



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO  
ESCUELA NACIONAL COLEGIO DE CIENCIAS Y  
HUMANIDADES  
PLANTEL AZCAPOTZALCO



ÁREA DE CIENCIAS EXPERIMENTALES

GUÍA DE ESTUDIO PARA PREPARAR EL EXAMEN EXTRAORDINARIO DE  
QUÍMICA III DE ACUERDO CON EL PROGRAMA VIGENTE (2016)



Coordinador:

Cortés Ruíz Velasco José Francisco

Elaboró:

Bahena Ramos Paloma Alina

Cortés Gómez Arturo

Cortés Ruíz Velasco José Francisco

Ibarra Hernández Mariana

Jiménez Martínez Noemí

Landa Orozco Abigail

López Álvarez Alejandro

Morales Domínguez Evelia

Mena Martínez Rocío

Ponce Leyva María Guadalupe

Roblero García Maribel

Romero Esquiliano Edith Elidé

Velázquez Márquez Liliana

## ÍNDICE

	Página
Presentación	2
Instrucciones	3
UNIDAD 1 Industria química en México: factor de desarrollo	4
Autoevaluación. Unidad 1	14
UNIDAD 2 De los minerales a los metales: procesos químicos, usos e importancia	16
Autoevaluación. Unidad 2	104
UNIDAD 3 Control de los procesos industriales en la fabricación de productos químicos estratégicos para el país	112
Autoevaluación. Unidad 3	175
Evaluación Final	182
Respuestas a las preguntas de Autoevaluación	204
Respuestas a las preguntas de evaluación final	206

## PRESENTACIÓN

El curso de Química III se ubica en el quinto semestre de la currícula. En el área de ciencias le preceden dos cursos de Química, dos de Física, dos de Biología y cuatro de Matemáticas.

El enfoque de la asignatura pone especial énfasis en la observación de propiedades de las sustancias, en establecer regularidades, en el manejo de variables, en explicar el comportamiento de las sustancias mediante su estructura, en identificar la evidencia de los planteamientos teóricos, en hacer predicciones con el fin de elaborar las sustancias deseadas y en el control de los procesos de su producción.

Te sitúa en el centro del aprendizaje y para ello te invita a que busques información en diversas fuentes, la organices y socialices críticamente.

Con los ejercicios prácticos y los ejemplos de experimentación de esta guía se pretende generar conocimiento, y no tanto su comprobación. Serás tú quién indague, investigue, argumente y te cuestiones, haciendo uso de habilidades como el análisis, la síntesis, la expresión escrita, y la aplicación del conocimiento adquirido, a fin de cumplir con los objetivos planteados en cada aprendizaje.

La estructura general de esta guía incluye esquemas instructivos que a manera de resumen te introducen al estudio de la temática planteada, lecturas, ejercicios prácticos, orientaciones para el estudio y una autoevaluación, diseñada para que ubiques tu nivel de aprendizaje.

Otro elemento importante en el proceso de aprendizaje para que puedas tener éxito en tu examen extraordinario, es el Programa Institucional de Asesorías (PIA), en donde los profesores asesores te pueden orientar y apoyar sugiriendo ejercicios complementarios y canalizando tus dudas con la idea de que encuentres estrategias de aprendizaje diversas.

Los autores.

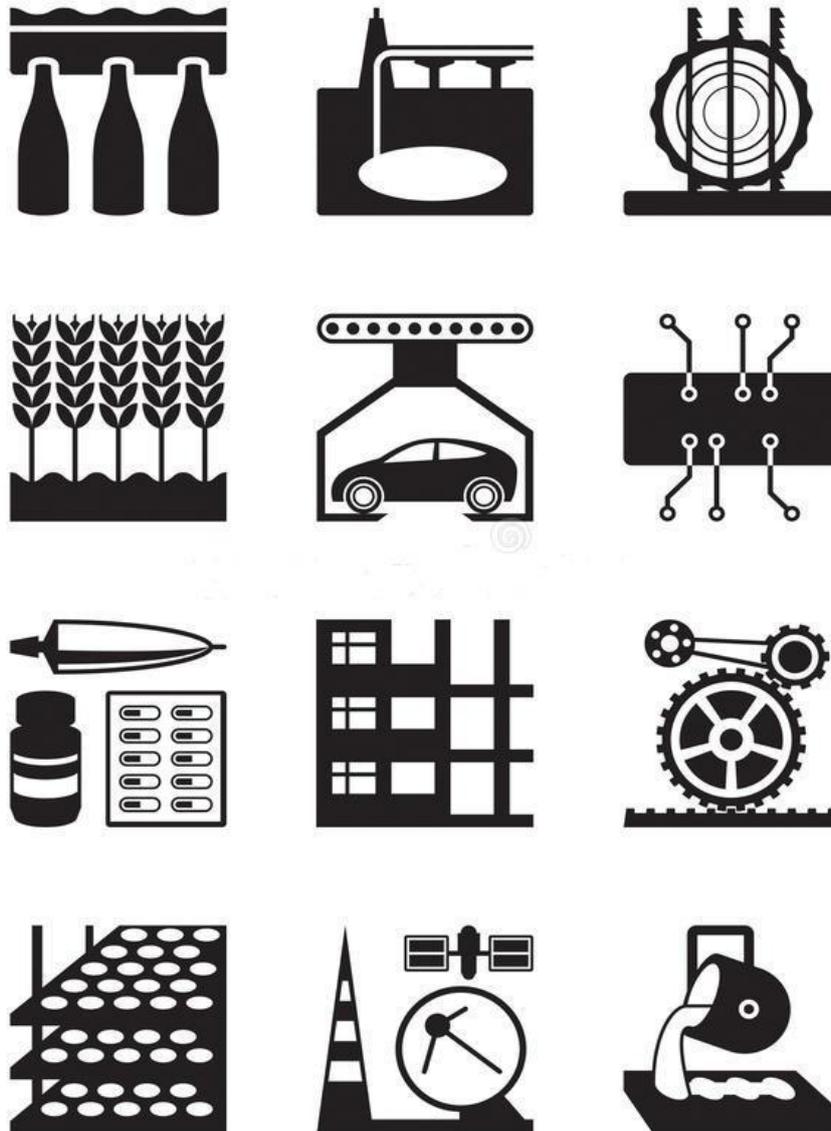
## INSTRUCCIONES

Para obtener buenos resultados en el examen extraordinario, te sugerimos leas con atención lo siguiente:

- a) Termina de resolver tu guía con un mínimo de 15 días antes de presentar el examen.
- b) Acude a las asesorías institucionales del PIA (Programa Institucional de Asesorías) o a la Coordinación de Ciencias Experimentales para solicitar el apoyo de un profesor para resolver dudas que se te presenten.
- c) La guía tiene espacios en blanco para que la resuelvas los ejercicios, sin embargo es recomendable que utilices una libreta para ir anotando tus dudas o para reafirmar tus aprendizajes de los conceptos, definir conceptos, hacer tus investigaciones y resolver problemas o actividades complementarias.
- d) Consulta el programa de Química III en la página [www.cch.unam.mx](http://www.cch.unam.mx), para que tengas una visión más clara de los temas y aprendizajes que debes desarrollar para tener éxito al presentar tu examen extraordinario.

La guía está organizada para cada unidad de la siguiente manera:

- 1) Los aprendizajes, éstos presentan el nivel de comprensión de los conocimientos que debes manejar.
- 2) La temática a desarrollar antes de comenzar las actividades que se proponen.
- 3) Una introducción. Léela con atención porque te dará indicios de los conocimientos que debes tener.
- 4) Las actividades de aprendizaje son de diferente tipo: lecturas, ejercicios, cuestionarios, investigaciones bibliográficas y electrónicas. Dichas actividades son la parte medular de la guía y te brindarán oportunidades para aprender y contestar el examen.
- 5) Una autoevaluación. En este apartado encontrarás una serie de preguntas que te ayudarán a medir el aprendizaje obtenido y te darán elementos para detectar los temas que deberás reforzar.
- 6) La bibliografía. En esta sección se te sugiere consultar una serie de libros que se encuentran en la biblioteca del plantel y fuentes electrónicas útiles.
- 7) El orden de los aprendizajes se ha cambiado para una mejor secuencia y comprensión de los mismos.



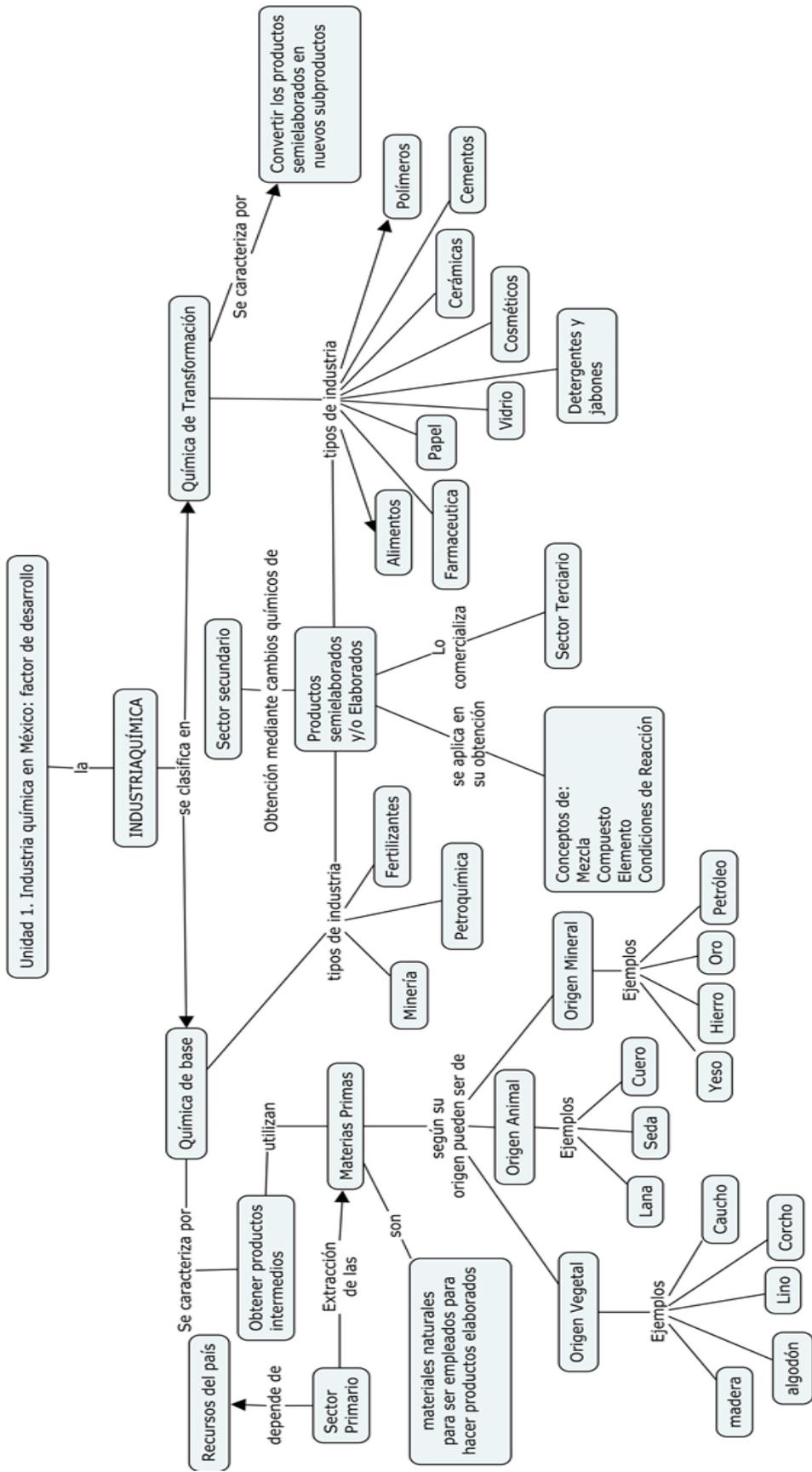
Tomada de <https://es.dreamstime.com/foto-de-archivo-industria-ligera-y-pesada-image32037810>

## **UNIDAD 1 Industria química en México: factor de desarrollo**

### **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.



APRENDIZAJES	TEMÁTICA
<b>A1.</b> Reconoce a los recursos naturales como fuente de materias primas para la industria, a partir de la investigación y análisis de información documental. <b>N1</b>	La industria química ( <b>N1</b> ): Recursos naturales en México y su aprovechamiento como materia prima para la industria química.

## Introducción

Los recursos naturales son un factor fundamental para la obtención de productos que consumimos a diario y la realización de actividades económicas. Ellos son el punto de partida de las transformaciones industriales. Es de suponerse que mientras mayor sea este tipo de recursos, mayores son las posibilidades de desarrollo y bienestar de una nación. En México tenemos el 12% de la diversidad terrestre del planeta por lo que se considera un país mega-diverso. Se cuenta con una gran diversidad de ecosistemas que produce una amplia variedad de productos agrícolas así como recursos mineros, y para generar energías renovables. Veamos si reconoces algunos conceptos básicos acerca de los recursos naturales. Contesta las siguientes preguntas:

1.- De las siguientes opciones, identifica cuáles son sólo recursos naturales.

- a) pan, harina, plástico
- b) aire, madera, agua
- c) río, fruta, papel
- d) plástico, papel, madera

2.- ¿Cuál es el recurso natural explotado para la producción de papel?

- a) bosque
- b) madera
- c) árbol
- d) celulosa

La química está presente en nuestra vida diaria de muchas formas. Está en nuestro cuerpo, el ambiente y todo lo que nos rodea. Hoy en día es muy fácil acceder a nuestros productos de uso cotidiano a cambio de su valor monetario. Prácticamente cualquier cosa la puedes adquirir en una tienda sin mayor esfuerzo. Puede ser desde tus alimentos, champú, jabón, medicinas, ropa, calzado, libros, teléfonos, computadoras, televisores, electrodomésticos, carros, etc. Pero, ¿cómo es que se crean esos productos?; ¿a partir de qué?; ¿qué se necesita para elaborarlos? En esta unidad revisaremos cuál es el papel de los recursos naturales y la industria química para la obtención de todos estos productos que son tan comunes para ti. También te darás cuenta que muchos conceptos que ya conoces de tus materias de química previas, son necesarios para la comprensión del lenguaje de la industria de la transformación.

Para comprender de dónde vienen todas nuestras cosas, realiza el siguiente ejercicio: Observa dos objetos cualquiera que estén frente a ti y responde el siguiente cuadro.

¿Qué es?	¿A qué industria pertenece?	¿Qué se utiliza para su elaboración?

Te diste cuenta que cada objeto tiene su **materia prima** que son las sustancias o materiales que son transformados para producir otro producto con un valor agregado, es decir, funcional para consumo humano y por lo tanto este producto tendrá mayor valor que todas las sustancias por sí mismas que lo conforman.

El objeto que elegiste pudo haberse producido en la industria alimenticia, cosmética, minera, siderúrgica, farmacéutica etc. Todas ellas son parte fundamental del desarrollo económico de un país y producen bienes consumibles para toda la población.

“En México, las actividades económicas se agrupan en tres grandes sectores y el buen funcionamiento económico de un país depende en gran medida de cómo se entrelazan estos sectores” (Cárdenas 2001)

- El **sector primario**: formado por la agricultura, ganadería, la pesca, la minería y en general por las actividades para explotar directamente los recursos naturales.
- En el **sector secundario** se integran todas las industrias que transforman las materias primas en productos intermedios y de consumo final.
- El **sector de servicios** está constituido por aquellas actividades que complementarán a las anteriores y que se requiere para que funcione el sistema aunque por lo general no producen objetos tangibles o bienes. Entre ellos se encuentra el comercio, el transporte, los servicios financieros, profesionales etcétera.



Figura 1 Sectores de Producción

APRENDIZAJES	TEMÁTICA
<b>A3. (V)</b> 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.	Reacción química. <b>(N2)</b>

En esencia, la industria química abarca una serie de empresas que se dedican a la producción industrial de sustancias y derivados empleando otras sustancias. Pero hay otras empresas que también son clasificadas como tal porque sus procesos principales son químicos, como la extracción de sustancias, purificación, reacciones, preparación de mezclas debidamente cuantificadas etc., son operaciones químicas. Algunos ejemplos de estas industrias son la de alimentos y bebidas, vidrio, cemento. etc.

Observa la siguiente secuencia para comprender la importancia de los sectores económicos así como de la industria química.

Algunas materias primas como:  
agua, aire, petróleo, minerales



Pasan por la industria química para producir:  
productos químicos funcionales,  
productos químicos intermedios y  
otros productos de uso específico



Que van a diferentes tipos de industria como las de procesos,  
metalmecánicas y otras  
actividades económicas

Para satisfacer las necesidades de la población como vestido,  
alimento, recreación etc.



Figura 2 secuencia de producción

APRENDIZAJES	TEMÁTICA
<p><b>A2. (C)</b> 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. <b>(N3)</b></p>	<p>Aplicación de los conceptos <b>(N3)</b>:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Mezcla.</li> <li>• Compuesto.</li> <li>• Elemento.</li> <li>• Reactivos.</li> <li>• Productos.</li> <li>• Condiciones de reacción.</li> </ul>

### ¿Conoces la cadena productiva de tus objetos?

Todos estos productos pasaron por un proceso industrial que comprende desde la adquisición de materias primas, su transformación en la industria química y la obtención de un nuevo producto terminado con valor agregado.



Figura 3 Proceso Industrial

Observa las siguientes imágenes que representan la elaboración de algunos productos de uso cotidiano:

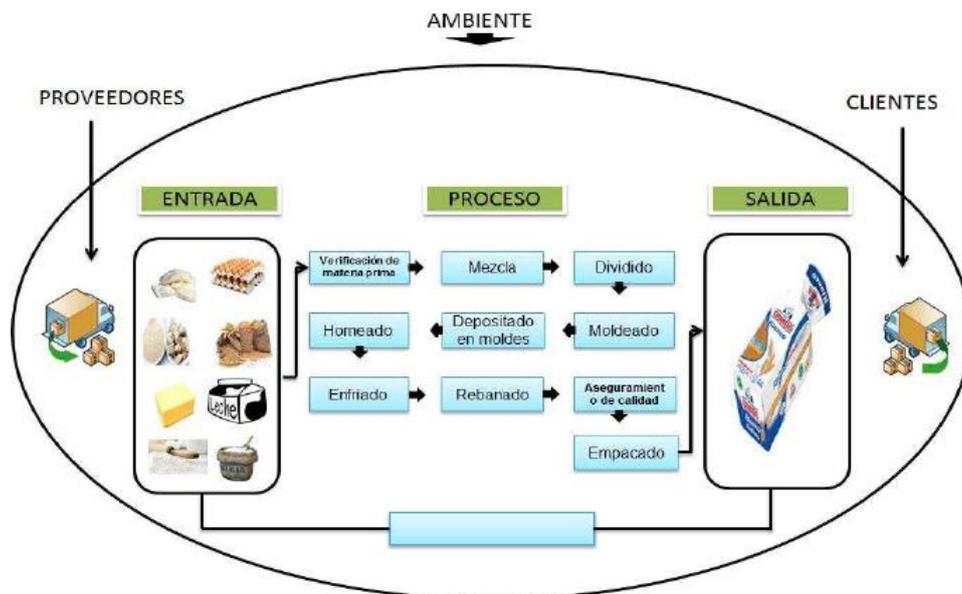


Figura 4. Proceso de producción del pan blanco.

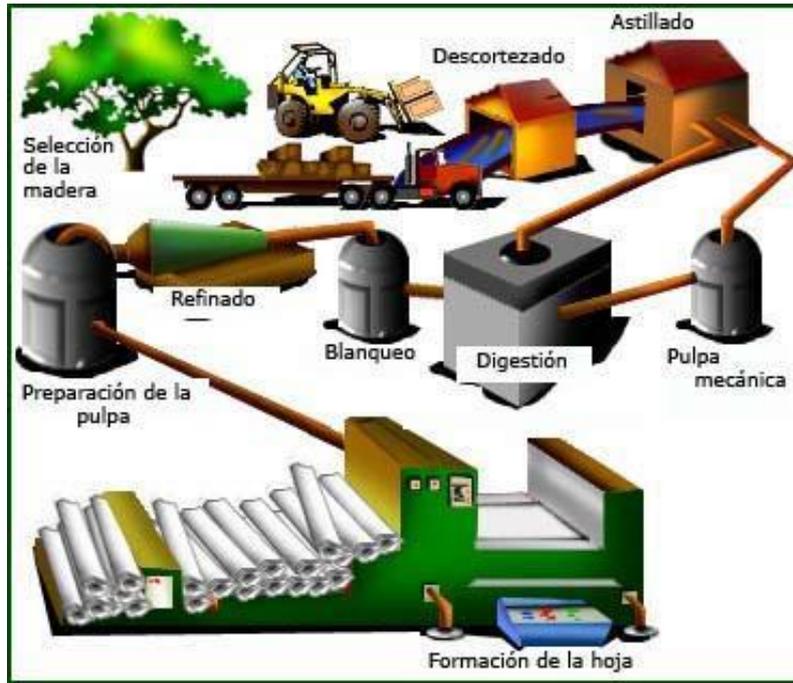


Figura 5. Proceso de producción del papel.

Pensemos en un producto muy sencillo, por ejemplo en un lápiz. ¿De qué está hecho un lápiz? ¿Qué materias primas se utilizan para su elaboración? ¿Necesita de otras sustancias? ¿Cómo se elabora?

Revisa el siguiente video <https://youtu.be/aklj5QFUvOA> e identifica la presencia de mezclas, compuestos y/o elementos en los recursos naturales, materia prima e intermedios de fabricación así como sus funciones y las condiciones de los procesos de esta cadena productiva. Al finalizar elabora un mapa utilizando las palabras agrupadas continuación. Puedes incluir imágenes.

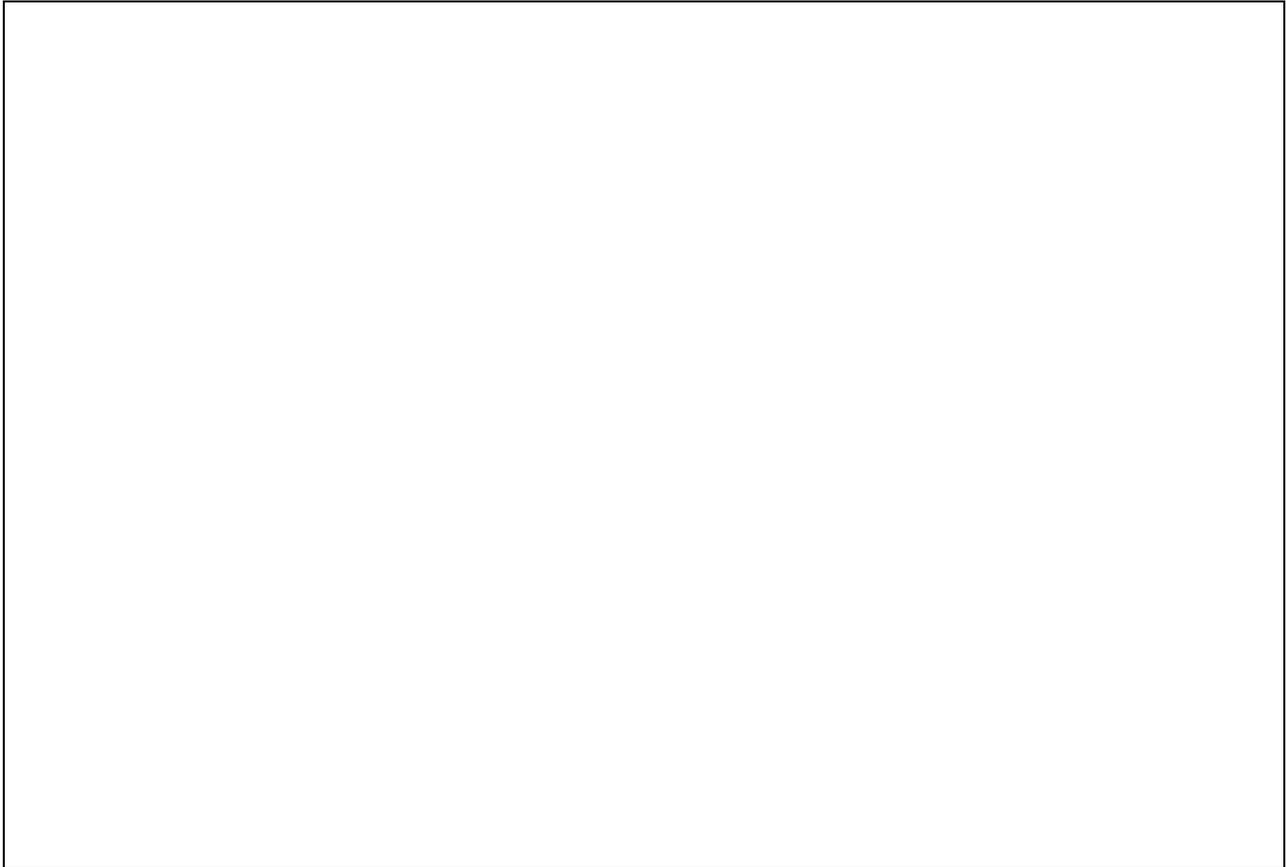
**Materiales y sustancias:** cedro, arcilla, carbón, mezcla homogénea, agua, pasta, mezcla de grafito, materia prima, rocas, máquina, núcleos fijos.

**Funciones:** aglutinante, endurecedor.

**Condiciones:** 2 días de secado, burbujas de aire, altas temperaturas.

**Proceso:** extrusión, compresión, trituración, moldeado de núcleos.

**Maquinaria/ equipo:** moldes de malla, filtro, prensa, demoledora, fresadora, cuchilla de tallado, ensambladora, cilindros rotativos, martillo eléctrico.



Sector dedicado a la transformación y obtención de productos intermedios o finales.

- a) sector primario
- b) sector económico
- c) sector secundario
- d) sector de servicios

La industria química pertenece al sector:

- a) sector primario
- b) sector económico
- c) sector secundario
- d) sector de servicios

Las industrias de procesos se consideran industrias químicas porque se dedican a procesos químicos como reacciones, mezclas bien dosificadas etc. Algunos ejemplos de estas serían:

- a) tabaco y calzado
- b) textil y vehículos
- c) pesca y construcción
- d) vidrios y bebidas

Después de la revisión del video de fabricación del lápiz, ¿qué sustancias identificas como materia prima en la elaboración de un lápiz?

- a) arcilla, carbón, cedro
- b) grafito, martillo eléctrico, rocas
- c) núcleos fijos, dureza, agua
- d) agua, rocas, núcleos fijos

Algunas condiciones mencionadas en los procesos de la fabricación del lápiz son:

- a) consistencia, moldeado de núcleos
- b) ensamble, cilindros rotativos
- c) dureza, aglutinante
- d) días de secado y altas temperatura

Las siguientes sustancias son mezclas

- a) cedro, grafito
- b) rocas, carbón
- c) agua, arcilla
- d) cedro, rocas

## Autoevaluación Unidad 1

<p>1. De las siguientes opciones, identifica cuáles son sólo recursos naturales.</p> <ul style="list-style-type: none"><li>a) plástico, papel, madera</li><li>b) selva, melón, lápiz</li><li>c) árbol, aire, agua</li><li>d) aire, harina, huevo</li></ul> <p>2. ¿Cuál es el recurso natural explotado para la producción de unicel?</p> <ul style="list-style-type: none"><li>a) minas</li><li>b) polímero</li><li>c) petróleo</li><li>d) plástico</li></ul> <p>3. En él se realizan las actividades de extracción de recursos naturales para su consumo o transformación:</p> <ul style="list-style-type: none"><li>a) sector primario</li><li>b) sector económico</li><li>c) sector secundario</li><li>d) sector de servicios</li></ul> <p>4. La industria química pertenece al sector:</p> <ul style="list-style-type: none"><li>a) sector primario</li><li>b) sector económico</li><li>c) sector secundario</li><li>d) sector de servicios</li></ul>	<p>5. Las industrias de procesos se consideran industrias químicas porque se dedican a procesos químicos como reacciones, mezclas bien dosificadas etc. Algunos ejemplos de estas serían:</p> <ul style="list-style-type: none"><li>a) tabaco y calzado</li><li>b) textil y vehículos</li><li>c) pesca y construcción</li><li>d) vidrios y bebidas</li></ul> <p>6. Después de la revisión del video de fabricación del lápiz, ¿qué sustancias identificas como materia prima en la elaboración de un lápiz?</p> <ul style="list-style-type: none"><li>a) arcilla, carbón, cedro</li><li>b) grafito, martillo eléctrico, rocas</li><li>c) núcleos fijos, dureza, agua</li><li>d) agua, rocas, núcleos fijos</li></ul> <p>7. Algunas condiciones mencionadas en los procesos de la fabricación del lápiz son:</p> <ul style="list-style-type: none"><li>a) consistencia, moldeado de núcleos</li><li>b) ensamble, cilindros rotativos</li><li>c) dureza, aglutinante</li><li>d) días de secado y alta temperatura</li></ul> <p>8. Las siguientes sustancias son mezclas</p> <ul style="list-style-type: none"><li>a) cedro, grafito</li><li>b) rocas, carbón</li><li>c) agua, arcilla</li><li>d) cedro, rocas</li></ul>
---	---

### Bibliografía recomendada para el alumno:

Cárdenas Ramírez Alberto. (2001). Introducción a la Industria Química. CCH, Plantel Naucalpan: UNAM.

Artículo Recursos Naturales recuperado de: gov.mx. (2018). Recursos naturales. 30 julio 2018, de gov.mx Sitio web: <https://www.gob.mx/promexico/acciones-y-programas/recursos-naturales>

### **Bibliografía recomendada para el profesor:**

Austin, George T. (1995) Manual de Procesos Químicos en la Industria, México, Ed. Mc Graw Hill.

Cárdenas Ramírez Alberto. (2001). Introducción a la Industria Química. CCH, Plantel Naucalpan: UNAM.

INEGI. (2000) La Industria Química en México. México. INEGI Edición 1999.

Brown, T. L., LeMay, H.E. y Bursten, B. E.(1991) Química, la ciencia central. México. Prentice Hall Hispanoamericana.

### **Imágenes**

Figura 1 recuperada el 29 de marzo de:

<https://pabloquintasprimaria.wordpress.com/recursos-profes/ciencias-sociales/6-primaria/os-sectores-economicos/>

Figura 3 recuperada el 22 de febrero de 2018 de:

<https://sites.google.com/site/aleprocesos/diferencia-entre-un-laboratorio-quimico-y-un-proceso-industrial>

Figura 4 recuperada el 22 de febrero de 2018 de:

<http://mariapira24703.blogspot.mx/2015/11/proceso-de-produccion.html>

Figura 5 recuperada el 22 de febrero de 2018 de:

<http://mariapira24703.blogspot.mx/2015/11/proceso-de-produccion.html>

Figura 2. Imágenes para secuencia. Recuperadas el 29 de marzo 2018 de.

<http://www.mendozapost.com/nota/50237-la-industria-textil-tuvo-una-caida-de-5-3-por-ciento-en-lo-que-va-del-ano/>

<https://www.plantasmedicinal.com/algodon/>

<http://miretiroy pension.com/2017/05/contrato-ley-de-la-industria-textil-del-ramo-de-la-lana-con-vigencia-del-21-de-enero-de-2017-al-20-de-enero-de-2019/>



<https://es.dreamstime.com/fotos-de-archivo-libres-de-regal%C3%ADas-industria-de-la-metalurgia-sistema-del-vector-image36907088>

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

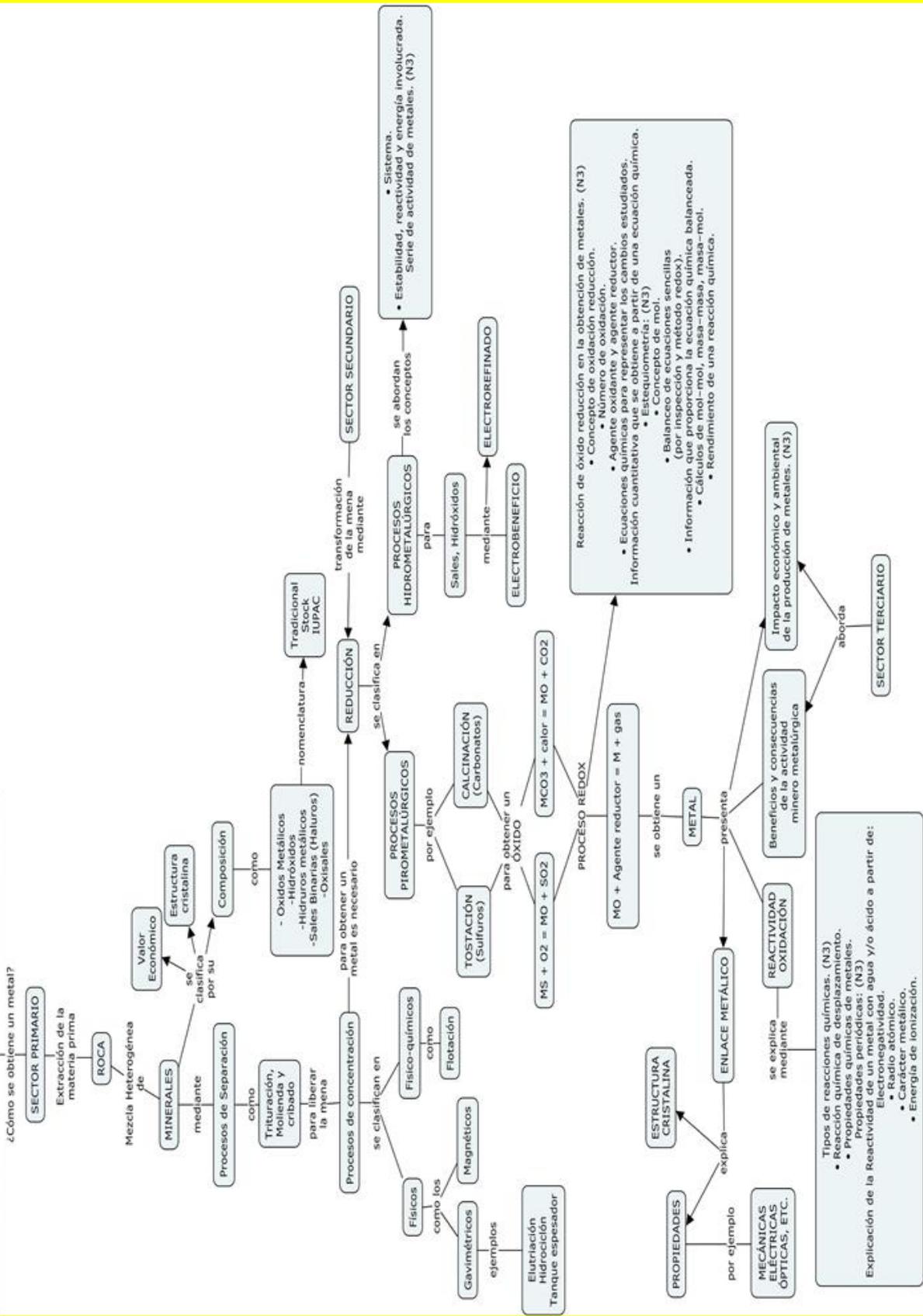
Propósito:

Al finalizar la unidad el alumno:

Reconocerá la importancia nacional de los recursos mineros, identificará los cambios físicos y químicos que experimentan los minerales durante el proceso de extracción de metales, las reacciones de óxido reducción involucradas en los procesos minero-metalúrgicos y su estequiometría, la reactividad de los metales y su relación con la energía requerida para liberarlos del mineral, así como, la utilidad del modelo de enlace metálico para explicar, a nivel partícula, las propiedades que se observan en los metales.

Todo ello a través de la indagación documental y experimental y mediante el trabajo en equipo, para reforzar los valores, fomentar la participación y evaluar algunos riesgos ambientales por la inadecuada explotación de los recursos mineros en México.

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



Aprendizaje	Temáticas
<p><b>A1. (C, H)</b> 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. <b>(N2)</b></p>	<p><b>Recursos minerales y su aprovechamiento.</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Aplica el concepto de mezcla, compuesto y elemento, en rocas y minerales. <b>(N3)</b></li> </ul>

## Introducción

La **industria minera** es una actividad productiva perteneciente al sector primario, consiste en la extracción y procesamiento de los minerales para la fabricación de productos que usamos a diario, en la herrería, vidrio, talco, latas, silicón, arcilla, etc.

Esta actividad inicia con la exploración donde un equipo de Geólogos toman muestras para encontrar recursos minerales, si hay material de interés se crea un proyecto de exploración minera. Ahí se recogen rocas del suelo o por excavación para tomar muestras que lleven a encontrar un yacimiento al cual se le definirán sus propiedades geológicas.

Cuando la concentración de una o varias sustancias naturales pueden ser extraídos de la corteza este material se conoce como **yacimiento mineral**.

La **minería** pertenece a las industrias extractivas en esta etapa de la extracción de minerales.

Las **rocas** son mezclas heterogéneas sólidos de origen natural formadas por varios componentes minerales, vidrio y restos orgánicos.

Las mezclas se caracterizan por la combinación de dos o más sustancias denominadas componentes de la mezcla y se clasifican desde el punto de vista macroscópico en homogénea y heterogénea. En las mezclas **homogéneas** sólo se observa una fase. Ejemplos son: disoluciones y aleaciones. Las mezclas que presentan más de una fase se denominan **heterogéneas**.

Uno de los componentes de la roca, **el mineral** es una sustancia sólida de estructura cristalina, formado de manera natural por procesos inorgánicos. Integrado por **compuestos** o **elementos**. Para reconocer un mineral se toma en cuenta sus

arreglos estructurales (el acomodo interior de sus partículas), lo que le da sus propiedades físicas y químicas.

En el siguiente video encontrarás información de las propiedades de los minerales, obsérvalo y resuelve el siguiente ejercicio:

<https://youtu.be/vLvB6sfRtoI>

Ejercicio:

1. Relaciona las siguientes columnas:

- |                     |   |
|---------------------|---|
| A) Dureza           | ( ) Prueba que determina la solidez y rigidez del mineral.  |
| B) Brillo           | ( ) Propiedad que se determina por la luz que refleja el mineral.   |
| C) Color            | ( ) Se usa la escala de Mohs. Se mide en una escala de 10 grados.   |
| D) Raya             | ( ) Propiedad que describe la geometría del mineral.  |
| E) Forma cristalina | ( ) Propiedad que puede ser del tipo metálica o vítrea. Está relacionado con la pigmentación del mineral. |

2. Define los siguientes conceptos:

Mezcla: \_\_\_\_\_

Mineral: \_\_\_\_\_

Sustancia: \_\_\_\_\_

Compuesto: \_\_\_\_\_

Elemento: \_\_\_\_\_

3.- Selecciona la respuesta correcta:

A) La roca se clasifica como:

- a) Mezcla heterogénea
- b) Mezcla homogénea
- c) Compuesto
- d) Elemento

B) Clase de materia con una composición química definida y con características propias:

- a) Mezcla
- b) Sustancia
- c) Compuesto
- d) Elemento

C) La combinación de dos o más elementos diferentes, unidos químicamente en proporciones definidas es:

- a) Mezcla
- b) Sustancia
- c) Compuesto
- d) Elemento

D) A la sustancia formada por un conjunto de átomos del mismo tipo se le considera:

- a) Mezcla
- b) Sustancia
- c) Compuesto
- d) Elemento

Aprendizajes	Temáticas
<p><b>A2. (C)</b> 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. <b>(N2)</b></p>	<p><b>Nomenclatura (N2).</b> Nomenclatura de óxidos y sales (haluros, carbonatos, sulfuros, sulfatos, nitratos, fosfatos, y silicatos) (stock).</p> <p><b>Clasificación de compuestos inorgánicos. (N2)</b></p> <p>Óxidos y sales (haluros, carbonatos, sulfuros, sulfatos, nitratos, fosfatos, y silicatos).</p>

## Reglas para escribir las fórmulas de los compuestos inorgánicos

Para escribir las fórmulas de los compuestos inorgánicos se deben cumplir las siguientes reglas generales:

**Regla 1.** Los compuestos inorgánicos están formados, generalmente, por iones (átomos o conjunto de átomos que han adquirido una carga eléctrica, positiva o negativa), y por convención se ha establecido que en las fórmulas se escriba primero la parte positiva seguida de la parte negativa, catión seguido del anión.

**Regla 2.** Los compuestos inorgánicos no tienen carga eléctrica, esto es, son neutros, lo que significa que la suma de las cargas, positivas y negativas, de todos los iones que forman el compuesto debe ser igual a cero.

**Regla 3.** Los subíndices numéricos de las fórmulas representan el número de átomos o iones que forman al compuesto y por convención el subíndice 1 no se escribe.

### Ejemplo 1. Escribir la fórmula de cloruro de potasio

**Paso 1.** Se escribe la parte positiva seguida de la parte negativa, el catión seguido del anión con sus cargas eléctricas correspondientes. (Regla 1).



**Paso 2.** Se observa que hay la misma cantidad de cargas positivas (+1) y negativas (-1), por lo que la unión de estos iones forma un compuesto neutro y su fórmula química simplemente es la unión de los símbolos. (Regla 2).



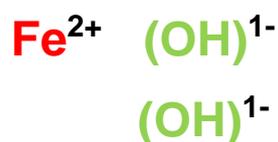
**Paso 3.** Se observa que se requiere un ion potasio para neutralizar un ion cloruro por lo que el subíndice numérico en los símbolos es 1, sin embargo este no se escribe. (Regla 3).

### Ejemplo 2. Escribir la fórmula de hidróxido de hierro (II)

**Paso 1.** Se escribe la parte positiva seguida de la parte negativa con sus cargas correspondientes. (Regla 1). En este caso, el catión hierro es monoatómico y su carga corresponde a uno de sus estados de oxidación **2+** ; mientras que el anión hidróxido es poliatómico con carga **1-**.



**Paso 2.** En este caso, la cantidad de cargas eléctricas de los iones es diferente; por lo que , para neutralizar la carga de un catión de hierro se requieren de **dos** iones hidróxido:



Cuando en la fórmula se requieren dos o más iones poliatómicos iguales, estos se agrupan dentro del paréntesis y la cantidad de iones se representa en la fórmula como **subíndice numérico**.

## NOMENCLATURA

### Nomenclatura de Óxidos metálicos

Los óxidos metálicos u óxidos básicos son compuestos binarios formados por un metal y oxígeno, ambos en su forma iónica:



Para la escritura de las fórmulas de óxidos metálicos se aplica el sistema de Nomenclatura Stock.

### Ejemplo. Escribir la fórmula de **óxido de calcio**

Escribir el símbolo del metal con su carga positiva, en este caso el calcio solo tiene un número de oxidación,  $\text{Ca}^{2+}$  seguido del anión óxido,  $\text{O}^{2-}$ , e igualar las cargas, positivas y negativas.



## Nomenclatura de Óxidos no metálicos

Los óxidos no metálicos también llamados óxidos ácidos o anhídridos, son compuestos binarios formados por la unión química de un no metal con oxígeno.

### Catión no metálico (NM<sup>+</sup>) + óxido (O<sup>2-</sup>)

Para la escritura de las fórmulas de óxidos no metálicos se aplica el sistema de Nomenclatura Stock.

**Ejemplo.** Escribir las fórmulas de los **anhídridos** del **carbono** (óxidos del carbono).

- a) En la formación de estos compuestos necesitamos fijarnos muy bien en el número o números de oxidación positivos que tiene el **no metal**, en este caso:



**Caso 1)** Combinando el **carbono** con su primer estado de oxidación (2+) y oxígeno (2-); se obtiene la fórmula neutra **anhídrido carbonoso**.



**Caso 2)** Para el caso de **carbono (4+)**, se combina el catión C<sup>4+</sup> con el anión O<sup>2-</sup>



## Nomenclatura de Sales binarias y oxisales

Las sales son compuestos inorgánicos, se clasifican en binarias y oxisales. Las sales son el resultado de la unión de una especie catiónica cualquiera con una especie aniónica **distinta de** H<sup>1+</sup>, O<sup>2-</sup> y (OH)<sup>1-</sup>

Para escribir el nombre de las sales en **Nomenclatura Stock** se cita primero la parte negativa y después la parte positiva, es decir, escribir el nombre del anión seguido del nombre del catión con su carga en número romano entre paréntesis (recuerda que esto último se aplica cuando el metal tiene dos o más estados de oxidación).

- 1) Todas las **sales binarias** se nombran dando la terminación **-uro** al anión, seguido del nombre del catión metálico indicando, si es necesario, su número de oxidación con número romano entre paréntesis; por ejemplo:

**Ejemplo. Escribir la fórmula de cloruro de sodio.**

- a) Escribir primero la parte positiva que corresponde al metal con su número de oxidación expresado como carga, en este caso: **catión Na<sup>1+</sup>**, seguido de la parte negativa que es el **cloruro Cl<sup>1-</sup>**.



- b) El siguiente paso es igualar las cargas positivas y negativas, quedando la fórmula como se muestra a continuación:



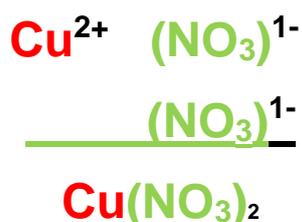
### Nomenclatura de Oxisales

- 2) Para nombrar a las **oxisales**, es necesario primero separar las fórmulas e identificar los iones que la forman.

**Ejemplo. Escribir la fórmula de nitrato de cobre (II).**

- a) A partir de la fórmula se observa que el compuesto está formado por un catión cobre y por dos aniones (oxoaniones); enseguida se busca el anión en la tabla al final de este aprendizaje, donde se muestran su nombre, su carga y simbología correctas:

Finalmente, los iones que forman al compuesto se escriben separados:



- b) En la Tabla Periódica, identificar al catión y su carga (¡recuerda! si es un metal se debe verificar a qué número de oxidación corresponde y si es necesario indicarlo en el nombre), en este caso el cobre tiene dos números de oxidación: **1+** y **2+**.

