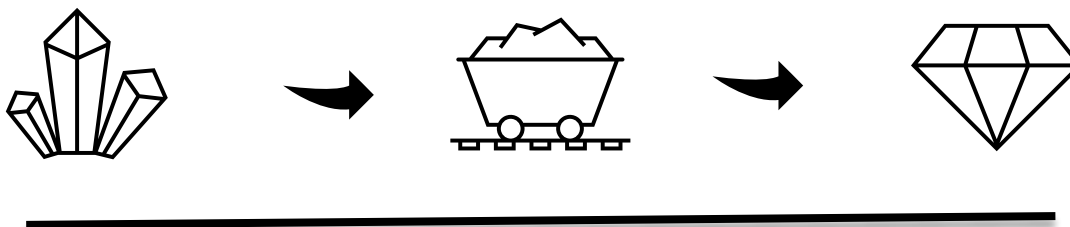




Universidad Nacional Autónoma de México  
Escuela Nacional Colegio de Ciencias y Humanidades  
Plantel Oriente



## Guía de extraordinario para Química III



Autoras

Ana Lilia Cabrera Avila

Cecilia Espinosa Muñoz

Luz Elena Flores Bustamante

Ana María Flores Pérez

Jacqueline Leyva Chávez

Pilar Rodríguez Arcos

Basada en el Programa de Estudios de Química III, 2016.

Agosto 2022

# Índice

---

Introducción.....	4
Instrucciones.....	5
UNIDAD I.....	6
Presentación de la unidad I.....	6
Propósitos.....	6
Conceptos clave.....	6
1    ¿Cuáles son los recursos naturales con los que cuenta México y cómo podemos aprovecharlos? .....	7
1.1    Recursos naturales .....	7
1.2    Cadena Productiva.....	11
1.3    Producto Interno Bruto .....	15
Fuentes de consulta.....	19
UNIDAD 2.....	20
Presentación de la unidad 2.....	20
Propósito.....	20
Conceptos clave.....	20
2    ¿Qué tipo de recursos minerales se aprovechan en México? .....	21
2.1    Recursos minerales y su aprovechamiento .....	21
2.2    Propiedades físicas de los minerales.....	21
2.3    Clasificación de los minerales .....	23
2.4    Nomenclatura de compuestos inorgánicos .....	25
3    ¿Qué cambios físicos y químicos se encuentran involucrados en la obtención de metales? 35	
3.1    Procesos para la obtención de metales.....	36
3.2    Etapas que involucran cambios físicos y químicos para obtener un metal .....	37
3.3    Reacciones de óxido-reducción en los procesos metalúrgicos .....	41
3.4    Tipos de reacciones químicas.....	46
3.5    Propiedades periódicas.....	47
3.6    Serie de actividad química de los metales .....	50
3.7    Reacciones REDOX .....	53

4	¿Por qué es importante cuantificar las reacciones químicas en los procesos industriales?	61
4.1	Estequiometría.....	61
4.2	Reglas básicas para cálculos estequiométricos.....	63
4.3	Rendimiento de un proceso.....	67
5	¿Por qué son importantes los metales? .....	70
6	¿Cuáles son los beneficios y consecuencias de la industria minero–metalúrgica? .....	77
	Fuentes de consulta.....	80
	UNIDAD 3.....	81
	Presentación de la unidad 3.....	81
	Propósito.....	81
	Conceptos claves.....	81
7	¿Cómo efectuar reacciones químicas con mayor rapidez y eficiencia?.....	82
7.1	Reacción química y los factores que las modifican .....	82
7.2	Antecedentes de rapidez de las reacciones y cinética químicas .....	83
7.3	Proceso Haber-Bosch para la obtención de amoníaco.....	86
7.4	Teoría de las colisiones.....	89
7.5	Factores que modifican la rapidez de la reacción.....	90
8	¿De dónde procede la energía involucrada en una reacción? .....	95
8.1	Energía de activación .....	95
8.2	Reacciones endotérmicas y exotérmicas.....	98
8.3	Entalpia.....	100
9	¿En todas las reacciones químicas se consumen completamente los reactivos? .....	107
9.1	Reacciones reversibles e irreversibles .....	107
9.2	Antecedentes para abordar equilibrio químico .....	110
9.3	Equilibrio químico.....	113
9.4	Ley de acción de masas y constante de equilibrio .....	116
9.5	Cantidad de reactivos y productos a partir de la Constante de equilibrio.....	122
9.6	Principio de Le Chatelier .....	124
9.7	Reversibilidad de las reacciones ácido-base.....	130
9.8	Potencial de hidrógeno pH.....	134
9.9	Constante de acidez Ka .....	136
10	¿Cuáles son los beneficios o perjuicios de promover la eficiencia en los procesos industriales? .....	142

10.1	Procesos industriales: Ventajas y desventajas. ....	142
10.2	Los procesos industriales y la química .....	147
	Fuentes de consulta.....	151
11	Evaluación final.....	153

## INTRODUCCIÓN

---

La guía de Química III abarca aprendizajes propuestos en el programa de estudio del 2016, que incluye la industria química, se enfoca en conceptos como elemento, átomo, compuesto, molécula, reacción química, enlace y mezcla; involucrando algunos otros transversales, por ejemplo: energía, interacción, reactividad, cambio y equilibrio.

Por otro lado, se explicará la relación entre las industrias y su importancia, atendiendo, el control de los procesos industriales en la fabricación de productos. Lo anterior, dando énfasis en las industrias química y minero-metalúrgica por su importancia económica y producción de sustancias como ácidos, bases, minerales y fertilizantes entre otros.

Se abordarán tres unidades:

Unidad 1. *Industria Química en México: factor de desarrollo*; tiene como propósito que reconozcas a los recursos naturales como fuente de materias primas y la importancia de cómo estos se pueden aprovechar al transformarlos en artículos de uso cotidiano.

También que identifiques a las materias primas como mezclas, compuestos o elementos, y las condiciones de reacción necesarias para su transformación; además comprenderás la importancia económica que tiene la industria química en el desarrollo del país.

Unidad 2. *De los minerales a los metales: procesos químicos, usos e importancia*; el principal propósito es que reconozcas la importancia de los recursos mineros, e identifiques los cambios físicos y químicos efectuados en su transformación y donde aplicarás el estudio de la estequiometría.

Unidad 3. *Control de los procesos industriales en la fabricación de productos estratégicos para el país*; aquí, estudiarás la rapidez de reacción, reacciones reversibles y equilibrio químico, condiciones de operación del proceso químico que se pueden modificar para hacer más eficientes las reacciones químicas.

## **INSTRUCCIONES**

---

La presente guía fue elaborada con la intención de ayudarte para preparar tu examen extraordinario de Química III, las temáticas fueron desarrolladas con base en el Programa de Estudios del 2016. Está dividida en temáticas, las cuales comienzan con una pregunta generadora y a continuación se encuentran los aprendizajes a abordar, posteriormente se desarrollan los temas a través de algunas lecturas que te apoyaran para la adquisición de los aprendizajes. Algunos temas contienen enlaces para videos o páginas en internet por si deseas aprender más acerca del tema.

Al finalizar las lecturas, se encuentran algunas actividades de aprendizaje, las cuales fueron diseñadas con la intención de que pongas en práctica lo aprendido, por ello te sugerimos que las respondas a conciencia para ello puedes emplear este guía, ya que cuenta con espacio suficiente para el desarrollo, pero si lo deseas, puedes emplear una libreta con las actividades sugeridas.

Al finalizar la lectura de los temas y realizar las actividades de aprendizaje encontraras un cuestionario con preguntas de todos los temas y las respuestas a cada cuestionamiento, te sugerimos que antes de ver las respuestas respondas según tus aprendizajes para que esta práctica te sirva como referente para conocer tus propios avances, ten presente que este cuestionario final fue diseñado con la intención de que practiques para tu examen extraordinario.

Te deseamos el mejor de los éxitos y estamos seguras de que si dedicas tiempo y constancia esta guía será de mucha utilidad para presentar tu examen.

## UNIDAD I

---

### Industria química en México: factor de desarrollo

#### PRESENTACIÓN DE LA UNIDAD I

En esta unidad estudiarás la importancia de los recursos naturales como suministro de las materias primas para la Industria, estas las podrás identificar como mezclas, compuestos o elementos, algunas fungen como reactivos para la obtención de productos, dentro de una cadena productiva. También conocerás la importancia de la industria química en el desarrollo económico del país.

Los temas que se presentan en esta guía te servirán de apoyo en la preparación del examen extraordinario de Química III, y de esta manera puedas tener más probabilidad de aprobar. Te sugerimos que la resuelvas con el acompañamiento de un asesor del Programa Institucional de Asesorías (PIA).

#### PROPÓSITOS

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.

#### CONCEPTOS CLAVE

Mezcla, Compuesto, Elemento, materia prima, recursos naturales, cadenas productivas, Reactivos, Productos, Condiciones de reacción y Reacción química.



## 1 ¿CUÁLES SON LOS RECURSOS NATURALES CON LOS QUE CUENTA MÉXICO Y CÓMO PODEMOS APROVECHARLOS?

---

### Aprendizajes

A1. Reconoce a los recursos naturales como fuente de materias primas para la industria, a partir de la investigación y análisis de información documental.

A2. 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. 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:

- Recursos naturales
  - Procedencia
  - Materiales procesados
  - Clasificación
  - Relación de los recursos naturales, materia prima e industria
- Cadena productiva
  - Procesos químicos para la obtención de compuestos de importancia económica.
    - Obtención de ácido fosfórico
    - Obtención de ácido nítrico
  - Sectores económicos
- Producto Interno Bruto

### 1.1 RECURSOS NATURALES

Los recursos naturales se obtienen directamente de la naturaleza, es decir, no son producidos por el ser humano, aunque posteriormente puede utilizarlos para obtener productos nuevos o/y fuentes de energía, a través de reacciones, que modifican sus propiedades químicas.

#### Procedencia

Estos recursos se extraen de la biósfera (seres vivos, plantas y animales), litosfera (minerales, petróleo, carbón), la atmósfera (aire), e hidrósfera (agua); y son indispensables para la elaboración de los productos industriales que comúnmente utilizas en tu vida cotidiana. Los recursos más importantes que provienen de la naturaleza se muestran en la tabla 1.1.



Tabla 1.1. Procedencia de los Recursos Naturales

<b>Litósfera</b>	Recursos naturales no renovables, como minerales, rocas, metales, combustibles fósiles o el propio suelo.
<b>Hidrosfera</b>	Recursos naturales renovables, como el agua vital para los seres vivos. Además, permite riego de cultivo, realizar procesos industriales y el movimiento del agua permite la producción de energía (centrales hidroeléctricas)
<b>Atmósfera</b>	El aire es un recurso natural renovable gracias a su movimiento se produce energía eléctrica en las centrales eólicas. En plantas industriales se separan los componentes del aire, por destilación fraccionada, sobre todo H <sub>2</sub> , N <sub>2</sub> y O <sub>2</sub>
<b>Biósfera</b>	Recursos naturales renovables que utilizamos para obtener energía (quema de madera), para alimentarnos o para fabricar multitud de productos.

### Materiales procesados

Los materiales sufren distintas transformaciones hechas por el hombre para convertirse en productos útiles, que van desde la extracción del recurso natural y su adecuación como materias primas, hasta su transformación y su distribución en el mercado.

Un material procesado es aquel donde el ser humano interviene para su transformación química o física a partir de las materias primas.



### Actividades de aprendizaje 1.1

- I. De acuerdo con la lectura anterior, completa la siguiente tabla, indica con una X cual es un recurso natural y cual es un producto procesado. Si es un recurso natural, indica también su procedencia.

Recursos Naturales y Materiales Procesados

Recursos	Naturales / Procedencia	Procesados
Madera		
Ácido muriático		
Papel		
Bolsas de plástico		
Celulosa		
Sal de mar		

<b>Caucho</b>		
<b>Algodón</b>		
<b>Seda</b>		
<b>Sosa cáustica</b>		
<b>Poliéster</b>		
<b>Pepita de Oro</b>		

En la naturaleza se encuentran sustancias clasificadas como: elementos, compuestos y mezclas que sirven para nuestra vida diaria, por ejemplo, agua, oro, plata, aire, suelo, árboles, petróleo, sales, entre otros. Así mismo es importante tener en cuenta la diferencia entre cada una de las clasificaciones de sustancia para poder identificarlo en la naturaleza.

Recordemos lo que son Elemento, Compuesto y Mezcla para identificar a ¿cuál de ellos corresponde cada recurso natural: un elemento es aquella sustancia pura que por métodos químicos no puede separarse en otras más sencillas y que consta de átomos del mismo número atómico; un compuesto es aquella sustancia pura que al descomponerse por métodos químicos da lugar a dos o más elementos que lo forman, en una proporción definida: una mezcla es aquel material que contiene dos o más sustancias puras.

Existen 92 elementos que se pueden presentar en condiciones estándar (a 1 atm de presión y 25 °C) en alguno de los tres estados de agregación de la materia como, por ejemplo, en estado sólido tenemos al hierro, plomo, selenio, en estado líquido al bromo y mercurio y en forma de gas al cloro hidrógeno y oxígeno. Existen recursos en línea en los que puedes observar las características de los elementos, te recomendamos "Ptable" disponible en internet.

Al fósforo lo encontramos como elemento en estado sólido, se presenta principalmente en dos formas alotrópicas: fósforo rojo y fósforo blanco; también lo encontramos como compuesto formando las sales denominadas fosfatos.

El oxígeno se encuentra en la naturaleza en estado libre ( $O_2$ ) constituyendo el 20% de las moléculas de la atmósfera y combinado con otros elementos formando óxidos, ácidos o sales.

El azufre se puede encontrar libre o en sulfatos, sulfitos y sulfuros. El selenio es un sólido gris. El telurio se obtiene del mineral calaverita unido con el oro.

El flúor, el cloro, bromo y yodo forman parte del mismo grupo. En estado libre sus moléculas tienen dos átomos:  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ . El elemento flúor es un gas de color amarillo, mientras que el cloro es de color verde, el bromo pardo rojizo y el yodo marrón con brillo.

## Clasificación

Los recursos naturales se clasifican en renovables, no renovables e inagotables:

Renovables son aquellos recursos que su regeneración no implica tanto tiempo, pero, la mala distribución y gestión de estos los puede agotar; por ejemplo: agua, flora y fauna.

No renovables, se considera que estos recursos una vez utilizados no se pueden volver a regenerar, debido a que su periodo de regeneración es extremadamente largo. Ejemplos los recursos energéticos como el petróleo, el carbón y el gas natural, así como los metales y sales, entre otros. La cantidad disponible de los recursos naturales no renovables es finita, que va disminuyendo con su uso.

Inagotables son aquellos que no se agotan debido a que tienen un ciclo biogeoquímico (oxígeno, nitrógeno, carbono, hidrógeno, fósforo y azufre) que los hace continuar en desarrollo con el planeta, como agua, aire y energía solar.

### Relación de los recursos naturales, materia prima e industria

De los recursos naturales anteriormente descritos se extraen las materias primas, que son indispensables para la elaboración de los productos industriales, son el punto de partida, de cualquier cadena productiva o de manufacturación. Sin ella no habría elementos que transformar y combinar mediante diversos procesos, para obtener así otros más elaborados y dotados de un valor añadido. Por esa razón el precio de la materia prima incide en los precios finales de los productos elaborados, y en ello intervienen factores operativos como su abundancia, su dificultad de extracción o su dificultad de transformación.

Las materias primas se clasifican según su origen en animal, vegetal y mineral, algunos ejemplos se muestran en la siguiente tabla:

Tabla 1.2 Tipos de recursos naturales de acuerdo con su origen

Origen animal	Origen vegetal	Origen mineral
Lana	Madera	<i>Minerales metálicos</i>
Seda	Caucho	Bauxita, hematites, oro, plata
Marfil	Algodón	<i>Minerales no metálicos</i>
Pieles	Celulosa	Sal, azufre, granito, pizarra, mármol. rocas industriales granito, diamante, pizarra y arcillas
	Corcho	<i>Minerales energéticos</i>
	Frutas	Carbón, petróleo, uranio
	Verduras	

Estas materias primas son los materiales iniciales de los procesos industriales. La industria es una actividad cuyo propósito es transformar estas materias primas en productos elaborados, semielaborados o super elaborados, utilizando una fuente de

energía. Existen diferentes clases de industria dependiendo de los propósitos de su actividad y tipos que la demarcan en ámbitos sectoriales según sean los productos que fabrican.

## 1.2 CADENA PRODUCTIVA

Al tomarse los recursos de la naturaleza inicia su proceso de transformación, en la que los seres humanos intervienen, para obtener productos de consumo final. Lo anterior se lleva a cabo a través de varias etapas, que van ligándose como unas con otras como eslabones, por lo que esos pasos de transformación se les llama cadenas productivas.

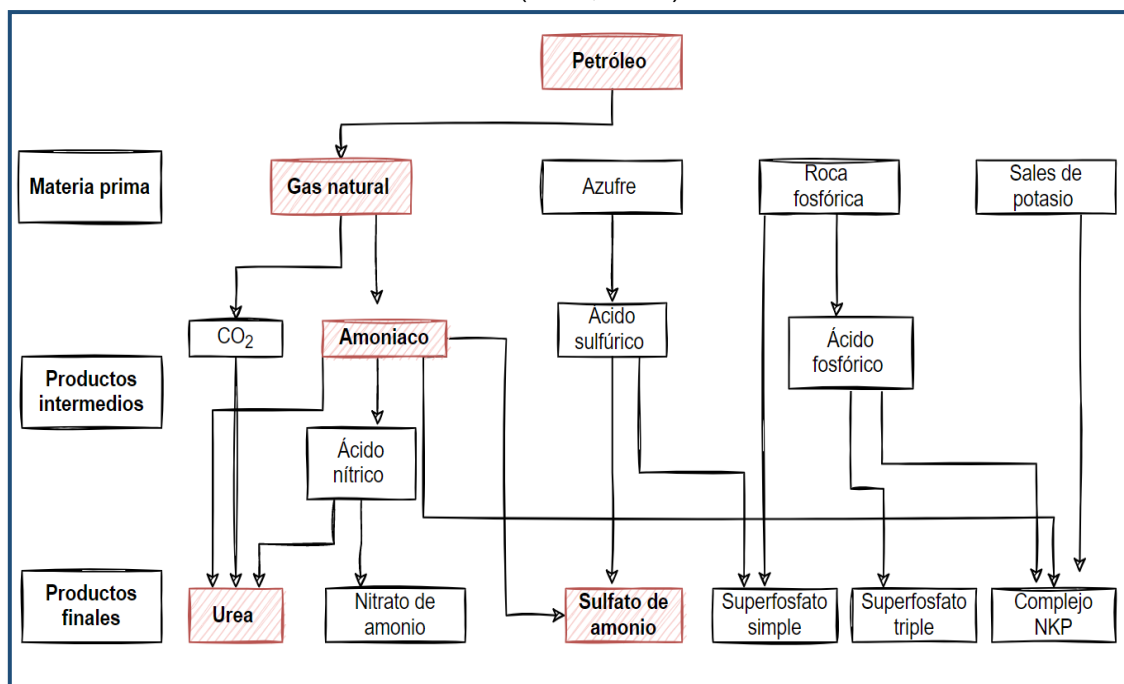
Las cadenas productivas son series de procesos que van desde la recepción de la materia prima, su modificación física y química, hasta la distribución y comercialización. Por ejemplo, la mayor parte de los productos alimenticios son consumidos después de un proceso de transformación industrial como pastas, zumos, congelados, etc. Así mismo en la industria textil se produce fibras naturales, sintéticas, alfombras, telas, prendas de vestir, y más; mientras que la industria farmacéutica nos provee de diversos medicamentos.

En la figura 1.1 se muestra un ejemplo de la cadena productiva para la obtención de fertilizantes, donde se identifica la materia prima, los productos intermedios y finales.

Como puedes observar, del petróleo (mezcla compleja) se obtiene el gas natural (mezcla), de este se puede obtener el amoníaco (compuesto) el cual es empleado para la síntesis de la urea (compuesto) y la sal sulfato de amonio (compuesto).

Figura 1.1 Cadena productiva de los principales fertilizantes en México.

Fuente: Modificado con datos de *El mercado de los fertilizantes en México a finales del siglo XX* (Ávila, 2002)



En esta imagen, se muestra como el azufre (elementos), roca fosfórica (mezcla) y las sales de potasio (compuestos) son la materia prima que se extrae de la naturaleza para la obtención de los fertilizantes complejos como superfosfato simple, superfosfato triple y complejos NKP (mezclas).

### **Procesos químicos para la obtención de compuestos de importancia económica**

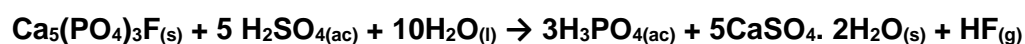
A continuación, se muestran reacciones químicas que nos dan cuenta de las materias primas necesarias para producir algunos compuestos de importancia económica:

#### **Obtención de Ácido fosfórico (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>)**

El ácido fosfórico se cuenta entre las diez sustancias químicas que se producen industrialmente en mayor cantidad.

Proceso a partir de rocas de fosfato y ácido sulfúrico

El H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> se obtiene mediante el tratamiento de rocas de fosfato de calcio con ácido sulfúrico, filtrando posteriormente el líquido resultante para extraer el sulfato de calcio.



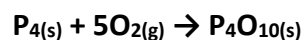
*Proceso a partir de rocas de fosfato y ácido sulfúrico usando arena y coque*

También se puede obtener el H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> por un proceso de tres pasos, que se describen a continuación:

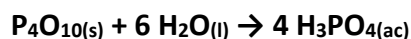
- Al hacer reaccionar primero la fluoroapatita con arena (SiO<sub>2</sub>) y coque (una forma de carbono) en un horno de arco eléctrico a 2000°C.



- Una vez condensado el fósforo gaseoso, se quema en oxígeno para formar el óxido P<sub>4</sub>O<sub>10</sub>.



- Reacción del óxido con agua para dar ácido fosfórico, un ácido débil

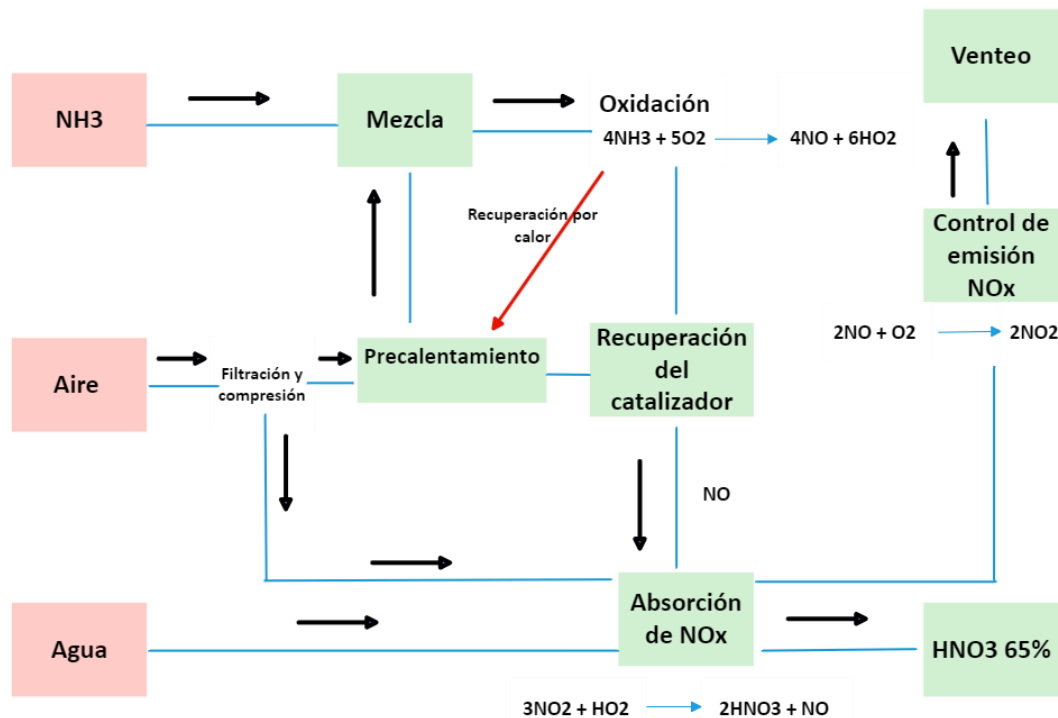


#### **Obtención de ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>)**

El nitrógeno es una de las sustancias química más utilizadas en los procesos industriales. Gran cantidad se obtiene del aire, pero también de importantes depósitos de salitre (NO<sub>3</sub>, salitre de potasio o NaNO<sub>3</sub>, también llamado salitre chileno), estos compuestos se utilizan fundamentalmente en la producción de fertilizantes. Debido a su gran solubilidad en agua, las sales de nitrato también son usadas para otros fines,

por ejemplo: el  $\text{NaNO}_3$ , para preservar la carne, el  $\text{KNO}_3$  para la fabricación de la pólvora y el  $\text{AgNO}_3$  para preparar los reveladores de película fotográfica.

Cerca de la mitad del amoníaco que se produce a nivel industrial se convierte en ácido nítrico mediante el “proceso de Ostwald”, según el siguiente proceso:



Figura

1.2. Proceso del ácido nítrico a partir de amoníaco. Adaptado de:

[https://www.miteco.gob.es/es/calidad-y-evaluacion-ambiental/temas/sistema-espanol-de-inventario-sei/040402-producc-no3h\\_tcm30-429856.pdf](https://www.miteco.gob.es/es/calidad-y-evaluacion-ambiental/temas/sistema-espanol-de-inventario-sei/040402-producc-no3h_tcm30-429856.pdf)

## Sectores económicos

Para satisfacer las necesidades de los seres humanos, las actividades económicas se dividen en sectores: primario, secundario y terciario.

El sector primario, corresponde al primer eslabón de las cadenas productivas donde se extrae o se toma de la naturaleza las materias primas, corresponden a este tipo el cultivo o explotación de minas, la agricultura, la ganadería o la minería, por ejemplo.

Estas actividades obtienen los productos primarios es decir las materias primas en bruto. Explotan lo que ofrece la naturaleza sin hacerle una transformación.

La actividad de este sector se remonta a la era paleolítica donde comenzó a practicarse la caza y la recolección de las materias primas que permitían cubrir las necesidades más básicas como el vestido y alimentación.

El sector secundario o industria de transformación es aquella que convierte los productos de la industria primaria en bienes de consumo o de capital; ésta corresponde a los productos manufacturados, la construcción, la generación de

energía, la purificación de metales a partir de minerales, la producción de aleaciones, el procesamiento del petróleo, entre otros.

El sector terciario incluye las actividades que proporciona servicios, tales como: Transporte, educación, servicios a la salud, comercios, servicios financieros, actividades culturales; no son transformadores de bienes materiales. Corresponden a los servicios básicos para satisfacer las necesidades de cualquier población.

Algunos de los productos que el ser humano obtiene de los diferentes sectores de la industria química los puedes observar en la tabla siguiente.

Industrias en cada uno de los sectores y sus productos

Tabla 1.3. Sectores en los que se apoya la Industria Química

<b>Sectores en los que se apoya la Industria Química (Concepto, 2021)</b>		
<b>Primario o extracción</b>	<b>Secundario o transformación</b>	<b>Terciario o de servicios</b>
<b>Extracción de materias primas directamente de la naturaleza</b>	En este sector la industria juega un papel importante; porque la transformación de la materia prima masiva además es clave para el sostén del capitalismo.	Servicios para resolución de problemas, en la obtención de recursos humanos, tecnológicos o en la supervisión.
<b>Ejemplos</b>		
<ul style="list-style-type: none"> <li>• <b>Apicultura (miel y cera)</b></li> <li>• <b>Silvicultura (obtención de la madera)</b></li> <li>• <b>Caza (captura de animales salvajes para consumo de alimentos y comercio de pieles)</b></li> <li>• <b>Ganadería (cría de ganado doméstico para la explotación y comercio de alimentos o pieles)</b></li> <li>• <b>Minería Extracción de minerales: Oro, Plata, cobre, zinc, entre otros)</b></li> <li>• <b>Pesca (pescados, mariscos)</b></li> <li>• <b>Petróleo (extracción)</b></li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>♦ Fábricas de artículos personales calzado y textil, electrónica, papel, metales, maquinaria pesada, muebles</li> <li>♦ Refinación del Petróleo, Plásticos, Vidrios y cerámica, enseres domésticos</li> <li>♦ Fabricación de materiales para construcción especializados, construcción de casas y edificios</li> <li>♦ Producción de Energía (Obtención energía eléctrica a partir de hidrocarburos fósiles, viento, sol y caídas de agua o presas, mediante distintos medios y mecanismos)</li> <li>♦ Industrias químicas y petroquímicas. A partir de diversos materiales químicos como el petróleo, se obtienen insumos científicos que son empleados en numerosas industrias, como preservantes, desinfectantes, plásticos, etc</li> <li>♦ Embotelladoras y envasadoras. A partir de materia prima comestible y la proveniente de la industria química (y de la del vidrio), se fabrican productos alimenticios listos para el consumo como bebidas, alimentos procesados y empaquetados.</li> <li>♦ Artesanía (Hechura de objetos de consumo en talleres como zapatos, bisutería y accesorios, adornos y juguetes de madera, fibras naturales u hojalata)</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>▪ Mantenimiento de instalaciones, servicios legales, seguros.</li> <li>▪ Distribución o transporte de mercancías elaboradas, materias primas o personas.</li> <li>▪ Comercialización. Es el paso final de las cadenas productivas, lleva el producto final a sus consumidores y hacerlo disponible al mercado de consumo local que, actualmente puede ser venta online de productos a cualquier parte del mundo, comercio minorista, comercio mayorista</li> <li>▪ -Servicios financieros y Banca, Comunicaciones e Información, Salud y servicios sociales</li> </ul>

<ul style="list-style-type: none"> <li>• <b>Agricultura (maíz, frijol, cereales, verduras, frutas)</b></li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>◆ Fábricas de artículos personales: zapatos, textiles y otros, producidos en masa y que consumen materia prima textil y de cueros o plásticos, instrumentos, equipos</li> <li>◆ Bebidas Productos Químicos</li> <li>◆ Productos Farmacéuticos</li> <li>◆ Computadoras</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>▪ Restaurantes, hotelería, entretenimiento, turismo</li> <li>▪ Gobierno</li> <li>▪ Educación</li> <li>▪ Bienes raíces</li> </ul>
-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

### 1.3 PRODUCTO INTERNO BRUTO

Como puedes ver el sector más grande es el secundario, por lo que es el que aporta mayor capital económico a un país. Un indicador del crecimiento económico del país es el Producto Interno Bruto (PIB), lo cual indica la suma del valor agregado de bienes y servicios de uso final que genera un país o entidad federativa durante un período determinado, por lo regular es un año.



Figura 1.3. Imagen tomada de: [Producto Interno Bruto. Cuéntame de México \(inegi.org.mx\)](http://inegi.org.mx)

**Producto:** se refiere al beneficio o cantidad de dinero que se gana al vender los bienes y servicios elaborados por las actividades económicas.

**Interno:** porque considera la producción realizada dentro del territorio nacional o entidad federativa, sin importar la nacionalidad de la persona o de la empresa que lo produce. De esta forma, un extranjero que trabaje en México sumará al PIB mexicano.

**Bruto:** debido a que no considera el desgaste que tienen, por ejemplo, las máquinas, computadoras, equipos o el de los edificios en donde operan las empresas y que se utilizan para la generación de bienes y servicios.



Sirve para saber si la economía del país está creciendo o no, es decir, si se produjo más o menos que el año anterior. El cambio en el PIB a lo largo del tiempo es uno de los indicadores más importantes del crecimiento económico.

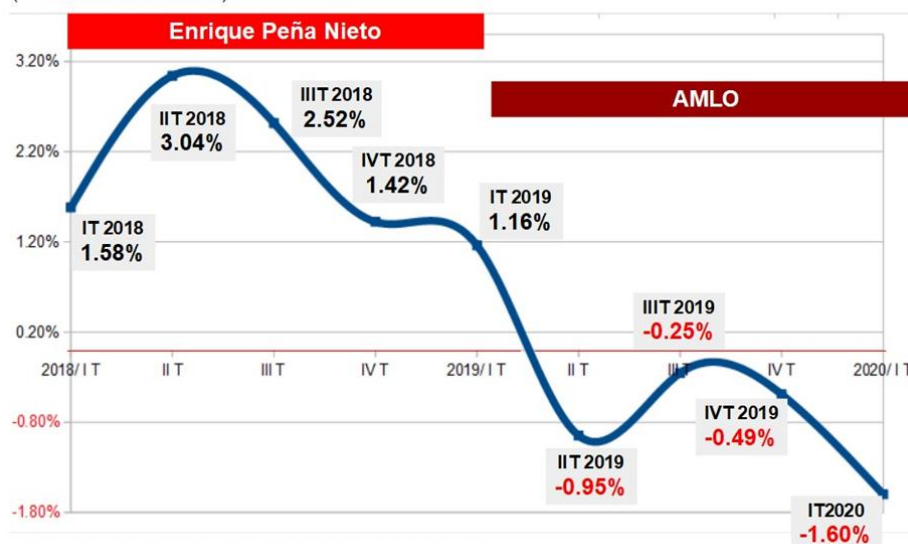
Un crecimiento en el PIB significa que hay más dinero para construir edificios, casas o comprar maquinaria y que se producirán más bienes y servicios. Estos son beneficioso para todos porque habrá más empleo y más oportunidades para hacer negocios.

Se dice que la economía de un país crece cuando su PIB aumenta de un período a otro. Por el contrario, cuando el PIB disminuye se dice que baja la actividad económica.

Como puedes observar en la siguiente gráfica, el Producto Interno Bruto en el último año del gobierno del presidente Peña Nieto tuvo un incremento del 1,50% al 3.4 % en el segundo trimestre. Sin embargo, vino en descenso hasta llegar, por el cambio de gobierno, a 1.16% cuando entregara su mandato al presidente López Obrador. La tendencia a la baja continuó en hasta llegar a números negativos de – 0.95 % cuando inició la pandemia de COVID 19. A pesar de las acciones que instrumentó AMLO y con las cuales se logró incrementar el % del PIB a – 0.49%, dicho porcentaje volvió a descender hasta llegar a un mínimo de –1.6 % en el quinto trimestre del año 2020. El PIB puede indicarnos, de manera general, cómo se va moviendo la actividad económica del país, pues nos indica el valor agregado que se les ha dado a los materiales desde su extracción hasta su disposición como producto terminado en manos del usuario final.

### Producto Interno Bruto de México 2018-2020

(Variación real anual)



Fuente: Elaborado por EjeCentral.com.mx con datos del Inegi

Figura 1.4. Producto Interno Bruto de México del año 2018 al 2020. Adaptado de: [PIB México cae 1.6% en primer trimestre 2020, la peor caída en 11 años \(ejecentral.com.mx\)](https://ejecentral.com.mx)

**Las industrias químicas de mayor interés para el desarrollo económico de México son las siguientes:**

- Industria Alimentaria
- Minera metalúrgica
- Industria petroquímica
- Industria farmacéutica
- Industria del Automóvil



### Actividades de aprendizaje 1.2

**I. Contesta el siguiente cuestionario, con base al texto anterior, puedes investigar más para complementar las respuestas.**

1. ¿Cuáles son los procesos de la cadena productiva, después de la recepción de la materia prima?

---

---

2. ¿Cuántos y cuáles son los sectores de la industria química?

---

---

3. ¿Qué aporta la industria química a la sociedad?

---

---

**II. Relaciona el material de acuerdo con la clasificación correspondiente.**

Material	Clasificación
1. Oro	( ) Mezcla homogénea
2. Madera	( ) Compuesto inorgánico
3. Agua	( ) Elemento no metálico
4. Azufre	( ) Compuesto
5. Aire	( ) Elemento metálico
6. NaCl	( ) Mezcla heterogénea

III. Escribe las industrias de la cadena productiva y el producto, de acuerdo con su sector, para la obtención de los siguientes bienes de consumo final.

Bien de consumo final	Sector Primario	Sector Secundario	Sector Terciario
Cuaderno	Silvicultura (madera)	Industria del papel (papel, metal, plástico)	Venta en papelería (cuaderno)
Mermelada			
Aspirina			
Vestido			
Pescado			
Gasolina			
Batería de Teléfono celular			

IV. Observa la siguiente imagen del proceso de la fabricación de ácido sulfúrico, la tabla próxima enlista las mezclas, compuestos, elementos e indica si son átomos o moléculas. Marca con una x como se muestra en el ejemplo.

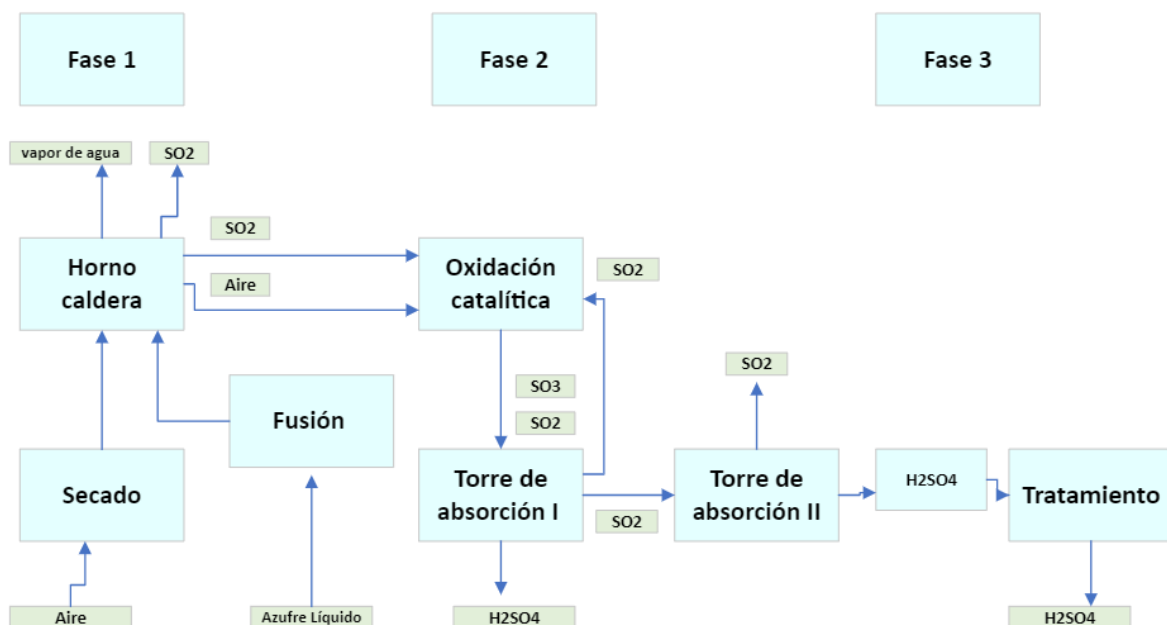


Figura 1.5. Figura tomada de [https://www.miteco.gob.es/es/calidad-y-evaluacion-ambiental/temas/sistema-espanol-de-inventario-sei-/040401-produccion-so4h\\_tcm30-429855.pdf](https://www.miteco.gob.es/es/calidad-y-evaluacion-ambiental/temas/sistema-espanol-de-inventario-sei-/040401-produccion-so4h_tcm30-429855.pdf)

Sustancias del proceso de obtención de ácido sulfúrico.

Sustancia	Elemento	Compuesto	Mezcla	Átomo	Molécula
Aire			X	-	-

#### FUENTES DE CONSULTA

---

Concepto, Enciclopedia (2021). *Sector Primario, Sector secundario, Sector terciario.*  
<https://concepto.de/sector-secundario/>

Fundación polar. (2005). *El mundo de la química.*  
[https://bibliofep.fundacionempresaspolar.org/media/16676/coleccion\\_mundo\\_quimica\\_lw\\_fasciculo\\_13.pdf](https://bibliofep.fundacionempresaspolar.org/media/16676/coleccion_mundo_quimica_lw_fasciculo_13.pdf)

## UNIDAD 2

---

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

#### **PRESENTACIÓN DE LA UNIDAD 2**

En la unidad II de Química III se reconocerá la importancia de la industria minero-metalúrgica en la extracción de los recursos naturales como materia prima para su posterior transformación y aprovechamiento a través del estudio de las cadenas productivas.

Se profundizará en la importancia de los recursos minerales, los cambios físicos y químicos que estos experimentan en los procesos de extracción, obtención y purificación de los metales; así mismo se abordará el tema del daño ambiental, provocado por una inadecuada explotación de los recursos naturales involucrados en la industria minero-metalúrgica.

