$

Sustitución de las concentraciones después de agregar una cantidad extra de alcohol y alcanzar un nuevo equilibrio.

$$K = \frac{[0.76][0.76]}{[0.24][0.58]} = 4.1 \text{ a } 20^{\circ}\text{C}$$

Obsérvese que al cambiar la concentración del alcohol de 0.33 a 0.58, la constante ya no es 0.41 y para que esta constante se mantenga el exceso de alcohol reacciona con ácido para formar más cantidad de productos.

Es decir, si aumenta el valor del denominador en la ecuación, debe aumentar el valor del numerador (produciéndose más productos). Hasta alcanzar un nuevo punto de equilibrio. Se dice que el equilibrio se desplaza hacia la derecha, hacia la formación de productos.

### Ejercicios

1. ¿Como explicas el efecto de incrementar la concentración de reactivos en la posición del equilibrio de una reacción?

---

2. ¿Como se mantiene el valor de la constante de equilibrio al aumentar la concentración de un reactivo?

---

### Contesta las siguientes preguntas.

- c) ¿Cuándo una reacción reversible alcanza el equilibrio químico?

---

- d) Explica por qué el equilibrio químico es dinámico.

---

Una reacción alcanza el equilibrio cuando la rapidez de la reacción directa es igual a la rapidez de la reacción inversa y esta condición permanece en el tiempo. Las cantidades de reactivos y productos permanecen constantes. Antes de alcanzar el equilibrio la cantidad de productos y reactivos es cambiante. Cuando la cantidad de reactivo y productos permanece igual con el paso del tiempo se puede afirmar que la reacción ha alcanzado el equilibrio.



### **Factores que modifican la posición del equilibrio químico**

Para un sistema, existen muchas condiciones de reacción, de acuerdo con; a) la concentración de los reactivos que se ponen en contacto, b) de la temperatura, c) de la presión. La posición del equilibrio se describe en forma de las concentraciones de reactivos y productos en condiciones dadas. Por ejemplo, si la concentración de alguna de estas sustancias cambia, el sistema se desequilibra y la concentración de las otras sustancias cambia hasta alcanzar una nueva posición de equilibrio.

La posición de equilibrio de una reacción puede modificarse si se cambian las condiciones de reacción, como:

- la concentración de los reactivos
- la presión de los reactivos gaseosos
- la temperatura

Henry Le Chatelier (1888), generalizó en el siguiente principio que rige el comportamiento del desplazamiento del equilibrio.

*Si un sistema en equilibrio es alterado, el sistema responde en el sentido que permita contrarrestar el efecto del cambio introducido.*

Las condiciones de reacción que pueden alterar el equilibrio de una reacción son los cambios de concentración, de temperatura y de presión y volumen en sistemas gaseosos.

### **Efecto del cambio de concentración de reactivos o de productos sobre el equilibrio.**

- El aumento de la concentración de los reactivos desplaza el equilibrio a la derecha, para disminuir su concentración
- El aumento de la concentración de los productos cambia el equilibrio a la izquierda para disminuir su concentración.
- Si se disminuyen los reactivos la reacción se desplaza a la izquierda para contrarrestar su disminución
- Si se disminuyen los productos la reacción se desplaza a la derecha para contrarrestar su disminución.



**Practica de la ciencia. Evidencia del desplazamiento del equilibrio en**

**El equilibrio que se forma en la ionización del agua pura cambia de posición si se introducen iones hidrógeno o bien se eliminan iones hidrógeno al neutralizarlos con iones hidróxido.**

**Analiza la información y contesta las preguntas:**

**Control del equilibrio del agua.** Para demostrar que puede desplazarse el equilibrio del agua al manipular las concentraciones de los iones  $H^+$  y  $OH^-$  se hizo el siguiente experimento en un grupo de Química III. Se colocaron 10 ml de agua destilada y 3 gotas de indicador universal en 3 tubos de ensayo enumerados. Al tubo 1 se le agregaron gotas de HCl diluido hasta alcanzar color amarillo, si la disolución alcanzaba el rojo, se agregaron poco a poco, gotas de NaOH hasta regresar al amarillo. El tubo 2 no se alteró. Al tubo 3 se le agregaron gotas de NaOH hasta alcanzar el azul, si la disolución pasaba al morado se agregaban con mucho cuidado gotas de HCl, hasta regresar al azul. Se anotaron los pH en cada tubo y la correspondiente concentración de iones hidrógeno como se muestra en el esquema.

