



CIENCIAS NATURALES _QUÍMICA

REACCIONES QUÍMICAS

GRADO: UNDÉCIMO

PERIODO: UNO

AÑO:2025

FRANQUELINA RIVERA CORREA



INTRODUCCIÓN

OBJETIVOS

CONTENIDO

INDICADORES
DE DESMPÑO

EVALUACIÓN

INTRODUCCIÓN

En esta guía didáctica se estudiará las reacciones químicas, sus características y su clasificación con ejemplos ilustrativos. Se espera que los estudiantes logren comprender que las reacciones químicas son procesos fundamentales en la vida cotidiana, desde la digestión de los alimentos en nuestro cuerpo hasta la fabricación de productos en la industria, las reacciones químicas están en todas partes. Además, son la base de muchos fenómenos naturales, como la fotosíntesis en las plantas y la combustión de combustibles. También se estudiará las soluciones químicas, enfatizando desde una óptica de análisis macroscópico y de orden cualitativo de las propiedades, para establecer las relaciones cuantitativas referidas al concepto, mediante el cálculo de la concentración en algunas de ellas.

Es importante considerar que la guía aborda diversas aplicaciones tecnológicas existentes en diferentes contextos que, a la vez, contribuyen a satisfacer las necesidades humanas.

OBJETIVOS**OBJETIVO GENERAL**

Que el estudiante desarrolle un pensamiento científico que le permita contar con una teoría integral del mundo natural dentro del contexto de un proceso de desarrollo humano integral, equitativo y sostenible que le proporcione una concepción de sí mismo y de sus relaciones con la sociedad y la naturaleza armónica con la preservación de la vida en el planeta.

OBJETIVOS ESPECIFICOS



	<ul style="list-style-type: none">▪ Desarrollar y sustentar los proyectos de investigación que contribuyen a mejorar la calidad de vida y la conservación del medio ambiente.▪ Identificar y describir las estructuras celulares de los seres vivos y algunos mecanismos de transformación de energía.▪ Describir los mecanismos básicos de la liberación y almacenamiento de energía
CONTENIDO	<ul style="list-style-type: none">❖ Entorno químico Reacciones químicas y balanceo de ecuaciones Estequiometría Cálculos estequiométricos. Cinética química. Principios de equilibrio químico. Equilibrio acido-base Gases y leyes.❖ Entorno biológico Leyes de la termodinámica Flujo de energía y ecosistemas Ciclos biogeoquímicos (Química)
INDICADORES DE DESEMPEÑO	<ul style="list-style-type: none">• Explica relaciones cuantitativas y cualitativas de las reacciones aplicando cálculos estequiométricos en los cambios químicos.• Analiza que leyes de la termodinámica inciden en los procesos biológicos tales como la fotosíntesis, la cadena alimenticia, ciclos biogeoquímicos.• Identifica de los factores que afectan la velocidad de una reacción.• Comprueba de manera experimental hipótesis planteadas sobre el equilibrio químico.
EVALUACIÓN	<ul style="list-style-type: none">▪ Antes de abordar el tema que se propone en esta unidad didáctica se deberá realizar una evaluación diagnóstica con la finalidad de reflexionar acerca de los conocimientos previos que los estudiantes poseen.▪ La evaluación será continua y permanente durante la implementación de la unidad didáctica: mediante la contextualización del tema, socialización y retroalimentación de conceptos y resultados, reflexión sobre los aprendizajes con los estudiantes. En este tipo de evaluación las preguntas juegan un papel importante a lo largo de toda secuencia de actividades propuestas.

**REACCIONES QUÍMICAS****ACTIVIDAD DIAGNÓSTICA**

Responde y toma nota en tu cuaderno para luego socializar en clase.

1. ¿Qué es un cambio físico? ¿Qué es un cambio químico?
2. La cocina todo un laboratorio. Da algunos ejemplos de cambios físico y químicos en la cocina.
3. Describe lo que observas en la imagen 1, 2, 3 y 4.
4. En cuál o cuáles de las imágenes se observa una reacción química. Explica
5. En cuál o cuáles de las imágenes **NO** ocurre una reacción química. Explica



Imagen 1

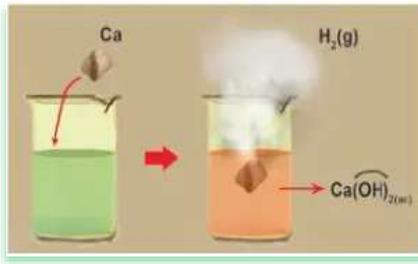


Imagen 2



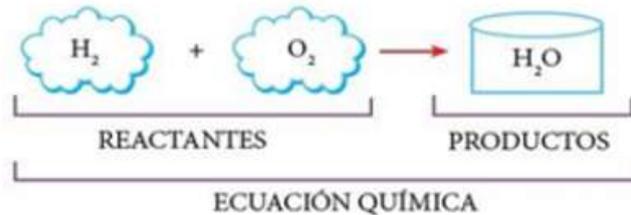
Imagen 3



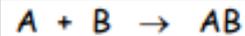
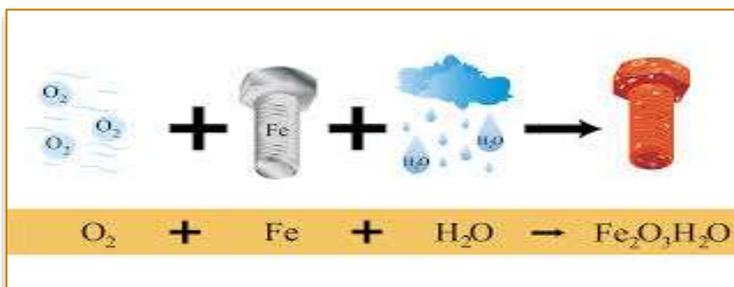
Imagen 4

Conceptualización

Una reacción química se define como el proceso en el que dos o más sustancias, denominadas reactivos, se unen químicamente para formar otras nuevas, denominadas productos. Una ecuación química es la representación simbólica de una reacción química.

**TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS**

Las reacciones químicas se clasifican atendiendo a diversos criterios, entre los principales tenemos:

1) Reacción de combinación o Síntesis

Se combinan 2 o más sustancias para formar una sola.