- c) Nombrar al compuesto iniciando por el anión **nitrato (NO<sub>3</sub>)<sup>1-</sup>** seguido del nombre del catión y, entre paréntesis, escribir su estado de oxidación en número romano, tomando en cuenta lo anterior el nombre del compuesto es:

**nitrato de cobre (II)**

## Lista de aniones más comunes

NOMBRE	ANIÓN	NOMBRE	ANIÓN
Bicarbonato	$\text{HCO}_3^{-2}$	Hiposulfito	$\text{SO}_2^{-2}$
Hipoclorito	$\text{ClO}^-$	Sulfito	$\text{SO}_3^{-2}$
Clorito	$\text{ClO}_2^-$	Sulfato	$\text{SO}_4^{-2}$
Clorato	$\text{ClO}_3^-$	Tiosulfato	$\text{S}_2\text{O}_3^{-2}$
Perclorato	$\text{ClO}_4^-$	Carbonato	$\text{CO}_3^{-2}$
Hipobromito	$\text{BrO}^-$	Oxalato	$\text{C}_2\text{O}_4^{-2}$
Bromito	$\text{BrO}_2^-$	Cromato	$\text{CrO}_4^{-2}$
Bromato	$\text{BrO}_3^-$	Dicromato	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$
Perbromato	$\text{BrO}_4^-$	Borato	$\text{BO}_3^{-3}$
Hipoyodito	$\text{IO}^-$	Fosfito	$\text{PO}_3^{-3}$
Yodito	$\text{IO}_2^-$	Fosfato	$\text{PO}_4^{-3}$
Yodato	$\text{IO}_3^-$	Hidroxilo u oxidrilo	$\text{OH}^-$
Peryodato	$\text{IO}_4^-$	Cianuro	$\text{CN}^-$
Nitrito	$\text{NO}_2^-$	Fluoruro	$\text{F}^-$
Nitrato	$\text{NO}_3^-$	Cloruro	$\text{Cl}^-$
Permanganato	$\text{MnO}_4^-$	Bromuro	$\text{Br}^-$
Manganato	$\text{MnO}_4^{-2}$	Yoduro	$\text{I}^-$
Bisulfato	$\text{HSO}_4^-$	Tetracionato	$\text{S}_4\text{O}_6^{-2}$

## CLASIFICACIÓN QUÍMICA DE LOS MINERALES

Una vez que ya conocemos las características de los minerales veamos cómo se clasifican químicamente, una forma es por medio de la clasificación de Strunz que nació de manos del mineralogista alemán Strunz en 1938 y divide los minerales en nueve clases. Posteriormente la clasificación ha ido siendo revisada y actualizada por la IMA y actualmente se consideran diez grupos o clases:

- I. Elementos
- II. Sulfuros y sulfosales
- III. Haluros
- IV. Óxidos e hidróxidos
- V. Carbonatos y Nitratos
- VI. Boratos
- VII. Sulfatos
- VIII. Fosfatos
- IX. Silicatos
- X. Compuestos orgánicos

Antes de realizar la clasificación de los minerales te recomiendo revisar la nomenclatura química inorgánica.

**Ejercicio:**

En la siguiente tabla se encuentran las imágenes de algunos minerales con su fórmula química, en la línea continua (\_\_\_\_\_) realiza la clasificación al mineral de acuerdo a Strunz (sulfuro, haluros, óxidos, carbonatos, boratos, etc.) y en la línea punteada (.....) nómbralo de acuerdo a la nomenclatura Stock.

Ejemplo:


Galena PbS
<b><u>Sulfuro</u></b>
Sulfuro de plomo (II)
.....

**Completa la siguiente tabla:**

				
Blenda ZnS	Cobre Cu	Magnesita MgCO <sub>3</sub>	Fluorita CaF <sub>2</sub>	Barita BaSO <sub>4</sub>
_____	_____	_____	_____	_____
.....	.....	.....	.....	.....

				
Fosforita $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	Oro Au	Bauxita $\text{Al}_2\text{O}_3$	Sal nitro $\text{KNO}_3$	Crocoíta $\text{PbCrO}_4$
_____	_____	_____	_____	_____
.....	.....	.....	.....	.....

				
Silvita KCl	Gibbsita $\text{Al}(\text{OH})_3$	Hematita $\text{Fe}_2\text{O}_3$	Eritrina $\text{Co}_3(\text{AsO}_4)_2$	Barita $\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_3$
_____	_____	_____	_____	_____
.....	.....	.....	.....	.....

				
Glauberita $\text{Na}_2(\text{SO}_4)$	Platino Pt	Ferberita $\text{FeWO}_4$	Estroncianita $\text{SrCO}_3$	Brucita $\text{Mg}(\text{OH})_2$
_____	_____	_____	_____	_____
.....	.....	.....	.....	.....

Aprendizaje	Temática
<b>A3. (C, H)</b> 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. <b>(N2)</b> .	Procesos para la obtención de metales. (N2) Etapas que involucran cambios físicos y químicos para obtener un metal. <ul style="list-style-type: none"> <li>• Concentración del mineral.</li> <li>• Reducción.</li> </ul>

### Procesos en la obtención de metales, separación y concentración.

En la naturaleza pocas veces se encuentran los metales puros o nativos, por lo regular se encuentran conformando minerales, los cuales son compuestos, que se forman por la unión química de dos o más elementos diferentes y al menos uno de ellos es un metal, a su vez estos minerales están unidos físicamente a otros formando las rocas. La minería es el proceso donde se lleva a cabo la extracción de las rocas, implica también el proceso de separación y concentración de los minerales económicamente rentables de extraer y prepararlos para poder obtener los metales mediante un proceso químico, de lo cual se ocupa la metalurgia.

A continuación se te proporciona un artículo y un link para que puedas completar el siguiente cuadro sobre las etapas en el proceso de separación y concentración de minerales.

<http://galeon.com/quimica3cch/MINEROMET/Sepycon.pdf>

Nombre de la etapa	Objetivo	Producto	Tipo de cambio
Trituración primaria	Liberación de los minerales valiosos de la ganga	trozos con diámetro de 10-20 cm	Físico
Trituración secundaria		0.5-2 cm	Físico
Molienda	Disminuir el tamaño de la partícula	Reducción de partículas 0.01-0.30 mm	Físico
Separación		Mena limpia de ganga	
Hidrociclón	Separar la mena de la ganga y otras partículas compactas más pesadas que el agua.		Físico

Elutriación	Separación por diferencia de densidad		Físico
Flotación	Separación por la transferencia de los minerales valiosos a las burbujas de aire		Físico y químico
Magnética	Para concentrar minerales ferro-magnéticos	Concentrar	Físico
Cribado o tamizado	Separa por diferencia de tamaño los materiales útiles de las gangas	Separar	Físico



Figura 6. Etapas del proceso de separación y concentración de minerales

APRENDIZAJES	TEMÁTICA
<p><b>A6.</b> (C/H) Identifica a las reacciones de obtención de metales como reacciones redox, y utiliza el lenguaje simbólico para representar los procesos mediante ecuaciones, a partir del análisis e interpretación del trabajo experimental. (N3)</p>	<p>Reacción de óxido reducción en la obtención de metales. (N3)</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Concepto de oxidación reducción.</li> <li>• Número de oxidación.</li> <li>• Agente oxidante y agente reductor.</li> </ul>

### Introducción

Los términos óxido-reducción se refieren a la **ganancia (reducción)** y **pérdida (oxidación)** de electrones que presentan los átomos al combinarse químicamente. Las reacciones en la que los átomos de un elemento se oxidan al perder electrones y los átomos de otro elemento se reducen al ganar esos mismos electrones se conocen como **reacciones de Oxido-Reducción o REDOX.**

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

### REACCIONES DE OXIDACIÓN- REDUCCIÓN EN LA OBTENCIÓN DE METALES

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

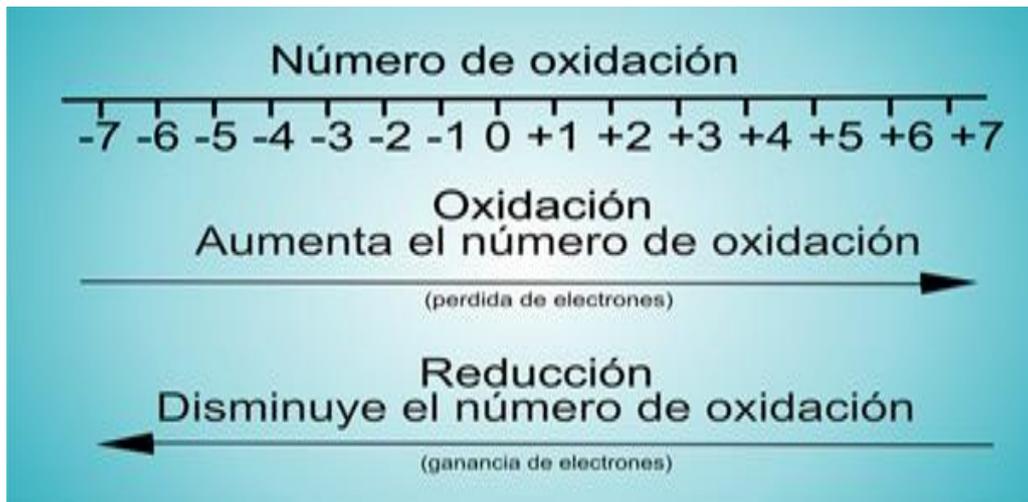


Figura 7 óxido-reducción de acuerdo a la pérdida o ganancia de electrones en una reacción química.

Imagen tomada de : <https://sites.google.com/site/quimicaentodoslados/balanceo-de-ecuaciones-por-el-metodo-redox>

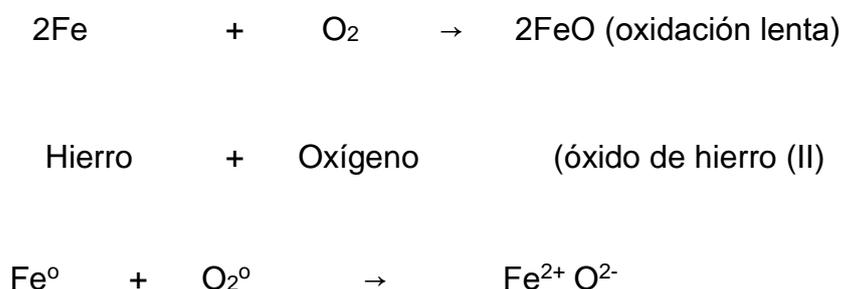
En las ecuaciones químicas vamos a representar el intercambio de electrones de los elementos y para ello se toma en cuenta el **número de oxidación**, mismo que se encuentra en la tabla de números de oxidación (Figura 9) que les ayudará a identificar el o los números con que trabaja cada elemento y así poder facilitar la observación en los cambios que se presentan en los ejercicios propuestos en esta unidad.

### ¿Qué es el número de oxidación?

Es un número entero que representa el número de electrones que un átomo pone “en juego” cuando forma un compuesto determinado.

El número de oxidación es más positivo si el átomo pierde electrones y, será más negativo cuando el átomo gane electrones.

Una reacción REDOX que ocurre comúnmente, es cuando un clavo de hierro se deja a la intemperie, éste se oxida. La reacción que tiene lugar es la siguiente:



El óxido de hierro tiene dos cargas positivas, es decir, tiene una pérdida en el número de electrones.



El número de oxidación del hierro cambio de cero a 2+, perdió dos electrones, por lo que se **oxidó**.

Mientras que el oxígeno acepto los electrones cedidos por el hierro y con ello cambió su número de oxidación, por lo tanto, se **reduce**

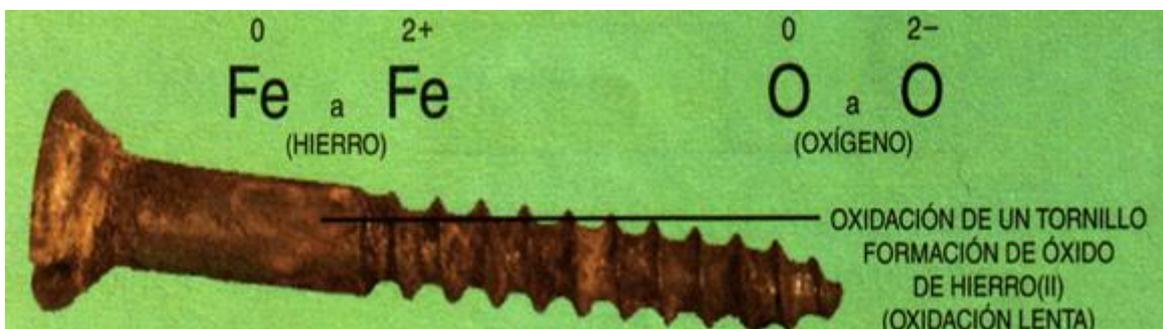


Figura 8 Oxidación de un tornillo de Hierro

Imagen tomada de: <http://ricardi.webcindario.com/img/oxired4.gif>

El fenómeno descrito anteriormente, se da en presencia de oxígeno, pero algo que se debe tomar en cuenta es que este fenómeno de óxido-reducción ocurre diario sin que necesariamente esté presente el oxígeno, la mayoría de los elementos tanto metálicos como no metálicos, se encuentran como combinaciones en la naturaleza y pueden obtenerse por diferentes métodos que implican procesos REDOX.

Es importante tomar en cuenta, que toda nuestra civilización se sustenta en todas las sustancias que salen de la tierra ya sean minerales u orgánicas, pero hay que aplicar cierto esfuerzo para buscarlo, concentrarlo, obtenerlo y purificarlo.

APRENDIZAJE	TEMÁTICA
<b>A7.</b> (C, H) Reconoce una reacción redox por el cambio en los estados de oxidación de las especies participantes, e identifica al agente oxidante y al agente reductor, al escribir y analizar las ecuaciones químicas de los procesos de obtención de metales. (N3)	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Ecuaciones químicas para representar los cambios estudiados.</li> <li>• Sistema.</li> <li>• Estabilidad, reactividad y energía involucrada.</li> </ul>

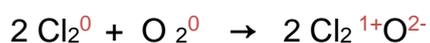
Para identificar si una reacción química es REDOX es necesario fijarse en el número de oxidación de todos los elementos que están involucrados en la reacción y, si algún elemento químico varía en su número de oxidación en los reactivos y en los productos quiere decir que esa es una reacción REDOX, en cambio sí no varía entonces no es una reacción Redox.

A manera de resumen: una reacción REDOX permite observar la transferencia de electrones.

**Ejemplo 1.** En las siguientes ecuaciones químicas indica si son de óxido-reducción.



Coloca los números de oxidación correspondientes e identifica los elementos que se oxidan y los que se reducen



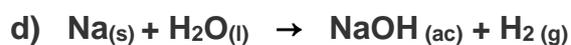
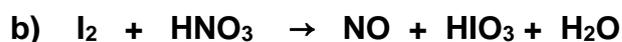
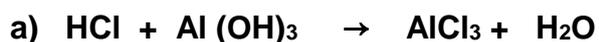
Como se observa en la ecuación el Cloro pasa de 0 a 1+ y el Oxígeno de 0 a 2-



En los cambios de número de oxidación, el cloro se oxida por lo tanto es el **agente reductor** y el oxígeno es quien se reduce entonces es el **agente oxidante**.

### EJERCICIO 1

Determina el número de Oxidación de cada uno de los reactivos y productos de las siguientes reacciones químicas. Para ello puedes utilizar el método descrito en el cuaderno de trabajo González, C. (2007)



### Balanceo de Reacciones por el método Redox.

**Ejemplo 2:** La producción de Hierro se lleva a cabo de la siguiente manera:



**A)** Elementos que se oxidan y se reducen. Como se observa en la ecuación el hierro pasa de +3 a 0 y el carbono de +2 a +4

$\text{Fe}^{+3} \rightarrow \text{Fe}^0$  el Hierro gana 3 electrones por lo que se **Reduce**

$\text{C}^{+2} \rightarrow \text{C}^{+4}$  el Carbono pierde 2 electrones por lo que se **Oxida**

Elemento que se oxida: C

Elemento que se reduce: Fe

Agente Oxidante: es la sustancia que provoca la oxidación y está en los reactivos.

Agente Oxidante: Fe

Agente Reductor: es la sustancia que provoca la reducción y está en los reactivos

Agente Reductor: C

**B)** Semirreacciones. Se balancea por masa y carga

Para el caso del Hierro se tiene:



Por el subíndice 2 del Hierro en la ecuación inicial se equilibra la ecuación en los productos con un dos en el Hierro de los productos y se agregan  $6\text{e}^-$  para equilibrar las cargas positivas.

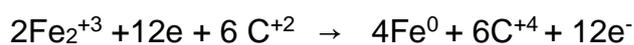
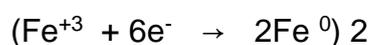
Para el caso del Carbono se tiene:



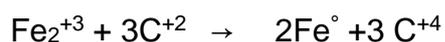
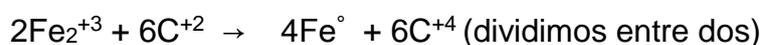
Se tiene que agregar  $2\text{e}^-$  para que la carga total sea +2 en ambos lados de la ecuación

**C)** Se establece el equilibrio de cargas del sistema con base en el principio de que el número de cargas que se pierden es igual al número de cargas que se ganan.

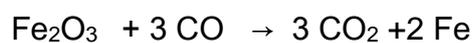
Para igualar el total de cargas la primera ecuación se multiplica por 2 y la segunda por 6.



Como se observa en la ecuación resultante hay un total de 12 electrones en ambos lados de la ecuación por lo que al restarlos se cancelan.



La semirreacción obtenida nos proporciona los coeficientes que tendrán los elementos que se oxidaron y redujeron con lo que se procede a balancear la ecuación inicial.



La Ecuación está balanceada.

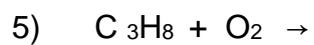
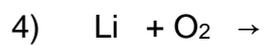
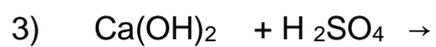
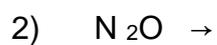
## EJERCICIO 2

CLASIFICA LAS SIGUIENTES REACCIONES QUÍMICAS EN REDOX O NO REDOX; SI ES REDOX BALANCEAR POR MÉTODO DE REDOX, Y DETERMINAR EL **AGENTE OXIDANTE**.

1.- $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na} + \text{Cl}_2$	
2.- $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	
3.- $\text{Na} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 + \text{NaCl}$	
4.- $\text{KOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	
5.- $\text{Ca} + \text{S} \rightarrow \text{CaS}$	

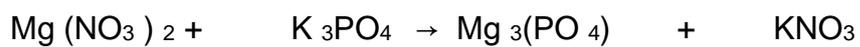
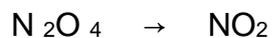
### EJERCICIO 3

BALANCEAR LAS SIGUIENTES REACCIONES QUÍMICAS POR EL MÉTODO DE OXIDO REDUCCIÓN Y PREDECIR EL PRODUCTO DE REACCIÓN, EN CADA UNA DE ELLAS.



#### EJERCICIO 4

BALANCEAR LAS SIGUIENTES REACCIONES QUÍMICAS POR EL MÉTODO REDOX Y DETERMINAR EL **AGENTE REDUCTOR**.



## EJERCICIO 5

ANOTA LAS FÓRMULAS DE LOS COMPUESTOS Y BALANCEA LAS SIGUIENTES REACCIONES QUÍMICAS POR EL MÉTODO REDOX

Sulfito de bario → Óxido de bario + Dióxido de azufre

Sulfato de plata + Cloruro de cobre II → Cloruro de plata + Sulfato de cobre II

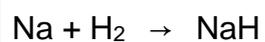
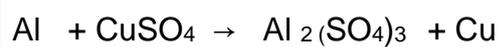
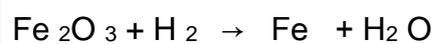
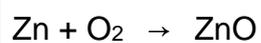
Carbonato de calcio + Ácido clorhídrico → Cloruro de Calcio + Agua + Dióxido de carbono

Boro + Oxígeno molecular → Óxido de Boro

Clorato de Potasio → Cloruro de Potasio + Oxígeno molecular

## EJERCICIO 6

DETERMINAR EL NÚMERO DE OXIDACIÓN, DETERMINAR **EL AGENTE OXIDANTE Y REDUCTOR** EN LAS SIGUIENTES REACCIONES QUÍMICAS.



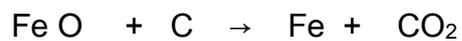
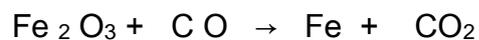
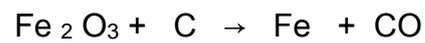
## REDUCCIÓN POR METALES.

Una aplicación de los agentes reductores se encuentra en la extracción de metales a partir de los minerales, por ejemplo, en la industria siderúrgica el coque es la materia prima esencial para extraer el Hierro a partir de sus minerales.

Este proceso se lleva a cabo en un alto horno, y corresponden a reacciones de óxido- reducción.

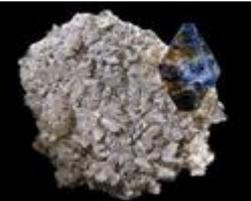
Los minerales de fierro que se encuentran en la naturaleza y que se emplean para extraer este metal son: ilmenita ( $\text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ TiO}_4$ ), hematita ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ), magnetita ( $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ), todos estos óxidos de fierro al reaccionar con el coque siderúrgico presentan las siguientes reacciones:

Determinar grado de oxidación de cada elemento y balancear por óxido- reducción.



En la siguiente tabla de reducciones de algunos metales, determinar el número de oxidación de cada elemento, balancear por óxido-reducción y dar dos usos del metal obtenido.

Metal	Mineral	Proceso de Reducción y Balanceo de la reacción por REDOX
<b>Mercurio</b>	<b>HgS (cinabrio)</b> 	<p>Reducción por tostación, calentamiento del mineral con aire:</p> $\text{HgS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Hg} + \text{SO}_2$
<b>Cobre</b>	<b>Cu<sub>2</sub>S (calcocita)</b> 	<p>Se pasa oxígeno a través del Cu<sub>2</sub>S puro fundido:</p> $\text{Cu}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{SO}_2$

<p><b>zinc</b></p>	<p><b>ZnS(esfalerita)</b></p> 	<p><b>Conversión a óxido y reducción con carbono:</b></p> $\text{ZnS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{SO}_2$ $\text{ZnO} + \text{C} \rightarrow \text{Zn} + \text{CO}$
<p><b>titanio</b></p>	<p><b>TiO<sub>2</sub> (rutilo)</b></p> 	<p><b>Conversión de óxido en el halogenuro y reducción con un metal activo:</b></p> $\text{TiO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{C} \rightarrow \text{TiCl}_4 + \text{CO}$ $\text{TiCl}_4 + \text{Mg} \rightarrow \text{Ti} + \text{MnCl}_2$

**sodio**

**NaCl agua de mar**



**Electrólisis del cloruro fundido:**



## NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA

1																	18	
H																	He	
+1	2											13	14	15	16	17		
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
+1	+2											$\pm 3$	+2, $\pm 4$	$\pm 1, \pm 2, \pm 3$ +4, +5	-1, -2	-1		
Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17		
+1	+2											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
												+3	+2, $\pm 4$	$\pm 3, +5$	$\pm 2, +4, +6$	$\pm 1$ +3, +5, +7		
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
+1	+2	+3	+2, +3, +4	+2, +3 +4, +5	+2, +3 +6	+2, +3 +4, +5, +7	+2, +3	+2, +3	+2, +3	+1, +2	+2	+1, +3	+2, +4	$\pm 3, +5$	-2, +4, +6	$\pm 1$ +3, +5, +7		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
+1	+2	+3	+3, +4	+2, +3 +4, +5	+2, +3 +4, +5, +6	+4, +5 +6, +7	+2, +3 +4, +5, +6 +7, +8	+2, +3 +4, +5, +6	+2, +3 +4, +5, +6	+2, +4	+1	+2	+1, +3	+2, +4	$\pm 3, +5$	$\pm 2, +4, +6$	$\pm 1$ +3, +5, +7	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
+1	+2	+3	+3, +4	+3, +4, +5	+2, +3 +4, +5, +6	+2, +3 +4, +5, +6 +7, +8	+2, +3 +4, +5, +6 +7, +8	+2, +3 +4, +5, +6	+2, +3 +4, +5, +6	+1, +3	+1, +2	+1, +3	+2, +4	+3, +5	$\pm 2, +4, +6$	$\pm 1, +5$		
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo	
+1	+2	+3	+3, +4															

Figura 9 Números de oxidación

Imagen tomada de: [http://ejercicios-fyq.com/Formulacion\\_Inorganica/14\\_nmeros\\_de\\_oxidacin.html](http://ejercicios-fyq.com/Formulacion_Inorganica/14_nmeros_de_oxidacin.html)

## BIBLIOGRAFÍA

- Hein, M. (2005). Fundamentos de química. México: International Thompson Editores
- Timberlake, K. (2013). Química general, orgánica y biológica. México: Pearson Educación de México.
- Zárraga, J. (2004). Química. México: McGraw–Hill Interamericana.

## BIBLIOGRAFÍA PARA EL ESTUDIANTE

González, C., López A., Otero, R., et al. (2007). Programa de cómputo para la enseñanza del tema ¿por qué son importantes los metales? de la Segunda Unidad. Industria Minero–Metalúrgica, del Programa de Química ajustado 2006–2007. México: cch–unam.

### CIBERGRAFÍA.

Imagen del mercurio tomada de:

[/www.google.com.mx/search?biw=1168&bih=635&tbm=isch&sa=1&ei=xbatWq28JZjSjwPFt734Dg&q=elemento+quimico+mercurio&oq=elemento+químicomercurio&gs\\_l=psy-ab.1.0.0i13k1j0i8i13i30k1l4.9936.18615.0.23043.16.16.0.0.0.0.215.2037.0j13j1.14.0...0...1c.1.64.psy-ab..2.14.1980...0j0i7i3](http://www.google.com.mx/search?biw=1168&bih=635&tbm=isch&sa=1&ei=xbatWq28JZjSjwPFt734Dg&q=elemento+quimico+mercurio&oq=elemento+químicomercurio&gs_l=psy-ab.1.0.0i13k1j0i8i13i30k1l4.9936.18615.0.23043.16.16.0.0.0.0.215.2037.0j13j1.14.0...0...1c.1.64.psy-ab..2.14.1980...0j0i7i3)

Imagen del cobre tomada de:

[www.google.com.mx/search?biw=1168&bih=635&tbm=isch&sa=1&ei=xbatWq28JZjSjwPFt734Dg&q=elemento+cobre&oq=ele&gs\\_l=psy-ab.1.9.0i67k1l10.1406.4886.0.9616.10.10.0.0.0.0.162.1297.0j10.10.0....0...1c.1.64.psy-ab..1.9.1176...0.0.9daDRcMUD30#imgsrc=HZoOV0qeBMCckM](http://www.google.com.mx/search?biw=1168&bih=635&tbm=isch&sa=1&ei=xbatWq28JZjSjwPFt734Dg&q=elemento+cobre&oq=ele&gs_l=psy-ab.1.9.0i67k1l10.1406.4886.0.9616.10.10.0.0.0.0.162.1297.0j10.10.0....0...1c.1.64.psy-ab..1.9.1176...0.0.9daDRcMUD30#imgsrc=HZoOV0qeBMCckM)

Imagen del zinc tomada de:

[www.google.com.mx/search?biw=1168&bih=635&tbm=isch&sa=1&ei=xbatWq28JZjSjwPFt734Dg&q=elemento+zinc&oq=ele&gs\\_l=psy-ab.1.7.0i67k1l10.4096.6694.0.14815.10.10.0.0.0.0.176.1200.0j8.8.0....0...1c.1.64.psy-ab..2.8.1198...0.0.tkhtEqHQS4W4#imgsrc=6n7OAUeh\\_LY46M](http://www.google.com.mx/search?biw=1168&bih=635&tbm=isch&sa=1&ei=xbatWq28JZjSjwPFt734Dg&q=elemento+zinc&oq=ele&gs_l=psy-ab.1.7.0i67k1l10.4096.6694.0.14815.10.10.0.0.0.0.176.1200.0j8.8.0....0...1c.1.64.psy-ab..2.8.1198...0.0.tkhtEqHQS4W4#imgsrc=6n7OAUeh_LY46M)

Imagen del titanio tomada de:

[/www.google.com.mx/search?biw=1168&bih=635&tbm=isch&sa=1&ei=xbatWq28JZjSjwPFt734Dg&q=elemento+titanio&oq=elemento+titanio&gs\\_l=psy-ab.1.0.0j0i8i30k1j0i24k1l2.3055.12124.0.15453.23.18.0.5.5.0.160.2097.0j17.17.0....0...1c.1.64.psy-ab..1.22.2174...0i67k1.0.yNDli4vy0\\_s#imgsrc=fpyfXGtQc-X4dM](http://www.google.com.mx/search?biw=1168&bih=635&tbm=isch&sa=1&ei=xbatWq28JZjSjwPFt734Dg&q=elemento+titanio&oq=elemento+titanio&gs_l=psy-ab.1.0.0j0i8i30k1j0i24k1l2.3055.12124.0.15453.23.18.0.5.5.0.160.2097.0j17.17.0....0...1c.1.64.psy-ab..1.22.2174...0i67k1.0.yNDli4vy0_s#imgsrc=fpyfXGtQc-X4dM)

Imagen del sodio tomada de:

[www.google.com.mx/search?biw=1168&bih=635&tbm=isch&sa=1&ei=\\_LitWsKbEtGqjwP3h6rABA&q=elemento+sodio&oq=elemento+sodio&gs\\_l=psy-ab.1.0.0l2j0i5i30k1l3j0i8i30k1j0i24k1l4.268590.272404.0.279746.12.12.0.0.0.0.181.1722.0j12.12.0....0...1c.1.64.psyab..1.11.1570...0i67k1j0i10i24k1.0.kXfV\\_Qbz240#imgsrc=xXXSRI-5a5liGM](http://www.google.com.mx/search?biw=1168&bih=635&tbm=isch&sa=1&ei=_LitWsKbEtGqjwP3h6rABA&q=elemento+sodio&oq=elemento+sodio&gs_l=psy-ab.1.0.0l2j0i5i30k1l3j0i8i30k1j0i24k1l4.268590.272404.0.279746.12.12.0.0.0.0.181.1722.0j12.12.0....0...1c.1.64.psyab..1.11.1570...0i67k1j0i10i24k1.0.kXfV_Qbz240#imgsrc=xXXSRI-5a5liGM)

APRENDIZAJES	TEMÁTICA.
<p><b>A8. (C, H)</b> 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. <b>(N3)</b>.</p> <p><b>A9. (C, H)</b> 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. <b>(N3)</b></p>	<p>Información cuantitativa que se obtiene a partir de una ecuación química.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Estequiometría: <b>(N3)</b></li> <li>• Concepto de mol.</li> <li>• Balanceo de ecuaciones sencillas (por inspección y método redox).</li> <li>• Información que proporciona la ecuación química balanceada.</li> <li>• Cálculos de mol–mol, masa–masa, masa–mol.</li> <li>• Rendimiento de una reacción química.</li> </ul>

## Introducción

Una parte fundamental de la química, es aquella que estudia las relaciones cuantitativas entre las sustancias que intervienen en una reacción química (reactivos y productos). Estas relaciones pueden ser: mol-mol, mol-gramos, masa-masa y el rendimiento.

Las relaciones pueden ser: entre reactivos y productos, sólo entre reactivos o sólo entre productos. Dichas relaciones están dadas por medio algunas leyes que describen el comportamiento de la materia antes, durante y después de una reacción química.

Por lo tanto cualquier cálculo estequiométrico que se lleve a cabo, debe hacerse en base a una ecuación química balanceada, para asegurar que el resultado sea correcto.

## Estequiometría.

“Los conocimientos adquieren carácter científico, cuando se pueden cuantificar. La estequiometría (del griego *stoichion*: elemento y *metron*: medida); es la parte de la química que estudia los cálculos y mediciones relacionadas con los procesos en los cuales intervienen sustancias químicas”.

### Definición de Estequiometría.

Dichos procesos o reacciones químicas no se llevan a cabo de manera arbitraria, sino que se rigen por varios principios, conocidos como “**Leyes Ponderales**”, entre los que destacan por su importancia las siguientes:

#### → Ley de la conservación de la masa (o de Lavoisier).

La masa de un sistema permanece constante independientemente de la transformación que ocurra en su interior; dicho en términos químicos:

“La masa de las sustancias que reaccionan es igual a la masa de los productos

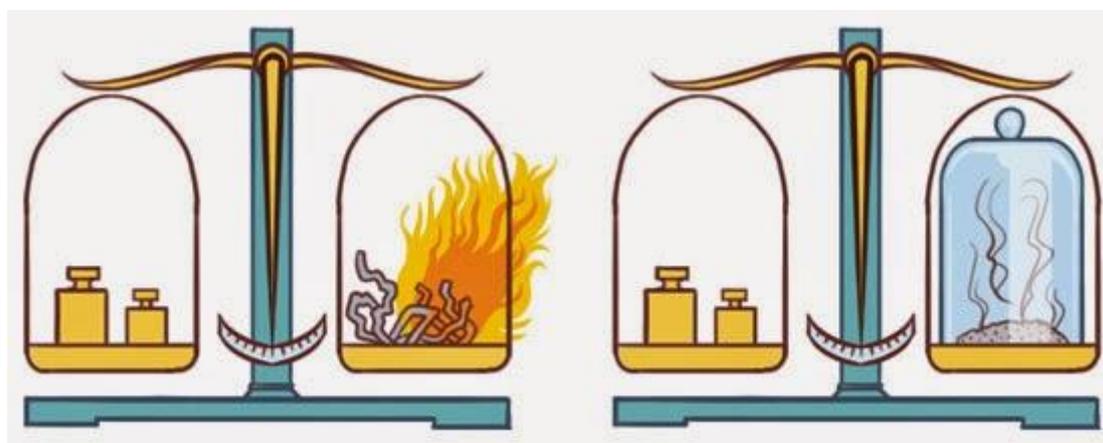


Figura 10. Representación de la Ley de la Conservación de la Masa. Recuperada de: [http://1.bp.blogspot.com/-t7Cf-XHV\\_j8/VHAEw5z6EeI/AAAAAAAAAGo/jDotb3wvjBA/s1600/q1u2oa10i20.jpg](http://1.bp.blogspot.com/-t7Cf-XHV_j8/VHAEw5z6EeI/AAAAAAAAAGo/jDotb3wvjBA/s1600/q1u2oa10i20.jpg) el

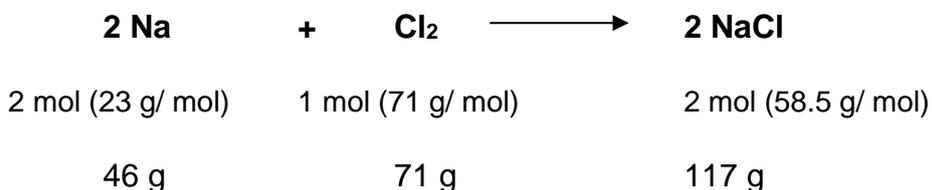
29 de Junio de 2018.

Aplicando la Ley de Lavoisier a una reacción química, observamos lo siguiente:

**Ejemplo:**

El Sodio y el Cloro reaccionan de la siguiente manera:

$M_{\text{Na}} = 23\text{g/mol}$  ,  $M_{\text{Cl}} = 35.5\text{g/mol}$



Siguiendo la Ley de Lavoisier, la masa inicial es igual a la masa final, después de la reacción.

$$M_{\text{inicial}} = 46\text{ g} + 71\text{g} = 117\text{ g}$$

$$M_{\text{final}} = 117\text{ g}$$

**117 g = 117 g, se cumple que *la masa sólo se transformó.***

**→ Ley de las proporciones definidas (o Ley de Proust).**

La ley de las Proporciones definidas, enuncia lo siguiente:

*“Cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto, lo hacen en una relación en peso constante independientemente del*

Un ejemplo en donde se aplica esta Ley se menciona a continuación:

En el agua la cantidad de hidrógeno (en gramos) y la cantidad de oxígeno (en gramos) siempre se encuentran en la proporción 1/8, independientemente del origen del agua.

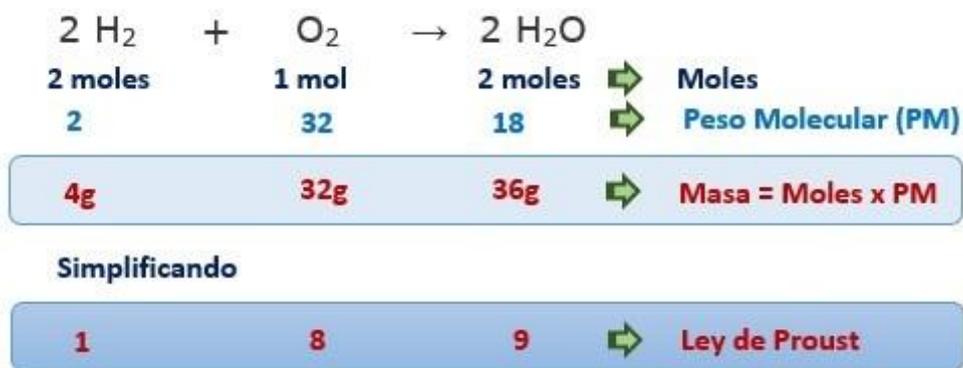


Imagen. Ley de Proust ejemplificada en la formación de agua. Recuperada de: <http://lh3.ggpht.com/-U8aZNAmCQrU/UweBXRH27fI/AAAAAAAAAYkg/wD6L90kj4-4/21-2-2014%25252010.2.21%2525203%25255B5%25255D.jpg?imgmax=800> el 29 de Junio de 2018.

## EL MOL Y EL NÚMERO DE AVOGADRO.

### Ley de Avogadro.

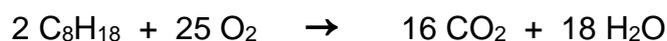
El mol es una unidad establecida por el sistema internacional:

El **MOL** se puede definir como **la cantidad de sustancia que tiene un número definido de entidades o partículas elementales de la sustancia, ya sean átomos, moléculas o iones**. Este número es el **NÚMERO DE AVOGADRO** y es

## INTERPRETACIÓN CUALITATIVA Y CUANTITATIVA DE UNA ECUACIÓN QUÍMICA

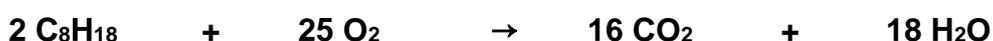
La ecuación química suministra una gran variedad de información cualitativa y cuantitativa esencial para el cálculo de los pesos de las sustancias que se combinan en un proceso químico.

Considérese por ejemplo la combustión del octano (gasolina), tal como se indica a continuación. ¿Qué podría aprenderse de esta ecuación?



- En primera instancia, debemos asegurar que la ecuación esté balanceada.
- Después observaremos que 2 moles de octano reaccionan con 25 moles de oxígeno para producir 16 moles de dióxido de carbono y 18 moles de agua.
- Las moles pueden se expresan en g/mol. De acuerdo con lo anterior, la ecuación se define en términos de moles, de número de partículas.

Aunque también se pueden establecer relaciones masa-masa y mol-masa entre reactivos y productos, como lo podemos apreciar en la siguiente información:



	<b>Octano</b>	<b>reacciona con</b>	<b>Oxígeno</b>	<b>para producir</b>	<b>Dióxido de carbono</b>	<b>y</b>	<b>Agua</b>
Cantidad de Moles	2 moles de octano	reacciona con	25 moles de oxígeno	para producir	16 moles de dióxido de carbono	y	18 moles de agua
Cantidad de Moléculas	2 (6.023 x 10 <sup>23</sup> ) moléculas de C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>	+	25 (6.023 x 10 <sup>23</sup> ) moléculas de O <sub>2</sub>		16 (6.023 x 10 <sup>23</sup> ) 16 moles de CO <sub>2</sub>	+	18(6.023 x 10 <sup>23</sup> ) 18 moles de H <sub>2</sub> O
Cálculo de la masa	2 mol(144 $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ ) de C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>	+	25 mol(32 $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ ) de O <sub>2</sub>		16 mol(44 $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ ) de CO <sub>2</sub>	+	18 mol(18 $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ ) de H <sub>2</sub> O
Cantidad de Masa Estequiométrica	228g de C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>	+	800g de O <sub>2</sub>		704g de CO <sub>2</sub>	+	324g de H <sub>2</sub> O
Demuestra la ley de la conservación de la masa		1028g		=		1028g	
		1028kg		=		1028kg	
		1028Ton		=		1028Ton	

Por lo tanto para poder estudiar la estequiometría de las reacciones en determinados procesos, es necesario saber cuál proporción guardan las sustancias

en dichas reacciones y la parte central de un problema estequiométrico es el **FACTOR MOLAR** cuya fórmula es:

$$\text{Factor Molar} = \frac{\text{Moles de la sustancia deseada}}{\text{Moles de la sustancia de partida}}$$

Los datos para calcular el factor molar se obtienen de los *COEFICIENTES EN LA ECUACIÓN BALANCEADA*.

La sustancia deseada es la que se presenta como la incógnita y que puede ser en moles, gramos o litros; la sustancia de partida se presenta como dato y puede ser en: moles, gramos o litros.

Para diferenciar el factor molar de los factores de conversión, se utilizan [corchetes] para indicar el factor molar y (paréntesis) para los factores de conversión.

## CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS.

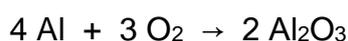
### Cálculos mol-mol.

En este tipo de relación la sustancia de partida está expresada en moles, y la sustancia deseada se pide en moles.

En los cálculos estequiométricos los resultados se reportan redondeando a dos decimales. Igualmente, las masas atómicas de los elementos, deben utilizarse redondeadas a dos decimales.

### Ejemplo:

Para la siguiente ecuación balanceada:



Calcule:

a) ¿Cuántas mol de aluminio (Al) son necesarios para producir 5.27 mol de  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ?

Paso 1. Balancear la ecuación. En este caso la ecuación ya está balanceada.

Paso 2. Identificar la sustancia deseada y la de partida.

Sustancia deseada: El ejercicio indica que debemos calcular las moles de aluminio, por lo tanto esta es la sustancia deseada. Se pone la fórmula y entre paréntesis la unidad solicitada, que en este caso son moles. Sustancia deseada: Al (mol)

Sustancia de partida: El dato proporcionado es 5.27 mol de óxido de aluminio ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) por lo tanto, esta es la sustancia de partida. Se anota la fórmula y entre paréntesis el dato. Sustancia de partida:  $\text{Al}_2\text{O}_3$  (5.27 mol)

Paso 3. Aplicar el factor molar. Las moles de la sustancia deseada y la de partida los obtenemos de la ecuación balanceada.



mol Al?                      5.27 mol  $\text{Al}_2\text{O}_3$

$$5.27 \text{ mol } \cancel{\text{Al}_2\text{O}_3} \left[ \frac{4 \text{ mol Al}}{2 \cancel{\text{mol Al}_2\text{O}_3}} \right]$$

**FACTOR  
MOLAR**

Se simplifica mol de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  y la operación que se realiza es:  $5.27 (4) / 2 = \mathbf{10.54}$  mol de Al.

## RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

En el curso de las reacciones químicas no todos los reactivos se consumen o no se encuentran totalmente puros, por lo que nunca se obtiene el 100 % de producto esperado, por lo que en Estequiometría se habla de **RENDIMIENTO refiriéndose a la cantidad real de producto obtenido.**

La **masa teórica** se refiere a la cantidad de producto estequiométrica, es decir a la cantidad de producto que se obtendría si los reactivos reaccionan todos, es decir al 100%.

Un rendimiento del 80% se puede interpretar como:

- En lugar de los 100 g de producto esperados teóricamente, se obtienen 80g reales.
- En lugar de los 80 g de reactivo necesarios teóricamente para la reacción, han de utilizarse 100g reales.

- Rendimiento real de la reacción  $\leq$  rendimiento teórico

El rendimiento se calcula en porcentaje de la proporción entre cantidad real a la cantidad teórica.

$$\eta = \frac{\text{masa obtenida del producto}}{\text{masa teórica del producto}} \times 100\%$$

Una vez que hemos revisados los conceptos teóricos a tratar en esta sección, empecemos a trabajar la Estequiometría de las reacciones, aplicando los conceptos a procesos reales, como lo son los procesos de obtención de los metales, en específico la obtención del Hierro en el Alto Horno, el cual abordaremos más adelante.

Para introducirte al mundo de la estequiometría se te sugiere que veas el video “El Mol” y contesta lo que se pide a continuación:

Video “El Mol” de la serie *El mundo de la química*. <https://youtu.be/ERmTFmKA5vo>

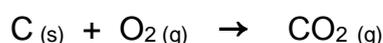
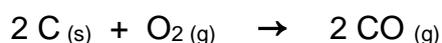
### **Cuestionario.**

1. ¿Qué es el mol?
2. ¿Qué es el número de Avogadro?
3. ¿Por qué se dice que el mol es un puente entre el mundo macroscópico y el mundo nanoscópico de los átomos y las moléculas?
4. ¿Por qué es importante cuantificar las reacciones químicas en los procesos industriales?
5. ¿Por qué es importante esta unidad de medida?

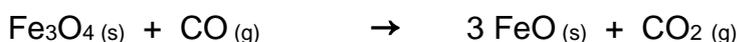
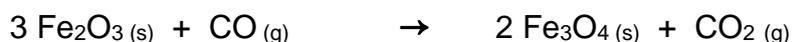
A continuación se describe el proceso de obtención del Hierro en el Alto Horno, con el cual se ejemplifica cómo realizar cálculos estequiométricos de una reacción química.

## OBTENCIÓN DE HIERRO.

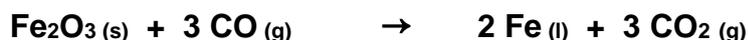
El hierro existe en la corteza terrestre en muchos minerales diferentes, como pirita de hierro ( $\text{FeS}_2$ ), siderita ( $\text{FeCO}_3$ ), hematita ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) y magnetita ( $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , a menudo representada como  $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ ). De todos ellos, la hematita y la magnetita son especialmente útiles para la extracción de hierro. El proceso metalúrgico del hierro implica la reducción química de los minerales con carbón (en forma de coque) en un alto horno (figura). Por la parte alta del horno se introducen la mena concentrada de hierro, piedra caliza ( $\text{CaCO}_3$ ) y coque. Se hace pasar una corriente de aire caliente desde la parte inferior del horno hacia arriba, de aquí el nombre **ALTO HORNO**. El oxígeno gaseoso reacciona con el carbono del coque para formar principalmente monóxido de carbono y un poco de dióxido de carbono.



Estas reacciones son muy exotérmicas, y a medida que se elevan los gases calientes  $\text{CO}$  y  $\text{CO}_2$ . Reaccionan con los óxidos de hierro en diferentes zonas de temperatura, como se ilustra en la figura. Las etapas cruciales en la extracción del hierro son:



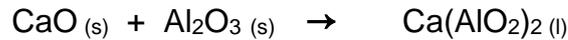
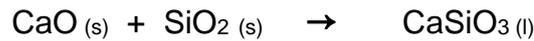
éstas reacciones se llevan a cabo en la zona intermedia y superior del horno, el monóxido de carbono reacciona con el óxido de hierro para formar hierro metálico; estas reacciones se resumen en la siguiente reacción general:



La piedra caliza se descompone en el horno como sigue:



El óxido de calcio reacciona con las impurezas del hierro, que son principalmente arena; dióxido de silicio (SiO<sub>2</sub>) y óxido de aluminio (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>).