	 1	 2	 3
pH	5	7	9

[H <sup>+</sup> ]	[10 <sup>-5</sup> ]	[10 <sup>-7</sup> ]	[10 <sup>-9</sup> ]
-------------------	---------------------	---------------------	---------------------

## Ejercicios

- Indica el objetivo del experimento \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_
- ¿Cuál es la hipótesis de los alumnos? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_
- ¿Cuál es la evidencia del planteamiento “en el equilibrio las condiciones permanecen mientras no se intervenga el sistema”? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_
- Escribe la ecuación del proceso e indica las condiciones que se manipularon \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_
- ¿Cuál es la evidencia del planteamiento “el equilibrio químico es dinámico”? \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

5. **Analiza la información “Control del equilibrio del agua”. y completa la siguiente tabla de Observación/explicación (T de O/E)**

OBSERVACION	EXPLICACION
1.	El agua es un ácido muy débil, si esta neutra forma 10 <sup>-7</sup> mol/L de H <sup>+</sup> que corresponde a un pH igual a 7, proceso de ionización reversible que favorece los reactivos y se representa: H <sub>2</sub> O $\longleftrightarrow$ [H <sup>+</sup> ] + [OH <sup>-</sup> ]
Al agregar disolución NaOH diluido al tubo 3, se formó un color morado	2.
3.	El equilibrio de la disolución morada fue afectado al incrementar la concentración de iones H <sup>+</sup> , el sistema contrarrestó estos iones al

	combinar algunos con iones $\text{OH}^+$ (para formar agua), pero quedaron los suficientes iones $\text{H}^+$ para aumentar su cantidad hasta alcanzar el color azul, correspondiente pH 9 a una concentración de $[10^{-9}]$ .
Al agregar gotas de disolución diluida de HCl al tubo 1, la disolución alcanzó un color rojo, pH 4	4.
5.	El equilibrio de la disolución roja fue afectado al incrementar la concentración de iones $\text{OH}^-$ , el sistema contrarrestó estos iones al combinarlos con iones $\text{H}^+$ (para formar agua), por lo que la concentración de estos disminuyó hasta alcanzar $[10^{-5}]$ , correspondiente a color amarillo de la disolución 1.

## Efecto del cambio de temperatura sobre el equilibrio

### En reacciones exotérmicas

- Aumento de temperatura. En estas reacciones el calor se considera producto, para aumentar la temperatura se adiciona calor por lo que la reacción se desplaza a la izquierda para consumirlo.

### Ejemplo

#### Adición de calor a una reacción exotérmica.



Recordar que la diferencia energía,  $\Delta$ , se refiere al sistema de reacción. En la exotérmica, el sistema pierde energía y su signo es negativo, -. El signo + aquí, indica que los alrededores del sistema reciben el calor.

Se trata de una reacción exotérmica ya que produce calor. Este calor se trata como un producto más de la reacción, el calentamiento de la reacción desplaza el equilibrio a la izquierda para consumir el calor agregado.

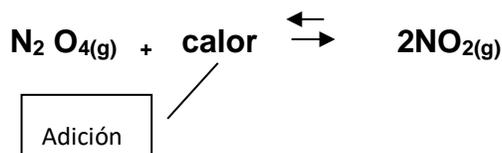
- Disminución de temperatura. Para disminuir la temperatura se retira calor, (considerado producto), el sistema se desplaza a la derecha para reponerlo

#### En reacciones endotérmicas

- **Aumento de temperatura.** Para aumentar la temperatura, se agrega calor, el que se considera reactivo en estas reacciones por lo que el sistema se desplaza a la derecha para disminuirlo.

#### Ejemplo:

#### Adición de calor a una reacción endotérmica.



Esta reacción requiere calor, el que puede considerarse como reactivo. Si se agrega calor, la reacción se desplaza a la derecha para disminuir la cantidad agregada

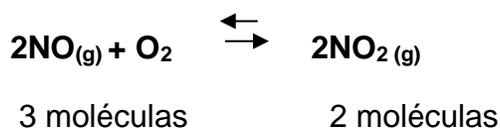
- **Disminución de temperatura.** Para disminuir la temperatura se retira calor, que se encuentra en el lado de los reactivos) por lo que el equilibrio se desplaza a la izquierda para recompensarlo.