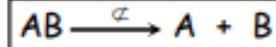
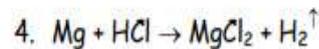
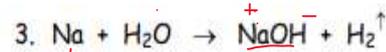
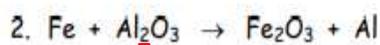
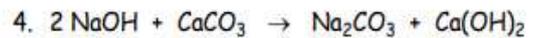
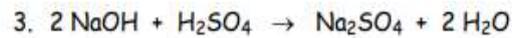
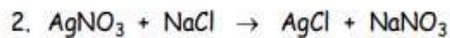
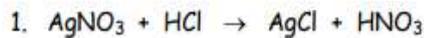
1. $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{H}_2 + 3 \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$
3. $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO}$



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

2) Reacción de Descomposición

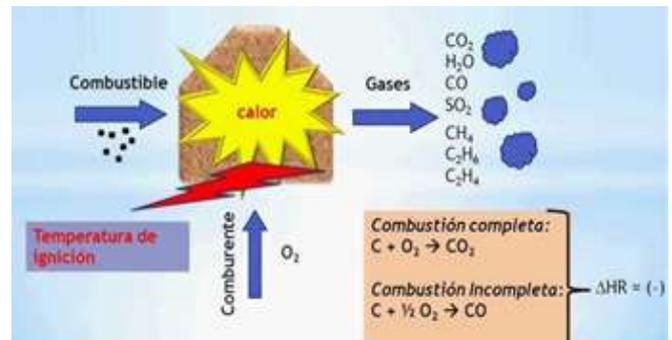
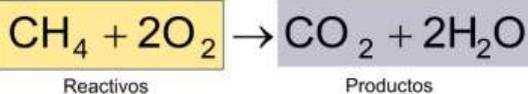
Un compuesto por defecto de energía se descompone en 2 o más sustancias.

**3) Reacción de Desplazamiento Simple ó Simple Sustitución****4) Reacción de Desplazamiento doble (Metátesis)**

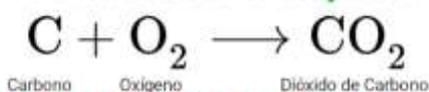
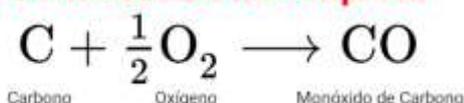
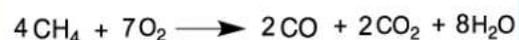
5) Reacción de Combustión: Se refiere a las reacciones que realizan los compuestos orgánicos con el oxígeno.

- El compuesto orgánico actúa como combustible.
- El oxígeno actúa como comburente.

Combustión Completa: los productos de la reacción son: $CO_2 + H_2O$



Combustión Incompleta: los productos de la reacción son: $CO + H_2O$ debido a la deficiencia de oxígeno; si es muy deficiente los productos son: $C + H_2O$

Combustión Completa**Combustión Incompleta****Combustión completa****Combustión incompleta**



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

PREGUNTA

El gas propano (C_3H_8) es una fuente energética que se utiliza especialmente en aquellas zonas rurales sin acceso a la red de gas natural para la cocción de alimentos. El proceso de obtención de energía de este gas, se da a partir de la reacción del C,H, con el oxígeno (O_2) en el momento en que se enciende la caldera y se genera la llama, lo cual produce dióxido de carbono (CO_2), agua (H_2O) y calor, como se observa en la siguiente ecuación:

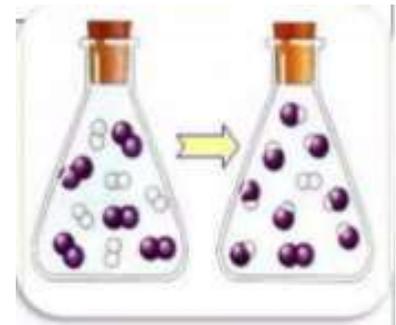


¿Qué tipo de reacción ocurre para la obtención de energía a partir del gas propano?

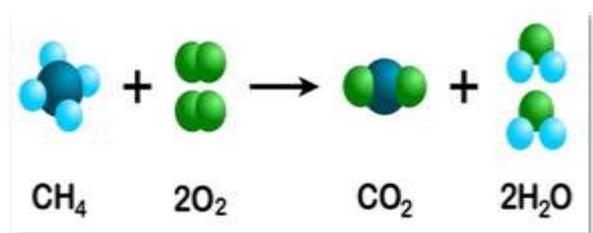
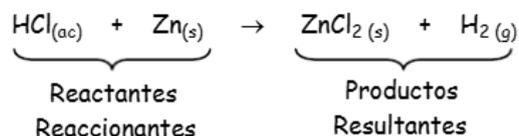
- A. Reacción de síntesis. B. Reacción de descomposición.
C. Reacción de combustión. D. Reacción de sustitución simple.

CARACTERÍSTICAS DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

- ❖ Para que ocurra una reacción química es necesario que las moléculas y los átomos entren en contacto.
- ❖ Los átomos de las sustancias iniciales se reordenan para formar otras sustancias.
- ❖ La o las sustancias nuevas que se forman suelen presentar un aspecto totalmente diferente del que tenían las sustancias de partida.
- ❖ Cuando ocurre una reacción se puede presentar cambios de color, cambio de olor, puede haber desprendimiento de gases, efervescencia, cambio de forma.
- ❖ Durante una reacción química siempre hay cambios de temperatura, puede que se desprenda (exotérmica) o se absorba energía (endotérmica).
- ❖ La materia que se ingresa debe ser igual a la que se produce.

**ECUACIÓN QUÍMICA**

Una ecuación química es una representación simbólica de un proceso que se lleva a cabo y, que describe qué sustancias interactúan (reactantes) y cuáles se forman

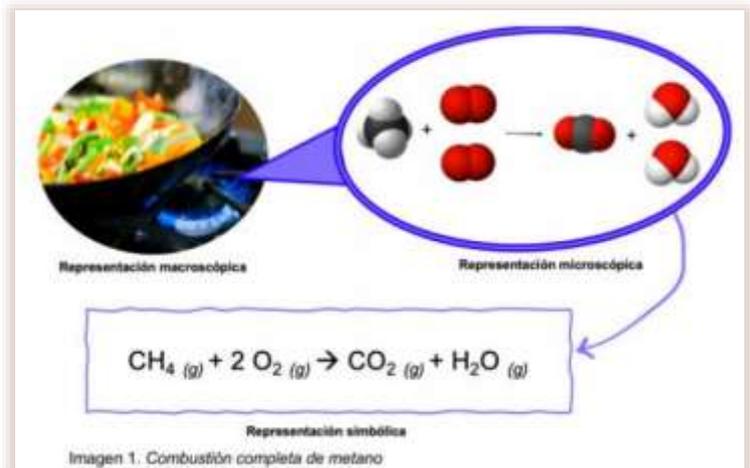




Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

(productos). El objetivo de una ecuación química es ayudar a visualizar de manera más fácil las sustancias químicas involucradas en una reacción, específicamente entregando la fórmula química, la cantidad de moléculas que interactúan y el estado de agregación en el que se encuentran de cada una de dichas sustancias.

En la siguiente imagen se representa de manera macroscópica, microscópica y simbólica a la reacción de combustión completa del metano, que ocurre en la acción de cocina.