La mezcla de silicato de calcio y aluminato de calcio que se mantiene fundida a la temperatura del horno se conoce como **escoria**.

Conforme transcurre el tiempo, la mena descende hacia la parte inferior del horno; para entonces, la mayor parte ha sido reducida a hierro. La temperatura de la parte baja del horno es superior al punto de fusión del hierro impuro, por lo que el hierro fundido que se encuentra en la parte baja del horno se puede drenar hacia un recipiente. Debido a que la escoria es menos densa, forma una capa sobre el hierro fundido y es posible separarla en ese momento, como se observa en la figura 11.

La mena de hierro, la piedra caliza y el coque se introducen en la parte superior del horno. El hierro se obtiene de la mena mediante la reducción con carbono.

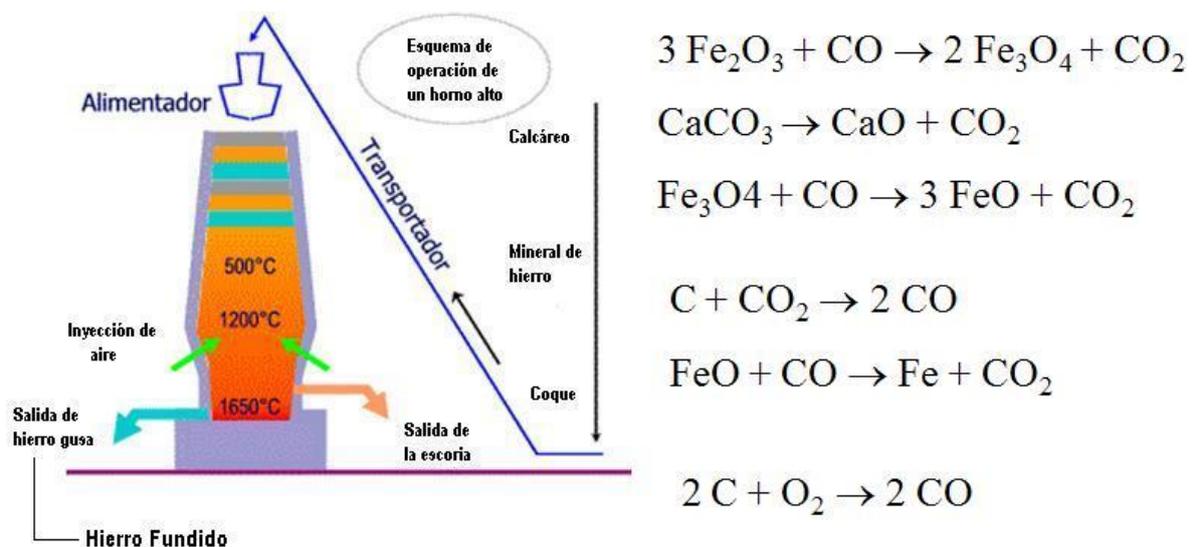


Figura 11. Diagrama de un ALTO HORNO

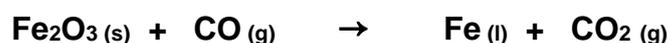
Tomado de <https://quimica.laguia2000.com/conceptos-basicos/elementos-metalicos>

## PASOS PARA RESOLVER PROBLEMAS DE ESTEQUIOMETRÍA

1. Escriba la reacción química.
2. Balancea la reacción química (por inspección o por método redox).
3. Calcula la masa molecular de las sustancias implicada en el problema.
4. Multiplicarlas por el número de moles (coeficiente estequiométrico).
5. Escribe el dato e incógnita debajo de los compuesto respectivos.
6. Determinar la proporción que relaciona la incógnita con el dato que se proporciona.
  - a. Si se pide una masa y se proporciona un valor en masa, se consideran estos en una proporción **masa-masa**.
  - b. Si se piden moles y se proporciona un valor en moles, se consideran estos en una proporción **mol-mol**.
  - c. Si se pide una masa y se proporciona un valor en moles, se consideran estos en una proporción **masa-mol**.
7. Escribe un factor de conversión que relacione las dos sustancias implicadas en el problema (dato e incógnita).
8. Multiplica la cantidad problema por el factor de conversión.
9. Si es necesario convierte a la unidad indicada.
- 10.

### Ejemplo:

Dada la reacción general que se produce en el alto horno para obtener hierro; a partir de su mena, mediante la reducción con carbono:



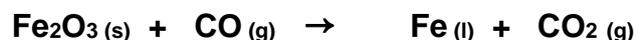
Determinar:

- a) Los kilogramos de hierro metálico que se puede obtener a partir de 1440 g de óxido de hierro III.
- b) Los moles de monóxido de carbono que se requieren para producir 12 moles de hierro metálico.
- c) Los gramos de óxido de hierro III para producir 15 moles de hierro metálico.
- d) El rendimiento de la reacción, si se producen 463 g de hierro a partir de 702 g de óxido de hierro III.

## Se procede a resolver el problema de estequiometria

Pasos a seguir:

1. Escriba ecuación química que representa el proceso.



2. Balancea la reacción química (por inspección o por método redox).



$$2 - \text{Fe} - 2$$

$$3 - \text{C} - 3$$

$$6 - \text{O} - 6$$

3. Calcula la masa molecular de las sustancias implicada en el problema.

$$M_{\text{Fe}} = 56 \frac{\text{g}}{\text{mol}}, \quad M_{\text{C}} = 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad \text{y} \quad M_{\text{O}} = 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \text{átomos} * M_{\text{Fe}} + \text{átomos} * M_{\text{O}} = 2 * 56 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 3 * 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 160 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_{\text{CO}} = M_{\text{C}} + M_{\text{O}} = 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_{\text{Fe}} = M_{\text{Fe}} = 56 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_{\text{CO}_2} = M_{\text{C}} + \text{átomos} * M_{\text{O}} = 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 2 * 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

4. Multiplicarlas por el número de moles (coeficiente estequiométrico).

$$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \text{Coeficiente estequiométrico} * M_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 1 \text{ mol} * (160 \frac{\text{g}}{\text{mol}}) = 160 \text{ g}$$

$$m_{\text{CO}} = \text{Coeficiente estequiométrico} * M_{\text{CO}} = 3 \text{ mol} * (28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}) = 84 \text{ g}$$

$$m_{\text{Fe}} = \text{Coeficiente estequiométrico} * M_{\text{Fe}} = 2 \text{ mol} * (56 \frac{\text{g}}{\text{mol}}) = 112 \text{ g}$$

$$m_{\text{CO}_2} = \text{Coeficiente estequiométrico} * M_{\text{CO}_2} = 3 \text{ mol} * (44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}) = 132 \text{ g}$$

5. Escribe el dato e incógnita debajo de los compuesto respectivos.



número de moles (Coeficiente)	1 mol	+	3 mol		2 mol	+	3 mol
Masa molecular (MM)	$160 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	+	$28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$		$56 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	+	$44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
masa estequiométrica	160 g	+	84 g		112 g	+	132 g
		244 g		=		244 g	



- a) 1440 g (g de Fe = ?)
- b) (mol de CO = ?) 12 mol
- c) (g de Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> = ?) 15 mol
- d) 702g (% Rendimiento ( $\eta$ ) = ?) 463g

6. Determinar la proporción que relaciona la incógnita con el dato que se proporciona.

a. Si se pide una masa y se proporciona un valor en masa, se consideran estos en una proporción **masa-masa**.

- a) Los kilogramos de hierro metálico que se puede obtener a partir de 1440 g de óxido de hierro III.

- b. Si se piden moles y se proporciona un valor en moles, se consideran estos en una proporción ***mol-mol***.
- b) Los moles de monóxido de carbono que se requieren para producir 12 moles de hierro metálico.
- c. Si se pide una masa y se proporciona un valor en moles, se consideran estos en una proporción ***masa-mol***.
- c) Los gramos de óxido de hierro III para producir 15 moles de hierro metálico.

**7. Escribe un factor de conversión que relacione las dos sustancias implicadas en el problema (dato e incógnita).**

• **masa-masa.**

- a) Los kilogramos de hierro metálico que se puede obtener a partir de 1440 g de óxido de hierro III.

**El factor de conversión** que relaciona el óxido de hierro III y el hierro metálico en masa-masa es:

$$\left( \frac{112 \text{ g Fe}}{160 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \right)$$

Este factor de conversiones expresa que por cada 160 g de óxido de hierro III que se utilizan se van a obtener 112 g de hierro metálico.

• **mol-mol**

- b) Los moles de monóxido de carbono que se requieren para producir 12 moles de hierro metálico.

**El factor de conversión** que relaciona el monóxido de carbono y el hierro metálico en mol-mol es:

$$\left( \frac{3 \text{ mol CO}}{2 \text{ mol Fe}} \right)$$

Este factor de conversiones expresa que por cada 3 moles de monóxido de carbono que se requiere, se obtiene 2 moles de hierro metálico.

- **masa-mol**

c) Los gramos de óxido de hierro III para producir 15 moles de hierro metálico.

**Para este problema primero tenemos que establecer el factor de conversión mol- mol y posteriormente convertirlo a masa.**

**El factor de conversión** que relaciona el óxido de hierro III en moles y el hierro metálico en mol-mol es:

$$\left( \frac{1 \text{ mol } Fe_2O_3}{2 \text{ mol } Fe} \right)$$

Este factor de conversiones expresa que por cada 2 moles de hierro metálico que se obtienen, se requiere 1 mol de óxido de hierro III.

Para resolver este inciso los moles del óxido de hierro III se convierten a gramos utilizando un factor de conversión:

**Nota:**

El factor de conversión que se utiliza es la masa molecular del óxido de hierro III

$$MM_{Fe_2O_3} = 160 \frac{g}{mol}$$

160 g de óxido de hierro III = 1 mol de óxido de hierro III

En 1 mol de óxido de hierro III se encuentran presentes 160 g de óxido de hierro III.

$$\left( \frac{160 \text{ mol } Fe_2O_3}{1 \text{ mol } Fe_2O_3} \right)$$

**8. Multiplica la cantidad problema por el factor de conversión.**

- **masa-masa**

a) Los kilogramos de hierro metálico que se puede obtener a partir de 1440 g de óxido de hierro III.

$$1440 \text{ g de } Fe_2O_3 \left( \frac{112 \text{ g } Fe}{160 \text{ g } Fe_2O_3} \right) = 1008 \text{ g de } Fe$$

- **mol-mol**

- b) Los moles de monóxido de carbono que se requieren para producir 12 moles de hierro metálico.

$$12 \text{ mol de Fe } \left( \frac{3 \text{ mol CO}}{2 \text{ mol Fe}} \right) = 18 \text{ mol de CO}$$

- **masa-mol**

- c) Los gramos de óxido de hierro III para producir 15 moles de hierro metálico.

$$15 \text{ mol de Fe } \left( \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{2 \text{ mol Fe}} \right) = 7.5 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3$$

Para resolver este inciso los moles de hierro metálico se convierten a gramos utilizando un factor de conversión:

$$160 \text{ g de óxido de hierro III} = 1 \text{ mol de óxido de hierro III}$$

$$7.5 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3 \left( \frac{160 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \right) = 1200 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3$$

**9. Si es necesario convierte a la unidad indicada.**

En el inciso "a" se pide el resultado en kg por lo tanto, se debe de convertir los 1008 g de hierro metálico en kg:

$$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$$

$$1008 \text{ g de Fe } \left( \frac{1 \text{ kg Fe}}{1000 \text{ g Fe}} \right) = 1.008 \text{ kg de Fe}$$

a) **R = 1.008 kg de Fe**

b) **R = 18 mol de CO**

c) **R = 1200 g de Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>**

- d) **El rendimiento de la reacción, si se producen 463 g de hierro metálico a partir de 702 g de óxido de hierro III.**

1. Para resolver este inciso primero se calcula la cantidad de hierro metálico que se obtiene realmente a partir de los 702 g de óxido de hierro III.

$$702 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3 \left( \frac{112 \text{ g Fe}}{160 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \right) = 491.4 \text{ g de Fe}$$

La **producción teórica** que se obtiene de hierro metálico es: **491.4 g de Fe**

2. Se calcula el porcentaje de rendimiento.

$$\eta = \frac{\text{masa obtenida}}{\text{masa teórica}} \times 100 \%$$

masa obtenida del producto = 463 g Fe

masa teórica del producto = 491.4 g Fe

$$\eta = \frac{463 \text{ g Fe}}{491.4 \text{ g Fe}} \times 100 \% = 94.22\%$$

Por lo tanto el rendimiento de la reacción ( $\eta$ ) es de **94.22 %**

## EJERCICIOS

A continuación, se plantean algunos de los procesos más comunes de obtención de algunos metales a partir de sus menas; siguiendo el procedimiento antes descrito, resuelve cada problema planteado.

1. Los carbonatos metálicos con frecuencia son calcinados para formar el óxido metálico. Como ejemplo tenemos la reacción de calcinación del Carbonato de Plomo II, para formar el óxido correspondiente:



A partir de 400 g de Carbonato de Plomo II calcular:

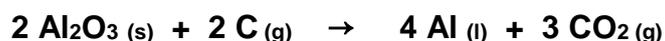
- A) La cantidad en gramos de óxido de plomo II que se produce.
  - B) La cantidad en moles de dióxido de carbono que se desprende.
2. La calcinación de la *Siderita* (Carbonato de Hierro II), para la formación del óxido ferroso y a partir de él obtener hierro metálico, ocurre de acuerdo a la siguiente ecuación:



- A) Expresa en términos molares las relaciones estequiométricas que se establecen entre los reactivos y productos según lo que indica la ecuación.
- B) ¿Qué cantidad de óxido de hierro II se podría obtener si se calcinan 20 toneladas del mineral cuya pureza es del 55%?
- C) Si la eficiencia de la reacción ocurre en un 80% ¿Qué cantidad de óxido de hierro II se obtiene realmente con esa misma cantidad de mineral?
- D) En estas condiciones de pureza y de eficiencia de la reacción ¿Qué cantidad de dióxido de carbono se obtendrá del proceso?
3. Uno de los problemas más fuertes que enfrenta la industria metalúrgica es el control de contaminantes que se producen en los procesos y que pueden afectar gravemente al ambiente; por ejemplo, en la tostación del *cinabrio* (sulfuro de mercurio II), para la obtención de Mercurio; se produce dióxido de azufre que causa la denominada “lluvia ácida”, según la siguiente ecuación:

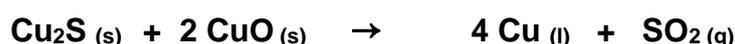


- A) Si se parte de 875 kg de HgS ¿Cuánto mercurio líquido se obtiene?
- B) ¿Qué cantidad en moles de dióxido de azufre gaseoso se obtendrá por cada kilogramo de mercurio producido?
- C) Si la eficiencia de la reacción ocurre a un 65% ¿Qué cantidad de mercurio se obtiene realmente?
4. El aluminio metálico, se obtiene por un proceso electrolítico llamado **Hall-Hérault**; a partir de la *Alúmina* (óxido de aluminio), la cual es disuelta dentro de una celda electrolítica revestida interiormente de carbón en un baño electrolítico con *criolita* ( $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ ) fundida. La celda actúa como cátodo, mientras que como ánodo se utilizan electrodos de carbón de Soldberg. La reacción química que se lleva a cabo es la siguiente:



- A) ¿Qué cantidad de óxido de aluminio se requiere para producir 1000 kg de aluminio metálico?
- B) Determina los moles de dióxido de carbono que se desprenden a partir de 15 moles de alúmina.

5. La *Calcosita* (sulfuro de cobre I) es un mineral del cual se obtiene Cobre metálico; la obtención del Cobre metálico se realiza por un proceso “*Pirometalúrgico*”, que consiste de tres fases: Fusión, Conversión y Refinación. La reacción se lleva a cabo a 1200°C, en donde el sulfuro de cobre I, se oxida y se forma óxido de cobre I, a la par este reacciona con el sulfuro de cobre I, para dar como productos Cobre Blister y Dióxido de Azufre a 800°C, según las siguientes reacciones:



Determinar:

- A) Los kilogramos de óxido de cobre I, que se pueden obtener a partir de 2040 g de sulfuro de cobre I.
- B) Los moles de oxígeno que se requieren para producir 9 moles de óxido de cobre II.
- C) Los gramos de cobre que se producen a partir de la reacción de 15 moles de sulfuro de cobre I.
- D) El rendimiento de la reacción, si se producen 530 g de cobre metálico a partir de 800 g de Sulfuro de Cobre I.

#### **BIBLIOGRAFÍA RECOMENDADA PARA EL ALUMNO:**

- Atkins, J. (2009). Principios de química. Los caminos del descubrimiento. México: Editorial Médica Panamericana.
- Chang, R. (2010). Fundamentos de química. México: McGraw–Hill Interamericana Editores.
- Dingrando, L., Gregg, K., Hainen, N. y Wistrom, C. (2010).
- Química: materia y cambio. Colombia: McGraw–Hill Interamericana editores.
- González, C., López A., Otero, R., et al. (2007). Programa de cómputo para la enseñanza del tema ¿por qué son importantes los metales? de la Segunda

Unidad. Industria Minero–Metalúrgica, del Programa de Química ajustado 2006–2007. México:cch-unam.

- Phillips, J., Stozak, V. (2012). Química. Conceptos y aplicaciones. México: McGraw–Hill Interamericana Editores.
- Spencer, J., Bodner, G., Rickard, L. (2000). Química estructura y dinámica. México:cecsa. <<https://descargamcq.wordpress.com/2011/08/25/quimica-general-quimica-estructura-y-dinamica-spencer-bodner-rickard/>>
- Timberlake, K. (2013). Química general, orgánica y biológica. México: Pearson Educación de México.
- Whitten, K. (2008). Química. México: cengage Learning.

### **BIBLIOGRAFÍA RECOMENDADA PARA EL PROFESOR:**

- Chang, R., (1999). QUÍMICA. Décima edición: capítulo 20 Metalurgia y la química de los metales (pp. 888 - 889). México: Mc Graw Hill.
- González, I., Otero, M. G., Vázquez, S., & Vega, M., (2017-2018). QUÍMICA III, Industria química, minero-metalúrgica y de fertilizantes. CDMEX: UNAM, CCH-Azcapotzalco.
- Hernández, A. S., Lira, G., Morales, E., Cortes, J. F., Salvador, S., & Román, M. A., (2016). Guía de estudio para preparar el examen extraordinario de química III de acuerdo con el programa vigente (PEA 2003). CDMEX: UNAM, CCH-Azcapotzalco.
- Nelson Iván Romero Pulido. (2014). RELACIONES CUANTITATIVAS EN QUÍMICA Y PROPORCIONALIDAD. Marzo de 2018, de Universidad Nacional de Colombia Facultad de Ciencias, Departamento de Ciencias Bogotá, Colombia Sitio web: [www.bdigital.unal.edu.co/37198/1/1186778.2014.pdf](http://www.bdigital.unal.edu.co/37198/1/1186778.2014.pdf)
- Leyes ponderales y volumétricas. Marzo de 2018, de Preparatoria Oviedo Sitio web: <https://prepaoviedo.files.wordpress.com/2016/02/leyes-ponderales-artc3>
- Estequiometría. Marzo de 2018, de Universidad Autonoma de Guadalajara Sitio web: <http://genesis.uaq.mx/edmedia/material/quimicall/pdf2/l.%20Estequiometr%EDa.pdf>

APRENDIZAJE	TEMÁTICA
<p><b>A4. (C, H)</b> 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. <b>(N3)</b></p>	<p>Propiedades periódicas: <b>(N3)</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Electronegatividad.</li> <li>• Radio atómico.</li> <li>• Carácter metálico.</li> <li>• Energía de ionización.</li> </ul> <p>Tipos de reacciones químicas. <b>(N3)</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Reacción química de desplazamiento.</li> <li>• Propiedades químicas de metales.</li> </ul> <p>Serie de actividad de metales. <b>(N3)</b></p>

## Introducción

Las propiedades químicas de los elementos tienen una relación muy estrecha con la colocación de los mismos en la tabla periódica:

- Las propiedades son muy similares para los elementos del mismo grupo.
- Las propiedades varían a lo largo del período para volverse a repetir en el siguiente período.

La relación entre la variación de las propiedades y la posición en la tabla periódica está relacionada con la configuración electrónica de los elementos.

Los electrones de valencia son los de la última capa (electrones “s” y “p”); también son de interés químico los electrones de los subniveles “d” y “f” que se encuentran incompletos.

Las propiedades están en relación con la capacidad de perder, ganar o compartir electrones de los átomos para que su configuración electrónica se parezca a la del gas noble más cercano.

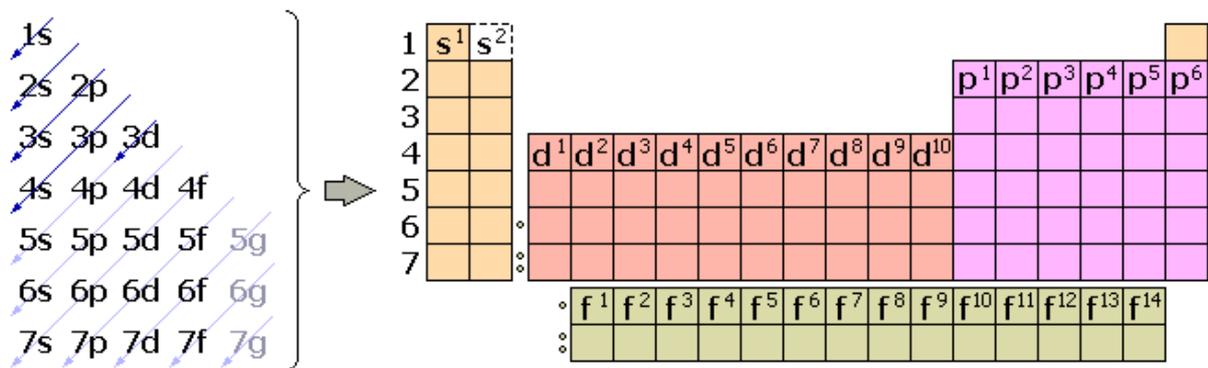


Figura 12 Tabla periódica de los elementos indicando los niveles de energía.

tomada de <http://unidad111111111.blogspot.mx/2013/06/154-configuracion-electronica-de-los.html>

Observa el siguiente video y contesta lo que se te pide

[https://www.youtube.com/watch?v=G7\\_Xao0Zilg](https://www.youtube.com/watch?v=G7_Xao0Zilg)

- ¿Qué propiedades físicas presentan los metales?
- ¿Qué propiedades químicas presentan los metales?

### Propiedades periódicas: (N3)

#### • Radio atómico.

La medida del tamaño del átomo se lleva a cabo mediante la determinación de su radio, es decir, es la mitad de la distancia de dos átomos iguales que están enlazados entre sí.

Puede ser:

radio **covalente** (para no metales)

radio **metálico** (para los metales)

radio **iónico** (para el enlace entre un metal y un no metal)

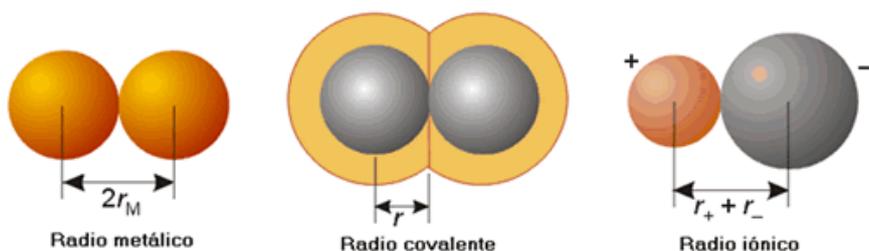


Figura 13. Radio atómico. tomada de: <http://unidad111111111.blogspot.com/2013/06/222-radio-atómico-radio-covalente-radio.html>

El tamaño depende de dos factores:

- La atracción entre la carga positiva del núcleo y la negativa de los electrones.
  - A menor distancia mayor será la fuerza.
  - Para la misma distancia si aumentan las cargas, mayor será la fuerza de atracción.
- La repulsión entre las cargas negativas de los electrones y el aumento del número de capas.
  - Al aumentar el número de capas en un grupo, el aumento del número de protones del núcleo y de electrones de la corteza (aumento de la fuerza de atracción entre cargas opuestas), no compensa el aumento de la distancia. Por tanto, el aumento del número de capas disminuye la fuerza de atracción de los electrones más externos. Por otro lado, las últimas capas estarán más lejos del núcleo.

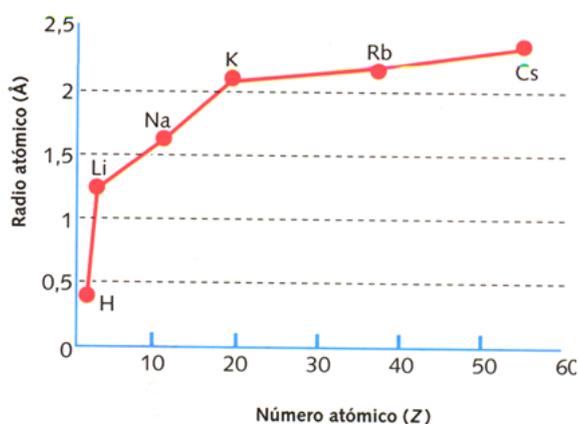


Figura 14 Variación del radio atómico Grupo 1

En un período la distancia entre los electrones más externos y el núcleo se mantiene en términos globales. Cada protón que aumenta en el núcleo al pasar a otro elemento del mismo período, aumenta la fuerza de atracción. Por otro lado, cada electrón que aumenta al pasar a otro elemento del mismo período, aumenta la fuerza de repulsión entre electrones. Salvo pequeñas variaciones, en un período es mayor la fuerza de atracción que de repulsión.

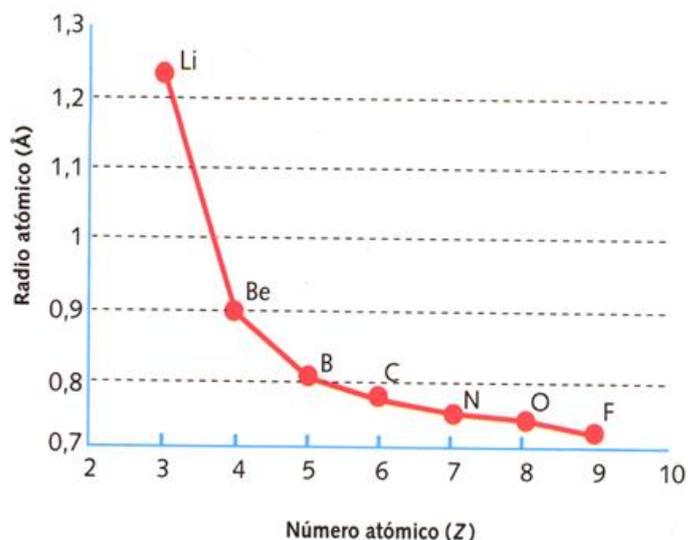


Figura 15 Variación del radio atómico Periodo 2

En resumen, el radio atómico varía de la siguiente forma:

- En un grupo el tamaño aumenta a medida que bajamos en el mismo (mayor número atómico). Cuanto más abajo más lejos se encontrarán los electrones, la última capa estará más lejos del núcleo. Mayor distancia entre cargas positivas y negativas significa menor fuerza de atracción y, por tanto, mayor tamaño.
- En un período disminuye por lo general el tamaño a medida que avanzamos en el mismo (mayor número atómico). Los electrones nuevos de cada elemento se ponen en la misma capa, a la misma distancia del núcleo. La fuerza de atracción entre el núcleo (mayor número de cargas positivas a medida que avanzamos en el período) y la capa de electrones aumenta dado que la distancia es la misma pero las cargas son mayores. Mayor fuerza de atracción implica menor tamaño, se acerca la capa de electrones al núcleo.

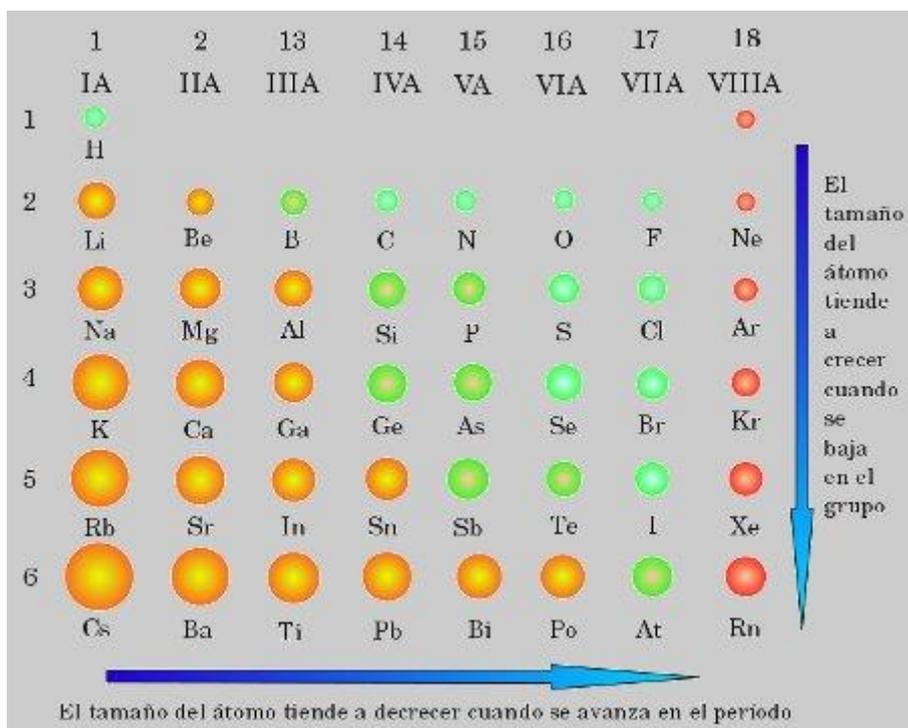


Figura 16 Variación del tamaño atómico en la tabla periódica.

Tomada de: <http://www.sabelotodo.org/quimica/cambiossistematicosatomos.html>

Ejercicios.

Organiza los siguientes elementos en orden creciente de su radio atómico:

K, Na, Li, Cs

---

Organiza los siguientes elementos en orden decreciente de su radio atómico: O, N, F, B.

---

• **Energía de ionización (EI).**

“Es la mínima energía necesaria para extraer un  $e^-$  de un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental y formar un catión”.



Es siempre positiva (proceso endotérmico) y se expresa en eV/átomo o en kJ/mol.

Se habla de 1ª EI ( $EI_1$ ), 2ª EI ( $EI_2$ ), según se trate del primer o segundo  $e^-$  extraído.

La EI aumenta hacia arriba en los grupos y hacia la derecha en los periodos por disminuir el radio.

La EI de los gases nobles, al igual que la 2ª EI en los metales alcalinos, es enorme.

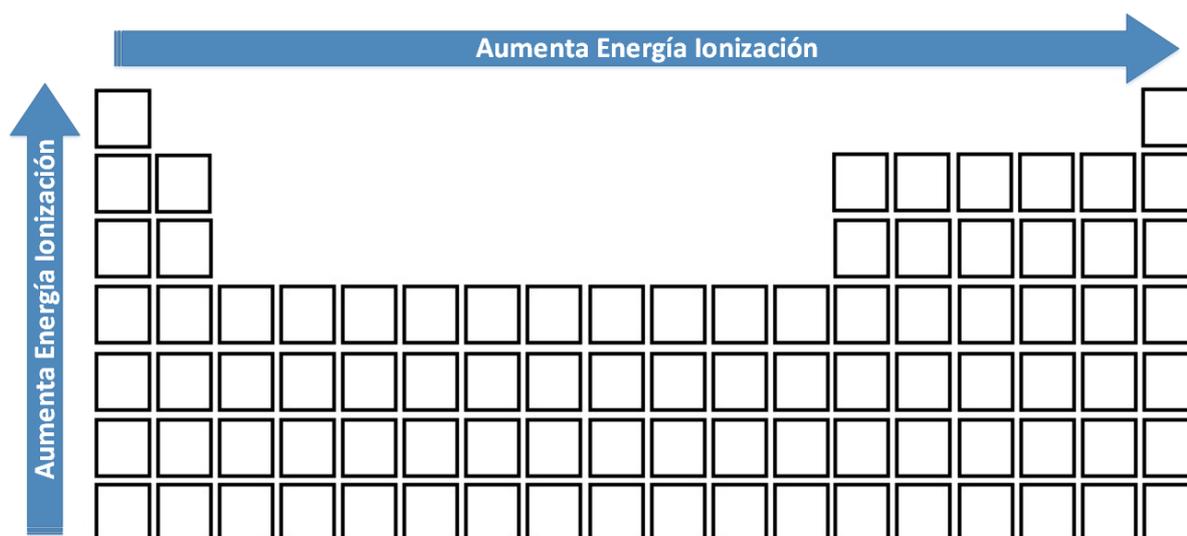


Figura 17. Variación de la energía de ionización en la tabla periódica.

Tomada de: <https://www.tplaboratorioquimico.com/quimica-general/la-tabla-periodica/propiedades-periodicas.html>

Ejercicio.

Ordena de mayor a menor energía de ionización de: O, S, y Se

\_\_\_\_\_

Ordena de menor a mayor energía de ionización de: O, F, N y Ca

\_\_\_\_\_



¿Cuál elemento presenta mayor electronegatividad del Mg, el Ca o el Ba?

\_\_\_\_\_

¿Cuál elemento presenta mayor electronegatividad del F, el Cl o el Br?

\_\_\_\_\_

### • **Carácter metálico**

El carácter metálico es la característica que tienen los metales de perder con mucha facilidad los electrones del último nivel. Los elementos químicos tienen mayor carácter metálico cuanto más abajo y a la izquierda de la tabla periódica se encuentren (Al igual que el radio atómico y el poder reductor). Es decir, el elemento con mayor carácter metálico será el Francio "Fr" (es el elemento que se encuentra más abajo y a la izquierda de la tabla periódica) y el elemento con menor carácter metálico será el Flúor "F" (es el elemento que más arriba y a la derecha se encuentra de la tabla periódica sin tener en cuenta los gases nobles).

- El carácter metálico es mayor en los elementos de la izquierda de la tabla periódica
- Tiende a decrecer conforme nos movemos a la derecha en un periodo (renglón) esto es lo mismo que decir que el carácter de no-metal crece al aumentar el valor de la energía de ionización
- En cualquier familia (columna) el carácter metálico crece de arriba hacia abajo (los valores de la energía de ionización disminuye al bajar en la familia)
- Esta tendencia general no se observa necesariamente en los metales de transición.

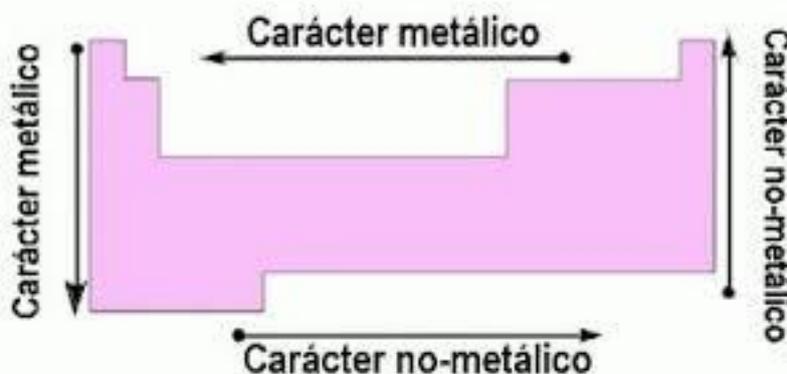


Figura 19 Variación del carácter metálico en la tabla periódica.

Tomada de <https://sites.google.com/site/periodicitechimique/caracter-metalico>

## Reactividad de los metales

Como se dijo anteriormente los elementos tienen tendencia a parecerse a los gases nobles más cercanos en cuanto a su configuración electrónica de la última capa. Los menos electronegativos tendrán tendencia a perder electrones frente a otros más electronegativos.

La *reactividad* de un elemento químico es la tendencia que dicho elemento posee a combinarse con otros. Para los elementos que se comportan como metales esta tendencia está directamente relacionada con la facilidad con la que pierden sus *electrones de valencia*. Cuanto menor sea la energía de ionización del metal, mayor será su reactividad.

Si analizamos la variación de la energía de ionización en un mismo grupo del *sistema periódico*, vemos que, al descender en éste, el número cuántico principal de los *orbitales de valencia* es mayor, con lo cual, el tamaño de dichos orbitales será mayor. Los electrones que se encuentran en dichos orbitales están más alejados del núcleo por lo que son menos atraídos por éste. Así, se necesita cada vez menos energía para arrancar estos electrones de valencia según descendemos en el grupo. Este descenso en la energía de ionización hace aumentar la reactividad de los elementos situados más abajo en un grupo.

- Variación de la reactividad en los grupos. A medida que descendemos en un grupo, los electrones de la última capa se encuentran más lejos del núcleo y, por tanto, resultará más fácil quitárselos y, en el caso de los no metales, más difícil el coger electrones.
  - La reactividad de los metales aumenta al avanzar en un grupo (mayor tendencia a perder electrones).
  - La reactividad de los no metales aumenta cuanto más arriba en el grupo (mayor tendencia a coger electrones)
- Variación de la reactividad en los períodos. Son más reactivos los grupos de la izquierda que los de la derecha dado que resulta más fácil perder un electrón de la última capa que dos, tres,... Cuando llegamos a cierto grupo la tendencia se invierte dado que resultará más fácil ganar los electrones que le faltan para parecerse al gas noble más cercano. Por tanto, en un período

- La reactividad de los metales aumenta cuanto más a la izquierda en el período (menos electrones a quitar).
- La reactividad de los no metales aumenta al avanzar en el período (menos electrones a coger).

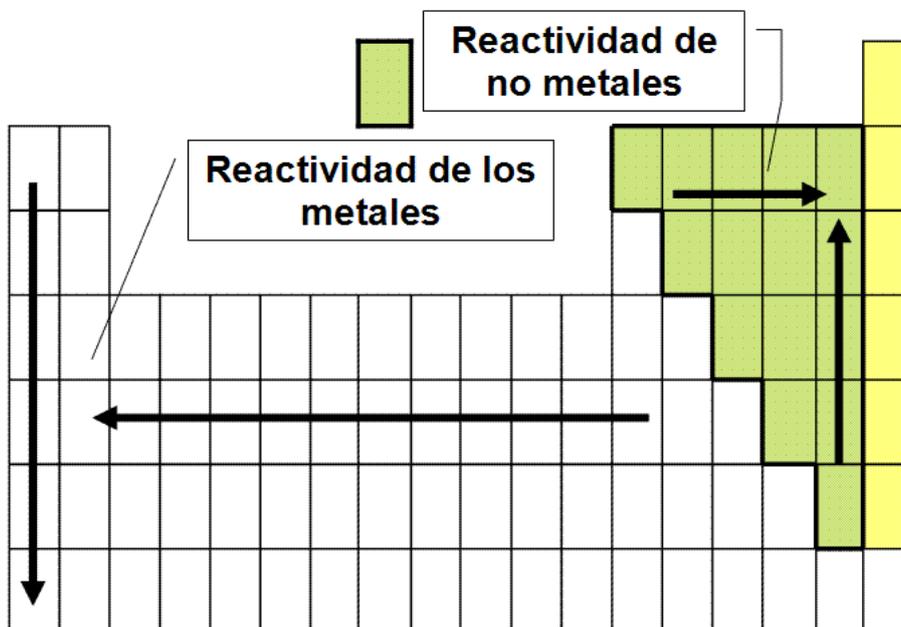


Figura 20. Variación de la reactividad de los metales y no metales en la tabla periódica. Tomada de: [http://www.educamix.com/educacion/3\\_eso\\_materiales/b\\_iii/conceptos/conceptos\\_bloque\\_3\\_4.htm](http://www.educamix.com/educacion/3_eso_materiales/b_iii/conceptos/conceptos_bloque_3_4.htm)

Ejercicio.

Ordena de mayor a menor reactividad a los siguientes elementos K, Li, Rb, Na

\_\_\_\_\_

Ordena de menor a mayor reactividad a los siguientes elementos Zn, Cu, Ni, Fe:

\_\_\_\_\_

Ordena de mayor a menor reactividad a los siguientes elementos Zn, Ag, Pt, Fr

\_\_\_\_\_

Ordena de menor a mayor reactividad los siguientes elementos Te, Se, S, O

\_\_\_\_\_

## Tipos de reacciones químicas. (N3)

### • Reacción química de desplazamiento simple.

Una reacción de desplazamiento simple, es una reacción en la que un elemento se sustituye por otro dentro un compuesto. Los materiales iniciales siempre son elementos puros, como metal de zinc puro o gas hidrógeno, más un compuesto acuoso. Cuando ocurre una reacción de sustitución, se generan como productos un nuevo compuesto acuoso puro y un elemento puro diferente. La forma general de una reacción de sustitución simple se muestra a continuación.



Podemos ver que **C** sustituye a **A** dentro del compuesto **BA** para formar un nuevo compuesto **CB**. Otra cosa que podrías notar es que **A** comienza como un ión en disolución, pero aparece en su forma elemental de lado de los productos. El reactivo **C** hace lo opuesto: inicia en su forma elemental de lado de los reactivos, pero termina como un ión en estado acuoso como parte del compuesto **CB<sub>(ac)</sub>**.



### Determinación de los productos de las reacciones de sustitución simple

En general, los elementos que forman aniones pueden sustituir el anión en el compuesto y los elementos que forman cationes pueden sustituir el catión del compuesto. Se pueden utilizar las siguientes pautas para determinar el tipo de ión que un elemento dado podría formar.

- Los metales por lo general, forman cationes. Esto incluye los grupos 1 y 2, algunos elementos de los grupos 13 y 14, y los metales de transición.

- Los no metales comunes que participan en reacciones de sustitución simple son los que pertenecen al grupo 17, los cuales generalmente forman aniones con carga 1<sup>-</sup>.
- El hidrógeno normalmente forma el catión H<sup>+</sup> en una reacción de sustitución simple.

Ya que sabemos qué elementos podrían intercambiarse en nuestra reacción de desplazamiento simple, podemos predecir si la reacción sucederá según lo que conocemos sobre la reactividad relativa de los dos elementos, A y C en la reacción general. Si el elemento C es más reactivo que el elemento A, entonces C sustituirá a A en un compuesto. Si el elemento C es menos reactivo que el elemento A, entonces no habrá reacción.

Ordena de mayor a menor reactividad los elementos Cu, Na, Mg y Al

---

Escribe las reacciones que se llevarán a cabo con cada uno de los anteriores metales y HCl en orden de reactividad

---

---

---

---

## Serie de actividad de metales. (N3)

La **serie de actividad**, también llamada **serie de reactividad**, clasifica los elementos en orden de su reactividad para ciertos tipos de reacciones, incluyendo las reacciones de sustitución simple. Los elementos más reactivos en la serie de reactividad, sustituirán a los menos reactivos, pero no a la inversa. Hay clasificaciones diferentes para los elementos que forman cationes y los elementos que forman aniones. Para los elementos que forman cationes, la serie de reactividad es más larga, y las tendencias no son claras.

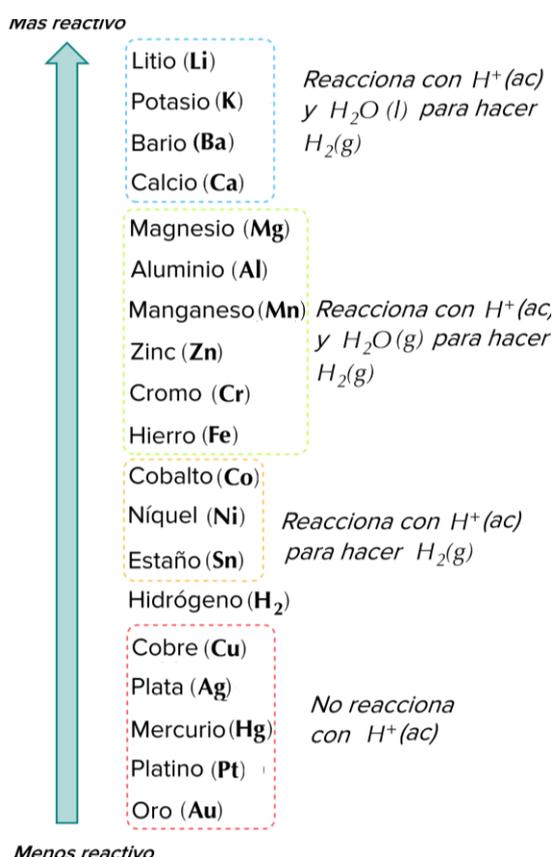


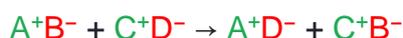
Figura 21 Serie de actividad de los metales. Tomada de: <https://es.khanacademy.org/science/chemistry/chemical-reactions-stoichiome/types-of-chemical-reactions/a/single-replacement-reactions>

La forma de usar la serie de reactividad es igual tanto para cationes como para aniones:

*Los elementos más reactivos sustituirán a los elementos menos reactivos en un compuesto.*

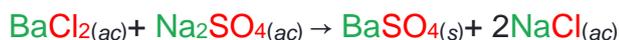
## Reacción de desplazamiento doble

También llamadas **de sustitución doble**, **de intercambio** o **reacciones de metátesis**, suceden cuando las partes de dos compuestos iónicos se intercambian, produciendo dos compuestos nuevos. El patrón general de las reacciones de desplazamiento doble se ve así:



El disolvente de las reacciones de desplazamiento doble casi siempre es agua y los reactivos y productos normalmente son compuestos iónicos, aunque también pueden ser ácidos o bases.

Una **reacción de precipitación** sucede cuando dos compuestos iónicos acuosos forman un nuevo compuesto iónico que no es soluble en agua. Un ejemplo es



En este ejemplo, los cationes son  $Ba^{2+}$ ,  $Na^+$  y los aniones son  $Cl^-$ ,  $SO_4^{2-}$ . Si intercambiamos los aniones, o los cationes, obtenemos como productos  $BaSO_4$  y  $NaCl$ .