#### **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.

#### **CONCEPTOS CLAVE**

Cambios químicos y físicos, mineral, mena, ganga, metal, proceso minero metalúrgico, nomenclatura, anión, catión, oxidación, reducción, reacción química, ecuaciones químicas, propiedades periódicas, número de oxidación, agente oxidante y agente reductor, estequiometría, mol, masa balance de ecuaciones químicas, rendimiento de una reacción, enlace metálico, impacto económico y ambiental.



### Aprendizajes

A1. 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.

A2. 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.

### Temática

- Recursos minerales y su aprovechamiento
- Propiedades físicas de los minerales
- Clasificación de los minerales
- Nomenclatura de compuestos inorgánicos
  - Compuestos binarios
    - Compuestos oxigenados
    - Sales binarias
  - Compuestos ternarios
  - Compuestos cuaternarios

### 2.1 RECURSOS MINERALES Y SU APROVECHAMIENTO

En geología se denomina roca a cada uno de los diversos materiales sólidos, formados por cristales, o granos de uno o más minerales, por lo que a una roca la podemos definir como una mezcla.

Los minerales se forman por procesos físicos y químicos que ocurren en la naturaleza, presentan una composición química y estructura definida que los caracteriza, generalmente suelen ser cristalinos con formas geométricas.

Se encuentran en diversas composiciones que pueden ser de un sólo elemento, por ejemplo: el azufre, oro, plata, cobre, o en compuestos, como el cuarzo que está formado por silicio y oxígeno, otro mineral es la carnotita que contiene cinco elementos básicos: potasio, uranio, oxígeno, vanadio e hidrógeno, formando una mezcla.

### 2.2 PROPIEDADES FÍSICAS DE LOS MINERALES

Propiedades que resultan de sus características químicas y estructurales, por ejemplo, el color, el brillo o la dureza, entre otros.

- El color de los minerales es de diversos tonos, aunque un mismo tipo puede encontrarse en diferentes sitios y en colores distintos. El cuarzo, por ejemplo, puede ser blanco, rosa o de otros colores.
- Otra característica que diferencia a los minerales es que se rompen y se dividen de manera distinta; unos se separan en láminas planas, como la mica; otros se rajan en cristales compactos, como la calcita; o bien se quiebran en superficies onduladas como el pedernal y muchos otros.
- El brillo o forma en que reflejan la luz es muy importante en el caso de las piedras preciosas.
- La dureza o grado de resistencia que opone un mineral a ser rayado por otro. Ejemplo es el diamante, que es el más duro de todos los minerales naturales, o bien la bauxita, que es relativamente blanda.
- Minerales magnéticos como la magnetita, que contiene mucho hierro, es muy pesada y tiene propiedades magnéticas.
- La radioactividad es otra característica de un grupo pequeño de minerales, como la uranita y la carnotita.

En la tabla 2.1 se presentan algunas de las propiedades de los minerales.

Tabla 2.1. Propiedades de minerales

<b>Propiedad</b>	<b>Definición</b>
<b>Color</b>	Propiedad más conspicua y menos confiable depende del grado de absorción de la luz las pequeñas impurezas pueden cambiar el color.
<b>Raya</b>	color del polvo al rayarse. En algunos casos es diagnóstico como la hematita.
<b>Lustre</b>	Apariencia de la superficie bajo luz reflejada: Metálico, No Metálico (perlado, sedoso, vítreo, terroso, adamantino)
<b>Dureza</b>	Resistencia al rayado. Se usa escala de Mohs del 1 al 10; 1= yeso, 10= diamante.
<b>Forma</b>	ángulos entre caras, reflejo de estructura cristalina.
<b>Clivaje</b>	Muy diagnóstica. Tendencia a romperse a lo largo de ciertos planos (débiles)
<b>Fractura</b>	En minerales sin clivaje. Planos en los que se rompe cuando se golpean (ej. concoidal)
<b>Peso Específico</b>	Masa del sólido ó mineral / masa de agua de igual volumen que el sólido o mineral. Aumenta con el incremento del número atómico. (la mayoría está entre 2.5 y 3)
<b>Reacción al ácido.</b>	“burbujeo” al HCl Ejemplo: $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$
<b>Sabor</b>	Con precaución, útil para halita (NaCl), y silvita (KCl)



## Actividad de aprendizaje 2.1

- I. Para esta actividad te solicitamos que consigas (en la papelería o tlapalería) una tabla de minerales y rocas. Observar a través de la luz o con una lupa 5 de ellos, escribe el nombre de los minerales observados y dibújalos, además escribe si tiene brillo o son opacos. Investiga la escala de Mohs para determinar la dureza y el rayado. Llena la siguiente tabla con tus anotaciones.

Nombre del Mineral	Dibuja lo observado	Brillante /Opaco	Dureza	Rayado	Color

- II. Investiga la(s) fórmula(s) y/o composición, propiedades físicas, propiedades químicas y usos de los minerales que elegiste. Posteriormente llena la siguiente tabla indicando si es un elemento, compuesto o mezcla.

Nombre del Mineral	Compuesto/ elemento/ mezcla	Formula	Propiedades Químicas	Propiedades Físicas	Usos

### 2.3 CLASIFICACIÓN DE LOS MINERALES

La clasificación mineral se basa en la composición química y en la estructura interna, las cuales en conjunto representan la esencia de un mineral y determinan sus propiedades físicas. De acuerdo con la composición química, los minerales se dividen en clases según el anión o grupo aniónico dominante, por ejemplo, los óxidos, los haluros, los sulfuros y los silicatos, entre otros.



Tabla 2.2. Clasificación de los minerales con base a su composición: óxidos, sulfuros, haluros, silicatos, carbonatos y sulfatos.

Compuesto	Anión	Ejemplos
<b>Óxidos</b>	<b>O<sup>2-</sup></b>	Cuprita Cu <sub>2</sub> O, corindón Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , Hematita Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , cuarzo SiO <sub>2</sub> , rutilo TiO <sub>2</sub> , magnetita Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub> .
<b>Sulfuros</b>	<b>S<sup>2-</sup></b>	Metales y metaloides (Ag, Cu, Pb, Zn, Fe, Ni, Hg) con S, As, Sb (Antimonio), ejemplos: Calcopirita (CuFeS <sub>2</sub> ), Galena (PbS) , Esfalerita (ZnS).
<b>Haluros</b>	<b>F<sup>1-</sup></b> <b>Cl<sup>1-</sup></b> <b>Br<sup>1-</sup></b> <b>I<sup>1-</sup></b>	Iones halógenos (F y Cl) con cationes metálicos alcalinos/alcalinotérreos (Na, K, Ca, Mg), ejemplos: Atacamita (CuCl <sub>2</sub> ), Halita (NaCl), Fluorita CaF <sub>2</sub>
<b>Silicatos</b>	<b>SiO<sub>4</sub><sup>2-</sup></b>	Son los minerales más comunes forman aproximadamente el 80 -92 % de los minerales de la corteza terrestre, la unidad estructural básica es: SiO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
<b>Carbonatos</b>	<b>CO<sub>3</sub><sup>2-</sup></b>	Constituyen rocas sedimentarias: Calcita: CaCO <sub>3</sub> (carbonato cálcico) Dolomita: CaMg(CO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> (carbonato de calcio y magnesio), Mineral de construcción, principal componente cemento portland.
<b>Sulfatos</b>	<b>SO<sub>4</sub><sup>2-</sup></b>	Blandos, solubles en agua, menos los que contienen cationes de gran radio (Ba, Sr, Pb), ejemplo (Yeso) CaSO <sub>4</sub> ·2H <sub>2</sub> O
<b>Nitratos</b>	<b>NO<sub>3</sub><sup>1-</sup></b>	Se originan por precipitación química en cuencas continentales con fuerte evaporación y solubles en agua. Ejemplos: nitro (KNO <sub>3</sub> ), gerhardita (Cu <sub>2</sub> N <sub>3</sub> )



## Actividad de aprendizaje 2.2

- I. En el siguiente cuadro se muestran las fórmulas químicas de algunos minerales. Investiga el nombre del mineral, escribe la clasificación y su nombre químico.

Fórmula	Nombre del mineral	Clasificación del mineral	Nomenclatura stock
$\text{Fe}_2\text{O}_3$	Hematita	Óxido	Óxido de hierro (III)
$\text{PbS}$			
$\text{NaNO}_3$			
$\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$			
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	Fosforita	Fosfato	Fosfato de calcio
$\text{NaCl}$			
$\text{Al}_2\text{O}_3$			
$\text{CaCO}_3$			
$\text{HgS}$			

Los minerales son compuestos químicos a los cuales se les otorgó un nombre, por la región donde se encontraron, por su aspecto o bien en honor a su descubridor, pueden nombrarse con base a la nomenclatura que es recomendada por la IUPAC.

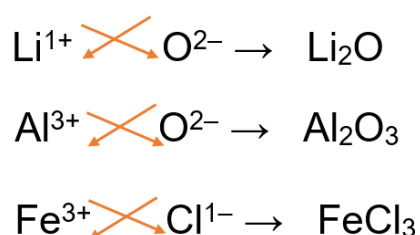
### 2.4 NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

Nomenclatura es una palabra que significa nombre. En química, como en otras disciplinas, es necesario emplear nombres para poder reconocer todas las sustancias y para entendernos con un lenguaje común entre químicos. Cada sustancia (ya sea un elemento o un compuesto) va a tener su propio nombre y no existe otra que se denomine de la misma forma. La IUPAC (The International Union of Pure and Applied Chemistry), es la asociación que designa las reglas correspondientes a cada tipo de sustancia para nombrarlas y para escribir las fórmulas químicas por el tipo de elementos que las conforman.

Es conveniente recordar que los elementos se combinan entre sí de acuerdo con sus números de oxidación y que una fórmula expresa la combinación precisa de cada elemento, siendo entonces una fórmula química, la representación de la cantidad y tipo de elementos que forman parte de un compuesto.

También se debe tener en cuenta que, para expresar estas fórmulas químicas, se escribe primero el símbolo del elemento o radical positivo y el símbolo del elemento o radical negativo se anota a la derecha del primero. Los subíndices en una fórmula eléctricamente neutra (si carga) se obtiene conociendo los números de oxidación de cada elemento e intercambiarlos, éstos indican el número de veces que ese elemento está presente en el compuesto.

Ejemplo:



Recuerda que, para establecer los números de oxidación de cada elemento, debes tomar en cuenta la posición que guardan en la tabla periódica; enseguida mencionamos nuevamente estas reglas:

**Número de oxidación:** carga positiva o negativa, aparente o real, que adquiere un elemento al combinarse con otro.

Las principales reglas para establecer el número de oxidación de los elementos son:

1. El número de oxidación del flúor es de 1-; en el oxígeno es 2-. Excepto en los peróxidos que es 1-.
2. El número de oxidación del hidrógeno generalmente es igual a 1+. Excepto en los hidruros, en los que su número de oxidación es igual a 1-.
3. Los metales siempre presentan números de oxidación positivos de acuerdo con su grupo en la tabla periódica

I	II	III	IV	V
1+	2+	3+	4+	5+
			2+	3+

Los números de oxidación que pueden tener algunos metales de transición son:

Cr	Mn	Fe, Co, Ni	Ag	Au	Zn, Cd	Cu, Hg
2+	2+					
3+	4+	2+	1+	1+	2+	1+
6+	6+	3+		3+		2+
	7+					

4. Los **no metales** pueden tener **números de oxidación positivos y negativos** de acuerdo con el elemento con que se combinan y al grupo que ocupa el elemento en la tabla periódica.

III A	IV A	V A	VI A	VII A
				1+
	2+	3+	4+	3+
3+	4+	5+	6+	5+
				7+
	4-	3-	2-	1-

### ¿Cómo se nombran los compuestos?

Lavoisier propuso que el nombre de un compuesto debía describir su composición y es esta norma la que se aplica en los sistemas de nomenclatura química. Para nombrar la gran variedad de compuestos químicos inorgánicos, es necesario agruparlos en categorías. Una de ellas los clasifica de acuerdo con el número de elementos que forman el compuesto, distinguiéndose así los compuestos binarios (NaCl), los compuestos ternarios (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) y los cuaternarios (NaHCO<sub>3</sub>). También se los puede clasificar según el tipo de familias o funciones químicas que representan, conociendo entonces: Óxidos (metálicos y no metálicos), Hidruros (metálicos y no metálicos), ácidos (Hidrácidos y oxácidos), Sales (binarias o haloideas, oxisales, sales ácidas, sales básicas y sales neutras), Hidróxidos (bases o álcalis), principalmente. A continuación, se describe la forma en de nombrar algunos compuestos.

### Compuestos binarios

Los compuestos **binarios** están formados por dos elementos diferentes, de acuerdo con su composición se clasifican en:

#### ► Compuestos oxigenados

Son llamados en términos generales óxidos y pueden ser metálicos y no metálicos.

- a. **Óxidos Metálicos**, también llamados **óxidos básicos**: Son combinaciones binarias de un **metal** con el **oxígeno**, en las que el oxígeno tiene número de oxidación 2-. Su fórmula general es:  $M^{+n} O^{-2}$

**Nomenclatura tradicional:** Se escribe la palabra **óxido** seguida del nombre del metal correspondiente. Para los metales que tienen diferente número de oxidación, se escribe la raíz del nombre del metal seguida de los sufijos **oso / ico**, para la menor o mayor valencia. Si el metal solo tiene un número de oxidación, no es necesario incluir ninguna terminación.

**Nomenclatura de Stock:** Se nombra con las palabras “óxido de” y el nombre del metal seguido inmediatamente del número de oxidación con el que actúa entre paréntesis y con números romanos. Si el número de oxidación del metal es fijo no es necesario especificarlo.

**Nomenclatura sistemática.** Se basa en nombrar a las sustancias usando prefijos numéricos que indican la atomicidad de cada uno de los elementos presentes en cada molécula.

FÓRMULA	Números de oxidación	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura Stock	Nomenclatura sistemática
$Na_2O$	$Na^{1+} O^{2-}$	Óxido de sodio	Óxido de sodio	Monóxido de disodio
$Al_2O_3$	$Al^{3+} O^{2-}$	Óxido de aluminio	Óxido de aluminio	Trióxido de dialuminio
$Cu_2O$	$Cu^{1+} O^{2-}$	Óxido cuproso	Óxido de cobre (I)	Monóxido de dicobre
$CuO$	$Cu^{2+} O^{2-}$	Óxido cúprico	Óxido de cobre (II)	Monóxido de monocobre

- b. **Óxidos no metálicos (óxidos ácidos o anhídridos).** Como su nombre lo indica, se refiere a la unión de un no metal con el oxígeno; la forma de representarlos de manera general es:  $Nm^{+n} O^{-2}$

Para nombrarlos, de acuerdo con la **nomenclatura tradicional**, se escribe la palabra **anhídrido** seguida de la raíz del **nombre del no metal con la terminación oso / ico**, considerando su número de oxidación como lo muestra la siguiente tabla.

NO METALES					Prefijos y sufijos para Anhídridos
III A	IV A	V A	VI A	VII A	
				1+	Hipo___oso
	2+	3+	4+	3+	___oso
3+	4+	5+	6+	5+	___ico
				7+	Per___ico

↙  
Raíz del nombre del no metal

**Nomenclatura sistemática.** Para estos compuestos, se indica por medio de prefijos numerales la cantidad de cada elemento que forma parte de la molécula, sobre todo en el caso del oxígeno; escribiendo entonces \_\_\_**óxido de** \_\_\_**no metal**. Si se trata de 1 átomo de Oxígeno, se escribe monóxido; 2 átomos, dióxido; tres átomos, trióxido, etc.

**Nomenclatura de Stock:** Se nombra con las palabras “óxido de” y el nombre del metal seguido inmediatamente del número de oxidación con el que actúa entre paréntesis y con números romanos. Si el número de oxidación del metal es fijo no es necesario especificarlo.

FÓRMULA	Números de oxidación	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura Stock
<b>N<sub>2</sub>O</b>	N <sup>1+</sup> O <sup>2-</sup>	Anhídrido <b>hiponitroso</b>	<b>Monóxido de dinitrógeno</b>	Óxido de nitrógeno (IV)
<b>As<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	As <sup>3+</sup> O <sup>2-</sup>	Anhídrido arsen <b>oso</b>	<b>trióxido de diarsénico</b>	Óxido de arsénico (III)
<b>Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub></b>	Cl <sup>7+</sup> O <sup>2-</sup>	Anhídrido <b>perclórico</b>	<b>Heptóxido de dicloro</b>	Óxido de cloro (VII)
<b>SO<sub>3</sub></b>	S <sup>6+</sup> O <sup>2-</sup>	Anhídrido sulfú <b>rico</b>	<b>Trióxido de azufre</b>	Óxido de azufre (VI)

- **Sales binarias (haloideas).** Surgen de la sustitución del hidrógeno de los hidrácidos por un metal, por lo que se puede expresar su fórmula general de la siguiente forma: **M<sup>+n</sup> Nm<sup>-m</sup>**. Para nombrarlos, se cambia la terminación **hídrico por uro. No metaluro de metal**, respetando las diferencias en los números de oxidación de los elementos metálicos.

**Nomenclatura tradicional,** se nombra al elemento más electronegativo con la terminación uro y posteriormente al elemento metálico (más electropositivo) tomando en cuenta las terminaciones de acuerdo con sus números de oxidación.

**Nomenclatura Stock,** se nombra el elemento más electronegativo con terminación **uro** seguido de la preposición de y el nombre del elemento menos electronegativo y a continuación se indicará entre paréntesis su número de oxidación en

números romanos. En el caso de aquellos elementos en los que sólo tenga un número de oxidación no será indicado.

**Nomenclatura sistemática**, se nombra a las sustancias usando prefijos numéricos que indican la atomicidad de cada uno de los elementos presentes en cada molécula.

Fórmula	Números de oxidación	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura Stock	Nomenclatura sistemática
$\text{Na}_2\text{S}$	$\text{Na}^{1+}$ $\text{S}^{2-}$	Sulfuro de sodio	Sulfuro de sodio	Monosulfuro de disodio
$\text{AlCl}_3$	$\text{Al}^{3+}$ $\text{Cl}^{1-}$	Cloruro de aluminio	Cloruro de aluminio	Tricloruro de aluminio
$\text{SnBr}_2$	$\text{Sn}^{2+}$ $\text{Br}^{1-}$	Bromuro estanoso	Bromuro de estaño (II)	Dibromuro de estaño
$\text{AgI}$	$\text{Ag}^{+1}$ $\text{I}^{1-}$	Yoduro de plata	Yoduro de plata	Monoyoduro de plata
$\text{Fe}_2\text{S}_3$	$\text{Fe}^{3+}$ $\text{S}^{2-}$	Sulfuro férrico	Sulfuro de hierro (III)	Trisulfuro de dihierro

### Compuestos ternarios

Por otro lado, los compuestos **ternarios** están formados por tres elementos diferentes. Dentro de esta clasificación encontramos a:

- a. **Hidróxidos (bases o álcalis)**. Son formados por la combinación de óxidos metálicos (óxidos básicos) con agua y se caracterizan por la presencia del radical  $(\text{OH})^{1-}$  y un metal.

Tienen la fórmula general  $\text{M}^{+n} (\text{OH})^{-n}$ . Se nombra escribiendo: **hidróxido de metal**, respetando las reglas para designar al metal con diferente estado de oxidación.

**Nomenclatura tradicional**, se escribe la palabra **hidróxido** seguida de la raíz del nombre del no metal con la terminación **oso / ico**, considerando su número de oxidación.

**Nomenclatura Stock**, se escribe la palabra **hidróxido**, el nombre del metal seguido inmediatamente del número de oxidación con el que actúa entre paréntesis y con números romanos. Si el número de oxidación del metal es fijo no es necesario especificarlo.

**Nomenclatura sistemática**, se anteponen los prefijos numéricos a la palabra hidróxido; ejemplo:  $(\text{OH})_2^{1-}$ , Dihidróxido;  $(\text{OH})_3^{1-}$ , trihidróxido; etc.

fórmula	Números de oxidación	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura Stock	Nomenclatura sistemática
<b>NaOH</b>	Na <sup>1+</sup> O <sup>2-</sup> H <sup>1+</sup>	Hidróxido <b>sódico</b>	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio
<b>Al(OH)<sub>3</sub></b>	Al <sup>3+</sup> O <sup>2-</sup> H <sup>+1</sup>	Hidróxido <b>aluminico</b>	Hidróxido de aluminio	Trihidróxido de aluminio
<b>Sn(OH)<sub>2</sub></b>	Sn <sup>2+</sup> O <sup>2-</sup> H <sup>1+</sup>	Hidróxido <b>estañoso</b>	Hidróxido de estaño <b>(II)</b>	Dihidróxido de estaño
<b>AgOH</b>	Ag <sup>1+</sup> O <sup>2-</sup> H <sup>1+</sup>	Hidróxido <b>argéntico</b>	Hidróxido de plata	Hidróxido de plata
<b>Fe(OH)<sub>3</sub></b>	Fe <sup>3+</sup> O <sup>2-</sup> H <sup>1+</sup>	Hidróxido <b>férrico</b>	Hidróxido de hierro <b>(III)</b>	Trihidróxido de hierro

**b. Oxisales.** Se forman por la sustitución de los hidrógenos en los oxiácidos (recuerda que los oxiácidos están formados por Hidrógeno y un anión) por un metal; por lo que la fórmula general se representa: **M<sup>+</sup> (Nm<sup>+</sup>O<sup>-2</sup>)<sup>-n</sup>**, recuerda que el radical que forma el no metal y el oxígeno es el responsable del nombre de la sal, cambiando la terminación que presentaba en el oxiácido: **oso por ito** para los números de oxidación menores y la terminación **ico** por **ato** en el caso del mayor número de oxidación.

**Nomenclatura tradicional**, se nombran al cambiar la terminación **oso** del oxácido correspondiente por **ito** para los números de oxidación menores y la terminación **ico** por **ato** en el caso del número de oxidación mayor.

NO METALES					Prefijos y sufijos para Oxisales
III A	IV A	V A	VI A	VII A	
				1+	Hipo___ito
	2+	3+	4+	3+	___ito
3+	4+	5+	6+	5+	___ato
				7+	Per ___ato

**Nomenclatura Stock**, se nombra de forma similar a la nomenclatura tradicional seguido del elemento metálico indicando la valencia con la que actúa en números romanos entre paréntesis.

**Nomenclatura sistemática**, se nombra con el nombre del anión seguido por el nombre del catión y seguido por el prefijo que indica el número de átomos del elemento metálico. En el caso de que el anión se encuentre entre paréntesis, el número de iones se indica mediante los prefijos griegos:

Para 2: **bis-**



Para 3: **tris-**

Para 4: **tetrakis-**

Para 5: **pentakis-**

Fórmula	No. de oxidación de cada elemento	No. de oxidación considerando al radical	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura Stock	Nomenclatura sistemática
<b>KBrO<sub>4</sub></b>	K <sup>1+</sup> Br <sup>7+</sup> O <sup>2-</sup>	<b>K<sup>1+</sup></b> <b>(Br<sup>7+</sup>O<sub>4</sub><sup>2-</sup>)<sup>1-</sup></b>	<b>Perbromato</b> de potasio	<b>Perbromato</b> de potasio	<b>Tetraoxobromato</b> <b>(VII) de potasio</b>
<b>Ca<sub>3</sub>(AsO<sub>4</sub>)<sub>2</sub></b>	Ca <sup>2+</sup> As <sup>5+</sup> O <sup>2-</sup>	<b>Ca<sub>3</sub><sup>2+</sup></b> <b>(As<sup>5+</sup>O<sub>4</sub><sup>2-</sup>)<sub>2</sub><sup>3-</sup></b>	Arseniato de calcio	Arseniato de calcio	Bis[tetraoxoarseniato (V)] de calcio
<b>Fe (ClO<sub>2</sub>)<sub>3</sub></b>	Fe <sup>3+</sup> Cl <sup>3+</sup> O <sup>2-</sup>	<b>Fe<sup>3+</sup></b> <b>(Cl<sup>3+</sup> O<sub>2</sub><sup>2-</sup>)<sub>3</sub><sup>1-</sup></b>	<b>Clorito</b> <b>férrico</b>	<b>Clorito</b> de hierro <b>(III)</b>	Tris[dioxoclorato (III)] de hierro
<b>CuCO<sub>3</sub></b>	Cu <sup>2+</sup> C <sup>4+</sup> O <sup>2-</sup>	<b>Cu<sup>2+</sup></b> <b>(C<sup>4+</sup> O<sub>3</sub><sup>-2</sup>)<sup>2-</sup></b>	<b>Carbonato</b> <b>cúprico</b>	<b>Carbonato</b> de cobre <b>(II)</b>	Trioxocarbonato (IV) de cobre

Para dar nombre a las oxisales, se nombra al radical no metálico considerando la terminación correspondiente, seguido del nombre del metal.

### Compuestos cuaternarios

Los compuestos **cuaternarios** están formados por cuatro elementos diferentes. Dentro de esta clasificación encontramos a:

- Sales ácidas.** Pueden ser derivadas de las sales haloideas y de las oxisales. Se caracterizan por la presencia de hidrógeno acompañando al radical negativo (ese hidrógeno es quien otorga el carácter ácido a la sal), unidos a un metal. Se representan por la estructura general: **M<sup>+</sup> (HNm<sup>+</sup>O<sup>-2</sup>)<sup>-n</sup>**.

**Nomenclatura tradicional,** Se escribe el prefijo **Bi-nometal(ito-ato)-de metal (oso-ico)**.

**Nomenclatura Stock,** se nombra al radical negativo: **No metal ito/ato- ácido- de metal (n)**.

**Nomenclatura sistemática,** antepone el nombre del anión la palabra *hidrógeno*, indicando con los prefijos **mono-, di- tri-** etc. para indicar el número de átomos de hidrógeno que quedan sin sustituir en la sal y después los oxígenos con **oxo** precedidos de los prefijos griegos multiplicativos que indican el número de oxígenos presentes en la molécula unido al nombre del no metal terminado en el sufijo -ato (y con sus prefijos multiplicativos si hubiese más de un átomo central) , seguidos del número de oxidación del átomo de no metal central entre paréntesis y en números romanos, después el catión con los prefijos multiplicativos que sean

necesarios. Si el anión tuviese subíndice (entre paréntesis) se puede expresar mediante los prefijos numerales multiplicativos griegos:

**Para 2: bis-**

**Para 3: tris-**

**Para 4: tetraquis-**

**Para 5: pentaquis-**

O bien indicando el número de oxidación del catión en romanos y entre paréntesis al modo de Stock.

Ejemplo:  $\text{Fe}(\text{HSO}_3)_3$ , **tris[hidrogenotrioxosulfato (IV)] de hierro** ó **bien hidrogenotrioxosulfato(IV) de hierro(III)**

**Tradicional:** Se escribe el prefijo **Bi-nometal(ito-ato)-de metal (oso-ico)**.

**Stock:** Se nombra al radical negativo: **No metal ito/ato- ácido- de metal (n)**

Fórmula	No. de oxidación del elemento	No. de oxidación considerando al radical	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura Stock	Nomenclatura Sistemática
$\text{NaHSO}_3$	Na <sup>1+</sup> H <sup>1+</sup> S <sup>4+</sup> O <sup>2-</sup>	Na <sup>1+</sup> (H <sup>1+</sup> S <sup>4+</sup> O <sub>2</sub> <sup>2-</sup> ) <sup>1-</sup>	Bisulfito de sodio	Sulfito ácido de sodio	Hidrógeno trioxosulfato (IV) de sodio
$\text{CaHPO}_4$	Ca <sup>2+</sup> H <sup>1+</sup> P <sup>5+</sup> O <sup>2-</sup>	Ca <sup>2+</sup> (H <sup>1+</sup> P <sup>5+</sup> O <sub>4</sub> ) <sup>2-</sup>	Bifosfato de calcio	Fosfato monoácido de calcio	Tetraoxobifosfato (V) de calcio
$\text{Fe}(\text{HSO}_4)_3$	Fe <sup>3+</sup> H <sup>1+</sup> S <sup>6+</sup> O <sup>2-</sup>	Fe <sup>3+</sup> (H <sup>1+</sup> S <sup>6+</sup> O <sub>2</sub> <sup>2-</sup> ) <sub>3</sub> <sup>1-</sup>	Bisulfato férrico	Sulfato ácido de hierro (III)	Tris[tetraoxobisulfato (IV)] de hierro
$\text{Cu}(\text{HPO}_3)_2$	Cu <sup>2+</sup> H <sup>1+</sup> P <sup>3+</sup> O <sup>2-</sup>	Cu <sup>2+</sup> (H <sup>1+</sup> P <sup>3+</sup> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup> ) <sub>2</sub> <sup>1-</sup>	Bifosfito cúprico	Fosfito dibásico de cobre (II)	Bis[trioxobifosfito (III)] de cobre



### Actividad de aprendizaje 2.3

- I. Completa la siguiente tabla con las fórmulas y los nombres faltantes.

Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura Stock	Nomenclatura Sistemática
$\text{Fe}_2\text{S}_3$			
	Bromato de potasio		
		Óxido de cobre I	
			Pentóxido de difosforo
$\text{Na}_2\text{O}$			
	Sulfato de amonio		
		Cloruro de cobre (I)	
			Dióxido de azufre
$\text{Ni}(\text{ClO}_3)_2$			
	Nitrito de calcio		



### 3 ¿QUÉ CAMBIOS FÍSICOS Y QUÍMICOS SE ENCUENTRAN INVOLUCRADOS EN LA OBTENCIÓN DE METALES?

---

#### Aprendizajes

A3. 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.

A4. 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.

A5. 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.

A6. 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.

A7. 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.

#### Temáticas:

- Procesos para la obtención de metales.
- Etapas que involucran cambios físicos y químicos para obtener un metal.
  - Extracción.
  - Concentración del mineral.
  - Reducción química.
    - ✓ Reacciones de oxidación-reducción en los procesos metalúrgicos.
- Refinación del metal.
- Tipos de reacciones químicas.
- Propiedades periódicas
  - Electronegatividad.
  - Radio atómico.
  - Carácter metálico.
  - Energía de ionización.
- Serie de actividad química de metales
- Reacciones REDOX
  - Concepto de oxidación y reducción
  - Agente oxidante y agente reductor
  - Reglas básicas para balance de ecuaciones químicas

### 3.1 PROCESOS PARA LA OBTENCIÓN DE METALES

Los minerales tienen importancia para la obtención de metales, pero... ¿Cómo se obtienen?

Sabemos que las rocas están formadas por varios minerales; si un mineral se encuentra en alta concentración como para ser explotado económicamente se le denomina Mena.

Las menas pueden contener uno o varios minerales de interés, que son considerados materia prima, sin embargo, no siempre es así, los que no son de importancia económica son conocidos con el nombre de ganga, la cuál debe ser removida para poder obtener la máxima recuperación del metal.

Separar y extraer metales implica varios procesos físicos y químicos los cuales implican el beneficio y la transformación. Para que una mina sea rentable se debe tener un cierto porcentaje del metal; los minerales de oro deben contener mínimamente 0.001%, los de cobre 1.0 %, los de aluminio 30 %

Las formas en que se encuentran los metales en la corteza terrestre y la formación de depósitos en los lechos marinos dependen de la reactividad que tengan con su ambiente en especial con el oxígeno, azufre y dióxido de carbono.

Los minerales pueden presentar isomorfismo, que es la sustitución de átomos dentro de la estructura cristalina por átomos similares sin cambiar la estructura atómica. Algunos exhiben polimorfismo, minerales diferentes que tienen la misma composición química, pero propiedades físicas marcadamente diferentes debido a una diferencia en la estructura atómica. A continuación, se explican los principales procesos de separación de los metales:

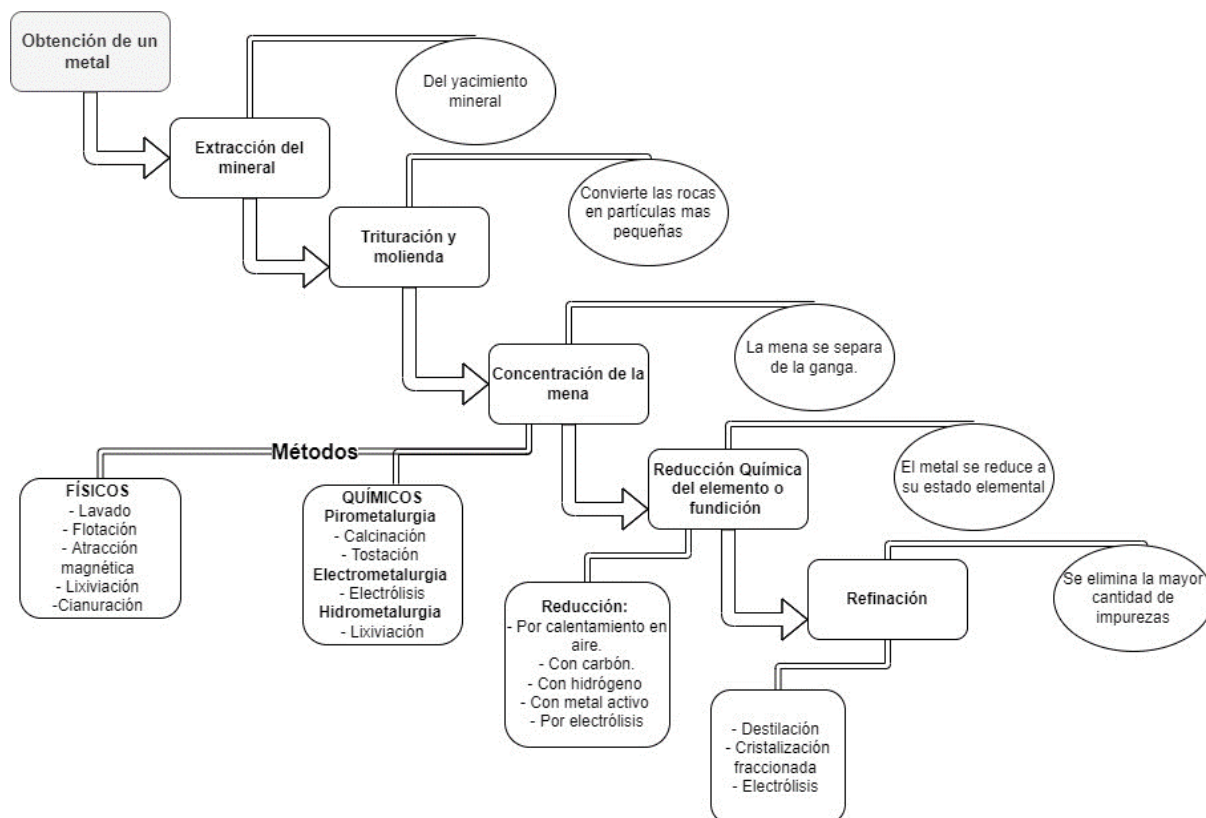


Fig. 3.1. Presenta los diversos procesos de obtención de un metal

### 3.2 ETAPAS QUE INVOLUCRAN CAMBIOS FÍSICOS Y QUÍMICOS PARA OBTENER UN METAL

#### Extracción

Extracción de recursos minerales: explotación de minas subterráneas o minas a cielo abierto.

Los procesos para la obtención de los minerales comprenden métodos de separación tanto físicos como químicos. Dentro de los físicos se encuentran la trituración, molienda, flotación, separación magnética y cribado; y en los químicos: calcinación y tostación.

**Trituración:** Es la primera etapa mecánica en el proceso de disminución del tamaño de la roca (conminución), en la cual el principal objetivo es la liberación de los minerales valiosos de la ganga, es una operación en seco y normalmente se realiza en dos o tres etapas.

Etapa 1: Reducción hasta un diámetro de entre 10-20 cm en máquinas trituradoras de trabajo pesado.

Etapa 2: Reducción hasta un diámetro entre 0.5-2 cm.

Etapa 3: Separación de la mena al tamaño adecuado que permita su paso al siguiente proceso, se utilizan cribas vibratorias que son colocadas delante de las trituradoras secundarias para remover el material fino mediante mallas y aumentar así la capacidad de la etapa de trituración.

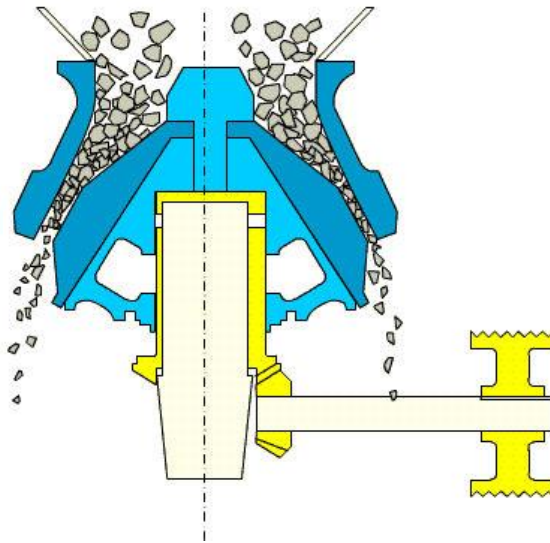


Fig. 3.2. Trituradora giratoria: Permite la entrada de material hasta de 7 metros de diámetro.  
Tomada de: Trituradoras giratorias – El blog de Víctor Yepes (upv.es)

**Molienda:** Es la etapa de disminución del tamaño de la roca por una combinación de impacto y abrasión ya sea en seco o como una suspensión en agua (pulpa). La molienda se realiza en molinos de forma cilíndrica que giran alrededor de su eje horizontal produciendo la conminución de las partículas.



Fig.3.3. Molino de bolas. Tomado de: [https://es.wikipedia.org/wiki/Molino\\_de\\_bolas](https://es.wikipedia.org/wiki/Molino_de_bolas)

Una vez que se obtiene el polvo de la roca, que contiene la mayor cantidad del mineral de importancia económica, la mena se somete a algún proceso que los separa en dos o más productos; por lo general se logra utilizando alguna diferencia específica en las propiedades físicas (ópticas, radioactivas, magnéticas o gravedad específica) y químicas (actividad de los metales) entre los minerales de mena y los minerales de ganga, que tienen menor valor económico para la industria.

**Flotación:** Es una etapa de la concentración de minerales que ocurre en tres fases (líquido, sólido y gas). Se separa el mineral valioso de aquel que no lo es, aprovechando sus características físico-químicas mediante la adición de reactivos;

esto propicia la generación de espumas y su posterior colección mediante canaletas, para lo cual se utilizan equipos mecánicos, y/o neumáticos, denominadas celdas de flotación.

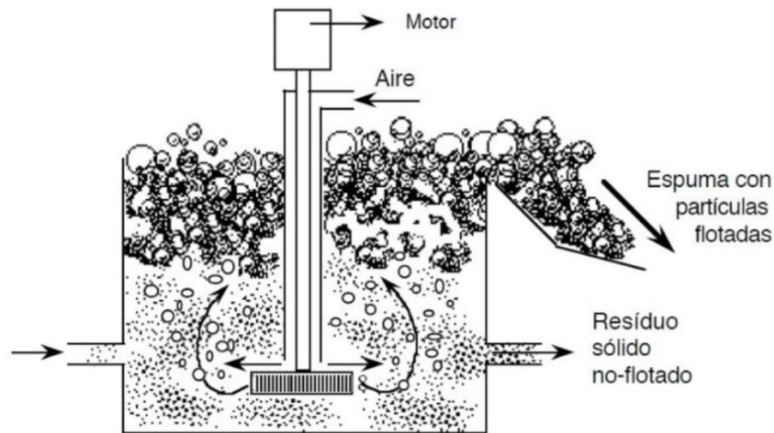


Fig.3.4. Proceso de flotación en minerales, tomada de <https://es.linkedin.com/pulse/el-proceso-de-flotacion-en-beneficio-los-minerales-meraz-vinaja>

**Separación magnética:** El método magnético de enriquecimiento de los minerales está basado en la utilización de la variedad de las propiedades magnéticas de los componentes del mineral o material que se somete a la separación. Este es un proceso importante en el beneficio de las menas de hierro, pero también encuentra aplicación en el tratamiento de minerales no ferrosos. Los separadores magnéticos de baja intensidad se usan para concentrar minerales ferro-magnéticos tales como la magnetita ( $Fe_3O_4$ ) mientras los de alta intensidad se usan para separar minerales paramagnéticos de su ganga.

**Cribado:** Es un proceso mecánico que separa los materiales de acuerdo con su tamaño de partícula individual. Esto se cumple proporcionando un movimiento en particular al medio de cribado, el cual es generalmente una malla o una placa perforada, esto provoca que las partículas más pequeñas pasen a través de ellas como finos y que las partículas más grandes sean retenidas como residuos.