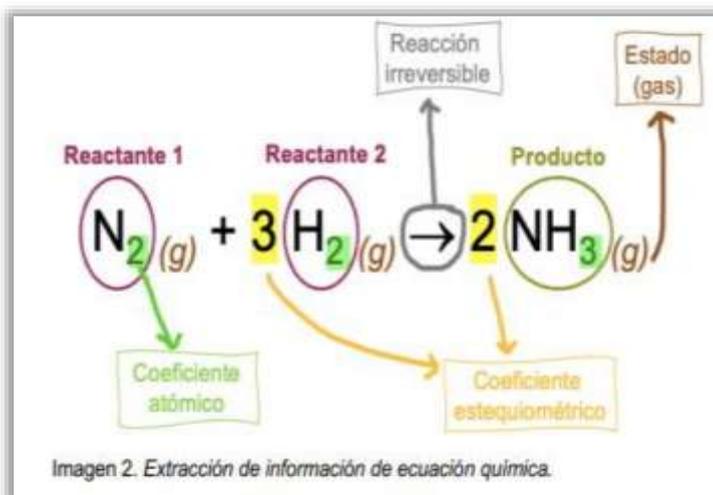
El número pequeño que está después de cada elemento se denomina **coeficiente o subíndice atómico** e indica la cantidad de átomos que hay de cada tipo de elemento. Cuando no hay ningún número se asume que es un 1 invisible.

Por ejemplo, en: NH_3 el coeficiente atómico del N es 1 y del H es 3.

• N_2 : Es un reactante, se denomina Nitrógeno molecular y está formado por 2 átomos de N.

• H_2 : Es un reactante, se denomina Hidrógeno molecular y está formado por 2 átomos de H.

• NH_3 : Es un producto, se denomina Amoníaco. Está formado por 1 átomo de N y 3 átomos de H.

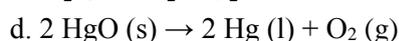
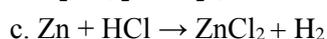
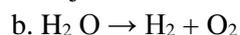


El coeficiente estequiométrico, corresponde a la cantidad de moléculas que están involucradas en la reacción. Por eso, en el ejemplo se tiene: 1 molécula de N_2 , 3 moléculas de H_2 y se forman 2 moléculas de NH_3 .

La anterior información fue tomada de la página web: <https://colegiosanalfonso.cl/wp-content/uploads/2021/06/GUIA-4-QUIMICA-1%C2%B0.pdf>

ACTIVIDAD N°1: repasemos los tipos de reacciones con el desarrollo de los siguientes ejercicios.

1. Teniendo en cuenta que la reacción de síntesis es representada por la siguiente fórmula: $\text{A} + \text{B} = \text{C}$ ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa mejor una reacción de síntesis?



2. Cuando en cierta reacción química es necesaria la absorción de energía para que esta se lleve a cabo, se cataloga como una reacción de tipo:

a. Endotérmica

b. Exotérmica

c. Síntesis

d. Doble desplazamiento



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

3. Cuando en cierta reacción química es visible la expulsión de energía que bien puede ser expresada en forma de calor, se denomina dicha reacción como:

- a. Endotérmica b. Exotérmica c. Síntesis d. Desplazamiento simple

4. Durante la reacción de descomposición un compuesto es disgregado en sus elementos que lo componen, dicha ecuación que representa este fenómeno se evidencia en:

- a) $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}_2$ b) $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
c) $\text{Mg} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 (\text{ac}) + \text{Cu}$ d) $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

5. Estas reacciones son aquellas en las cuales un átomo toma el lugar de otro similar pero menos activo en un compuesto. En general, los metales reemplazan metales (o al hidrógeno de un ácido) y los no metales reemplazan no metales, A dichas reacciones se les conoce como de desplazamiento simple, la que mejor la representa es:

- a) $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}_2$ c) $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
b) $\text{Mg} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 (\text{ac}) + \text{Cu}$ d) $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

6. Estas reacciones son aquellas en las cuales el ión positivo (catión) de un compuesto se combina con el ión negativo (anión) del otro y viceversa, habiendo así un intercambio de átomos entre los reactantes, a dichas reacciones se les conoce como reacción de doble desplazamiento. La ecuación que mejor la representa es la siguiente:

- a) $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ b) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{O}_2$
c) $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ d) $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{AgCl}$



7. Pedro al terminar de reaccionar dos compuestos químicos en un tubo de ensayo, intento agarrar el tubo con su mano, pero no pudo porque estaba muy caliente al haber adicionado los reactivos y después de generar los productos, esto ocurrió porque la reacción que Pedro realizó en el laboratorio fue:

- a) Endotérmica b) Exotérmica c) Desplazamiento d) Síntesis

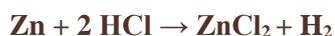
8. Se conocen como la representación por medio de símbolos o elementos químicos de las reacciones químicas:

- a) Ecuación química b) Reacción química c) Síntesis química d) Descomposición química

9. Teniendo en cuenta la ley de la conservación de la materia. “En una reacción química ordinaria la masa permanece constante, es decir, la masa consumida de los reactivos es igual a la masa obtenida de los productos” la ecuación que explica esta ley es:

- a) $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ b) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{O}_2$
c) $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ d) $2 \text{HgO} \rightarrow 2 \text{Hg} + \text{O}_2$

10. La siguiente ecuación representa:



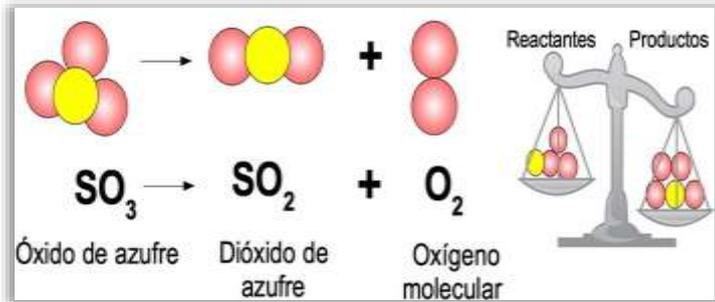
- a) Ecuación de desplazamiento simple b) Ecuación de doble desplazamiento
c) Ecuación de síntesis d) Ecuación de producción



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

BALANCEO DE LAS ECUACIONES QUÍMICAS.

Ley de conservación de la masa. “En las reacciones químicas, la cantidad total de materia que interviene permanece constante”.

**Ley de conservación de masas**

La materia no desaparece ni aparece de la nada, sino que se va transformando. Eso quiere decir que todo lo que hay al principio de una reacción química tiene que estar al final ordenados de distinta forma. Al hecho de poner la misma cantidad en un lado de la reacción química y en el otro se le llama **ajustar la reacción**.

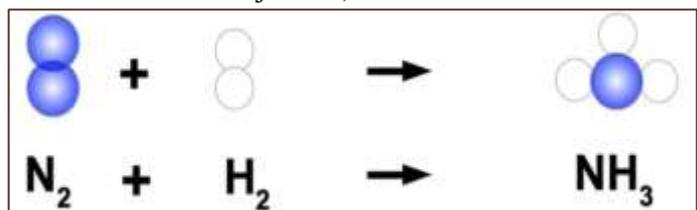
Cuando la reacción química se expresa como ecuación, además de escribir correctamente todas las especies participantes, se debe verificar que se cumpla la *ley de conservación de masas*. En caso tal de que no esté balanceada o equilibrada se debe ajustar el número de átomos de reactivos y productos, colocando un coeficiente a la izquierda de los reactivos o de los productos. El balanceo de ecuaciones busca igualar el de átomos en ambos lados de la ecuación.