Completa las siguientes reacciones:



APRENDIZAJE	TEMÁTICA
<p><b>A5. (C, H)</b> 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. <b>(N2)</b></p>	<p>Reacción de óxido reducción en la obtención de metales. <b>(N3)</b></p> <p>Ecuaciones químicas para representar los cambios estudiados.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Estabilidad, reactividad y energía involucrada.</li> </ul>

## Introducción

Las reacciones químicas donde se produce una transferencia de electrones entre moléculas se conocen como reacciones REDOX, y su importancia en la electroquímica es vital, pues mediante este tipo de reacciones se llevan a cabo los procesos que generan electricidad o, en caso contrario, se obtienen nuevas sustancias como consecuencia de ella.

Los procesos metalúrgicos se clasifican en:

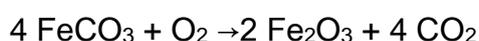
**Pirometalúrgicos**, tales como, el secado y la calcinación, además de la tostación de sulfuros, la aglomeración y sinterización de óxidos y sulfuros, el tratamiento de los gases de tostación, la reducción de los óxidos metálicos y la refinación del metal obtenido.

## Calcinación

Durante la calcinación se eliminan, agua, dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) y otros gases, los cuales se encuentran enlazados químicamente en la forma de, por ejemplo, hidratos y carbonatos.

En un mineral común de hierro carbonatado, los carbonatos que suele contener se descomponen de la siguiente manera en presencia de oxígeno:

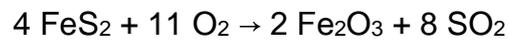
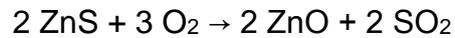
Carbonato + Oxígeno → Óxido Metálico + Dióxido de Carbono



## **Tostación**

La tostación es la oxidación de sulfuros metálicos para producir óxidos metálicos y dióxido de azufre, ejemplos típicos son:

Sulfuro + Oxígeno → Óxido Metálico + Dióxido de Azufre



Los minerales de cobre, zinc y plomo típicamente se tuestan con el principal propósito de convertir a estas menas en óxidos para su posterior tratamiento de reducción. El dióxido de azufre, por lo tanto, es un subproducto del proceso de tostación.

## **Reducción de los Óxidos Metálicos**

Un numeroso grupo de metales se producen a partir de óxidos, este es por ejemplo el caso del hierro Fe, cromo Cr, manganeso Mn, estaño Sn, etc. En otros casos, por ejemplo para el plomo Pb y el zinc Zn, los minerales de sus sulfuros se tuestan primero para producir óxidos, como ya vimos; posteriormente estos óxidos se reducen para producir metal.

Existen diversos métodos de reducción, entre los cuales se encuentran:

### **Reducción por descomposición térmica:**

Sólo los óxidos de los metales más nobles pueden convertirse en metal mediante una simple descomposición térmica. Tal es el caso del óxido de plata, el cual, a temperaturas mayores a 200 °C y en atmósferas inertes, se descomponen mediante la siguiente reacción:

Óxido metálico + Calor → Metal + Oxígeno



### **Reducción por medio de un agente reductor:**

Todos los demás óxidos metálicos se descomponen por medio de un agente reductor, éste puede ser carbono, monóxido de carbono, hidrógeno y en casos especiales, otro metal que tenga mayor afinidad por el oxígeno, por ejemplo se puede reducir el Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> con Al. El carbono, el monóxido de carbono y el hidrógeno son los agentes reductores de mayor importancia industrial y económica y pueden ser producidos a partir de materias primas como el carbón, petróleo o el gas natural.

**Hidrometalúrgicos**, tales como, lixiviación, intercambio iónico y extracción por disolventes.

En el caso de la Lixiviación es la disolución de los metales solubles de un mineral con ayuda de disolventes apropiados.



### **Electrometalúrgicos**

La extracción o beneficio electrolítico es importante en el caso de los metales ligeros altamente activos, aluminio, magnesio, etc., los cuales se producen casi exclusivamente por electrólisis de sales fundidas. En el caso de otros metales como el cobre y el zinc, el beneficio electrolítico a partir de disoluciones acuosas representa una alternativa a los procesos pirometalúrgicos. Otras aplicaciones importantes son la recuperación de impurezas valiosas como la plata y el oro contenidas en el cobre.

En metalurgia extractiva las celdas electrolíticas pueden clasificarse en dos grupos principales:

- a) Celdas de producción (electrobeneficio)
- b) Celdas de refinación (electrorefinado)

### **SERIE ELECTROMOTRIZ**

Las reacciones electroquímicas siempre tratarán de liberar energía de forma análoga al potencial eléctrico, por lo que los electrones siempre se moverán espontáneamente desde un potencial REDOX menor (ánodo), hacia un potencial REDOX mayor (cátodo). En el caso de los electrones, estos se comportan de la misma forma bajo la acción de un potencial eléctrico que bajo la acción de un potencial REDOX

A continuación te presentamos los resultados de un experimento en donde se utilizaron 3 electrodos de Zn, Cu y Ag, así como 3 vasos de precipitados que contienen disoluciones de  $\text{ZnNO}_3$ ,  $\text{CuNO}_3$  y  $\text{AgNO}_3$  1M respectivamente.

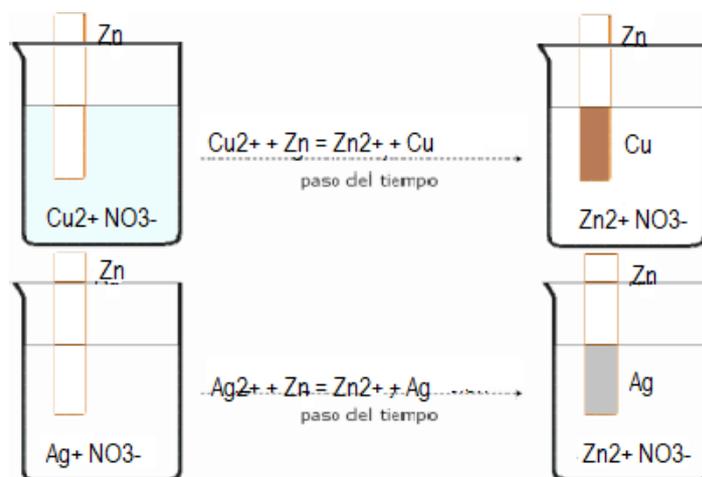
**Experimento 1.** Se sumergió el electrodo de Zn en la disolución de  $\text{CuNO}_3$  observándose un depósito de Cu de manera espontánea, posteriormente el electrodo de Zn se sumergió en la disolución de  $\text{AgNO}_3$  observándose depositación de Ag de manera espontánea.

**Experimento 2.** Se sumergió el electrodo de Cu en la disolución de  $\text{AgNO}_3$  observándose un depósito de Ag de manera espontánea, posteriormente el electrodo de Cu se sumergió en la disolución de  $\text{ZnNO}_3$  sin observarse reacción alguna.

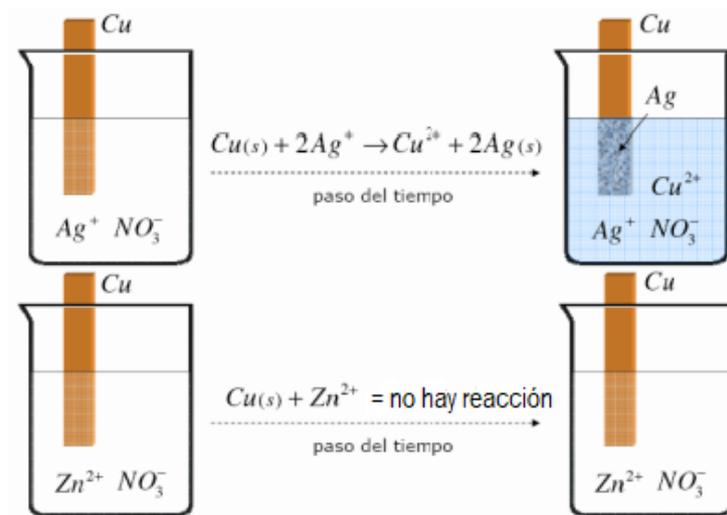
**Experimento 3.** Se sumergió el electrodo de Ag en la disolución de  $\text{CuNO}_3$  sin observarse reacción alguna, posteriormente el electrodo de Ag se sumergió en la disolución de  $\text{ZnNO}_3$  sin observarse reacción alguna.

**Experimento 4.** En ningún caso se observó cambio alguno, es decir, no hay reacción.

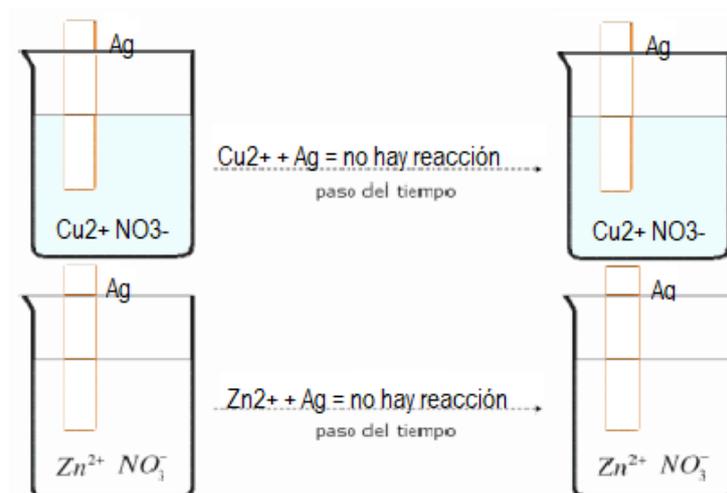
### Experimento 1



## Experimento 2



## Experimento 3



## Experimento 4

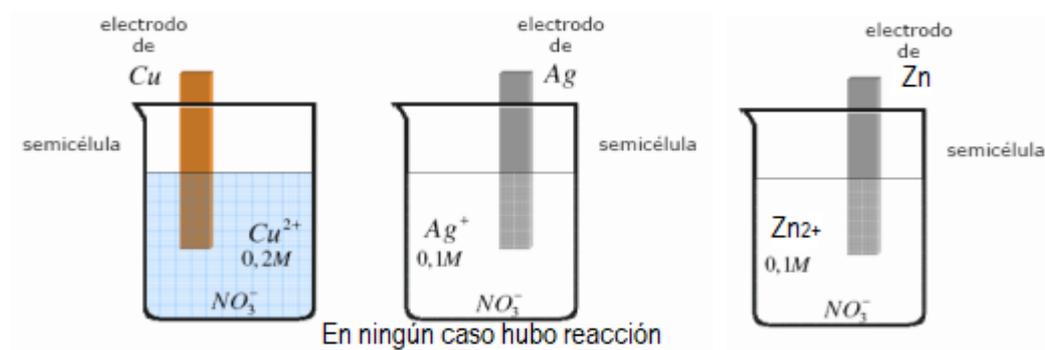
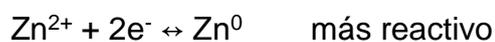


Tabla de resultados en donde se resume en que caso existió una reacción espontánea.

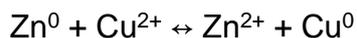
	Zn <sup>0</sup>	Cu <sup>0</sup>	Ag <sup>0</sup>
Zn <sup>2+</sup>	No	No	No
Cu <sup>2+</sup>	Sí	No	No
Ag <sup>1+</sup>	Sí	Sí	No

De estos resultados se puede concluir que la reactividad del Zn<sup>0</sup> es mayor que la del Cu<sup>0</sup> y la Ag<sup>0</sup> y que la reactividad del Cu<sup>0</sup> es mayor que la Ag<sup>0</sup>. Por lo que acomodando las semireacciones de cada uno de estos metales en el sentido de la reducción y por orden de reactividad (por convención internacional), se puede construir una pequeña serie electromotriz o serie de actividad entre estos 3 metales, quedando como sigue:

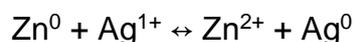


### Análisis de resultados

Las reacciones espontáneas fueron:



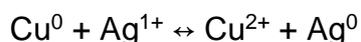
por lo que:



por lo que:

$Zn^0 \leftrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$  por lo tanto el Zn se oxida, es el Agente Reductor

$Ag^{1+} + 1e^- \leftrightarrow Ag^0$  por lo tanto el Ag se reduce, es el Agente Oxidante

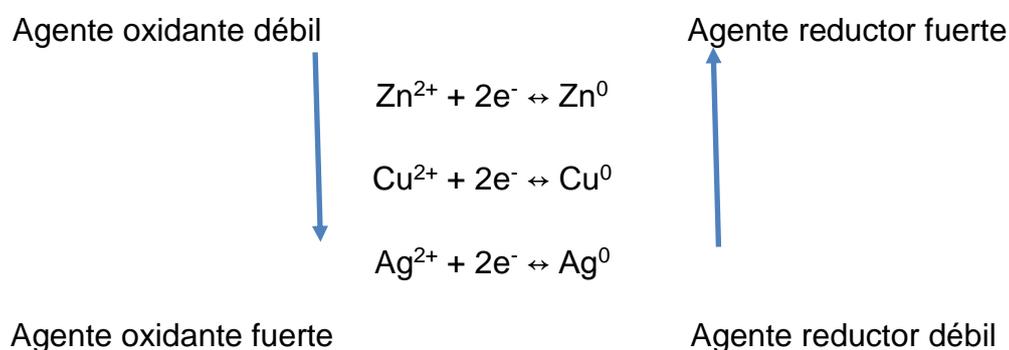


por lo que:

$Cu^0 \leftrightarrow Cu^{2+} + 2e^-$  por lo tanto el Cu se oxida, es el Agente Reductor

$Ag^{1+} + 1e^- \leftrightarrow Ag^0$  por lo tanto el Ag se reduce, es el Agente Oxidante

De lo anterior se deduce la fuerza de los Agentes reductores y oxidantes en la serie de actividad quedando como:



Así mismo, se puede afirmar la siguiente reacción de espontaneidad a partir de la serie electromotriz.



Es decir, para que la reacción sea espontánea (con su respectiva generación de energía), ambos Agentes, reductor y oxidante deben ser fuertes, caso contrario la reacción no se llevará a cabo y se necesitará aplicar energía por un medio externo para que se lleve a cabo.

Elemento	Reacción de electrodos	Potencial de reducción E°, en volts
Li	$\text{Li}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Li}$	- 3,045
K	$\text{K}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{K}$	- 2,925
Ca	$\text{Ca}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Ca}$	- 2,870
Na	$\text{Na}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Na}$	- 2,714
Mg	$\text{Mg}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Mg}$	- 2,370
Al	$\text{Al}^{+3} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Al}$	- 1,660
Zn	$\text{Zn}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	- 0,763
Cr	$\text{Cr}^{+3} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Cr}$	- 0,740
Fe	$\text{Fe}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	- 0,440
Cd	$\text{Cd}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cd}$	- 0,403
Ni	$\text{Ni}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Ni}$	- 0,250
Sn	$\text{Sn}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Sn}$	- 0,140
Pb	$\text{Pb}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	- 0,126
H <sub>2</sub>	$2 \text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{H}_2$	0,000
Cu	$\text{Cu}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	+ 0,337
I <sub>2</sub>	$\text{I}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2 \text{I}^-$	+ 0,535
Hg	$\text{Hg}^{+2} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Hg}$	+ 0,789
Ag	$\text{Ag}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	+ 0,799
Br <sub>2</sub>	$\text{Br}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2 \text{Br}^-$	+ 1,080
Cl <sub>2</sub>	$\text{Cl}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2 \text{Cl}^-$	+ 1,360
Au	$\text{Au}^{+3} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Au}$	+ 1,500
F <sub>2</sub>	$\text{F}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2 \text{F}^-$	+ 2,870

Figura 22 Serie electromotriz y sus respectivos potenciales de celda. Tomada de: <http://gogopixlibrary.com/serie+electromotriz+metales>

## SIGNIFICADO DEL POTENCIAL ELÉCTRICO ASOCIADO A UNA REACCIÓN REDOX.

Es posible conectar la energía química intercambiada durante una reacción REDOX con la carga eléctrica transportada por los electrones cuando estos se mueven desde una sustancia que se oxida a una sustancia que se reduce. Esto se hace suponiendo que la energía química se puede sustituir por una energía potencial eléctrica (E) referida específicamente al transporte de electrones. Para lograr esto es necesario

definir una diferencia de potencial eléctrico que corresponde exactamente con la diferencia de potencial REDOX denotada por  $\Delta E$ .

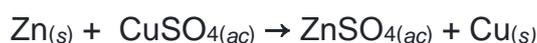
La Serie electromotriz de la figura 22 está construida a partir de la actividad química de cada elemento, en la parte superior los más reactivos y en la parte inferior los menos reactivos, además se indica el potencial eléctrico (E) asociado a la reacción de reducción de cada elemento, respecto al potencial de Hidrógeno que se define con un valor de cero.

En éste sentido un E(-) significa que se favorece la reacción de oxidación y un E(+) significa que se favorece la reacción de reducción, dicho de otra forma, los elementos con un E(-) son más reactivos que los elementos que tienen un E(+)

### **Procedimiento para evaluar la espontaneidad de una reacción que involucra un par galvánico.**

Tomando como ejemplo lo expuesto en el aprendizaje 4, una reacción de *desplazamiento simple* (o reacción de *sustitución simple*) sucede cuando dos elementos intercambian lugares en un mismo compuesto. Así, muchos metales en estado elemental reaccionan con metales en estado oxidado (en disolución acuosa).

La siguiente reacción muestra al zinc reemplazando al cobre en una reacción de desplazamiento entre el metal Zn y el CuSO<sub>4</sub> en forma acuosa:



Paso 1. Buscar en la serie de actividad las dos especies involucradas en la reacción REDOX (par galvánico), la que se reduce y la que se oxida, acomodando y respetando la mayor reactividad y con su respectivo potencial

semi reacción		E <sup>0</sup> volts
AOD	$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn^0$	-0.763
ARF		
AOF	$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0$	+0.337
ARD		

Paso 2. Aplicar la regla de espontaneidad

Agente Reductor Fuerte + Agente Oxidante Fuerte ↔ Agente Oxidante Débil + Agente Reductor Débil

Agente Reductor Fuerte	Agente Oxidante Fuerte	↔	Agente Reductor Débil	Agente Oxidante Débil
$Zn^0$	$Cu^{2+}$	↔	$Cu^0$	$Zn^{2+}$

Paso 3. Reescribir las semireacciones y determinar la Reacción de oxidación (ánodo)

Agente Reductor y la Reacción de reducción (cátodo) Agente Oxidante :

$Zn^0 \leftrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$  Reacción de oxidación (ánodo) Agente Reductor

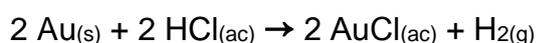
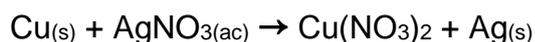
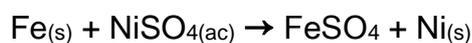
$Cu^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Cu^0$  Reacción de reducción (cátodo) Agente Oxidante

Observa que la reacción inversa es no espontánea ya que

Agente Reductor Débil	Agente Oxidante Débil	↔	Agente Reductor Fuerte	Agente Oxidante Fuerte
Zn <sup>2+</sup>	Cu <sup>0</sup>	↔	Cu <sup>2+</sup>	Zn <sup>0</sup>

Si las reacciones químicas son provocadas por una diferencia de potencial aplicada externamente, se hace referencia a una Electrólisis. En cambio, si la diferencia de potencial eléctrico es creada como consecuencia de la reacción química, se conoce como un "acumulador de energía eléctrica", también llamado pila o celda galvánica.

De las siguientes reacciones:



Determina:

- Las semireacciones del par galvánico, respetando la mayor reactividad y con su respectivo potencial
- Aplica la regla de espontaneidad para determinar si la reacción tal y como está escrita se lleva a cabo o no.
- Reescribe las semireacciones y determina la Reacción de oxidación (ánodo) Agente Reductor y la Reacción de reducción (cátodo) Agente Oxidante

Los procesos hidrometalúrgicos se basan en reacciones iónicas en medio acuoso, en ésta sección estudiaremos dos procesos, el electrobeneficio y electrorefinado (Electrólisis) y para ello comenzaremos por recordar que dentro de una reacción REDOX siempre existe una sustancia que se oxida y otra que se reduce, lo que implica una transferencia de electrones entre las mismas. La reacción REDOX va acompañada por un intercambio de energía química, ya sea que se libere o que se almacene en los compuestos químicos implicados en el proceso.

## Electrobeneficio

El proceso de electrobeneficio de cobre constituye la etapa terminal del proceso de beneficio de “minerales oxidados y mixtos de cobre”. El cobre es depositado desde disoluciones purificadas por medio de una electrólisis directa. El objetivo del proceso es producir cátodos de cobre de alta pureza. Para lograr este objetivo, la disolución proveniente de la etapa de lixiviación es purificada y concentrada en cobre en la planta de extracción por solventes, para posteriormente ser conducida a una serie de celdas de electrodeposición donde se producen los cátodos de cobre con una pureza de 99,99%. En este tipo de procesos, la tecnología actual contempla el uso de cátodos permanentes de acero inoxidable 316L y ánodos insolubles laminados de una aleación Pb-Ca-Sn

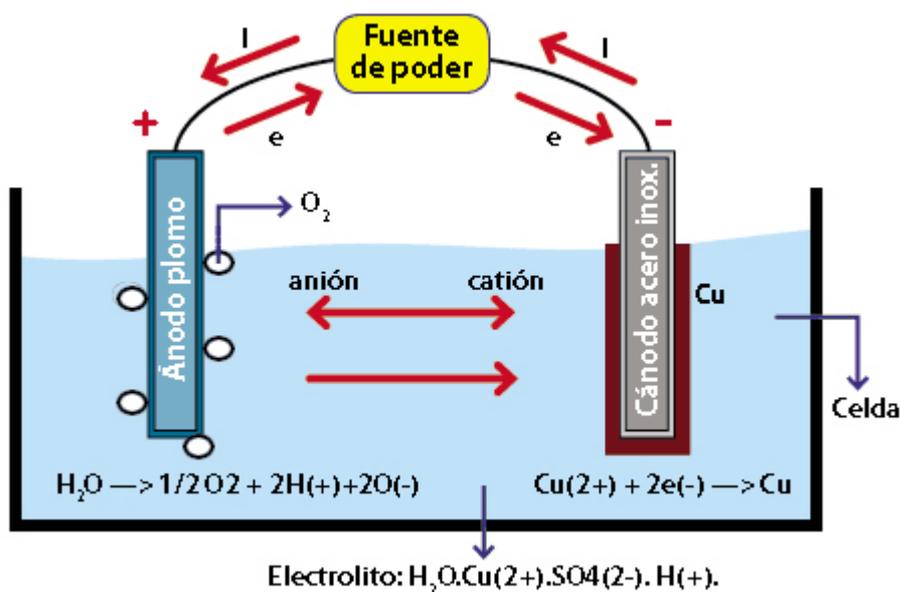


Figura 23 Construcción de celda para electrobeneficio de Cobre. Tomada de: [https://www.codelcoeduca.cl/procesos\\_productivos/escolares\\_electroobtencion\\_equipo\\_asociado.asp](https://www.codelcoeduca.cl/procesos_productivos/escolares_electroobtencion_equipo_asociado.asp)

## Electrorefinado

La electrorefinación es un proceso antiguo. Este fue primeramente demostrado experimentalmente por Von Leuchtenber en 1847. Sin embargo, Elkington patentó el proceso en 1865 y desarrolló la primera planta exitosa en Pembrey, Wales en 1869. La refinación electrolítica o electrorefinación es el último proceso metalúrgico al que es sometido el cobre sulfurado. El cobre crudo (blister o cobre negro) es refinado a fuego y colado a la forma de ánodos en ruedas de moldeo rotatorias que contienen entre 20 y 30 moldes. Los ánodos son de forma rectangular con dos orejas en la parte superior para colgarlos en el estanque, miden 1 m de largo por 0.80 m de ancho y un espesor de 5 cm y pesan alrededor de 350 Kg cada uno. Los ánodos contienen aproximadamente 99,5% Cu y 0,5% total de impurezas. En las figuras 1 y 2 se muestra una rueda de moldeo rotatoria convencional y la apariencia de un ánodo impuro de cobre. Los ánodos de cobre prácticamente impuros deben ser sometidos a un último proceso para eliminar las impurezas remanentes. Para esto, se sumergen en un baño ácido (60- 65°C) donde se facilita la migración de iones de cobre hacia el cátodo. El resultado es cobre 99,99% de pureza. Así, el objetivo fundamental de la refinación electrolítica es la obtención de un cátodo de cobre de elevada pureza, prácticamente libre de impurezas y que es adecuado para ser transformado en función de futuras aplicaciones.

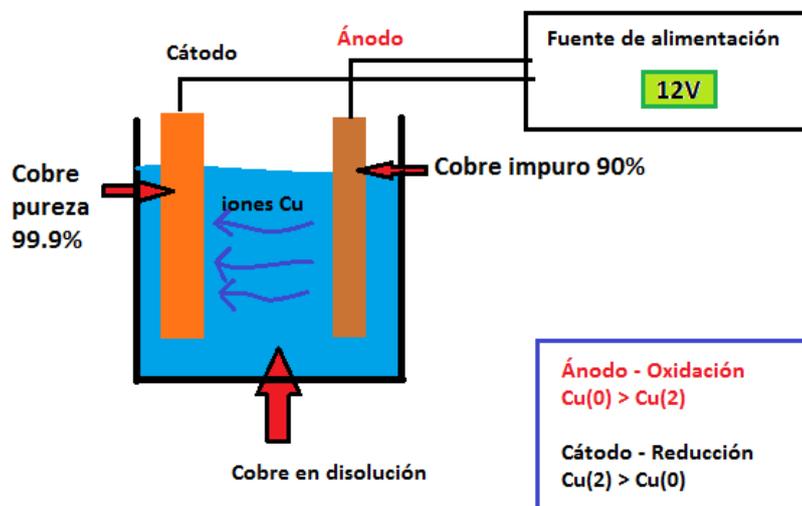


Figura 24 Construcción de celda para el electrorefinado del Cobre. Tomada de:

<https://rinconciencia.wordpress.com/2011/12/04/un-poco-de-historia-sobre-el-cobre/>

## **BIBLIOGRAFÍA RECOMENDADA PARA EL ALUMNO**

Cortés Ruíz Velasco J. Francisco. et.al.. (2010). Procesos de Obtención de metales. 07/04/2018, de CCH UNAM Sitio web: <http://galeon.com/quimica3cch/MINEROMET/obtencionmetales.pdf>

Atkins, J. (2009). Principios de química. Los caminos del descubrimiento. México: Editorial Médica Panamericana.

Chang, R. (2010). Fundamentos de química. México: McGraw–Hill Interamericana Editores.

Aprendizaje	Temática
<p><b>A10. (C, H)</b> 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. <b>(N3)</b></p>	<p><b>Importancia de los metales:</b></p> <p>Propiedades físicas de los metales. (N2)</p> <p>Relación: Estructura–propiedades–usos.</p> <p>Enlace metálico. (N3)</p>

## Los metales

Al observar los materiales que existen en tu escuela, tu hogar, un parque, etc. encontrarás que muchos de los objetos que existen en los lugares antes mencionados están fabricados con metales. Los metales son sustancias puras que se utilizan también en la fabricación de instrumentos quirúrgicos, en la maquinaria industrial, la agricultura, entre otros.

Los elementos metálicos poseen propiedades físicas y químicas características que son distintas a los elementos no metálicos.

Algunas propiedades físicas con las que cuentan los metales son las siguientes:

- Conductividad eléctrica
- Conductividad térmica
- Aspecto metálico
- Sólidos a temperatura ambiente
- Maleabilidad
- Ductilidad

Cabe señalar que la mayoría de los metales se encuentran en la naturaleza en forma de minerales como óxidos, sulfuros, carbonatos, silicatos, entre otros; el elemento metálico más abundante en la tierra es el aluminio. En la naturaleza encontramos metales puros como el oro, la plata y el cobre, por nombrar algunos. Los

metales forman aleaciones cuando se mezclan. Por ejemplo el acero, el bronce, la amalgama y el oro blanco son ejemplos de aleaciones.

Debido a su baja energía de ionización, los metales tienden a perder electrones. Por tanto, podríamos considerar a un átomo metálico como un catión unido al electrón de valencia que podría perder. En un metal tenemos muchísimos átomos unidos entre sí. Entonces, podemos considerar a un metal como un conjunto de cationes metálicos inmersos en un mar de electrones de valencia deslocalizados. La atracción electrostática entre carga positiva (del catión) y negativa (del electrón) mantiene fuertemente unidos a todos los átomos del metal. Aquí surge una pregunta. ¿Qué modelo nos ayuda a explicar las propiedades físicas de los metales?. La respuesta es el modelo de enlace metálico.

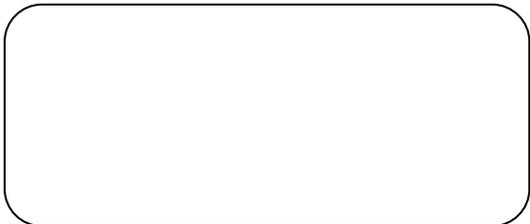
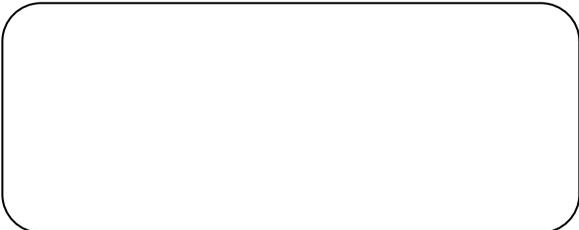
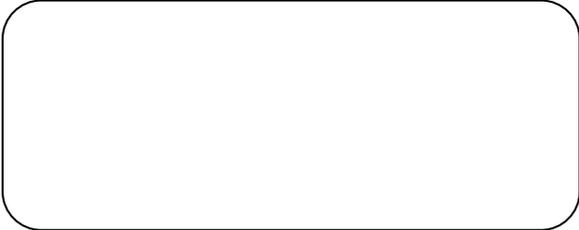
A continuación se te presenta un video que explicará el modelo de enlace metálico.

### **Video Metales y enlaces metálicos.**

<https://youtu.be/CeelloKtUiw>

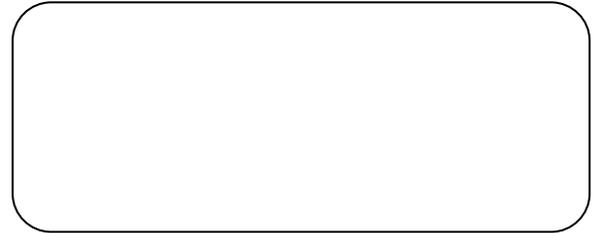
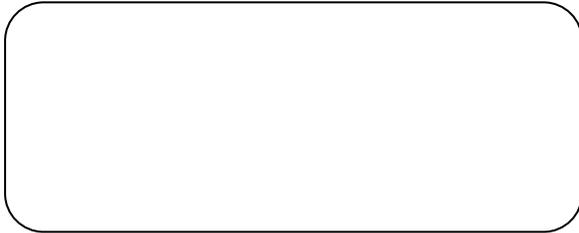
### **Ejercicio:**

Una vez analizado el video anterior explica cada una de las siguientes propiedades físicas (relación estructura-propiedades) con base en el modelo de enlace metálico.

<b>Conductividad eléctrica</b>	<b>Conductividad térmica</b>
	
<b>Aspecto metálico</b>	<b>Sólidos a temperatura ambiente</b>
	

**Maleabilidad**

**Ductilidad**

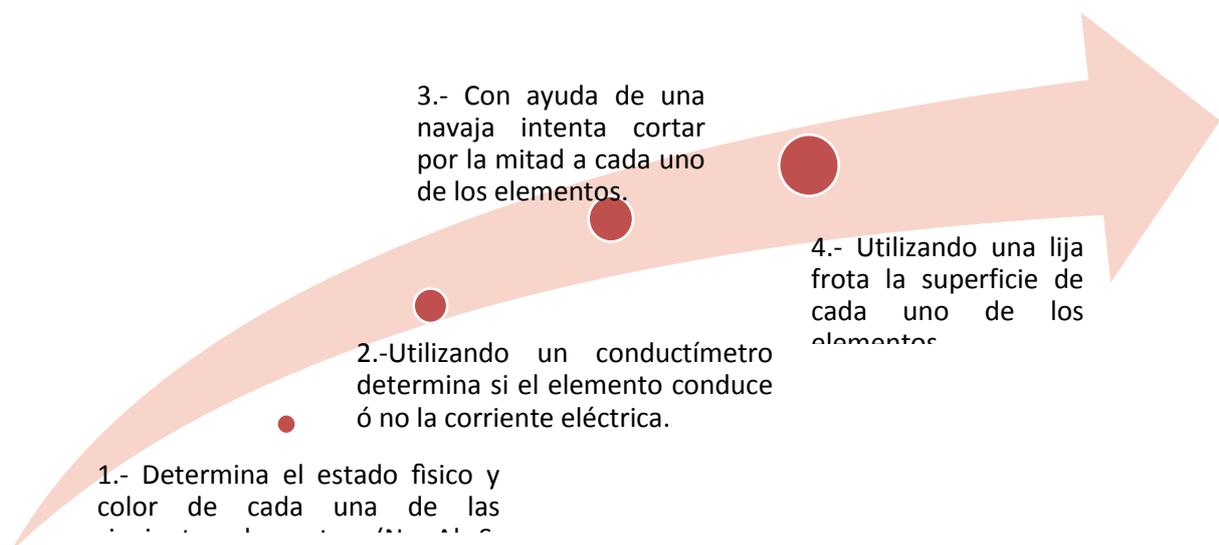


### Actividad experimental

#### Propiedades físicas de los metales

Con el fin de diferenciar las características físicas de los metales y los no metales se realizó una actividad experimental. A continuación se describe el procedimiento utilizado.

#### Procedimiento:



Una vez realizado el procedimiento de la actividad experimental. Las observaciones se recabaron en la siguiente tabla.

Elemento	Estado de agregación	Color	Conductividad eléctrica	Maleabilidad	Dureza	Brillo
Na	Sólido	Aspecto metálico	Conduce la corriente eléctrica	No es un material maleable	Se puede cortar fácilmente	Tiene brillo metálico
Al	Sólido	Aspecto metálico	Conduce la corriente eléctrica	Es un material maleable	No es posible cortarlo	Tiene brillo metálico
S	Sólido	Amarillo	No conduce la corriente eléctrica	No es un material maleable	Se puede cortar fácilmente	No posee brillo metálico
Cu	Sólido	Rojo crobizo	Conduce la corriente eléctrica	Es un material maleable	No es posible cortarlo	Tiene brillo metálico
C	Sólido	Negro	Conduce la corriente eléctrica	No es un material maleable	Se puede cortar fácilmente	No posee brillo metálico
Fe	Sólido	Aspecto metálico	Conduce la corriente eléctrica	Es un material maleable	No es posible cortarlo	Tiene brillo metálico

### Ejercicio

Analiza la tabla de resultados que se te presenta a continuación y contesta el cuestionario anexo:

1.- Enlista de acuerdo a tu análisis de la tabla anterior los elementos que poseen brillo y aquellos que no poseen brillo metálico.

---

---

---

---

---

2.- De acuerdo a la respuesta de la pregunta 1, cuáles elementos consideras que son metálicos y cuales no metálicos.

---

---

---

3.- El carbón es un elemento que conduce la corriente eléctrica. Con esta propiedad física ¿Determinarías que el carbón es un elemento metálico?

---

---

---

4.- Con base en el modelo de enlace metálico explica la razón por la cual el carbón no es maleable mientras que el aluminio si lo es.

---

---

---

5.- Con base en el modelo de enlace metálico explica la razón por la cual a pesar de que el sodio es un elemento metálico este no presenta maleabilidad como propiedad física.

---

---

---

Aprendizaje	Temática
<p><b>A11. (H, A)</b> 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. <b>(N3)</b></p>	<p><b>Beneficios y consecuencias de la actividad minero metalúrgica:</b></p> <p>Impacto económico y ambiental de la producción de metales. (N3)</p>

### **Beneficio y consecuencias de la actividad metalúrgica en México**

La contaminación por metales pesados en México es un problema que va en aumento debido a la actividad antropogénica, específicamente la actividad minera. Los metales contaminantes más importantes en México, dada su toxicidad y abundancia son: mercurio, arsénico, plomo y cromo. Entre los sitios más afectados por las altas concentraciones de metales pesados en suelos se encuentran los estados de Zacatecas, Querétaro, Hidalgo y San Luis Potosí. Una alternativa para contribuir a la solución de este problema, es el uso de especies vegetales para la remoción de metales pesados del suelo o “ fitorremediación”.

Lee el siguiente artículo científico sobre la contaminación por producción de metales en México y contesta el siguiente cuestionario.

Covarrubias, S.A., y Cabriales J. J. (2016). Contaminación ambiental por metales pesados en México: problemática y estrategias de fitorremediación. Revista Internacional de Contaminación Ambiental, 33, pp. 7-21.

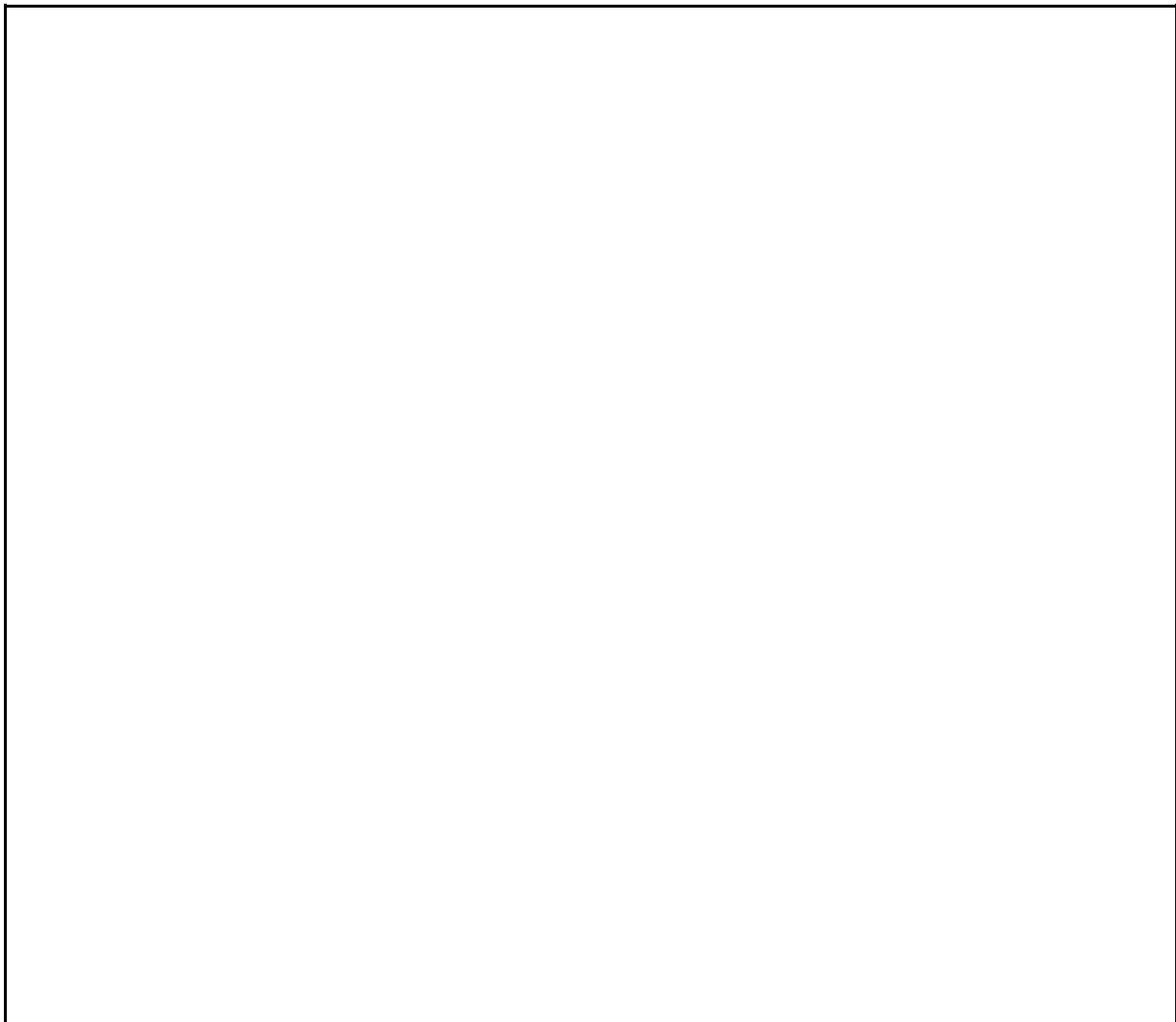
Disponible en: [https://drive.google.com/open?id=1Qab\\_O\\_6qmGOu-w2qaw1AnjJyc2zm0gTJ](https://drive.google.com/open?id=1Qab_O_6qmGOu-w2qaw1AnjJyc2zm0gTJ)

Contrasta la información del artículo con el beneficio económico que proveen los metales en nuestro país. A continuación lee el siguiente documento.

Servicio Geológico Mexicano. (2016). Anuario Estadístico de la Minería Mexicana, 2015. Recuperado de [http://www.sgm.gob.mx/productos/pdf/Anuario\\_2015\\_Edicion\\_2016.pdf](http://www.sgm.gob.mx/productos/pdf/Anuario_2015_Edicion_2016.pdf)

**Ejercicio:**

Con base en la información anterior, redacta un documento donde elabores una propuesta que justifique la necesidad que tiene la sociedad mexicana de regular las actividades mineras sin perder de vista el beneficio que estos proveen a nuestro país.





## Auto Evaluación Unidad 2

### Aprendizajes: A1-A3

Selecciona la respuesta correcta colocando la letra dentro del paréntesis. Cuestionario de los aprendizajes de la Guía Química III Unidad 2

<p>A1</p> <p>1. Son mezclas naturales de distintos tipos de minerales:</p> <p>a) Roca b) Metal c) Mena d) Aleación</p> <p>2. Desde el punto químico, los minerales se definen como:</p> <p>a) Elementos metálicos b) Compuestos de metales c) Mezclas de compuestos d) Elementos nativos y compuestos diversos</p> <p>3. ¿Cómo se le llama a las sustancias inorgánica con estructura cristalina homogénea y de composición química definida?</p> <p>a) Roca b) Metal c) Mineral d) Aleación</p> <p>A2</p> <p>4. Son Ejemplos de óxidos metálicos:</p> <p>a) Ar, Kr, He b) F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub> c) SiO<sub>2</sub>, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, SnO<sub>2</sub> d) CH<sub>4</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>, C<sub>3</sub>H<sub>8</sub></p> <p>5. Nombre químico de hematita (Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>):</p> <p>a) Óxido de Hierro I b) Óxido de Hierro V c) Óxido de Hierro II d) Óxido de Hierro III</p>	<p>6. ¿Qué tipo de sal es la calcita CaCO<sub>3</sub>?</p> <p>a) Cuaternaria b) Binaria c) Ternaria d) Superior</p> <p>A3</p> <p>7. ¿Qué sucede durante el proceso de obtención de cobre por electrólisis a partir de cloruro de cobre II?</p> <p>a) La reducción del Cobre en el cátodo b) El Cloro se reduce en el ánodo c) La oxidación del Cloro en el cátodo d) La oxidación del Cobre en el ánodo</p> <p>8. En la siguiente reacción para la obtención de Zinc:</p> $\text{ZnO} + \text{C} \leftrightarrow \text{Zn} + \text{CO}$ <p>¿Qué sucede con los reactivos?</p> <p>a) Zn se oxida y C se reduce b) Zn se reduce y C se oxida c) Zn gana protones y C pierde protones d) Zn pierde protones y C gana protones</p> <p>9. Pasos para la extracción del metal libre de fuentes rocosas:</p> <p>a) Refinación del metal, preparación del mineral, calcinación b) Reducción electrolítica, tostación, preparación del mineral c) Tostación, flotación, reducción d) Preparación del mineral, reducción del metal, purificación del metal</p>
---	--

## Aprendizajes A6 y A7

Selecciona y Subraya la respuesta correcta para cada una de las siguientes preguntas.

<p>1. ¿Por qué los metales tienden a oxidarse de manera natural en el medio ambiente?</p> <p>a) La temperatura de la atmósfera</p> <p>b) Por la presencia de oxígeno en el aire y alto grado de acidez de la atmósfera.</p> <p>c) Por el alto contenido de nitrógeno en el aire</p> <p>d) Por la humedad del aire</p> <p>2. ¿Cuál es el nombre que se da al deterioro físico que ocurre en los metales por efecto de la oxidación?</p> <p>a) Desgaste</p> <p>b) Corrosión</p> <p>c) Oxidación</p> <p>d) Reducción</p> <p>3. ¿Cuál de las siguientes expresiones define mejor el fenómeno de la oxidación?</p> <p>a) Reacción de los metales con el agua</p> <p>b) Fenómeno que ocurre por la ausencia de oxígeno</p> <p>c) Reacción de los elementos con el oxígeno</p> <p>d) Reacción de cualquier elemento a través del tiempo</p> <p>4. ¿Cuál es el comportamiento electrónico que define el estado de los átomos que se oxidan?</p> <p>a) Los átomos permanecen con la misma carga antes y después de la reacción</p> <p>b) Los átomos que se oxidan ganan electrones</p> <p>c) Los átomos que se oxidan pierden electrones</p> <p>d) Se forman óxidos no metálicos</p> <p>5. ¿Cuál de las siguientes expresiones define mejor, por su comportamiento electrónico a los elementos metálicos?</p> <p>a) Sustancia que se encuentra siempre de manera natural y como elementos nativos.</p> <p>b) Todos son sólidos con alto punto de fusión</p> <p>c) Por su estructura electrónica tienden a donar electrones, formando iones positivos</p> <p>d) Al unirse con otro elemento reciben electrones, aunque algunas veces los pueden ceder.</p>	<p>6. ¿Qué es un agente oxidante?</p> <p>a) Los elementos que se oxidan</p> <p>b) Los compuestos que reaccionan con los metales</p> <p>c) Cualquier elemento que está presente en una reacción química</p> <p>d) Los elementos que se reducen en una reacción química</p> <p>7. ¿Qué es un agente reductor?</p> <p>a) Los átomos de los elementos que se oxidan</p> <p>b) Cualquier elemento que está presente en una reacción química</p> <p>c) Los elementos que se reducen en una reacción química</p> <p>d) Elementos que reaccionan con los metales</p> <p>8. Cuando un elemento tiende a adquirir electrones su carga eléctrica tiende a:</p> <p>a) Siempre es neutra</p> <p>b) Ser más negativa</p> <p>c) Ser más positiva</p> <p>d) Se vuelve iónica</p> <p>9. Cuando un elemento tiende a perder electrones su carga eléctrica tiende a:</p> <p>a) Siempre es neutra</p> <p>b) Ser más negativa</p> <p>c) Ser más positiva</p> <p>d) Se vuelve iónica</p> <p>10. ¿El número de oxidación se define como?</p> <p>a) Es un número entero que representa el número de electrones que un átomo pone "en juego" cuando forma un compuesto determinado.</p> <p>b) Son los electrones presentes en un metal</p> <p>c) Son los óxidos que se forman con los no metales</p> <p>d) Son los óxidos que se forman con los metales</p> <p>11. De acuerdo con la siguiente reacción química, analiza y contesta correctamente los siguientes conceptos. <math>O_2 + 2H_2 \rightarrow 2H_2O</math></p> <p>El elemento que se oxida _____</p> <p>El elemento que se reduce _____</p> <p>El elemento que actúa como agente oxidante _____</p> <p>El elemento que actúa como agente reductor _____</p>
--	---

	No. de oxidación de los átomos de Oxígeno _____ Intercambio de electrones en el átomo de Oxígeno _____ No. de oxidación de los átomos de Hidrógeno _____ Intercambio de electrones en el átomo de Hidrógeno _____
--	--

### Aprendizajes A8.

Elige la opción, que conteste correctamente cada pregunta.