### **Concentración del mineral por procesos químicos**

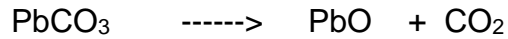
Para preparar la mena y enriquecerla, no siempre es eficiente un solo método de los antes descritos, a veces es necesario el aplicar métodos químicos.

#### ***Pirometalurgia***

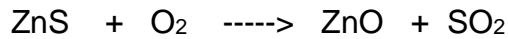
El prefijo *piro* quiere decir a temperatura elevada (950 A 2200°C), algunos metales requieren de cantidades enormes de calor para poder ser reducidos.

**Calcinación:** es un proceso donde se calienta el mineral en ausencia de aire, con el fin de lograr su descomposición, un ejemplo común es el caso de los carbonatos, donde se puede obtener el óxido correspondiente del mineral:





**Tostación:** es el proceso que utiliza calor, llevándose a cabo reacciones químicas dentro de un horno. Consiste en el calentamiento de un mineral en presencia de aire. Este proceso elimina impurezas volátiles que son oxidables. La tostación es utilizada muy comúnmente en minerales con azufre (sulfuro) produciendo óxidos.

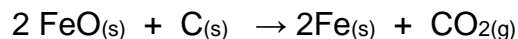


Ambos procesos sirven para preparar al compuesto metálico para la reducción, proceso por el cual se obtendrá el metal libre.

### **Reducción del mineral**

La reducción es un proceso químico que se puede llevar a cabo de diversas formas, por ejemplo, utilizando un agente reductor como el carbón (coquización), un proceso electrolítico (electrólisis), por hidrometalurgia. El método dependerá de las características del mineral enriquecido que sirve de materia prima y el metal a obtener. En algunos casos cuando el mineral es muy estable y la liberación del metal es difícil, se hace reaccionar químicamente con un método drástico como la electrólisis. A continuación, se describe cada uno de los métodos:

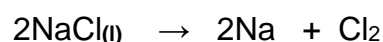
**Coquización:** El carbón mineral (coque) funciona como un agente reductor, en particular para obtener metales como: cobre, estaño, níquel, plomo, cinc y hierro.



La reducción con carbón mineral es muy importante para la obtención de metales. El carbón mineral se somete a un proceso para extraerle gases explosivos que pudieran poner en riesgo las instalaciones industriales donde se obtendrían los metales. El proceso se conoce como *coquización* y el producto se llama *coque*. Se trata de una mezcla con alto contenido de carbono (**C**).

### **Electrometalurgia**

**Electrólisis:** Proceso que implica el paso de corriente eléctrica a través del mineral fundido, para promover una reacción química que no es espontánea, con lo que se consigue el metal libre. Un ejemplo claro es en la obtención de sodio por electrólisis de sal fundida:



Este método se utiliza básicamente para obtener metales alcalinos (Li, Na, K) y alcalinotérreos (Mg, Ca, Sr).

## **Hidrometalurgia**

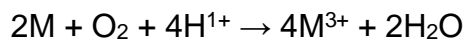
**Lixiviación:** Proceso hidrometalúrgico más importante, en el cual el compuesto que contiene el metal deseado se disuelve de manera selectiva. Si el compuesto es soluble en agua. Los procesos hidrometalúrgicos se basan en reacciones iónicas en medio acuoso y se pueden clasificar de la siguiente manera:

1. Reacciones debidas a cambios de pH (hidrólisis), por hidrólisis se entienden las reacciones en las cuales interviene el agua o sus iones, por ejemplo:

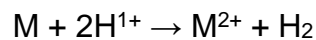


Al aumentar el pH, el catión aluminio reacciona primero precipitando el hidróxido el cual se va de nuevo a la disolución como un anión. Así, el aluminio puede encontrarse en disolución como un catión o como un anión.

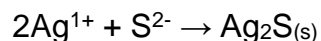
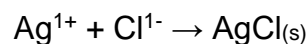
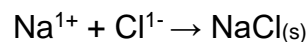
2. Reacciones de óxido-reducción (redox): En presencia de oxígeno, muchos metales pueden ponerse en disolución acuosa, por ejemplo:



En disoluciones ácidas, algunos metales pueden disolverse con liberación de hidrógeno:

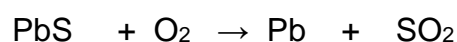


3. Precipitación de compuestos sólidos: De la misma manera en que los hidróxidos sólidos pueden precipitarse por hidrólisis, otros iones pueden reaccionar formando precipitados sólidos, por ejemplo:



### **3.3 REACCIONES DE ÓXIDO-REDUCCIÓN EN LOS PROCESOS METALÚRGICOS**

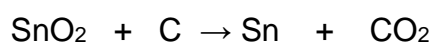
Este proceso permitirá obtener algunos metales después de la concentración del mineral, es decir se tendrá al metal en su estado no combinado, en este punto el metal tiene un número de oxidación cero o se encuentra en su estado reducido. La reducción se define como la disminución en el número de oxidación que sufre un elemento cuando participa en una reacción química. Por ejemplo, en la obtención de plomo (Pb), a partir de Galena (PbS)



El número de oxidación del Pb en el compuesto (PbS) es 2+, mientras que como elemento (Pb) es 0 (cero). Por lo que el plomo presenta una disminución en el número de oxidación y por tanto se dice que se redujo.

En todas las reacciones donde se lleve a cabo una reducción se presenta una oxidación. La oxidación se define como el aumento en el número de oxidación que sufre un elemento cuando participa en una reacción química. La oxidación en el ejemplo lo presenta el azufre, ya que inicialmente tiene número de oxidación de 2- (en el sulfuro de plomo) y pasa a tener un número de oxidación de 4+ (formando parte del dióxido de azufre), a estas reacciones se les conoce como reacciones de óxido reducción o redox.

Otro ejemplo de reducción de metales es la obtención del estaño a partir de la casiterita ( $\text{SnO}_2$ ):



En esta reacción el estaño disminuye su número de oxidación de 4+ a cero y el carbono cambia su número de oxidación cero a 4+ (se oxida).

Asociado a los cambios de oxidación en las reacciones redox, la especie química que contiene al elemento que se reduce, se denomina agente oxidante ya que es la sustancia que provoca la oxidación; en tanto que, la especie química que se oxida se conoce como agente reductor, ya que provoca la reducción. Así, en el ejemplo anterior el Sn (estaño) es el agente oxidante, mientras que el C (carbono) es el agente reductor.

### **Refinación del metal**

Se aplica a metales impuros para obtener al metal libre, una vez que se ha pasado por la concentración y la reducción del mineral, en algunos casos el metal no cumple con los requerimientos necesarios de pureza para el uso al que se tiene destinado, por tanto, es necesario someterlo a un último proceso que permita su purificación. Los metales se pueden purificar por diversos métodos que pueden ser: Licuefacción, destilación, refinación electrolítica, descomposición térmica y pirorrefinación.

**Licuefacción:** Método que se basa en la diferencia de los puntos de fusión, se aprovecha que una de las sustancias, el metal a refinar se licúa, mientras que las impurezas no lo hacen, así el metal puede ser separado de los sólidos que lo contaminan. La licuación se emplea en la refinación del estaño, se calienta a temperatura de  $232^\circ\text{C}$ , este funde en un horno de fondo inclinado el cual sale y se quedan los sólidos (impurezas).

**Destilación:** Método que se basa en la diferencia de temperaturas de ebullición. Al conocer las temperaturas a las que ebullicen los metales, se pueden separar colectando el de interés. El zinc (p.eb= $907^\circ\text{C}$ ) es refinado por destilación, es separado de sus impurezas más comunes: cadmio, p.eb=  $767^\circ\text{C}$ , hierro, p.eb=  $2800^\circ\text{C}$  y plomo, p.eb=  $1620^\circ\text{C}$ . En primer término, se destilará el cadmio, después el zinc, posteriormente el plomo y el hierro quedará como residuo.

**Refinación electrolítica:** Este método de separación es eficaz siempre y cuando el metal de interés se descargue selectivamente de disoluciones acuosas de sus sales. Por este camino se puede obtener cobre con el 99 % de pureza.

Se coloca al cobre bruto como ánodo, en una cuba electrolítica que contiene una solución de  $\text{CuSO}_4$ .

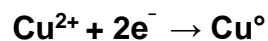
El sulfato cúprico se disocia:



El polo negativo o cátodo, está constituido por láminas de cobre puro.

Al circular la corriente, los cationes cobre se dirigen al cátodo, donde se reducen, captando electrones y depositándose como cobre metálico, mientras los iones sulfato se dirigen al ánodo y reaccionan con el cobre impuro, formando sulfato cúprico, que vuelve a la solución.

Cátodo:



Ánodo:



Reacción global:

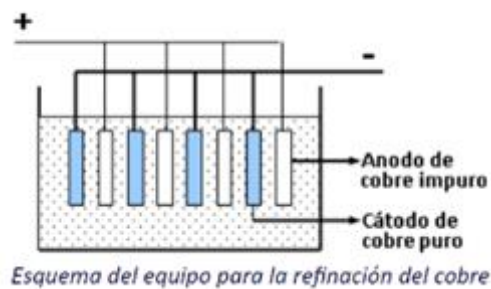
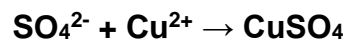
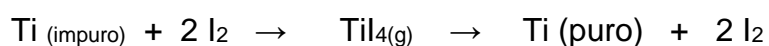


Figura 3.5. Celda para la obtención de Cu. Imagen tomada de: [FisicaNet - - \[-\]](#)

**Descomposición térmica:** Método que consiste en transformar al metal impuro en un compuesto volátil que pueda ser separado por destilación de las impurezas no volátiles, después el compuesto volátil se descompone sobre un filamento incandescente, depositándose el metal puro. El titanio y el níquel son ejemplos de metales purificados.

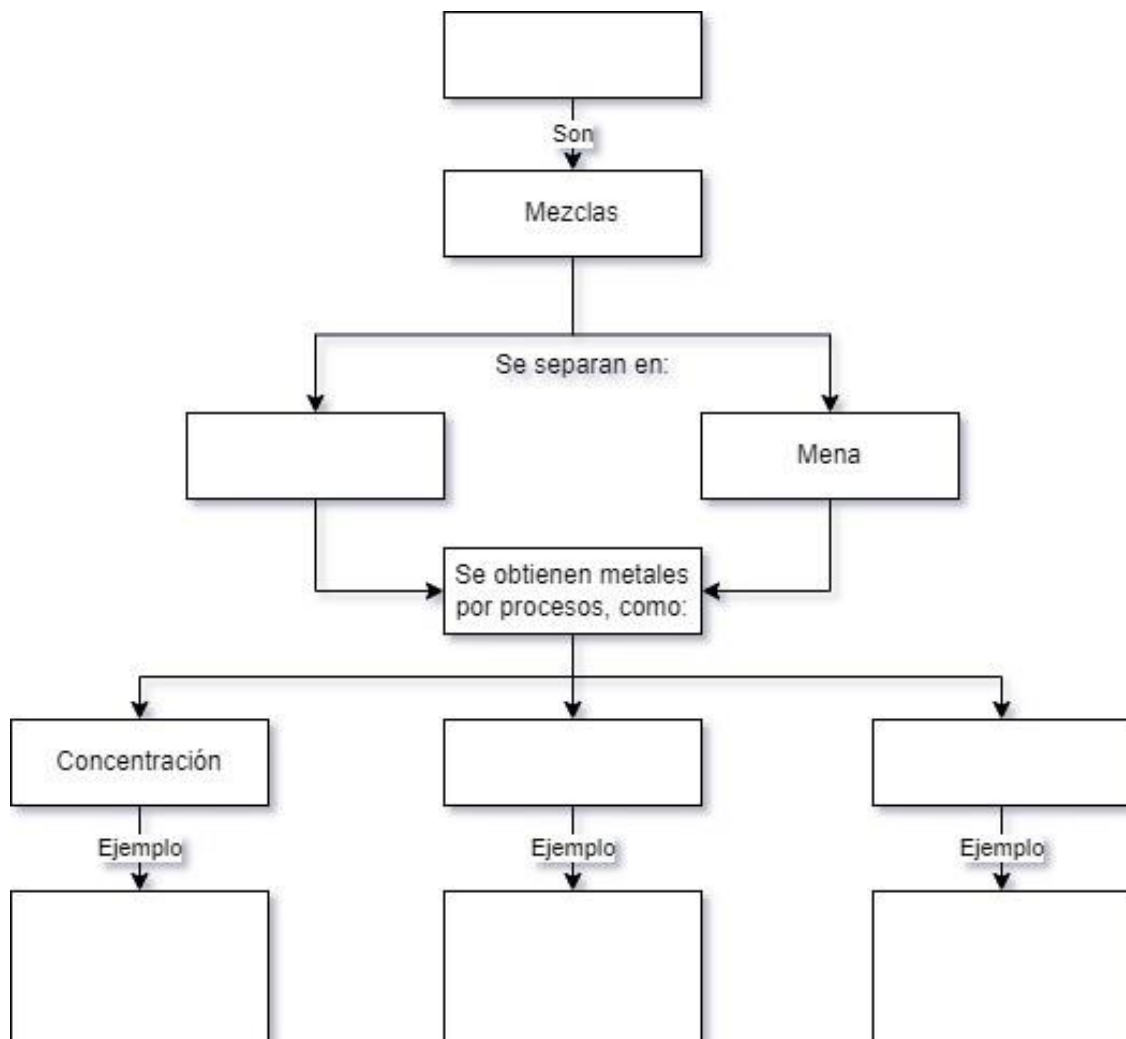


**Pirorrefinación:** Consiste en utilizar oxígeno para que se combine con las impurezas, las que se convierten en óxidos. Estos pueden ser gaseosos o bien sólidos de muy alto punto de fusión. Los gases formados se desprenden, los sólidos pasan a formar parte de la escoria, es decir, de una capa superficial parecida a la lava que flota sobre el metal. La escoria es fácilmente eliminada, por ejemplo, por decantación. La pirorrefinación requiere de altas temperaturas y es de gran importancia ya que es una técnica usada para la fabricación de acero.



### Actividad de aprendizaje 3.1

Completa el siguiente mapa conceptual con lo que se ha revisado hasta el momento.



Los metales son extraídos a partir de recursos naturales llamados minerales a través de varios procesos que pueden ser físicos, químicos o su combinación, dependiendo del metal del que se trate, estos sirven para la elaboración de artículos de uso cotidiano como maquinaria, herramientas, automóviles, aparatos electrónicos, muebles, hasta clips, por lo que puedes imaginar la importancia que estos tienen para los seres humanos.

Para poder obtener metales libres entonces; se tienen que llevar a cabo tres etapas:

- a) Tratamiento previo al cual se le conoce con el nombre de Beneficio, enriquecimiento o concentración.
- b) Reducción que puede realizarse con coque, aluminio, electrolisis, lixiviación o simple calentamiento. Aquí se obtiene al metal impuro.
- c) Refinación que permite obtener al metal con la pureza adecuada para su uso en artículos diversos que nos permiten una mejor calidad de vida.

### **Veamos un ejemplo en obtención de metales:**

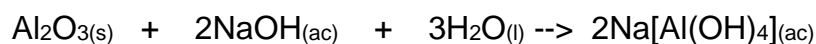
Obtención de aluminio de bauxita

La bauxita es un mineral que contiene cantidades importantes de óxido de aluminio  $\text{Al}_2\text{O}_3$  (55-60%).

Los procesos para obtener el aluminio son los siguientes:

#### **i. Preparación**

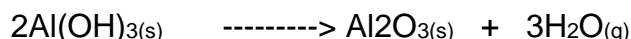
- a. La bauxita es extraída de las minas
- b. Se le somete a molienda y tamizado
- c. El mineral molido se calcina para eliminar agua
- d. El producto se somete a una segunda molienda y tamizado.
- e. El producto se trata con una solución de sosa cáustica, NaOH al 42%.
- f. La mezcla se agita se calienta a  $200^\circ\text{C}$  y se somete a 4 atmósferas de presión, de aquí se obtiene:



- g. La mezcla resultante, que contiene disuelto el compuesto de aluminio se filtra para eliminar sólidos.
- h. El filtrado se diluye y agita con lo que precipita hidróxido de aluminio:

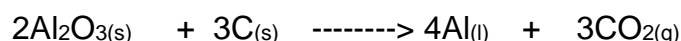


- i. Se mezcla para recuperar hidróxido de aluminio.
- j. Se calcina el hidróxido a 1300°C, con lo que se obtiene óxido de aluminio.



ii. **Reducción**

- a. Se funde criolita,  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$  a unos 1000°C.
- b. Se añade el óxido de aluminio a la criolita, obteniendo una mezcla líquida adecuada para someterla a electrolisis.
- c. Se electroliza la mezcla, obteniendo aluminio en el cátodo y  $\text{CO}_2$  en el ánodo.



- d. Se extrae aluminio líquido que contiene criolita y gases disueltos.

iii. **Refinación**

- a. El aluminio líquido se conduce a un horno donde se eliminan los gases.
- b. El producto se cuela en barras que servirán de electrodos
- c. Estas barras de aluminio se purifican electrolíticamente.

### 3.4 TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

En el transcurso de la obtención del metal, se llevan a cabo diversas reacciones químicas, que como recordaras están clasificadas en cuatro tipos:

1. Síntesis o formación.
2. Análisis o descomposición.
3. Desplazamiento o sustitución simples.
4. Desplazamiento doble o doble sustitución.

Las de interés en los procesos minero-metalúrgicos son las de desplazamiento, puesto que estas nos permiten predecir si se puede llevar a cabo o no dicha reacción.

Entonces ¿Qué debemos saber para poder predecir reacciones llevadas a cabo con metales?

1. Propiedades químicas de los metales.
2. Propiedades periódicas de los elementos.
3. Serie de actividad química de los metales.

### 3.5 PROPIEDADES PERIÓDICAS

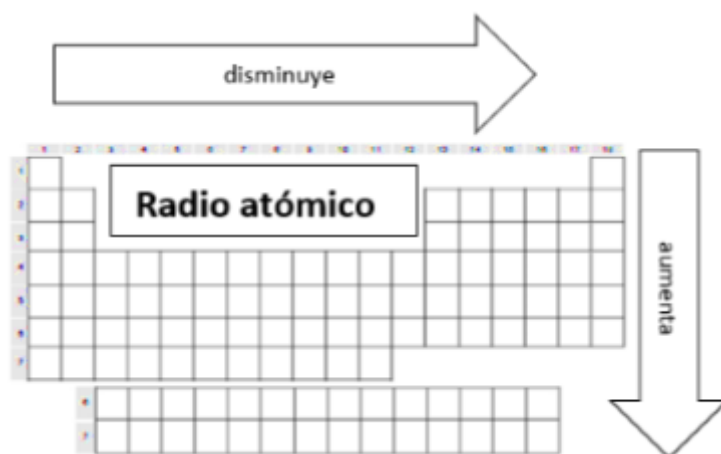
Los elementos dentro de la tabla periódica están clasificados en dos grandes grupos, metales y no metales, debido a sus propiedades similares; en cuanto a los metales.

*Propiedades químicas* que explican su comportamiento:

- Tienden a ceder electrones y formar iones positivos.
- Forman óxidos al reaccionar con el oxígeno.
- Los metales alcalinos y alcalinotérreos forman hidróxidos al combinarse con el agua.

*Propiedades periódicas*, ayudan a formular hipótesis respecto al comportamiento de los metales y en general de todos los elementos:

**Radio atómico:** Es la mitad de la distancia entre los centros de dos átomos vecinos. Se miden en angstroms Å ( $1 \text{ Å} = 1 \times 10^{-10} \text{ m}$ ). En términos generales, a lo largo de un grupo, aumenta de arriba hacia abajo debido a que el número de electrones que se debe acomodar es mayor y recuerda que hay un número máximo de electrones para cada nivel de energía. Por ello, se requiere un mayor número de niveles, lo que provoca que los últimos electrones que se acomodan estén más alejados del núcleo. A diferencia de los grupos, al avanzar en un periodo, disminuye el valor de los radios atómicos de izquierda a derecha. La explicación es la siguiente: el nivel en el que se van acomodando los electrones es el mismo, pero la carga positiva del núcleo aumenta, lo que hace que los electrones se acerquen más al núcleo, y disminuyendo así el radio.



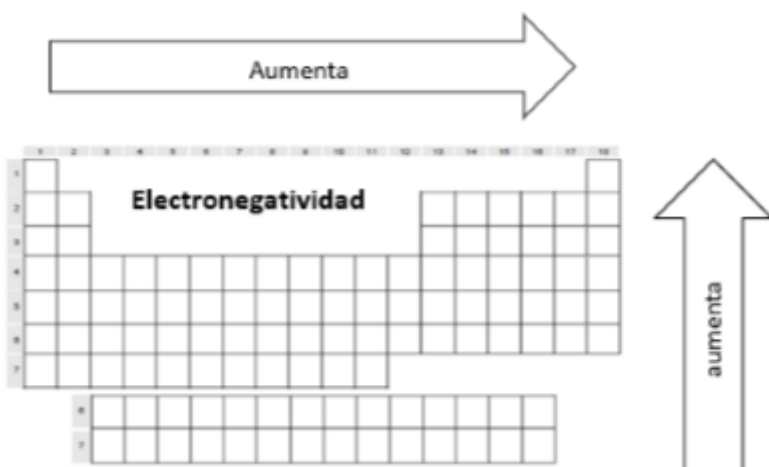
**Energía de ionización:** Es la energía necesaria para separar el electrón externo de un átomo neutro en estado gaseoso. Depende de la distancia entre el electrón y el núcleo, es decir que entre más alejado esté el electrón del núcleo, menos atracción ejercerá este último sobre él y viceversa, entre más cerca esté el electrón del núcleo más energía requerirá para que se separe, ya que hay mayor atracción entre ellos. Como verás, esta propiedad está relacionada con el radio atómico. Dentro de un mismo grupo, la energía de ionización disminuye de arriba hacia abajo y esto se debe



a que conforme descendemos en la tabla periódica, los átomos tienen más electrones, lo que hace que disminuya la atracción del núcleo sobre el electrón más externo. En un mismo periodo la energía de ionización aumenta de izquierda a derecha, debido a que su radio atómico disminuye. El electrón externo del átomo está menos alejado del núcleo y por tanto la fuerza con la cual es atraído aumenta.



**Electronegatividad:** Mide la tendencia del núcleo de atraer hacia sí sus electrones y los electrones cercanos cuando está químicamente combinado con otro átomo. Cuanto mayor sea, mayor será su capacidad para atraerlos. La electronegatividad de un átomo en una molécula está relacionada con su energía de ionización y su afinidad electrónica. Un átomo con una afinidad electrónica muy negativa y una energía de ionización elevada atraerá electrones de otros átomos, y además se resistirá a liberar sus electrones ante atracciones externas. Será muy electronegativo.



**Afinidad electrónica:** La variación de afinidad electrónica dentro del sistema periódico es similar a la variación de la energía de ionización. Los elementos con las afinidades electrónicas más altas son los situados cerca del oxígeno, el flúor y el cloro. Convencionalmente se asigna un valor positivo a la energía absorbida y negativo a la energía liberada.



**II. Con ayuda de los valores de electronegatividad, señala la respuesta correcta  
¿Cuál elemento formará, más fácilmente un ion positivo?**

- a. Potasio o aluminio
- b. Calcio o galio
- c. Estaño o estroncio

**3.6 SERIE DE ACTIVIDAD QUÍMICA DE LOS METALES**

También se le conoce con el nombre de serie electromotriz; es un auxiliar importante para entender el comportamiento de los metales en cuanto a su reactividad. Los metales más reactivos se encuentran primero y se van ordenando en forma decreciente hasta llegar al menos reactivo.

Los metales pueden desplazar a otro que sea menos reactivo en un compuesto, por ello se les denomina **reacciones de desplazamiento**.

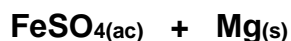
Es importante saber que se incluye al hidrógeno por su comportamiento en cuanto a la formación de cationes (iones positivos).



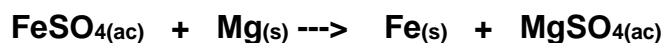
Fig. 3.6. Serie de actividad de los metales

Los elementos más reactivos sustituirán a los menos reactivos en una reacción química, al formar un compuesto.

Ejemplo: Sí se tiene el  $\text{FeSO}_4$  y se quiere predecir si se llevara a cabo la reacción con el elemento Mg, entonces ¿qué debemos hacer?



Inicialmente, se debe observar en la tabla de actividad que el magnesio se encuentra más arriba del hierro, por tanto, se puede predecir que la reacción se lleva a cabo.

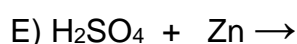
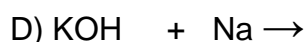
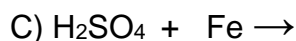
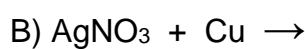
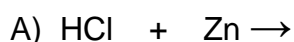


El magnesio en este caso se encuentra más arriba que el hierro por tanto se puede saber anticipadamente que la reacción de desplazamiento será llevada a cabo.



### Actividad de aprendizaje 3.3

**Predice si las siguientes reacciones se pueden llevar a cabo (utiliza la tabla de actividad de los metales) y completa dichas reacciones.**



Entonces la serie de actividad puede ayudar a predecir algunas reacciones en las que participen dos metales cuyas actividades sean diferentes y es el fundamento de las reacciones que se llevan a cabo en los procesos para obtener un metal en estado elemental (reducido o libre), donde el mineral tiene un metal que es desplazado por otro más reactivo.

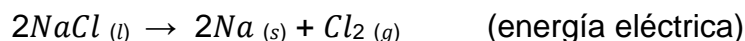
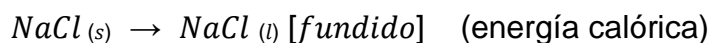
Dichas reacciones involucran energía que puede ser calorífica o eléctrica, dependiendo del metal que se desea obtener, al mismo tiempo se llevan a cabo reacciones de oxido-reducción, debido a que un metal se reduce y el otro se tiene que oxidar respectivamente.

Reacciones de óxido reducción que se llevan a cabo de acuerdo con la reactividad de los metales y de la estabilidad de los minerales de los que se obtienen.

I. Metales altamente reactivos (Li, Na, K, Ca)

Los metales más reactivos se encuentran en minerales muy estables, por lo que para liberarlos se requiere mucha energía, generalmente se obtienen por métodos electrolíticos (utilizando energía eléctrica)

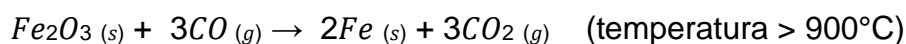
Un ejemplo es la obtención de sodio (**Na**) a partir de halita (*NaCl* fundido) por el método de electrólisis. Las reacciones que se llevan a cabo son las siguientes:



## II. Metales medianamente reactivos: (Zn, Fe, Sn, Pb)

El hierro se encuentra entre los metales medianamente reactivos.

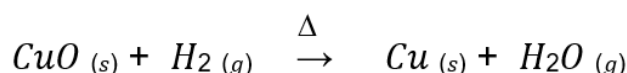
Se puede obtener a partir de hematita (*Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>*). Se añade al reactor un agente reductor, en este caso carbón, que al reaccionar con el oxígeno del aire se forma *CO*, una vez formado el *CO* éste reacciona con la hematita (*Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>*) produciendo Fe metálico y *CO<sub>2</sub>*.



## III. Metales de baja reactividad (Cu, Au, Ag, Pt)

El óxido de cobre reacciona con el hidrógeno para formar cobre metálico y agua, para que la reacción se lleve a cabo se requiere de una temperatura moderada.

La reacción que se lleva a cabo es la siguiente:



Entre mayor estabilidad tenga el compuesto del que se va a liberar el metal, mayor será la energía requerida y, por el contrario, si el compuesto es inestable la liberación del metal requerirá menor energía.



### Actividad de aprendizaje 3.4

**Analiza la tabla de actividad de los metales y deduce:**

A. ¿Qué elementos forman compuestos más estables?

---

B. ¿Por qué los elementos colocados al final en la tabla de actividad son más caros?

---

C. ¿Se puede encontrar litio puro? ¿Por qué?

---

D. ¿Por qué el hidrógeno se encuentra en la serie de actividad de los metales?

---

### 3.7 REACCIONES REDOX

Una de las reacciones importantes en la industria metalúrgica son las reacciones oxidación - reducción (REDOX). Se presentan cuando las sustancias que se combinan intercambian electrones de manera simultánea, es decir, un elemento cede electrones y otro elemento los recibe. Este proceso se puede notar teóricamente si existe una variación en el número de oxidación (estado de oxidación) de las especies químicas que reaccionan con respecto a las producidas.

Las reacciones redox al igual que todas las reacciones químicas obedecen a la “ley de la conservación de la materia”, donde la cantidad de cada elemento tiene que ser la misma en los reactivos y productos. También en las reacciones redox la ganancia y pérdida de electrones de las especies involucradas debe estar balanceada; si una sustancia pierde determinado número de electrones durante una reacción, otra sustancia tiene que ganar el mismo número de electrones, es un proceso simultáneo.

El manejo del número de oxidación es imprescindible para el balanceo de las reacciones REDOX.

El **número de oxidación** puede definirse como la carga real o virtual que tienen las especies químicas (átomos, moléculas, iones) que forman las sustancias puras. Esta carga se determina con base en la electronegatividad de las especies según las reglas siguientes:

1.- El número de oxidación de un elemento químico es de cero ya sea que este se encuentre en forma atómica o de molécula polinuclear.

**Ejemplos  $\text{Na}^0$ ,  $\text{Cu}^0$ ,  $\text{Fe}^0$ ,  $\text{H}_2^0$ ,  $\text{Cl}_2^0$ ,  $\text{N}_2^0$ ,  $\text{O}_2^0$ ,  $\text{P}_4^0$ ,  $\text{S}_8^0$**

2.- El número de oxidación del hidrógeno generalmente es de 1+, excepto en los hidruros metálicos donde es de 1–.

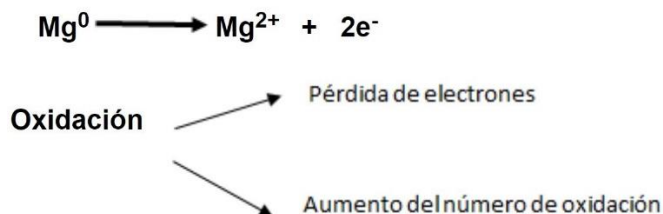
3.- El número de oxidación del oxígeno se considera 2–, excepto en los peróxidos, donde es de 1–.

4.- En los compuestos eléctricamente neutros, la suma de las cargas es igual a cero.

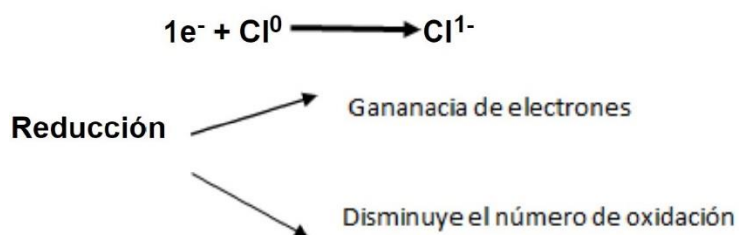
5. En iones poliatómicos, la suma de las cargas es igual a la carga del ion.

## Conceptos de oxidación y reducción

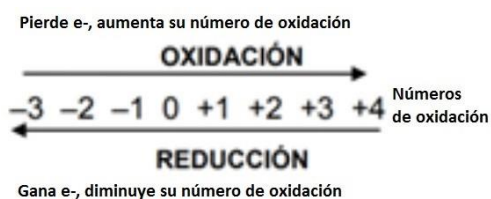
**Oxidación.** La oxidación tiene lugar cuando una especie química pierde electrones y en forma simultánea, aumenta su número de oxidación. Por ejemplo, el calcio metálico (con número de oxidación cero), se puede convertir en el ion calcio (con carga 2+) por la pérdida de dos electrones, según el esquema simbólico siguiente:



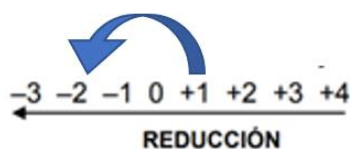
**Reducción.** La reducción ocurre cuando una especie química gana electrones y al mismo tiempo disminuye su número de oxidación. Por ejemplo, el cloro atómico (con número de oxidación cero) se convierte en el ion cloruro (con número de oxidación y carga de 1-) por ganancia de un electrón, según el esquema simbólico siguiente:



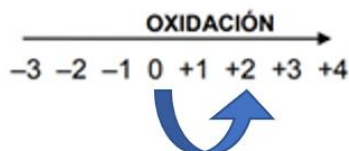
Para mayor comprensión se puede construir una escala numérica del cambio electrónico del proceso redox por el aumento o disminución del número de oxidación, tomando en cuenta que los electrones tienen carga negativa:



Considerando que los **electrones tienen carga negativa**, esta tabla te puede guiar para saber si el elemento se óxido o se redujo de acuerdo si gana o pierde e<sup>-</sup>. **Sí gana e<sup>-</sup> tiende hacia los números negativos por la carga misma del electrón**, por lo tanto, tiende a reducirse, ejemplo si está en +1 y pasa a -2 es una **reducción**.

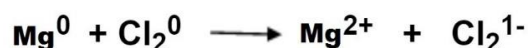


Caso contrario, sí tiene número de oxidación 0 y pasa a +2 quiere decir que **pierde e<sup>-</sup> y tiende hacia números positivos** e indica que se está **oxidando**.

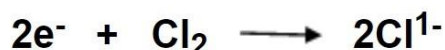


### Agente oxidante y agente reductor

**Agente oxidante.** Es la especie química que en un proceso redox **gana electrones** y se **reduce**, provocando la oxidación de otro elemento en dicho proceso. Por ejemplo, cuando se hacen reaccionar el magnesio con cloro elemental:



El cloro es el agente oxidante puesto que, gana electrones y su carga o número de oxidación pasa de 0 a 1- (recordando que los e<sup>-</sup> tienen carga negativa y disminuye su número de oxidación). Esto se puede escribir como:



El cloro se **reduce** porque **disminuye su número de oxidación; gana electrones** por lo que se considera el **agente oxidante**.

**Agente reductor.** Es la especie química que en un proceso redox **pierde electrones** y se **oxida** en dicho proceso (aumenta su número de oxidación) y provoca la reducción de otro elemento. Por ejemplo, en la reacción anterior, el magnesio es el **agente reductor** puesto que **pierde electrones** y su carga o número de oxidación pasa de 0 a 2+; Esto se puede escribir como:



El magnesio se **oxida** porque **aumenta su número de oxidación; pierde electrones**, se considera el **agente reductor**.

En resumen, podemos decir que:

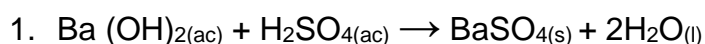
El agente oxidante contiene al elemento que se reduce, mientras que el agente reductor contiene al elemento que se oxida, las reacciones redox se identifican por la transferencia de electrones, así como el cambio del número de oxidación de reactivos y productos.



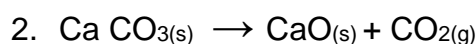


### Actividad de aprendizaje 3.5

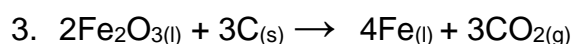
Indica si las siguientes reacciones son redox o no redox; de las redox, señala ¿Cuál elemento se oxida, ¿cuál se reduce? ¿Qué sustancia es el agente oxidante y cuál es el agente reductor?



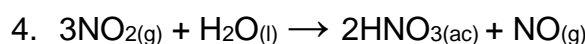
Redox o no redox	Elemento que se oxida	Elemento que se reduce	Agente oxidante	Agente reductor



Redox o no redox	Elemento que se oxida	Elemento que se reduce	Agente oxidante	Agente reductor



Redox o no redox	Elemento que se oxida	Elemento que se reduce	Agente oxidante	Agente reductor



Redox o no redox	Elemento que se oxida	Elemento que se reduce	Agente oxidante	Agente reductor

### Reglas básicas para balancear una ecuación química por el método de redox

Para explicar estas reglas considera la siguiente reacción:



- Determina el número de oxidación de cada uno de los elementos que conforman la reacción. Este paso es el más importante, si existiera un error, la ecuación ya no se podría balancear; asegúrate de que todos sean correctos.



- Identifica aquellos elementos que sufrieron un cambio en el número de oxidación (de reactivos a productos) y subráyalos.



- Escribe las semirreacciones, es decir, el símbolo del elemento de los reactivos con todo y número de oxidación, una flecha y a continuación el símbolo del mismo elemento de los productos, con su nuevo número de oxidación, para cada uno de los elementos que cambiaron:



- Calcula el número de electrones intercambiados en cada una de las semirreacciones, identifica la sustancia oxidada, la sustancia reducida, el agente oxidante y el agente reductor.



Nitrógeno disminuye el número de oxidación, se **reduce** y gana 1e<sup>-</sup>; por lo tanto, es el **agente oxidante**.



Iodo aumenta el número de oxidación, se **oxida** y pierde 1e<sup>-</sup>; por lo tanto, es el **agente reductor**.

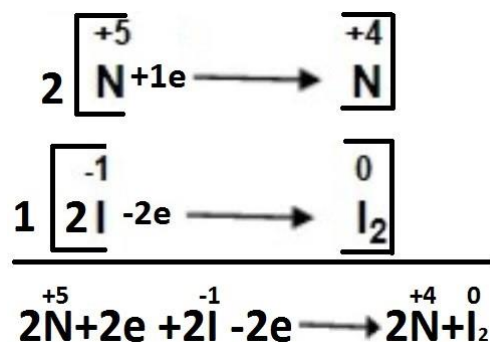
No olvides balancear primero masas (por tanteo) y después las cargas, esto significa que en el caso yodo I<sup>-1</sup> debes colocar un coeficiente 2 del lado izquierdo del mismo, para que así estén balanceadas las masas y después, calcules el número de electrones intercambiados por átomo de yodo. Para el caso del nitrógeno no es necesario, porque las relaciones de las masas se encuentran 1:1.

Coloca el número de electrones intercambiados del lado izquierdo de la semirreacción, si pierde electrones coloca el signo negativo (que indica pérdida) y el número de electrones correspondiente; si gana electrones coloca el signo positivo (que indica ganancia de electrones) y el número correspondiente.



- Tenemos dos ecuaciones con dos incógnitas, nitrógeno y yoduro; que resolveremos como ecuaciones simultáneas. Intercambiando la diferencia de

electrones en ambas semirreacciones como coeficientes que multiplicarán a toda la reacción: primero se resuelve el primer miembro de la ecuación y posteriormente el segundo; quedando de la siguiente manera:



Como lo habrás notado, los electrones siempre se cancelan al realizar la suma de las semirreacciones, los coeficientes encontrados en los compuestos o elementos se deben colocar en la ecuación química original.



Balancea por tanteo o inspección a cada uno de los elementos, identificando misma cantidad en reactivos y productos en la reacción, ajusta si es necesario, debes recordar que los coeficientes afectan a todos los elementos del compuesto en cuestión, se recomienda realizar el balance de la siguiente manera: coloca el elemento en el centro e inicia con los metales, luego los no metales y el oxígeno y al final el hidrógeno, este orden es práctico y recomendable.

REACTIVOS	ELEMENTO	PRODUCTO
2	N	2
2	I	2
6	O	4+2
2+2	H	4

- En la reacción no hay metales, por lo que iniciamos con el nitrógeno, tenemos 2 átomos en reactivos y 2 de lado de los productos; Iodo tenemos 2 átomos en reactivos y 2 en productos; oxígeno tenemos 6 átomos en el 2HNO<sub>3</sub> (multiplicamos el coeficiente por el subíndice) en reactivos y en productos tenemos 4 átomos de oxígeno en el 2NO<sub>2</sub> y 1 átomo de oxígeno en el H<sub>2</sub>O, por lo que debemos de colocar un coeficiente 2 en el agua 2H<sub>2</sub>O y al multiplicar el coeficiente tengamos 2 átomos de oxígeno y en total sumen 6 átomos de oxígeno en productos; hidrógeno tenemos 2 átomos en el 2HNO<sub>3</sub> y 2 átomos

en el 2HI total de átomos de hidrógeno en reactivos son 4, en productos tenemos 4 átomos de hidrógeno en el agua, determinando que la ecuación química se encuentra completamente balanceada.



### Actividades de aprendizaje 3.6

#### I. Con tus propias palabras contesta las siguientes preguntas:

1. ¿En qué consiste la oxidación?

\_\_\_\_\_

2. ¿En qué consiste la reducción?

\_\_\_\_\_

3. ¿Qué es un agente oxidante?

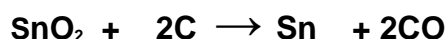
\_\_\_\_\_

4. ¿Qué es un agente reductor?