Ajustar la ecuación química consiste en colocar los coeficientes (nº de moléculas) necesarios para que el número total de átomos de cada elemento sea el mismo en cada miembro de la ecuación. Hay que recordar que la reacción se produce entre moléculas, no entre átomos individuales, por lo que las fórmulas químicas no podemos modificarlas, ni añadir átomos sueltos.

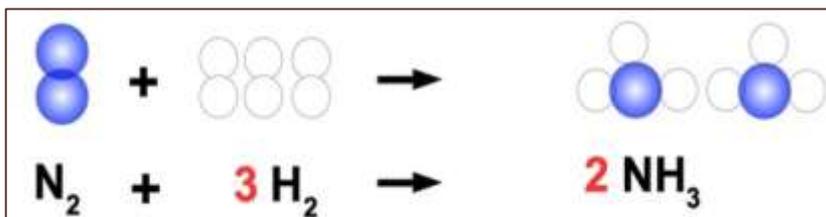
La forma más sencilla de ajustar una **ecuación es por tanteo**. Comenzaremos ajustando normalmente átomos de metales, o elementos que aparezcan una única vez en cada miembro de la ecuación. Continuaremos uno a uno con los siguientes elementos, dejando como norma habitual las sustancias simples para el final (si en la reacción interviene oxígeno, casi siempre será el último elemento en ser ajustado).

Ejemplo: síntesis del amoníaco (NH_3)

En los reactivos se observa que hay dos átomos de nitrógeno y en los productos solo hay uno. También se observa que ingresan dos átomos de hidrógeno y salen 3 átomos. Por lo tanto, la ecuación química no está balanceada. Para poder balancear la ecuación se agregan coeficientes al lado de las sustancias. Mira el ejemplo que se presenta a continuación.



Para poder balancear la ecuación se agregan coeficientes al lado de las sustancias. Mira el ejemplo que se presenta a continuación.



Es posible que, durante el tanteo, tengamos que modificar alguno de los coeficientes que habíamos colocado previamente. Es algo normal, pero habrá que tener cuidado de hacer esa modificación en ambos

miembros de la ecuación. La reacción la tendremos ajustada cuando comprobemos que existe el mismo número de átomos de cada elemento en ambos lados. Puede ocurrir que aparezcan coeficientes fraccionarios ($1/2$, $1/3$...).

Tomado <file:///C:/Users/Admin/Downloads/Tema%204.%20Reacciones%20quimicas.pdf>



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

ACTIVIDAD N°2: Balancear las siguientes ecuaciones utilizando el método por tanteo.

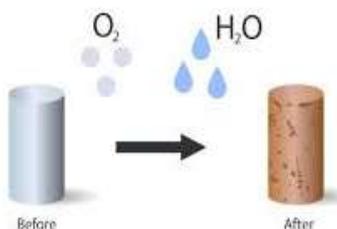
1. $\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{HF}$
2. $\text{K} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} + \text{H}_2$
3. $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO}$

ACTIVIDAD N°3: repaso.

- 1) $\text{C}_2\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{Mg (s)} + \text{O}_2 \text{(g)} \rightarrow \text{MgO (s)}$
- 3) $\text{P}_4 \text{(s)} + \text{O}_2 \text{(g)} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_3 \text{(g)}$
- 4) $\text{C}_3\text{H}_8 \text{(g)} + \text{O}_2 \text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{(g)} + \text{H}_2\text{O (g)}$
- 5) $\text{HCl (ac)} + \text{Cr (s)} \rightarrow \text{CrCl}_3 \text{(ac)} + \text{H}_2 \text{(g)}$
- 6) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 7) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3\text{(PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 8) $\text{ZnS} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$
- 9) $\text{FeCl}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{(CO}_3)_3 + \text{NaCl}$
- 10) $\text{Na}_2\text{O} + \text{(NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3$
- 11) $\text{P}_4\text{O}_{10} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
- 12) $\text{N}_2 \text{(g)} + \text{H}_2 \text{(g)} \rightarrow \text{NH}_3 \text{(g)}$
- 13) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$
- 14) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{O}_2 + \text{KCl}$

¿QUÉ ES UNA REACCIÓN DE OXIDACIÓN?

También conocida como **reacción Redox**, son aquellas reacciones donde se verifican simultáneamente una oxidación y una reducción (Redox). En este tipo de reacción existe transferencia de electrones, existiendo cambios en los estados de oxidación.



Ver vídeo para complementar la información.

https://www.youtube.com/watch?v=BF_woM5dhVA

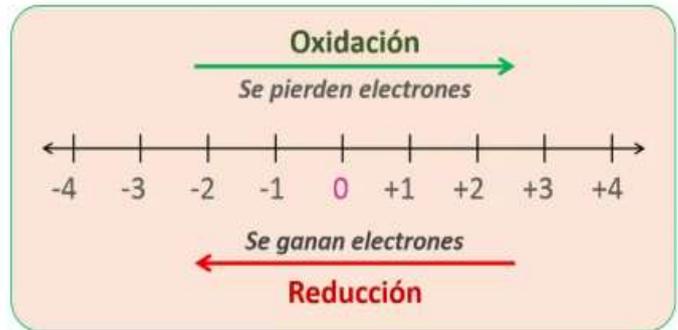
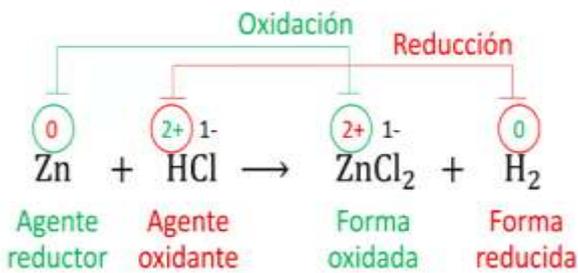
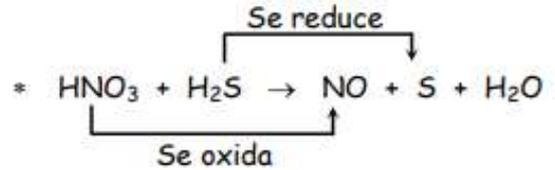
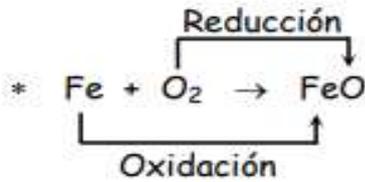
La reacción de oxidación es un proceso químico en el cual, una sustancia, cede electrones a otra, resultando en un aumento en el estado de oxidación de la primera sustancia y una reducción en la segunda. Es muy

importante en este tipo de reacciones, resaltar que implica la pérdida de electrones que, por lo general, se acompaña de la adición de oxígeno o la eliminación de hidrógeno. Las reacciones de oxidación se dan en muchos procesos como en la combustión, la corrosión, e incluso dentro de nuestro metabolismo celular. Por ejemplo, la oxidación de los metales, la fotosíntesis, la digestión de los alimentos y la combustión de combustibles son reacciones redox.