### Efecto del cambio de volumen (cambio de presión), sobre el equilibrio de sistemas gaseosos.

- La disminución del volumen (aumento de presión), de un sistema gaseoso cambia la posición del equilibrio hacia la formación menor número de moles de gas.
- El incremento de volumen (disminución de presión), de un sistema gaseoso cambia el sistema hacia la formación de mayor número de moles de gas.

#### Ejemplos.

**1. Indica el número de moléculas hay en los reactivos y cuantas hay en los productos. Predice hacia donde cambia la posición del equilibrio, si se incrementa la presión al disminuir el volumen del sistema de reacción.**



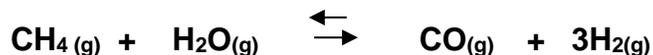
Al aumentar la presión, la posición del equilibrio cambia hacia la derecha, donde hay menos moléculas, con lo cual la presión disminuye.

**2. Indica el número de moléculas en los reactivos y productos. Predice hacia donde cambia la posición del equilibrio si la presión disminuye al aumentar el volumen del sistema de reacción.**



No hay efecto al cambiar la presión, hay igual número de moléculas a la izquierda que en la derecha de la reacción.

**3. Indica el número de moléculas en los reactivos y en los productos. Predice hacia donde cambia la posición del equilibrio, si se incrementa la presión al disminuir el volumen del sistema de reacción.**



2 moléculas

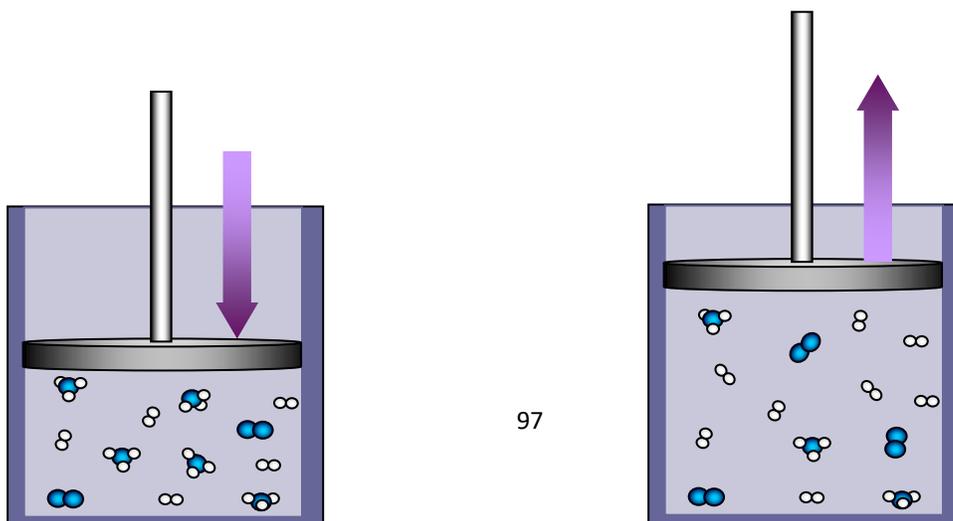
4 moléculas

La posición del equilibrio se desplaza hacia la izquierda en donde hay menos moléculas, contrarrestando el aumento de presión.

### Desplazamiento del equilibrio en el nivel nanoscópico

Para comprender este comportamiento se presenta en el siguiente esquema, el sistema de reacción en fase gaseosa de la producción de amoníaco, a nivel nanoscópico. En el esquema se señala que la proporción de reactivos que forman los productos se conserva en cualquier posición del equilibrio. Se puede observar que en la ecuación balanceada, la cantidad de moléculas en los reactivos es mayor que en los productos.

Si se disminuye el volumen (aumento de presión), el sistema contrarresta este cambio produciendo menos número de moléculas (disminuye presión). La posición del equilibrio cambia a la derecha. Si se aumenta el volumen al elevar el pistón, (la presión disminuye), el sistema contrarresta este cambio al cambiar la posición del equilibrio hacia la formación de más moléculas aumentando así la presión.



**Ejercicio. Contesta las siguientes preguntas.**

a) Explica por qué se favorece la reacción hacia la izquierda en el sistema de la derecha.