\_\_\_\_\_

#### II. Considera la reacción para la obtención del estaño y responde lo que se pide.

En un laboratorio de química se obtuvo estaño (Sn) en una mufla a 1000°C mediante una reducción con carbón, la reacción química se representa con la siguiente ecuación:



Indica:

1. ¿Por qué el estaño se reduce? \_\_\_\_\_

2. ¿Por qué el carbono se oxida? \_\_\_\_\_

3. ¿Por qué el estaño es el agente oxidante? \_\_\_\_\_

4. ¿Por qué el carbono es el agente reductor? \_\_\_\_\_

#### III. En cada una de las siguientes reacciones redox, asigna el número de oxidación a cada elemento e identifica que elemento se oxidó y cual elemento se redujo, el agente oxidante y el agente reductor.



Oxidación

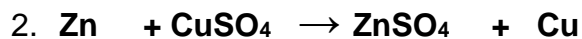
Reducción

Elemento oxidado \_\_\_\_\_

Elemento reducido \_\_\_\_\_

Agente Oxidante \_\_\_\_\_

Agente Reductor \_\_\_\_\_



Oxidación

Reducción

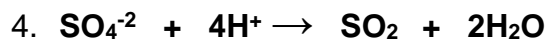
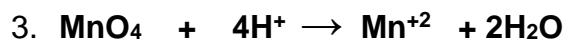
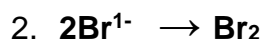
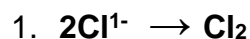
Elemento oxidado \_\_\_\_\_

Elemento reducido \_\_\_\_\_

Agente Oxidante \_\_\_\_\_

Agente Reductor \_\_\_\_\_

**IV. Dadas las siguientes semirreacciones indicar qué proceso se produce en cada una (oxidación o reducción) e indica cuál es el agente oxidante y cuál el agente reductor.**





## 4 ¿POR QUÉ ES IMPORTANTE CUANTIFICAR LAS REACCIONES QUÍMICAS EN LOS PROCESOS INDUSTRIALES?

---

### Aprendizajes

A8. 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.

A9. 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.

### Temática

- Estequiometría
- Reglas básicas para cálculos estequiométricos
  - Relación mol-mol
  - Relación masa-masa
  - Relación mol- masa
- Rendimiento de un proceso

#### 4.1 ESTEQUIOMETRÍA

En los laboratorios y en las industrias químicas se considera de extrema importancia la determinación de la cantidad de sustancias que será producida en las reacciones químicas. Por ejemplo, la rentabilidad en los procesos se asocia con el conocimiento de la materia prima que será consumida en la fabricación, pues se busca obtener los productos, usando la mínima cantidad de reactivos y a bajo costo.

El área en química que determina la cantidad teórica de reactivos a emplear y productos a obtener en reacciones químicas es la estequiometría.

Los cálculos estequiométricos se realizan basados en leyes que relacionan las proporciones de las sustancias químicas en masa, volumen, mol y de partículas, estos cálculos son realizados principalmente en las industrias químicas donde se deben de considerar varios factores que pueden afectar la cantidad de sustancias que se producen, como la pureza de los reactivos, rendimiento de la reacción, exceso de alguna sustancia, entre otros.

Por ello, es importante emplear adecuadamente el lenguaje químico, partiendo de una ecuación química balanceada usando los coeficientes estequiométricos, aplicando el concepto de mol, número de Avogadro y masa.

Es importante que conozcas e identifiques cada uno de estos conceptos por lo que tendrás que realizar una investigación conceptual de los mismos.



#### Actividad teórica 4.1

**I. Investiga los siguientes conceptos relacionados con la temática de estequiometría, coloca su definición y un ejemplo de cada uno. Es importante que busques en libros de química o diccionarios especializados.**

Masa:

Masa atómica:

Masa molecular:

Masa molar:

Mol:

**II. Explica la diferencia entre masa molecular y masa molar.**

---

---

---

Ahora que investigaste y recordaste conceptos que se vieron en Química II, los pondremos en práctica con los siguientes ejercicios sobre como calcular la masa molar, cálculos estequiométricos y rendimiento de una reacción.

Por definición, cuando queremos saber cuál es la masa de un mol de determinado compuesto, se emplea el término masa molar cuyas unidades son gramos por mol en la cual se deben sumar las masas atómicas (ahora en gramos) de cada uno de los elementos que conforman el compuesto y multiplicarlas por el número de veces que se encuentran en el mismo como se muestra en el siguiente ejemplo.

Calcular la masa molar del fosfato de magnesio  $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$

Elemento	Masa atómica (gramos/mol) redondeada	Número de átomos	Total
Mg	24	3	72
P	31	2*	62
O	16	8*	128
			262 g/mol

\*Cuando tengas paréntesis en la formula multiplicas los subíndices de adentro por los de afuera.



#### Actividad de aprendizaje 4.2

Calcula las masas molares de los siguientes compuestos:

- Carbonato de calcio,  $\text{Ca CO}_3$  \_\_\_\_\_
- Nitrato de plomo (II),  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  \_\_\_\_\_

En el balance de las ecuaciones químicas se cumple con la ley de la conservación de la masa y podemos establecer relaciones entre en número de partículas, moles y masa que participan en una reacción.

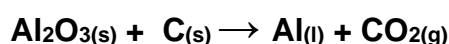
Los cálculos estequiométricos se realizan para conocer la cantidad de cada reactivo que se debe utilizar para producir la cantidad del producto que se desea obtener.

#### 4.2 REGLAS BÁSICAS PARA CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

Existen distintas maneras de resolver problemas estequiométricos la más común es por la regla de tres y/o el análisis dimensional, los cálculos estequiométricos pueden hacerse relacionando masa- masa mol-mol, mol-masa, estos cálculos se describen a continuación:

##### Relación mol-mol

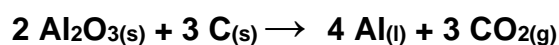
La reacción del método Hall-Héroult para producir aluminio es la siguiente:



a) ¿Cuántos **moles** de dióxido de carbono  $\text{CO}_2$  se producen, si tienes **15 moles** de óxido de aluminio  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ?

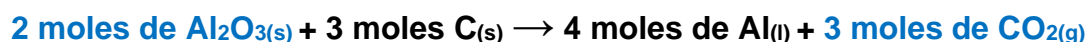


- I. Verifica que la reacción esta balanceada, si no lo está puedes realizarlo por el método de tanteo o redox.



REACTIVOS	ELEMENTO	PRODUCTO
4	Al	4
3	C	3
6	O	6

- II. Con la ecuación química balanceada podemos realizar la siguiente descripción:



- III. De la anterior descripción podemos determinar los moles de las sustancias presentes en la reacción y establecer la relación en moles de las sustancias que se conocen y las que no se conocen de acuerdo con el enunciado del problema.

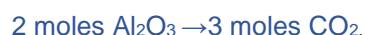
La información que se proporciona en el enunciado es del óxido de aluminio **Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> en moles** y nos piden del dióxido de carbono **CO<sub>2</sub> en moles**, la relación de estas dos sustancias de acuerdo con la ecuación es:



Multiplica 15 moles Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> por 3 moles CO<sub>2</sub> y se dividen entre 2 moles Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> para calcular los moles del CO<sub>2</sub>.

Por análisis dimensional para calcular el CO<sub>2</sub> producido, colocaremos en la parte de arriba el único dato que nos proporcionan en el problema que son los **15 moles de Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>**.

Utilizamos la misma relación



Los 2 moles  $\text{Al}_2\text{O}_3$  se colocan en la parte de abajo para cancelar unidades y arriba dejamos los 3 moles del  $\text{CO}_2$ .

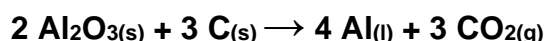
$$15 \text{ moles Al}_2\text{O}_3 \left( \frac{3 \text{ moles CO}_2}{2 \text{ moles Al}_2\text{O}_3} \right) = 22.5 \text{ moles CO}_2$$

La operación se realiza multiplicando 15 por 3 y se divide entre 2.

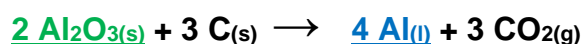
### Relación masa-masa

b) Calcula los **gramos de aluminio** que se producen a partir de **70g de óxido de aluminio  $\text{Al}_2\text{O}_3$** .

I. Partiendo de la ecuación balanceada, identifica la información que te dan y que te piden de las sustancias y establece la relación para resolver la incógnita.



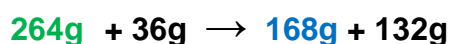
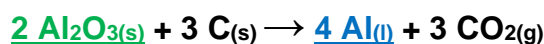
II. Identifica los elementos y/o compuestos que se conocen en el problema y subráyalos para un rápido reconocimiento.



IV. Calcula la masa molar de los componentes involucrados

REACTIVOS				PRODUCTOS			
Elemento	Masa atómica (g/mol) redondeada	Número de átomos	Total (g/mol)	Elemento	Masa atómica (g/mol) redondeada	Número de átomos	Total (g/mol)
Al	27	4	168	Al	27	4	168
O	16	6	96				
			264				
C	12	3	36	C	12	3	36
				O	16	6	96
							132

De la ecuación anterior podemos sacar las siguientes relaciones de acuerdo con la información obtenida en la tabla:



La representación la dejamos en gramos, porque al calcular la masa molar de cada sustancia se consideraron los moles presentes en la reacción.

La información que se proporciona en el enunciado es del óxido de aluminio **Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> en gramos** y nos solicitan al **Al en gramos**, la relación de estas dos sustancias de acuerdo a la ecuación es:

**264g Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> ----- 168g Al**

**70g Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> ----- X = 44.54 g Al**

Multiplica 70 gramos Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> por 168 gramos Al y se dividen entre 264g Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> para calcular los gramos de Al.

Por análisis dimensional para calcular el Al producido, colocaremos en la parte de arriba el único dato que nos proporcionan en el problema que son los **70 gramos de Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>**.

Utilizamos la misma relación

**264g Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> ----- 168g Al**

$$70 \cancel{g Al_2O_3} \left( \frac{168 \cancel{g Al}}{264 \cancel{g Al_2O_3}} \right) = 44.54 \text{ g Al}$$

Los 264 gramos Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> se colocan en la parte de abajo para cancelar unidades y arriba dejamos los 168 gramos del Al.

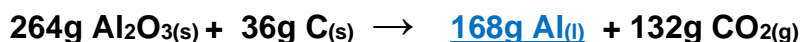
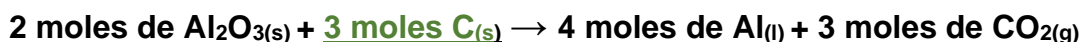
La operación se realiza multiplicando 70 por 168 y se divide entre 264.

### Relación mol-masa

c) Sí tienes **24 moles de carbono**, ¿cuántos **gramos de aluminio** se producirán?

Para este inciso los cálculos son más sencillos, porque ya se tienen las relaciones de la reacción en moles y gramos, solo se debe de establecer la relación en moles y gramos de las sustancias que se conocen y las que no se conocen de acuerdo con el enunciado del problema.

En la información del problema se proporciona al **carbono en moles** y el cálculo del **aluminio** producido lo solicitan en **gramos**, la relación la sacamos de las ecuaciones de la siguiente manera:



Relación de la información que nos dan con respecto a la que solicitan en el enunciado del problema:

**3 moles C ----- 168 gramos Al**

**24 moles C ----- X = 1,344 gramos Al**

Multiplica 24 moles C por 168 gramos Al y se dividen entre 3

moles C para calcular los gramos del Al.

Por análisis dimensional para calcular el Al producido, colocaremos en la parte de arriba el único dato que nos proporcionan en el problema que son los **24 moles de C**.

Utilizamos la misma relación

**3 moles C ----- 168 gramos Al**

$$24 \cancel{\text{ moles C}} \left( \frac{168 \text{ g Al}}{3 \cancel{\text{ moles C}}} \right) = 1344 \text{ g Al}$$

Los 3 moles C se colocan en la parte de abajo para cancelar unidades y arriba dejamos los 168 gramos del Al.

La operación se realiza multiplicando 24 por 168 y la divides entre 3.

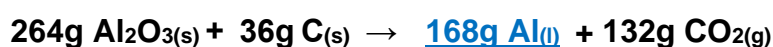
### 4.3 RENDIMIENTO DE UN PROCESO

En los procesos químicos por lo general se llevan a cabo reacciones químicas que dependerán de la materia prima y las condiciones de reacción para que estas se lleven a cabo de manera efectiva, cuando realizamos cálculos estequiométricos estamos obteniendo el **rendimiento teórico**, que es la cantidad de producto máximo obtenido de una reacción si esta se efectúa al 100%, este rendimiento se calcula a partir de la ecuación balanceada. El **rendimiento real** es la cantidad de producto efectivamente formado en una reacción, este puede ser igual o menor al rendimiento teórico debido a que los reactivos no reaccionan totalmente o su interacción genera otros productos (parte experimental).

Para determinar la eficiencia de una reacción, los químicos utilizan el **porcentaje de rendimiento**, que indica la proporción del rendimiento real con respecto al rendimiento teórico.

Retomando el ejercicio anterior y representando la reacción química en gramos tenemos:

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$



Si el rendimiento de la reacción fuera del 100% se obtendrían 168 g de Al, pero como el rendimiento es del 85% se obtendrá:

100 % de rendimiento teórico \_\_\_\_\_ 168 g de Al

85 % de rendimiento real \_\_\_\_\_ **x = 142.8 g Al**

Para calcular el porcentaje de rendimiento utilizamos la formula anterior:

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{142.8 \text{ g Al}}{168 \text{ g Al}} \times 100 = 84.52\%$$



### Actividades de aprendizaje 4. 3

**I. Considera los cálculos estequiométricos vistos anteriormente para resolver los siguientes ejercicios.**

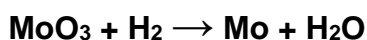
1. El cloruro de calcio reacciona con nitrato de plata para producir un precipitado de cloruro de plata:



Experimentalmente se obtienen 1.86 g de precipitado de cloruro de plata. Si el rendimiento teórico del cloruro de plata es 2.45 g. ¿Cuál es el rendimiento en tanto por ciento?

% de rendimiento =

2. Un acero de alto valor comercial es el “acermol” que tiene incorporadas pequeñas cantidades de molibdeno; considera la siguiente reacción para la obtención del molibdeno a partir del Oxido de molibdeno (VI) y responde los siguientes cuestionamientos incluyendo los cálculos que te lleven al resultado:



a) ¿Cuánto óxido de molibdeno (VI) se requiere para obtener 700kg de molibdeno?

b) ¿Cuántos moles de hidrógeno se necesitan para obtener 18 moles de molibdeno?

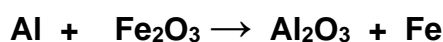
II. Realiza los cálculos estequiométricos necesarios y elige la opción que corresponda a la respuesta correcta.

1. A partir de ecuación ajustada determina la masa de cobre que producirá 0.167 moles de  $\text{NO}_{(g)}$  si reaccionan con ácido nítrico en exceso.



- a) 10.6 g      b) 31.8 g      c) 190.6 g      d) 15.9 g

2. La reacción entre aluminio y óxido de hierro (III) puede producir temperaturas cercanas a los 3000 °C, lo que se utiliza para soldar metales:



3. En un proceso se hicieron reaccionar 601 g de óxido férrico; calcula la masa (en gramos) de óxido de aluminio que se formará, así como los moles de fierro producidos.

- a) 383.13 g      b) 942.74 g      c) 590.6 g      d) 355.9 g



## 5 ¿POR QUÉ SON IMPORTANTES LOS METALES?

### Aprendizaje

A10. 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.

### Temática

- **Importancia de los metales:**
  - Propiedades físicas de los metales.
  - Enlace metálico.
  - Relación: Estructura–propiedades–usos.

### Importancia de los metales

Actualmente los beneficios de los metales son enormes, se tienen en los componentes de los nuevos equipos electrónicos, instrumentos analíticos, en los teléfonos inteligentes, entre otros que están fabricados con hierro, cobre, cadmio, plomo, semimetales como silicio, germanio, incluso con metales de alto valor económico como plata, oro, rodio, platino, paladio, entre otros. En la figura 5.1 se muestran algunos objetos cotidianos constituidos por metales. Hasta el momento las nuevas tecnologías de toda índole dependen de los metales y sus aleaciones que conjuntan materiales de múltiples aplicaciones.



Figura 5.1. La tabla periódica del coleccionista de elementos Investigación Tomada de <https://images.app.goo.gl/4K6pZvt9f5QjxSPq6> ) Foto de Autor desconocido está bajo licencia CC BY-SA-NC





## Enlace metálico

El enlace metálico mediante el modelo de nube de electrones es una interpretación sobre el comportamiento de los metales a nivel microscópico, que propone una asociación interna entre átomos, cuyo conjunto de cationes metálicos se encuentran inmersos en un mar de electrones de valencia deslocalizados (móviles), con baja energía de ionización como se ilustra con la figura 5.3 que representa la unión química entre los átomos de un mismo elemento metálico.

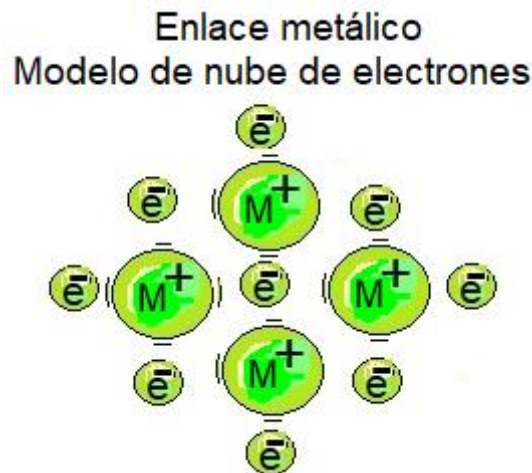


Figura 5.3. Representación del enlace metálico mediante el modelo de nube de electrones.

### Relación: Estructura–propiedades–usos

El modelo del enlace metálico facilita explicar diversas propiedades de los metales que forman una red cristalina metálica con cationes metálicos ordenados y rodeados de un mar de electrones, cuyas formas geométricas definidas están unidas mediante atracciones electrostática entre las diferentes cargas, lo que explica la estabilidad y firmeza en su estructura que los hace maleables, tenaces, que al golpe o corte presentan los mínimos fragmentos dada su resistencia y fuerza de enlace; por ejemplo el sodio un metal alcalino suave al corte que libera un electrón de valencia al mar de electrones a diferencia del aluminio que libera tres electrones o fuerzas de enlace lo que se traduce en mayor resistencia mecánica. Para ilustrar más mencionemos otro ejemplo como el cobre que no se fragmenta al corte a diferencia del carbono un no metal que presenta un enlace débil (enlace covalente) que se fragmenta fácilmente.

Para representar la red característica de un metal, así como la ubicación de los cationes metálicos hay tres clases de celdas unitarias (ladrillos cristalinos) como se ilustra en la figura 5.4 cúbica centrada en el cuerpo, cúbica compacto y hexagonal de empaquetamiento compacto útiles para determinar a los sólidos cristalinos o verdaderos que son los metales y sus aleaciones dado que los sólidos no verdaderos

son los vidrios, plásticos, resinas, entre otros que no forman estructuras geométricamente definidas y al romperse presentan fractura.

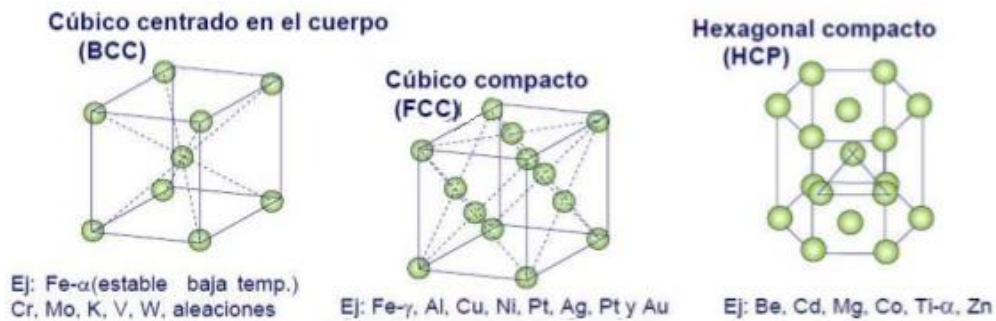


Figura 5.4. Ilustración de las estructuras de los metales tomada de <https://images.app.goo.gl/pcnDAqc29jcENppd7>

de autor desconocido y bajo licencia CC BY-SA-NC

La movilidad de los electrones deslocalizados hace a los metales buenos conductores del calor y la electricidad. Además, los electrones libres reflejan a los fotones que llegan a incidir en la superficie cristalina, antes de ser absorbidos, lo que les da ese característico brillo metálico y aumenta su movilidad.

Los metales dada su estructura pueden deformarse sin presentar planos de repulsión iónica, lo que les confiere su resistencia mecánica y que se puedan deformar en hilos o laminas. El modelo de nube de electrones para el enlace metálico como se ha mencionado permite explicar estas propiedades. La figura 5.5 ilustra algunos esfuerzos de trabajo mecánica que pueden soportar los metales.




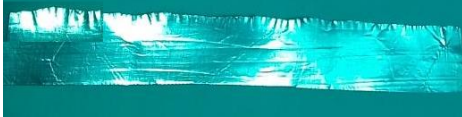




Trabajo (En función de las fuerzas)	Representación
<p><b>Compresión</b></p> 	
<p><b>Tracción</b></p> 	
<p><b>Cortadura</b></p> 	
<p><b>Torsión</b></p> 	

Figura 5.5. Ilustra la resistencia mecánica de los metales

Como sabes existen metales nativos como el cobre, la plata, el mercurio y el oro, entre otros. Los metales pueden ser tratados mediante procesos como fusión, electrólisis, entre otros, cuyas mezclas de forma homogénea forman aleaciones que mejoran el aspecto o la resistencia mecánica de los metales, por ejemplo: acero inoxidable (Fe, Cr y Ni), soldadura (Sn y Pb), bronce (Cu, Zn y Sn), latón (Cu y Zn), alpaca (Cu, Ni y Zn) amalgama (Ag, Sn, Cu, Zn y Hg), oro de 14 o 18 Kilates que varían en (Au, Ag y Cu), plata esterlina (Ag y Cu), son ejemplos de algunas aleaciones. Los metales poseen diferentes propiedades que se complementan con otras que se pueden determinar en un laboratorio tales como sus propiedades químicas.

Tabla 5.1. Propiedades de los metales y no metales

Metales	No metales
<b>Propiedades físicas</b>	
Conductores del calor y la electricidad Dúctiles Sólidos excepto Hg y Ga (líquido a 30°C) Maleables Lustrosos (brillo metálico) Altos puntos de fusión	Malos conductores del calor y la electricidad No dúctiles Sólidos, líquidos y gaseosos No Maleables Pueden presentar brillo cristalino Bajos puntos de fusión
<b>Propiedades químicas</b>	
Reaccionan con ácidos Forman óxidos básicos Forma cationes metálicos Forman haluros iónicos con F, Cl, Br y I	Reaccionan con bases Forman óxidos ácidos Forman aniones y radicales aniónicos Forman haluros covalentes



### Actividades de aprendizaje 5.1

**I. Observa el siguiente video y toma tus notas pertinentes para que respondas las siguientes preguntas. (Química: Metales y Enlaces Metálicos ([https://www.youtube.com/watch?v=x7E\\_h\\_rwpl&feature=youtu.be](https://www.youtube.com/watch?v=x7E_h_rwpl&feature=youtu.be)) Socrática Español 7 dic. 2014).**

¿Por qué los metales son buenos conductores?

---

1. ¿Por qué los metales son maleables?

---

3. ¿Por qué los metales son dúctiles?

---

4. ¿Por qué los metales brillan?

---

II. Observa la siguiente imagen y en cada inciso escribe el tipo de enlace que representa si es metálico, covalente o iónico.

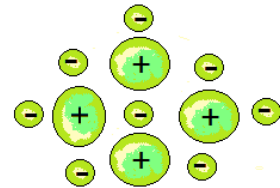
a) \_\_\_\_\_



b) \_\_\_\_\_



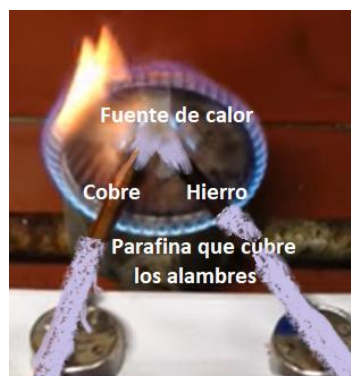
c) \_\_\_\_\_



III. Realiza los siguientes tres experimentos para que puedas observar conductividad térmica, dilatación y ductilidad en metales como Cobre, Aluminio y Hierro.

Toma en cuenta las medidas de precaución como tener cuidado en el manejo de los metales y la fuente de calor.

A. Conductividad térmica: Recubre con parafina dos alambres uno de cobre y otro de hierro de aproximadamente de 5 cm. Procede a someter a calentamiento la punta de dichos metales en una fuente de calor (se recomienda la misma veladora), o bien como se muestra en la imagen e indica en cuál metal se funde más rápido la cera y a qué se debe este comportamiento.



Respuesta: \_\_\_\_\_

---

B. Dilatación: Perfora la tapa metálica de un frasco de vidrio, a manera de que pase de forma justa una rondana metálica como se observa en las imágenes. Toma con unas pinzas la rondana y somete ésta a calor por dos minutos, luego procede a introducirla por la perforación e indica qué sucede, posteriormente enfría con agua la rondana, repite la acción e indica si logro pasar ésta y explica brevemente qué sucedió.



Respuesta: \_\_\_\_\_

---

C. Conductividad térmica de un colador metálico. Fija un colador metálico y haz incidir en la rejilla la flama de una veladora o un encendedor, como se muestra en la imagen y observa si la flama atraviesa el colador. Posteriormente coloca del lado opuesto a la flama y la rejilla por tres segundos, la flama de otro encendedor e indica si la primera flama logra pasar el colador. En seguida indica que sucedió y explica el resultado.



Respuesta: \_\_\_\_\_

---



## 6 ¿CUÁLES SON LOS BENEFICIOS Y CONSECUENCIAS DE LA INDUSTRIA MINERO-METALÚRGICA?

---

### Aprendizaje

A11. 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.

### Temática

- Beneficios y consecuencias de la actividad minero-metalúrgica en México.
- Impacto económico y ambiental de la producción de metales en México.

### Beneficios y consecuencias de la actividad minero-metalúrgica en México

La actividad minero-metalúrgica es milenaria y debido a los beneficios económicos que aporta esta industria en la producción y transformación de metales es que continúa incrementándose en nuestro país; al igual que la contaminación y el impacto ambiental negativo que se identifica en los suelos mexicanos, debido a la falta de regulación de las actividades mineras, que ya han hecho estragos en los ecosistemas que se ven afectados por la alta toxicidad de los metales pesados que se liberan, por las sustancias que se emplean en la extracción de los minerales y sus metales. Lo que afecta no solo al medio, sino a la salud de los seres vivos que habitan principalmente en las zonas mineras; otros factores de impacto son el tipo de explotación, la escala de las operaciones, los desechos, el tipo de entorno que alteran, la contaminación auditiva y visual que se genera. Las afectaciones ambientales no solo destacan en la extracción mineral, sino en la liberación de residuos al aire, agua y suelo, tres recursos indispensables en toda forma de vida; que se ve afectada por la polución que se traduce en deforestación y daño irremediable en los recursos naturales.



### Actividad de aprendizaje teórico 6.1

**La contaminación ambiental por metales pesados tiene un impacto negativo al ambiente principalmente donde se desarrollan estas actividades minero-metalúrgicas. Para conocer más del tema realiza la siguiente lectura sobre el**



**impacto de la industria minero-metalúrgica en México y observa el video (México a cielo abierto. <https://vimeo.com/31452551> )**

### **Impacto económico y ambiental de la producción de metales en México**

La extracción mineral, reducción y refinación de metales es una práctica que nace a partir del uso de fragmentos de rocas o minerales como herramientas y armas, lo que trascendió de la piedra (Paleolítico, Mesolítico, Neolítico), a obtener cobre (6000 a.C.), bronce (2500 a.C.), hierro (1000 a.C.) carbón (1600 d.C.). El oro es un importante metal nativo que permite el equilibrio en la balanza comercial de los países desgraciadamente la mayoría de los metales requieren de diversos procesos minero-metalúrgicos para ser útiles y así como los metales son importantes en el desarrollo de las naciones, de nuevas tecnologías de toda índole, obtenerlos implica actividades minero- metalúrgicas o de reciclaje de otros materiales, ya que muchos de los componentes de los nuevos equipos (computadoras, instrumentos analíticos y teléfonos celulares, entre otros) están fabricados de metales como el hierro, cobre, cadmio, oro, plomo, plata y otros elementos como el silicio todos ellos requieren de la excavación de minas, la remoción de minerales, el proceso de extracción de metales que ha causado daños ambientales al grado de destruir ecosistemas; por ejemplo, se daña la tierra de cultivo, favoreciendo la erosión y contaminación de cuerpos de agua con sales solubles de elementos potencialmente tóxicos (EPT) como As, Se, Pb, Cd y óxidos de S, entre otros. Asimismo, el material subterráneo puede generar volúmenes de residuos hasta ocho veces superiores al original. Por otro lado, las industrias especializadas en el proceso de metales (siderurgias y metalúrgicas) pueden emitir partículas de dimensiones micrométricas, que son fácilmente transportables por el viento a grandes distancias y causar problemas en la salud de poblaciones.

El beneficio y transformación de metales desde su extracción sea por vía seca y calor (pirometalurgia que incluyen operaciones como calcinación, tostación, fusión, volatilización, electrólisis ígnea y metalotermia) o por vía húmeda (hidrometalurgia que abarca operaciones como lixiviación, purificación y/o concentración y flotación/precipitación), en ambos procesos implica grandes cantidades de agua, acumulación de materia sin valor, generación de terrenos inestables, escurrimientos y arrastre de residuos, el empleo de reactivos y desechos altamente tóxicos que anteriormente las empresas desechaban en ríos o los disponen en grandes pilas para ser enterradas o arrojadas al mar, lo que se ha derivado actualmente en graves problemas ambientales.

Los EPT más comunes derivados de estos procesos, en el caso de México, son Cr, Pb, Al, Ba, Ni, Cd, Zn, As, Se y Hg, composiciones como cianuro, grasa, aceites gastados, solventes químicos, químicos inorgánicos hidrocarburos. Por mencionar la contaminación por Grupo México en Cananea que en agosto del 2014 fue responsable del vertido de 40,000 m<sup>3</sup> del lixiviado de cobre con ácido sulfúrico

identificado en el Rio Bacanuchi en Sonora que ocasiono la pérdida de especies marinas, peces del rio, los cultivos, el ganado, daño en la flora, en las cosechas, quemaduras en los campesinos, ceguera, infecciones e intoxicación por el ácido y metales pesados. El caso de envenenamiento por metales pesados por la metalúrgica mexicana en Fresnillo Grupo Peñoles que en 1962 presento el episodio de arsenicismo y carcinogénesis en piel e hígado. Las fundidoras de plomo, zinc y cobre en Torreón Coahuila generaron emisiones toxicas, cerros de desechos y aguas residuales con metales pesados causando graves casos de intoxicación como los reportados en 1999 cuando se identificó en la sangre de los niños que vivían cerca de las fundidoras niveles superiores jamás reportados de plomo, cadmio y arsénico, cuestión que demandó generar sistemas de gestión ambiental. También se sabe del caso de la mina de San Xavier operada desde 1990 por la empresa canadiense New Gold Inc, complejo metalúrgico que extrajo oro y plata, sus actividades mineras fueron clausuradas después de 15 años por ilegalidad, despojo, omisión de cumplimiento de seguridad y destrucción ambiental sus actividades mineras acabaron con el poblado Cerro de San Pedro (San Luis Potosí) dejando poca ganancia al estado y millones de toneladas de suelo removido con material sulfuroso y aguas mezcladas con cianuro que por su concentración se infiltró a los mantos freáticos que abastecen de agua a la capital del estado. Otro caso es el de la localidad de Chicomuselo Chiapas en donde a partir del 2000 se han otorgado concesiones de tierra para la exploración y explotación minera hasta por 50 años en el 2009 se tenían ya 97 concesiones a diversas transnacionales como Blackfire Canadá y Chile que opera bajo incumplimiento en la extracción de Oro, Plata, Barita y otros minerales, concesiones que han otorgado a extranjeros un tercio del territorio de Chiapas en donde las mineras operan a cielo abierto y los resultados sociales y ambientales para Chiapas son graves desde mayor pobreza, conflictos socioambientales, enfermedades, daño a la diversidad y los ecosistemas cuestión que continua hasta nuestros días.

**I. Con base en estos dos recursos, responde las siguientes preguntas:**

1. ¿Por qué es necesario regular las actividades mineras en México?

---

---

---

2. ¿Cuáles fueron los beneficios e impacto ambiental derivado de la explotación minero-metalúrgica en el caso de Grupo México y la localidad de Chicomuselo en Chiapas México?

---

---

---



## **FUENTES DE CONSULTA**

---

Garriz, A., Gasque, L. y Martínez A., (2005). *Química universitaria*. México. Pearson Editores.

López, C. L., Gutiérrez, F., M. Arellano, P., L. M. (2010). *Química Inorgánica. Aprende haciendo*. Prentice Hall. México.

Heins, M. y Arenas, S. (2015). *Fundamentos de química*. México. Cengage Learning Editores. México

# UNIDAD 3

---

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

### PRESENTACIÓN DE LA UNIDAD 3

La industria química mediante el control de sus procesos ha logrado aumentar la eficiencia en los mismos, optimizando así las cadenas de producción, cuestión que se refleja en el desarrollo de productos estratégicos como ácido fosfórico, amoníaco, ácido nítrico y ácido sulfúrico, entre otros. Lo anterior, hace evidente la relevancia de los conocimientos químicos por el beneficio en el aspecto económico-social del país; sin embargo, actualmente y ante el impacto negativo al ambiente, se demandan procesos que no contaminen y promuevan el desarrollo sostenible.

Este estudio inicia atendiendo los conceptos involucrados en los procesos químicos, las condiciones de operación que se pueden controlar en éstos como son: naturaleza de los reactivos, presión, temperatura, pH, concentraciones, tamaño de partícula, superficie de contacto y tiempo de reacción y cómo al variar alguna de estas condiciones, se modifican la rapidez de reacción y el equilibrio químico y, por ende, la cantidad de productos, subproductos y desechos obtenidos. Lo anterior ejemplificado en un proceso industrial muy relevante “los fertilizantes”.

También se estudiará la teoría de colisiones, energía de activación, energías de formación y ruptura de enlaces químicos, reacciones exotérmica y endotérmica, reacciones reversibles y el equilibrio químico

Ejemplificaremos diversos casos de equilibrio químico dando énfasis a las reacciones ácido base, considerando el modelo de Brønsted–Lowry, el pH como medida de la concentración de iones  $[H^+]$  y aprenderemos a calcular la constante de acidez,  $K_a$  (Constante de equilibrio para ácidos).

Finalmente se revisará la eficiencia en los procesos industriales sus ventajas y desventajas en la producción, así como el impacto ambiental y socioeconómico.

### 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.

### CONCEPTOS CLAVES

Reacciones químicas, rapidez de reacción y cinética química, colisión, rapidez de reacción, energía de activación, catalizador, diagrama de energía, complejo activado,

reacciones reversibles, equilibrio químico, reacciones ácido base, pH, constante de equilibrio, constante de acidez, eficiencia de los procesos industriales, impacto ambiental.



## 7 ¿CÓMO EFECTUAR REACCIONES QUÍMICAS CON MAYOR RAPIDEZ Y EFICIENCIA?

---

### Aprendizajes

A1. 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. 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.

A3. 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 argumentos.

### Temáticas

- Reacción química y los factores que las modifican
- Antecedentes de rapidez de las reacciones y cinética químicas
- Proceso Haber-Bosch para la obtención de amoníaco
- Teoría de colisiones
- Factores que modifican la rapidez de la reacción
  - Temperatura
  - Concentración
  - Presión
  - Superficie de contacto
  - Catalizador

### 7.1 REACCIÓN QUÍMICA Y LOS FACTORES QUE LAS MODIFICAN

Todo proceso químico involucra reacciones químicas, que se llevan a cabo, cuando una o más sustancias pierden su identidad, asumiendo otra, debido a un cambio en el tipo, número de átomos o en la estructura o configuración de estos, formando al menos una sustancia completamente nueva.

Las transformaciones de la materia se llevan a cabo con diferente rapidez y esto se explica mediante la teoría de colisiones que describe que los cambios de rapidez en una reacción depende de los factores que modifican la superficie de contacto de los reactivos, lo que se conoce como las condiciones de reacción cuyos factores de cambio termoquímicos se deben ya sea a la naturaleza de los reactivos, la temperatura, la concentración, la presión, la superficie de contacto, un catalizador, entre otros factores que mediante su control efectivo permiten mayor rapidez y eficiencia en las reacciones.

Cabe destacar que en todo proceso químico está presente la energía mínima para generar un cambio químico, o bien la barrera energética que deben pasar los reactivos para formar productos, lo que se conoce como energía de activación y si se tiene el potencial químico necesario, se tendrá un cambio en las moles, permitiendo así la ruptura y formación de enlaces químicos hasta lograr el equilibrio químico.

En termodinámica química, esto se logra, cuando la energía libre de Gibbs llega a un mínimo o bien  $\Delta G=0$ , cuando la concentración de reactivos y productos no varía en el tiempo y en términos de concentraciones se habla de la ley de acción de masas, cuando se alcanza el equilibrio químico dinámico y se tiene una reacción reversible, donde la velocidad directa e inversa son iguales, aunque los reactivos y productos, estén continuamente reaccionando (equilibrio dinámico). En donde las reacciones pueden resultar espontáneas o no, lo que se asocia a la energía libre de Gibbs o bien requerir energía como las endotérmicas o liberar esta, como las exotérmicas lo que refiere a la Entalpía  $\Delta H$  o energía de ruptura y formación de enlaces en donde si  $\Delta H$  es negativa el proceso resulta exotérmico y cuando  $\Delta H$  es positiva es endotérmico.

Ejemplos termodinámicos existen diversos en la naturaleza por ejemplo un incendio natural donde la combustión es espontánea y exotérmica, otro caso el celular encenderlo no es espontáneo requiere de energía para ello y una vez encendido libera energía siendo este efecto exotérmico, otro caso el agua en la naturaleza, que se evapora de manera espontánea dado que no recibe ayuda, ni energía extra a la natural, siendo así un proceso espontáneo y endotérmico.

## **7.2 ANTECEDENTES DE RAPIDEZ DE LAS REACCIONES Y CINÉTICA QUÍMICAS**

La rapidez de las reacciones químicas es de suma importancia sobre todo en los procesos industriales donde es importante considerar las concentraciones al final del equilibrio químico, por ejemplo, en la industria química, alimenticia y farmacéutica es importante prolongar la vida de determinado tipo de productos, esto se pone en evidencia principalmente cuando observamos los empaques de alimentos y medicamentos que tienen impresa la fecha de caducidad, que refiere a la vida efectiva de las sustancias de interés, a partir de la cual el producto ya no tiene garantía de la

concentración óptima de las sustancias nutritivas o de los principios activos de un medicamento.

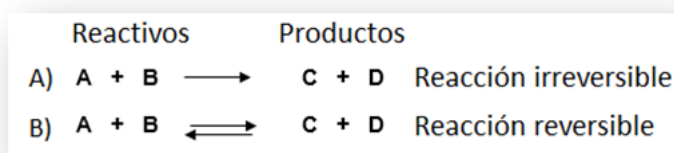
En la industria química para la fabricación de productos estratégicos por mencionar ácido sulfúrico o amoníaco muy requeridos en la producción de fertilizantes minerales una forma disponible de nitrógeno, fosfato y potasio para las plantas, que no pueden metabolizar el abundante nitrógeno atmosférico; solo en la forma amoniacal, que es el precursor de las formas asimilables de nitrógeno por las plantas, al igual, el fósforo indispensable para toda forma de vida, proviene de roca fosfórica, poco asequible y limitada, la mayoría concentrada en el oriente, es altamente insoluble, no asimilable por las raíces, por ello el fosfato se trata con ácidos minerales regularmente sulfúrico y fosfórico. Las sales de potasio más empleadas para los distintos fertilizantes son la potasa y el cloruro de potasio, ya sea para fertilizantes simples que contienen un solo elemento como los nitrogenados, fosfatados o potásicos o bien para los compuestos cuyos gránulos contienen la misma cantidad de dos o tres de los elementos básicos (NPK) como se identifica en la figura 7.1 un complejo indispensable para las productoras “las plantas” que con los fertilizantes y diversas técnicas de cultivo logran en menor tiempo una mayor rapidez en la producción de toneladas del reino plantee; hortalizas, frutas, leguminosas, entre otras, para cubrir las demandas en la cadena alimenticia a nivel mundial.