<p>1. La masa de un sistema permanece constante independientemente de la transformación que ocurra en su interior; Ley enunciada por :</p> <p>a) Dimitri I. Mendeleiev          b) Amedeo Avogadro          c) Antoine Lavoisier          d) Joseph Proust</p> <p>2. El enunciado “Cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto, con una relación en peso constante”, hace referencia a:</p> <p>a) Ley Ponderal.          b) Ley de las proporciones Múltiples          c) Ley de la conservación de la Materia.          d) Ley de las Proporciones Definidas</p> <p>3. Cantidad de unidades contenido en una mol de cualquier sustancia:</p> <p>a) <math>6.023 \times 10^{26}</math> unidades          b) <math>6.026 \times 10^{23}</math> unidades          c) <math>6.023 \times 10^{23}</math> unidades          d) <math>6.026 \times 10^{26}</math> unidades</p> <p>7. Los coeficientes que balancean la ecuación química de obtención de hierro a partir del óxido de hierro III son:</p> $\underline{\quad} \text{Fe}_2\text{O}_3 + \underline{\quad} \text{C} \rightarrow \underline{\quad} \text{Fe} + \underline{\quad} \text{CO}_2$ <p>a) 1,1,2,1          b) 2,3,4,3          c) 2,6,2,6          d) 1,3,4,3</p>	<p>4. El <i>rendimiento de una reacción</i> química se refiere a :</p> <p>a) La cantidad real de reactivos usados.          b) La cantidad real del producto obtenido.          c) La cantidad real de reactivos que se consumen.          d) La cantidad real del producto obtenido y trazas.</p> <p>5. ¿Cuántos moles de <math>\text{Al}_2\text{O}_3</math>, se tienen en 220 g de <math>\text{Al}_2\text{O}_3</math>?</p> <p>a) 2.00 moles          b) 2.15 moles          c) 2.20 moles          d) 2.25 moles</p> <p>6. ¿Cuántos gramos de <math>\text{CaCO}_3</math> se tienen en 0.75 moles de <math>\text{CaCO}_3</math>?</p> <p>a) 0.75 g          b) 750 g          c) 7.5 g          d) 75 g</p> <p>12. Durante la calcinación del Carbonato de Plomo II, para obtener el Óxido de Plomo II, se lleva a cabo la siguiente reacción:</p> $\text{PbCO}_3(\text{s}) \xrightarrow{\Delta} \text{PbO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ <p>Calcula la cantidad en moles del <math>\text{PbO}</math>, que se obtienen a partir de 1Ton del Carbonato de Plomo II.</p> <p>a) 3.74531 moles          b) 37.4531 moles          c) 374.531 moles          d) 3745.31 moles</p>
--	---

8. A partir de la ecuación balanceada de la pregunta 7; calcula ¿Cuántos gramos de Hierro metálico se obtienen a partir 15 moles de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ?

- a) 1380 g
- b) 1480 g
- c) 1580 g
- d) 1680 g

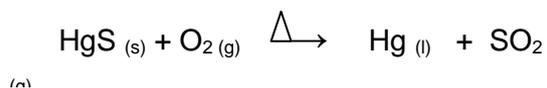
9. ¿Cuántos gramos de Hierro metálico se obtendrán si la reacción tiene un rendimiento del 76.8%?

- a) 1290.24 g
- b) 1136.64 g
- c) 1213.44 g
- d) 1059.84 g

10. En una muestra de mineral de *siderita* ( $\text{FeCO}_3$ ), que peso 5.46 g, la cantidad de Hierro extraída fue de 0.97 g. ¿Cuál es el % de Hierro en el mineral?

- a) 96.45 %
- b) 66.96 %
- c) 36.88 %
- d) 16.83 %

11. La siguiente ecuación química representa el proceso de obtención de Mercurio, se encuentra balanceada:



i. ¿Qué cantidad en gramos de  $\text{HgS}$  reaccionan?

ii. ¿Qué cantidad en gramos de  $\text{Hg}$  se producen?

- a) i. 200 g y ii. 400 g
- b) i. 232 g y ii. 200 g
- c) i. 400 g y ii. 200 g
- a) i. 200 g y ii. 232 g

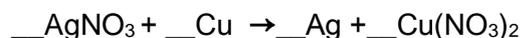
13. En base a la ecuación de la pregunta anterior, calcula la cantidad en kilogramos de  $\text{PbO}$ , que se forman si la reacción tiene un rendimiento del 86.5%.

- a) 835.204 kg
- b) 722.451 kg
- c) 83.5204 kg
- d) 72.2451 kg

## Aprendizaje A9

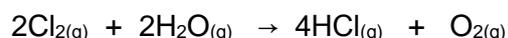
Elige la opción, que conteste correctamente cada pregunta.

1. Determina los coeficientes que balancean la reacción de obtención de Plata metálica a partir del mineral de Nitrato de Plata:



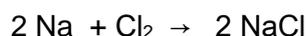
- a) 1,1,2,1
- b) 2,1,2,1
- c) 2,6,2,6
- d) 1,3,1,3

2. ¿Cuántas moles de HCl se formarán, si se utilizan 14 moles de agua en el siguiente proceso?



- a) 8 moles
- b) 18 moles
- c) 28 moles
- d) 38 moles

3. La siguiente ecuación química se encuentra balanceada:



¿Qué cantidad de cloro reacciona y cuánto cloruro de sodio se produce?

- a) 70 g de Cloro y 116 g de NaCl
- b) 142 g de Cloro y 234 g de NaCl
- c) 92 g de Cloro y 46 g de NaCl
- d) 2 g de Cloro y 2 g de NaCl

4. Calcule el rendimiento de la reacción anterior, cuando se producen 100 g de Cloruro de sodio y se partió de 50 g de Sodio:

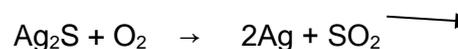
- a) 79.36%
- b) 89.41%
- c) 98.31%
- d) 105.2%

5. La siguiente reacción indica que para que reaccionen 526 gramos de  $\text{Ag}_2\text{S}$  se necesitan \_\_\_ g de oxígeno y se producen \_\_\_ g de plata.



- a) 32.48g de O y 116.12 g de Ag
- b) 42.78g de O y 232.24 g de Ag
- c) 67.87g de O y 458.12 g de Ag
- d) 89.84g de O y 676.64 g de Ag

6. Si a partir de la misma cantidad de  $\text{Ag}_2\text{S}$  de la ecuación anterior, se realiza un experimento y se obtienen 194.04 g de plata. Calcule el rendimiento de la reacción.



- a) 100%
- b) 96.53 %
- c) 65.49 %
- d) 42.35 %

7. Para obtener cobre, se lleva a cabo un proceso electrolítico, a partir de  $\text{CuCl}_2$ . Se alimentaron 200kg de  $\text{CuCl}_2$  y se obtuvieron 90 kg de Cu, ¿Cuál fue el rendimiento de la reacción?

- a) 95.27%
- b) 99.57%
- c) 97.69%
- d) 94.45%

<p>8. En la producción de hierro, la reacción de reducción del mineral es la siguiente:</p> $\underline{\quad} \text{Fe}_2\text{O}_3 + \underline{\quad} \text{C} \rightarrow \underline{\quad} \text{Fe} + \underline{\quad} \text{CO}_2$ <p>¿Cuánto mineral de hierro (<math>\text{Fe}_2\text{O}_3</math>) y cuánto coque (C), se deben alimentar al alto horno, para obtener 2 toneladas de hierro?</p> <p>a) 0.285 Ton de <math>\text{Fe}_2\text{O}_3</math> y 0.032 Ton de C.</p> <p>b) 2.850 Ton de <math>\text{Fe}_2\text{O}_3</math> y 0.320 Ton de C.</p> <p>c) 28.50 Ton de <math>\text{Fe}_2\text{O}_3</math> y 3.200 Ton de C.</p> <p>d) 285.0 Ton de <math>\text{Fe}_2\text{O}_3</math> y 32.00 Ton de C.</p>	
--	--

### Aprendizajes A4 y A5

<p>A4</p> <p>1. ¿Cuál de los siguientes elementos presenta la menor electronegatividad?</p> <p>a) F</p> <p>b) O</p> <p>c) Al</p> <p>d) Na</p> <p>2. ¿Cuál de los siguientes elementos metálicos es más reactivo?</p> <p>a) Fe</p> <p>b) K</p> <p>c) Cu</p> <p>d) Al</p> <p>3. De acuerdo a la reactividad de los metales, ¿Cuál de los siguientes óxidos es más estable?</p> <p>a) NiO</p> <p>b) <math>\text{Fe}_2\text{O}_3</math></p> <p>c) AuO</p> <p>d) CuO</p>	<p>4. Los productos de la siguiente reacción <math>\text{KI} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow</math> son:</p> <p>a) <math>\text{KPb}</math> y <math>\text{INO}_3</math></p> <p>b) <math>\text{KNO}_3</math> y <math>\text{PbI}_2</math></p> <p>c) <math>\text{K}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbI}</math></p> <p>d) <math>\text{PbK} + \text{NO}_3\text{I}</math></p> <p>5. Los productos de la siguiente reacción <math>\text{HCl} + \text{K} \rightarrow</math> son:</p> <p>a) <math>\text{KCl}</math> y <math>\text{H}_2</math></p> <p>b) <math>\text{KH}</math> y <math>\text{Cl}</math></p> <p>c) <math>\text{Cl}_2</math> y <math>\text{HK}</math></p> <p>d) <math>\text{HClK}</math></p> <p>A5</p> <p>6. Si la siguiente reacción <math>\text{Cd}^\circ + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + \text{Cu}^\circ</math> es espontánea tal cual está escrita, entonces se puede deducir que:</p> <p>a) El cadmio es el ánodo</p> <p>b) El cobre es el cátodo</p> <p>c) El cadmio se oxida</p> <p>d) Todas las anteriores</p>
---	---

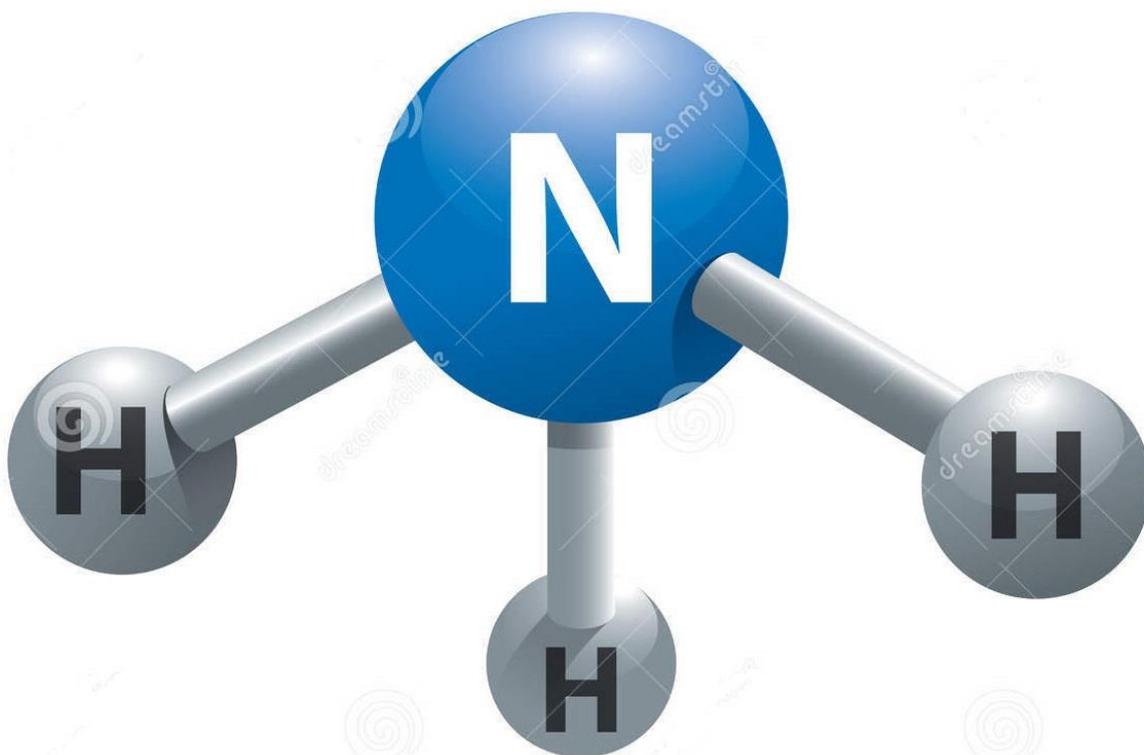
<p>7. Se tiene una lámina de Níquel metálico y se sumerge en una disolución de <math>\text{CuSO}_4</math>. La reacción es espontánea ¿Cuál es la ecuación que representa la reacción que se lleva a cabo?</p> <p>a) <math>\text{Cu}^0 + \text{Ni}^{2+} \rightarrow \text{Ni}^0 + \text{Cu}^{2+}</math></p> <p>b) <math>\text{Ni}^0 + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}^0 + \text{Ni}^{2+}</math></p> <p>c) <math>\text{Ni}^0 + \text{Cu}^0 \rightarrow \text{Ni}^{2+} + \text{Cu}^{2+}</math></p> <p>d) <math>\text{Ni}^{2+} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Ni}^0 + \text{Cu}^0</math></p> <p>8. ¿Qué método se utilizaría para obtener Hierro metálico a partir de una mena de <math>\text{FeS}_2</math>?</p> <p>a) Calcinación y reducción directa</p> <p>b) Reducción directa</p> <p>c) Tostación y reducción directa</p> <p>d) Tostación</p>	
---	--

### Aprendizajes A10 y A11

Subraya la respuesta correcta.

<p>A 10</p> <p>1. Como se encuentran los electrones según el modelo de enlace metálico:</p> <p>a) Están deslocalizados</p> <p>b) Son transferidos</p> <p>c) Son compartidos inequitativamente</p> <p>d) Son compartidos equitativamente</p> <p>2. Propiedad de los metales que se debe a la movilidad de los electrones por lo que se presenta una superficie uniforme:</p> <p>a) Conductividad</p> <p>b) Ductibilidad</p> <p>c) Maleabilidad</p> <p>d) Brillo</p>	<p>6. Metales como el Zn y Mg al reaccionar con el ácido se produce:</p> <p>a) Formación de sales terciarias</p> <p>b) Desplazamiento y liberación de hidrógeno</p> <p>c) Se libera Cloro</p> <p>d) Se produce óxidos metálicos</p> <p>A11</p> <p>7. Actividad económica que consiste en un conjunto de operaciones físicas y químicas que intervienen para la extracción de los metales a partir de minerales:</p> <p>a) Minería</p> <p>b) Siderurgia</p> <p>c) Metalurgia</p> <p>d) Metálica</p>
--	--

<p>3. ¿A qué se debe la maleabilidad de los metales según el modelo atómico:</p> <p>a) A que los átomos se deslizan unos sobre otros</p> <p>b) A que los átomos son inmóviles</p> <p>c) A que los átomos tienen un tiempo de vida media menor.</p> <p>d) A los puentes de hidrógeno</p> <p>4. Tipo de enlace donde los átomos se apilan uno tras otro y no hay pérdida o ganancia de electrones:</p> <p>a) Enlace covalente polar</p> <p>b) Enlace iónico</p> <p>c) Enlace Metálico</p> <p>d) Enlace covalente no polar</p> <p>5. ¿A qué se debe que los metales sean buenos conductores de electricidad?</p> <p>a) Al permitir el libre movimiento de los electrones</p> <p>b) A su dureza</p> <p>c) Debido a que los electrones no se mueven</p> <p>d) A su brillantez</p>	<p>8. ¿Por qué motivos la actividad minera es tan importante?</p> <p>a) Para satisfacer dudas existenciales</p> <p>b) Debido a la producción de materiales que se usan en la vida cotidiana</p> <p>c) Porque permite el desarrollo del pensamiento filosófico</p> <p>d) Es motivo para el cuidado de espacios verdes</p> <p>9. Impactos negativos de la actividad minera se presenta principalmente en:</p> <p>a) Degradación del medio ambiente</p> <p>b) Dependencia económica de países subdesarrollados a los países desarrollados</p> <p>c) Lucha de clases</p> <p>d) Desplazamientos de comunidades</p>
--	---

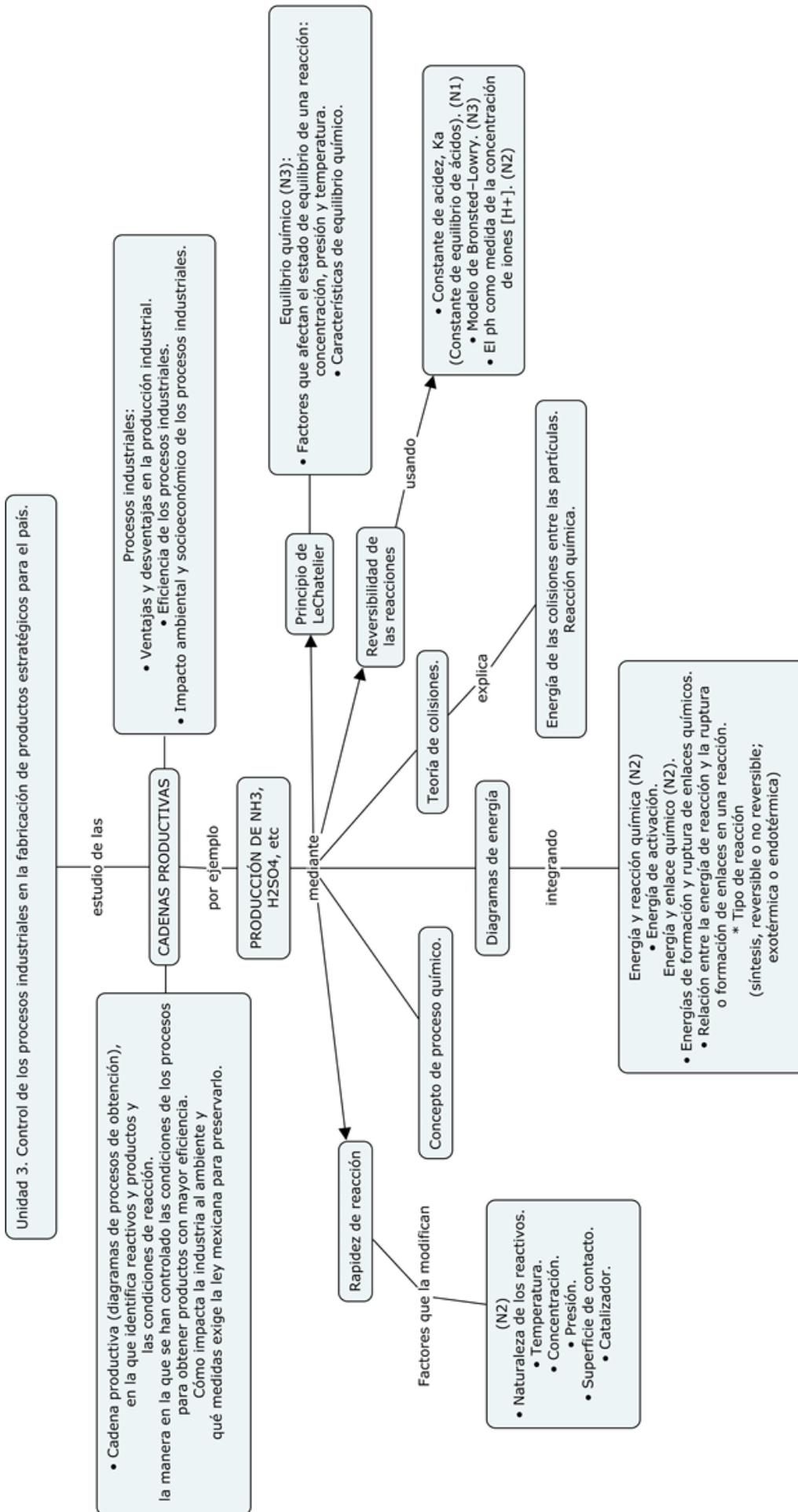


### **UNIDAD 3. Control de los procesos industriales en la fabricación de productos estratégicos para el país.**

#### **Propósito:**

Al finalizar la unidad el alumno:

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



Aprendizajes	Temática
<p><b>A2. (C, H)</b> 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. <b>(N2)</b></p>	<p>Factores que modifican la rapidez de reacción: <b>(N2)</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Naturaleza de los reactivos.</li> <li>• Temperatura.</li> <li>• Concentración.</li> <li>• Presión.</li> <li>• Superficie de contacto.</li> <li>• Catalizador.</li> </ul>
<p><b>A3. (C, H)</b> 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. <b>(N2)</b></p>	<p>Teoría de Colisiones. <b>(N2)</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Energía de las colisiones entre las partículas.</li> </ul> <p>Reacción química.</p> <p>Concepto de rapidez de reacción <b>(N1)</b>.</p>

### Introducción.

Las reacciones químicas se llevan a cabo con diferente rapidez, algunas son más rápidas que otras, por ejemplo hay reacciones muy rápidas como la combustión de la gasolina dentro del motor de un auto, y otras son lentas como la oxidación del hierro por el oxígeno contenido en el aire.

El conocimiento de la rapidez de las reacciones químicas es de suma importancia en la industria donde se presentan procesos químicos, por ejemplo, en la industria química, alimenticia y farmacéutica. Para las industrias de alimentos y medicinas, es importante prolongar la vida de determinado tipo de producto, esto se pone en evidencia cuando observamos los empaques de alimentos y medicinas que tienen impresa la fecha de vencimiento a partir de la cual el producto ya no tiene garantía.

De igual forma, en la industria química para la fabricación de ácido sulfúrico o amoníaco se requiere que la reacción sea lo más rápida posible para lograr mayor producción en un menor tiempo.

El conocimiento de la rapidez de las reacciones no sólo se aplica en la industria química, también está en nuestra cotidianidad. Un plátano madura en pocos días, la plata se deslustra en unos meses, mientras que el envejecimiento de los seres humanos tarda muchos años, por lo tanto, los procesos anteriores demuestran que cada uno posee una rapidez de reacción diferente.

La **cinética química** es un área de fisicoquímica que estudia de la rapidez de reacción y de los factores que la afectan. La **rapidez de una reacción** se entiende como la cantidad de producto que se forma en función del tiempo o la cantidad de reactivo que cambia a producto en función del mismo.

La cinética química utiliza la **Teoría de las colisiones** que es un modelo para describir y calcular la rapidez de la reacción química. En resumen, esta teoría establece que:

1. Deben colisionar las partículas (átomos, iones y moléculas).
2. Las partículas deben colisionar con la orientación adecuada.
3. Las partículas que reaccionan deben colisionar con suficiente energía para romper los enlaces e iniciar la reacción.

Primero, las partículas deben encontrarse y colisionar. La **frecuencia de colisión** está gobernada por la concentración y la temperatura. Cuanto más estén concentrados los reactivos, con mayor frecuencia chocarán las partículas, simplemente porque se encuentran más de ellas en un volumen determinado. Un incremento de temperatura aumenta la frecuencia de colisión porque las partículas se desplazan con mayor rapidez, y en consecuencia, entran en contacto más a menudo. Segundo, la **orientación** se refiere a la posición relativa de las partículas unas con respecto a otras (su geometría) en el momento de la colisión. Finalmente, las partículas deben poseer cierta energía mínima denominada **energía de activación**, la cual se explicará más adelante.

A continuación, se describen los factores que afectan la rapidez de las reacciones químicas basándose en la Teoría de las colisiones:

Las reacciones se llevan a cabo con diferente rapidez de acuerdo a:

- ✓ **Naturaleza de los reactivos.**
- ✓ **Condiciones de reacción.**

#### **Naturaleza de los reactivos:**

La naturaleza del reactivo modifica la rapidez de la reacción, cuanto más reactiva es la sustancia mayor será la rapidez de la reacción, por ejemplo, el *sodio reacciona más rápido* con el agua, y el *calcio reacciona lentamente* con el agua.

*“En el caso de los metales más reactivos con agua, la rapidez de reacción será mayor”*

Cuando las sustancias están en disolución hay presencia de moléculas y iones, lo cual aumenta la probabilidad de colisiones entre estas partículas, por ejemplo, los iones de carga opuesta se atraen lográndose mayor cantidad de colisiones. *“Cuando la reacción implica el rompimiento de enlaces covalentes la reacción será más lenta que cuando ocurre entre partículas que se encuentran como iones”*

*El estado físico juega un papel importante en la velocidad de la reacción. Cuando la sustancia se encuentra en estado sólido la rapidez de la reacción es lenta, sin embargo, al “pulverizar el sólido se incrementa la superficie de contacto originando la probabilidad de las colisiones y por consiguiente aumenta la rapidez de la reacción”.*

#### **Condiciones de reacción:**

La rapidez de cualquier reacción se modifica si hay cambios en la *superficie de contacto, el catalizador, la temperatura, la presión y la concentración.*

#### **Superficie de contacto:**

Si los reactivos están en estado sólido pulverizados (reducción a partículas de menor tamaño) la rapidez de reacción aumenta, ya que facilita el contacto entre los reactivos y, por tanto, la colisión entre las partículas.

Si la superficie de contacto es menor en un reactivo la rapidez de la reacción será menor, en cambio, si la superficie de contacto es mayor, la rapidez será mayor. Por ejemplo, el carbón arde más rápido cuando más pequeños son los trazos; y si está finamente pulverizado, arde tan rápido que provoca una explosión.

### **Catalizador:**

Una forma de acelerar una reacción es reducir la energía de activación, esto es, la energía mínima necesaria para separar los enlaces de las moléculas en la reacción. Un catalizador acelera la rapidez de la reacción al reducir la energía de activación permitiendo que más colisiones de los reactivos tengan suficiente energía para formar productos. Una aplicación de lo anterior son los detergentes de lavandería que se les agrega enzimas (catalizadores) para descomponer las proteínas, almidones o grasas que mancharon la ropa.

### **Temperatura:**

A una temperatura más alta, el aumento de energía cinética hace que las moléculas que van a reaccionar se muevan más rápido, por lo tanto, ocurren más colisiones y las moléculas que chocan tienen suficiente energía para reaccionar y formar productos. Por ejemplo, si queremos que los alimentos se cuezan más rápido, usamos mayor calor para elevar la temperatura. Por otra parte, las reacciones se frenan si desciende la temperatura, por ejemplo, los alimentos se refrigeran para retrasar las reacciones que originan su descomposición.

### **Presión:**

En las reacciones químicas en donde los reactivos se encuentran en estado gaseoso, como en la obtención del amoníaco a partir de nitrógeno e hidrógeno, el aumento de la presión incrementa la rapidez de la reacción al favorecer mayor número de colisiones entre las moléculas.

### **Concentración de los reactivos:**

La rapidez de una reacción aumenta cuando la concentración de los reactivos aumenta. Cuando hay más moléculas en reacción pueden ocurrir más colisiones que

formen productos y la reacción avanza más rápido. Por ejemplo, una persona que tiene dificultad para respirar se le administra oxígeno, el mayor número de moléculas de oxígeno en los pulmones aumenta la rapidez a la que el oxígeno se combina con la hemoglobina y ayuda a la persona a respirar con mayor facilidad.

### Ejercicios.

I. Considera la reacción para la producción de amoníaco a través del proceso Haber:



Indica si la rapidez aumenta (A) o disminuye (D) si hay cambio en las siguientes condiciones:

Incremento en la temperatura ( )

No se utiliza el  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  ( )

Disminuye la presión ( )

Aumenta la concentración de nitrógeno ( )

II. Contesta las siguientes preguntas:

1. ¿Por qué los alimentos se descomponen más fácilmente a temperatura ambiente que dentro del congelador?

2. Considera la siguiente ecuación química, ¿qué sucede con el número de colisiones entre las moléculas de bromo e hidrógeno cuando aumenta el volumen del recipiente de reacción?



III. Relaciona la columna de la izquierda con la derecha colocando dentro del paréntesis la letra correcta.

- A.** Se entiende como la cantidad de ( ) Cinética química producto que se forma en función del tiempo o la cantidad de reactivo que cambia a producto en función del mismo.
- B.** Estudia la rapidez de reacción y de los ( ) Teoría de las colisiones factores que la afectan.
- C.** Es un modelo para describir y calcular ( ) temperatura, concentración y la rapidez de la reacción química. catalizador
- D.** Son tres factores que considera la ( ) colisión, orientación adecuada y Teoría de las colisiones energía de activación
- E.** Son factores que afectan la velocidad ( ) Rapidez de reacción de la reacción

### **Bibliografía recomendada para profesores:**

Dingrando, L., Gregg K. V., Hainen N., Wistrom C., (2010). *Química Materia y cambio*. México: Mc Graw Hill.

Timberlake, K., (2013). *Química, estructuras de la vida*. (4a ed.). México: Pearson.

### **Cibergrafía:**

<http://www.educarchile.cl/ech/pro/app/detalle?ID=133178> (consultado el 21 de marzo, 22:40 hr)

<http://www.si3ea.gov.co/Portals/0/Gie/Procesos/amoniaco.pdf> (consultado el 26 de marzo, 22:00 hr)

<http://biblioteca.clacso.edu.ar/Colombia/ilsa/20130711050649/3.pdf>

<http://www.publico.es/ciencias/investigacion/amoniaco-sustancia-cambio-mundo.html>

### **Bibliografía recomendada para estudiantes:**

<https://www.textoscientificos.com/quimica/amoniaco>

Aprendizajes	Temática
<p>A4. (C, H) Comprende el concepto de energía de activación y lo asocia con la función de un catalizador al analizar diagramas de energía de reacciones sencillas. (N2)</p> <p>A5. (C, H) Comprende que la energía involucrada en las reacciones químicas se relaciona con la ruptura y formación de enlaces, al analizar datos de energías de enlace. (N2)</p> <p>A6 (C, H) Explica el carácter exotérmico y endotérmico de las reacciones, al interpretar diagramas de energía y construir argumentos para entender el comportamiento ante la energía de las sustancias en las reacciones químicas. (N3)</p>	<p>Energía y reacción química (N2)</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Energía de activación.</li> </ul> <p>Energía y enlace químico (N2).</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Energías de formación y ruptura de enlaces químicos.</li> <li>• Relación entre la energía de reacción y la ruptura o formación de enlaces en una reacción.</li> </ul> <p>Reacción química (N3)</p> <p>Reacciones exotérmica y endotérmica</p>

## Introducción

En la vida cotidiana, observamos una serie de cambios que nos rodean tales como el crecimiento de una flor, la respiración, la putrefacción de los alimentos, prender fuego, etc. Pero nunca nos cuestionamos cómo se dan esos cambios. Todos estos cambios, que para cualquiera son tan obvios se deben a las reacciones químicas.

Las reacciones químicas son de importancia vital ya que, permiten la transformación constante de la materia y sin ellas la vida no sería posible. Por ejemplo: el fuego es la consecuencia de una reacción de combustión en la que se

produce simultáneamente energía calorífica y lumínica. Para que se produzca un fuego es necesario que estén en contacto el combustible y el comburente. Este último es, generalmente, el oxígeno del aire. No obstante, se requiere un tercer factor para que la reacción de combustión se inicie: **la energía de activación**, que se puede ser aportada en forma de calor por un foco de ignición.

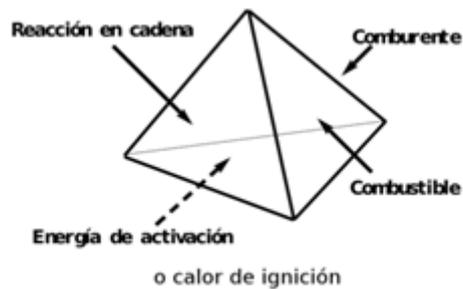


Figura 25. Condiciones para que se lleve a cabo una reacción de combustión. Imagen tomada de: <http://www.misextintores.com/lci/tetraedro-del-fuego>.

## Energía y reacción química

### Energía de activación

Como se planteó, en el ejemplo anterior una reacción no se lleva necesariamente cuando las moléculas que chocan tienen una orientación correcta. Dos moléculas que se golpeen con suavidad probablemente rebotaran sin reaccionar. Cuando las partículas chocan, deben poseer una cantidad específica de energía cinética para que se produzca una reacción (es decir una **colisión eficaz**).

Esta energía mínima de colisión que las moléculas deben tener se llama **energía de activación**, y se abrevia **Ea**. La energía de activación de una reacción depende de los tipos específicos de moléculas participantes. En caso de las **reacciones** que se llevan a cabo **de forma espontánea** al mezclar los reactantes, la **energía de activación es pequeña**. Las reacciones que **tardan** en iniciarse tienen una **energía de activación grande**.



Figura 26. Gráfica de Energía de activación vs progreso de la reacción.

Imagen tomada de : <http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/27-catalisis.html>

En la gráfica, esta energía de activación está en el punto X, el punto más alto de la trayectoria energética de los reactantes hasta los productos. Entre los reactantes y X, se produce el rearrreglo de los átomos, primero se rompen enlaces y se forman nuevos enlaces.

Completa el siguiente párrafo.

La energía de activación es la energía \_\_\_\_\_(de colisión) requerida por una reacción química para que se produzca una \_\_\_\_\_(es decir una colisión eficaz). En la gráfica anterior la energía de activación se localiza en el punto \_\_\_\_\_ y se observa que la energía de los productos es \_\_\_\_\_ que la energía de los reactivos.

## Energía de reacción.

La energía, bajo el punto de vista de la Física, se manifiesta de dos formas: cinética y potencial.

### ENERGÍA



Potencial

Energía que poseen los cuerpos debido a su posición



Cinética

Energía debida al movimiento

Figura 27 Tipos de energía cinética y potencial. Imagen tomada de: <http://www.abc.com.py/edicion-impresa/suplementos/escolar/energia-cinetica-y-potencial-1463988.html>

Similarmente, un electrón en un átomo tiene energía potencial debido a la fuerza electrostática que sobre él ejercen los protones en el núcleo y los otros electrones a su alrededor. Como sabes, la energía puede adquirir varias formas, por ejemplo, energía: eléctrica, radiante, nuclear y química.

La energía química presente en un combustible o en los alimentos proviene de la energía potencial almacenada en los átomos de acuerdo con su estructura al formar moléculas. Esta energía almacenada puede liberarse cuando los compuestos sufren transformaciones en las reacciones químicas la cual se denomina **exotérmica**; por ejemplo, las que ocurren en las combustiones del metabolismo.

Las reacciones de los combustibles fósiles son ejemplos comunes de las reacciones **exotérmicas**. Los hidrocarburos las llevan a cabo en presencia de un exceso de oxígeno para dar como producto  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ . A continuación se muestran la cantidad de **calor liberado** a presión constante para la reacción de un mol de metano:



Pero se requiere de cierta energía para iniciar la reacción, misma que se conoce como **energía de activación** y la cual ya se explicó con anterioridad.

En el caso de las combustiones, la energía de activación la provee una chispa o un aumento de temperatura. En la figura de abajo se ilustra una gráfica de energía potencial contra el avance de la reacción de metano y oxígeno, y se observa que se liberan más de 890 kJ de energía en la formación de un mol de  $\text{CO}_2(\text{g})$  y dos moles de  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ .

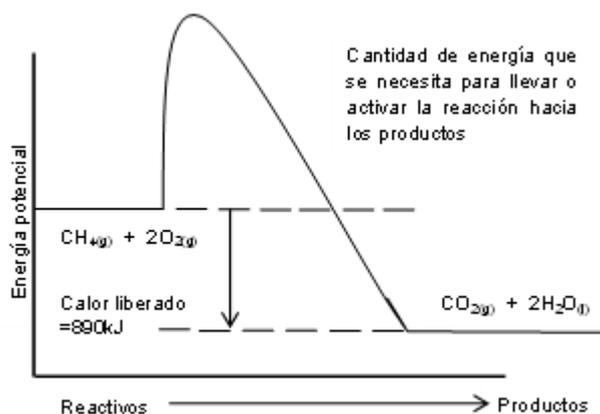


Figura 28. Energía necesaria para la obtención de productos.

La gráfica, destaca que sin la presencia de la **energía de activación**, la mezcla de metano y oxígeno puede mantenerse estable a temperatura ambiente, pero una chispa es suficiente para disparar la reacción entre ambos.

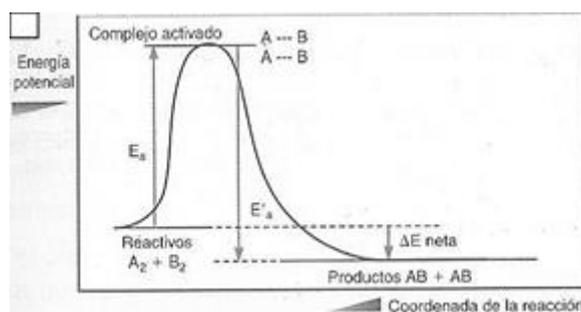


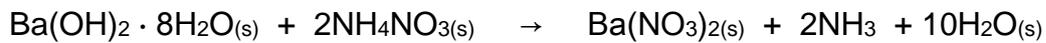
Figura 29. Reacción exotérmica con energía de activación.

Imagen tomada de: <http://m.educarchile.cl/portal/mobile/ficha-tematica.xhtml?id=133178>

$\Delta E < 0$  La energía liberada corresponde a la diferencia de energía entre los productos y los reactivos. Como la energía de los productos es menor a la energía de los reactivos, se libera energía en el proceso.

Por otro lado, existen procesos físicos y químicos que se comportan de manera contraria: Un proceso que absorbe energía de sus alrededores se conoce como

**endotérmico.** A continuación, se muestra la ecuación de una reacción **endotérmica** en donde se colocan hidróxido de bario hidratado en un matraz y un exceso de nitrato de amonio sólido juntos. La reacción es la siguiente:



El exceso de nitrato de amonio se disuelve en el agua producida en la reacción y este proceso de disolución también es sumamente **endotérmico**. Si el matraz se coloca sobre una pieza de madera mojada (como en la imagen), el agua se congelará y ambos objetos quedan pegados.

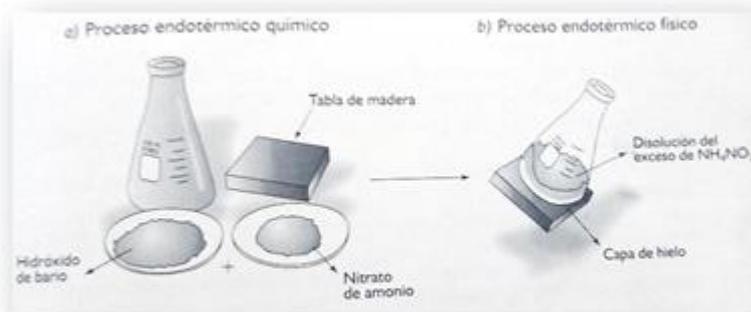


Figura 30. Procesos Endotérmicos Imagen tomada de: Catalá Rodés R.M, 2007:143

En la imagen se observan dos procesos endotérmicos que logran el enfriamiento y consecuente congelación del agua presente en la madera

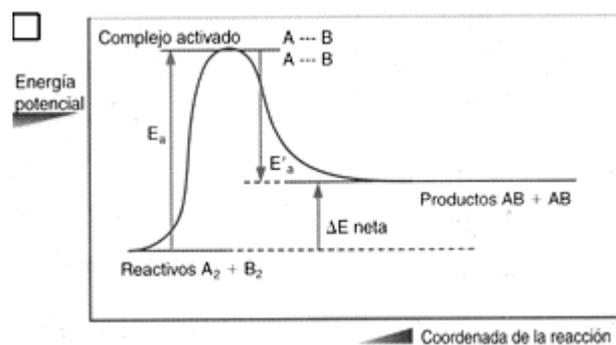


Figura 31. Reacción endotérmica con energía de activación.

Imagen tomada de: <http://m.educarchile.cl/portal/mobile/ficha-tematica.xhtml?id=133178>

$\Delta E > 0$  La energía necesaria para que ocurra el cambio corresponde a la diferencia de energía entre los productos y los reactantes. Como la energía de los

productos es mayor a la energía de los reactantes, se requiere energía para el proceso.

I. **Lee el siguiente texto**

En un hospital, en una clínica rural o en un evento de atletismo, es posible encontrar unos paquetes muy útiles **“llamados frío instantáneo”** que se utilizan para reducir el dolor de una herida, bajar inflamaciones o disminuir los flujos hemorrágicos. Dentro de estos paquetes fríos, existen dos comportamientos aislados que contienen sustancias químicas: una de ellas es el nitrato de amonio ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ) y otra es agua. El paquete se activa cuando se aprieta el contenido, lo cual hace que se rompan las paredes internas que separan el agua, por medio de un proceso altamente **endotérmico**. También existen paquetes que producen el efecto contrario; es decir, se calientan de forma instantánea al utilizarlos. En este caso, el proceso que se lleva a cabo es la disolución de cloruro de calcio, representada por la siguiente ecuación:



A partir del texto anterior contesta lo siguiente:

1. Los procesos que se llevan a cabo en los paquetes fríos y paquetes calientes son de tipo:  
A) Químico    B) Experimental    C) Físico    D) Medicinal
2. Las calorías y los joules son las unidades que se usan comúnmente para expresar el calor absorbido o liberado en un proceso físico o químico donde esta forma de energía esté involucrada. Si una caloría es igual a 4.184J, entonces:  
A) ¿Cuántos kJ están involucrados en el proceso de disolución de cloruro de calcio?  
B) ¿Cuántas calorías se absorben del medio en la disolución del nitrato de amonio?

3. Observa las ecuaciones de ambos procesos de cambio. De acuerdo con lo que se lee en las expresiones de disolución de ambos compuestos, se puede deducir que:

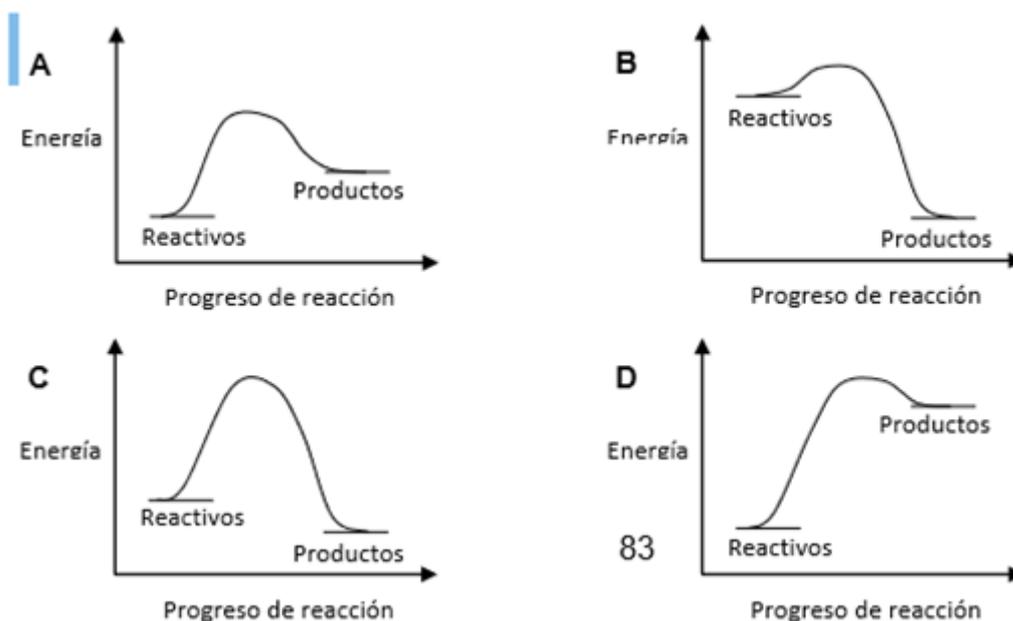
A) Cuando el proceso es exotérmico, la energía aparece de lado derecho de la ecuación; es decir, de la sal disuelta.

B) Cuando el proceso es endotérmico, la energía aparece de lado derecho de la ecuación; es decir, de la sal disuelta.

C) Cuando el proceso es exotérmico, la energía aparece de lado izquierdo de la ecuación; es decir, de la sal sin disolver.

D) Cuando el proceso es endotérmico, la energía aparece de lado izquierdo de la ecuación; es decir, de la sal sin disolver.

4. Los perfiles de energía de los casos, A-D, representan cuatro diferentes reacciones. Todos los diagramas están dibujados a la misma escala



Señala los perfiles de energía A-D correspondientes:

- a) Representan reacciones endotérmicas \_\_\_\_\_
- b) Representan reacciones exotérmicas \_\_\_\_\_
- c) Muestra la mayor energía de activación \_\_\_\_\_
- d) Muestra la menor energía de activación \_\_\_\_\_
- e) Representa la reacción más exotérmica \_\_\_\_\_
- f) Representa la reacción más endotérmica \_\_\_\_\_

## Energía de activación y catalizadores.

En la mayoría de los procesos industriales interesa acelerar las reacciones químicas, como ocurre en la fabricación industrial de productos, en la curación de una herida o una enfermedad, o en el crecimiento de las plantas y la maduración de frutos. Pero hay también casos en los que lo que interesa es retardar una reacción perjudicial, como, por ejemplo, la corrosión del hierro y otros metales, la putrefacción de alimentos entre otros. etc.

Para acelerar una reacción, se emplean sustancias llamadas catalizadores, los cuales son sustancias que modifican la rapidez de una reacción química sin cambiar el producto final de la misma.