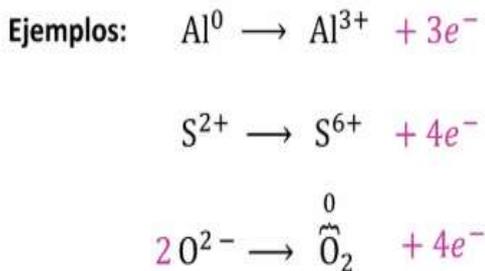


Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

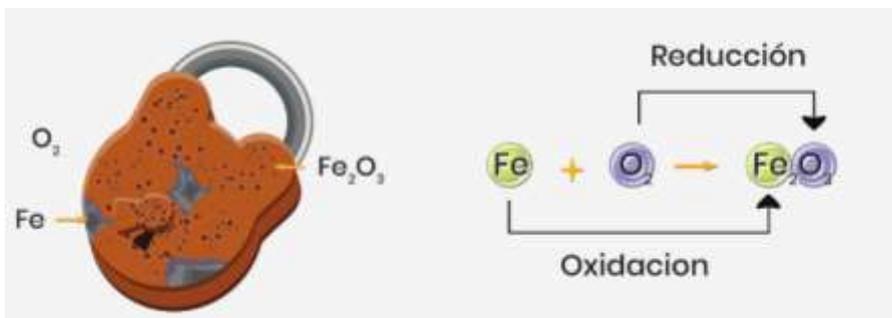
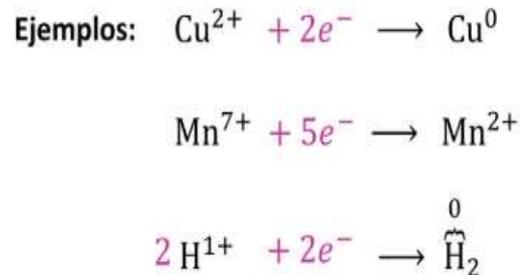
Oxidación: sustancia o especie que pierde electrones. **Reducción:** sustancia o especie que gana electrones.



La **oxidación** es el proceso por el cual una especie química **pierde electrones**, como resultado su número de oxidación aumenta.



la **reducción** es el proceso mediante el cual una especie química **gana electrones**, con lo cual el número de oxidación disminuye.



**ACTIVIDAD N°4**

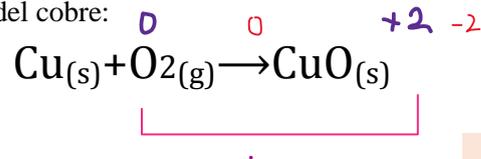
De las siguientes ¿Cuál es la sustancia que se oxida, cuál la que se reduce? ¿Cuál es el agente oxidante y cuál es el agente reductor?

- 1) $\text{Zn} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2$
- 2) $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $2 \text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}_2$
- 4) $2 \text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH} + \text{H}_2$
- 5) $\text{Zn} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2$

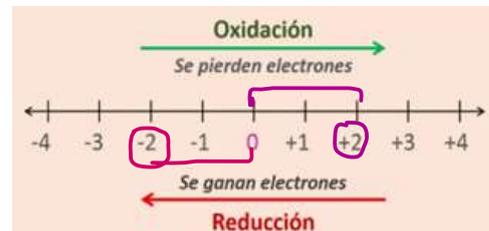
BALANCEO DE ECUACIONES POR RDOX**Pasos:**

1. Determina el número de oxidación de cada elemento
2. Escribir las semirreacciones de oxidación y reducción
3. Balancear los átomos de cada ecuación parcial
4. Sumar las dos semirreacciones para obtener la ecuación global ajustada

Ejemplo: la pátina verde sobre la estatua de la libertad, mostrada en la imagen es resultado de la oxidación del cobre:



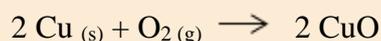
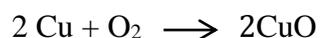
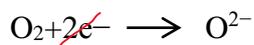
La oxidación: el cobre perdió electrones por lo que el cobre se oxida.



La reducción es: el oxígeno ganó electrones, por lo que el oxígeno se reduce.



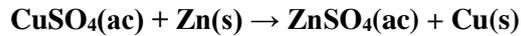
Los electrones perdidos en una mitad de oxidación deben ser iguales a los electrones ganados por la mitad de reducción acompañante. Multiplicar la mitad de oxidación con 2 hace que los electrones perdidos sean iguales a los electrones ganados en la mitad de reducción en la reacción anterior. A continuación, la adición de la oxidación y la mitad de reducción da la reacción global:



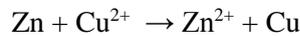
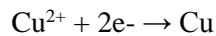


Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

Ejemplo: Indica si la siguiente reacción es de oxidación-reducción. En caso afirmativo, escribí las semirreacciones y menciona cuál es el agente oxidante y cuál el agente reductor.



Si observamos el número de oxidación de cada elemento notaremos que para el **cobre** este cambia de **+2 a 0** durante la reacción, mientras que el **cinc lo hace de 0 a +2**. De este modo, el **Cu²⁺ se reduce** a Cu por **ganancia de dos electrones**, siendo por tanto el agente oxidante. En el mismo proceso global, el **Zn se oxida** a Zn²⁺, **perdiendo electrones**, y constituyéndose como agente reductor. El anión sulfato es, en este caso, un ion espectador y no participa de la reacción de oxidación-reducción. Las semirreacciones y la ecuación iónica global se muestran a continuación:



ACTIVIDAD N°5: balancear por óxido-reducción

1. $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$
3. $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
4. $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$
6. $\text{AgNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ag}$

ESTEQUIOMETRÍA

La estequiometría es la información de las cantidades de los reactantes y productos en una reacción química. La palabra "estequiometría" deriva del griego *stoicheon* (elemento) y *metron* (medida). Fue aplicada por Jeremías Benjamín Richter en 1792.

Coefficiente estequiométrico es el número que aparece delante de la fórmula química en una ecuación. Por ejemplo, en la reacción de descomposición del agua H₂O se produce hidrógeno H₂ y oxígeno O₂ en forma de gas:



En este caso, el H₂O y el H₂ tienen un 2 como coeficiente estequiométrico, mientras el O₂ no tiene ningún coeficiente. Esto significa que 2 moléculas de H₂O se transforman en 2 moléculas de H₂ y 1 molécula de O₂.