---

b) Explica porque se favorece la reacción hacia la derecha en el primer sistema de reacción:

---

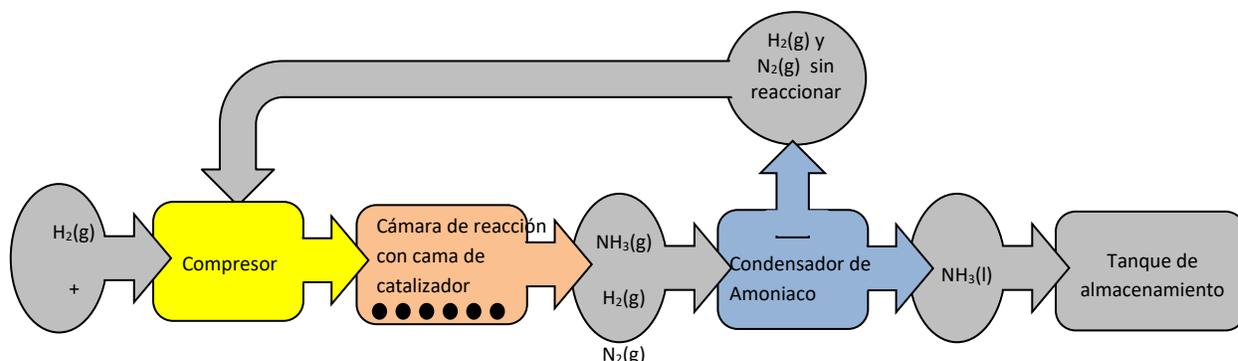
**Ejercicio.**

**A partir de la siguiente información contesta los ítems**

**Solución a la problemática cinética y de equilibrio en el proceso Haber**

Para resolver los resultados contradictorios entre la cinética y el equilibrio, el equipo de Haber diseñó un proceso en el que se suministra hidrógeno y nitrógeno en forma continua, se retira amoníaco acuoso (líquido) del sistema de reacción, se mantiene la temperatura baja y una

presión alta, los reactivos pasan por un catalizador basado en óxido de hierro. Con estas medidas el rendimiento alcanzó valores económicamente adecuados.



Adaptado de Silberberg, 2009. Chemistry

**1. El suministro continuo de hidrógeno y nitrógeno favorece la producción de amoníaco ya que:**

- A) el sistema contrarresta el aumento de reactivos desplazando la reacción a la izquierda
- B) el sistema contrarresta el aumento de reactivos desplazando la reacción hacia la derecha
- C) el aumento de reactivos favorece la disminución de calor en una reacción endotérmica
- D) el aumento de reactivos disminuye la presión del sistema

**2. El retiro continuo de amoníaco favorece su producción ya que:**

- A) el sistema contrarresta la disminución de productos desplazando la reacción a la derecha
- B) el sistema contrarresta la disminución de reactivos desplazando la reacción a la izquierda
- C) el aumento de reactivos favorece la disminución de calor en una reacción endotérmica

**3. Se introduce un sistema de enfriamiento al proceso ya que:**

- A) el sistema reaccionara favoreciendo la reacción a la izquierda
- B) el enfriamiento favorece los productos de la reacción endotérmica
- C) el enfriamiento favorece los productos de la reacción exotérmica
- D) el enfriamiento favorece los reactivos de la reacción exotérmica

**4. Se mantienen presiones altas en el proceso ya que se favorece la formación de:**

- A) más partículas, hacia la reacción inversa
- B) menos partículas, hacia la reacción inversa
- C) más partículas, hacia la reacción directa
- D) menos partículas, hacia la reacción directa

**5. El hidrógeno y el nitrógeno se hacen pasar por un catalizador basado en oxido de hierro, con lo que se consigue que:**

- A) la energía de activación se incremente

D) el aumento de reactivos disminuye la presión del sistema	B) se requiera mayor energía para romper enlaces de reactivos C) la energía de activación disminuya D) la energía desprendida por la reacción aumente
---	---

#### **Tema 4 ¿Cuáles son los beneficios o perjuicios de promover la eficiencia en los procesos industriales?**

##### **Aprendizaje**

**A10. (A, V)** Valora el proceso de obtención de un producto estratégico, desde la perspectiva de su impacto socioeconómico y ambiental en México para desarrollar su pensamiento crítico.