Para disminuir la rapidez de una reacción, se emplean sustancias llamadas inhibidores.



Figura 32. Efecto del catalizador en el complejo activado.

Imagen tomada de: <https://www.quimicas.net/2015/11/la-energia-de-activacion.html>

Como se observa en el diagrama anterior, la energía de activación ( $E_a$ ) se puede reducir notablemente mediante la acción de un catalizador.

La acción de este catalizador hace que sea más fácil alcanzar el punto de **complejo activado** de manera que se **reduce la energía de activación** para que la reacción se pueda desarrollar de manera espontánea.

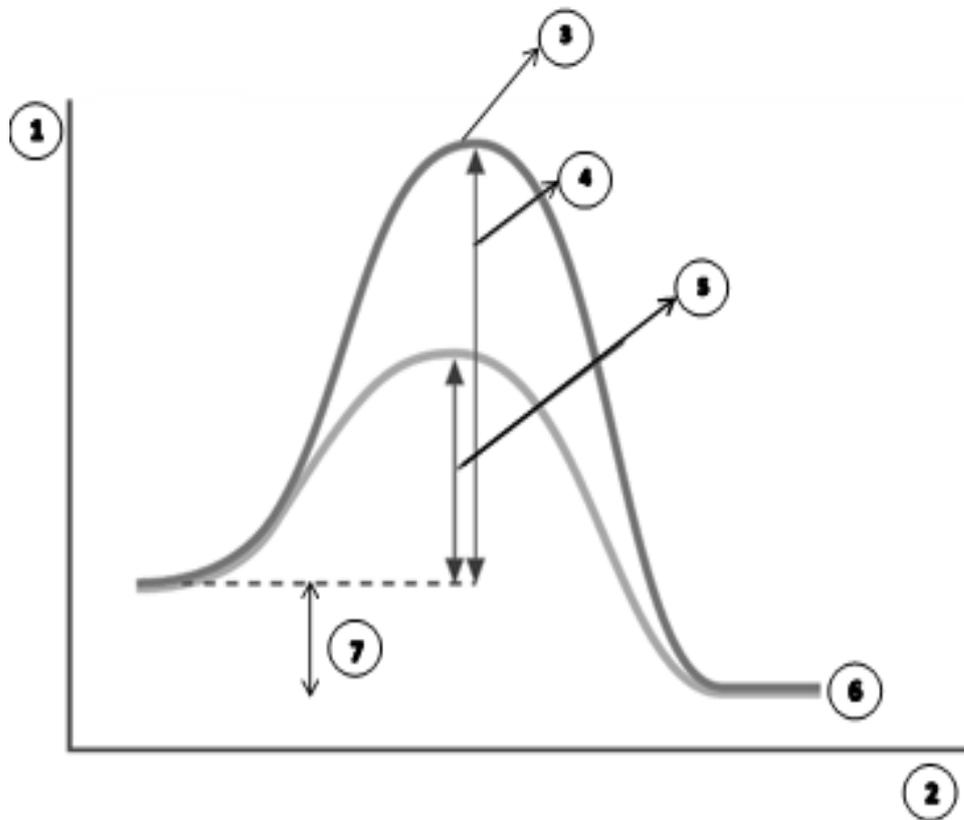
## El Complejo Activado.

Durante el desarrollo del tema, se ha planteado que para que se lleve a cabo una reacción es preciso aportar cierta energía (energía de activación) para que los reactivos alcancen un punto de **transición denominado Complejo activo** (que es el punto máximo de la reacción y que puedes observar en la gráfica anterior)

En el **punto de Complejo Activado** se cumplen las siguientes condiciones:

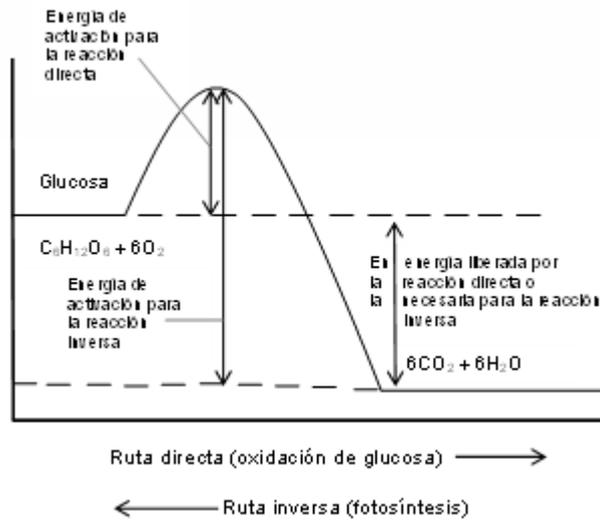
- a) Se ha suministrado la **energía suficiente para romper los enlaces** entre los átomos de las moléculas que reaccionan y se empiezan a unir para formar los productos
- b) La **energía cinética de las moléculas** es suficiente para que **las colisiones** entre ellas **se produzcan con la fuerza suficiente para vencer las fuerzas de repulsión**
- c) Además es preciso que **las colisiones se produzcan en la orientación correcta** que **favorezca los nuevos enlaces** que forman los productos (**colisiones efectivas**)

1) Relacione los números de la figura con los nombres de los incisos.



- a) Productos de la reacción \_\_\_\_\_
- b) Energía de activación sin catalizador \_\_\_\_\_
- c) Energía de activación con catalizador \_\_\_\_\_
- d) Complejo activado \_\_\_\_\_
- e) Reactivos de la reacción \_\_\_\_\_
- f) Energía \_\_\_\_\_
- g) Trayectoria/ coordenada de la reacción \_\_\_\_\_

2) Con base a la gráfica responde las preguntas



- Compara la energía de activación de la fotosíntesis con la energía de activación para combustión de glucosa.
- Justifica o critica la siguiente oración: la energía de activación no influye en el cambio global de la reacción.

### Entalpía de reacción y energías de enlace.

Cuando se forma un enlace químico se desprende una cierta cantidad de energía (en forma de calor), que será la misma cantidad de energía que se debe aportar posteriormente para romper el enlace formado. A esta energía se le denomina **entalpía de enlace** (si se tiene lugar a presión constante) o energía de enlace. Así, podemos definir **la entalpía de enlace como la variación de entalpía o calor liberado, en condiciones estándar de 1 atmósfera y 25°C, que acompaña a la reacción de formación de un mol de enlaces a partir de los átomos aislados en estado gaseoso.**

A continuación se muestra un diagrama de cómo se lleva a cabo la formación y ruptura de los enlaces.

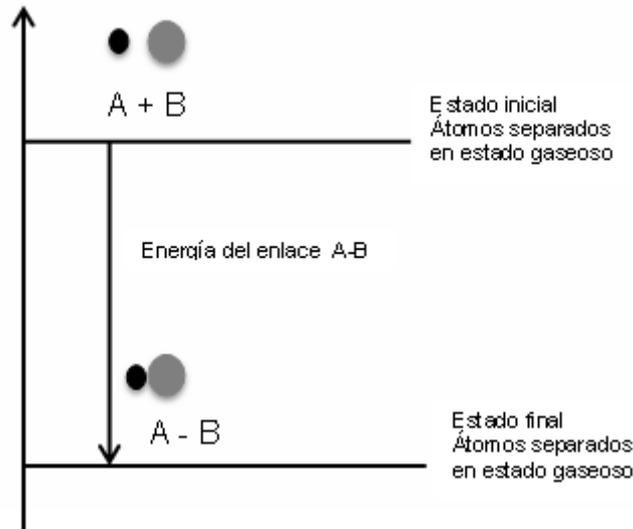
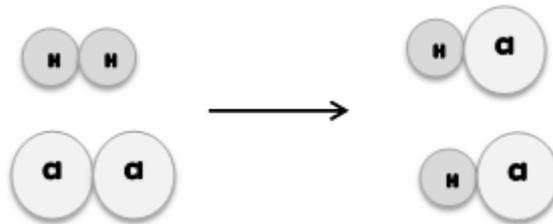


Figura 33. Ruptura y formación de enlaces.

La energía química de los átomos A y B unidos es menor que cuando están separados. Por tanto, la energía de enlace es precisamente la disminución de energía observada.



En las reacciones que se llevan a presión constante, el calor absorbido o desprendido viene dado por la variación de entalpía. Si  $\Delta H > 0$ , la reacción es endotérmica y si  $\Delta H < 0$ , la reacción es exotérmica.

A continuación se presenta el diagrama de entalpía de los procesos exotérmico y endotérmico.

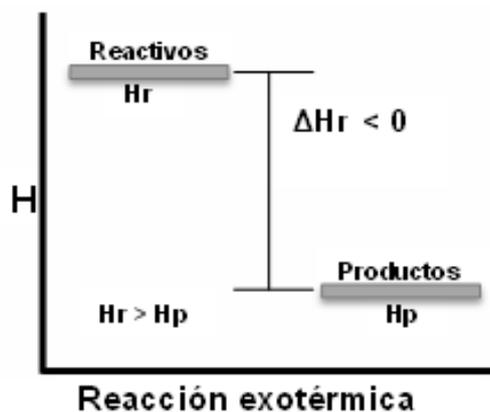


Figura 34. Reacción Exotérmica

El valor de la entalpía en un proceso exotérmico es negativo, es decir, el sistema desprende o libera calor al entorno ( $\Delta H < 0$ )

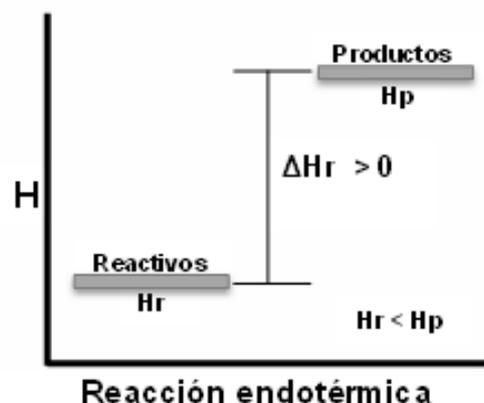


Figura 35. Reacción Endotérmica

El valor de la entalpía en un proceso endotérmico es positivo, es decir, el sistema absorbe calor al entorno ( $\Delta H > 0$ ).

Si se conoce que enlaces se rompen y se forman durante una reacción, es posible calcular su entalpía de reacción a partir de las energías de dichos enlaces. Los valores de entalpía de enlace son valores medios e imprecisos, y por este motivo sólo se usan para calcular entalpías de reacción de forma aproximada, cuando no se dispone de valores experimentales de entalpías de formación.

La fórmula empleada para calcular la entalpía de reacción con las energías de enlaces rotos y enlaces formados es:

$$\Delta H^{\circ}_r = \sum E_{\text{enlaces rotos}} - \sum E_{\text{enlaces formados}}$$

A continuación se presenta una tabla con los valores de energía de enlace.

Enlace	Energías de enlace ( $\Delta H$ ) en KJ/mol	Enlace	Energías de enlace ( $\Delta H$ ) en KJ/mol
H-H	-436	O=O	-494
C-H	-415	N=O	-221
N-H	-390	C-F	-485
O-H	-460	C-Cl	-330
C-C	-347	C-Br	-276
C=C	-610	C-I	-234
C $\equiv$ C	-830	F-F	-155
C-N	-285	Cl-Cl	-244
C=N	-615	Br-Br	-192
C $\equiv$ N	-887	I-I	-150
C-O	-352	H-F	-564
C=O	-743	H-Cl	-430
C=O (en CO <sub>2</sub> )	-802	H-Br	-368
N-N	-159	H-I	-297
N=N	-418	H-S	-338
N $\equiv$ N	-946	C-S	-259

Figura 36. Tabla tomada y modificada de: <http://www.quimitube.com/videos/definicion-de-entalpia-de-enlace-o-energia-de-enlace>. Las energías de formación de nuevos enlaces son exotérmicas, en los cálculos se toman (+) debido a que se invierte la ecuación de entalpía de reacción para facilitar los cálculos.

Resuelve los siguientes problemas (guíate del ejemplo resuelto)

### Ejemplo resuelto

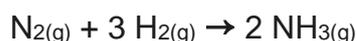
Calcula la energía absorbida o desprendida en el proceso de la síntesis del HCl (ver la ecuación de abajo). Las energías de enlace que necesites puedes localizarlas en la tabla de datos mostrada con anterioridad.



Se rompe un enlace de H-H y un enlace Cl-Cl, formándose dos enlaces H-Cl. Utilizando los datos de entalpía de enlace de la tabla:

$$\Delta H_r = 1 \text{ mol (436 kJ/mol)} + 1 \text{ mol (244 kJ/mol)} - 2 \text{ mol (430 kJ/mol)} = -180 \text{ kJ}$$

1) Calcula la energía absorbida o desprendida en el proceso de la síntesis del NH<sub>3</sub> (ver la ecuación de abajo). Las energías de enlace que necesites puedes localizarlas en la tabla de datos mostrada con anterioridad.



### Bibliografía sugerida para el alumno:

Catalá Rodes R.M. (2007). Química 2 Reacciones: el viaje continúa. Edo. México: Esfinge.

Suarez Martínez, A & Núñez Chávez, J. (1990). Química 3. México: Editores

Burns Ralph, A.(2003). Fundamentos de Química. México: PEARSON.

Raymond, C.(2008).Química General para bachillerato. México: Mc Graw Hill.

Zumdahl, S.(2007). Química. México: Patria

### Bibliografía sugerida para el profesor:

González Ureña, A.. (2001). Cinética Química. México: SINTESIS.

González Velasco, J.R, González Marcos, J.A, González Marcos, P. (1999). Cinética Química Aplicada. México: SINTESIS.

Morris, H.. (2015). Fundamentos de Química. México: CENGAGE LEARNING.

Segura Gómez, H.L.. (1992). Termodinámica de Procesos Químicos. México: UNAM.

APRENDIZAJES	TEMÁTICA
<p>A7. (C, H) Comprende la reversibilidad de las reacciones al realizar mediciones de pH en ácidos fuertes y débiles, al asociar la fuerza del ácido con valores de concentración de iones hidrógeno y con valores de la constante de equilibrio. (N2)</p>	<p>Equilibrio químico (N2) • Reacciones reversibles. • Reversibilidad en reacciones ácido–base. • Características de las reacciones reversibles. • 0</p> <p>Modelo de Bronsted–Lowry. (N3) • El pH como medida de la concentración de iones [H<sup>+</sup>]. (N2) • Constante de acidez, K<sub>a</sub> (Constante de equilibrio de ácidos). (N1)</p>

### Reacciones reversibles e irreversibles

Una reacción química se define como la transformación de sustancias iniciales o reactivos en sustancias finales o productos; esto es cierto para las reacciones irreversibles como la combustión. Este tipo de reacciones se representan con ecuaciones de una sola flecha señalando los cambios de izquierda a derecha.



Sin embargo, existen las llamadas reacciones reversibles, en éstas los reactivos se transforman en productos, y éstos a su vez reaccionan entre sí para volver a formar los reactivos, este proceso se representa en una ecuación utilizando flechas que señalan en ambos sentidos de la ecuación:



### Concepto de equilibrio químico

Al inicio de una transformación reversible, la reacción directa (izquierda a derecha) se favorece debido a que hay mayor cantidad de reactivos transformándose en productos pero conforme transcurre el tiempo la cantidad de productos se incrementa propiciando la reacción inversa (derecha a izquierda); así, las transformaciones ocurren de forma continua hasta que llega un tiempo en el cual

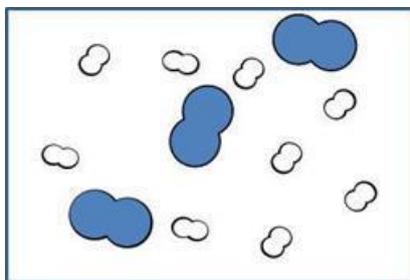
pareciera ya no haber cambio en las concentraciones de reactivos y productos; lo cual no implica que estas reacciones se detengan; estableciéndose así un estado de equilibrio químico dinámico; es decir, de transformaciones continuas.



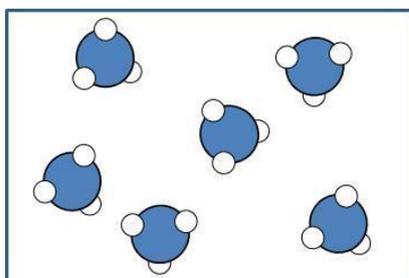
### Concepto del equilibrio químico desde una perspectiva nanoscópica.

Cuando se realiza una mezcla de reactivos pueden suceder diferentes situaciones, enseguida se representan tres posibles casos de una mezcla de reactivos; se utiliza como ejemplo la reacción de formación de amoníaco,  $\text{NH}_3$ , a partir de  $\text{H}_2$  y  $\text{N}_2$ .

**A.** Si el ambiente es propicio los reactivos pueden coexistir sin reaccionar, la siguiente imagen muestra la interacción inicial de reactivos ( $\text{N}_2 + \text{H}_2$ ) donde éstos no han reaccionado aún.

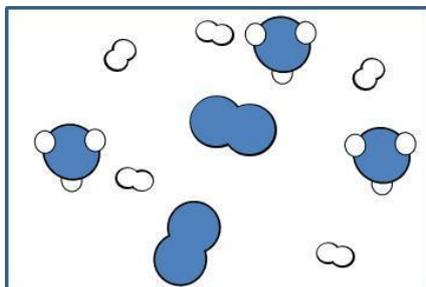


**B.** Reacción completa e irreversible; existen algunas reacciones muy espontáneas que son irreversibles en las cuales prácticamente todos los reactivos se transforman en productos (siempre y cuando las condiciones de reacción sean favorables). Si la reacción planteada anteriormente fuera irreversible sólo ocurriría de izquierda a derecha y al final solo estaría presente el producto de ésta.



**C. Reacción reversible;** en ésta los reactivos reaccionan para originar a los productos y una vez formados, los productos se transforman para originar a los reactivos. Finalmente, tanto reactivos como productos estarán presentes en el mismo recipiente, no necesariamente en concentraciones iguales pero sí se encontrarán

reaccionando a igual rapidez de transformación , a esta última situación se le conoce como estado de **Equilibrio** y se representa con una ecuación con doble flecha, cada una indicando un sentido de transformación.



Para los sistemas en equilibrio a temperatura constante se asocia una constante de equilibrio,  $K_c$ , la cual se define como “el producto matemático de la concentración de productos químicos dividido entre el producto matemático de las concentraciones de los reactivos donde todas las concentraciones se elevan a sus coeficientes estequiométricos” (enunciado conocido como ley de acción de masas ver <http://www.quimitube.com/videos/constante-de-equilibrio-kc-ley-de-accion-de-masas>); de esta manera para el sistema anterior se tiene:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2]^3 [\text{H}_2]} = 3 \times 10^8$$

Donde los corchetes [ ] indican la concentración molar (moles/litro) de las sustancias.

La constante,  $K_c$ , indica que la proporción de las concentraciones se mantiene constante; esto implica que si alguna de las concentraciones se modifica las demás también lo hacen de tal manera que se recupera esa misma proporción y el valor de la constante se mantiene.

La información que proporciona la  $K_c$  acerca de una reacción química reversible nos indica el grado en que la reacción se lleva a cabo.

Si  $K_c > 1$  implica que la mayoría de reactivos se convierten en productos cuando se alcanza el equilibrio químico.

Si  $K_c = 1$  coexisten tanto reactivos como productos en cantidades considerables.

Si  $K_c < 1$  indica que solo se han formado pequeñas concentraciones de productos y que la cantidad de reactivos es mayor.

Si  $K_c \approx \infty$  indica que se comporta como una reacción irreversible, prácticamente sólo existen productos.

Estos planteamientos también son válidos para la reacción inversa, aunque el valor de la  $K_c$  también es inversa.

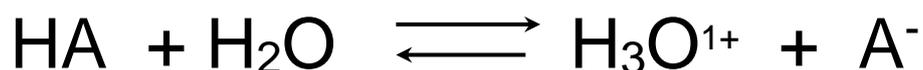


$$\frac{1}{K_c} = \frac{[\text{H}_2]^3[\text{N}_2]}{[\text{NH}_3]^2} = \frac{1}{3.6 \times 10^8}$$

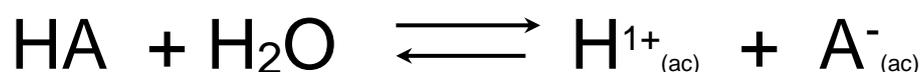
### Equilibrio químico Ácido-Base

Una de las reacciones reversibles más importantes en las funciones vitales de los seres vivos son las reacciones ácido base; ya que éstas se encuentran en relación con la concentración de iones hidronio  $\text{H}_3\text{O}^{1+}$  (generalmente representado como  $\text{H}^{1+}$ ), y por lo tanto, con el pH cuyos valores son trascendentales para la existencia de ciertos componentes en fluidos del cuerpo.

Al mezclar un ácido con agua se lleva a cabo la ionización del mismo y de acuerdo a su constante de equilibrio (constante de acidez,  $K_a$ ) ésta podría estar desplazada hacia reactivos o productos según la siguiente ecuación:



o representado de otra forma:



$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{1+}][\text{A}^-]}{[\text{HA}][\text{H}_2\text{O}]}$$

Dado que el disolvente,  $\text{H}_2\text{O}$ , se encuentra en mayor cantidad que de las demás sustancias, prácticamente, su concentración se mantiene invariable y se pasa al lado de la constante; de esta manera se define la constante de acidez,  $K_a$ .

$$K_a = K_c[\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{1+}][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Recordemos que un ácido es, de acuerdo a la definición de Brönsted-Lowry, una sustancia que en disolución acuosa es capaz de proporcionar iones  $\text{H}^{1+}$ , mientras que una base es una sustancia capaz de aceptar  $\text{H}^{1+}$ .

De acuerdo con esto:

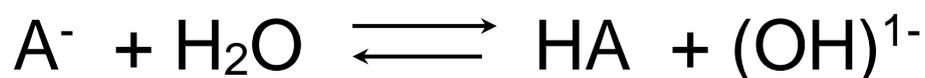
El valor de la  $K_a$  da una idea de la fuerza de un ácido, la cual tiene que ver con el grado de ionización del mismo. Si se comparan las  $K_a$  de diferentes ácidos a la misma concentración, entre mayor sea la constante de acidez,  $K_a$ , de un ácido mayor será la fuerza del mismo, es decir, el grado de disociación y, por lo tanto, la concentración de  $[H^{1+}]$ .

Si  $K_a > 1$  implica que la mayoría del ácido, HA, se ioniza o se disocia produciendo mayor cantidad de iones  $[H^{1+}]$  y su contra-ion  $[A^-]$ .

Si  $K_a = 1$  coexisten tanto el ácido, HA, como los productos de la ionización:  $[H^{1+}]$  y  $[A^-]$ .

Si  $K_a < 1$  significa que el ácido, HA, se ioniza o se disocia muy poco y por lo tanto la cantidad de iones  $[H^{1+}]$  es baja, al igual que la de  $[A^-]$ .

Por otro lado, de acuerdo a la definición de base de Brønsted- Lowry, la ecuación química inversa a la disociación corresponde a la formación del ácido, HA, a partir de la base  $A^-$ .



Y a esta ecuación le corresponde la constante de equilibrio llamada  $K_b$ , constante de basicidad. De igual forma que para los ácidos, si una base tiene asociada una  $K_b$  grande entonces el equilibrio se encuentra desplazado hacia los productos, esto es, se propicia la producción de  $(OH)^{1-}$ .

Las siguientes tablas muestran algunos valores de  $K_a$  y  $K_b$  para ácidos y bases respectivamente

Ácido	$K_a$ , constante de acidez
Yódico	$1.6 \times 10^{-1}$
Cloroso	$1.1 \times 10^{-2}$
Cloroacético	$1.4 \times 10^{-3}$
Nitroso	$7.2 \times 10^{-4}$
fluorhídrico	$6.6 \times 10^{-4}$
Fórmico	$1.8 \times 10^{-4}$
Benzoico	$6.3 \times 10^{-5}$

Hidrazoico	$1.9 \times 10^{-5}$
Acético	$1.8 \times 10^{-5}$
Hipocloroso	$2.9 \times 10^{-8}$
Hidrocianico	$6.2 \times 10^{-10}$
Fenol	$1.0 \times 10^{-10}$
Peróxido de hidrógeno	$1.8 \times 10^{-12}$

<b>Base</b>	<b>K<sub>b</sub> constante de basicidad</b>
Dietilamina	$6.9 \times 10^{-4}$
Etilamina	$4.3 \times 10^{-4}$
Amoniaco	$1.8 \times 10^{-5}$
Hidroxilamina	$9.1 \times 10^{-9}$
Piridina	$1.5 \times 10^{-9}$
Anilina	$7.4 \times 10^{-10}$

Con base en la información anterior contesta las siguientes preguntas:

1. Explica ¿cuál ácido es más fuerte: el ácido fluorhídrico o el ácido acético?  
\_\_\_\_\_
2. Si se tienen los ácidos de la tabla anterior a iguales concentraciones ¿Cuál ácido se ioniza más? \_\_\_\_\_
3. ¿Cuál sustancia producirá iones hidróxido, (OH)<sup>1-</sup>, en solución acuosa: el peróxido de hidrógeno o la piridina? \_\_\_\_\_
4. Si se tienen a los ácidos benzoico y yódico a una concentración de 0.1 Molar ¿cuál tendrá mayor acidez? \_\_\_\_\_
5. En iguales concentraciones ¿Cuál de los bases de la tabla anterior tendrá mayor basicidad? \_\_\_\_\_

## Definición de pH

Los valores de pH dependen de la concentración molar de iones hidrógeno,  $[H^{1+}]$ , estos iones formalmente se llaman iones hidronio y se representan como  $(H_3O)^{1+}$ , lo que implica la asociación de un ion  $H^{1+}$  con una molécula de  $H_2O$ . La relación matemática que tienen los valores de pH con la concentración molar de  $H^{1+}$  es logarítmica:

$$pH = -\log[H^{1+}]$$

Los ácidos se ionizan o se disocian en disolución acuosa dando lugar a la liberación de iones  $H^{1+}$  y los aniones correspondientes formando iones solvatados (iones rodeados por moléculas de agua). A través de la medición de pH, ya sea con indicadores o con pH-metro, es posible determinar la concentración molar de  $H^{1+}$ ; y a la inversa, si se conoce la  $[H^{1+}]$  entonces se podrá calcular el pH.

Para conocer la  $[H^{1+}]$  a partir del valor de pH se realiza lo siguiente:

$$pH = -\log[H^{1+}]$$

$$-pH = \log[H^{1+}]$$

$$10^{-pH} = 10^{\log[H^{1+}]}$$

Finalmente, se aplica la siguiente operación para la determinación de la  $[H^{1+}]$ :

$$[H^{1+}] = 10^{-pH}$$

Ejercicios:

I. Calcula los valores de pH para las siguientes concentraciones de  $H^{1+}$ :

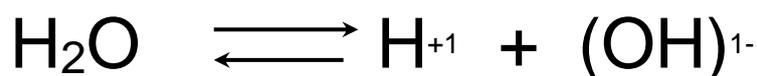
$[H^{1+}] =$	pH =	$[H^{1+}] =$	pH =
a) $3.25 \times 10^{-11} \text{ M}$	_____	f) $4.7 \times 10^{-6} \text{ M}$	_____
b) $2.2 \times 10^{-4} \text{ M}$	_____	g) $3.6 \times 10^{-12} \text{ M}$	_____
c) $8.0 \times 10^{-9} \text{ M}$	_____	h) $1.28 \times 10^{-13} \text{ M}$	_____
d) $3 \times 10^{-1} \text{ M}$	_____	i) $7.1 \times 10^{-2} \text{ M}$	_____
e) $8.5 \times 10^{-5} \text{ M}$	_____	j) $5.6 \times 10^{-3} \text{ M}$	_____

II. Relaciona los valores de pH con la concentración de  $[H^{1+}]$

- |     |   |
|-----|---|
| ( ) | 1. $[H^{1+}] = 3.16 \times 10^{-4} M$   |
| ( ) | 2. $[H^{1+}] = 1 M$                     |
| ( ) | 3. $[H^{1+}] = 1 \times 10^{-5} M$      |
| ( ) | 4. $[H^{1+}] = 2.5 \times 10^{-12} M$   |
| ( ) | 5. $[H^{1+}] = 5.01 \times 10^{-9} M$   |
| ( ) | 6. $[H^{1+}] = 1 \times 10^{-2} M$      |
| ( ) | 7. $[H^{1+}] = 1 \times 10^{-14} M$     |
| ( ) | 8. $[H^{1+}] = 1.58 \times 10^{-3} M$   |
| ( ) | 9. $[H^{1+}] = 1 \times 10^{-7} M$      |
| ( ) | 10. $[H^{1+}] = 1.28 \times 10^{-10} M$ |

### Equilibrio Químico del agua.

El agua es una sustancia muy especial ya que se comporta tanto como un ácido como una base; ya que al disociarse proporciona iones  $H^{1+}$  y  $(OH)^{1-}$ .



La constante de equilibrio es:

$$K_c = \frac{[H^{1+}][OH^{1-}]}{[H_2O]}$$

Como la concentración de agua prácticamente es constante entonces se pasa al lado de la  $K_c$  y se define una nueva constante, la  $K_w$ :

$$K_w = K_c[H_2O] = [H^{1+}][OH^{1-}]$$

La constante de disociación del agua,  $K_w$  tiene un valor de  $10^{-14}$ .

Si aplicamos la función  $-\log$  a cada lado de la ecuación:

$$-\log K_w = -\log[H^{1+}] - \log[OH^{1-}]$$

Se obtiene la siguiente relación:

$$pK_w = pH + pOH$$

$$14 = \text{pH} + \text{pOH}$$

Así, en una disolución acuosa la suma de pH y pOH siempre será 14; de esta manera, si se conoce el pH de una disolución inmediatamente se conoce el pOH y viceversa. Así, los valores de pH o de pOH van de 0 a 14.

Ejemplos:

- a) Calcular el pH y pOH de una disolución acuosa que tiene una concentración de  $[\text{H}^{1+}] = 3.16 \times 10^{-4} \text{ M}$ .

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^{1+}] = -\log (3.16 \times 10^{-4})$$

$$\text{pH} = 3.5$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 3.5 = 11.5$$

- b) Calcular el pH y pOH de una disolución acuosa que tiene una concentración de  $[\text{H}^{1+}] = 10^{-5} \text{ M}$ .

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^{1+}] = -\log (10^{-5})$$

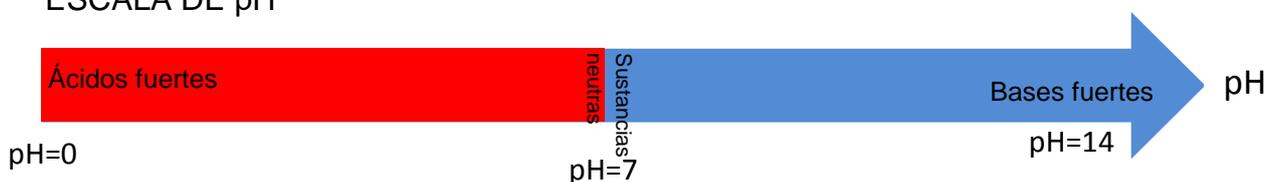
$$\text{pH} = 5$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 5 = 9$$

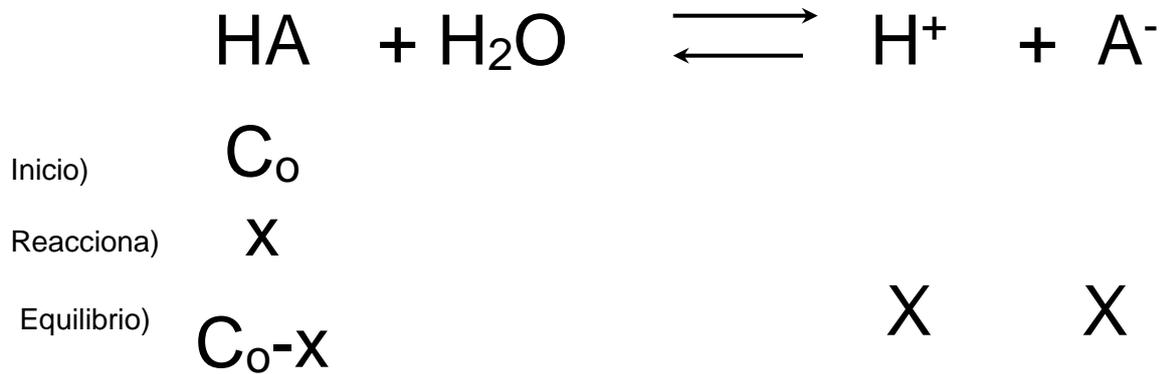
### Concepto de fuerza de un ácido

La fuerza de un ácido se define por el grado de disociación que éste pueda presentar en disolución acuosa; pero además, depende de la concentración inicial del ácido y de su  $K_a$ ; en otras palabras, el grado de disociación está relacionado con la cantidad de iones  $\text{H}^{1+}$  "sueitos" en disolución, y éstos a su vez con la concentración de  $[\text{H}^{1+}]$ , entre mayor sea esta concentración mayor será la acidez de una disolución y menor será el valor de pH.

### ESCALA DE pH



Ecuación de la ionización de un ácido monoprótico (un ion hidrógeno), donde se muestran las concentraciones de todas las sustancias al equilibrio, el agua no se considera por ser el medio de disolución.



Donde:

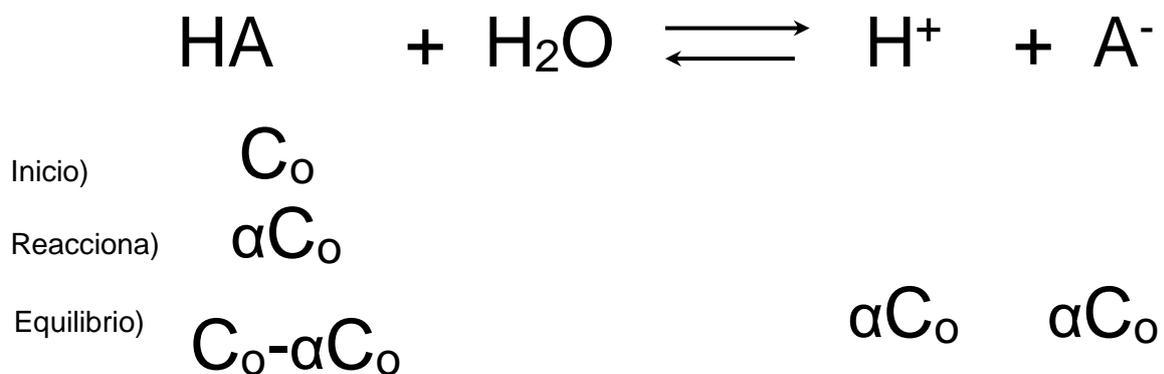
**HA** ácido que se analiza, sustancia formada por iones  $\text{H}^{1+}$  y su anión correspondiente.

$\text{H}^{1+}$  iones hidrógeno

$\text{A}^-$  aniones que neutralizan a los iones  $\text{H}^{1+}$  cuando se encuentran formando al ácido.

**X** representa la “parte” de la concentración inicial del ácido que se ioniza (que se separa en iones) en agua; también, representa las concentraciones de  $\text{H}^{1+}$  y de  $\text{A}^-$ , de acuerdo a este esquema **X** tiene unidades de concentración.

Ecuación de la ionización de un ácido monoprótico (un ion hidrógeno), donde se muestran las concentraciones de todas las sustancias al equilibrio en función del **grado de disociación,  $\alpha$** , el agua no se considera por ser el medio de disolución.



Donde:

$\alpha$  (alfa) se conoce como el **grado de disociación** y corresponde a la fracción que se ioniza.

$\alpha C_0$  corresponde a la concentración que se ioniza del ácido; si observamos las dos ecuaciones anteriores, la concentración del ácido equivale a:

$$[H^{1+}] = x = \alpha C_0$$

Por lo tanto, si conocemos la concentración inicial del ácido,  $C_0$ , y el pH experimental de una disolución podremos conocer la  $[H^{1+}]$ , el grado de disociación y la fuerza relativa del ácido.

Ejemplo:

Se prepara una disolución acuosa de un ácido HA con una concentración inicial,  $C_0 = 3 \times 10^{-3}$  M, se le mide el pH y después de un corto tiempo la disolución presenta un valor constante de  $pH = 4.3$ . Calcula la  $[H^{1+}]$  y el grado de disociación,  $\alpha$ , para este ácido.

$$[H^{1+}] = 10^{-pH}$$

$$[H^{1+}] = 10^{-4.3} = 0.0001 \dots$$

$$[H^{1+}] = \alpha C_0$$

$$\alpha = \frac{[H^{1+}]}{C_0}$$

( $[H^{1+}] = 10^{-pH}$ ) podremos conocer su  $[H^{1+}]$

la cantidad de iones que éste pueda liberar

$$10^{-pH} = -\log[]$$

## Análisis de un caso sobre la relación que hay entre la concentración de un ácido, su fuerza y el equilibrio

¿Qué concentración de  $H^{+1}$ , está presente en cada una de las siguientes disoluciones?

Disolución 0.1 M de:	Valores de pH	Concentraciones de $[H^{+1}]$
Ácido carbónico		
Ácido Clorhídrico		
Ácido bórico		

¿Qué concentración de  $H^{+1}$ , está presente en cada una de las siguientes disoluciones?

Ácido carbónico 0.1 M  $[H^{+1}]$

Ácido Clorhídrico

Ácido bórico 0.1 M

( )	1. $[H^{+1}] = 3.16 \times 10^{-4} M$ (3.5)
( )	2. $[H^{+1}] = 1 M$ (0)
( )	3. $[H^{+1}] = 1 \times 10^{-5} M$ (5)
( )	4. $[H^{+1}] = 2.5 \times 10^{-12} M$ (11.6)
( )	5. $[H^{+1}] = 5.01 \times 10^{-9} M$ (8.3)
( )	6. $[H^{+1}] = 1 \times 10^{-2} M$ (2)
( )	7. $[H^{+1}] = 1 \times 10^{-14} M$ (14)
( )	8. $[H^{+1}] = 1.58 \times 10^{-3} M$ (2.8)
( )	9. $[H^{+1}] = 1 \times 10^{-7} M$ (7)
( )	10. $[H^{+1}] = 1.28 \times 10^{-10} M$ (9.9)

1.- En una reacción \_\_\_\_\_ los productos vuelven a reaccionar para producir las sustancias iniciales

### Referencias

Conceptos de equilibrio químico <https://www.youtube.com/watch?v=503kRoJRAxg>

Aprendizajes	Temática
<p><b>A8. (C, H)</b> 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. <b>(N3)</b></p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Constante de acidez, <math>K_a</math> (Constante de equilibrio de ácidos). (N1)</li> </ul>

## Introducción

En el primer encuentro, el estudio de los equilibrios ácido-base es un como una tierra extraña con senderos aparentemente confusos que dificultan el paso. De hecho, existe un mapa de ruta que una vez entendido, nos permite navegar por equilibrios ácido-base con precisión confiable y así dominarlos. Aquí hay una descripción general de esta hoja de ruta.

Fundamentalmente, los equilibrios acuosos ácido-base son solo un ejemplo particular de las ideas y técnicas que ya hemos aprendido en el estudio de los equilibrios químicos en fase gaseosa. Sin embargo, hay dos aspectos que complican la aplicación de estas ideas. Primero, la auto ionización del agua,  $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+_{(ac)} + \text{OH}^-_{(ac)}$  siempre está presente en solución acuosa, el análisis de los equilibrios acuosos ácido-base siempre debe tener en cuenta al menos dos equilibrios competidores, la ionización ácida o básica y la auto ionización del agua. En este aprendizaje nos enfocaremos a soluciones de ácidos puros, siendo este un problema de equilibrio directo.

## Reacciones ácido-base

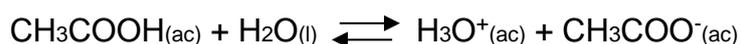
Vamos a trabajar con equilibrios ácido-base en solución acuosa, y usaremos las definiciones de Brønsted-Lowry de que un ácido es una fuente de  $\text{H}^+$  y una base es un aceptor de  $\text{H}^+$ .

## Constante de ionización ácida Ka

Una forma conveniente de escribir la reacción de un ácido HA en el agua es

$\text{HA}_{(\text{ac})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{ac})} + \text{A}^-_{(\text{ac})}$ ; aquí el agua está actuando como una base, aceptando el  $\text{H}^+$ ; el producto,  $\text{H}_3\text{O}^+$ , se llama ácido conjugado de  $\text{H}_2\text{O}$ , ya que  $\text{H}_3\text{O}^+$  puede donar  $\text{H}^+$  para reformar  $\text{H}_2\text{O}$ . De manera similar,  $\text{A}^-$  se llama base conjugada del ácido HA, ya que  $\text{A}^-$  puede aceptar  $\text{H}^+$  para reformar HA. La constante de equilibrio se conoce como la constante de ionización del ácido Ka, donde la concentración de referencia es 1 M, se escribe explícitamente; el agua líquida no aparece, porque su concentración de referencia es solo el agua líquida, por lo que su actividad es 1. (Estrictamente, estamos asumiendo que los solutos están lo suficientemente diluidos como para que la concentración del agua se vea afectada de manera insignificante por su presencia.) Por lo general, se abreviará Ka como entendiendo que [...] representa el valor numérico -sin unidades- de la concentración en mol / L. Como de costumbre, Ka no tiene unidades.

Un ejemplo de ionización ácida es



Si Ka es mucho mayor que 1, el ácido está mayormente dissociado y se dice que es un ácido fuerte. Si Ka es mucho menor que 1, el ácido se disocia sólo en una pequeña medida y se dice que es un ácido débil.

La concentración de ion hidronio en agua pura (a 25 ° C) es  $10^{-7}$  M. Cuando un ácido se disuelve en agua, dona iones hidronio adicionales y su concentración aumenta por encima de  $10^{-7}$  M. Los ácidos fuertes donan esencialmente todo su hidrógeno a la solución de esta manera, porque están casi 100% dissociados (su Ka es mucho mayor que 1).

Los ácidos débiles, por otro lado, solo donan una pequeña porción de sus iones de hidrógeno a la solución. Esto se debe a que el Ka de un ácido débil es mucho menor que 1, por lo que un ácido débil es en su mayoría no dissociado. Esto significa que, mientras que la concentración de ion hidronio de un ácido débil es mayor que  $10^{-7}$  M, es mucho menor que la de una cantidad equivalente de ácido fuerte.

Los cálculos que involucran la constante Ka son comúnmente para ácidos débiles.

Ahora calculemos Ka a partir de una concentración dada:

Ejemplo:

El pH de una solución de concentración 1.00 mol/l de ácido acético, es cuidadosamente determinado a condiciones estándar dando un valor de 2.38. ¿Cuál es el valor de Ka del ácido acético?

1. Usa la ecuación balanceada para escribir la expresión de equilibrio:



2. Ahora debemos encontrar la concentración en equilibrio de los iones hidronio a partir del pH:

$$[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{ac})}] = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{ac})}] = 10^{-2.38}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{ac})}] = 0.0042 \text{ mol/l}$$

3. Usaremos la concentración del ión hidronio y la ecuación balanceada para calcular la concentración del ión acetato. Como podemos observar la proporción estequiométrica es 1:1, es decir hay un ión acetato para cada ión hidronio, así es que damos por hecho que la concentración en el equilibrio del ión acetato debe de ser idéntica a la del ión hidronio.

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{ac})}] = [\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{ac})}] = 0.0042 \text{ mol/l}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = (1.00 - 0.042) \text{ mol/l}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.9958 \text{ mol/l}$$

4. Usamos la table ICE (Inicio, Cambio, Equilibrio, de las concentraciones), para encontrar la concentración en equilibrio del ácido acético:

Concentración	[CH <sub>3</sub> COOH <sub>(ac)</sub> ] mol/l	[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> <sub>(ac)</sub> ] mol/l	[CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup> <sub>(ac)</sub> ] mol/l
Inicio	1.00	0	0
Cambio	-0.0042	+0.0042	+0.0042
equilibrio	0.958	0.0042	0.0042

Ejercicios:

1. Define cada una de las siguientes sustancias de acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry

- a) Ácido
- b) Base
- c) Ácido fuerte
- d) Ácido débil

2. Escribe la ecuación balanceada para la disociación de los siguientes ácidos:

- a) Ácido clorhídrico: HCl<sub>(ac)</sub>
- b) Ácido tioacético: CH<sub>3</sub>COSH<sub>(ac)</sub>
- c) Ácido fluorhídrico: HF<sub>(ac)</sub>

3. Un estudiante midió el pH de una solución de ácido carbónico que tiene una concentración de 0.25 mol/l, el valor determinado fue de 3.48. ¿Calcula la Ka para este ácido?



4. El pH de una solución de ácido sulfuroso es de 1.17 y su concentración es de 0.4 M ¿Calcula la Ka para este ácido?

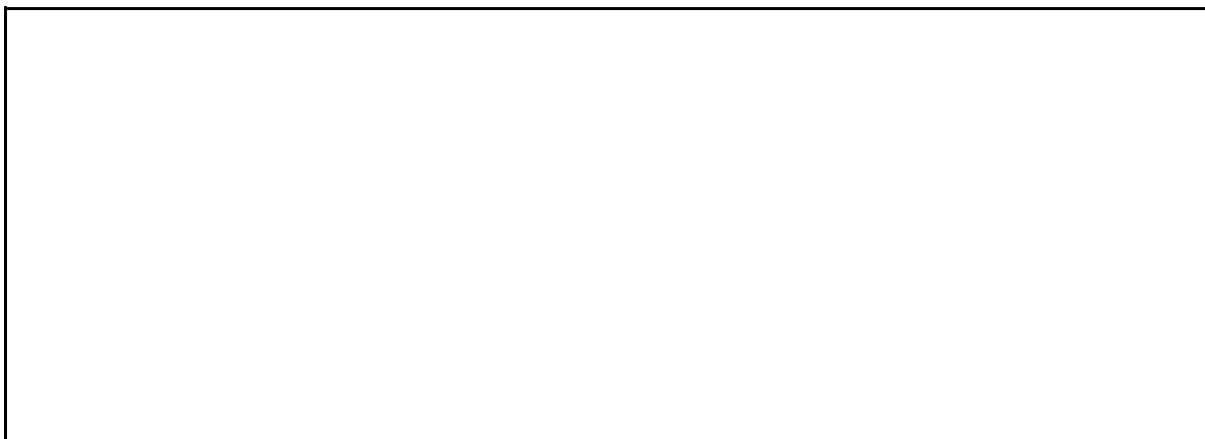


5. Observa el vídeo: bromothymol blue and Le Chatelier's Principle with acid-base equilibrium ingresando a la siguiente URL <https://youtu.be/hUscbKwIWxg> y Contesta las siguientes preguntas:

a. Representa la ecuación usando el modelo de Bronsted–Lowry



b. Escribe la constante de equilibrio en términos de la ecuación propuesta.