OTRO EJEMPLO:

$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$$

1 molécula de nitrógeno (constituida con 2 átomos de nitrógeno) reacciona con

3 moléculas de hidrógeno (constituida por 2 átomos de hidrógeno cada molécula) para formar:

2 moléculas de amoníaco (Cada molécula de amoníaco contiene 1 átomo de Nitrógeno y 3 átomos de Hidrógeno)

1 mol de nitrógeno (N₂) reacciona con

3 moles de hidrógeno (H₂) para formar:

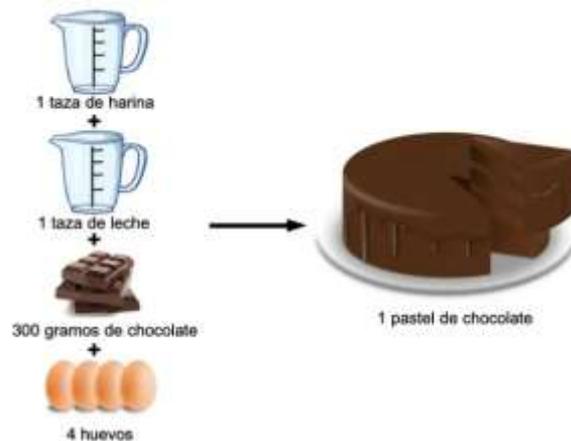
2 moles de amoníaco (NH₃)



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

La estequiometría está presente en la vida cotidiana. Cuando hacemos un pastel, tenemos que usar unas cantidades fijas de ingredientes (reactantes) para obtener un pastel (producto). Si utilizamos más polvo de hornear que harina, el resultado probablemente no será el deseado.

Para preparar un pastel de chocolate, debemos emplear unas cantidades fijas de harina, leche, chocolate, huevos y otros ingredientes. Esto es aplicar la estequiometría en nuestro día a día.



CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

En los cálculos estequiométricos se relacionan los átomos, las moles y las partículas elementales en una reacción química; por ejemplo, en la construcción de un edificio, para que las paredes queden estables la mezcla de cemento debe de estar en proporciones adecuadas, ¿qué pasa si las condiciones no son adecuadas?, el edificio se puede caer, con la estequiometría se puede saber cuánto gas de nitrógeno debe ser producido en cuestión de segundos para que la bolsa se infle por el impacto en un auto.

Cuando hablamos de estequiometría, es importante considerar cuatro conceptos que son la base, mol, número de Avogadro, masa molar y masa molecular. Cuando nos referimos a un mol, indicamos una medida como es el metro o el litro, es la unidad de medida en el Sistema internacional para medir la cantidad de sustancia, la cantidad de mol que encontramos en cualquier sustancia siempre va a ser la misma, un mol de hidrógeno y un mol de cloro, es lo mismo.

Actualmente el término estequiometría es implementado para deducir información cuantitativa utilizando ecuaciones químicas o la relación estequiométrica existente las que permiten calcular cantidades de reactivos y productos en una ecuación química.

Tomado de: <https://repository.uaeh.edu.mx/revistas/index.php/prepa3/article/view/10450>

Mol y masa molar

Mol → Es la cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en exactamente 12 g del isótopo de carbono-12.

6,022 x 10²³ átomos, moléculas o iones.

6,02 x 10²³ átomos = 1 mol

12 g de carbono-12

12 empanadas

2 zapatillas

6,02 x 10²³ moléculas de agua

Un mol de agua

602.214.179.000.000.000.000 dólares

Un mol de dólares

Una docena

Un par

Volumen molar

H₂
22,4 l

O₂
22,4 l

N₂
22,4 l

Para gases ideales, en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT).

RELACIÓN DE MOLES, MOLÉCULAS, ÁTOMOS Y MASA.

- 1 mol=6,02·10²³ moléculas o átomos
- 1mol= M molecular o atómica expresada en gramos
- M molecular o atómica expresada en gramos= 6,02·10²³ moléculas o átomos
- 1mol (para gases en C.N) =22,4 l
- 22,4 l (para gases en C.N) = 6,02·10²³ moléculas • 22,4 l (para gases en C.N) = M molecular expresada en gramos

**EJERCICIOS**

1. ¿Cuántas moléculas de metano (CH_4) hay en 10 moles de dicho compuesto?

En este caso nos piden relacionar los moles con las moléculas: $1 \text{ mol} = 6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas o átomos

Regla de tres:

1 mol ----- $6,02 \times 10^{23}$ moléculas
10 moles----- X

$$x = 10 \text{ moles} \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 6,02 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$$

X = $6,02 \times 10^{24}$ moléculas

2. ¿Cuántos moles de aluminio (Al) hay en 135 g de dicho metal?

Nos piden relacionar los moles con la masa.

$M_{\text{Al}} = 27 \text{ g/mol}$ $1 \text{ mol} = 27 \text{ g de Al}$

1 mol ----- 27 g
X ----- 35g

$$x = 135 \text{ g} \frac{1 \text{ mol}}{27 \text{ g}} = 5 \text{ moles}$$

X = 5 moles

3. ¿Cuántas moléculas de propano, C_3H_8 , hay en 100 g de dicho gas?

$M(\text{C}_3\text{H}_8) = 3 \cdot 12 + 8 \cdot 1 = 44 \text{ g/mol}$

Regla de tres: 1 mol ----- 44 g ~~$X = 1 \text{ mol} \times 100 / 44 \text{ g/mol} = 2,27 \text{ mol}$~~
X ----- 100g

1 mol ----- $6,02 \times 10^{23}$ moléculas
2,27 mol ----- X

$$x = 100 \text{ g} \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{44 \text{ g}} = 1,3 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$$

X = $1,3 \times 10^{24}$ moléculas

4. ¿Cuál es la masa en gramos de 2 átomos de plata?

$A = 108 \text{ g/mol}$

1 mol ----- $6,02 \times 10^{23}$ átomos
X ----- 2 átomos

~~$X = 2 \text{ átomos} \times 1 \text{ mol} / 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}$~~

$X = 2 / 6,02 \times 10^{23} = 0,3322 \times 10^{-23} \text{ moles}$

1 mol ----- 108 g
 $0,3322 \times 10^{-23} \text{ moles}$ ----- X

~~$X = 0,3322 \times 10^{-23} \text{ mol} \times 108 \text{ g} / 1 \text{ mol} = 35,88 \times 10^{-23} \text{ g}$~~

X = $3,59 \times 10^{-22} \text{ g}$



5. ¿Cuántos gramos de amoníaco gaseoso hay en 1 litro de amoníaco medidos en condiciones normales de presión y temperatura?