##### **Contenido**

## **Procesos industriales:**

Ventajas y desventajas en la producción industrial.

Eficiencia de los procesos industriales.

Impacto ambiental y socioeconómico de los procesos industriales

## **Contaminación por la industria Química Inorgánica**

En general, las industrias químicas generan calor, muchos de sus procesos requieren suministro de energía. Las empresas promueven medidas como utilizar el calor generado en un proceso para siniestrarlo a otro proceso que los requiera, es decir reutilizar la energía.

Es conveniente para cualquier empresa la promoción de la eficiencia, ya que se evitará generar residuos. Las empresas buscan procesos alternativos más eficientes como es el control de las condiciones de reacción tal como se estudió en este curso.

## **Contaminación ambiental por la industria química**

### **En agua**

Metales pesados disueltos en las disoluciones que se usan en los procesos metalúrgicos que van a dar a los ríos de agua dulce usada por las comunidades. Estos metales son altamente tóxicos como el plomo o el cromo.

Desechos de ácidos o bases que se alimentan a los procesos, el ácido sulfúrico, ácido nítrico o ácido clorhídrico.

### **En aire**

Gases tóxicos como monóxido y dióxido de carbono, ( $\text{CO}$ ,  $\text{CO}_2$ ), dióxido de azufre y dióxido de azufre,  $\text{SO}_2$   $\text{NO}_2$ . Las industrias del cemento, por ejemplo, lanzan grandes cantidades de polvo las que finalmente caen, contaminando los suelos cercanos a las plantas

### **En suelo**

Lluvia que cae al suelo como lluvia ácida, además recibe los residuos de los procesos utilizados en las plantas de proceso.

## **Prevención y remediación**

Entre las medidas preventivas están las que buscan utilizar procesos alternos menos contaminantes.

Entre medidas de remediación; existen asociaciones que señalan las industrias que producen contaminantes. Los países cuentan ya con normas nacionales que deben cumplir las industrias.

### ¿Qué falta?

Que los ciudadanos vigilen el entorno cercano a las industrias.

Que los estados hagan cumplir las normas.

### Ejercicios

1. Da un ejemplo de contaminación en tu entorno cercano.  
\_\_\_\_\_
2. ¿Cómo se contamina el agua de las comunidades debido a la industria minera?  
\_\_\_\_\_
3. ¿Cómo promueven los gobiernos la disminución de contaminantes?  
\_\_\_\_\_
4. Proporciona una acción que podría hacer tu comunidad para remediar la contaminación ocasionada por una empresa  
\_\_\_\_\_
5. Describe como contamina el proceso para producir la sustancia química inorgánica básica que elegiste investigar al inicio de la segunda Unidad.

### Referencias

- **Para alumnos**

#### Basica

- Atkins, J. (2009). *Principios de química. Los caminos del descubrimiento*. México: Editorial Médica Panamericana.
- Burns, R. (2011). *Fundamentos de química*. 5ª edición. México: Pearson Educación.
- Cárdenas, A. (2001). *Introducción a la química industrial*. México: CCH Naucalpan–UNAM.
- Chang, R. (2010). *Fundamentos de química*. México: McGraw–Hill Interamericana Editores.
- Dingrando, L., Gregg, K., Hainen, N. y Wistrom, C. (2010). *Química: materia y cambio*. Colombia: McGraw–Hill Interamericana editores.
- Kotz, J., Treichel, P., Weaver, G. (2008). *Química y reactividad química*. México: Cengage Learning.
- Moore, J. Staniski, C. Kotz, J. Joesten, M. Wood, J. (2000). *El mundo de la química conceptos y aplicaciones*. (2ªed.). México: Addison Wesley Longman

- Phillips, J., Stozak, V. (2012). *Química. Conceptos y aplicaciones*. México: McGraw–Hill Interamericana Editores.
- Spencer, J., Bodner, G., Rickard, L. (2000). *Química estructura y dinámica*. México: CECSA.
- Timberlake, K. (2013). *Química general, orgánica y biológica*. México: Pearson Educación de México.
- Whitten, K. (2008). *Química*. México: Cengage Learning.