Figura 7.1. La imagen muestra la aplicación de fertilizante en cultivo de perejil.

El conocimiento de la rapidez de las reacciones no sólo se aplica en la industria de fertilizantes sino en todas las industrias químicas, también está presente en nuestra cotidianidad. Por mencionar el fenómeno de maduración (climaterio) promovido en algunas frutas por la hormona gaseosa etileno que desencadena la maduración del fruto y senescencia después de su corte; la manzana, plátano, tomate, melón,

duraznos, higos, aguacate, pera son climatéricas y en presencia de más oxígeno maduran más rápido. Lo que no sucede en frutas cítricas, como naranja, piña, limón, u otras como uva, sandia, fresa, kiwi, que no producen mucho etileno y solo maduran permaneciendo en la planta. Así este conocimiento químico permite en las centrales de alimento bajar la rapidez de acción del etileno al mantener la fruta climatérica en una atmósfera concentrada con dióxido de carbono y si se desean madurar más rápido el etileno que es inflamable se combina con nitrógeno para obtener una mezcla no inflamable. En casa se puede colocar plátano y kiwi juntos, si se desea madurar más rápido éste último o bien bajar la rapidez metiendo en el refrigerador las frutas. Otro efecto se tiene en la plata que se deslustra en pocos meses y en casa lustramos con diversos medios (pasta dental, aguarrás o mezcla vinagre-bicarbonato). Otro caso nuestro propio envejecimiento que tarda muchos años, pero si nos exponemos a condiciones desfavorables lo aceleramos; por lo tanto, los procesos anteriores demuestran cada uno una rapidez de reacción que bajo procesos químicos controlados pueden ser acelerados o disminuidos en función a su equilibrio químico en lo que influye la **cinética química** un área de fisicoquímica que estudia la rapidez de las reacciones y los factores que la afectan. La **rapidez de una reacción** se entiende como la concentración de producto [mol/L] que se forma en el proceso o la cantidad de reactivo que cambia a producto en dicho proceso, para entender esto la cinética química utiliza la **Teoría de las colisiones** que es un modelo para describir y calcular la rapidez de la reacción química, cuya velocidad o cambio de concentración en un determinado tiempo se puede modificar por factores como; naturaleza de los reactivos, superficie de contacto, presión, temperatura, concentración y catalizadores. En todo esto está presente la energía de activación o potencial mínimo para romper enlaces y formar choques efectivos con orientación para formar productos en procesos que pueden ser irreversibles como nuestro ciclo de vida o reversibles como la producción industrial del amoníaco donde mediante la ley de acción de masas se ilustra la igualdad en la rapidez de la reacción de los productos entre sí para formar reactivos un ejemplo del principio de Le Chatelier como se identifica en la equilibrio homogéneo en la síntesis de amoníaco donde se igualan la rapidez de reacción directa e inversa.



Como se identifica en los caso de las frutas climatéricas y no climatéricas ya mencionados, o casos como el aluminio que tarda menos en oxidarse a diferencia del hierro bajo las mismas condiciones, o el éter que inflama más rápido que el alcohol, o el litio metal alcalino que reacciona violentamente con el agua a diferencia del oro que en la serie de actividad de los metales se identifica no activo, así el oro que es

inerte al ácido, o el óxido de mercurio que al calentarse inmediatamente libera el metal a diferencia del óxido de hierro que requiere temperaturas extremas para reducirlo.

Todo proceso químico pueden ser controlados y uno de los proceso industrial que es ejemplo de la importancia de los conocimientos químicos en el control de los factores que modifican la rapidez de reacción, se tiene en la obtención de amoniaco, molécula que se ilustra en la figura 7.2 su proceso es uno de los equilibrios químicos más estudiados por ser un producto estratégico más del 90% de su producción se destina a la obtención de sales amoniacales (fosfato de amonio, nitrato de amonio, sulfato de amonio, urea) para la producción de fertilizantes minerales, el restante porcentaje se emplea en la producción de ácido nítrico, explosivos, productos de limpieza, gas refrigerante, en el tratamiento de aguas residuales, en la industria de la celulosa, en bebidas como estabilizante, en la elaboración pegamento, colorantes, de cárnicos y fármacos.

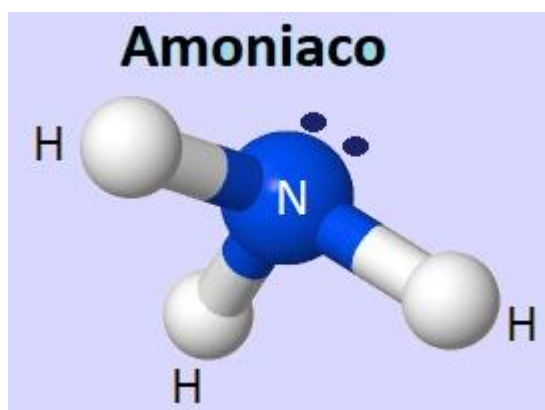


Figura 7.2. Molécula de amoniaco en 3D.

### 7.3 PROCESO HABER-BOSCH PARA LA OBTENCIÓN DE AMONIACO

El amoniaco es un gas incoloro de olor penetrante muy característico, soluble en agua; sabías que el amonio se produce de forma natural en el cuerpo humano y el de otras especies, siendo éste el ion de amonio un componente vital en los procesos metabólicos, al tratarse de un factor de crecimiento. La exposición a altas concentraciones de amoniaco provoca irritación en piel, ojos, garganta, pulmones, tos e incluso quemaduras.

La síntesis del amoniaco a partir de hidrógeno y nitrógeno  $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$  le hizo acreedor a Fritz Haber en Alemania al Premio Nobel de Química en 1918. El desarrollo a escala comercial de este descubrimiento lo realizó Carl Bosch, quien diseñó la primera planta industrial en donde el control de la temperatura y la presión son determinantes para favorecer la síntesis de amoniaco que, en los tiempos de la Primer Guerra Mundial, los alemanes lo aprovecharon para obtener nitrato de amonio ( $NH_4NO_3$ ) utilizado como explosivo. Actualmente el amoniaco resulta ser el compuesto químico de mayor producción en la industria mundial le sigue el ácido sulfúrico. El

amoniaco que es una base débil ahora es uno de los más relevantes procesos en la historia sobre todo para la obtención de fertilizantes minerales, dado que el empleo del nitrógeno, hasta hoy en día a nivel mundial se generaliza en la agricultura. En la década de 1950 comenzó la producción a gran escala de fertilizantes NPK sólidos que se aplican de forma directa lo que resulto ser deficiente en la asimilación de los nutrientes por las raíces, resultando la aplicación por vía radicular limitada en tiempo y forma. Más tarde gracias a la aplicación de la técnica de fertiirrigación con fertilizantes NPK líquidos, se logró el adecuado suministrar de nutrientes a los diferentes tipos de cultivos, logrando así controlar la producción vegetal. La fertiirrigación con fertilizantes líquidos es el sistema más eficaz para aportar a la planta los nutrientes que necesita en cada etapa de su desarrollo vegetativo. Además, disminuye fuertemente el impacto sobre el medio ambiente, así como las pérdidas de fertilizante, constituyendo, de esta forma, uno de los más claros exponentes de la racionalización y optimización en el uso de los fertilizantes.

La síntesis de Haber-Bosch es un ejemplo del control del rendimiento de un proceso termoquímico que por su entalpía de reacción es exotérmico, aunque inicialmente demanda energía de activación para romper los enlaces de las moléculas diatómicas de nitrógeno e hidrógeno. Su control termodinámico, permite por los rendimientos del proceso identificar que por debajo del límite inferior el proceso disminuye los choques entre partículas y por ende la rapidez de la reacción; cuestión que Carl Bosch resolvió mediante el control de la temperatura, la presión y la presencia de un catalizador, veamos el proceso Haber-Bosch o Haber consiste en la reacción directa del  $N_2$  y  $H_2$  a presión de 200 atm, temperatura de  $500^\circ C$  y la presencia de un catalizador que acelere la reacción considerablemente y Haber lo logro con una mezcla de hierro con pequeñas cantidades de óxido de potasio y óxido de aluminio. En México la síntesis de amoniaco la realiza PEMEX. En el proceso el enlace  $N_2$  es el más fuertes y se rompe al contacto con el hierro. Actualmente se ha tratado con óxido de hierro III, sulfato de hierro III, con hierro y molibdeno, osmio o uranio que también actúan como catalizadores. El nitrógeno requerido es obtenido del aire sometido a licuación y destilación fraccionada lo que se conoce como fijación química del nitrógeno y en México el fraccionamiento del aire lo lleva a cabo la empresa Fränkel-Linde, el hidrógeno se sintetiza a partir de metano u otros hidrocarburos pequeños, tratados en un convertidor con la presencia de agua y oxígeno, mediante reformado seco que reemplaza el vapor de agua o bien mediante pirólisis.

Estudios termoquímicos permiten identificar que a  $200^\circ C$  se tiene alto rendimiento (80%), pero el proceso es muy lento, poco práctico para la industria; a  $400^\circ C$  aumenta la velocidad, pero el rendimiento es muy bajo (20%), lo que indica que a mayor temperatura baja el rendimiento. En la industria se prefieren reacciones más rápidas, que se puedan controlar y para la síntesis de amoniaco esto se logra a temperaturas entre  $500-700^\circ C$  y presiones de 200-300 atm. Cabe mencionar que el mayor rendimiento 97% se tiene a  $400^\circ C$  con presiones muy altas de 3500 atm un proceso difícil de sostener, ya que requiere de la construcción de aparatos y equipos que



mantengan el control estable a tan extremas presiones. Este proceso figura 7.3 ejemplifica el control de los factores que modifican la rapidez de reacción para favorecer la producción industrial.

### Síntesis de amoniaco proceso Haber-Bosch

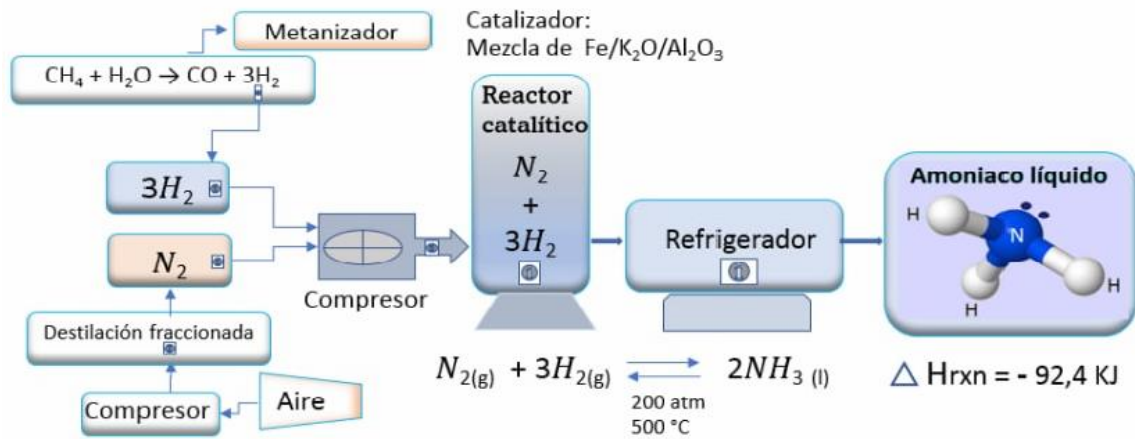


Figura 7.3. Proceso Haber o Haber-Bosch



#### Actividad de aprendizaje 7.1

Con base en el texto anterior responde las siguientes preguntas:

1. Indica tres conceptos que consideres relevantes para abordar la rapidez de reacción.

---

2. ¿Qué factores tienen efecto en la rapidez de las reacciones y son sustentados por la teoría de colisiones?

---

3. ¿Cómo se relaciona la ruptura de enlaces con la energía de activación?

---

4. ¿Qué presión y temperatura optimizó el proceso de la síntesis de amoníaco?

---

5. ¿Qué función tiene el hierro en el proceso Haber-Bosch?

---

6. Escribe la ecuación de la síntesis del amoníaco con el mayor detalle:

---

7. Escribe un diagrama de proceso de obtención del amoníaco (Cadena productiva):

---

8. Escribe lo que se indica sobre el proceso Haber-Busch

- a. Tipo de ecuación: \_\_\_\_\_
- b. El proceso es exotérmico o endotérmico: \_\_\_\_\_
- c. La reacción es reversible o irreversible: \_\_\_\_\_

9. ¿Escribe lo que entiendes por rapidez de la reacción?

---

10. En otro ejemplo menciona tres factores determinantes para preparar un atole de chocolate a partir de una barra de chocolate y leche fría:

---

11. De la pregunta anterior ¿cuál es la relación de la rapidez de la reacción con las variables o factores que modifican la rapidez de reacción?

---

#### 7.4 TEORÍA DE LAS COLISIONES

Los átomos que conforman la materia se encuentran en constante movimiento, a este movimiento se le conoce como energía cinética. Debido a la energía cinética de la materia, cuando ocurre una reacción, se efectúan algunos sucesos a nivel atómico, por ejemplo; los átomos se acercan con una orientación apropiada y chocan, además, este choque o colisión debe ser lo suficientemente adecuada para producir un mínimo de energía, a esta energía se le conoce como **energía de activación (Ea)**. La teoría de las colisiones es una forma de explicar cómo ocurren las reacciones químicas, las

que provocan un cambio químico son llamadas colisiones efectivas, las cuales al tener la  $E_a$  suficiente pueden romper enlaces y formar nuevos, para la conformación de los productos. Hay factores que pueden afectar las colisiones efectivas y por lo tanto aumentar la rapidez de la reacción, analicemos cada uno de ellos.

## 7.5 FACTORES QUE MODIFICAN LA RAPIDEZ DE LA REACCIÓN

### Frecuencia de colisión

Esta depende de la concentración y la temperatura de los reactivos, cuanto más concentrados estén los reactivos, con mayor frecuencia chocarán las partículas, simplemente porque hay más de ellas en un volumen dado. Un incremento de temperatura también aumenta la frecuencia de colisión porque las partículas se desplazan con más rapidez a temperaturas más altas y, en consecuencia, entran en contacto más a menudo.

### Orientación

La orientación se refiere a la posición relativa de las partículas unas con respecto a otras (su geometría) en el momento de la colisión. Si una partícula perfectamente simétrica, como una bola de billar, por ejemplo, choca con otra partícula perfectamente simétrica, la colisión es equivalente, cualquiera que sea la “cara” de la partícula simétrica que recibe el impacto. Sin embargo, para atrapar una pelota de beisbol es muy importante la orientación del guante respecto a la pelota.

En el caso de las reacciones químicas hay algunas circunstancias en que la orientación no es importante. Cuando dos átomos de hidrógeno reaccionan para formar una molécula de hidrógeno, su orientación carece de importancia porque los átomos de hidrógeno se comportan como nubes electrónicas simétricas (esféricas). Como se muestra en la figura 7.4.

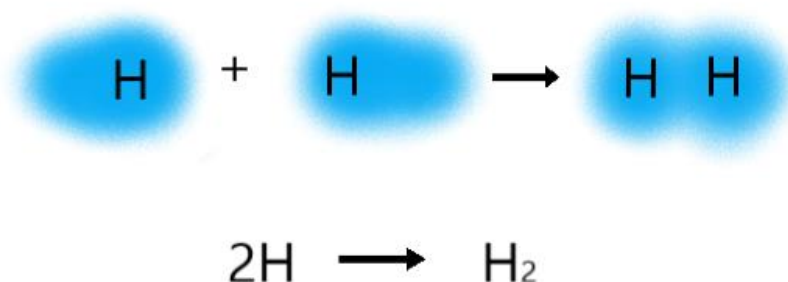


Figura 7.4. Representación de choques entre átomos de hidrógeno.

Sin embargo, para la mayor parte de las partículas es indispensable una orientación correcta durante la colisión. Por ejemplo, considera la ecuación química de la reacción del dióxido de nitrógeno,  $\text{NO}_2$ , con monóxido de carbono  $\text{CO}$ , para formar  $\text{NO}$  y  $\text{CO}_2$ .

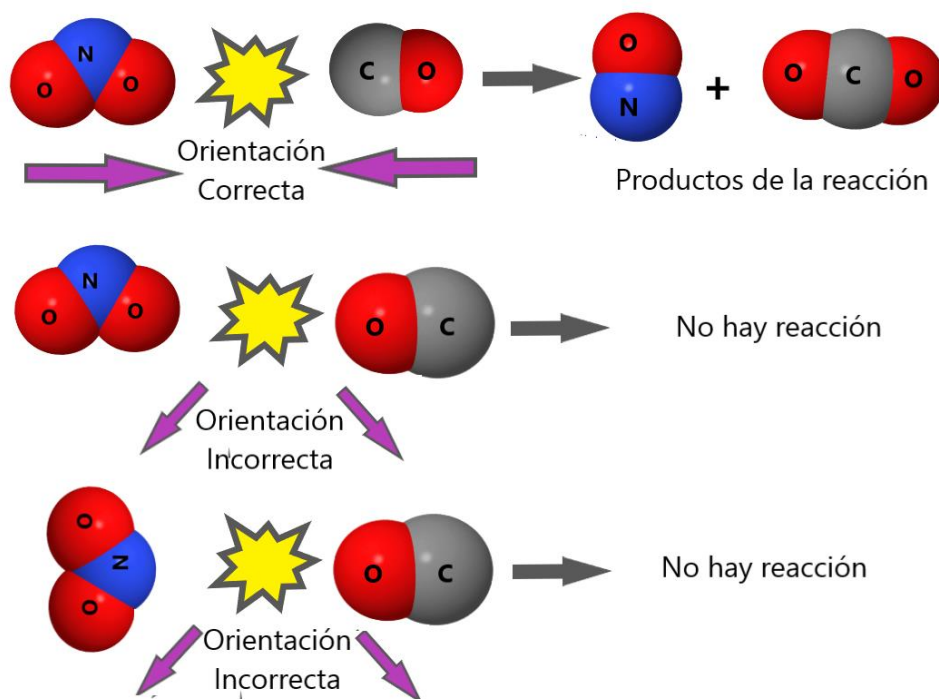
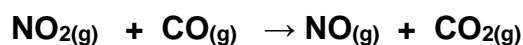


Figura 7.5. Representación de colisiones en la formación de  $\text{NO}$  y  $\text{CO}_2$

Para que esta transferencia se lleve a cabo de manera efectiva, es necesario que un átomo de oxígeno del  $\text{NO}_2$  choque con el átomo de carbono del  $\text{CO}$  esta orientación es la adecuada debido a las atracciones entre los átomos de  $\text{O}$  y  $\text{C}$  para la formación de la molécula del  $\text{CO}_2$ . En cambio, los choques entre los átomos de oxígeno de las moléculas del  $\text{NO}_2$  y  $\text{CO}$  son inefectivos debido a que los átomos de oxígenos se repelen por tener la misma densidad electrónica, algo similar ocurre en el choque entre el nitrógeno del  $\text{NO}_2$  y el oxígeno del  $\text{CO}$ , es ineficaz, debido a que estos átomos tienen densidad electrónica similar. La figura 8.5 muestra la orientación que se necesita para esta reacción, así como algunas colisiones posibles que son ineficaces.

### Efecto de la temperatura

Como se analizó anteriormente, las partículas deben chocar cuando menos con la energía de activación mínima para que las colisiones sean eficaces y de esta manera, se produzca la reacción, sin embargo, la temperatura del sistema también juega un papel importante, ya que, a temperaturas más altas, una fracción más grande de las moléculas que chocan posee la energía suficiente —la energía de activación— para romper los enlaces covalentes de las moléculas reaccionantes.

Cuando las partículas se mueven con mayor rapidez, chocan más a menudo y ello aumenta la velocidad de reacción, es decir, las moléculas con movimiento rápido a temperaturas más altas también tienen más energía cinética. Con esto, se puede entender que la temperatura es una medida de la energía cinética media de las moléculas.

### **Efecto del área de contacto**

Imaginemos una esfera, la cual tiene un área determinada, si esa esfera se rompe en miles de pedacitos, entonces la suma de las áreas individuales aumentará con respecto a la de la esfera, algo similar ocurre con las partículas, cuanto más pequeñas sean, la superficie de contacto será mayor, esto hace posible que ocurran más colisiones entre los reactivos y la rapidez de reacción aumenta.

### **Efecto de la concentración**

Otro factor importante que influye en la rapidez de una reacción es la concentración de los reactivos. Cuantas más moléculas reaccionantes haya en un volumen específico de líquido o gas, más colisiones ocurren por unidad de tiempo.

Por ejemplo, al encender una vela esta arde lentamente en el aire, pero si se pone la vela encendida en un ambiente con oxígeno puro, arderá con mucho mayor rapidez. Esta reacción más rápida se interpreta en términos de la concentración de los reactivos. Esto es, a mayor concentración mayor rapidez de reacción.

En el caso de las reacciones en solución, se puede aumentar la concentración de un reactivo si se disuelve una cantidad mayor.

### **Presión**

En un sistema en el que los reactivos se encuentran en estado gaseoso, éstos deben chocar y producir la energía mínima necesaria para reaccionar, y si la presión es mayor, las posibilidades de colisión son mayores debido a que las partículas se encuentran más juntas.

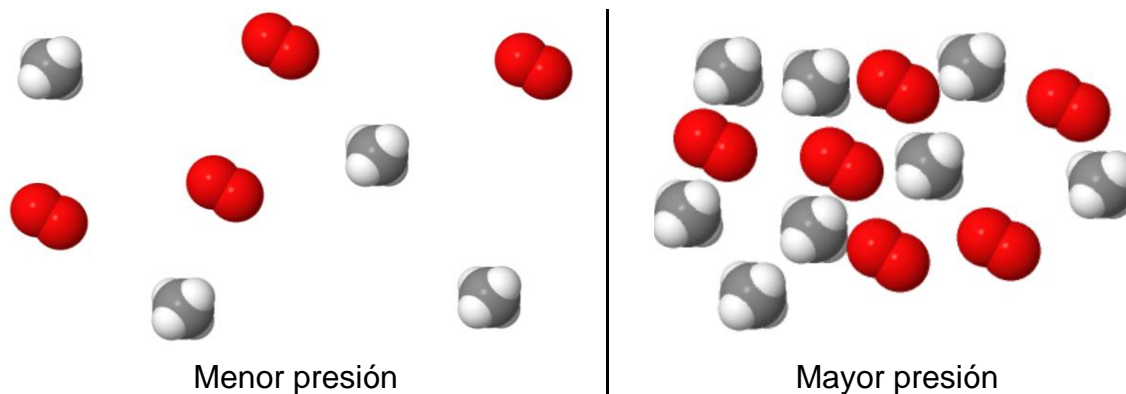


Figura 7.6 Comportamiento de las moléculas a diferentes presiones

## Efecto del catalizador

Un catalizador es una sustancia que influye en la rapidez de una reacción y puede ser recuperado esencialmente sin cambios al final de la reacción. Estas sustancias pueden reducir considerablemente la energía de activación y, con ello, aumentar la rapidez de la reacción sin ser consumidas.



### Actividad de aprendizaje 7.2

I. Con la información anterior, realiza un organizador gráfico que te ayude a relacionar los conceptos rapidez de reacción, teoría de las colisiones, energía cinética, catalizador, temperatura, tamaño de partícula, presión (puedes emplear conectores y palabras asociadas a las anteriores).

III. Responde lo que se pide respecto a la teoría de las colisiones y los factores que modifican la rapidez de una reacción.

1. ¿Qué factores influyen en la rapidez de una reacción?

---

---

2. Enlista las condiciones necesarias para una colisión efectiva de los átomos

---

---

3. Explica ¿por qué un catalizador aumenta la rapidez de una reacción?

---

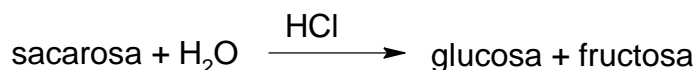
---

4. Explica. ¿Qué ocurre con la rapidez de la reacción al disminuir la temperatura de una reacción?

---

---

5. En la reacción de la sacarosa (azúcar de caña o de remolacha) con agua en solución ácida. Los productos son dos azúcares más sencillos: glucosa y fructosa.



Explica, ¿qué ocurre con la rapidez de reacción si se aumenta la concentración de sacarosa?

---

---



## 8 ¿DE DÓNDE PROCEDE LA ENERGÍA INVOLUCRADA EN UNA REACCIÓN?

---

### Aprendizajes

A4. Comprende el concepto de energía de activación y lo asocia con la función de un catalizador al analizar diagramas de energía de reacciones sencillas.

A5. 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. 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.

### Temática

- Energía y reacción química
- Energía y enlace químico
- Reacciones endotérmicas y exotérmicas

### 8.1 ENERGÍA DE ACTIVACIÓN

En algunos casos, aunque la orientación sea la adecuada pero la colisión no es efectiva, no se produce la reacción, esto debido a que las moléculas al chocar deben poseer una cantidad mínima de energía cinética pues de este modo se producirá una colisión eficaz, y de esta manera se dará la reacción, a esta energía mínima se le conoce como **energía de activación** ( $E_a$ ). Cuando una reacción se efectúa de manera espontánea la  $E_a$  es pequeña, y si la reacción tarda en efectuarse tiene una  $E_a$  grande.

#### Uso de catalizadores

En una reacción cualquiera,  $A + B \rightarrow C$  al graficar el cambio de la energía potencial respecto al avance de la reacción se observaría un comportamiento como en el diagrama de la figura 8.1. Dado que lo que se esquematiza es la energía, a esta representación se le conoce como **diagrama de energía** donde se representa la energía potencial de los reactivos producida por los choques de los átomos y conforme avanza la reacción esta energía se incrementa hasta llegar a su máximo, en este punto se genera una estructura inestable o estado de transición, por su alta energía, que recibe el nombre de complejo activado, debido a su alta energía potencial, el complejo activado es inestable y pronto dará paso a la formación de los, pues estos se hallan en un nivel de energía más bajo.





Figura 8.1 Diagrama de energía (<https://www.quimicas.net/2015/11/la-energia-de-activacion.html>)

Cuando en una reacción se emplea un catalizador, la energía de activación se disminuye y el complejo activado se genera a una menor energía, lo que hace que se aumente la rapidez de reacción. Como se muestra en la figura 8.2 la línea punteada indica la reacción empleando un catalizador y como se observa, la  $E_a$  es más pequeña comparada con la reacción sin catalizador.



Figura 8.2. Diagrama de energía con el uso de catalizador (<https://www.quimicas.net/2015/11/la-energia-de-activacion.html>)



## Actividad de aprendizaje 8.1

I. Con base en la experiencia y observaciones ¿qué tiene una energía de activación menor:

- A) La combustión del metano (gas natural) ó
- B) La combustión de la madera

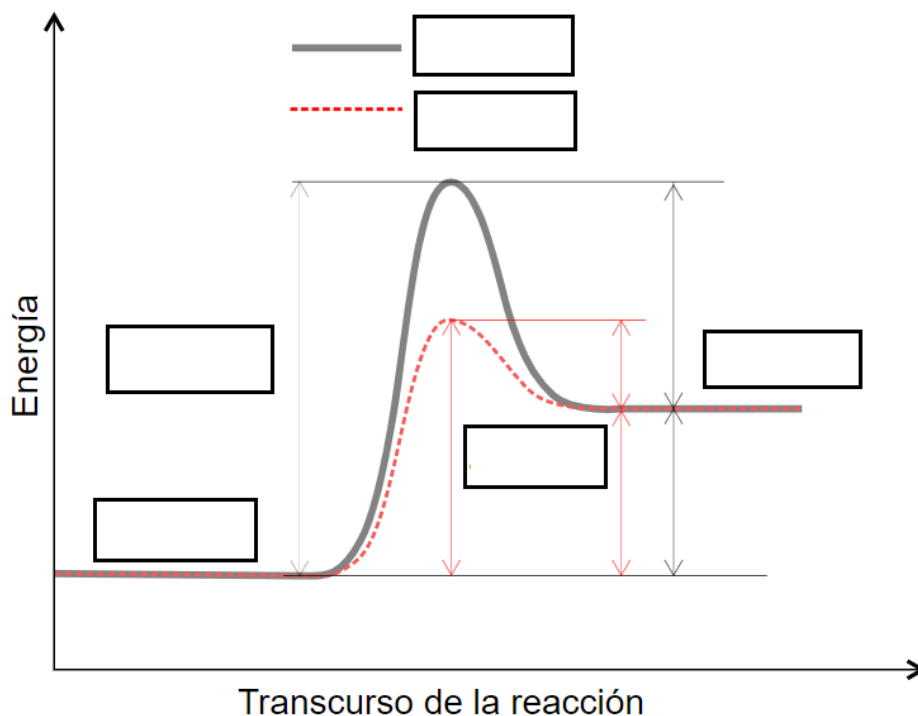
Explica tu respuesta

---

---

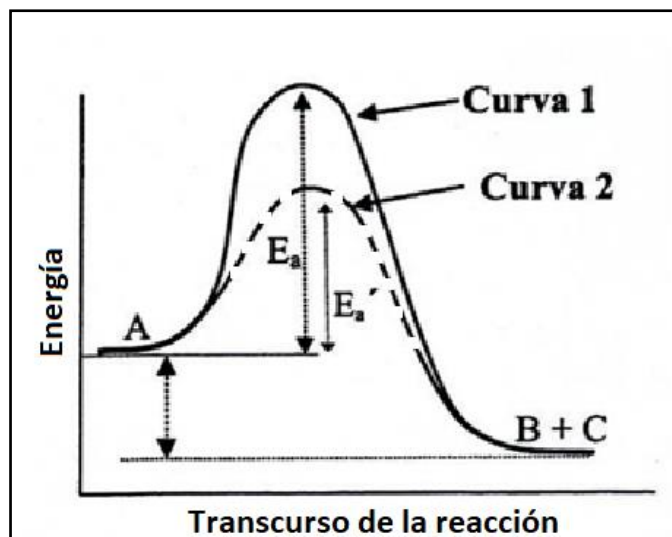
---

II. En el siguiente diagrama de energía coloca los nombres que correspondan a cada recuadro: Reactivos, productos, energía de activación sin catalizador, energía de activación con catalizador, reacción con catalizador, reacción sin catalizador.



III. Considerando el diagrama de energía para la reacción y contesta razonablemente las siguientes preguntas:





1. ¿Cuál o cuáles pueden ser los factores que permiten la diferencia entre la curva 1 y 2?

---



---

2. ¿Cuál de las dos curvas tiene mayor rapidez de reacción?

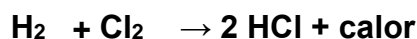
---



---

## 8.2 REACCIONES ENDOTÉRMICAS Y EXOTÉRMICAS

Considerando la reacción exotérmica del hidrógeno gaseoso con cloro gaseoso,



Para que la reacción se efectúe, es preciso romper los enlaces H—H y Cl—Cl; una vez que se ha iniciado, la energía que se desprende durante la formación de los enlaces de hidrogeno con cloro H —Cl compensa sobradamente la energía necesaria para romper los enlaces H—H y Cl—C, de aquí que esta reacción se considere como exotérmica. En este proceso, hay una conversión neta de cierta cantidad de energía química en energía térmica. En la figura 9.3 se muestra gráficamente el comportamiento de la energía en una reacción endotérmica y una reacción exotérmica.

## Diagramas de energía para reacciones endotérmicas y exotérmicas

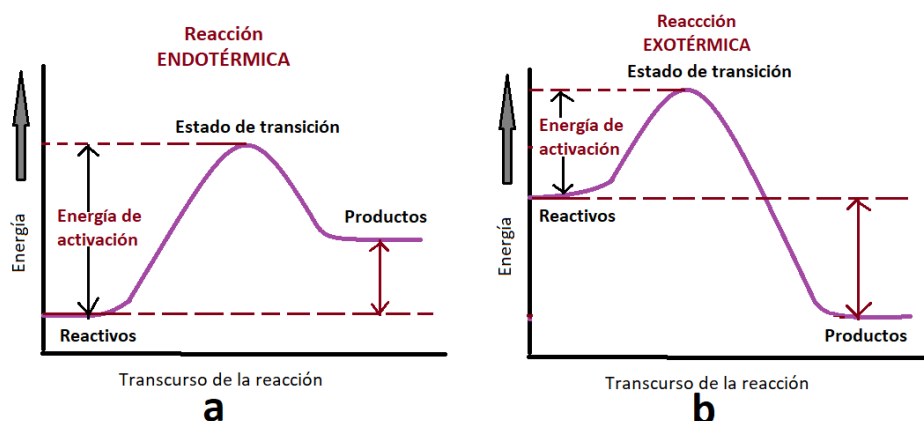


Figura 8.3. Relaciones de energía en las reacciones (a) endotérmica y (b) exotérmica.

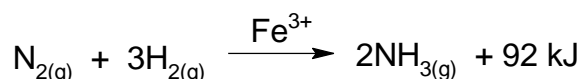
En la figura 8.3 **a** representa una reacción endotérmica (que absorben calor) y la figura 8.3 **b**. una exotérmicas (que producen calor). En la reacción endotérmica que se muestra en la figura a, la energía de los productos es mayor a la energía de los reactivos. Por el contrario, como se ve en la figura b, en una reacción exotérmica la energía de los productos es inferior a la de los reactivos, y la diferencia representa el calor que absorbe la reacción. La ley de conservación de la energía determina que la diferencia en la energía de los productos y de los reactivos se libera como calor de reacción. Sin embargo, observa que ambos tipos de reacción requieren suficiente energía ( $E_a$ ) para hacer que los reactivos estén “sobre la colina”. La energía que se requiere para hacer que los reactivos “lleguen a la cima de la colina” es lo que llamamos energía de activación.



### Actividad de aprendizaje 8.2

**I. Lee la siguiente información a partir de ésta, dibuja el diagrama de energía para la reacción con catalizador y sin él.**

En la fabricación de fertilizantes se emplea amoníaco para la síntesis, el químico Carl Bosch encontró que el hierro, en forma de óxido de hierro (III),  $\text{Fe}^{3+}$  y otros óxidos de aluminio y potasio, funciona como catalizador para generar amoníaco. La reacción es:



Mas no se tenía claro qué sucedía con el hierro, sólo se sabía que la acumulación de moléculas de nitrógeno en la superficie de las partículas del metal, *fenómeno de adsorción*, determinaba la velocidad de la reacción.

En 1975, un equipo encabezado por Gerhard Ertl demostró que los átomos de hierro de la superficie de las partículas metálicas están abiertos, es decir, disponibles para ayudar a formar un enlace entre los átomos de hidrógeno y nitrógeno. En la superficie del hierro, la molécula de nitrógeno pierde la energía acumulada en triple enlace hasta que sus átomos se sueltan; a la molécula de hidrógeno gaseoso le sucede algo parecido. Así, los átomos de ambos elementos quedan libres para unirse.

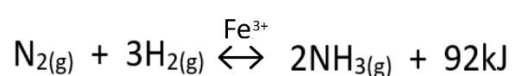
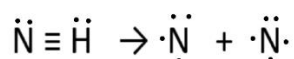


Diagrama de energía



### 8.3 ENTALPIA

En una reacción se rompen enlaces y se forman nuevos, el resultado es un cambio en la energía potencial del sistema, este cambio es el reflejo de la energía almacenada en los enlaces.

La energía absorbida o liberada en forma de calor por un sistema durante un proceso (reacción) que ocurre a presión constante se conoce como entalpia, que se representa con la letra mayúscula H.

( Sistema: Parte específica del sistema bajo estudio. )

Debido a que la entalpía representa la ganancia o pérdida de energía en forma de calor por un sistema, el cambio de dicha energía es igual al cambio en la energía del sistema, en este caso se representa como  $\Delta H^\circ$ , el símbolo  $\Delta$  indica un cambio de las condiciones iniciales a las condiciones finales, mientras que el exponente "°" indica

condiciones estándar de 1 atmósfera de presión y 25 grados centígrados. La entalpía tiene unidades de kJ/mol o también kcal/mol.

( Condiciones normales: 1 atmósfera de presión y temperatura de 25°C )

Las reacciones para la formación de los compuestos a partir de sus átomos tienen una entalpía de formación  $\Delta H^\circ_f$  la cual se encuentra reportada en tablas de algunos libros de química y están medidas en condiciones normales. La entalpía de formación puede definirse entonces, como el cambio de calor cuando se forma un mol de un compuesto a partir de sus elementos a presión constante de una atmósfera; por ejemplo, para la formación del monóxido de carbono CO a partir de carbono sólido (forma alotrópica *grafito*), la entalpía de formación es:



Para los elementos en su forma estándar más estables, la entalpía de formación es cero, por ejemplo, el O<sub>2</sub> (oxígeno molecular) es más estable que el O<sub>3</sub> (ozono) a 1 atm y 25°C, por lo que el  $\Delta H^\circ_f(O_2) = 0$  mientras que el  $\Delta H^\circ_f(O_3) = 142.3 \text{ kJ/mol}$

En las siguientes tablas se muestran algunas entalpías de formación para algunos elementos y compuestos inorgánicos y orgánicos.

Sustancias inorgánicas	$\Delta H^\circ_f$ (kJ/mol)
Ag(s)	0
Ag <sup>+</sup>	105.9
C(s, grafito)	0
CO(g)	-110.5
CO <sub>2</sub> (g)	-393.5
CuO(s)	-155.2
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s)	-822.2
KNO <sub>3</sub> (s)	-492.7
H(g)	218.2
H <sub>2</sub>	0
H <sub>2</sub> O(g)	-241.8
H <sub>2</sub> O(l)	-285.8
O(g)	249.4
O <sub>2</sub>	0
O <sub>3</sub> (g)	142.2
NaCl(s)	-411.0

## Sustancias orgánicas

Nombre	Formula	$\Delta H^{\circ}_f$ (kJ/mol)
Acetileno(g)	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	226.6
Acetona(l)	CH <sub>3</sub> COCH <sub>3</sub>	-246.8
Benceno (l)	C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	49.04
Etano (g)	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	-84.7
Etanol(l)	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	-276.98
Glucosa(s)	C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub>	-1274.5
Metano(g)	CH <sub>4</sub>	-74.85
Metanol(l)	CH <sub>3</sub> OH	-238.7
Sacarosa(s)	C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub>	-2221.7

El  $\Delta H^{\circ}_f$  de aquellos compuestos que se sintetizan con facilidad a partir de sus elementos, se puede calcular como sigue. Supóngase la reacción para la formación de dióxido de carbono a partir de grafito (forma alotrópica estable del carbono) y oxígeno molecular.



Para esta ecuación de combustión podemos establecer

$$\Delta H^{\circ}_{rxn} = \sum n \Delta H^{\circ}_f (\text{productos}) - \sum m \Delta H^{\circ}_f (\text{reactivos})$$

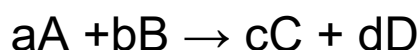
$$\Delta H^{\circ}_{rxn} = \Delta H^{\circ}_f (CO_2) - [\Delta H^{\circ}_f (C_{(s)}) + \Delta H^{\circ}_f (O_{2(g)})]$$

Sustituyendo valores

$$\Delta H^{\circ}_{rxn} = -393.5 - (0 - 0)$$

$$\Delta H^{\circ}_{rxn} = \Delta H^{\circ}_f (CO_2) = -393.5 \text{ kJ/mol}$$

La importancia de las entalpías de formación radica en que, una vez que se conocen sus valores se puede calcular la entalpía estándar de reacción  $\Delta H^{\circ}_{rxn}$  que se define como la entalpía de una reacción a una atmósfera de presión. Para una reacción hipotética



La entalpía de reacción está determinada por:

$$\Delta H^{\circ}_{rxn} = [c\Delta H^{\circ}_f (c) + d\Delta H^{\circ}_f (D)] - [a\Delta H^{\circ}_f (A) + b\Delta H^{\circ}_f (B)]$$

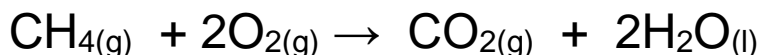
Donde a, b, c y d son los coeficientes estequiométricos.

La ecuación anterior puede generalizarse como:

$$\Delta H^{\circ}_{rxn} = \sum n \Delta H^{\circ}_f (\text{productos}) - \sum m \Delta H^{\circ}_f (\text{reactivos})$$

Donde n y m representan los coeficientes estequiométricos de cualquier reacción y  $\Sigma$  (sigma) significa “la suma de”.