$$M(\text{NH}_3) = 14 + 3 \times 1 = 17$$

22,4 l (para gases en C.N) = M molecular expresada en gramos

En nuestro caso sería 22,4 litros (C.N) = 17 g

$$22,4 \text{ L} \text{ ----- } 17 \text{ g}$$

$$1 \text{ L} \text{ ----- } X$$

$$X = 1 \text{ L} \times 17 \text{ g} / 22,4 \text{ L} = 0,76 \text{ g}$$

$$x = 1 \text{ litro} \cdot \frac{17 \text{ g}}{22,4 \text{ litros}} = 0,76 \text{ g}$$

PRÁCTICA

Un recipiente contiene 200 gramos de dióxido de carbono. Calcula:

- el número de moles.
- número de moléculas
- número de átomos totales
- número de átomos de Carbono
- número de átomos de Oxígeno
- volumen en condiciones normales que ocupan esos 200 g

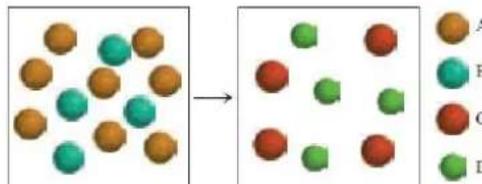
ACTIVIDAD 6

CANTIDADES DE REACTIVOS Y PRODUCTOS

Preguntas de repaso

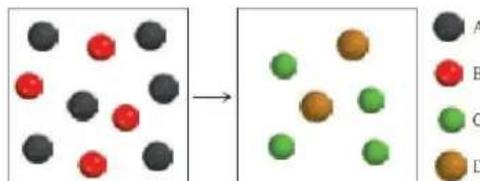
1. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa mejor la reacción que se muestra en el diagrama?

- $8A + 4B \rightarrow C + D$
- $4A + 8B \rightarrow 4C + 4D$
- $2A + B \rightarrow C + D$
- $4A + 2B \rightarrow 4C + 4D$
- $2A + 4B \rightarrow C + D$



2. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa mejor la reacción mostrada en el diagrama?

- $A + B \rightarrow C + D$
- $6A + 4B \rightarrow C + D$
- $A + 2B \rightarrow 2C + D$
- $3A + 2B \rightarrow 2C + D$
- $3A + 2B \rightarrow 4C + 2D$



3. ¿Cuál de las expresiones es correcta para la ecuación siguiente?



- Se producen 6g de H_2O para cada 4 g de NH_3 que ha reaccionado.
- Se produce 1 mol de NO por mol de NH_3 que ha reaccionado.
- Se producen 2 moles de NO por cada 3 moles de O_2 que ha reaccionado.



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

4. ¿Cuántos átomos de cobre hay en un trozo de cobre de masa 0,05 g? Dato masa atómica Cobre = 63,546 g/mol R// $4,7 \times 10^{20}$ átomos

5. ¿Cuántos moles de átomos de azufre corresponden a 100 gramos de azufre? Dato masa atómica azufre = 32 g/mol R// 3,125 moles

6.- ¿Cuál es la masa de nitrógeno que hay en 0,2 moles de nitrógeno? Dato masa atómica nitrógeno = 14 g/mol R// 2,8 gramos

7. ¿Cuál es la masa correspondiente a 4,35 mol de sodio?
R.- 100,05 gramos

8. ¿Cuántos átomos de sodio hay en 0,25 mol de átomos de sodio? R// $1,5 \times 10^{23}$ átomos de sodio

9. El gas natural es una mezcla de compuestos en los cuales mayoritariamente se encuentra metano, CH_4 . Si disponemos de 150 g de este gas:

a) ¿cuántas moléculas de CH_4 están contenidas? R// $5,65 \cdot 10^{24}$ moléculas de CH_4

b) ¿cuántos moles de átomos de cada elemento están contenidos? R// 9,38 moles de C 37,5 moles de H

c) ¿cuántos átomos de cada elemento están contenidos?

R// $5,65 \cdot 10^{24}$ átomos de C $2,26 \cdot 10^{25}$ átomos de H

10. ¿Qué volumen en condiciones normales ocupan 0,5 moles de H_2 ? R// 11,2 L de H_2

11. ¿Qué volumen en condiciones normales ocupan $1,78 \times 10^{25}$ moléculas de O_2 ? R// 663,2 L de O_2

REACTIVO LIMITE

En la cafetería de Artes tienen una “ecuación” para preparar pan con jamón. Ellos requieren de 1 jamón y 2 rebanadas de pan de molde, por cada pan con jamón que deban preparar.

La “ecuación” la podemos representar de la siguiente forma:



Analicen y respondan las situaciones siguientes:

1. Si se cuenta con 15 jamones y 38 rebanadas de pan, ¿cuántos panes con jamón se podrán preparar?, ¿sobrará alguna pieza? ¿cuántas?

2. En el punto 1, establece para cada situación, quién limita la producción de panes con jamón, las rebanadas de pan o el jamón. Es decir, quién es el “reactivo limitante” para cada situación.

Una vez analizada la analogía anterior, podemos tener ya una idea y una definición de reactivo limitante. Escríbela y luego compara tus observaciones con las emitidas líneas abajo.

El reactivo limitante será aquél que se agote primero en la reacción.

El reactivo en exceso será aquel que no se agote por completo durante la reacción.

La cantidad de producto que se obtenga de la reacción, dependerá siempre de la cantidad de reactivo limitante que se tenga en la reacción.



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

EJERCICIOS: pon a prueba tus conocimientos.

1. El alcohol amílico se quema a través de la siguiente reacción:



- a) ¿Cuántos gramos de CO₂ se obtendrán por gramo de alcohol quemado?
b) ¿Cuántos moles de O₂ reaccionaran con una mol de alcohol?
c) ¿Cuántos litros de CO₂ se obtendrán en condiciones normales a partir de una mol de alcohol?
¿Y a la temperatura de 20°C si el rendimiento es del 95%?

R// 4,23g; 7,5 moles; 111,9 L; 114,1 L.

2. El aluminio reacciona con el oxígeno produciendo óxido de aluminio. Calcula la masa de óxido de aluminio que se produce al reaccionar 15 g de aluminio con oxígeno en exceso. R// 28,56 Al₂O₃

3. Por efecto del calor se descomponen 245 g de clorato potásico (KClO₃). Calcular la masa de KCl y las mol de oxígeno que se forman. R// 149 gramos KCl

M(KClO₃) = 39 + 35,5 + 3 · 16 = 122,5 gramos/mol

4. Calcular el volumen de dióxido de carbono (en condiciones normales) y la masa de agua producidos en la combustión de 100 g de butano (C₄H₁₀). ¿Cuántas mol de oxígeno se consumen? R// =11,2 moles de O₂

Sabiendo que una mol de cualquier gas, en condiciones normales, son 22,4 L

5. El carbonato de calcio (CaCO₃) reacciona con ácido clorhídrico produciendo cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua. (a) ¿Qué masa de carbonato de calcio será necesaria para que reaccionen 100 mol de ácido clorhídrico? (b) ¿Qué volumen de dióxido de carbono se producirá medido en c.n.? R// 5000 gramos CaCO₃ y 120 litros CO₂