### **Complementaria**

- Allier, R. (2011). *Química general*. México: McGraw–Hill Interamericana Editores.
- Burns, R. (2011). *Fundamentos de química*. México: Pearson Education de México.
- Castro, A. y Martínez, V. (2007). *Química*. México: Editorial Santillana (Preuniversitario).
- Garriz, R., Gasque, S. y Martínez, V. (2005). *Química universitaria*. México: Pearson Education de México.
- Kenneth, L. (2012). *Química inorgánica. Aprende haciendo*. México: Pearson Educación de México.
- Recio del Bosque, F. (2012). *Química inorgánica*. México: McGraw
- Whitten, K. (2008). *Química*. México: Cengage Learning.
- Zárraga, J. (2004). *Química*. México: McGraw–Hill Interamericana.

- **Para profesores**

### **Básica**

- Atkins, J. (2009). *Principios de química. Los caminos del descubrimiento*. México: Editorial Médica Panamericana.
- Cárdenas, A. (2001). *Introducción a la química industrial*. México: CCH Naucalpan–unam.
- Chang, R. (2010). *Fundamentos de química*. México: McGraw–Hill Interamericana Editores.
- Dingrando, L., Gregg, K., Hainen, N. y Wistrom, C. (2010). *Química: materia y cambio*. Colombia: McGraw–Hill Interamericana editores.
- Jenkins, Kessel, H., Tompkins, D. y Lantz, O. (2009). *Chemistry*. Nelson, Canadá: International Thomson Publishing Company.
- Jiménez, R. Cristina, Pinelo, V. L., Rebosa, G. C. y Rojano, R. R. (2001). *Química básica en el contexto de los procesos minero–metalúrgicos y de fertilizantes*. México: CCH–UNAM.
- Kotz, J., Treichel, P., Weaver, G. (2008). *Química y reactividad química*. México: cengage Learning.
- Petrucci, R. (2011). *Química general*, 10ª edición. México: Prentice Hall.
- Spencer, J., Bodner, G., Rickard, L. (2000). *Química estructura y dinámica*. México: cecsa.
- Timberlake, K. (2013). *Química general, orgánica y biológica*. México: Pearson Educación de México.
- Whitten, K. (2008). *Química*. México: Cengage Learning.

# ANEXO

## **EXPERIMENTOS Y ACTIVIDADES DE APLICACIÓN.**

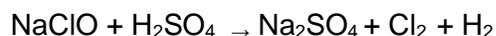
## Unidad 1

### 1. Observar las sustancias que hay en el laboratorio.

- Inferir la causa de la forma en que se almacenan
- Los metales alcalinos
- Los almacenados en forma de disoluciones
- Los que se almacenan en frascos oscuros

### 2. Obtención de cloruro de sodio a partir de cloro y sodio.

Obtención de cloro de acuerdo a la siguiente ecuación:



**Una vez rotuladas las sustancias, hipoclorito de sodio comercial, ácido sulfúrico, presentar el experimento.**

- Primero se obtiene cloro gaseoso con la reacción entre el hipoclorito de sodio (blanqueador doméstico y ácido sulfúrico al 50 %)
- Colocamos en el matraz Erlenmeyer 20 ml de blanqueador y le agregamos 5 ml de ácido sulfúrico. Puede agregarse más reactivos hasta observar el cloro amarillo verdoso en el matraz. Tapar el frasco.
- Calentamos la cucharilla con un pedazo de sodio recién partido, hasta que el sodio funda. Esto para facilitar la reacción.
- Se introduce la cucharilla caliente en el matraz, observar el desprendimiento de energía.
- Se comprueba que la reacción es exotérmica. Los reactivos son inestables, tienen un contenido energético mayor. El producto es estable, se almacena sin problema.
- Ya estabilizado el sistema, sacar la cucharilla. Acercar la cámara para observar el sólido blanco formado.
- La evidencia de la formación de la sal es la energía desprendida.
- Se disuelven unos cristales y agregar nitrato de plata para demostrar la formación de cloruro de plata al observar un precipitado blanco.