Por ejemplo, para calcular el  $\Delta H^\circ_{\text{rxn}}$  del metano en presencia de oxígeno para producir dióxido de carbono y agua a partir de las entalpías de formación, tenemos:



Los  $\Delta H^\circ_{\text{formación}}$  son      - 74.85 kJ/mol      0                      -393.5 kJ/mol      -285.8 kJ/mol

Con la ecuación                       $\Delta H^\circ_{\text{rxn}} = \Sigma n \Delta H^\circ_f(\text{productos}) - \Sigma m \Delta H^\circ_f(\text{reactivos})$

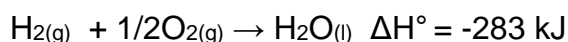
Sustituyendo los valores       $\Delta H^\circ_{\text{rxn}} = [(-393.5) + ((2) \cdot -285.8) - (-74.85)]$

$$\Delta H^\circ_{\text{rxn}} = - 965.1 + 74.85$$

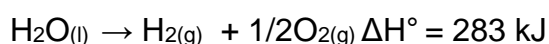
$$\Delta H^\circ_{\text{rxn}} = - 890.25 \text{ kJ/mol}$$

El  $\Delta H^\circ$  puede tener valores positivos y negativos. Cuando en una reacción el sistema libera energía en forma de calor a sus alrededores, esto se traduce en una pérdida de energía del sistema, con lo que el  $\Delta H^\circ < 0$  y podríamos clasificar a esta reacción como una **reacción exotérmica**. En cambio, en una reacción **endotérmica**, la energía se trasfiere de los alrededores al sistema, por lo que el  $\Delta H^\circ > 0$ , si el proceso se lleva a cabo a presión constante.

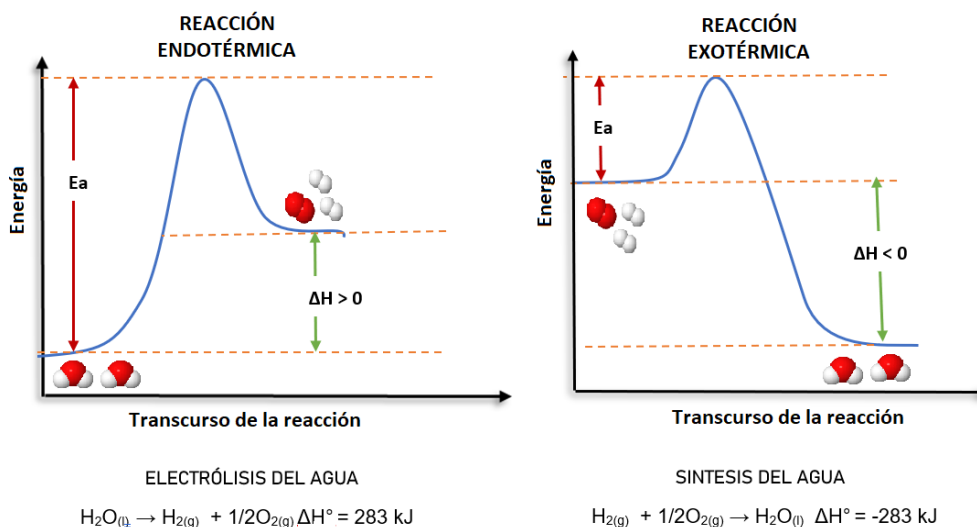
Por ejemplo, la reacción exotérmica de la combustión del hidrógeno presenta  $\Delta H^\circ$  negativo



Mientras que la reacción de electrólisis al tener un signo positivo indica una reacción endotérmica



Los diagramas de energía para cada proceso son:

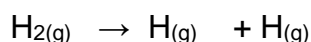




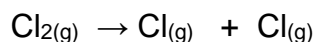
## Entalpía de enlace

A la variación de energía cuando se forma un mol de enlaces a partir de los átomos libres en estado gaseoso se le conoce como **entalpía de enlace o energía de enlace**. Los enlaces químicos se forman porque son termodinámicamente favorables y para romperlos y formar nuevas sustancias es necesario agregar energía. La entalpía de enlace es positiva y tendrá unidades de kJ/mol o Kcal/mol. Cuanto mayor sea la entalpía de enlace, éste es más fuerte y más energía se necesita para romperlo. Para determinar cuánta energía se liberará cuando, en lugar de romperse, se forme un nuevo enlace, simplemente hacemos negativo el valor de la entalpía de enlace. Las entalpías de enlace promedio para tipos de enlace comunes están disponibles en tablas de referencia.

Por ejemplo, la energía necesaria para romper un enlace H-H es 436.4 kJ/mol:



Esta reacción indica que para la ruptura de enlaces covalentes en 1 mol de moléculas de  $\text{H}_2$  gaseosos son necesarios 436.4 kJ de energía. Para las moléculas de cloro que son menos estables, la energía de enlace es 242.7 kJ/mol



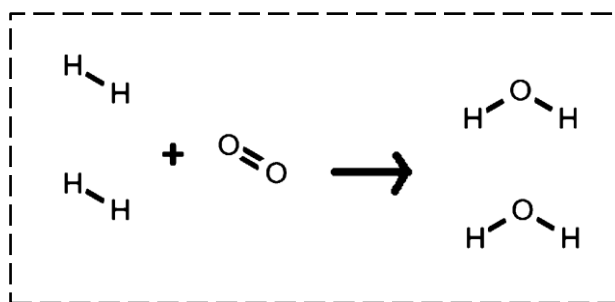
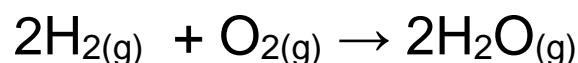
Los valores positivos de la energía de enlace implican que tendremos que suministrar energía al sistema para romper el enlace. Mientras que valores negativos implican la formación de un nuevo enlace.

La siguiente tabla muestra los valores de energía de enlace promedios medidos en la fase gaseosa en kJ/mol. Estos valores implican que mientras más energía, el enlace es más estable, pues se requiere suministrar más para poder romperlo.

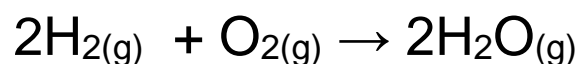
Tabla 8.1 Energía de enlaces en kJ/mol (tomada de Garritz, 2005)

	H–	C–	C=	C≡	N–	N=	N≡	O–	O=
H	436	413			391			463	
C	413	348	615	812	292	615	891	351	728
N	391	292	615	891	161	418	945		
O	463	351	728					139	498
S	339	259	477						
F	563	441			270			185	
Cl	432	328			200			203	
Br	366	276							
I	299	240							

La energía de enlace nos puede servir para conocer la entalpía de formación, siempre que los reactivos y productos estén en estado gaseoso y en condiciones normales. Pongamos el ejemplo de la formación de la molécula de agua en estado gaseoso a partir de la siguiente ecuación:



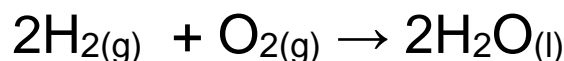
Considerando los enlaces que unes a los átomos en las moléculas, tenemos 2 enlaces H-H; un doble enlace O=O y dos enlaces O-H. Ahora, con los datos reportados en la tabla de energía de enlaces podemos determinar la energía que se necesita para romper los enlaces y la energía que se requiere para formar nuevos. Así, tenemos que cada enlace tiene un valor, como se indica debajo de la reacción:



$$436 \text{ kJ/mol} \quad 498 \text{ kJ/mol} \quad -463 \text{ kJ/mol}$$

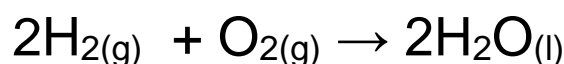
En el caso de la energía de enlaces H-O adquiere un valor negativo dado que es energía que se requiere para formar el enlace.

Considerando los coeficientes estequiométricos y la cantidad de enlaces en las moléculas, tenemos:



$$2(436 \text{ kJ/mol}) \quad 498 \text{ kJ/mol} \quad 2[2(-463 \text{ kJ/mol})]$$

Al efectuar las operaciones



$$872 \text{ kJ} \quad 498 \text{ kJ} \quad -1852 \text{ kJ}$$

Para calcular el cambio de la entalpía de reacción consideremos la suma algebraica de la energía necesaria para romper los enlaces y lo que se libera la formar nuevos.

$$\Delta H^\circ_{\text{rxn}} = 872 + 498 - 1852 = -482 \text{ kJ/mol}$$

Debido a que es un valor negativo, la reacción es exotérmica.

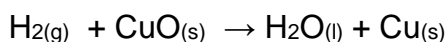


### Actividad de aprendizaje teórico 8.3

I. De las siguientes reacciones indica si son endotérmicas o exotérmicas considerando el valor de la energía de formación  $\Delta H_f^\circ$ .

Reacción	Entalpía de formación kJ/mol	Exotérmica o endotérmica
$H_2(g) + O_2(g) \rightarrow H_2O(g)$	-241.818	
$H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow HCl(g)$	-92.3	
$NH_3(g) \rightarrow N_2(g) + H_2(g)$	46.11	

II. A partir de las entalpías de formación, determina la entalpía de reacción e indica si es una reacción endotérmica o exotérmica.

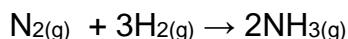


- a.  $\Delta H^\circ_{rxn} =$  \_\_\_\_\_  
b. Endotérmica o exotérmica \_\_\_\_\_

III. Consulta la tabla de energía de enlace e indica ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene el enlace más fuerte? Argumenta tu respuesta.

Molécula	Energía de enlace	Argumento
O <sub>2</sub>		
N <sub>2</sub>		
HCl		

IV. Basado en los valores de energía de enlace, calcula la entalpía de reacción e indica si se trata de una reacción endotérmica o exotérmica.



$\Delta H^\circ_{rxn} =$  \_\_\_\_\_

Endotérmica o exotérmica \_\_\_\_\_



## 9 ¿EN TODAS LAS REACCIONES QUÍMICAS SE CONSUMEN COMPLETAMENTE LOS REACTIVOS?

---

### Aprendizajes

A7. 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.

A8. 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. 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.

### Temáticas

- Reacciones reversibles e irreversibles
- Antecedentes para abordar equilibrio químico
- Equilibrio químico
- Equilibrio y reacciones reversibles
- Ley de acción de masas y constante de equilibrio
- Tipos de equilibrios
- Principio de Le Chatelier
- Reversibilidad de las reacciones ácido-base
- Teoría de Arrhenius (1884)
- Teoría Bronsted and Lowry (1923)
- PH El pH como medida de la concentración de iones [H+].
- Reversibilidad en reacciones ácido–base.

### 9.1 REACCIONES REVERSIBLES E IRREVERSIBLES

Para determinar teóricamente la cantidad de productos y los reactivos remanentes que se obtendrán en una reacción química irreversible, se procede a hacer los **cálculos** estequiométricos, a partir de la ecuación química balanceada que representa a dicha reacción, tomando en cuenta la ley de la conservación de la masa, reactivos limitantes y en exceso.

Ahora bien, para determinar teóricamente la cantidad de productos y los reactivos remanentes en una *reacción química reversible* es preciso, además, conocer las constantes de equilibrio de la reacción específica a condiciones de presión y temperatura determinadas. Las constantes de equilibrio se obtienen

experimentalmente o se pueden consultar en tablas o en la liga de vaxasoftware donde encontrarás una tabla de constantes de equilibrio para reacciones en estado gaseoso y muchas tablas de constantes útiles para cálculos químicos, te dejo aquí la liga: ([http://www.vaxasoftware.com/doc\\_edu/m\\_qui.html](http://www.vaxasoftware.com/doc_edu/m_qui.html))

**Reacción irreversible.** Una reacción química *irreversible* es aquella en la que el proceso químico a realizar progresa de los reactivos hacia los productos y se detiene cuando se agota el reactivo limitante, reactivo que se encuentra en menor proporción. Los productos no tienen la posibilidad de volver a generar a los reactivos, por ejemplo, en la reacción de combustión del alcohol en una lámpara. En la ecuación química, que representa estos tipos de reacciones, la irreversibilidad se indica mediante una sola flecha, indicando el sentido de la reacción. La expresión general de una reacción irreversible es:


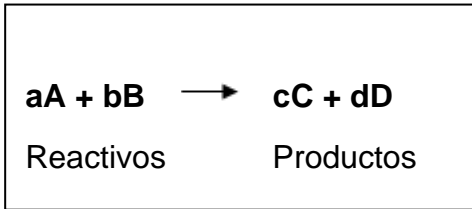


Figura 1  
Reacción irreversible:  
combustión de alcohol

$$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$$



**Reacción reversible.** Existen también reacciones *reversibles* en las que los reactivos no se transforman totalmente en productos, sino que los productos vuelven a formar reactivos, dando lugar a un proceso dinámico reversible (tanto la reacción hacia adelante como la opuesta suceden al mismo tiempo). Dicho ir y venir se mantiene hasta llegar a un equilibrio relativo entre reactivos y productos, entonces, aunque las reacciones hacia adelante y hacia atrás siguen sucediendo, la rapidez de reacción de formación de productos se iguala a la rapidez de reacción de formación de reactivos por lo que las concentraciones relativas de los productos y reactivos dejan de cambiar.

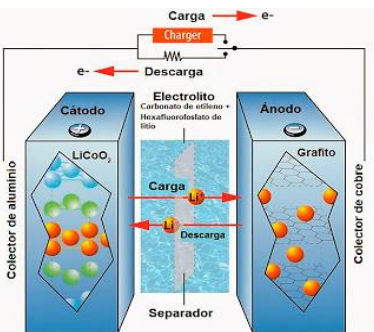
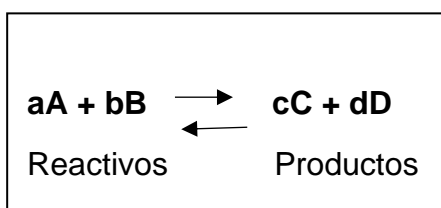


Figura 2 Reacción reversible.  
Pilas recargables (Martil I, 2019)

Por ejemplo, tenemos a la reacción de carga y recarga de pilas.

En la ecuación química, que representa dicho tipo de reacciones, la reversibilidad se indica mediante una doble flecha, indicando los dos sentidos de la reacción.

La ecuación química general que representa a la reacción reversible es la siguiente:



En las ecuaciones químicas generales para reacciones irreversibles y reacciones reversibles **A** y **B** son los reactivos, **C** y **D** son los productos. Los coeficientes estequiométricos **a**, **b**, **c**, **d** se refieren al número de moles relativo de cada sustancia que intervienen en la reacción y se obtienen al balancear la ecuación química que representa a la reacción química.



### Actividad de aprendizaje 9.1

**Investiga sobre los procesos de descomposición del agua oxigenada con dióxido de manganeso y la reacción de dimerización del dióxido de nitrógeno a tetraóxido de dinitrógeno y completa la tabla No. 1.**

Nota: Puedes auxiliarte con los videos 1 y 2 referidos en seguida.

**Video 1.** Ciencia bit. Descomposición de agua oxigenada con dióxido de manganeso como catalizador: liga <https://www.youtube.com/watch?v=BOvd8TD3Hil>

**Video 2.** Breaking V lad. Equilibrio Químico. Reacción de dimerización del  $\text{NO}_2$  a  $\text{N}_2\text{O}_4$

Liga: <https://www.youtube.com/watch?v=A5CUnunMc9c>

Tabla. Reacciones reversibles e irreversibles

Escribe los datos de las reacciones presentadas en los videos 1 y 2		
<b>Reacción</b>	Descomposición de agua oxigenada con dióxido de manganeso como catalizador	Reacción de dimerización del NO <sub>2</sub> a N <sub>2</sub> O <sub>4</sub>
<b>Video</b>	1	2
<b>Ecuación Química</b>		
<b>Exotérmica o endotérmica</b>		
<b>Irreversible o reversible</b>		
<b>Variables que las afectan</b>		

## 9.2 ANTECEDENTES PARA ABORDAR EQUILIBRIO QUÍMICO

Para adentrarnos en la investigación del equilibrio químico primero repasemos algunos conceptos que son: Concentración molar, mecanismos de reacción, ley de velocidad, rapidez de reacción, orden de reacción, ley de acción de masas.

### ➤ Concentración molar

Recordando el tema de disoluciones, encontramos que el soluto es la sustancia que se disuelve en el disolvente y la disolución es la mezcla homogénea que se obtiene de la combinación de las dos anteriores. La **concentración** de una disolución es la relación que hay entre la cantidad de soluto y la cantidad de disolución (o a veces de disolvente). Lo anterior, expresado como cociente o porcentaje. Para el tema de *Equilibrio Químico* en soluciones acuosas, donde el disolvente es agua, la concentración está expresada en molaridad (M), que es el cociente de los moles de sustancia entre litro de disolución (moles/L) y nos indica la relación de cuántos moles de soluto hay en un litro de disolución.

Para calcular la molaridad recuerda que deberás calcular el Número de moles del soluto y, sabiendo el volumen de la disolución, aplicas la ecuación:

$$\text{Molaridad} = \text{Número de moles de soluto} / \text{litros de disolución.}$$

Ejemplo: Si tienes 1.75568 mg. de Cloruro de plata disuelto en un litro de agua. ¿Cuál es la molaridad de la mezcla?

- a) Iniciamos con el cálculo de la masa molar del soluto
- b) Seguimos con el cálculo de la molaridad

a) Masa molar AgCl		b) Cálculo de la Molaridad
Elemento / Compuesto	Masa molar (gramos/mol)	Número de moles= $n$ $n = \text{masa (gr)}/\text{masa molar (gr/mol)}$
Ag	107.8682	$n = 0.00175568\text{gr}/143.3212\text{gr/mol}$
Cl	35.453	$n = 0.00001225$ moles
		Molaridad= $M$
AgCl	143.3212	$M = \text{Número de moles} / \text{litro de disolución} = n/V$ , donde $V =$ volumen de la disolución en litros $M = 0.00001225\text{moles}/1 \text{ litro} = 1.224 \times 10^{-5}$ moles/litro



### Actividad de aprendizaje 9.2.

Calcula las masas molares de los compuestos representados por las siguientes fórmulas e indica su nombre.

- a)  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- b)  $\text{KOH}$
- c)  $\text{MgH}_2$
- d)  $\text{CO}_2$
- e)  $\text{NaHCO}_3$

#### ➤ Ley de velocidad

Para abordar el tema de ley de velocidad es convenientes definir rapidez de reacción; entiéndase como rapidez “ $v$ ” de una reacción, como la cantidad de reactivo que se consume, o la de producto que se forma, por unidad de volumen y en la unidad de tiempo.

$$v = \text{cantidad de sustancia} / (\text{volumen} \cdot \text{tiempo})$$

Dado que la cantidad de sustancia por unidad de volumen en una disolución (cantidad de sustancia/volumen de disolución), se denomina concentración



Concentración = (cantidad de sustancia / volumen)

Y teniendo en cuenta que, por lo general, tanto los reactivos como los productos se hallan en disolución, ya sea líquida, sólida o gaseosa, la rapidez de reacción representa la variación de concentración (expresada en Molaridad siendo ésta expresada en molaridad: Molaridad = Moles de soluto/litro de disolución), de cualquiera de las sustancias que intervienen en la reacción por unidad de tiempo. Así pues, la rapidez de reacción se expresa en términos del aumento en la concentración de productos ó la disminución en la concentración de reactantes por unidad de tiempo.

$$v = \Delta C / \Delta t = \text{Concentración} / \text{tiempo} = [\text{molaridad/segundo}]$$

Al tiempo en el que transcurre la reacción, desde el inicio hasta la aparente terminación de una reacción química, se le denomina: tiempo de reacción y generalmente está dado en segundos.

A mayor rapidez de reacción, corresponde un tiempo de reacción menor. A menor velocidad de reacción, el tiempo de reacción será mayor.

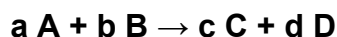
Experimentalmente, la rapidez de una reacción se puede determinar por medición de cambios de color, de presión en reacciones en estado gaseoso, cambios de temperatura o directamente cambios de concentración.

Del estudio experimental de la cinética de una reacción química, se deduce su ley de velocidad, que es la relación de la rapidez con la concentración de los reactantes y se expresa mediante una ecuación que relaciona la rapidez de reacción en función de las concentraciones de las sustancias que toman parte en la reacción y que normalmente tiene la forma de:

$$v = k [\text{Reactivos}]^x$$

Donde k es la constante de proporcionalidad llamada constante de velocidad, [Reactivos] es la concentración de cada reactivo y x es el orden de reacción de dicho reactivo.

Entonces, dada la siguiente ecuación química:



La ley de velocidad se expresa de la forma siguiente:

$$v = k [A]^x [B]^y \dots$$

donde:

“x” y “y” son las órdenes de reacción parciales.

$x + y + \dots =$  orden de reacción total

[A] y [B] = concentraciones molares de los reactivos

$k$  = constante de velocidad, que varía con la variación de la temperatura, de la propia reacción y –si lo hay- del catalizador.

Si la reacción estudiada tiene más de un paso elemental (mecanismo de reacción), la ley de velocidad está dada por el paso determinante de la rapidez (que es el más lento de la secuencia de pasos).

**Mecanismo de reacción**, son los pasos intermedios para que los reactivos se conviertan en los productos. No todas las reacciones se efectúan en un solo paso, cuyos pasos reciben el nombre de reacciones elementales.

El **orden de reacción**, respecto de un determinado reactivo, es la potencia a la cual está elevada la concentración de dicho reactivo en la ley de velocidad. Son valores experimentales y no tienen relación con la estequiometría de la reacción.

Se debe tener en cuenta que el orden de una reacción se define en términos de las concentraciones de los reactivos, no de los productos. Así mismo, pueden tener cualquier valor, incluso 0.

Si “ $x$ ” es el orden de reacción respecto del reactante A y “ $y$ ” es el orden con respecto del reactante B; el orden global de la reacción es:  $x + y$ .

### 9.3 EQUILIBRIO QUÍMICO

#### Sistema en equilibrio

Para describir diferentes sistemas físicos (gases, líquidos, sólidos o mezclas) se utilizan variables termodinámicas que serán diferentes para cada sistema en particular y se modificarán con el tiempo en un mismo sistema. Un sistema que está en equilibrio mecánico, térmico y químico se dice que está en equilibrio termodinámico. Cuando los valores numéricos de las variables termodinámicas que describen a un sistema no varían con el tiempo se dice que el sistema se encuentra en *equilibrio termodinámico*. Un sistema se encuentra en equilibrio mecánico si la resultante de las fuerzas que actúan sobre él es nula. Se halla en equilibrio térmico si todas las partes o cuerpos que lo forman están a la misma temperatura, y se halla en equilibrio químico si en su interior no se produce ninguna reacción química irreversible o aparentemente no se produce reacción química reversible.

Esta definición implica que si un sistema no se halla en equilibrio termodinámico tenderá de modo espontáneo y con independencia de cualquier acción externa hacia un estado en que este equilibrio sea satisfecho. Por lo anterior, puede afirmarse que

los sistemas evolucionan química o físicamente de manera espontánea hacia estados de equilibrio.

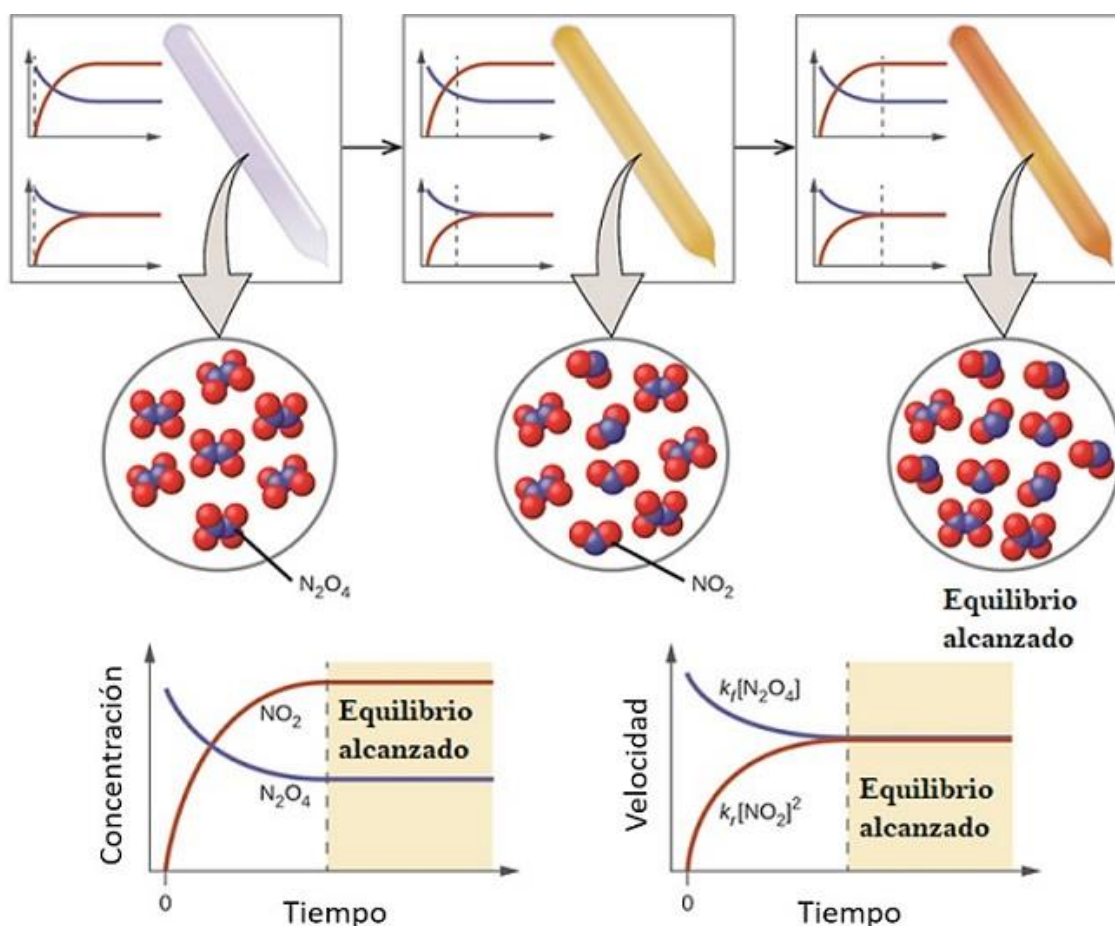
En este material únicamente se abordará el tema de *Equilibrio Químico*.

## Equilibrio y reacciones reversibles

- Rapidez de reacción en el equilibrio químico.

La reacción directa (que se lleva a cabo de izquierda a derecha) y la reacción inversa (que se lleva a cabo de derecha a izquierda), poseen una rapidez propia que va variando con el tiempo.

La figura siguiente, muestra la evolución de la reacción del Tetraóxido de Nitrógeno (gas transparente) a Dióxido de Nitrógeno (gas color marrón). Analicemos con detenimiento la información para aclarar y ejemplificar el fenómeno.



Ejemplo de cómo una reacción va aproximándose a su equilibrio.  
Fuente: OpenStax / CC BY (<https://creativecommons.org/licenses/by/4.0>)

En la parte superior del esquema, se muestran seis gráficas acomodadas por pares, una arriba de la otra. Las gráficas superiores muestran el cambio de concentración

con respecto al tiempo y las inferiores el cambio de velocidad con respecto al tiempo. Cada par de gráficas corresponde a un paso o grado de avance alcanzado por la reacción y es señalado por una línea vertical punteada: El primer grado de avance de la reacción se refiere al instante justo de inicio de la reacción, el segundo se refiere al franco proceso de la reacción antes de llegar al equilibrio y el tercero muestra el momento en el que se ha llegado al equilibrio químico. Así mismo, dichas gráficas están asociadas a un tubo de ensayo con el color del gas que se encuentra en mayor cantidad y una figura de las moléculas de los gases presentes. Debajo de dichas figuras se encuentran ampliadas las gráficas que representan la tercera etapa correspondiente a la etapa de equilibrio.

*Primer grado de avance de la reacción (Justo en el instante que se inicia la reacción).*

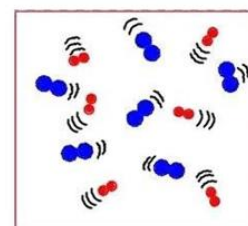
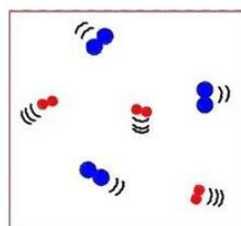
En la gráfica superior de la primera etapa (concentración vs tiempo), se muestra que a tiempo cero, la concentración es máxima para el reactivo  $N_2O_4$  (línea azul, gas transparente), y es cero para el producto  $NO_2$  (línea roja, gas marrón). En la gráfica inferior se muestra que a velocidad de reacción directa es máxima y la velocidad de reacción inversa es cero, pues aún no se forman los productos.

*Segundo grado de avance de la reacción (Reacción en franco proceso, pero aún no llega al equilibrio).*

La gráfica superior de concentraciones vs tiempo se puede observar que la concentración del reactivo  $N_2O_4$  (línea azul, gas transparente) disminuye pues va reaccionando para formar el producto  $NO_2$  (línea roja, gas marrón), cuya concentración va en aumento. La mezcla de la reacción se ve con cierta tonalidad marrón. En la gráfica inferior se observa que la velocidad de reacción directa cambio de  $N_2O_4$  a  $NO_2$  va disminuyendo y la velocidad de la reacción inversa va aumentando.

Lo anterior debido a la diferencia de concentraciones entre reactivos y productos.

Recuerda que entre más concentración de reactivos exista las colisiones eficaces entre las partículas de reactivos serán más y se formarán los productos a una mayor rapidez, pero a medida que los productos se van formando, los reactivos van desapareciendo,



entonces las colisiones eficaces entre reactivos disminuyen, disminuyéndose también la rapidez de formación de productos. En tanto que la concentración de productos que al inicio de la reacción es cero, en esta etapa se incrementa, las partículas de productos colisionan más frecuentemente para formar los reactivos, incrementándose la rapidez de formación de los reactivos.

*Tercer grado de avance de la reacción (Reacción en el equilibrio).*

Al paso del tiempo, la rapidez de ambas reacciones se aproxima hasta hacerse iguales. Tal como lo observamos en la gráfica rapidez vs tiempo. A partir de tal instante sucede como si la reacción estuviera detenida, pues las proporciones de reactivos y productos, o sea sus concentraciones, se mantienen constantes, aparentemente ya no hay reacción química porque no se detectan cambios en las concentraciones de productos y reactivos, como observas en la gráfica de concentración vs tiempo y el tubo de ensaye se ve marrón oscuro que indica gran concentración de NO<sub>2</sub>, pero la realidad es que se siguen formando productos y reactivos a la misma rapidez, por lo que éste es un proceso dinámico. Se dice entonces que se ha alcanzado el *equilibrio químico*. Las velocidades de reacción se igualan a un cierto valor que va en función de la temperatura y presión preestablecidas.

Depende hacia dónde esté desplazado el equilibrio puede haber más cantidad de productos o más cantidad de reactivos. En el equilibrio químico, no es posible modificar la concentración de reactivos y productos a menos que el equilibrio se interrumpa o se afecte por acciones externas al medio de reacción como la presión, el volumen, la temperatura y/o la concentración.

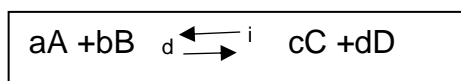
Modificando las condiciones de operación y otros factores, se puede desplazar un equilibrio hacia cualquiera de las dos direcciones de la doble flecha en una reacción reversible.

Por lo anteriormente expuesto, el conocimiento de cómo se pueden modificar las variables para establecer un equilibrio químico que aumente el rendimiento del producto de valor comercial y disminuya la producción de residuos que afecten al ambiente es vital para la síntesis de cualquier sustancia química sin importar la escala y, si se realiza equilibradamente, y buscando también nuevas posibilidades de reactivos que generen menos contaminantes, podremos estar visualizando procesos que logren ser sostenibles para la humanidad y el resto de los seres vivos.

#### 9.4 LEY DE ACCIÓN DE MASAS Y CONSTANTE DE EQUILIBRIO

En 1867 Goldberg y Waage encontraron que para muchas **reacciones químicas elementales** la rapidez de reacción es proporcional al producto de la concentración de cada uno de los reactivos elevada a su coeficiente estequiométrico:

Con base a la afirmación anterior, para la reacción reversible siguiente tenemos



Que una vez que la reacción alcance el equilibrio, la rapidez de ambas reacciones se igualarán y se obtendrán las siguientes expresiones matemáticas:

$$v \text{ directa} = k_d [A]^a [B]^b$$

$$v \text{ inversa} = k_i [C]^c [D]^d$$

Siendo todas ellas las concentraciones de las distintas sustancias en el equilibrio y

$$v \text{ directa} = v \text{ inversa}$$

Entonces podemos igualar las expresiones

$$k_d [A]^a [B]^b = k_i [C]^c [D]^d$$

De ahí se obtiene la expresión de la Ley de Acción de Masas que nos indica que la extensión en que se verifica un proceso químico es independiente del mecanismo y rapidez según el que se desarrolla el proceso y expresión de la constante de equilibrio la que podemos deducir como sigue:

$$k_d/k_i = [C]^c [D]^d / [A]^a [B]^b$$

donde:  $k_d$  y  $k_i$  son las constantes de rapidez directa e inversa

$$k_d/k_i = K_{eq}$$

donde:  $K_{eq}$  es la constante de equilibrio para *reacciones elementales*

$$K_{eq} = [C]^c [D]^d / [A]^a [B]^b$$

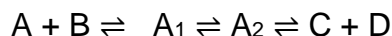
La expresión de la constante de equilibrio anterior (que utiliza como exponentes los coeficientes estequiométricos), es válida para *reacciones elementales*.

En general, encontremos que cuando el equilibrio se alcance y se midan las concentraciones, la relación de la multiplicación de las concentraciones de productos, elevadas a sus correspondientes coeficientes estequiométricos (para *reacciones elementales*) o al orden de la reacción (para *reacciones no elementales*), dividido entre las concentraciones de los reactivos, elevadas a sus correspondientes coeficientes estequiométricos o al orden de la reacción respectivamente, será igual a la constante de equilibrio ( $K_{eq}$ ), para esta reacción.

Mientras más grande sea la constante de equilibrio ( $K_{eq} \gg 1$ ), más productos habrá en el equilibrio y, mientras más pequeña sea ( $K_{eq} \ll 1$ ), más reactivos habrá en el equilibrio y si  $K_{eq}=0$  los reactivos y productos serán igualmente favorecidos en el equilibrio. Ver tabla siguiente.

Criterios para conocer hacia donde está favorecida la reacción en el equilibrio		
K	Ln K	Comentarios
>1	Positivo	Los productos son favorecidos sobre los reactivos en el equilibrio.
=1	0	Productos y reactivos son igualmente favorecidos en el equilibrio.
<1	Negativo	Los reactivos se ven favorecidos sobre los productos en el equilibrio.

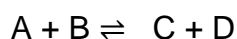
La mayoría de los procesos químicos no transcurren en una sola etapa, sino en una serie de etapas llamada mecanismo de reacción, y la expresión que se deduce para su rapidez se aleja mucho de la expresión de la constante de equilibrio derivada de la ley de acción de masas. Sin embargo, la ley del equilibrio tiene validez general. Así, en un proceso no elemental:



Cada reacción parcial si es elemental, y tenemos entonces que las constantes para cada etapa del mecanismo de reacción son:

$$K_1 = [A_1] / [A] [B] \quad K_2 = [A_2] / [A_1] \quad K_3 = [C] [D] / [A_2]$$

La constante Kc para el proceso global y sistemas en dilución es:



La constante Kc es:

$$K_c = K_1 K_2 K_3$$

$$K_c = K_1 K_2 K_3 = \frac{[A_1][A_2][C][D]}{[A][B][A_1][A_2]}$$

La constante sacada en función de concentraciones se denota Kc y resulta la más adecuada para describir sistemas en disolución. Kc tiene un valor constante a cada temperatura, independiente de las concentraciones iniciales, del volumen del recipiente y de la presión.

( La constante de equilibrio no proporciona información alguna sobre la rapidez de la reacción. )

## Características del equilibrio químico

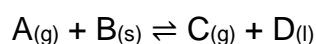
El estado de equilibrio se caracteriza porque sus propiedades macroscópicas (concentración de soluto, presión de vapor, masa de sólido sin disolver, etc.) no varían con el tiempo, esto es, no se observan cambios físicos a medida que transcurre el tiempo, algunos aspectos que caracterizan este estado son:

- ✓ Las cantidades relativas de dos o más sustancias permanecen constantes esto es, la concentración de las especies participantes no cambia.
- ✓ El estado de equilibrio de una reacción química se establece en sistemas cerrados que son sistemas que no intercambian materia con el entorno. Si, por ejemplo, la descomposición del carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_{3(s)} \leftrightarrow \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$ ), no se hiciera en un recipiente cerrado nunca se alcanzaría el equilibrio, pues el  $\text{CO}_2$  se escaparía.
- ✓ El estado de equilibrio es un estado dinámico en el que se producen continuos cambios en ambos sentidos a la misma velocidad, y por eso no varían sus propiedades macroscópicas. En la descomposición del  $\text{CaCO}_3$  si sustituimos una pequeña parte de  $\text{CO}_2$  por otra marcada con  $^{14}\text{C}$  ( $^{14}\text{CO}_2$ ), al cabo de cierto tiempo observaremos la existencia de  $\text{Ca}^{14}\text{CO}_3$  marcado con carbono 14.
- ✓ La temperatura es la variable fundamental que controla el equilibrio. Por ejemplo, a  $450^\circ\text{C}$  a constante de equilibrio para la formación de HI ( $\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \leftrightarrow \text{HI}_{(g)}$ ), es 57 sea cual sea la concentración de las sustancias reaccionantes iniciales.
- ✓ La constante de equilibrio corresponde al equilibrio expresado por una ecuación química determinada, de forma que si cambiamos la forma de expresar el equilibrio cambia el valor de la constante de equilibrio, aunque el valor resultante está relacionado con la misma.

## Clasificaciones de equilibrio químico

- **Equilibrios heterogéneos:**

En ellos participan sustancias en distinto estado de agregación.



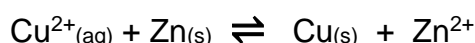
Los sólidos y líquidos puros no reaccionan como tales, sino que primero sus moléculas han de evaporarse. Esto depende de la presión de vapor. Por ello, a temperatura constante se trata de constantes que pueden ser contenidas en la constante de equilibrio, eliminándolas de la expresión.

Así que la constante de equilibrio es independiente de las cantidades de sólidos y líquidos en el equilibrio y la constante resulta ser:



$$K_{eq} = [C] / [A]$$

Son ejemplos de equilibrios iónicos heterogéneos el equilibrio entre metales y ácidos o sales en disolución y procesos de disolución de sales prácticamente insolubles. Por ejemplo, si introducimos un trozo de cinc en una disolución de Sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4$ ), el cinc reacciona espontáneamente disolviéndose y generando iones  $\text{Zn}^{2+}$ , que sustituyen a los iones  $\text{Cu}^{2+}$  en la disolución, transformándose éste en cobre metálico  $\text{Cu}_0$ . La reacción REDOX entre iones de cobre y zinc sólido se puede expresar:

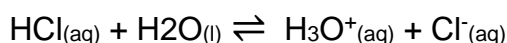


$$K_{eq} = \frac{[\text{Zn}^{2+}_{(aq)}]}{[\text{Cu}^{2+}_{(aq)}]}$$

Las concentraciones de  $\text{Zn}_{(s)}$  y  $\text{Cu}_{(s)}$  se incluyen en la constante.

- **Equilibrios en reacciones iónicas en disolución acuosa**

En estos equilibrios la concentración del agua es prácticamente constante, por lo que es costumbre incluirla en el valor de la constante de equilibrio. Por ejemplo, tenemos lo siguiente para la disolución del ácido clorhídrico (HCl) en agua:



$$K_{eq} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+}] [\text{Cl}^{1-}]}{[\text{HCl}][\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_a = K_{eq} [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+}] [\text{Cl}^{1-}]}{[\text{HCl}]}$$

$K_a$  se denomina constante de acidez.

- **Equilibrios en disoluciones:**

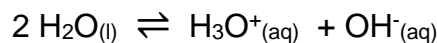
En la disolución de sales en agua por ionización la constante de equilibrio recibe el nombre de constante de solubilidad. Por ejemplo, para el proceso de dilución del Cloruro de Sodio (NaCl) la ecuación química y la constante de solubilidad son:



$$K_{eq} = [\text{Na}^{+}_{(aq)}] [\text{Cl}^{-}_{(aq)}]$$

- **Equilibrio de auto ionización de un disolvente:**

El ejemplo de la autoionización del agua es representativa por ser un disolvente de importancia. La ecuación química y la constante de autoionización del agua son:



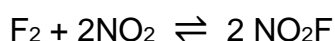
$$K_w = K_{eq} [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}] [\text{OH}^-_{(aq)}]$$

$K_w$  se denomina constante del producto iónico del agua.