### **Bibliografía recomendada para el profesor**

Goldberg D. (2005); Schaum's outline of theory and problems of BEGINNING CHEMISTRY; McGraw-Hill; USA; 3° ed.; pp. 230-234.

Goldberg D. (1988); Schaum's 3000 solved problems in chemistry; McGraw-Hill; USA; pp. 399-426.

Gonick L. and Criddle C. (2005): The cartoon guide to chemistry; HarperCollins Publisher Inc.; NY; USA; 1° ed.; pp. 141-164.

Lewis M. (2001); Oxford revision guides As & a level chemistry through diagrams; Oxford university press UK; pp. 58-64.

Moore T. and Langley H. (2007); Chemistry for the utterly confused; McGraw-Hill; NY; USA; pp. 203-218.

Moore T. (2003); Chemistry for dummies; Wiley Publishing Inc. NJ; USA; pp. 134-145.

Pozas A., Martín R., Rodríguez A., Ruíz A. (2009); Química 2° Bachillerato; McGraw-Hill/ Interamericana, Madrid España; 5° ed.; pp. 138-161.

Royal Society of Chemistry (2018); Learn Chemistry. Enhancing learning and teaching. Recuperado de <http://www.rsc.org/learn-chemistry/>

Zumdahl S. and Zumdahl A. (2007); Chemistry; Houghton Mifflin company; Boston USA; 7°ed.; pp. 579-611.

Zumdahl S. (2000); Introductory chemistry: A foundation; Houghton Mifflin company; Boston USA; 4°ed.; pp. 512-538.

### **Bibliografía recomendada para el alumno**

*Atkins, J. (2009). Principios de química. Los caminos del descubrimiento. México: Editorial Médica Panamericana.*

Bruice, P. (2008). Química Orgánica. México: Pearson Educación de México.

Chang, R. (2010). Fundamentos de química. México: McGraw–Hill Interamericana Editores.

Dingrando, L., Gregg, K., Hainen, N. y Wistrom, C. (2010). Química: materia y cambio. Colombia: McGraw–Hill Interamericana editores.

Hanson L. (31 de marzo, 2014); Bromothymol blue and Le Chatelier's Principle with acid-base equilibrium; Recuperado de <https://youtu.be/5bS7qt8cj7U>

Hill, J. W., Kolb D. K. (2000). Química para el nuevo milenio. México:

Prentice Hall. Phillips, J., Stozak, V. (2012). Química. Conceptos y aplicaciones. México: McGraw–Hill Interamericana Editores.

Aprendizajes	Temática
<p><b>A9. (C, H)</b> Predice hacia dónde 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. <b>(N3)</b></p>	<p>Equilibrio químico <b>(N3)</b>:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Factores que afectan el estado de equilibrio de una reacción: concentración, presión y temperatura.</li> <li>• Características de equilibrio químico</li> </ul>

## Introducción

Es importante comprender los factores que controlan la posición de un equilibrio químico. Por ejemplo, cuando se fabrica una sustancia química, los químicos e ingenieros químicos a cargo de la producción desean elegir las condiciones que favorezcan el producto deseado tanto como sea posible. Es decir, quieren que el equilibrio esté muy a la derecha. Cuando Fritz Haber estaba desarrollando el proceso para la síntesis de amoníaco, realizó extensos estudios sobre cómo la temperatura y la presión afectan la concentración de equilibrio del amoníaco.

Algunos de sus resultados se dan en la Figura 37.

Temperatura (°C)	Presión		
	300 atm	400 atm	500 atm
400	48% NH <sub>3</sub>	55% NH <sub>3</sub>	61% NH <sub>3</sub>
500	26% NH <sub>3</sub>	32% NH <sub>3</sub>	38% NH <sub>3</sub>
600	13% NH <sub>3</sub>	17% NH <sub>3</sub>	21% NH <sub>3</sub>

Figura 37. Porcentaje en masa de  $\text{NH}_3$ , en equilibrio de una mezcla de  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2$  y  $\text{NH}_3$  en función de temperatura y presión. Cada experimento inició con una mezcla de  $\text{H}_2$  y  $\text{N}_2$  en una proporción 3:1.

Como se observa la cantidad de  $\text{NH}_3$  aumenta con un incremento en la presión, pero disminuye a medida que aumenta la temperatura. Por lo tanto, la cantidad presente en equilibrio se ve favorecida por las condiciones de baja temperatura y alta presión. Sin embargo, esta no es toda la historia. Llevar a cabo el proceso a bajas temperaturas no es factible porque la reacción es demasiado lenta. Aunque el equilibrio tiende a desplazarse hacia la derecha a medida que desciende la temperatura, alcanzar el equilibrio sería demasiado lento a bajas temperaturas para ser práctico. Esto enfatiza una vez más que debemos estudiar tanto la termodinámica como la cinética de una reacción antes de comprender realmente los factores que la controlan. Podemos predecir cualitativamente los efectos de los cambios en la concentración, presión y temperatura en un sistema en equilibrio usando el principio de Le Châtelier, que establece que, si se impone un cambio en un sistema en equilibrio, la posición del equilibrio cambiará en una dirección, eso tiende a reducir ese cambio.

### **Principio de Le Châtelier**

Si se cambian las condiciones después de equilibrio que han sido establecidas, la rapidez de las reacciones directa e inversa pueden verse afectada por diferentes cantidades y el sistema ya no puede estar en equilibrio. Si este es el caso, se moverá en una dirección u otra para restablecer el equilibrio. La dirección en la que el sistema se desplazará a restablecer el equilibrio puede ser predicha por el principio de **Le Châtelier**:

**"Si se impone una restricción en un sistema en equilibrio, entonces el sistema responderá de una manera tal como para contrarrestar el efecto de esa restricción."**

Tales restricciones pueden ser la **adición o eliminación de uno de los reactivos o productos, un cambio en la presión, un cambio en la temperatura o la adición de un catalizador.**

Cada uno debe ser tratado por separado:

## 1. Concentración

El principio de Le Châtelier predice que, si la concentración de un reactivo en un sistema se incrementa, el sistema se moverá a la derecha con el fin de disminuir la concentración de ese reactivo. Si la concentración de la sustancia reaccionante se reduce, el sistema se desplazará a la izquierda con el fin de reemplazar el reactivo. Del mismo modo, si la concentración de un producto se incrementa entonces el sistema se desplazará a la izquierda y si la concentración de un producto se reduce entonces el sistema se moverá a la derecha.

Este hecho puede explicarse considerando el efecto de cambiar la concentración de una de las especies en la rapidez de las reacciones directa e inversa.

Considere la reacción  $A + B \rightleftharpoons C + D$

Si se aumenta la concentración de A o B, la rapidez de la reacción directa, pero no de la reacción inversa, se incrementa. Por lo tanto, el equilibrio se desplazará hacia la derecha. Si la concentración de A o B se disminuye, la rapidez de la reacción directa, pero no la reacción inversa disminuirá. Por lo tanto, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda.



- Si se añade más hidrógeno (o yodo), el sistema se moverá a la derecha con el fin de eliminar el hidrógeno extra (o yodo)
- Si se elimina el yodo, el sistema se desplazará a la izquierda para reemplazar el yodo perdido.
- Si se añade yoduro de hidrógeno, el sistema se desplazará a la izquierda para eliminar el yoduro de hidrógeno.
- Si yoduro de hidrógeno es eliminado, el sistema se moverá hacia la derecha para reemplazar el yoduro de hidrógeno perdido

En resumen: **Cuando se aumenta la concentración de una de las especies, el sistema se moverá para eliminar esa especie. Cuando se disminuye la concentración de una de las especies, el sistema se moverá para sustituir esa especie.**

## 2. Presión

La presión en un sistema depende del número de moléculas de gas en el sistema. Por lo tanto, el principio de Le Chatelier predice que, si se aumenta la presión del sistema, el sistema se moverá hacia el lado que tiene menos moles de gas. Si se disminuye la presión del sistema, el sistema se moverá hacia el lado que tiene más moles de gas. Si el número de moles de gas en ambos lados es el mismo, entonces la presión no tiene ningún efecto sobre la posición de equilibrio.



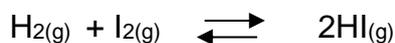
- Si se aumenta la presión, el sistema se moverá a la izquierda, donde hay menos moles.
- Si se reduce la presión, el sistema se desplazará a la derecha, donde hay más moles.



- Si se aumenta la presión, el sistema se desplazará a la derecha, donde hay menos moles.
- Si se reduce la presión, el sistema se moverá a la izquierda, donde hay más moles.



- Si se aumenta la presión, el sistema se desplazará a la derecha, donde hay menos moles.
- Si se reduce la presión, el sistema se moverá a la izquierda, donde hay más moles



El cambio de la presión no tendrá ningún efecto sobre la posición de este equilibrio, ya que existe el mismo número de moles de ambos lados.

En resumen: ***Cuando se aumenta la presión, el sistema se moverá hacia el lado con menor número de moles con el fin de disminuir la presión. Cuando se disminuye la presión, el sistema se moverá hacia el lado con más moles con el fin de aumentar la presión.***

### 3. Temperatura

Si la reacción directa es exotérmica, la temperatura del sistema aumenta si la reacción directa tiene lugar. Por tanto, la reacción inversa será endotérmica, y la temperatura del sistema caerá si la reacción inversa tiene lugar.

Por lo tanto, el principio de Le Chatelier predice que un aumento en la temperatura favorecerá la reacción endotérmica, y que una disminución de la temperatura favorecerá la reacción exotérmica. Si la reacción directa es exotérmica, a continuación, un aumento de temperatura provocará que el sistema se desplace a la izquierda, y una disminución en la temperatura hará que el sistema se desplace a la derecha. Si la reacción directa es endotérmica, un aumento de temperatura provocará que el sistema se desplace a la derecha, y una disminución en la temperatura hará que el sistema se desplace a la izquierda. Si  $\Delta H = 0$ , entonces un cambio de temperatura no tendrá ningún efecto sobre la posición de equilibrio.



Si  $\Delta H = -$  (negativo), la reacción es EXOTÉRMICA y el calor se escribirá como PRODUCTO.

- Un aumento en la temperatura favorecerá la dirección que disminuye la temperatura, es decir, la dirección endotérmica. Como la reacción directa es exotérmica, la reacción inversa debe ser endotérmica y así la reacción procederá a la izquierda.
- Una disminución de la temperatura favorecerá la dirección exotérmica, por lo que puede aumentar la temperatura. Esta es la reacción hacia adelante por lo que la reacción procederá a la derecha.



Si  $\Delta H = +$  (positivo), la reacción es ENDOTÉRMICA y el calor se escribirá como REACTIVO.

- Un aumento en la temperatura favorecerá la dirección endotérmica con el fin de disminuir la temperatura, por lo que la reacción procederá a la derecha. Una disminución de la temperatura favorecerá la dirección exotérmica con el fin de aumentar la temperatura, por lo que la reacción procederá a la izquierda.

En resumen: ***Cuando se incrementa la temperatura, el sistema se moverá en la dirección endotérmica con el fin de disminuir la temperatura. Cuando se disminuye la temperatura, el sistema se moverá en la dirección exotérmica con el fin de aumentar la temperatura.***

#### 4. catalizadores

La adición de un catalizador no tendrá ningún efecto sobre la posición de equilibrio. Este aumentará la rapidez de las reacciones directa e inversa, pero en la misma cantidad. La posición de equilibrio será por lo tanto sin cambios.

Se aumenta la rapidez de reacción mediante la reducción de la energía de activación. Sin embargo, disminuye la energía de activación de las reacciones directa e inversa de la misma cantidad:

En resumen: **Cuando se añade un catalizador, la rapidez de las reacciones directa e inversa se incrementan en la misma cantidad y la posición de equilibrio es por lo tanto no afectada.**

#### El proceso de Haber

El proceso de Haber implica la fabricación de amoníaco por la siguiente reacción:



Esta reacción también es exotérmica, y así un aumento de la temperatura disminuirá el rendimiento de amoníaco. La posición de equilibrio se ve favorecida, por tanto, a baja temperatura.

Si la temperatura es demasiado baja, sin embargo, la rapidez de reacción será tan lenta que el amoníaco no se produce con la suficiente rapidez para que la reacción sea comercialmente viable. Por tanto, es necesario escoger una temperatura de compromiso; suficiente para que la reacción tenga lugar a una rapidez razonablemente alta, pero lo suficientemente baja para que el rendimiento sea razonable.

La reacción implica una reducción en el número de moles de gas, y así un aumento de la presión aumentará el rendimiento de amoníaco. La posición de equilibrio se ve favorecida, por tanto, a alta presión.

La alta presión también favorece la rapidez de reacción. Sin embargo, el costo de mantenimiento de condiciones de alta presión es significativo, y esto limita la presión máxima que se puede aplicar.

Los catalizadores aumentan la rapidez de reacción sin afectar a la posición de equilibrio. Por tanto, esta reacción tiene lugar en presencia de un catalizador, de hierro.

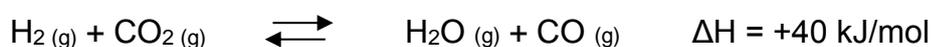
Las condiciones óptimas para esta reacción son 450°C y una presión de 200 atm. En estas condiciones se consigue un rendimiento del 15%. El nitrógeno y el hidrógeno sin reaccionar se reciclan.

---

### Ejercicios:

1. Le Châtelier ha perdido sus lentes. ¡No puede recordar en qué piso de su laboratorio los dejó!

Considera el equilibrio a continuación;



Le Châtelier se encuentra actualmente en su oficina en el segundo piso, pero;

- ★ Si el cambio en las condiciones aumenta  $K_c$ , Le Châtelier se mueva un piso hacia arriba.
- ★ Si el cambio en las condiciones disminuye  $K_c$ , Le Châtelier se mueve un piso hacia abajo
- ★ Si el cambio en las condiciones no tiene efecto en  $K_c$ , Le Châtelier no se mueve. A menos que se indique lo contrario, supón que todas las condiciones distintas a la mencionada permanecen constantes.

Ayuda a Le Châtelier a encontrar sus lentes decidiendo qué efecto tendrá cada uno de los cambios en las condiciones enumeradas a continuación sobre el valor de  $K_c$  para este equilibrio.

Restricción	Efecto sobre $K_c$	Localización de Le Châtelier
1. Agregar un catalizador a la mezcla de reacción		
2. Agregar $CO_2$ a la mezcla de reacción		
3. Aumentando la presión del sistema		
4. Aumentando la temperatura de reacción		
5. Agregar $CO$ a la mezcla de reacción		
6. Disminuir la temperatura de reacción		
7. Incrementando el volumen del recipiente de reacción		
8. Aumentando la cantidad de gas $H_2$ en la mezcla de reacción		
9. Aumentar el área de superficie del catalizador		
Le Châtelier encontrará sus lentes en el piso:		



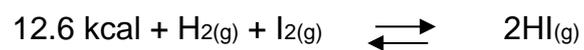
fppt.com

2. Observa el ejemplo siguiente, en donde se indica con  $\rightarrow$  si el equilibrio se desplaza hacia los productos y con  $\leftarrow$  si el equilibrio se desplaza a los reactantes, así mismo si  $\downarrow$  indica que disminuye e  $\uparrow$  indica que aumenta o permanece igual (=) para las concentraciones de reactivos y productos, y para el valor de  $K$ .



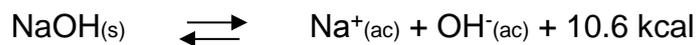
Restricción	Desplazamiento en el equilibrio	[N <sub>2</sub> ]	[H <sub>2</sub> ]	[NH <sub>3</sub> ]	K <sub>c</sub>
1. Adición de N <sub>2</sub>	→	-----	↓	↑	=
2. Adición de H <sub>2</sub>	→	↓	-----	↑	=
3. Adición de NH <sub>3</sub>	←	↑	↑	-----	=
4. Remoción de N <sub>2</sub>	←	-----	↑	↓	=
5. Remoción de H <sub>2</sub>	←	↑	-----	↓	=
6. Remoción de NH <sub>3</sub>	→	↓	↓	-----	=
7. Aumento de Temperatura	←	↑	↑	↓	↓
8. Disminución de temperatura	→	↓	↓	↑	↑
9. Aumento de presión	→	↓	↓	↑	↑
10. Disminución de presión	←	↑	↑	↓	↓

1. De igual forma al ejemplo anterior, completa la siguiente tabla



Restricción	Desplazamiento en el equilibrio	[H <sub>2</sub> ]	[I <sub>2</sub> ]	[HI]	K <sub>c</sub>
1. Adición de H <sub>2</sub>					
2. Adición de I <sub>2</sub>					
3. Adición de HI					
4. Remoción de H <sub>2</sub>					
5. Remoción de I <sub>2</sub>					
6. Remoción de HI					
7. Aumento de Temperatura					
8. Disminución de temperatura					
9. Aumento de presión					
10. Disminución de presión					

2.



Restricción	Desplazamiento en el equilibrio	Cantidad de NaOH(s)	[Na <sup>+</sup> ]	[OH <sup>-</sup> ]	Kc
1. Adición de NaOH(s)					
2. Adición de NaCl (Na <sup>+</sup> )					
3. Adición de KOH (OH <sup>-</sup> )					
4. Adición de H <sup>+</sup> (Remoción de OH <sup>-</sup> )					
5. Incremento de temperatura					
6. Disminución de temperatura					
7. Aumento de presión					
8. Disminución de presión					

### Bibliografía recomendada para el profesor

Chemistry with Dr H (31 de enero, 2017); Le Chatelier's principle; Recuperado de <https://youtu.be/R0z8Ya-kl4>

Goldberg D. (2005); Schaum's outline of theory and problems of BEGINNING CHEMISTRY; McGraw-Hill; USA; 3° ed.; pp. 230-234.

Goldberg D. (1988); Schaum's 3000 solved problems in chemistry; McGraw-Hill; USA; pp. 399-426.

Gonick L. and Criddle C. (2005): The cartoon guide to chemistry; HarperCollins Publisher Inc.; NY; USA; 1° ed.; pp. 141-164.

Hanson L. (31 de marzo, 2014); Le Châtelier and pressure changes using carbonated water; Recuperado de <https://youtu.be/1GwpZuBJOYQ>

Hanson L. (31 de marzo, 2014); Bromothymol blue and Le Chatelier's Principle with acid-base equilibrium; Recuperado de <https://youtu.be/5bS7qt8cj7U>

Lewis M. (2001); Oxford revision guides As & a level chemistry through diagrams; Oxford university press UK; pp. 58-64.

Miller A. (01 de Febrero, 2017); Chemistry Demo Lab Ohio State University; cobalt complexes (Le Chatelier's principle); Recuperado de <https://youtu.be/XqboaYTTxo8>

Moore T. and Langley H. (2007); Chemistry for the utterly confused; McGraw-Hill; NY; USA; pp. 203-218.

Moore T. (2003); Chemistry for dummies; Wiley Publishing Inc. NJ; USA; pp. 134-145.

Pozas A., Martín R., Rodríguez A., Ruíz A. (2009); Química 2° Bachillerato; McGraw-Hill/ Interamerica, Madrid España; 5° ed.; pp. 138-161.

Royal Society of Chemistry (2018); Learn Chemistry. Enhancing learning and teaching. Recuperado de <http://www.rsc.org/learn-chemistry/>

Zumdahl S. and Zumdahl A. (2007); Chemistry; Houghton Mifflin company; Boston USA; 7°ed.; pp. 579-611.

Zumdahl S. (2000); Introductory chemistry: A foundation; Houghton Mifflin company; Boston USA; 4°ed.; pp. 512-538.

### **Bibliografía recomendada para el alumno**

Atkins, J. (2009). Principios de química. Los caminos del descubrimiento.

México: Editorial Médica Panamericana.

Chang, R. (2010). Fundamentos de química. México: McGraw–Hill Interamericana Editores.

Chemistry with Dr H (31 de enero, 2017); Le Chatelier's principle; Recuperado de <https://youtu.be/R0z8Ya-kl4>

Dingrando, L., Gregg, K., Hainen, N. y Wistrom, C. (2010). Química: materia y cambio. Colombia: McGraw–Hill Interamericana editores.

Hanson L. (31 de marzo, 2014); Le Châtelier and pressure changes using carbonated water; Recuperado de <https://youtu.be/1GwpZuBJOYQ>

Hanson L. (31 de marzo, 2014); Bromothymol blue and Le Chatelier's Principle with acid-base equilibrium; Recuperado de <https://youtu.be/5bS7qt8cj7U>

Miller A. (01 de Febrero, 2017); Chemistry Demo Lab Ohio State University; cobalt complexes (Le Chatelier's principle); Recuperado de <https://youtu.be/XqboaYTTxo8>

Phillips, J., Stozak, V. (2012). Química. Conceptos y aplicaciones. México: McGraw–Hill Interamericana Editores.

Timberlake, K. (2013). Química general, orgánica y biológica. México: Pearson Educación de México.

Whitten, K. (2008). Química. México: Cengage Learning.

Aprendizajes	Temática
<p><b>A1.</b> (C, H, V) Reconoce las dificultades de rendimiento de la reacción que tuvo en sus inicios la producción de amoniaco y otros productos estratégicos al analizar información y elaborar un proyecto relacionado con la industria de los fertilizantes.</p>	<p>Reacción química (N1)</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Concepto de proceso químico</li> </ul>
<p><b>A10.</b> (A, V) Valora el proceso de obtención de un producto estratégico, desde la perspectiva de su impacto socioeconómico y ambiental en México para desarrollar su pensamiento crítico.</p>	<p>Procesos industriales:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Ventajas y desventajas en la producción industrial</li> <li>• Eficiencia de los procesos industriales</li> <li>• Impacto ambiental y socioeconómico de los procesos industriales.</li> </ul>

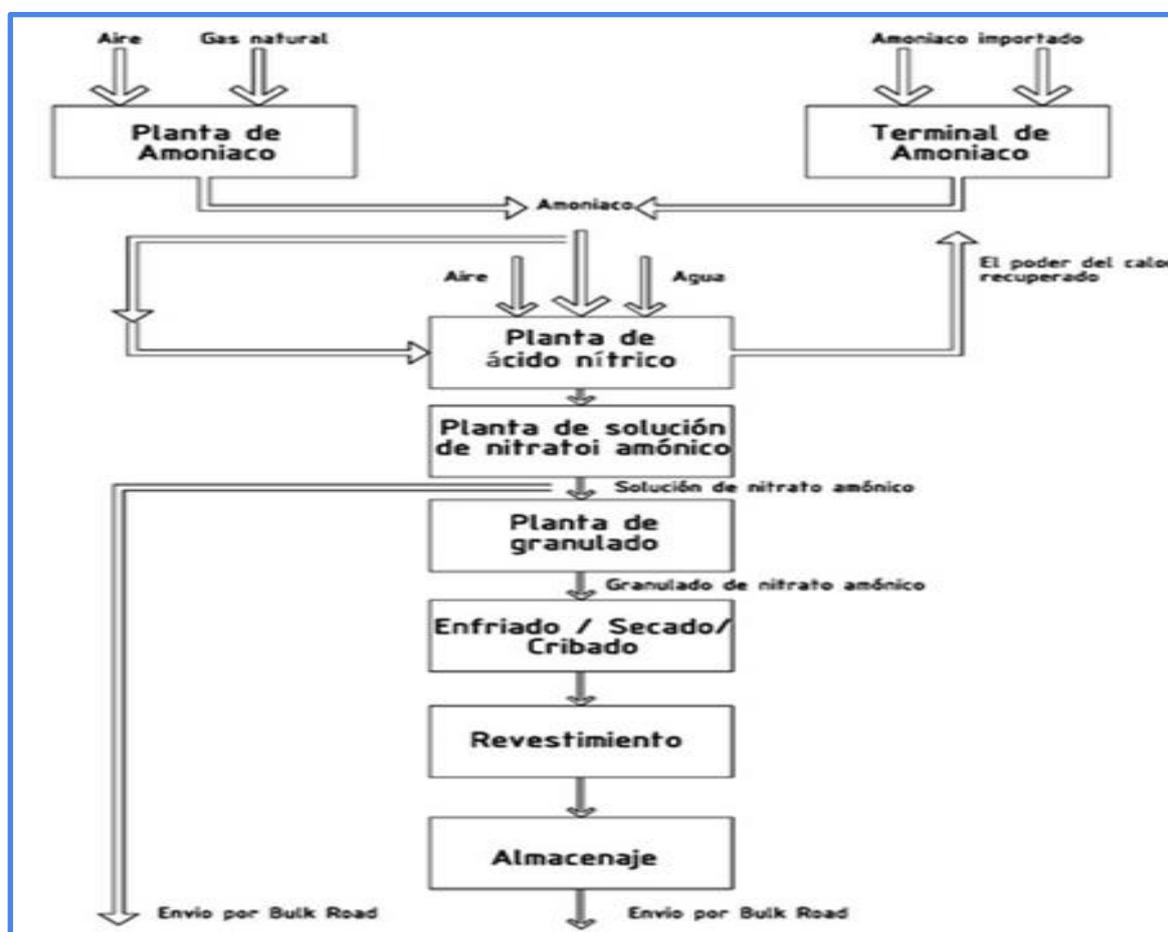


Figura 38. Proceso de obtención del nitrato de amonio tomada de: [https://www.csbp.com.au/es/productos/el-amoniaco-nitrato-de-amonio/nitrato\\_de\\_amonio](https://www.csbp.com.au/es/productos/el-amoniaco-nitrato-de-amonio/nitrato_de_amonio)

## Nitrato de amonio: Fertilizante químico

Para alimentar a una población mundial en rápido crecimiento es preciso que los agricultores logren cosechas cada vez más grandes y saludables. Cada año agregan cientos de millones de toneladas de fertilizantes químicos al suelo para incrementar la calidad del cultivo y la producción. Además del dióxido de carbono y agua, las plantas necesitan al menos seis elementos para su crecimiento satisfactorio el cual uno de ellos es el nitrógeno.

Los fertilizantes de nitrógeno contienen sales de nitratos ( $\text{NO}_3^-$ ), sales de amonio ( $\text{NH}_4^+$ ) y otros compuestos. Las plantas pueden absorber directamente el nitrógeno en forma de nitrato, pero las sales de amonio y amoniaco ( $\text{NH}_3$ ) deben convertirse primero en nitratos mediante la acción de las bacterias presentes en el suelo. La principal materia prima de los fertilizantes de nitrógeno es el amoniaco. El nitrato de amonio se puede obtener mediante neutralización de ácido nítrico con amoniaco, según la siguiente reacción:



Esta reacción es exotérmica e instantánea. El calor producido en la reacción depende de la concentración de ácido nítrico usado y del nitrato de amonio, mayores concentraciones de los reactivos producirán más calor de reacción. Este calor generado se puede aprovechar para evaporar el agua de la solución.

La producción de nitrato de amonio a partir de la neutralización de ácido nítrico con amoniaco, debe hacerse bajo estrictos controles, para evitar explosiones, quemaduras y otros accidentes. Los reactores en los cuales sucede la reacción, el flujo de amoniaco y ácido nítrico está controlado por un sistema de válvulas, para que la mezcla de los mismos sea la más efectiva posible. El pH y la temperatura de reacción son regulados, para evitar sobrecalentamientos y volatilización o descomposición de los reactivos.

El nitrato es aprovechado directamente por las plantas mientras que el amonio es oxidado por los microorganismos presentes en el suelo a nitrito o nitrato y sirve de abono de más larga duración. Es una sal formada por iones de nitrato y de amonio.

El nitrato de amonio es un fertilizante nitrogenado con un alto contenido de nitrógeno, alrededor del 33%. Su sencillez y bajo coste de producción le hacen ser uno de los compuestos nitrogenados más importantes. Uno de sus inconvenientes es que tiene tendencia a formar tortas al estar almacenado. Este problema se ha ido minimizando con el paso del tiempo con una granulación adecuada, la adición de agentes anti-higroscópicos y un mejor envasado.

Aparte de su uso como fertilizante, el nitrato de amonio centra sus aplicaciones como parte de explosivos comerciales y militares. Es difícil de detonar, pero si se

utiliza con aceite o con otros materiales explosivos puede llevarse a cabo su detonación. Se suele usar en minas y canteras. El nitrato de amonio mezclado con TNT forma el “amatol”, principal explosivo militar convencional.

### **Reacción de Síntesis**

Su producción se realiza a partir de ácido nítrico acuoso y amoníaco gaseoso. Se debe tener en cuenta que la reacción es muy peligrosa debido al carácter explosivo comentado anteriormente. Este aspecto se ve reflejado en su reacción exotérmica de descomposición, con una entalpía aproximada de -25,5 kCal/gmol.

El nitrato de amonio es muy soluble en agua, por lo que si se usa como fertilizante hay que tener muy controlado la presencia de humedad durante su almacenamiento para evitar los problemas de formación de tortas citados anteriormente.

### **Neutralización y Concentración**

El calor de neutralización del ácido nítrico acuoso es suficiente para evaporar casi toda el agua presente, siempre y cuando se opere cerca del punto de ebullición de la mezcla. Esta es la base del proceso para la concentración de nitrato amónico.

Al ser un proceso peligroso debido a su carácter explosivo, se debe tener en cuenta una serie de preocupaciones para evitar su explosión:

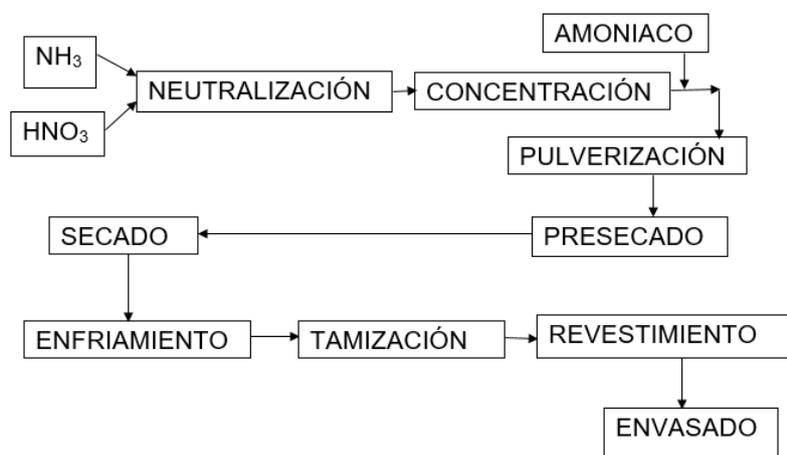
- El nitrato amónico concentrado debe mantenerse a temperaturas lo más bajas posibles.
- El fundido no puede estar a pH menor de 4.5
- El neutralizador deber estar perfectamente refrigerado, para que evitar posibles aumentos de la presión y temperatura.
- No se puede utilizar cualquier tipo de catalizador. Por ejemplo, catalizadores del tipo Cloro deben estar excluidos.

Para el correcto funcionamiento de este proceso y poder cumplir los puntos citados, se suele usar una neutralización a presión atmosférica que concentre por encima el 10% del agua, seguido de un evaporador para eliminar el agua final.

## Solidificación

El enfriamiento del fundido en esta fase final hace que éstos se congelen. El punto de fusión suele estar entorno a los 170°C.

Para que el producto pueda ser usado como fertilizante, se suele utilizar una torre de pulverización para su enfriamiento. En esta torre, el fundido cae formándose gránulos de unos 2 mm de diámetro aproximadamente que son secados con aire en contracorriente. Mientras más alta sea la torre, menos post-enfriado será necesario antes de pasar a la etapa de envasado.



## Impacto de la industria en el medio ambiente

La industria a provocado que en el siglo XX la temperatura media del planeta aumentó 0.6 °C lo cual provoca que los científicos prevean que la temperatura media de la Tierra subirá entre 1.4 y 5.8 °C entre 1990 y 2100, esto debido a la gran pérdida de ecosistemas, recursos naturales y alteraciones en el transcurso del ciclo hidrológico, por ejemplo muchas industrias vierten sus desechos tóxicos a los ríos los cuales ven alterada su fauna y equilibrio, provocando que los ríos se sequen y sobre todo se contaminen y a su vez contaminan por filtración otras reservas de agua como las subterráneas que son de gran importancia.

Entre los giros industriales que más afectan el ambiente están: la petroquímica básica, la química y la industria metalúrgica, que en total pueden representar más de la mitad de la contaminación generada por el sector. En materia de residuos peligrosos, las industrias químicas básicas, secundaria y petroquímica son las principales generadoras de residuos industriales, les siguen las industrias metalmeccánicas y metalúrgica básica y la industria eléctrica.

Debido a esta problemática en nuestro país existen normas y leyes que exigen el control de los residuos y emisiones a la atmósfera, todo esto para preservar el ambiente. A continuación se presentan algunas de ellas:

#### NOM-001-SEMARNAT-1996

Que establece los límites máximos permisibles de contaminantes en las descargas de aguas residuales en aguas y bienes nacionales, publicada en el Diario Oficial de la Federación el 06 de enero de 1997.

#### NOM-039-SEMARNAT-1993

Que establece los niveles máximos permisibles de emisión a la atmósfera de bióxido y trióxido de azufre y neblinas de ácido sulfúrico, en plantas productoras de ácido sulfúrico, publicada en el Diario Oficial de la Federación el 22 de octubre de 1993.

#### NOM-046-SEMARNAT-1993

Que establece los niveles máximos permisibles de emisión a la atmósfera de bióxido de azufre, neblinas de trióxido de azufre y ácido sulfúrico, provenientes de procesos de producción de ácido dodecibencensulfónico en fuentes fijas, publicada en el Diario Oficial de la Federación el 22 de octubre de 1993.

#### NOM-059-SEMARNAT-2010

Protección ambiental - Especies nativas de México de flora y fauna silvestres categorías de riesgo y especificaciones para su inclusión, exclusión o cambio. Lista de especies en riesgo, publicada en el Diario Oficial de la Federación el 30 de diciembre de 2010.

#### NOM-061-SEMARNAT-1994

Que establece las especificaciones para mitigar los efectos adversos ocasionados en la flora y fauna silvestres por el aprovechamiento forestal, publicada en el Diario Oficial de la Federación el 13 de mayo de 1994.

#### NOM-081-SEMARNAT-1994

Que establece los límites máximos permisibles de emisión de ruido de las fuentes fijas y su método de medición, publicada en el Diario Oficial de la Federación el 13 de enero de 1995.

Como te darás cuenta el Nitrato de amonio debe de pasar por una serie de pasos o procesos para su producción, a esto se le llama cadena productiva.

Una cadena productiva consta de etapas consecutivas a lo largo de las que diversos insumos sufren algún tipo de cambio o transformación, hasta la constitución de un producto final y su colocación en el mercado. Se trata, por tanto de una sucesión de operaciones de diseño, producción y de distribución integradas, realizadas por diversas unidades interconectadas como una corriente, involucrando una serie de recursos físicos, tecnológicos y humanos. La cadena productiva abarca desde la extracción y proceso de manufacturado de la materia prima hasta el consumo final.

El uso de la cantidad adecuada de los reactivos y las condiciones de operación como la temperatura y la presión nos dará un producto o productos deseados; hay reacciones químicas en el que es necesario también el aplicar un catalizador para modificar la velocidad de la misma.

Con la información anterior contesta lo que se te pide:

1.- ¿Qué materias primas se usan para obtener el nitrato de amonio? Escribe su fórmula química y su nombre.

2.- ¿Qué tipo de reacción se efectúa para obtener el nitrato de amonio?

3.- ¿Qué significa entalpía?

4.- ¿La reacción química para obtener el nitrato de amonio es reversible o irreversible? Justifica tu respuesta.

5.- ¿La reacción química para obtener el nitrato de amonio se encuentra en equilibrio? Justifica tu respuesta

6.- ¿Cómo afecta la Industria Química al ambiente?

7.- ¿Por qué es necesario establecer leyes y normas para la protección del ambiente a la Industria Química?

8.- ¿Qué significa cadena productiva?

## EL EJERCICIO A CONTINUACIÓN ES UN PROYECTO INTEGRADOR DE LOS APRENDIZAJES

Ahora tú, investiga cómo se produce el amoníaco, el cual es la materia prima para producir los fertilizantes nitrogenados.

La investigación debe contener los siguientes puntos:

\*Cadena productiva (diagramas de proceso de obtención), en la que identifiques los reactivos y productos y las condiciones de reacción.

\*Tipo de reacción (síntesis, reversible o no reversible, exotérmica o endotérmica).

\*Importancia de la cadena productiva.

\*Integración de los conocimientos químicos.

### BIBLIOGRAFÍA:

Chang Raymond., & A. Goldsby Kenneth (2013). Química. México, Bogotá, Buenos Aires: Mc Graw Hill Education

Recuperado de [https://es.wikipedia.org/wiki/Nitrato\\_de\\_amonio](https://es.wikipedia.org/wiki/Nitrato_de_amonio)

Recuperado de <https://es.scribd.com/doc/56096336/Obtencion-de-Nitrato-de-Amonio>

Recuperado de <http://www.ingenieriaquimica.net/articulos/365-nitrato-de-amonio>

Recuperado de

<http://contaminacionunpeligroparalahumanidad.blogspot.mx/2012/04/impacto-de-la-industria-en-el-medio.html>

Recuperado de <https://es.scribd.com/presentation/295682044/SULFATO-DE-AMONIO-NITRATO-DE-AMONIO-UREA-Y-FERTILIZANTES-N-ppt>

Recuperado de <http://www.profepa.gob.mx/innovaportal/file/3946/1/nmx-aa-162-scfi-2012.pdf>

Recuperado de [https://es.wikipedia.org/wiki/Cadena\\_productiva](https://es.wikipedia.org/wiki/Cadena_productiva)

Recuperado de [https://www.ecured.cu/Nitrato\\_de\\_Amonio](https://www.ecured.cu/Nitrato_de_Amonio)

## AUTOEVALUACIÓN UNIDAD 3

### Aprendizajes A2 y A3

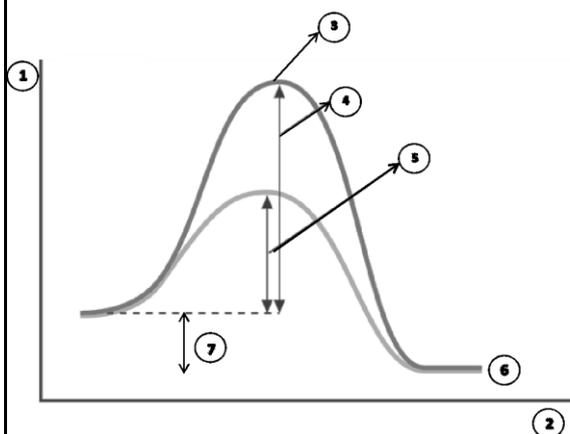
<p>1. (    ) Las sustancias en forma _____ reaccionan más fácilmente.</p> <p>A) comprimida B) sólida C) pulverizada D) gaseosa</p> <p>2. (    ) A las tortillas le crecen más rápido hongos a temperatura ambiente que dentro de refrigerador debido a la:</p> <p>A) concentración B) presión C) presencia de un catalizador D) temperatura</p> <p>3. (    ) La probabilidad de colisiones entre las partículas aumenta cuando:</p> <p>A) hay mayor volumen B) se encuentran en estado gaseoso C) aumenta la temperatura D) disminuye la concentración</p> <p>4. (    ) Al _____ la concentración de las sustancias, la rapidez de la reacción disminuye.</p> <p>A) disminuir B) mantener constante C) eliminar D) aumentar</p> <p>5. (    ) Al _____ la superficie de contacto de las sustancias, la rapidez de la reacción aumenta.</p> <p>A) disminuir B) mantener constante C) eliminar D) aumentar</p>	
---	--

## Aprendizajes A4, A5 y A6

1. La energía de activación se define como:

- Es la energía máxima (de colisión) requerida por una reacción química para que se produzca una reacción (es decir una colisión eficaz).
- Es la energía regular (de colisión) requerida por una reacción química para que se produzca una reacción (es decir una colisión eficaz).
- Es la energía mínima (de colisión) requerida por una reacción química para que se produzca una reacción (es decir una colisión eficaz).
- Es la energía mayormente (de colisión) requerida por una reacción química para que se produzca una reacción (es decir una colisión eficaz).

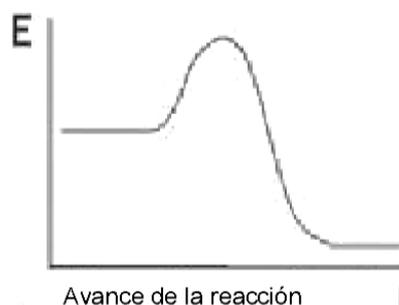
2. Analiza la siguiente gráfica e indica qué incisos representan al complejo activado y la energía de activación sin catalizador.



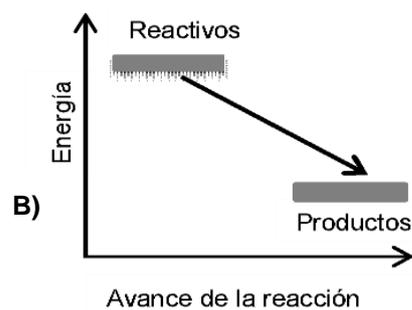
- 1 y 5
- 3 y 4
- 3 y 6
- 7 y 4

3. ¿Cuál de las siguientes gráficas representa una reacción endotérmica?

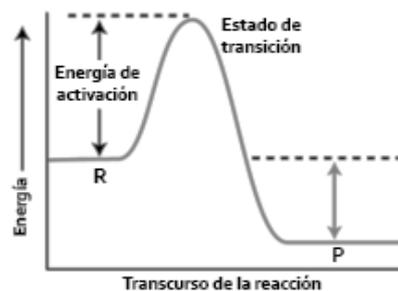
a.



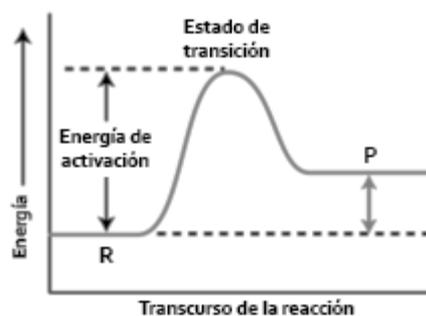
b.



c.



d.



4. Una de las condiciones que debe cumplir el complejo activado es:

- a) Suministrar la energía suficiente para romper los enlaces entre los átomos de las moléculas que reaccionan y se empiezan a unir para formar los productos.
- b) Suministrar la energía suficiente para romper los enlaces entre los átomos de las moléculas que reaccionan y se empiezan a unir para formar los reactantes.
- c) Suministrar la energía suficiente para formar los enlaces entre los átomos de las moléculas que reaccionan y se empiezan a unir para formar los productos.
- d) Suministrar la energía suficiente para formar los enlaces entre los átomos de las moléculas que reaccionan y se empiezan a unir para formar los reactantes.

5. Calcula la energía absorbida o desprendida en el proceso de la síntesis del HI (ver la ecuación de abajo), determina si el proceso es endotérmico o exotérmico. La energía de enlace del H-H: 436 KJ/mol; I-I: 150 KJ/mol, H-I: 297 KJ/mol



- a) -8 kJ, proceso endotérmico
- b) 8 kJ, proceso exotérmico
- c) 8 kJ, proceso endotérmico
- d) - 8 kJ, proceso exotérmico

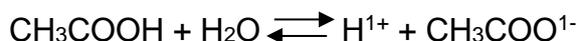
6. Calcula la energía absorbida o desprendida en el proceso de la síntesis del NO (ver la ecuación de abajo), determina si el proceso es endotérmico o exotérmico. La energía de enlace del N-N: 159 KJ/mol; O=O: 494 KJ/mol, N=O: 221 KJ/mol



- a) -208Kj, proceso endotérmico
- b) 208kj, proceso exotérmico
- c) 208Kj, proceso endotérmico
- d) - 208Kj, proceso exotérmico

## Aprendizaje A7

1. Señala cuál es la expresión de la constante de acidez para la siguiente ecuación:



a)  $K_a = \frac{[\text{H}^{1+}][\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^{1-}]}$

b)  $K_a = \frac{[\text{H}^{1+}][\text{CH}_3\text{COO}^{1-}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$

c)  $K_a = \frac{[\text{H}^{1+}][\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^{1-}][\text{H}_2\text{O}]}$

d)  $K_a = \frac{[\text{H}^{1+}][\text{CH}_3\text{COO}^{1-}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{H}_2\text{O}]}$

2. Se miden los valores de pH, de iguales concentraciones iniciales, para varios ácidos; selecciona el valor de pH que corresponde al ácido más débil.

- a) pH = 3.4
- b) pH = 1.9
- c) pH = 6.7
- d) pH = 5.0

3. Qué característica corresponden a un estado de equilibrio químico:

- a) las concentraciones de reactivos y productos son iguales
- b) los reactivos dejan de transformarse a productos
- c) la velocidad de reacción directa es mayor a la inversa
- d) reactivos y productos se transforman continuamente

4. ¿Cuál valor de pH representa una disolución con mayor acidez?

- a) pH = 2.5
- b) pH = 1.0
- c) pH = 7.6
- d) pH = 6.0

5. Se preparan disoluciones de concentraciones (iniciales) iguales para diferentes ácidos; al alcanzar el equilibrio químico se miden las concentraciones de hidrógeno,  $[\text{H}^{1+}]$ , para cada uno de dichos ácidos. Señala ¿a cuál de ellos le corresponde un mayor grado de disociación, en otras palabras, cuál es el ácido más fuerte?

- a) Ácido A,  $[\text{H}^{1+}] = 0.1$
- b) Ácido B,  $[\text{H}^{1+}] = 0.02$
- c) Ácido C,  $[\text{H}^{1+}] = 0.05$
- d) Ácido D,  $[\text{H}^{1+}] = 0.08$

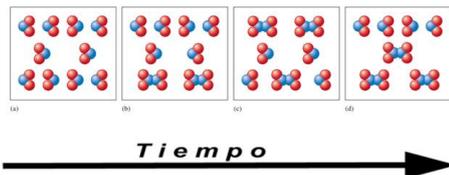
6. Se preparan disoluciones acuosas de ácido clorhídrico (HCl) y ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) a concentraciones iguales de 0.01 M, después de mezclar muy bien las disoluciones se realizaron mediciones de pH, como muestra el siguiente cuadro:

Sustancias	Concentración inicial del ácido	pH en equilibrio	$[\text{H}^{1+}]$ en equilibrio
HCl	0.01 M	2	$1.0 \times 10^{-2}$ M
$\text{CH}_3\text{COOH}$	0.01 M	3.4	$4.2 \times 10^{-3}$ M

Señala la razón por la que los ácidos mencionados no alcanzan el mismo pH al establecerse el equilibrio químico en cada una de sus disoluciones.