## Unidad 2

### Reducción de cobre a partir de la malaquita

- El proceso comprende la formación del óxido de cobre, sólido negro, luego la formación de sulfato de cobre y finalmente se observará el desplazamiento del cobre por el hierro. Parte del hierro del clavo formará el sulfato al desplazar al cobre, incoloro y soluble. La evidencia del desplazamiento es la pérdida del color azul.
- Pesamos 1g del mineral en un crisol previamente pesado. Se someterá a calentamiento durante media hora aproximadamente a más de 800°C dentro de una mufla.
- Una vez obtenido el óxido de cobre, se determina su masa y se coloca en un vaso de precipitados de 50 ml. Se añade gota a gota ácido sulfúrico al 25% hasta que reacciona totalmente el óxido. La evidencia de la formación de sulfato de cobre es el color azul de la disolución.
- Para obtener el cobre, la disolución de sulfato de cobre se coloca en un tubo de ensayo que contiene un clavo recientemente limado.

### Proceso abreviado

Agregar agua y ácido sulfúrico a la malaquita molida



Introducir electrodos de plomo conectados a una pila de 9 volts

El electrodo negativo se reviste de cobre desprendido

### Reducción de plomo a partir del mineral cerusita

En este experimento obtendremos plomo metálico a partir del mineral cerusita, carbonato de plomo II, (un sólido blanco).

- En un hueco de un trozo de carbón, se colocan aproximadamente 1 gramo de cerusita con un poco de carbón en polvo.
- Se somete la mezcla a la flama de un soplete
- Obsérvese que el color blanco de la cerusita cambia a color amarillo (el óxido de plomo II es amarillo, litargirio)
- Seguir calentando hasta observar las perlas de plomo metálico sobre el carbón.

### **Reducción de Fe a partir de hematita con polvo de aluminio (Reacción termita)**

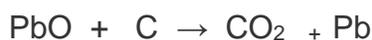
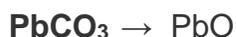
- Poner en una cazuela de barro 1 gramo de Al, aluminio en polvo, mezclado con 3 gramos de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  en polvo. Introducir en la mezcla tiras pequeñas de magnesio.
- Encender una de las tiras que será mayor, con un soplete de soldador.
- Tener cuidado, manteniéndose lo más lejos posible, usar careta. Observar la reacción.
- Asegurarse de que se haya quemado todo el magnesio.
- Probar el magnetismo del hierro.



#### **1. Reducción de plomo a partir de la cerusita**

**Colocar cerusita en un orificio hecho en un trozo de carbono.**

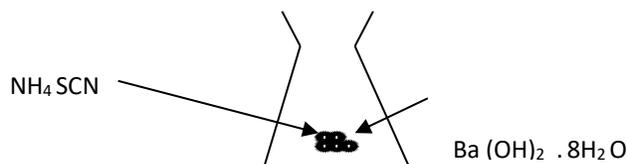
**Quemar la mezcla con un soplete de acetileno. Continuar el calentamiento hasta aparición de perlas de plomo.**



### Unidad 3

Reacción endotérmica utilizada para enfriar una zona.

Cuando reaccionan el hidróxido de bario hidratado,  $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$  y el tiocianato de amonio,  $\text{NH}_4\text{SCN}$  contenidos en un matraz, este y las vecindades se enfrían. En la reacción se produce agua además de amoníaco y tiocianato de bario,  $\text{Ba}(\text{SCN})_2$



5. Escribe la ecuación que representa la reacción incluyendo en esta, la energía que se manifiesta por el enfriamiento de los alrededores (vecindades)

6. En un diagrama de energía potencial coloca a los reactivos y a los productos del cambio.

#### Reacción exotérmica

7. En la producción de ácido sulfúrico por el método de contacto suceden 2 reacciones exotérmicas, la primera es la producción de bióxido de azufre a partir de azufre y oxígeno, la segunda reacción es la producción de trióxido de azufre y oxígeno. La 2ª reacción desprende 197 k J.

a. escribe la ecuación que representa la reacción entre el dióxido de azufre y oxígeno incluyendo el calor involucrado.

b. coloca los reactivos y productos en un diagrama de energía

#### Estabilidad de los compuestos tomando en consideración la energía que se desprende en su formación

Entre mayor es la diferencia en el contenido energético de los elementos libres que forman un compuesto y la energía del compuesto formado, este se descompondrá con mayor dificultad en sus elementos. Por ejemplo, el óxido de aluminio es más estable que el óxido de hierro, obsérvense los valores de las energías que se desprenden en su formación:

$\text{Al}_2\text{O}_3$  La energía devuelta al ambiente en su formación es de 1675 k J por mol

$\text{Fe}_2\text{O}_3$  la energía devuelta al ambiente en su formación es de 824 k J por mol

**La estabilidad de un compuesto** se refiere a su resistencia a descomponerse en sus elementos. En el ejemplo, para descomponer el óxido aluminio debe suministrarse más de 1675 k J por mol mientras que para descomponer al óxido de fierro se requiere menor energía por lo que se infiere que el óxido de aluminio es más estable. Para obtener mercurio a partir de su óxido se requiere solo calentar ligeramente, para obtener aluminio a partir de su óxido es necesario el método de electrólisis, para obtener fierro a partir de su óxido se requieren temperaturas superiores a los 1000 grados centígrados.