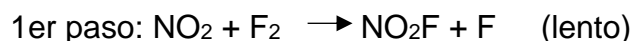


### Actividad de aprendizaje 9.3

**I. Selecciona la ecuación de velocidad para la siguiente reacción, piensa en el paso más lento.**



El mecanismo de reacción es el siguiente y se divide en dos reacciones elementales:



a)  $v = k [\text{NO}_2] [\text{F}_2]$

b)  $v = k [\text{NO}_2] [\text{F}_2]^2$

c)  $v = k [\text{NO}_2]^2$

RC (a)

**II. Equilibrio Químico y Constante de equilibrio. Relaciona la columna del concepto con su descripción, anotando en el paréntesis el número correspondiente.**

Concepto		Descripción
1. Reacción Irreversible	( )	$v = K [\text{C}]^n$ ó $v = [\text{C}] / t$
2. Condición para que se alcance el equilibrio	( )	Es aquella en la que el proceso a realizar progresa de los reactivos hacia los productos y los productos no tienen la posibilidad de volver a generar los reactivos.

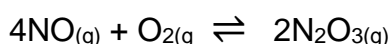
<b>3. Expresión matemática de la constante de Equilibrio</b>		Vi = Vd , donde: Vi = rapidez de reacción hacia la izquierda Vd = rapidez de reacción hacia la derecha
<b>4. Reacción reversible</b>	( )	Homogéneos y Heterogéneos
<b>5. Ley de acción de masas</b>	( )	Keq = [productos] <sup>x</sup> / [reactivos] <sup>y</sup>
<b>6. Característica del equilibrio químico</b>	( )	Es aquella en la que a medida que los productos se van generando, éstos últimos, pueden reaccionar entre sí regenerando de nuevo a los reactivos.
<b>7. Formas de expresar la rapidez de una reacción</b>	( )	Es un proceso dinámico en el que las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes pero la reacción se lleva a cabo a la misma rapidez tanto hacia la derecha como hacia la izquierda.
<b>8. Tipos de equilibrio químico</b>	( )	En una reacción química el producto de las concentraciones de los productos, en el equilibrio, elevadas a sus respectivos coeficientes estequiométricos, dividido por el producto de las concentraciones de los reactivos, en equilibrio, elevadas a sus respectivos coeficientes estequiométricos, es una constante a cada temperatura, llamada constante de equilibrio.

### 9.5 CANTIDAD DE REACTIVOS Y PRODUCTOS A PARTIR DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO.

Con la constante de equilibrio se puede conocer las concentraciones de reactivos y productos en el equilibrio.

$$K_{eq} = \frac{[Productos]^x}{[Reactivos]^y}$$

Para la reacción:



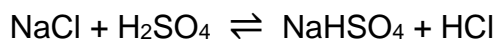
De acuerdo con la Ley de acción de masas, la constante de equilibrio es igual a la concentración de los productos elevado al coeficiente estequiométrico de los productos dividido a la concentración de los reactivos elevado al coeficiente estequiométrico de los reactivos. Para esta última reacción sería:

$$K_{eq} = [N_2O_3]^2 / [NO]^4[O_2]^1$$

Las constantes de equilibrio se encuentran en tablas.

[ ]= Concentración molar.

**Ejemplo 1:** En la reacción siguiente, la concentración inicial de Cloruro de sodio es de 1 mol/L y de ácido sulfúrico de 2.5 moles/L.



Si la constante de equilibrio es 1.5, calcular las concentraciones de todas las especies químicas en el equilibrio.

Solución:

Si X es la concentración molar de las especies químicas que reaccionan

	NaCl	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	NaHSO <sub>4</sub>	HCl
<b>INICIO</b>	1	2.5	0	0
<b>ESTEQUIOMETRÍA</b>	1X	1X	1X	1X
<b>FINAL</b>	1-X	2.5-X	0+X	0+X

$$K_{eq} = \frac{[\text{NaHSO}_4]^1 [\text{HCl}]^1}{[\text{NaCl}]^1 [\text{H}_2\text{SO}_4]^1}$$

Sustituyendo los valores de las concentraciones y el valor de la constante de equilibrio:

$$1.5 = [X] [X] / [1-X] [2.5-X]$$

Se desarrollan los productos de dichos factores y se despeja para obtener una ecuación matemática que resulta ser:

$$0.5X^2 - 5.25X + 3.7 = 0$$

Resolviendo la ecuación cuadrática con la fórmula general, obtenemos:  $X_1 = -9.73$ ,  $X_2 = 0.77$

- $X_1 = -9.73$  Se descarta debido a que no se puede obtener una diferencia negativa ni un valor mayor a la concentración inicial
- $X_2 = 0.77$  Es el valor correcto.

Respuesta.

	NaCl	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	NaHSO <sub>4</sub>	HCl
	1-X	2.5-X	0+X	0+X
<b>En el equilibrio</b>	0.23M	1.73M	0.77M	0.77M



#### Actividad de aprendizaje 9.4

**Resuelve los problemas siguientes.**

a) Para la reacción en fase gas  $\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(g)}$ , las concentraciones encontradas a 490°C, una vez alcanzado el equilibrio son:

$$[\text{H}_2]=6.38 \times 10^{-4}, [\text{I}_2]= 1.57 \times 10^{-2}$$

- Calcula  $K_c$  para el equilibrio
- ¿Cuál será el valor de  $K_c$  para la reacción  $2\text{HI}_{(g)} \rightleftharpoons \text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)}$ ?
- ¿Qué diferencias observas en los resultados?

b) Dos moles de  $\text{H}_2$  y dos moles de  $\text{I}_2$  se calientan a 490°C en un volumen de un litro. ¿Cuáles serán las concentraciones de  $\text{H}_2$ ,  $\text{I}_2$  y  $\text{HI}$  en el equilibrio? A esa temperatura  $K_c = 45.9$  para  $\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(g)}$

#### 9.6 PRINCIPIO DE LE CHATELIER

Las reacciones químicas reversibles alcanzan el equilibrio en sistemas cerrados (ninguna sustancia entra o sale del sistema). En el equilibrio las concentraciones de las distintas especies que intervienen en una reacción química se mantienen constantes mientras no exista una causa externa que las modifique. Dichas causas pueden ser la concentración de las especies, la presión y la temperatura.

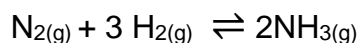
El principio de Le Chateliere (1850 - 1936), es una ley experimental que sintetiza el comportamiento de los sistemas en equilibrio reversible cuando se alteran las condiciones termodinámicas.

Este principio establece que cuando sobre un sistema en equilibrio se ejerce una acción exterior el sistema evoluciona oponiéndose a la modificación, de forma que la constante característica no varíe.

En el siguiente esquema se ilustra la afectación que la temperatura, la concentración y la presión causan al desplazamiento del equilibrio químico, atendiendo al principio de Le Chateliere.

El equilibrio químico se puede alterar por efecto de la variación de la temperatura, de la presión, del volumen o de las concentraciones de las sustancias presentes. Cuando esto ocurre, el equilibrio se desplaza en el sentido conveniente para contrarrestar la variación (Principio de Le Châtelier).

En la obtención del amoníaco se muestra cómo las diferentes condiciones afectan ese equilibrio. La ecuación química que representa a dicha reacción es:



Reactivos

Producto

En este sistema podemos ver que el equilibrio se desplaza hacia la izquierda si aumenta la concentración de los productos (amoníaco) y disminuye la de los reactivos ( $\text{N}_2(g)$  y  $\text{H}_2(g)$ ) con respecto al equilibrio inicial, o hacia la derecha si aumenta la concentración de los reactivos y disminuye la de los productos.

Henry Le Chatelier propuso una serie de reglas que permiten predecir el efecto de estos factores en el equilibrio. Estas reglas están fundamentadas en el siguiente planteamiento básico:

Si un sistema en equilibrio es alterado, el sistema responde en el sentido que permita contrarrestar el efecto del cambio introducido. Tomando en cuenta el principio de Le Chatelier, 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.

Los factores que afectan al equilibrio de una reacción química, es decir que lo modifican, son:

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

**Concentración.** Este factor afecta el equilibrio de la siguiente manera:

- 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.

**Presión.** Este factor se relaciona con el cambio de volumen (cambio de presión) del sistema y su efecto 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 de un 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.

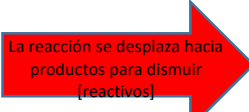
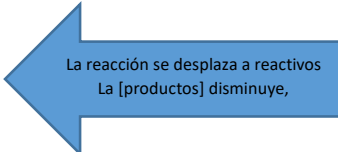
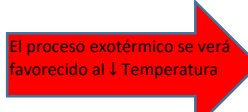
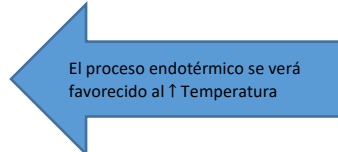
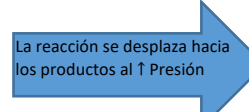
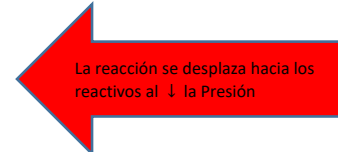
**Temperatura.** Este factor, se tiene que considerar en dos aspectos, las reacciones exotérmicas y las reacciones endotérmicas

- En reacciones exotérmicas se presenta aumento de temperatura. En estas reacciones el calor se considera producto. Si se aumenta la temperatura se adiciona calor por lo que la reacción se desplaza a la izquierda para consumirlo. Si se disminuye la temperatura, se retira calor, (considerado producto), el sistema se desplaza a la derecha para reponerlo.
- En reacciones endotérmicas. Si se aumenta 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.
- 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.

Es importante hacer notar que el catalizador no afecta el equilibrio de un sistema ya que sólo acelera o retarda la velocidad de las reacciones químicas.

## EQUILIBRIO Y PRINCIPIO DE LE CHATELIERE

Las reacciones químicas reversibles alcanzan el equilibrio en sistemas cerrados (ninguna sustancia entra o sale del sistema). Aquí se muestra cómo las diferentes condiciones afectan ese equilibrio.

EQUILIBRIO	CONCENTRACIÓN	TEMPERATURA	PRESIÓN
$A + B \rightleftharpoons C + D$ <p style="text-align: center;"><math>\Delta</math></p> <p>En reacciones reversibles los productos de reacción pueden reaccionar para producir los reactivos originales. En un equilibrio dinámico la rapidez de las reacciones de ida y regreso son iguales; La concentración de los reactivos y productos no cambian.</p>	<p><b>SI LA CONCENTRACIÓN DE REACTIVOS SE INCREMENTA</b> La posición del equilibrio se mueve para reducir la concentración de los reactivos.</p> <p><b>POR LO QUE SE FAVORECE LA REACCIÓN DE FORMACIÓN DE PRODUCTOS</b> En el ejemplo de abajo, la nueva mezcla en equilibrio contendrá una mayor cantidad de C y D</p>	<p><b>SI LA TEMPERATURA SE INCREMENTA</b> La posición de equilibrio cambia para reducir la temperatura</p> <p><b>LA REACCIÓN ENDOTERMICA SE VERÁ FAVORECIDA</b> En el ejemplo de abajo, la nueva mezcla en equilibrio contendrá mas A y B, y menos C y D</p>	<p><b>SI LA PRESIÓN SE INCREMENTA</b> La posición de equilibrio cambia para reducir la presión</p> <p><b>EL LADO DE LA REACCIÓN CON MENOS MOLÉCULAS DE GAS SE VERÁ FAVORECIDA</b> En el ejemplo de abajo, la nueva mezcla en equilibrio contendrá más C y D, y menos A y B</p>
<p>De manera similar, si una persona quita basura de un hoyo a la misma rapidez que lo hace otra persona que llena el hoyo de basura, entonces el tamaño de la pila de basura en el hoyo y fuera del hoyo permanecen iguales. (Una analogía para el cambio de las condiciones de equilibrio)</p> <p style="text-align: center;"><b>PRINCIPIO DE LE CHATELIERE</b></p>	<p>Qué pasa en el sistema al ↑ [Reactivo]?</p> <p style="text-align: center;"></p> <p style="text-align: center;"><math>A + 2B \rightleftharpoons C + D</math></p> <p style="text-align: center;"></p> <p>¿Qué pasa en el sistema al ↑ [Producto]?</p>	<p>Qué pasa en el sistema al ↑ Temp.?</p> <p style="text-align: center;"></p> <p style="text-align: center;"><math>A + 2B \rightleftharpoons C + D</math></p> <p style="text-align: center;"></p> <p>¿Qué pasa en el sistema al ↓ Temp.?</p>	<p>Qué pasa en el sistema al ↑ Presión?</p> <p style="text-align: center;"></p> <p style="text-align: center;"><math>A + 2B \rightleftharpoons C + D</math></p> <p style="text-align: center;"></p> <p>¿Qué pasa en el sistema al ↓ Presión?</p>
<p><b>PRINCIPIO DE LE CHATELIERE</b></p> <p>El <b>principio de Le Chatelierre</b> establece que cuando un cambio es hecho en las condiciones de equilibrio, el sistema se mueve para contrarrestar el cambio, causando cambios en las cantidades de reactivos y productos.</p>	<p><b>SI LA CONCENTRACIÓN DE PRODUCTOS SE INCREMENTA</b> La posición del equilibrio se mueve para reducir la concentración de productos</p> <p><b>POR LO QUE SE FAVORECE LA REACCIÓN DE FORMACIÓN DE REACTIVOS</b> En el ejemplo anterior, la mezcla del nuevo equilibrio contendrá una mayor concentración de A y B</p>	<p><b>DISMINUCIÓN DE LA TEMPERATURA</b> La posición de equilibrio tiende a incrementar la temperatura</p> <p><b>LA REACCIÓN EXOTÉRMICA SERÁ FAVORECIDA</b> En el ejemplo anterior, la mezcla del nuevo equilibrio contendrá una mayor concentración de C y D</p>	<p><b>SI LA PRESIÓN DISMINUYE</b> La posición de equilibrio cambia para aumentar la presión</p> <p><b>EL LADO DE LA REACCIÓN CON MAS MOLÉCULAS DE GAS SE VERÁ FAVORECIDA</b> En el ejemplo de anterior, la nueva mezcla en equilibrio contendrá más A y B, y menos C y D. Nota: Si el número de moléculas de gas es igual en ambos lados, entonces el cambio de presión no tendrá efecto</p>

Recuperado de: Andy Brunning/Compound interest 2017. [www.compounchem.com](http://www.compounchem.com) | Twitter:@compoundchem | FB:www.facebook.com/compoundchem





## Actividad de aprendizaje 9.5

I. Señala la respuesta correcta para cada una de las siguientes preguntas

**1. Son condiciones del equilibrio**

- A) Sistema dinámico y reversibilidad
- B) Sistema estático e irreversibilidad
- C) Sistema dinámico e irreversibilidad
- D) Sistema estático y reversibilidad

**2. Es el conjunto de principios que permite predecir hacia donde se desplaza el equilibrio de una reacción**

- A) Principio de Incertidumbre
- B) Principio de Lewis
- C) Principio de máxima Multiplicidad
- D) Principio de Le Chatelier

**3. Son los factores que afectan al equilibrio de un sistema**

- A) Catalizador, temperatura y presión
- B) Concentración, temperatura y presión
- C) Concentración, rapidez y presión
- D) Temperatura, presión y rapidez

**4. Es el factor que no afecta al equilibrio químico**

- A) Presión
- B) Catalizador
- C) Temperatura
- D) Concentración

**5. Se dice que un sistema está en equilibrio cuando**

- A) Se igualan las temperaturas de las reacciones opuestas

- B) Se igualan las presiones de la reacción reversible
- C) La rapidez de las reacciones en ambos sentidos son iguales
- D) La rapidez de las reacciones en ambos sentidos son diferentes

**6. Al alcanzar el equilibrio, la cantidad de...**

- A) reactivos y productos sigue cambiando
- B) reactivos y productos permanece
- C) reactivos sigue disminuyendo
- C) productos sigue aumentando

**7. El equilibrio de una reacción siempre se desplaza al lado de los reactivos cuando:**

- A) Se le aumenta la concentración de los reactivos
- B) Se aumenta la concentración de los productos
- C) Se disminuye la temperatura (si la reacción es exotérmica)
- D) La presión disminuye (si los productos son gaseosos)

**8. Señala la característica de una reacción reversible.**

- A) Es espontánea y completa
- B) Se forma el 100% de producto
- C) Al finalizar la reacción no hay reactivos en el sistema
- D) Al finalizar la reacción hay reactivos y productos en el sistema.

**II. Observa el siguiente video y realiza un organizador gráfico de lo que observes en él.**

Video 3. Principio de Le Chatelier. Cloruro de Cobalto exahidratado reacciona para dar el complejo de Cloruro de Cobalto mas agua  
<https://www.youtube.com/watch?v=R0z8Ya-kl4>

## 9.7 REVERSIBILIDAD DE LAS REACCIONES ÁCIDO-BASE

Para ejemplificar una reacción reversible atendamos a las reacciones Ácido – Base, pero antes recordemos algunas definiciones y las teorías Ácido y Base de Arrhenius y de Bronsted y Lowry

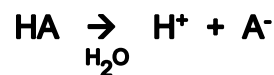
Presta atención a las siguientes definiciones para comprender las teorías:

- Una **disolución acuosa** es aquella cuyo solvente es agua.
- La **disociación** es el proceso por el cual un **compuesto iónico (con enlaces iónicos)** se separa en sus iones cuando se encuentra en disolución. Por ejemplo, el cloruro de sodio (NaCl) en disolución acuosa.
- La **ionización** es el proceso por el cual un **compuesto molecular (con enlaces covalentes)** se separa formando iones cuando se encuentra en disolución, por ejemplo, ácido clorhídrico (HCl) en disolución acuosa.
- Para solutos polares en una parte de su molécula, la disolución es debida a las fuerzas de atracción llamadas **puentes de hidrógeno** que se establecen entre las moléculas del soluto polar con las moléculas del agua. En este caso el soluto no se disocia ni se ioniza (por ejemplo, azúcar en disolución acuosa) La sacarosa es una molécula covalente polar que al ser rodeada y unida mediante puentes de hidrógeno por el agua que la **disuelve**.
- Hidratación de los iones (H<sup>+</sup>)**. Arrhenius mencionó que los iones H<sup>+</sup> disueltos en agua, eran iones aislados (protones), actualmente se sabe que en solución acuosa existen en forma de H(H<sub>2</sub>O)<sub>n</sub><sup>+</sup>, donde n es un número entero (entre 1 y 6) y H<sub>2</sub>O representa la molécula de agua. Lo que quiere decir que el ión H<sup>+</sup> está rodeado por n moléculas de agua, dada la atracción de los iones H<sup>+</sup> sobre el oxígeno de las moléculas polares de agua, por lo que se dice que el ión H<sup>+</sup> se halla hidratado.

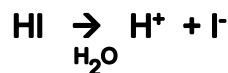
### Teoría de Arrhenius (1884)

Esta teoría define a un **ácido** como aquella sustancia que contiene hidrógeno (H) y que en disolución acuosa produce iones H<sup>+</sup>

El proceso de disolución de un ácido en agua en general se expresa...

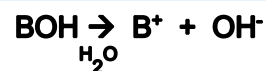


Un ejemplo es...

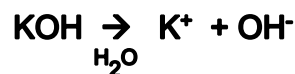


Arrhenius define a una **base** como aquella sustancia que contiene el grupo hidroxilo (OH) y que en disolución acuosa produce iones OH<sup>-</sup>

El proceso de disolución de una base o hidróxido en agua en general se expresa...



Un ejemplo es...



### Teoría Bronsted and Lowry (1923)

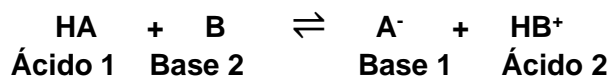
Dado que existen sustancias que no contienen en su composición química  $\text{H}^+$  u  $\text{OH}^-$ , pero que si producen iones, inclusive en disoluciones no acuosas, Bronsted y Lowry propusieron una teoría más amplia.

Definen a un **ácido** como cualquier especie (sustancia, molécula o ion), que puede donar o ceder un protón, aceptando un par de electrones.

Define a una **base** como cualquier especie (sustancia molécula o ion), que puede aceptar un protón, cediendo un par de electrones.

Por lo anterior siempre habrá una sustancia que done o ceda el protón (ácido) y una sustancia que acepte el protón (base), esto es, la existencia de un ácido implica necesariamente la existencia de una base.

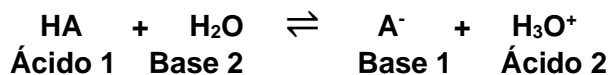
En general ésta la teoría de Bronsted y Lowry se expresa como sigue:



Se llaman pares conjugados Ácido – Base a los pares Ácido 1 y Base 1 (**HA / A<sup>-</sup>**), y a los pares Ácido 2 y Base 2 (**HB<sup>+</sup> / B**)

Podemos observar que esta teoría se puede aplicar a la disolución acuosa de ácidos y bases como sigue:

#### ➤ Ácidos



Los pares conjugados Ácido – Base son:

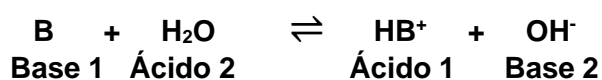
HA (Ácido 1) y A<sup>-</sup> (Base 1)

**(HA / A<sup>-</sup>).**

Los pares H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> (Ácido 2) y H<sub>2</sub>O (Base 2):

**(H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> / H<sub>2</sub>O)**

## ➤ Bases



Los pares conjugados Ácido – Base son

$\text{HB}^+$ (Ácido 1) y B (Base 1)

**( $\text{HB}^+$  / B),**

y los pares  $\text{H}_2\text{O}$  (Ácido 2) y  $\text{OH}^-$  (Base 2)

**( $\text{H}_2\text{O}$  /  $\text{OH}^-$ )**

Como puedes observar, el agua, en la primera reacción con HA, se ha comportado como una base, mientras que, en la segunda reacción, con B, se ha comportado como un ácido. A estas sustancias que según con qué otra sustancia reaccione se pueden comportar como ácidos o como bases las llamamos sustancias anfóteras o anfipróticas.



### Actividad de aprendizaje 9.6

#### I. Responde a las siguientes preguntas

1. Señala dos teorías principales para la definición del concepto de ácido y de base
2. ¿A qué tipo de disoluciones tiene aplicación la teoría de Arrhenius?
3. Escribe tres ejemplos de ácido y tres de base según Arrhenius
4. Escribe tres ejemplos de ácido y tres de base según Brønsted-Lowry
5. Según la teoría de Arrhenius, ¿El  $\text{NH}_3$  una base? ¿Por qué?

6. Según la teoría de Brønsted-Lowry ¿Cuál es la ecuación de equilibrio de un ácido genérico HA en agua?
7. Según la teoría de Brønsted-Lowry: ¿cuál es la ecuación de equilibrio de una base genérica B en agua?
8. ¿Cuál es la base conjugada del ácido HA? ¿Por qué es una base?
9. Completa la frase siguiente: “La actuación de un ácido implica necesariamente...”
10. ¿Qué se entiende por sustancia anfótera o anfiprótica? ¿Cuál es el ejemplo más evidente de sustancia anfótera?
11. ¿Qué significa que el ácido acético en disolución está disociado en un 70%?

**II. Considera al ácido nítrico  $\text{HNO}_3$ , cuya base conjugada es el anión  $\text{NO}_3^{1-}$ , resultante de la pérdida de un  $\text{H}^+$  por parte del ácido nítrico. Así, el par ácido-base conjugado es  $\text{HNO}_3/\text{NO}_3^{1-}$**

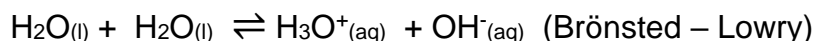
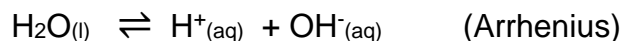
Basado en la información anterior indica el par conjugado de los siguientes ácidos:

- a. Perclórico  $\text{HClO}_4$
- b. Ácido acético  $\text{CH}_3\text{COOH}$
- c. Ácido cianhídrico  $\text{HCN}$
- d. Ácido sulfúrico  $\text{H}_2\text{SO}_4$

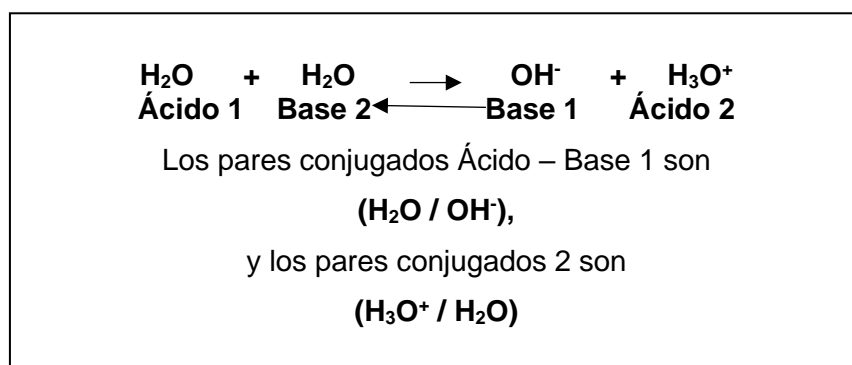
## 9.8 POTENCIAL DE HIDRÓGENO PH

### Producto iónico del agua Kw y la autoionización o autoprotólisis del agua

La reacción de autoionización del agua se puede expresar con las teorías ácido base de Arrhenius y Bronsted y Lowry como sigue:



El agua tiene carácter anfótero, esto quiere decir que es posible que el agua se comporte como un ácido o una base. Lo anterior es expresado como:



Esta reacción de ionización del agua pura es reversible y se encuentra en estado equilibrio, esto es que la reacción directa (de izquierda a derecha), tiene una rapidez igual a la rapidez de la reacción inversa (de derecha a izquierda), las concentraciones de productos y reactivos no cambian y la reacción se encuentra desplazada hacia la izquierda tal como lo muestra la flecha más larga, esto es, hay mucho más concentración de agua que de sus iones.

La constante de equilibrio la podemos expresar como sigue:

$$K_{eq} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}] [\text{OH}^-_{(aq)}]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

Dado que la reacción está muy desplazada hacia la izquierda, la concentración del agua es casi constante y muy grande comparada con el producto de la concentración de los reactivos, por lo anterior es posible incorporar la concentración del agua a la constante de equilibrio, resultando una nueva constante llamada constante de disociación del agua Kw que tiene un valor de  $1 \times 10^{-14}$ .

$$K_w = K_{eq} [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

De lo anterior podemos deducir que la concentración de iones  $\text{H}_3\text{O}^{+1}$  y  $\text{OH}^{-1}$  tienen un valor de  $1 \times 10^{-7}$  para agua pura

Sin embargo, no debes olvidar que  $K_w$  varía con la temperatura, Observa la siguiente tabla:

Variación de $K_w$ con la temperatura	
0 °C	$\rightarrow K_w = 1'13 \cdot 10^{-15}$
10 °C	$\rightarrow K_w = 2'92 \cdot 10^{-15}$
25 °C	$\rightarrow K_w = 1'00 \cdot 10^{-14}$
45 °C	$\rightarrow K_w = 4'02 \cdot 10^{-14}$
60 °C	$\rightarrow K_w = 9'61 \cdot 10^{-14}$

## pH

En el agua pura la **concentración de  $H_3O^+$  es la misma que la de  $OH^-$** , es decir, igual a  $10^{-7}$  M, por lo que se encuentra en estado **neutro**.

En una disolución en la que **hay exceso de  $H_3O^+$** , es decir, su concentración es mayor que la de  $OH^-$ , tendrá un carácter **ácido**.

Si en la disolución **hay un exceso de iones  $OH^-$** , respecto a los de  $H_3O^+$ , tendrá un carácter **básico**.

El valor de las concentraciones molares es muy bajas para mezclas diluidas de ácido o base y para el agua ( $10^{-7}$ ) por lo que para facilitar el manejo de los valores de concentración de iones hidronio y determinar si la mezcla es ácida o básica, se toma en cuenta el exponente de la concentración molar con signo positivo. Para lo cual se calcula su logaritmo negativo que se llama **pH** (*potencial de hidrógeno*), que para una disolución acuosa se define como el **logaritmo negativo de la concentración molar de protones**.

Según lo anterior y teniendo en cuenta el producto iónico del agua, se puede establecer la siguiente **escala de pH**:

pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
$[H_3O^+]$	$10^0$	$10^{-1}$	$10^{-2}$	$10^{-3}$	$10^{-4}$	$10^{-5}$	$10^{-6}$	$10^{-7}$	$10^{-8}$	$10^{-9}$	$10^{-10}$	$10^{-11}$	$10^{-12}$	$10^{-13}$	$10^{-14}$
$[OH^-]$	$10^{-14}$	$10^{-13}$	$10^{-12}$	$10^{-11}$	$10^{-10}$	$10^{-9}$	$10^{-8}$	$10^{-7}$	$10^{-6}$	$10^{-5}$	$10^{-4}$	$10^{-3}$	$10^{-2}$	$10^{-1}$	$10^0$

Disoluciones ácidas
Disoluciones básicas

- **Disoluciones neutras:**  $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}$  M  $\rightarrow$  **pH = 7**
- **Disoluciones ácidas:**  $[H_3O^+] > 10^{-7}$  M  $\rightarrow$  **pH < 7**
- **Disoluciones neutras:**  $[H_3O^+] < 10^{-7}$  M  $\rightarrow$  **pH > 7**



De la misma manera que hemos definido el pH, **podemos definir la función pOH como el logaritmo negativo de la concentración de iones OH<sup>-</sup>**:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

### Relación entre pH y pOH

La relación entre pH y pOH se deduce de la siguiente manera:

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

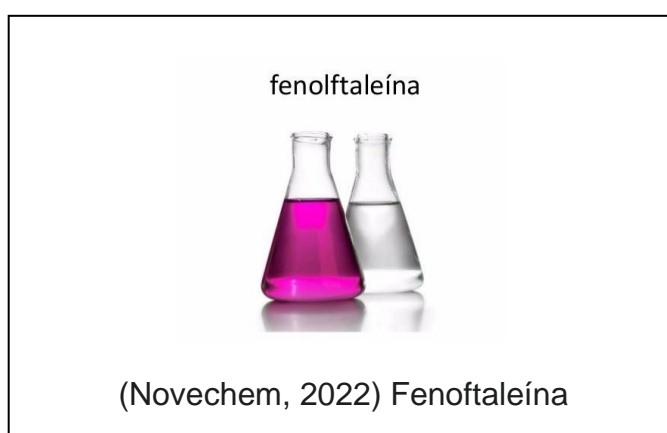
$$\log[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = \log 10^{-14}$$

$$\log[\text{H}_3\text{O}^+] + \log[\text{OH}^-] = -14$$

Llegando a ser:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

El pH de una disolución se puede determinar de un modo sencillo con indicador universal, fenoftaleína o papel tornasol, que muestran un color determinante en contacto con la disolución:



### Actividad de aprendizaje 9.7

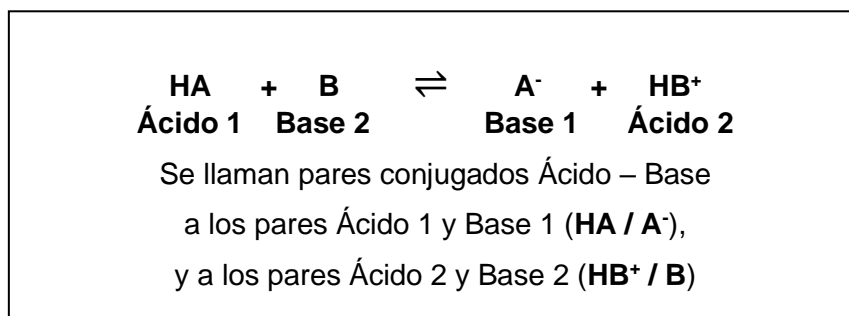
I. Calcula el pH del agua pura a 10 y 60 °C, Sabiendo que  $K_w(10^\circ\text{C}) = 2.92 \times 10^{-13}$  y  $K_w(60^\circ\text{C}) = 9.61 \times 10^{-14}$

### 9.9 CONSTANTE DE ACIDEZ $K_A$

La fortaleza de los ácidos será mayor si la disociación de sus protones es alta, para ácidos fuertes la disociación en agua es completa y para ácidos débiles la disociación en agua no es completa pues quedan moléculas del ácido sin disociar.

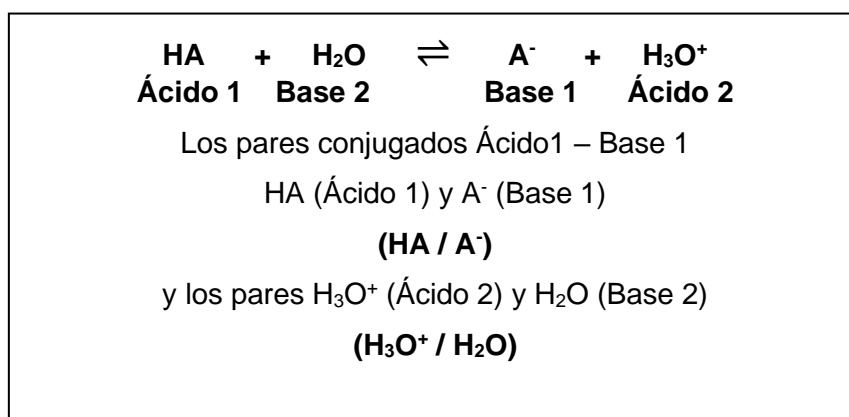
Para comparar la fortaleza relativa de los distintos ácidos y bases lo podemos realizar a partir de sus valores de constante de acidez  $K_a$  y la constante de basicidad  $K_b$

Tomando en cuenta la teoría de Bronsted - Lowry para un ácido tenemos:



Si queremos determinar, de entre dos determinados ácidos, cuál es el más fuerte deberemos observar la tendencia que tiene cada uno de ellos a ceder el protón a la base, pero debemos tomar en cuenta la tendencia que tiene la base a captarlo. Es por eso que los debemos comparar con respecto a una misma base.

Si seleccionamos al agua como base, la ecuación que lo rige es la siguiente:



Entonces la constante de equilibrio es:

$$K_{eq} = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}]}{[\text{HA}][\text{H}_2\text{O}]}$$

Si despejamos la concentración del agua del término derecho obtenemos otra ecuación:

$$K_a = K_{eq}[\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}]}{[\text{HA}]}$$

Donde  $K_a$  es la constante de acidez

## Uso de la constante de acidez Ka

A mayor Ka la fuerza del ácido será mayor

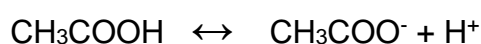
A menor Ka la fuerza del ácido será menor

Los ácidos débiles serán aquellos cuya constante de acidez es  $10^{-1}$  a  $10^{-8}$

Para ácidos fuertes las constantes de acidez no aplican pues el ion  $H^{1+}$  se disocia completamente.

Puedes consultar las constantes de acidez la página [https://www.eii.uva.es/orgánica/practicas\\_17-18/tablas.pdf](https://www.eii.uva.es/orgánica/practicas_17-18/tablas.pdf)

Ejemplo: para el caso del ácido acético que es un ácido débil:



$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]} = 1.8 \times 10^{-5} \text{ a temperatura ambiente}$$

### pKa

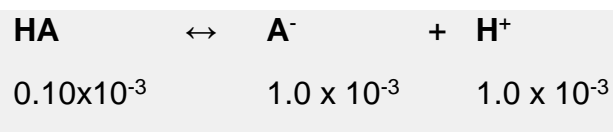
La constante de acidez  $K_a$  se suele expresar mediante una medida logarítmica denominada **pKa**:

$$pK_a = -\log_{10} K_a$$

### Ejemplo de aplicación de la Constante de Acidez Ka:

Calcular la constante de acidez  $K_a$  de un determinado ácido HA que está disociado al 1,0% en una disolución 0,10 M.

Si está disociado al 1,0% del ácido, las concentraciones de  $A^-$  y  $H^+$  serán el 1,0% al 0,10 M, es decir  $1,0 \cdot 10^{-3}$ . El equilibrio será, por lo tanto:



$$K_a = \frac{[A^-][H^+]}{[HA]} = \frac{(1 \times 10^{-3})^2}{(1 \times 10^{-3})} = 1.01 \times 10^{-5}$$



## Actividad de aprendizaje 9.8

### I. Realiza los siguientes ejercicios

1.- Calcular el pH de una disolución 0,02 M de ácido débil HA con constante de acidez  $K_a = 3,0 \cdot 10^{-6}$



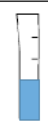
2.- Calcular el  $pK_a$  del ácido del ejercicio anterior

II. Lee el siguiente escrito acerca del experimento de autoionización del agua y elige las palabras que completen las oraciones siguientes.

### Lectura: Equilibrio en disoluciones acuosas ácidas y básicas y neutras

En el laboratorio se realizó un experimento para demostrar que puede desplazarse el equilibrio de auto ionización del agua, de una disolución ácida y de una disolución básica al modificar la concentración de los iones  $H^+$  y  $OH^-$ . El experimento consistió en preparar una disolución de ácido clorhídrico (HCl) y otra de hidróxido de potasio (KOH). Aparte, en tres tubos de ensayo numerados, se colocaron 10 ml de agua destilada y tres gotas de indicador universal, la mezcla en cada tubo se tornó color verde.

Al tubo número 1 se le agregaron gotas de HCl hasta alcanzar el color amarillo, si la disolución alcanzaba el color rojo, se agregaron poco a poco gotas de KOH hasta regresar al amarillo. Al tubo número 2 no se agregó algo más. Al tubo 3 se le agregaron gotas de KOH hasta alcanzar el color azul, si la disolución alcanzaba el color morado se agregaban gotas de HCl, hasta regresar al azul. Se anotaron los pH de cada tubo y la correspondiente concentración de iones  $H^+$  como se muestra en el esquema.

			
pH	5	7	9
$[H^+]$	$[10^{-5}]$	$[10^{-7}]$	$[10^{-9}]$

### Oraciones:

a. El color de la disolución de los tres tubos no cambia mientras no agreguemos ácido o base. Lo anterior nos demuestra que una vez que la reacción ha llegado al \_\_\_\_\_, no se modifica la concentración de reactivos y productos a menos que se interrumpa o se afecte por acciones externas al medio de reacción.

b. En el tubo 3, al cambiar de azul a morado y de morado a azul, confirma que podemos hacer que el equilibrio se desplace al \_\_\_\_\_, agregando KOH o HCl, sustancias que modifican las concentraciones de iones  $H^+$  u  $OH^-$

c. Se puede inferir que una reacción en equilibrio es \_\_\_\_\_ al observar que si se modifican las concentraciones de iones  $H^+$  u  $OH^-$ , apareciendo y desapareciendo al disociarse o formar moléculas de agua, igualmente los iones se forman y desaparecen, pero a una velocidad constante, por lo que no percibimos un cambio de color.