- a) El ácido clorhídrico es un ácido más débil que el acético
- b) El equilibrio químico del ácido acético es irreversible
- c) El ácido acético se disocia menos que el clorhídrico
- d) El equilibrio químico del ácido clorhídrico es reversible

1.



La imagen muestra una representación molecular de la reacción  $2\text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{4(g)}$  a lo largo del tiempo en un recipiente cerrado. Selecciona los incisos que representen que el sistema haya alcanzado el equilibrio químico, es decir el estado donde las concentraciones de todos los reactivos y productos permanecen constantes con el tiempo.

- a) a y b
- b) b y c
- c) c y d
- d) a y d

2. Si la concentración de equilibrio de los productos es mucho mayor que la de los reactivos, entonces

- a)  $K_c > 10^2$
- b)  $K_c \leq 10^{-2}$
- c)  $K_c \geq 10^{-2}$
- d)  $K_c < 10^2$

3. Una reacción reversible en el equilibrio es:

- a)  $2\text{Na}_{(s)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow 2\text{NaCl}_{(s)}$
- b)  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(s)} + 6\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2804 \text{ kJ}$
- c)  $\text{CaCO}_{3(s)} \rightarrow \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$
- d)  $\text{CH}_3\text{COOH}_{(ac)} + \text{CH}_3\text{OH}_{(ac)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOCH}_3_{(ac)} + \text{H}_2\text{O}_{(ac)}$

4. Se dice que un equilibrio homogéneo se refiere a

- a) Los reactivos y productos están en la misma fase
- b) Los reactivos están en la misma fase y los productos no están en la misma fase
- c) Los reactivos y productos no están en la misma fase
- d) Los reactivos no están en la misma fase y los productos están en la misma fase

5. El valor de la constante de equilibrio es de 302 a 600 K para la reacción:

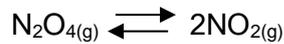


¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio para la reacción inversa a la misma temperatura?

- a)  $2.03 \times 10^{-3}$
- b)  $3.31 \times 10^3$
- c)  $2.03 \times 10^3$
- d)  $3.31 \times 10^{-3}$

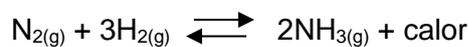
9. Dada la reacción en equilibrio:

6. El tetróxido de dinitrógeno gaseoso es incoloro, se descompone en dióxido de nitrógeno contaminante del aire de color marrón y existe en equilibrio. Se introduce una muestra de 0.125 mol de tetróxido de dinitrógeno en un recipiente de 1l y se deja descomponer a una temperatura determinada. Cuando se alcanza el equilibrio, la concentración del tetróxido de dinitrógeno es de 0.075 M. ¿Cuál es el valor de Kc para esta reacción?



- a) 1.30
- b) 1.03
- c) 0.13
- d) 13.0

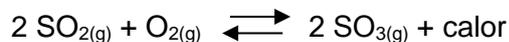
7. El amoníaco es producido comercialmente por el Reacción de Haber:



La formación de amoníaco es favorecida por

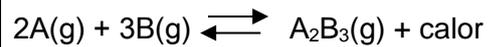
- a) un aumento en la presión
- b) una disminución en la presión
- c) eliminación de N<sub>2</sub> (g)
- d) eliminación de H<sub>2</sub> (g)

8. Dada la reacción en equilibrio:



Cuando la presión sobre el sistema aumenta, la concentración del SO<sub>3</sub>

- a) disminuye
- b) sigue siendo la misma
- c) aumenta
- d) se elimina



¿Qué cambio no afectará el equilibrio en las concentraciones de A(g), B(g) y A<sub>2</sub>B<sub>3</sub>(g)?

- a) agregando más A (g)
- b) agregando un catalizador
- c) aumentando la temperatura
- d) aumentando la presión

10. Para la reacción en equilibrio:



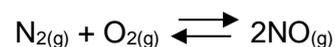
¿Qué cambio causaría un aumento inmediato en la velocidad de la reacción directa?

- a) aumentar la concentración de NO (g)
- b) aumentando la concentración de N<sub>2</sub> (g)
- c) disminuyendo la temperatura de reacción
- d) disminuyendo la presión de reacción

11. Para un sistema dado en equilibrio, bajando la temperatura siempre

- a) aumenta la velocidad de reacción
- b) aumenta la concentración de productos
- c) favorece la reacción exotérmica
- d) favorece la reacción endotérmica

12. La reacción en equilibrio:



Si la temperatura permanece constante y la presión aumenta, la cantidad de moles de NO (g)

- a) disminuyen
- b) siguen siendo los mismos
- c) aumentan
- d) se eliminan

<p>1. El factor más importante que determina la producción de un producto químico es:</p> <p>a) La temperatura</p> <p>b) El rendimiento</p> <p>c) El flujo</p> <p>d) La masa</p> <p>2. Procesos que se deben llevar a cabo para controlar la contaminación de un producto químico</p> <p>a) Envasado y transporte</p> <p>b) Tratamiento de residuos y control de emisión de gases</p> <p>c) Tratamiento de residuos y control de temperatura</p> <p>d) Control de la presión y emisión de gases</p> <p>3. La aplicación de un producto químico se debe de efectuar con cuidado y pleno conocimiento ya que:</p> <p>a) El uso excesivo puede perjudicar y crear problemas de contaminación en el aire, agua o suelo.</p> <p>b) El uso excesivo puede causar daños en las fábricas.</p> <p>c) El uso excesivo puede perjudicar a los animales.</p> <p>d) El uso excesivo puede crear problemas económicos.</p>	<p>4. En México la producción industrial de plásticos presenta varios aspectos positivos entre los que se pueden tener</p> <p>a) Genera empleos y genera riqueza al reciclar algunos de los plásticos comunes.</p> <p>b) Genera empleos y pobreza.</p> <p>c) Genera riqueza y contaminación.</p> <p>d) Genera pocos empleos y contaminación.</p> <p>5. Son productos estratégicos de mayor importancia para la economía de un país, ya que se utilizan en infinidad de procesos químicos como materias primas o en diversas aplicaciones en lo cotidiano.</p> <p>a) Ácido sulfúrico, amoníaco e Hidróxido de Sodio</p> <p>b) Hidróxido de amonio, carbonato de sodio, ácido nítrico</p> <p>c) Ácido sulfúrico, óxido de Magnesio e hidróxido de Bario</p> <p>d) Hidróxido de Sodio, Ácido fosfórico, carbonato de aluminio</p> <p>6. En la industria del “clarasol” se utiliza el hipoclorito de sodio como principal materia prima. Las sustancias importantes para producir el Hipoclorito de Sodio son:</p> $\text{NaOH} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{NaOCl} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ <p>a) Cloro y Oxígeno</p> <p>b) Cloro y cloruro de Sodio</p> <p>c) Cloro e Hidróxido de Sodio</p> <p>d) Cloro y agua</p>
--	--

## EVALUACIÓN FINAL

Las siguientes preguntas integran los aprendizajes de todo el curso de Química III, lee con detenimiento cada una, donde tengas dudas vuelve a revisar el desarrollo de la temática o bien consulta a un asesor.

1. Sustancia o material que se somete a un proceso para obtener un producto.

- a) materia prima
- b) producto terminado
- c) valor agregado
- d) industria química

2. La industria metal mecánica pertenece a:

- a) sector primario
- b) sector secundario
- c) bienes y servicios
- d) industria química

3. Son ejemplos de industrias químicas.

- a) alimentos y medicamentos
- b) petróleo y construcción
- c) derivados del benceno y automotriz
- d) detergentes y electrónica

4. La silvicultura es un ejemplo de sector:

- a) primario
- b) secundario
- c) terciario
- d) de producción

5. Sector encargado de transformar materia en producto terminado dando un valor agregado.

- a) primario
- b) secundario
- c) terciario
- d) de producción

6. En los siguientes grupos de sustancias solo se encuentran elementos

- a)  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{KOH}$ ,
- b) agua,  $\text{Zn}$ , mármol
- c) carbono,  $\text{O}_2$ , nitrógeno
- d) agua, oxígeno,  $\text{Zn}$

7. Son características de los compuestos

- a) formados por la misma clase de átomos y tienen fórmula
- b) cumplen la ley de las proporciones definidas y no tienen fórmula
- c) los elementos se encuentran unidos físicamente en cualquier proporción
- d) los elementos se encuentran unidos químicamente y tienen fórmula

8. Las sustancias generadas después de una reacción química se llaman:

- a) reactivos
- b) catalizador
- c) productos
- d) mezcla

9. Sustancias que se utilizan para producir una reacción química

- a) reactivos
- b) catalizador
- c) productos
- d) mezcla

10. Modifican la rapidez de una reacción sin formar parte de los reactivos ni productos

- a) reactivos
- b) catalizador
- c) productos
- d) mezcla

11. El algodón, madera, pintura, caucho, texturizantes,  $\text{O}_2$ , carbón, son ejemplos de:

- a) compuestos
- b) elementos
- c) mezclas
- d) materia prima

12. La roca se clasifica como una:

- a) Mezcla heterogénea
- b) Mezcla homogénea
- c) Compuesto
- d) Elemento (sustancia pura)

13. La mena, yacimientos de importancia económica, se consideran como:

- a) Mezcla heterogénea
- b) Mezcla homogénea
- c) Compuesto
- d) Elemento

14. La ganga, sustancia sobrante sin importancia económica, es catalogada como:

- a) Mezcla heterogénea
- b) Mezcla homogénea
- c) Compuesto
- d) Elemento

15. En el proceso final de refinamiento de los metales, se obtiene una sustancia formada por un conjunto de átomos del mismo tipo. A este tipo de sustancia se le considera como:

- a) Mezcla heterogénea
- b) Mezcla homogénea
- c) Compuesto
- d) Elemento

16. Por su composición química la galena PbS se clasifica como:

- a) silicato
- b) sulfuro
- c) sulfito
- d) sulfato

17. Señala opción que tiene contiene un óxido, un sulfuro y un sulfato:

- a) NaCl, CaCO<sub>3</sub>, CaSiO<sub>3</sub>
- b) FeCl<sub>3</sub>, NaOH, KNO<sub>3</sub>
- c) CaSO<sub>4</sub>, FeO, PbS
- d) MgCl<sub>2</sub>, MgSO<sub>4</sub>, Fe(OH)<sub>3</sub>

18. Con base a la nomenclatura stock cuál es el nombre del siguiente compuesto  $\text{Al}_2\text{O}_3$ :

- a) Óxido de aluminio
- b) Óxido de aluminio (II)
- c) Óxido alumínico
- d) Óxido de aluminio (III)

19. Las etapas para la extracción de minerales son:

- a) Oxidación, reducción, electrólisis y electrodeposición.
- b) Trituración, molienda, decantación y flotación.
- c) Centrifugación, lavado con ácidos, lixiviación, elutriación.
- d) Trituración, centrifugación, decantación y electrólisis.

20. De las siguientes etapas para la extracción de minerales cual se considera un proceso físico-químico:

- a) Hidrociclón
- b) Cribado
- c) Elutriación
- d) Flotación

21. ¿Cuál es el nombre de la etapa para obtener el metal libre en la siguiente

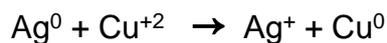


- a) Oxidación
- b) Síntesis
- c) Reducción
- d) Tostación

22. Determine el estado de oxidación de:

a) P en $\text{H}_3\text{PO}_3$		e) S en el $\text{Na}_2\text{S}$	
b) N en el $\text{NH}_2\text{OH}$		f) Cr en el $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{-2}$	
c) S en el $\text{H}_2\text{SO}_3$		g) Mn en el $(\text{MnO}_4)^{-2}$	
d) Cl en el $\text{KClO}_3$			

23. Los coeficientes estequiométricos que balancean la siguiente ecuación por el método de óxido-reducción son:



- a) 1, 1, 2, 2
- b) 2, 2, 1, 1
- c) 2, 1, 2, 1
- d) 1, 2, 1, 2

24. Los coeficientes estequiométricos que balancean la siguiente ecuación por el método de óxido-reducción son:



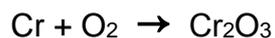
- a) 3, 5, 3, 5
- b) 5, 3, 5, 3
- c) 5, 5, 3, 3
- d) 3, 3, 5, 5

25. Indique el agente oxidante y el agente reductor así como los coeficientes estequiométricos de la reacción:



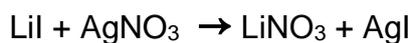
Agente Oxidante	
Agente Reductor	

26. Los coeficientes estequiométricos que balancean la siguiente ecuación por el método de óxido-reducción son:



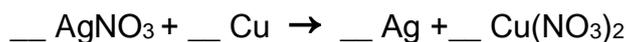
- a) 1, 1, 2
- b) 4, 3, 2
- c) 2, 4, 3
- d) 2, 2, 3

27. Los coeficientes estequiométricos que balancean la siguiente ecuación por el método de óxido-reducción son:



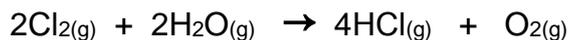
- a) 1, 1, 1, 2
- b) 1, 1, 1, 3
- c) 4, 1, 1, 1
- d) 1, 1, 1, 1

28. Determina los coeficientes que balancean la reacción de obtención de Plata metálica a partir del mineral de Nitrato de Plata:



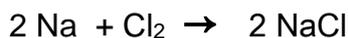
- a) 1,1,2,1
- b) 2,1,2,1
- c) 2,6,2,6
- d) 1,3,1,3

29. ¿Cuántas moles de HCl se formarán, si se utilizan 14 moles de agua en el siguiente proceso?



- a) 8 moles
- b) 18 moles
- c) 28 moles
- d) 38 moles

30. La siguiente ecuación química se encuentra balanceada:



I. ¿Qué cantidad en g de cloro se combina?

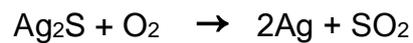
II. ¿Qué cantidad en g de cloruro de sodio se produce?

- a) I. 70 g de Cloro y II. 116 g de NaCl
- b) I. 142 g de Cloro y II. 234 g de NaCl
- c) I. 92 g de Cloro y II. 46 g de NaCl
- d) I. 2 g de Cloro y II. 2 g de NaCl

31. Calcule el rendimiento de la reacción anterior, cuando se producen 100 g de Cloruro de sodio y se partió de 50 g de Sodio:

- a) R= 79.31%
- b) R= 89.41%
- c) R= 98.31%
- d) R= 105.2%

32. La siguiente reacción indica que para que reaccionen 526 gramos de  $\text{Ag}_2\text{S}$  se necesitan \_\_\_ g de oxígeno y se producen \_\_\_ g de plata.



- a) 32.48g de O y 116.12 g de Ag
- b) 42.78g de O y 232.24 g de Ag
- c) 67.87g de O y 458.12 g de Ag
- d) 89.84g de O y 676.64 g de Ag

33. Si a partir de la misma cantidad de  $\text{Ag}_2\text{S}$  de la ecuación anterior, se realiza un experimento y se obtienen 194.04 g de plata. Calcule el rendimiento de la reacción.

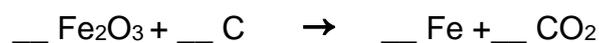


- a) 100%
- b) 96 %
- c) 65 %
- d) 42 %

34. Para obtener cobre, se lleva a cabo un proceso electrolítico, a partir de  $\text{CuCl}_2$  Se alimentaron 200 kg de  $\text{CuCl}_2$  y se obtuvieron 90 kg de Cu, ¿Cuál fue el rendimiento de la reacción?

- a) 95.27%
- b) 99.57%
- c) 97%
- d) 94.45%

35. En la producción de hierro, la reacción de reducción del mineral es la siguiente:



¿Cuánto mineral de hierro ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) y cuánto coque (C), se deben alimentar al alto horno, para obtener 2 toneladas de hierro?

- a) 0.284 Ton de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  y 0.032 Ton de C.
- b) 2.84 Ton de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  y 0.320 Ton de C.
- c) 28.4.10 Ton de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  y 3.200 Ton de C.
- d) 284.0 Ton de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  y 32.00 Ton de C.

36. ¿Cuál de los siguientes elementos presenta la mayor electronegatividad?

- a) H
- b) Li
- c) Na
- d) K

37. ¿Cuál de los siguientes elementos metálicos es menos reactivo?

- a) Na
- b) K
- c) Cu
- d) Pb

38. De Acuerdo a la reactividad de los metales, ¿Cuál de los siguientes cloruros es menos estable?

- a) NaCl
- b)  $\text{FeCl}_3$
- c)  $\text{MgCl}_2$
- d) AgCl

39. Los productos de la siguiente reacción  $\text{HF} + \text{NaOH}$  son:

- a)  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{NaF}$
- b)  $\text{H}_2\text{F}$  y  $\text{NaO}$
- c)  $\text{H}_2$ ,  $\text{NaO}$  y  $\text{F}_2$
- d)  $\text{F}_2\text{O}$  y  $\text{NaH}$

40. Los productos de la siguiente reacción  $\text{AgNO}_3 + \text{Cu}$  son:

- a)  $\text{CuO}$  y  $\text{AgN}$
- b)  $\text{Ag}$  y  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- c)  $\text{AgO}$  y  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- d)  $\text{AgN}$  y  $\text{CuO}$

41. Se tiene una lámina de  $\text{Cu}$  metálico y se sumerge en una disolución de  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ . La reacción es No espontánea. ¿Cuál es la ecuación que representa la reacción que se lleva a cabo al suministrar energía?

- a)  $\text{Cu}^0 + \text{Zn}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^0 + \text{Cu}^{2+}$
- b)  $\text{Zn}^0 + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}^0 + \text{Zn}^{2+}$
- c)  $\text{Zn}^0 + \text{Cu}^0 \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}^{2+}$
- d)  $\text{Zn}^{2+} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^0 + \text{Cu}^0$

42. ¿Qué método se utilizaría para obtener Cobre a partir de una mena de  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$

- a) Calcinación y reducción directa
- b) Reducción directa
- c) Tostación y reducción directa
- d) Tostación

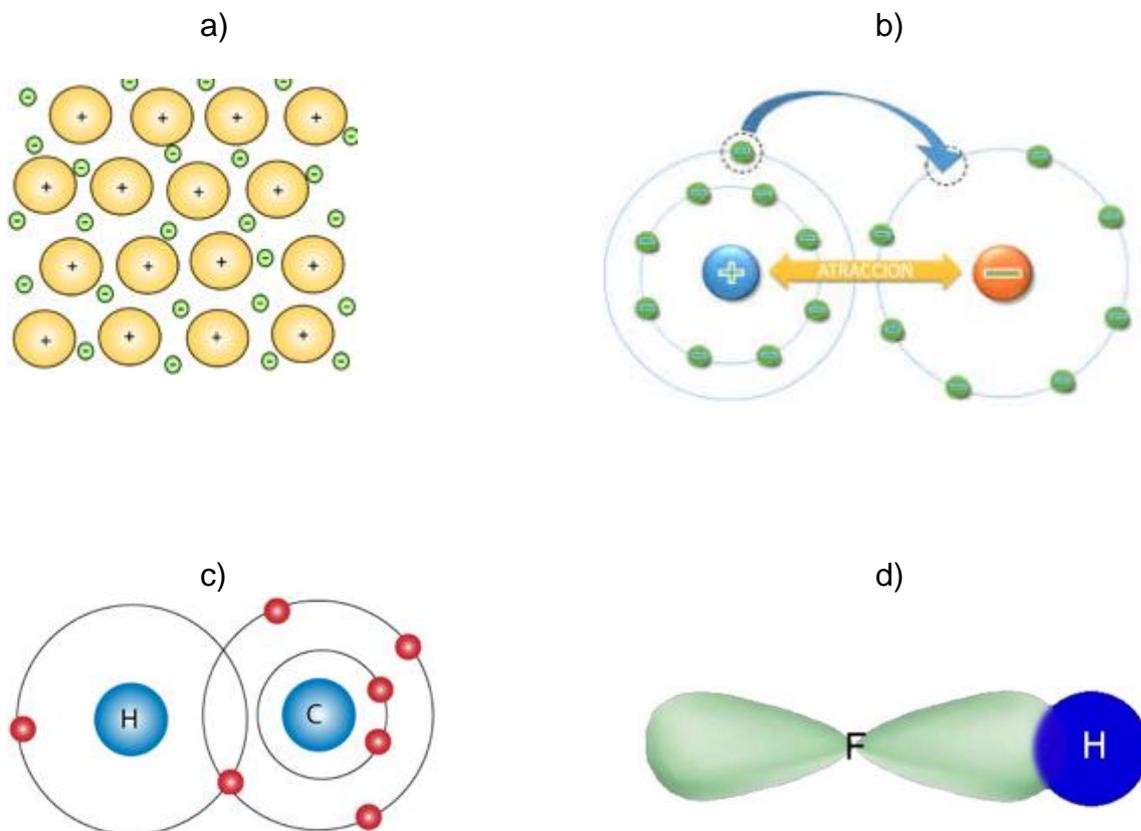
43. ¿Qué método se utilizaría para obtener Cobre a partir de una mena de  $\text{Cu}_2\text{O}$ ?

- a) Calcinación y reducción directa
- b) Reducción directa
- c) Tostación y reducción directa
- d) Tostación

44. Los metales presentan la siguiente propiedad.

- a) Sus óxidos generan ácidos en agua
- b) Sus óxidos generan hidróxidos en agua
- c) Generalmente forman enlaces covalentes con otros metales
- d) Generalmente le faltan 1, 2 o 3 electrones de valencia

45. Elige al modelo que representa el enlace metálico:



46. Son propiedades físicas de los metales

- a) Son opacos y puntos de fusión bajos.
- b) Forman aniones y tienen brillo
- c) Tienen brillo y todos puntos de fusión altos
- d) Forman cationes y los metales del grupo IA reaccionan con agua

47. El saturnismo es una enfermedad que se genera principalmente por la ingestión de:

- a) Sodio
- b) Cadmio
- c) Plomo
- d) Potasio

48. Una empresa del área de la industria minero-metalúrgica retiró desechos que contenían desechos de mercurio (Sulfuro y cloruro), potasio (yoduro y sulfato), hierro (óxidos y cloruros) y calcio (carbonato y sulfato). Indica cuáles de los compuestos son más tóxicos.

- a) Óxidos y cloruros
- b) Sulfuro y cloruros
- c) Yoduro y sulfato
- d) Carbonato y sulfato

49. La industria metalúrgica contribuye a la contaminación del medio ambiente debido principalmente a la producción de:

- a) Cadmio, Mercurio y Plomo
- b) Cobre, Zinc y Aluminio
- c) Aluminio, Oro y Plata
- d) Hierro, Bismuto y Titanio

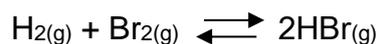
50. Al aumentar la temperatura en una reacción química, las partículas de las sustancias:

- a) no se mueven
- b) se mueven más rápido
- c) se alejan unas de otras
- d) se disocian

51. Los catalizadores \_\_\_\_\_ la energía de activación de las reacciones químicas.

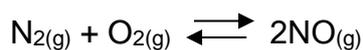
- a) modifican
- b) reducen
- c) aumentan
- d) eliminan

52. Considera la siguiente ecuación química, ¿qué sucede con el número de colisiones entre los reactivos cuando se agregan más moléculas de bromo?



- a) aumenta
- b) disminuye
- c) disminuye
- d) desaparece

53. Considera la siguiente ecuación química, ¿qué sucede con el número de colisiones entre los reactivos cuando aumenta la temperatura de la reacción?



- a) es igual
- b) disminuye
- c) aumenta
- d) desaparece

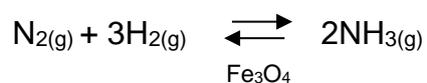
54. ¿De qué manera cada uno de los siguientes cambios modificaría la rapidez de la reacción? Selecciona aumenta ó disminuye:



- a) agregar más NO<sub>(g)</sub>                      (aumenta) (disminuye)
- b) reducir la temperatura              (aumenta) (disminuye)
- c) eliminar parte del H<sub>2(g)</sub>              (aumenta) (disminuye)
- d) agregar un catalizador              (aumenta) (disminuye)

55. Considera la reacción para la producción de amoniaco a través del proceso Haber:

Indica si la rapidez aumenta (A) o disminuye (D) si hay cambio en las siguientes condiciones:



Disminuye la temperatura                      (       )

Se utiliza el Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>                                      (       )

Aumenta la presión                                      (       )

Aumenta la concentración de hidrógeno              (       )

56. A partir del amoniaco se puede obtener:

- a) HNO<sub>3</sub>
- b) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- c) KCl
- d) H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

57. La oxidación del amoníaco produce ácido nítrico, a partir del cual se puede producir:

- a) medicamentos
- b) alimentos
- c) insecticidas
- d) fertilizantes

58. El impacto social que ha tenido la producción de amoníaco se ve reflejado en la:

- a) vivienda
- b) alimentación
- c) educación
- d) salud

59. La aplicación de técnicas de prevención de la contaminación mejora la \_\_\_\_\_ de los procesos.

- a) eficacia
- b) producción
- c) eficiencia
- d) cantidad

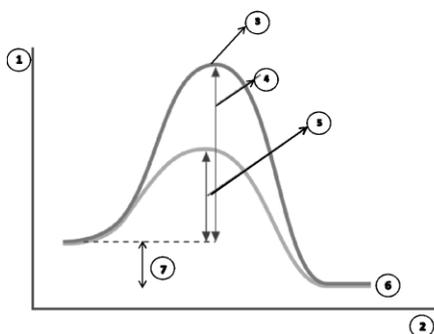
60. Es una alternativa para minimizar el impacto ambiental generado por una actividad química:

- a) usar materias primas amigables con el medio ambiente
- b) generación de residuos
- c) utilizar más materias primas
- d) consumir mayor cantidad de energía

61. Una forma de hacer más eficiente la producción de amoníaco por el Proceso Haber-Bosh sería:

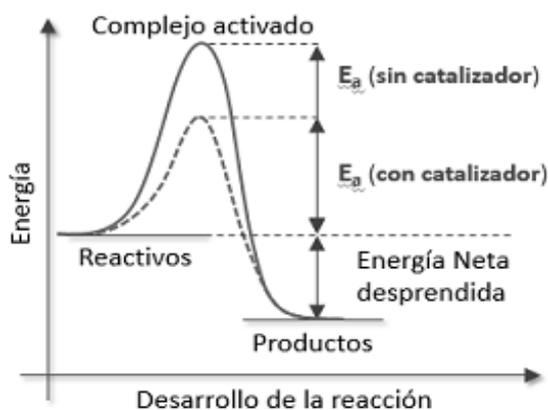
- a) usar otras materias primas
- b) usar energías más limpias
- c) eliminar el catalizador
- d) sintetizar el nitrógeno

62. Analiza la siguiente gráfica e indica qué incisos representan al complejo activado y la energía de activación sin catalizador.



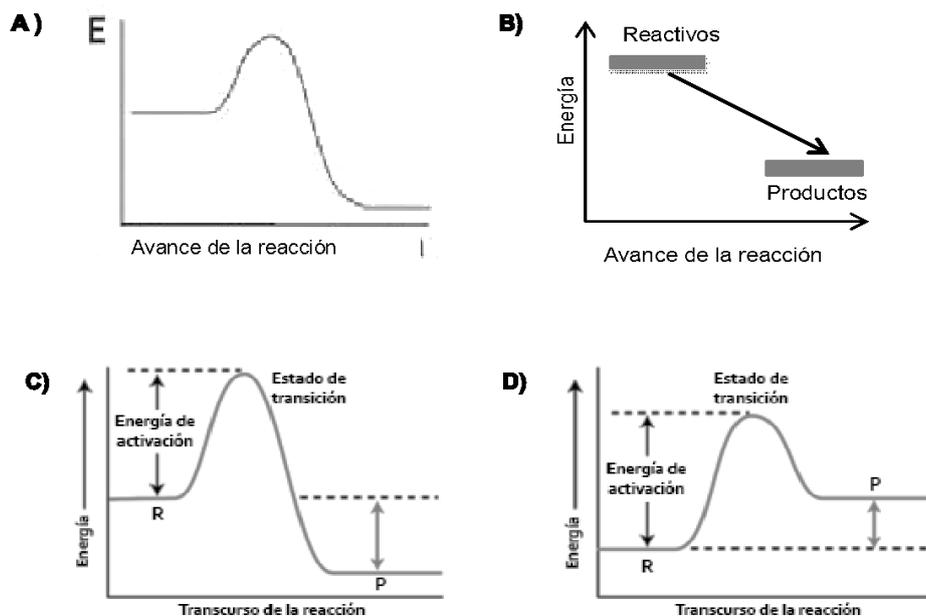
- a) 1 y 5
- b) 3 y 4
- c) 3 y 6
- d) 7 y 4

63. De acuerdo al siguiente diagrama mediante un catalizador la energía de activación ( $E_a$ ) se puede:

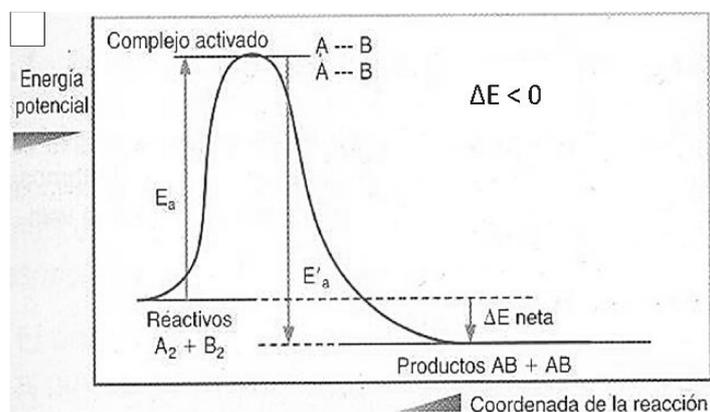


- a. Reducir notablemente y hace que sea más fácil alcanzar el punto de **complejo activado**, para que la reacción se pueda desarrollar de manera espontánea.
- b. Aumentar notablemente y hace que sea más difícil de alcanzar el punto **complejo activado**, para que la reacción no sea espontánea.
- c. Mantener igual y hace que sea igual el punto de **complejo activado**, para que la reacción se pueda desarrollar de manera espontánea.
- d. Aumentar levemente y hace que sea más difícil de alcanzar el punto **complejo activado**, para que la reacción no sea espontánea.

64. ¿Cuál de las siguientes gráficas representa una reacción endotérmica?



65. El siguiente diagrama representa una reacción exotérmica porque:



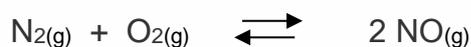
- La energía necesaria para que ocurra el cambio corresponde a la diferencia de energía entre los productos y los reactivos. Como la energía de los productos es **mayor** a la energía de los reactivos, se **requiere energía** para el proceso.
- La energía liberada corresponde a la diferencia de energía entre los productos y los reactivos. Como la energía de los productos es **menor** a la energía de los reactivos, se **libera energía** en el proceso.
- La energía necesaria para que ocurra el cambio corresponde a la diferencia de energía entre los productos y los reactivos. Como la energía de los productos es **igual** a la energía de los reactivos, se **requiere energía** para el proceso.
- La energía liberada corresponde a la diferencia de energía entre los productos y los reactivos. Como la energía de los productos es **igual** a la energía de los reactivos, se **libera energía** en el proceso.

66. Calcula la energía absorbida o desprendida en el proceso de la síntesis del HI (ver la ecuación de abajo), determina si el proceso es endotérmico o exotérmico. La energía de enlace del H-H: -436 kJ/mol; I-I: -150 kJ/mol, H-I: -297 kJ/mol



- a) - 8 kJ, proceso endotérmico
- b) + 8 kJ, proceso exotérmico
- c) + 8 kJ, proceso endotérmico
- d) - 8 kJ, proceso exotérmico

67. Calcula la energía absorbida o desprendida en el proceso de la síntesis del NO (ver la ecuación de abajo), determina si el proceso es endotérmico o exotérmico. La energía de enlace del N-N: -159 kJ/mol; O=O: -494 kJ/mol, N=O: -221 kJ/mol



- a) - 211 kJ, proceso endotérmico
- b) 211 kJ, proceso exotérmico
- c) 211 kJ, proceso endotérmico
- d) - 211 kJ, proceso exotérmico

68. ¿Cuál ecuación química corresponde con la siguiente expresión de constante de equilibrio,  $K_{eq}$ ?

$$K_{eq} = \frac{[\text{NH}_4^{1+}][\text{OH}^{1-}]}{[\text{NH}_3]}$$

- a)  $\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons (\text{NH}_4)^{1+} + (\text{OH})^{1-}$
- b)  $(\text{NH}_4)^{1+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + (\text{H}_3\text{O})^{1+}$
- c)  $(\text{NH}_4)^{1+} + (\text{OH})^{1-} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- d)  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{NH}_4)^{1+} + (\text{OH})^{1-}$

69. Se miden los valores de pH para varios ácidos, que se prepararon a concentraciones iniciales iguales; selecciona el valor de pH que corresponde al ácido más fuerte.

- a) pH = 3.4
- b) pH = 1.9
- c) pH = 6.7
- d) pH = 5.0

70. ¿Qué característica corresponde a una reacción reversible?

- a) se establece un estado de equilibrio químico dinámico
- b) los reactivos se transforman totalmente a productos
- c) la velocidad de reacción directa es mayor a la inversa
- d) las concentraciones de reactivos y productos siempre son iguales

71. ¿Cuál valor de pH representa una disolución con menor acidez?

- a) pH = 3.6
- b) pH = 1.2
- c) pH = 6.6
- d) pH = 5.1

72. Se preparan disoluciones de concentraciones (iniciales) iguales para diferentes ácidos; al alcanzar el equilibrio químico se miden las concentraciones de hidrógeno,  $[H^{1+}]$ , para cada uno de dichos ácidos. Señala cuál de ellos es el ácido más débil.

- a) Ácido A,  $[H^{1+}] = 0.05$
- b) Ácido B,  $[H^{1+}] = 0.01$
- c) Ácido C,  $[H^{1+}] = 0.10$
- d) Ácido D,  $[H^{1+}] = 0.08$

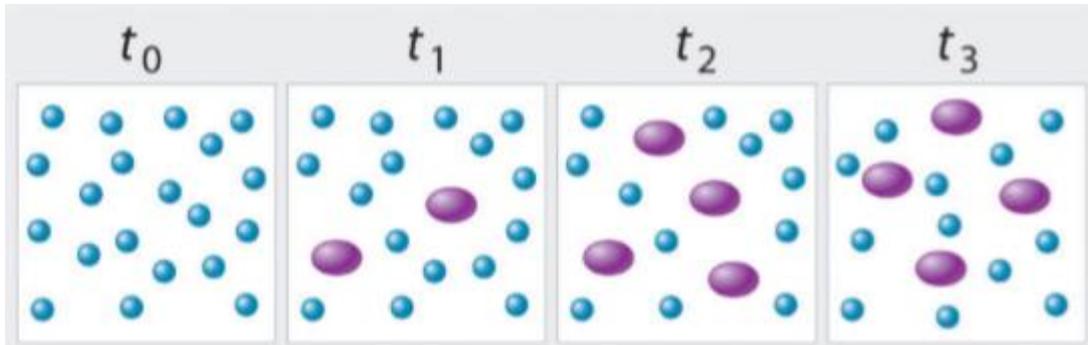
73. Se preparan disoluciones acuosas de ácido benzoico ( $C_6H_5COOH$ ) y de ácido nítrico ( $HNO_3$ ) a concentraciones iguales de 0.001 M, después de mezclar muy bien las disoluciones se realizan mediciones de pH, como muestra el siguiente cuadro:

Sustancias	Concentración inicial del ácido	pH en el equilibrio	$[H^{1+}]$ en el equilibrio
$C_6H_5COOH$	0.001 M	3.65	$2.2 \times 10^{-4}$ M
$HNO_3$	0.001 M	3	$1.0 \times 10^{-3}$ M

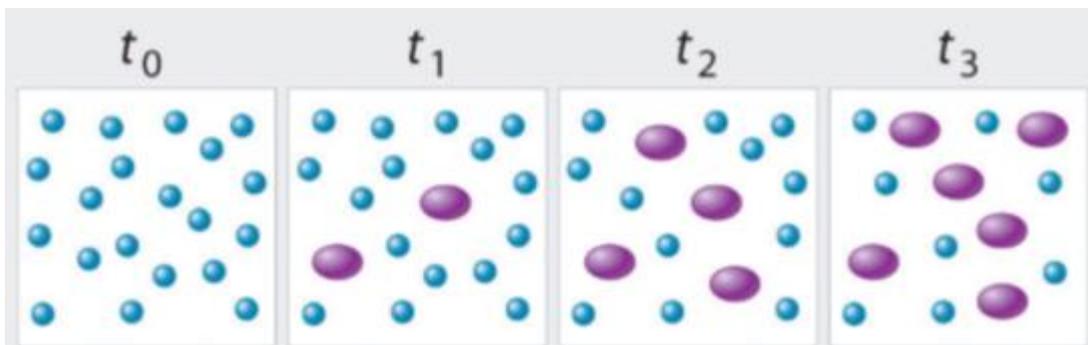
Señala la razón por la que los ácidos mencionados no alcanzan el mismo pH al establecerse el equilibrio químico en cada una de sus disoluciones.

- a) El ácido benzoico es un ácido más débil que el nítrico
- b) El ácido nítrico presenta un grado de disociación muy bajo
- c) El ácido nítrico es un ácido más débil que el benzoico
- d) El ácido benzoico tiene un alto grado de disociación

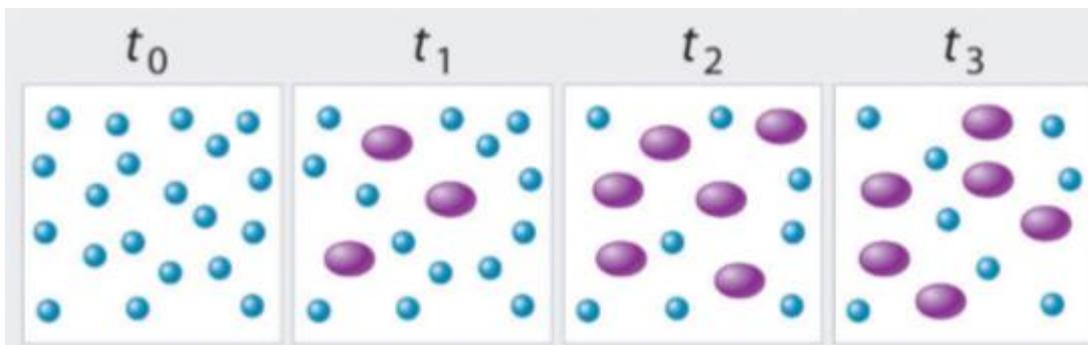
74. Los tres sistemas de reacción (1, 2 y 3) representados en la ilustración adjunta se pueden describir mediante la ecuación  $A_2 \rightleftharpoons B$ , donde los círculos azules son A y los óvalos púrpúeos son B. Cada conjunto de paneles muestra la composición cambiante de uno de las tres mezclas de reacción como una función del tiempo. ¿Qué sistema tardó más en alcanzar el equilibrio químico?



Sistema de reacción 1



Sistema de reacción 2



Sistema de reacción 3

- a) el sistema 1 y 3
- b) el sistema 2
- c) el sistema 1 y 2
- d) el sistema 3

75. La concentración de equilibrio de los productos es mucho menor que la de los reactivos

- a)  $K_c > 10^2$
- b)  $K_c \leq 10^{-2}$
- c)  $K_c \geq 10^{-2}$
- d)  $K_c < 10^2$

76. Se dice que un equilibrio heterogéneo se refiere a

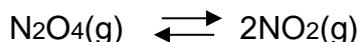
- a) los reactivos y productos están en la misma fase
- b) los reactivos están en la misma fase y los productos no están en la misma fase
- c) los reactivos y productos no están en la misma fase
- d) los reactivos no están en la misma fase y los productos están en la misma fase

77. En la descomposición del pentacloruro de fósforo en cloro y tricloruro de fósforo en el equilibrio, se obtienen las siguientes concentraciones:  $\text{PCl}_5$  de 0.010 mol / L,  $\text{PCl}_3$  de 0.15 mol / L y 0.37 mol / L de  $\text{Cl}_2$ . Determina  $K_c$  para la reacción.



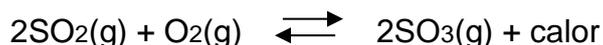
- a) 0.55
- b) 5.55
- c) 55.5
- d) 0.05

78. Se coloca una muestra de 0.921 moles de tetraóxido de dinitrógeno en un recipiente de 1l y se calienta a 100 ° C. En el equilibrio se encuentra que el 20.7% del tetróxido de dinitrógeno se ha descompuesto en dióxido de nitrógeno. Calcula el  $K_{eq}$  para esta reacción.



- a) 20.0
- b) 2.00
- c) 0.20
- d) 0.02

79. Dada la reacción en el equilibrio:



¿Qué cambio desplazará el equilibrio hacia la derecha?

- a) aumentar la temperatura
- b) disminuyendo la cantidad de  $\text{SO}_2$  (g)
- c) aumentando la presión
- d) disminuyendo la cantidad de  $\text{O}_2$  (g)

80. ¿Qué sistema en equilibrio será menos afectado por un cambio en la presión?

- a)  $3\text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$
- b)  $2\text{S}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$
- c)  $\text{AgCl}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac})$
- d)  $2\text{HgO}(\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{Hg}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$

81. La adición de un catalizador a un sistema en equilibrio aumentará la rapidez de

- a) la reacción directa
- b) la reacción directa e inversa
- c) la reacción inversa
- d) ni la reacción directa ni la inversa

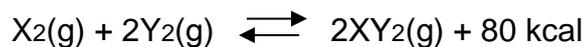
82. Para la reacción en equilibrio:



¿Qué cambio dará como resultado una disminución en la cantidad de  $\text{NO}$  (g) formado?

- a) disminuyendo la presión
- b) disminuyendo la concentración de  $\text{N}_2$  (g)
- c) aumentando la concentración de  $\text{O}_2$  (g)
- d) aumentando la temperatura

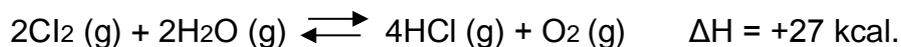
83. Para la reacción en equilibrio y en condiciones estándar de presión y temperatura:



El equilibrio se desplazará hacia la derecha si la presión es

- a) aumentada y la temperatura es aumentada
- b) aumentada y la temperatura es disminuida
- c) disminuida y la temperatura es aumentada
- d) disminuida y la temperatura es disminuida

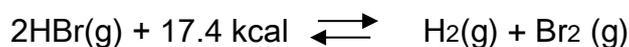
84. Basa tu respuesta a la siguiente pregunta en la reacción en equilibrio:



Si la temperatura del sistema es aumentada a una presión constante, la velocidad de la reacción directa

- a) disminuirá
- b) sigue siendo la misma
- c) aumentará
- d) se eliminará

85. Para la reacción en equilibrio y presión constante:



Cuando la temperatura aumenta, el equilibrio se desplazará

- a) a la derecha, y la concentración de HBr(g) va a disminuir
- b) a la derecha, y la concentración de HBr (g) incrementará
- c) a la izquierda, y la concentración de HBr (g) disminuirá
- d) a la izquierda, y la concentración de HBr (g) incrementará

RESPUESTAS  
AUTOEVALUACIÓN

UNIDAD 1

A1, A2, A3

1. **c** 2. **c** 3. **a** 4. **c** 5. **d** 6. **a** 7. **d** 8. **d**

UNIDAD 2

A1, A2, A3

1. **a** 2. **d** 3. **c** 4. **c** 5. **d** 6. **c** 7. **a** 8. **b** 9. **d**

A6, A7

1. **b** 2. **b** 3. **c** 4. **c** 5. **c** 6. **d** 7. **a** 8. **b** 9. **c** 10. **a**

11. Hidrógeno, Oxígeno, Oxígeno, Hidrógeno, 0, 2, 0, 1

A8

1. **c** 2. **a** 3. **c** 4. **b** 5. **b** 6. **d** 7. **b** 8. **d** 9. **a** 10. **c** 11. **b** 12. **d** 13. **b**

A9

1. **b** 2. **c** 3. **a** 4. **a** 5. **c** 6. **d** 7. **d** 8. **b**

A4, A5

1. **d** 2. **b** 3. **b** 4. **c** 5. **a** 6. **d** 7. **b** 8. **c**

A10, A11

1. **a** 2. **d** 3. **a** 4. **c** 5. **a** 6. **b** 7. **c** 8. **b** 9. **a**

UNIDAD 3

A2, A3

1. **d** 2. **d** 3. **c** 4. **a** 5. **d**

A4, A5, A6

1. **c** 2. **d** 3. **b** 4. **a** 5. **d** 6. **c**

A7

1. **d** 2. **c** 3. **d** 4. **b** 5. **a** 6.

A8, A9

1. **c** 2. **a** 3. **d** 4. **a** 5. **d** 6. **c** 7. **a** 8. **c** 9. **b** 10. **b** 11. **c** 12. **b**

RESPUESTAS  
EVALUACIÓN FINAL

1	a	21	c	41	a	61	b	81	c
2	b	22	+3, -1 +4, +5 -2, +6, +6	42	a	62	b	82	b
3	a	23	c	43	b	63	a	83	b
4	a	24	a	44	b	64	d	84	b
5	b	25	A.O. N <sup>+5</sup> A.R. S <sup>-2</sup>	45	a	65	b	85	c
6	c	26	b	46	d	66	d	86	a
7	d	27	d	47	c	67	c	87	
8	c	28	b	48	b	68	d	88	
9	a	29	c	49	a	69	b	89	
10	b	30	a	50	b	70	a	90	
11	d	31	a	51	b	71	c	91	
12	a	32	c	52	a	72	b	92	
13	c	33	d	53	c	73	a	93	
14	c	34	a	54	aumenta disminuye disminuye aumenta	74	a	94	
15	d	35	b	55	disminuye aumenta aumenta aumenta	75	b	95	
16	b	36	a	56	a	76	d	96	
17	c	37	d	57	d	77	c	97	
18	a	38	d	58	b	78	b	98	
19	b	39	a	59	c	79	c	99	
20	d	40	b	60	a	80	c	100	