A partir de la información contesta las preguntas

1. ¿Cuál es el compuesto con mayor estabilidad?
2. ¿Cuál es el compuesto que opone menor resistencia a la descomposición?
3. Organiza en una lista a los tres compuestos en orden decreciente de su estabilidad
4. Coloca en un diagrama de energías de los reactivos y los productos de los 3 procesos indicando la energía relativa involucrada.

### **Control del calor en una reacción exotérmica para modificar la posición del equilibrio.**

#### **Ejemplo:**

El cobalto forma 2 iones complejos, uno con **cloro de color azul** y el otro con **agua de color rosa**, se puede pasar del azul al rosa agregando unas gotas de agua, o enfriando y de la rosa a la azul calentando, de acuerdo con la siguiente ecuación.



azul

rosa



azul

rosa

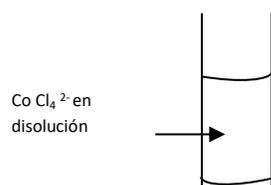


Fig 1

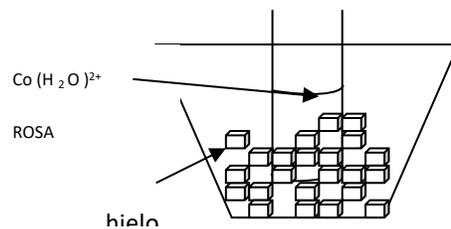


Fig 2

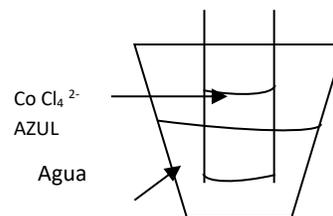


Fig 3

A partir del análisis de la ecuación y de la descripción del experimento, se pueden hacer las siguientes interpretaciones:

- El complejo azul (fig. 1) tiene mayor contenido de energía que el rosa, ya que para pasar a este debe perder energía (recuérdese la cubeta en el tercer piso)
- El complejo rosa tiene menor contenido energético ya que para pasar al azul debe suministrarse calor (fig. 3)

**Desde el punto de vista de la forma en que la reacción completa procede:**

- Al poner el tubo en hielo se está sacando energía del sistema de reacción (total), el sistema de reacción contrarresta este cambio en el equilibrio produciendo el complejo hidratado, se desplaza la reacción hacia la derecha, llegando a un nuevo equilibrio.
- Cuando el complejo rosa se calienta se le suministra energía del lado derecho, y el sistema de reacción responde formando el complejo azul

Es posible tratar a la energía como parte de la ecuación que representa a las reacciones y de acuerdo con el Principio de Le Chatelier; Si hay un aumento de temperatura el sistema cambiará su equilibrio para consumir este aumento. Si el sistema pierde energía el sistema tratará de reemplazar la pérdida

## Videos de equilibrio Químico

- a) Equilibrio químico: <https://www.youtube.com/watch?v=A5CUnunMc9c>
- b) Equilibrio químico (experimentos caseros): [https://www.youtube.com/watch?v=5U1Ue\\_8hgFQ](https://www.youtube.com/watch?v=5U1Ue_8hgFQ)
- c) Comprobación del principio de Le Chatalier: <https://www.youtube.com/watch?v=g49xBT5yi90>
- d) Principio de Le Chátelier: efecto de la temperatura: <https://www.youtube.com/watch?v=1zR81YaOcpQ>
- e) "Factores que afectan la velocidad de las reacciones químicas": <https://www.youtube.com/watch?v=6zwLdt50cgA>
- f) LAB 10 EL EQUILIBRIO QUÍMICO EN LAS REACCIONES QUÍMICAS: <https://www.youtube.com/watch?v=SHnzARYkYhg>