- A) a. pH – b. modificarlo – c. cambiante  
 B) a. equilibrio – b. ir – c. dinámica  
 C) a. equilibrio – b. afectarlo – c. dinámica  
 D) a. termino – b. afectarlo – c. reversible

III. Con base a la lectura anterior, relaciona las siguientes observaciones con su explicación.

Observación	Explicación
I. El tubo 2 no se observó cambio de su color verde y se registró un pH de 7	<b>a.</b> El equilibrio de la disolución morada fue afectado al incrementar la concentración de iones $H^+$ , el sistema contrarrestó estos iones al combinarlos con iones $OH^-$ para formar agua, pero quedaron suficientes iones $H^+$ para alcanzar una concentración de $10^{-9}$ , correspondiente al color azul de la disolución.
II. Al agregar gotas de HCl al tubo 1, la disolución alcanzó primero un color amarillo con pH 5 y al agregar unas gotas más de ácido llegó a un color rojo con pH 4	<b>b.</b> El equilibrio de la disolución roja fue afectado al incrementar la concentración de iones $OH^-$ , el sistema contrarrestó estos iones al combinarlos con iones $H^+$ para formar agua, por lo que la concentración de éstos disminuyó hasta alcanzar nuevamente una concentración de $(10^{-5} \text{ mol/L})$ , correspondiente al color amarillo de la disolución.
III. Para regresar la disolución roja al amarillo se agregaron unas gotas de KOH.	<b>c.</b> El equilibrio de la disolución azul con pH 9 fue afectado al incrementar la concentración de iones $OH^-$ , alcanzándose un nuevo equilibrio en color morado con un pH de 10.  - El KOH es una base inorgánica fuerte que se disocia fácilmente en agua: $KOH + H_2O \leftrightarrow K^{1+} + OH^{1-}$  Por lo que se favorece la formación de iones $OH^{1-}$ e iones cloruro ( $K^{1+}$ ). La concentración de iones $OH^{1-}$ en el color azul es $(10^{-9} \text{ mol/L})$ y en el color morado es $(10^{-10} \text{ mol/L})$ .
IV. Al agregar disolución de KOH al tubo tres, se formó color azul con un pH 9 y al agregar otras gotas de	<b>d.</b> El equilibrio de la disolución amarilla con pH 5 fue afectado al incrementar la concentración de iones $H^+$ , alcanzándose un nuevo equilibrio en color rojo con un pH de 4. El ácido clorhídrico es

<p>KOH obtuvo el color morado con pH 10</p>	<p>un ácido inorgánico fuerte que se disocia fácilmente en agua: <math>\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^{1+} + \text{Cl}^{1-}</math></p> <p>Por lo que se favorece la formación de iones <math>\text{H}^{1+}</math> e iones cloruro (<math>\text{Cl}^{1-}</math>). La concentración de iones <math>\text{H}^{1+}</math> en el color amarillo es (<math>10^{-5}</math> mol/L) y en el color rojo es (<math>10^{-4}</math> mol/L).</p>
<p>V. Para regresar del color morado al azul en el tubo 3 Se añadieron unas gotas de ácido clorhídrico</p>	<p>e. El agua tiene un pH de 7, es neutra. Su reacción de auto ionización reversible se encuentra en equilibrio pues el color verde no cambia.</p> $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow [\text{H}^+] + [\text{OH}^-]$ <p>El agua es un ácido muy débil (su disociación es baja) por lo que se favorece la formación del reactivo, la concentración de iones <math>\text{H}^+</math> es (<math>10^{-7}</math> mol/L).</p>

**A. I. e – II. b – III. d – IV. a – V. c**

**B. I. a – II. d – III. b – IV. e – V. c**

**C. I. c – II. e – III. a – IV. b – V. d**

**D. I. e – II. d – III. b – IV. c – V. a**



## **Aprendizaje**

10. 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.

### **Temáticas**

- Procesos industriales: Ventajas y desventajas.
- Eficiencia de los procesos industriales.
- Impacto ambiental y socioeconómico de los procesos industriales

### **10.1 PROCESOS INDUSTRIALES: VENTAJAS Y DESVENTAJAS.**

Empecemos por el principio, por lo cual te pedimos que leas el fragmento del artículo “*La revolución industrial*” de Milagros Galbiatti el cual aborda los inicios de la producción industria en serie, posteriormente tendrás que responder algunas preguntas sobre el texto.

#### ***Desarrollo de la Revolución Industrial***

*El trabajo manual fue remplazado por otro dominado por la industria y manufactura de maquinaria. Los principales rasgos de la Revolución Industrial habría que clasificarlos en tecnológicos, socioeconómicos y culturales. Los cambios tecnológicos incluyen los siguientes: el uso de nuevos materiales como son el hierro y el acero; de nuevas fuentes de energía como el carbón y nuevas fuerzas motrices como la máquina de vapor. Se inventarán nuevas máquinas para hilar (spinning jenny) o para tejer (el telar mecánico) que permiten un enorme incremento de la producción con un mínimo gasto de energía humana. Surgirá una nueva forma de organización del trabajo (factory system) que comporta la división del trabajo y una mayor especialización de la mano de obra. También deben destacarse las importantes mejoras de los transportes (trenes y barcos de vapor) y la creciente interacción entre la ciencia y la industria. Estos cambios tecnológicos supondrán un vertiginoso incremento del uso de recursos naturales y de la producción en masa de bienes manufacturados. Fuera del campo industrial se producirán también importantes cambios: mejoras en la agricultura que hará posible el suministro de alimentos para una creciente población urbana, declive de la tierra como principal fuente de riqueza con el creciente papel que irán tomando la industria y el comercio internacional. Entre los cambios sociales y culturales son destacables el crecimiento de la población urbana, el desarrollo de la llamada clase obrera y sus movimientos de protesta (el movimiento obrero), el espectacular crecimiento de los conocimientos científicos y técnicos.*

## **Consecuencias de la revolución industrial.**

*Desde esa sucia acequia, la mayor corriente de industria humana saldría para fertilizar al mundo entero. Desde esta charca corrompida brotaría oro puro. Aquí la humanidad alcanza su más completo desarrollo. Aquí la civilización realiza sus milagros y el hombre civilizado se convierte casi en un salvaje y tanto Gran Bretaña como el mundo sabían que la revolución industrial, iniciada en aquellas islas por y a través de los comerciantes y empresarios cuya única ley era comprar en el mercado más barato y vender sin restricción en el más caro, estaba trasformando al mundo.*

*Nadie podía detenerla en este camino. Los dioses y los reyes del pasado estaban inermes ante los hombres de negocios y las máquinas de vapor del presente. La población del mundo era también mayor que nunca; en varios casos mucho mayor que toda esperanza y probabilidad previas. Las ciudades de gran tamaño se multiplicaban en todas partes como nunca. La producción industrial alcanzaba cifras astronómicas. La ciencia nunca había parecido más triunfal; los conocimientos nunca habían sido más vastos. Los inventos alcanzaban cada año cimas más sorprendentes. Pero era bastante amarga la acusación de que la prosperidad material de los trabajadores pobres no era con frecuencia mayor que el oscuro pasado y muchas veces peor que en las épocas de que se conservaba memoria. Los paladines del progreso intentaban rebatir esto con el argumento de que los obstáculos que el viejo feudalismo, la monarquía y la aristocracia seguían poniendo en el camino de la perfecta iniciativa libre. Unos y otros coincidían en que la situación era cada vez más penosa. Unos sostenían que se superaría dentro de la estructura del capitalismo y otros discrepaban de esta creencia, pero ambos pensaban con razón que la vida humana se enfrentaba con unas perspectivas de mejoría material que conseguiría el control de las fuerzas de la naturaleza por el hombre. La gran mayoría de los habitantes del mundo seguían siendo campesinos como antes, aun cuando hubiera algunas zonas en donde ya la agricultura era la ocupación de una pequeña minoría y la población urbana estaba a punto de superar a la rural. La renta de los nobles dependía cada vez más de la industria. Los progresos técnicos que introdujo la Revolución Industrial, en el siglo XIX transformaron todos los aspectos relacionados con la vida europea. Surge así, una nueva historia de la civilización occidental. Económicamente, se imponen la industrialización y el capitalismo; socialmente, predomina la burguesía y surge el proletariado; políticamente se consolida el liberalismo político bajo la forma de monarquía constitucional; ideológicamente, prevalecen el racionalismo y el sentido crítico; la industrialización, se difundió por los países europeos y los Estados Unidos; la explosión demográfica, se produce en los países industrializados, resultado de adelantos higiénicos y médicos. El crecimiento de la población benefició a la industria y favoreció la inmigración hacia otros países. En la revolución agrícola: Inglaterra realizó notables progresos; introdujo la siembra de plantas de origen americano (maíz, papa), estableció las faenas agrícolas, aplicó abonos y fertilizantes. Con esta revolución se permitió garantizar el suministro de los alimentos y mano de obra necesaria para las ciudades, se empezaron a usar las máquinas, la producción de los alimentos fue creciendo, también para así abastecer a la creciente población. En el desarrollo Comercial: el comercio se intensificó, los países industrializados vendían mercancías y adquirían materias primas, se incrementaron el comercio, las comunicaciones y los transportes. De forma más general la revolución industrial provocó: que la industria progresara, y que la producción se hiciera en serie. Los precios de los productos bajaron. Se formaron dos clases sociales: Burguesía: Compuesta por los dueños de fábricas y grandes comerciantes y los Proletariados: Compuesta por obreros. Hubo desempleo, porque con las máquinas no eran necesarios tantos trabajadores, a su vez aumentó la*



delincuencia y algunos obreros culparon a las máquinas de ser la causa de se desempleo y las destruyeron. Esto se llamó "Ludismo" porque el jefe de este movimiento fue Ned Ludd. La burguesía explotó a los proletariados. Y para su defensa los proletariados formaron organizaciones llamadas "Trade Unions" (sindicatos, para defender sus derechos). Fueron logrando que la jornada de trabajo diario se fuera reduciendo, que se le pagara un salario adecuado y que se le diera derecho a huelga. En la economía hubo un gran auge porque surgieron los grandes capitales, las operaciones financieras y los cambios. Fue un proceso económico continuo y acelerado y, al mismo tiempo, recíproco ya que la innovación en un sector repercutía a los demás. Este cambio colocó a Gran Bretaña a la cabeza de los países industrializados del mundo. Pronto, los resultados se hicieron notar aumentando enormemente la producción, abaratando los costes y permitiendo comercializar más lejos la producción gracias a la revolución de los transportes. A mediados del siglo XIX era el mayor productor de carbón y de hierro, empleaba las técnicas más avanzadas, tenía la renta nacional más alta, poseía la red más densa de ferrocarriles y la Armada más poderosa. El sector predominante de la economía pasa a ser la industria, centrándose en tejidos, siderurgia y ferrocarriles. La lana queda desplazada por el algodón, hay una renovación técnica agrícola favorecida por las nuevas máquinas y las nuevas fuentes de energía (carbón, hierro) siendo el segundo sector de crecimiento. Fue gracias a la tecnología, a la introducción de las máquinas a la industria, que se realizó la Revolución Industrial, también influyó el hecho del crecimiento demográfico, disminuyó la mortalidad, la gente se empezó a concentrar en los centros urbanos, y fue así como surgió el urbanismo. La producción de bienes pasó de ser una artesanía, que se producía familiarmente, a una industria, realizado por más gente, había más producción de bienes y era más económico. Esto sucedió ya que, con la fundación de nuevas ciudades, creció la demanda de los productos elaborados por los artesanos y con esto la organización de talleres. La subida al poder de la burguesía a través de la revolución económica, social y política que efectuó con una creciente conciencia de su papel y de su fuerza y la formación paralela de la clase trabajadora, la cual, creada por la actividad industrial de la burguesía, alcanzó gradualmente las formas y valores de una clase social al adquirir, a su vez, conciencia de clase. Aunque coparticipes en el crecimiento de la economía, la clase burguesa y la clase trabajadora pronto chocaron por la radical oposición de sus intereses materiales y sus conspiraciones sociales, políticas o culturales. Los burgueses disfrutaban verdaderos privilegios sociales y materiales en comparación con el resto de la sociedad, particularmente con respecto a la masa campesina. La situación de las masas de trabajadores fue muy complicada y necesaria. Las diferencias nacionales, las desigualdades de un sector industrial a otro y la pasión surgieron muy pronto, por razones obvias. La burguesía industrial se convirtió en una clase en todo sentido de la palabra para resistir la presión creciente de la clase trabajadora.



### Actividad de aprendizaje 10.1

#### I. Basado en el texto que acabas de contestar las siguientes preguntas:

1. ¿Cuál era la base económica de la economía antes de la revolución industrial?
2. ¿Cuáles fueron los principales cambios que se originaron en esa primera revolución industrial?

**II. Escribe los beneficios y los perjuicios de cada cambio referentes a lo social, económico, de contaminación, uso de los recursos naturales y contaminación, llenando la tabla siguiente.**

Cambio	Beneficios y perjuicios					
	Social		Económico		Medioambiental	

**Proceso industrial**

A partir de la revolución industrial se cambió el modo de producción de bienes y servicios en todo el mundo, lo cual trajo un cambio en el curso de la historia humana. Herencia de ese cambio es la producción industrial o en serie y masiva de artículos útiles para el hombre.

En seguida se listan algunas de las ventajas y desventajas que desde ese entonces y hasta la actualidad presenta dicho modo de producción.

### **Las ventajas técnicas de la producción en serie:**

- Perfeccionamiento del producto: Ya que, a diferencia de la producción por encargo, en la producción en serie, el patrón o molde para la fabricación está dado por las máquinas lo que implica pocas o ninguna imperfección óptica y/o de funcionamiento.
- El producto es más fácil de fabricar ya que el procedimiento de fabricación es el mismo.
- El producto es más barato, ya que el uso y la ocupación de las máquinas necesarias para la fabricación pueden ser optimizado y la compra en grandes cantidades de los materiales para la fabricación es significativamente mucho más barata.
- El producto está disponible en el mercado en grandes cantidades, lo que significa mayor cobertura y mayor alcance
- Alta productividad
- Tiempos de producción más cortos.
- Tendencia a una reducción en los costos de transporte y de almacenamiento: la producción es «just in time» lo que significa que el producto ya está vendido y es poco el capital estancado
- Posibilidad de contratar personal entrenado en lugar de personal altamente cualificado, lo que reduce los costos de personal.
- Los costos fijos impactan menos en el costo del producto cuando se sobrepasa el punto de equilibrio (punto en el que no hay ganancias ni pérdidas)

### **Desventajas de la producción en serie:**

- Se pierde la individualidad y originalidad del producto, es decir no existen «piezas únicas».
- Fabricantes a pequeña escala y fabricantes artesanales solo pueden sacar beneficios a través de la fabricación de productos que no existan a gran escala en el mercado o que no tengan mucha o ninguna competencia.
- Cambios en el mercado significan para el fabricante en serie altos costos de modificación como por ejemplo costos de re-equipamiento y cambio de máquinas
- En ciertas situaciones pueden también llegar a significar altos costos de almacenamiento, como cuando, por ejemplo, varios productos que han sido fabricados continuamente en la misma máquina no pueden ser vendidos inmediatamente.

- Explotación masiva de los recursos naturales a nivel global
- Contaminación a gran escala de suelo (que lo hace inservible para producción de alimentos o hábitat para organismos vivos), de agua (que crea estrés hídrico a los seres vivos) y aire (que causa alta toxicidad para quienes lo respiran) y que son indispensables para la vida, incluida la raza humana.
- La riqueza material se concentra en un pequeño grupo de personas, mientras que la gran mayoría de la población mundial, que trabaja para la producción de dicha riqueza, apenas sobrevive y otra parte es excluida del proceso.

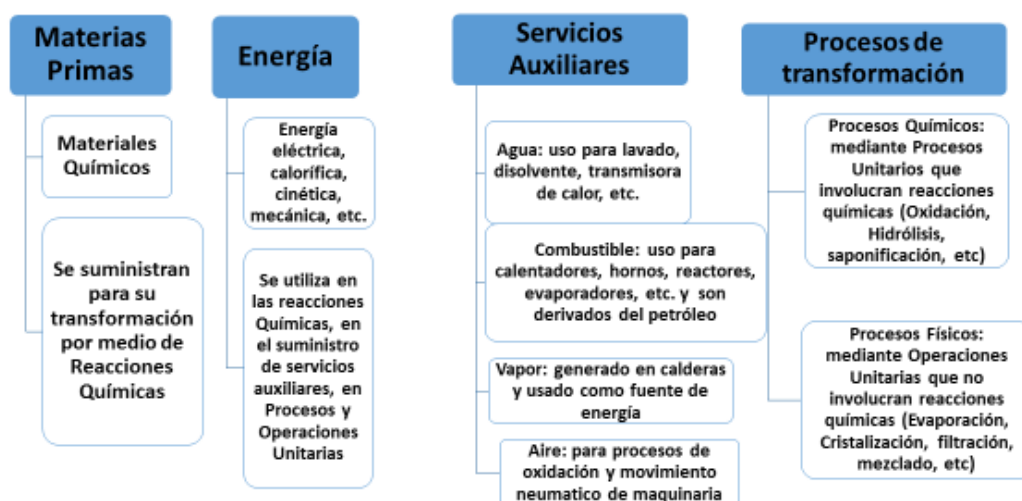
## **10.2 LOS PROCESOS INDUSTRIALES Y LA QUÍMICA**

Los procesos de transformación de materias primas a productos útiles para el hombre en el contexto de producción industrial generalmente incluyen reacciones químicas, las cuales se utilizan para generar la energía que requiere el proceso o para la transformación de una sustancia a otra. Las reacciones pueden ser irreversibles o reversibles y ambas provocan, en general, residuos que impactan el ambiente contaminándolo y dejándolo inservible para su uso posterior.

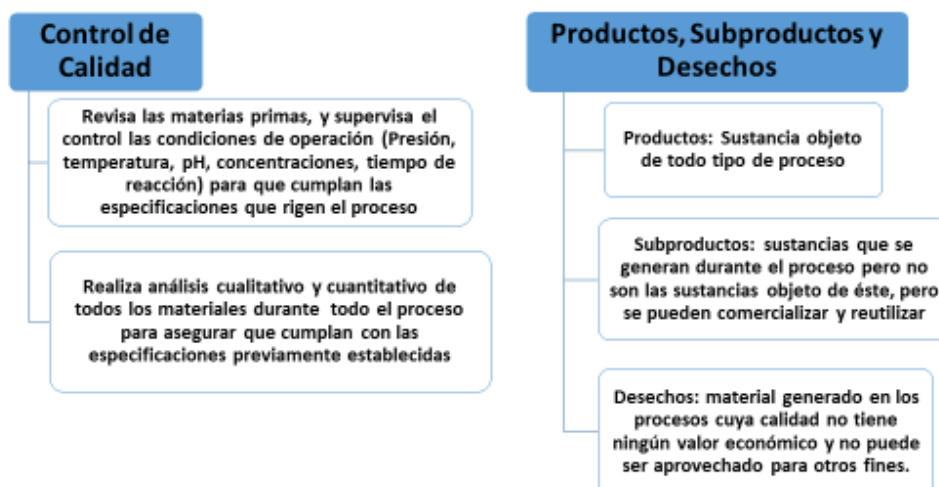
Por lo anterior y para dirigir nuestros pasos hacia una producción sostenible, es preciso manejar y neutralizar adecuadamente los residuos peligrosos para poder depositarlos en contenedores seguros que afecten lo menos posible al medio ambiente. Aunado a ello, en procesos que se efectúan reacciones reversibles, en las que se presentan equilibrios químicos, nos encontramos con áreas de oportunidad como la de poder modificar las condiciones de operación para desplazar el equilibrio químico con miras a incrementar la eficiencia del proceso, minimizar la producción de residuos peligrosos y maximizar los productos que deseamos comercializar. He aquí uno de los valores de los conocimientos en química que podemos utilizar para lograr que el impacto negativo de la contaminación originada por producción industrial se pueda minimizar.

## Áreas de un proceso industrial

¿De qué constan los PROCESOS INDUSTRIALES?



¿De qué constan los PROCESOS INDUSTRIALES?



Como puedes notar, un proceso industrial es un sistema complejo de actividades, flujo de materiales y su transformación donde la química está involucrada, particularmente en los procesos de transformación. Para hacer estos procesos de transformación más eficientes y producir la máxima cantidad de productos con la mínima cantidad de reactivos y reducir al mínimo los contaminantes que llegan al medio ambiente, es necesario contar con personas con conocimientos bien fundamentados de química, economía, disponibilidad de recursos naturales e impacto en el medio ambiente, además de una misión, visión y metas equilibradas en cuanto a la ganancia económica, repartición de la riqueza y una sociedad autosustentable y sostenible.

El resumen del trabajo “Producción de H<sub>2</sub> Vía Reformación de Etanol Combinada con Absorción de CO<sub>2</sub>” elaborado por [Darahani Yesenia Aceves Olivas](#), nos menciona que ya se están haciendo trabajos que colaboran para lograr la sostenibilidad en la industria.




## Actividad 10.2

### I. Lee el resumen y escribe tu opinión en el recuadro.

*Resumen o descripción:*

Desde el siglo pasado la principal fuente de energía han sido los combustibles fósiles, cuya combustión ha ocasionado una serie de problemas medioambientales debido a la generación de contaminantes, además de su inminente escasez en los próximos años. La búsqueda de nuevas alternativas energéticas sustentables y sin emisiones de dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) y otros contaminantes, es uno de los temas que más preocupa a las naciones debido a que sus economías dependen en gran medida de su sistema energético. El uso del hidrógeno (H<sub>2</sub>) como un vector energético es una de las mejores alternativas a esta problemática debido a que es el elemento más abundante en el planeta tierra, a que existen varias fuentes disponibles para su obtención y a que la energía generada a partir del mismo es totalmente limpia y renovable. De todos los métodos de obtención de H<sub>2</sub> posibles, el reformado de etanol (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH) con vapor de agua es una de las mejores alternativas debido a su disponibilidad mundial, a la posibilidad de utilizar bioetanol y a la seguridad de la reacción de reformado, que es la siguiente:  $C_2H_5OH + 3H_2O \rightarrow 6H_2 + 2CO_2$  La reformación de etanol con vapor combinada con absorción de dióxido de carbono, supone una optimización en la producción de H<sub>2</sub> y a su vez la eliminación de CO<sub>2</sub>, que es el principal producto secundario de la reacción de reformado. La absorción se consigue mediante la adición de un material absorbente sólido al catalizador de níquel soportado en alúmina (Ni/Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) dentro del reactor de reformado, de esta manera el absorbente actúa como un reactivo en la reacción, desplazando el equilibrio de esta a la derecha, de acuerdo con el principio de Le Chatelier del equilibrio químico, obteniendo así una mayor cantidad de H<sub>2</sub>, la reacción de absorción de CO<sub>2</sub> es la siguiente, donde A, es el material absorbente:  $A + CO_2 \rightarrow A \bullet CO_2$  Durante el desarrollo del presente, fueron evaluados tres materiales absorbentes de manera experimental y teórica. Los tres absorbentes mostraron un buen desempeño, derivando en una mayor obtención de H<sub>2</sub> y una óptima absorción de CO<sub>2</sub>, por lo cual se concluye que en la reacción de reformación de etanol con vapor combinada con absorción de CO<sub>2</sub> se genera como producto principal H<sub>2</sub> de alta pureza, el cual puede ser utilizado en celdas de combustible, una de las más prometedoras alternativas energéticas de la actualidad.

Escribe cómo podrías aportar para que se llegue a la meta de una sociedad sostenible dentro de este sistema productivo, que se basa principalmente en procesos industriales.



## FUENTES DE CONSULTA

---

- Aceves D. (2013). *Producción de H<sub>2</sub> Vía Reformación de Etanol Combinada con Absorción de CO<sub>2</sub>*. Tesis de Maestría en Ciencia de Materiales. Gobierno de México. Recuperado de repositorio CIMAV: <http://cimav.repositorioinstitucional.mx/jspui/handle/1004/327>
- Bolívar, Gabriel. (2020). *Equilibrio químico: explicación, factores, tipos, ejemplos. Lifeder*. Archivo de texto. Recuperado de <https://www.lifeder.com/equilibrio-quimico/>
- Castaños E. (2015). *Reacciones ácido base. Auto ionización y producto iónico del agua*. Blog Cienciadelux. Junta de Castilla y León. Consejería de educación, Evaluación del Bachillerato para el acceso a la universidad. Recuperado de: <https://cienciadelux.com/2015/07/23/autoionizacion-y-producto-ionico-del-agua/>
- Cedron, J., Landa, V. y Robles, J. (2011). *Química general*. <http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/142-calculo-del-calor-de-reaccion-energias-de-enlace.html>
- Chang, R. (2010). *Química*. México. McGrawHill.
- Clark, J. (2017). *Chemguide*. <https://www.chemguide.co.uk/index.html#top>
- Escuela de Ingenierías Industriales (sin dato). *ApendiceTablas*. Escuela de Ingenierías Industriales. Universidad de Valladolid. España Recuperado de: [https://www.eii.uva.es/organica/practicas\\_17-18/tablas.pdf](https://www.eii.uva.es/organica/practicas_17-18/tablas.pdf)
- Facultad de Farmacia (sin dato) *5 Ácidos y Bases*. Facultad de farmacia, Universidad de Alcalá. Madrid, España. Recuperado de: [https://edejesus.web.uah.es/resumenes/IQI/tema\\_5.pdf](https://edejesus.web.uah.es/resumenes/IQI/tema_5.pdf)
- Facultad de Farmacia (sin dato). *11 velocidades y mecanismos de las reacciones químicas*. Facultad de farmacia, Universidad de Alcalá. Madrid, España. Recuperado de: [https://edejesus.web.uah.es/resumenes/QG/Tema\\_11.pdf](https://edejesus.web.uah.es/resumenes/QG/Tema_11.pdf)
- Galbiatti M. (sin dato). *Revolución industrial*. Atlantic International University. Recuperado de: <https://www.aiu.edu/resources/Proceso%20Administrativo/6.pdf>
- Garriz, A., Gasque, L. y Martínez A., (2005). *Química universitaria*. México. Pearson Editores.
- González J. (Sin dato). *Ionización de ácidos y bases fuertes*. Página personal. Departamento de Bioquímica y Biología Molecular de la Universidad del País Vasco. España. Recuperado de: <https://www.ehu.eus/biomoleculas/ph/ioni.htm#f>



- Heins, M. y Arenas, S. (2015). *Fundamentos de química*. México. Cengage Learning Editores.
- I Chem Stay Strong. (2017) 17 *Reacción reversible Química analítica*. I Chem Stay Strong. Yo Química. Recuperado de: <https://youtu.be/QHlebHNr4BE>
- Mártil I (2019), *Funcionamiento de una batería de ion-litio*. Blog de Ignacio Mártil. Grupo C de comunicación Interprofesional, S.L., Madrid, España. Archivo de texto, Recuperado de <https://blogs.cdecomunicacion.es/ignacio/2019/02/21/funcionamiento-de-una-bateria-de-ion-litio-pros-y-contras/>
- Minor, E, 2018. *Mecanismos de reacción y modelos cinéticos en reacción simple*. Blog Reactor Químico. Recuperado de: <https://reactorquimico.wordpress.com/cinetica-quimica/mecanismos-de-reaccion-y-modelos-cineticos-en-reaccion-simple/>
- Novechem, (2022) *Fenolftaleína*. Novachem. Ecuador recuperado de: <https://www.novachem.com.ec/producto/fenolftaleina/>
- Vargas Y. (2013). *Cinética química aplicando los principios de la química verde (Actividades experimentales para química industrial)*. Facultad de Estudios Superiores Cuautitlán, UNAM, México Recuperado de: <http://portal.cuautitlan.unam.mx/manuales/CineticaQuimicaAplicandoPrincipiosQV.pdf>

## 11 EVALUACIÓN FINAL

---

El siguiente cuestionario tiene la finalidad de que apliques lo aprendido, además, te servirá como ejercicio de práctica antes de presentar tu examen extraordinario por lo que es importante que respondas sin ver las respuestas.

**Instrucciones: Señala la opción correcta**

### 1. ¿Cómo defines los recursos naturales?

- A) Son materiales transformados que fueron extraídos de la naturaleza.
- B) Son materiales que se obtienen directamente de la naturaleza.
- C) Son elementos transformados por el ser humano.
- D) Son sustancias que no se pueden transformar.

### 2. ¿Qué es un mineral?

- A) Es una sustancia con composición química y estructura definida, generalmente suelen ser cristalinos con formas geométricas.
- B) Son sustancias cristalinas que se encuentran como elementos químicos en la naturaleza.
- C) Es una sustancia con composición química y física y todos son cristalinos.
- D) Son compuestos con estructuras cristalinas y que poseen muchos colores.

### 3. Son series de procesos que van desde la recepción de la materia prima, su modificación física y química, hasta la distribución y comercialización.

- A) Cadenas productivas.
- B) Etapas industriales.
- C) Reacciones químicas.
- D) Manufacturas.

### 4. La roca fosfórica es un mineral, clasificado como:

- A) compuesto.
- B) elemento.
- C) molécula.
- D) mezcla.

**5. Las siguientes sustancias son minerales**

- A) hidróxidos, óxidos, ácidos y sales.
- B) plata, cuarzo, agua y haluros.
- C) agua, silvita, aire y hematita.
- D) oro, cuarzo, halita y silvita.

**6. Los siguientes minerales: Cuprita  $\text{Cu}_2\text{O}$ , corindón  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , Hematita  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , cuarzo  $\text{SiO}_2$ , rutilo  $\text{TiO}_2$ , magnetita  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ; ¿a qué grupo pertenecen, en base a su composición?**

- A) Carbonatos
- B) Oxácidos
- C) Sulfuros
- D) Óxidos

**7. Es el proceso por el cual se obtiene el metal en estado elemental:**

- A) enriquecimiento.
- B) concentración.
- C) refinación.
- D) reducción.

**8. Es el proceso por el cual se puede enriquecer la mena:**

- A) calcinación.
- B) reducción.
- C) refinación.
- D) oxidación.

**9. Es una propiedad química en la cual se basa la obtención de un metal:**

- A) energía de ionización.
- B) energía cinética.
- C) solubilidad.

D) magnetismo.

**10. De acuerdo con la escala de actividad química, indica ¿Cuáles son los menos activos? A**

- A) Na, Li, K
- B) Mg, Fe, Al
- C) Au, Ag, Pt
- D) Cr, Zn, Pb

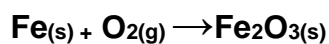
**11. ¿Qué elementos pueden formar iones positivos fácilmente?**

- A) Ar, N<sub>2</sub>
- B) I<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>
- C) Na, Ca
- D) Fe, F

**12. De las siguientes opciones elije la que defina de manera correcta que es un agente oxidante en un proceso químico:**

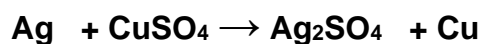
- a) es el elemento que se oxida y pierde electrones.
- B) es el elemento que se oxida y gana electrones.
- C) es elemento que gana electrones al formarse.
- D) es el elemento que pierde electrones.

**13. En la siguiente reacción, indica, ¿Cuál especie es el agente reductor?**



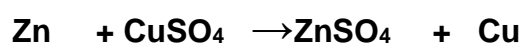
- A) Fe
- B) Fe<sup>3+</sup>
- C) O<sub>2</sub>
- D) O<sup>2-</sup>

14. En la siguiente reacción, indica, ¿Cuál especie que se oxida?



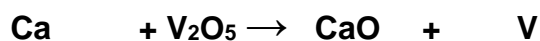
- B) S<sup>6+</sup>
- C) O<sup>2-</sup>
- A) Cu
- D) Ag<sup>2+</sup>

15. ¿Cuántos gramos de sulfato de cobre (II) se necesitan para producir 8 moles de Cu? Considera las siguientes masas atómicas: Cu: 63g/mol; S: 32g/mol; O:16g/mol; Zn: 65g/mol



- A) 1272g
- B) 1288g
- C) 504g
- D) 520g

16. En la industria, el vanadio metálico, que se utiliza en aleaciones con acero, se puede obtener por la reacción del óxido de vanadio (V) con calcio, a temperatura elevada según la siguiente reacción:



Para un proceso determinado se agregaron 28 moles de pentóxido de vanadio a la reacción. Determina la cantidad en moles de vanadio generado.

- A) 78 mol
- B) 19 mol
- C) 32 mol
- D) 56 mol

17. El factor que permite explicar por qué el litio es más reactivo con el agua que el aluminio es la:

- A) Presión
- B) Temperatura
- C) Superficie de contacto
- D) Naturaleza de los reactivos

**18. Propiedades características de los metales:**

- A) Presentan elevada electronegatividad y sus óxidos en agua forman ácidos
- B) Presentan baja electronegatividad y sus óxidos en agua forman bases
- C) Presentan elevado carácter metálico y sus óxidos en agua forman ácidos
- D) Presentan bajo carácter metálico y sus óxidos en agua forman bases

**19. La principal característica en la reacción reversible presente en la síntesis de amoníaco mediante el proceso Haber es:**

- A) La rapidez de reacción de los productos es igual a la de los reactivos
- B) La formación de productos que no se descomponen rápidamente
- C) Requiere de catalizadores para que se lleven a cabo la obtención de productos
- D) Requieren de mucha energía cinética para llevarse a cabo

**20. Para conocer el tipo de enlace presente en tres sustancias, se compararon los siguientes resultandos:**

Sustancia A: Es un sólido cristalino, presenta alto punto de fusión, es quebradizo regularmente blanco, y solo conduce electricidad en disolución

Sustancia B: Es un sólido con alto punto de fusión, brillante, dúctil y conduce la electricidad

Sustancia C: Es un sólido que presenta bajo punto de fusión, quebradizo y no conduce la electricidad

Los tipos de enlace que presentan las sustancias A, B y C son:

- A) A: iónico, B: metálico y C: covalente
- B) A: metálico, B: iónico y C: covalente
- C) A: metálico, B: metálico y C: iónico
- D) A: iónico, B: iónico y C: covalente

**21. El derrame de ácido sulfúrico en el mar de Cortés por la metalúrgica de cobre Grupo México resulto:**

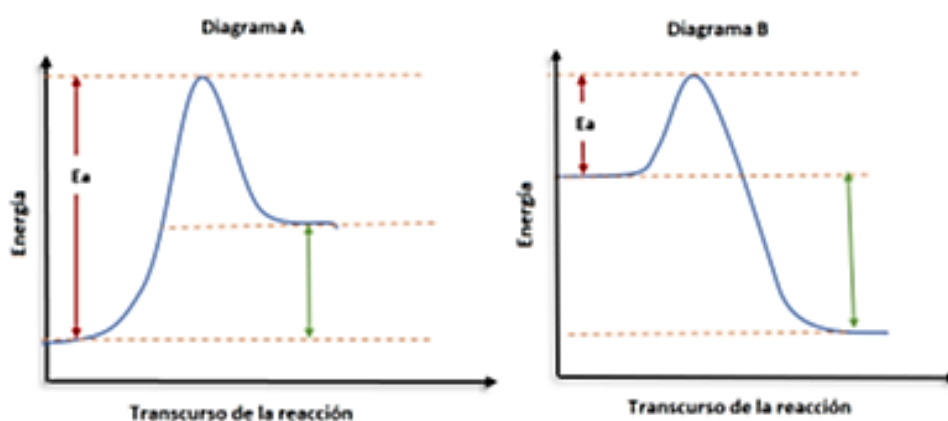
- A) Dañino para los minerales y las aguas residuales
- B) Excesivo causó daños en los reactores y el drenaje

- C) Perjudicial causo problemas económicos y políticos
- D) Perjudicial y creó problemas de contaminación en el agua, aire y suelo

**22. Según la Teoría de colisiones, el uso de catalizadores en una reacción:**

- A) disminuye la frecuencia de las colisiones.
- B) aumenta la frecuencia de las colisiones.
- C) disminuyen la energía de activación.
- D) aumenta la energía de activación.

**23. Considerando los siguientes diagramas de energía, selecciona la opción correcta:**



- A) el diagrama A corresponde a una reacción con catalizador.
- B) el diagrama A corresponde a una reacción sin catalizador.
- C) el diagrama B corresponde a una reacción endotérmica.
- D) el diagrama B corresponde a una reacción exotérmica.

**24. El valor de  $\Delta H^\circ_{rxn} = - 393.5 \text{ kJ/mol}$  indica que la reacción es:**

- A) endotérmica
- B) endergónica
- C) exotérmica

D) reversible

25. Considera las siguientes energías de enlace y contesta la pregunta

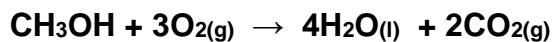
Enlace	Energía de enlace kJ/mol
H <sub>2</sub>	436
O <sub>2</sub>	498
HF	563
N <sub>2</sub>	891

¿Qué molécula requiere mayor cantidad de energía para romper el enlace que une a los átomos?

- A) H<sub>2</sub>
- B) O<sub>2</sub>
- C) HF
- D) N<sub>2</sub>

26. Calcula la entalpía de reacción  $\Delta H^\circ_{rxn}$  para la siguiente reacción a partir de las entalpías de formación.

Compuesto	$\Delta H^\circ_f$ (kJ/mol)
CH <sub>3</sub> OH(l)	-238.7
O <sub>2</sub> (g)	0
H <sub>2</sub> O(l)	-285.8
CO <sub>2</sub> (g)	-393.5

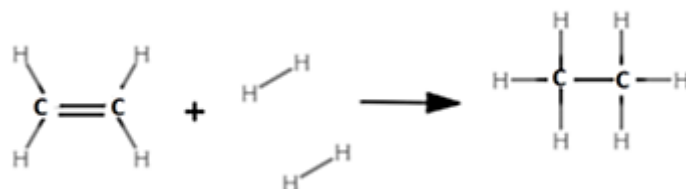
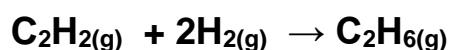


- A) -1452.8 kJ/mol
- B) 1452.8 kJ/mol
- C) 440.6 kJ/mol
- D) -440.6 kJ/mol



27. Indica el rango del valor de la entalpia de reacción para la siguiente obtención de etano a partir de etino e hidrógeno.

Enlace	Energía de enlace (kJ/mol)
C=C	615
C-C	348
C-H	413
H-H	436



- A) - 270.3 a - 315.7
- B) - 890 a -1130.4
- C) 270.3 a 315.7
- D) 890 a 1130.4

28. Selecciona la principal diferencia entre reacciones irreversibles y reacciones reversibles.

- A) Una es exotérmica y la otra endotérmica
- B) En una si afecta cambiar la concentración de reactivos y a otra no
- C) En una las velocidades de reacción se igualan y en la otra no
- D) En una los reactivos se convierten a productos y los productos a reactivos al mismo tiempo y en otra no.

29. Selecciona el inciso que señala una característica a nivel macroscópico y una a nivel microscópico de una reacción en equilibrio.

- A) No hay cambios en la coloración de la mezcla de reacción, la velocidad de formación de productos es igual a la velocidad de formación de reactivos.

- B) No hay cambios en la concentración de la mezcla de reacción, no hay cambios en la temperatura de la mezcla de reacción.
- C) Sí hay cambios en la concentración de la mezcla de reacción y la velocidad de formación de productos es no es igual a la velocidad de formación de reactivos.
- D) No hay cambios en la concentración y en la coloración de la mezcla de reacción.

**30. De acuerdo con la teoría de Bronsted – Lowry: ¿Cuál es la base conjugada del ácido HA? ¿Por qué es una base?**

- A) B, La teoría define a una base como cualquier especie (sustancia molécula o ion), que puede aceptar un protón, cediendo un par de electrones y B es una base capaz de aceptar un protón
- B) A-, La teoría define a una base como cualquier especie (sustancia molécula o ion), que puede aceptar un protón, cediendo un par de electrones y A- es un ion negativo capaz de aceptar un protón.
- C) A-, La teoría define a una base como cualquier especie (sustancia molécula o ion), que puede aceptar un protón, cediendo un par de electrones y A- es un ion negativo capaz de ceder un protón.
- D) B+, La teoría define a una base como cualquier especie (sustancia molécula o ion), que puede aceptar un protón, cediendo un par de electrones y B+ es un ion positivo capaz de ceder un protón.

**31. Calcula el pH del agua pura a 25 y 45 °C, Siendo  $K_w(25^\circ\text{C}) = 1.00 \times 10^{-14}$  y  $K_w(45^\circ\text{C}) = 4.02 \times 10^{-14}$  (toma en cuenta que para agua pura las concentraciones  $[\text{H}^+]$  y  $[\text{OH}^-]$  son iguales,  $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = [\text{H}^+]^2 = 10^{-14}$  y  $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$ )**

- A)  $\text{pH}_{25^\circ\text{C}} = 14$  y  $\text{pH}_{45^\circ\text{C}} = 13.6$
- B)  $\text{pH}_{25^\circ\text{C}} = 7$  y  $\text{pH}_{45^\circ\text{C}} = 13.6$
- C)  $\text{pH}_{25^\circ\text{C}} = 14$  y  $\text{pH}_{45^\circ\text{C}} = 6.7$
- D)  $\text{pH}_{25^\circ\text{C}} = 7$  y  $\text{pH}_{45^\circ\text{C}} = 6.7$

**32. Indica si es falsa o verdadera la siguiente afirmación acerca de dos de los más importantes beneficios y perjuicios de la producción industrial en la actualidad.**

“Los beneficios de la producción industrial son la disponibilidad de productos y alimentos a menor costo y masivamente, en tanto que los perjuicios son la contaminación a suelo, aire y agua, así como la explotación de recursos naturales de manera masiva y no sostenible”

- A) Falso
- B) Verdadero

**Respuestas**

**1- B, 2- A, 3- A, 4- D, 5- D, 6-D, 7-C, 8-A, 9-A, 10-C, 11-C, 12- D, 13-A, 14-A, 15- D, 16-D, 17- D, 18-B, 19 – A, 20 – A, 22- C, 23-C, 24- C, 25- D, 26- B, 27- A, 28-D, 29- A, 30-B, 31-D, 32-B**