6. La aspirina C₉H₈O₄, se produce a partir del ácido salicílico, C₇H₆O₃, y el anhídrido acético, C₄H₆O₃:



- a) ¿Cuánto ácido salicílico se requiere para producir 100 kg de aspirina, suponiendo que todo el ácido salicílico se convierte en aspirina (¿Rendimiento 100%)?
b) ¿Cuál es el rendimiento de la reacción si se obtienen 182 kg de aspirina a partir de 185 kg de ácido salicílico y 125 kg de anhídrido acético? (15.35) Sol: 76,67 kg; 75,4%

7. Se hacen reaccionar 360 gramos de ácido clorhídrico con 10 moles de cinc. ¿Qué masa de reactivo esta en exceso?



Ejercicio: A partir de la reacción: $Zn(s) + HCl(ac) \rightarrow ZnCl_2(s) + H_2(g)$	Calcula:
a) Cantidad de ZnCl ₂ obtenida si reaccionan completamente 100 g Zn	(208,56 g ZnCl ₂)
b) Volumen de H ₂ obtenido en c.n. si reaccionan completamente 100 g Zn	(34,25 L H ₂)
c) Volumen de disolución de HCl 5 M necesario para que reaccionen completamente los 100 g Zn	(0,61 L disol)
d) Cantidad de zinc con riqueza del 75% necesaria para obtener 20 g ZnCl ₂ .	(12,82 g Zn impuro)
e) Si reaccionan 100 g Zn, Vol. H ₂ obtenido a 800 mmHg y 30°C suponiendo un rendimiento del 70%.	(25,26 L H ₂)
f) Cantidad en g de HCl necesaria para obtener 10 g ZnCl ₂ , suponiendo un rendimiento del 70%.	(7,65 g HCl)



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

Problema tradicional: Calcule el máximo peso de SO_3 que podría formarse a partir de 1.9 moles de oxígeno y exceso de azufre, según la ecuación: $2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$

Problema conceptual: La ecuación siguiente se aplica a la reacción entre azufre y oxígeno: $2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$. Considere que la mezcla de S y O_2 en un contenedor cerrado es la que se ilustra en el siguiente recuadro:

● oxígeno
□ azufre

¿Cuál de los siguientes dibujos representa la mezcla final?

a) b) c) d) e)

Fuentes: Nakhleh; Mitchell (1993) NAKHLEH. M. B.; MITCHELL, R. C. Concept learning versus problem solving: there is a difference. Journal of Chemical Education, Washington, v. 70, n. 3, p. 190-192, 1993.; Nurrenbern; Pickering (1987); Zoller et al. (1995).

ACTIVIDAD REACTIVO LIMITE

https://phet.colorado.edu/sims/html/reactants-products-and-leftovers/latest/reactants-products-and-leftovers_es.html

Termoquímica

La **Termoquímica** es la parte de la Termodinámica¹ que estudia las variaciones de energía que se producen en las reacciones químicas. Es decir, la Termoquímica estudia la conversión de energía química en energía térmica y viceversa. Examina los procesos en los cuales se absorbe calor (conocidos como **endotérmicos**) y aquellos donde se libera calor (procesos **exotérmicos**).

Respecto al **calor**, podemos afirmar que es la energía que se traslada entre cuerpos, provocando cambios de estado y la dilatación de los mismos.

Vídeo: <https://www.youtube.com/watch?v=vpXOV-JloC8>

La variación de entalpía para una reacción química viene dada por la diferencia entre la entalpía de los productos (estado final) y la de los reactivos (estado inicial) y es un dato más que se añade en las reacciones termoquímicas.



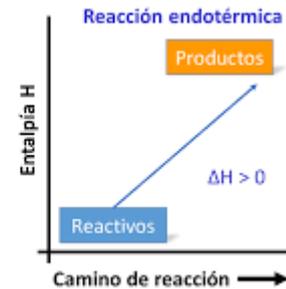
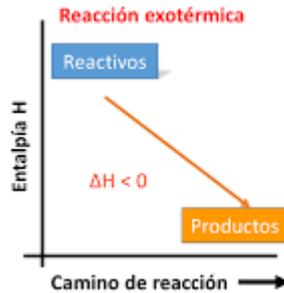
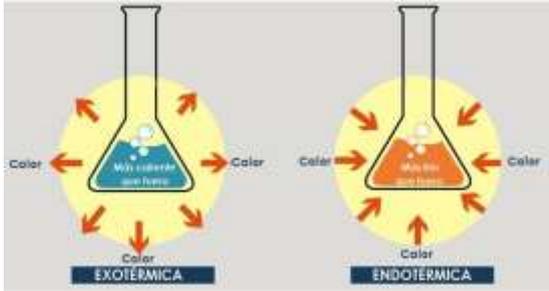
$$\Delta H = H_{\text{Productos}} - H_{\text{Reactivos}}$$

¹) La Termodinámica es la parte de la Física que estudia a nivel macroscópico las transformaciones de la energía, y cómo esta energía puede convertirse en trabajo (movimiento).



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

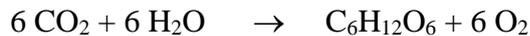
Si: $H_{\text{Productos}} > H_{\text{Reactivos}} \Rightarrow \Delta H > 0$. Reacción endotérmica
Si: $H_{\text{Productos}} < H_{\text{Reactivos}} \Rightarrow \Delta H < 0$. Reacción exotérmica



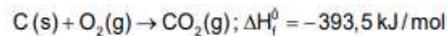
Reacción exotérmica: se desprende energía en el curso de la reacción.



Reacción endotérmica: se absorbe energía durante el curso de la reacción.



Por ejemplo, si consideramos que la reacción se verifica en condiciones estándar, la ecuación de formación del CO_2 será la siguiente:



Por convenio en termoquímica se toma como cero la entalpía de los elementos químicos en su estado estándar. Teniendo esto en cuenta, y considerando como ejemplo la reacción de formación del CO_2 , tenemos

$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = H_{\text{Productos}}^\circ - H_{\text{Reactivos}}^\circ = H_{\text{CO}_2}^\circ - (H_{\text{C}}^\circ + H_{\text{O}_2}^\circ) = H_{\text{CO}_2}^\circ$$

Son cero, por definición

<https://es.smsavia.com/demos/fisyquim-3eso/ldvisor/index.html>

REACCIONES QUÍMICAS EN LOS SERES VIVOS

Podemos definir el **metabolismo celular** como el conjunto de reacciones bioquímicas y procesos físico-químicos que ocurren en una célula y en el organismo. Estos complejos procesos interrelacionados son la base de la vida a escala molecular, y permiten las diversas actividades de las células: crecer, reproducirse, mantener sus estructuras, responder a estímulos... etc.

Ver el vídeo que explica el metabolismo:

<https://www.youtube.com/watch?v=FYutvWpQXMA&t=2s>

IMPORTANCIA DEL METABOLISMO CELULAR

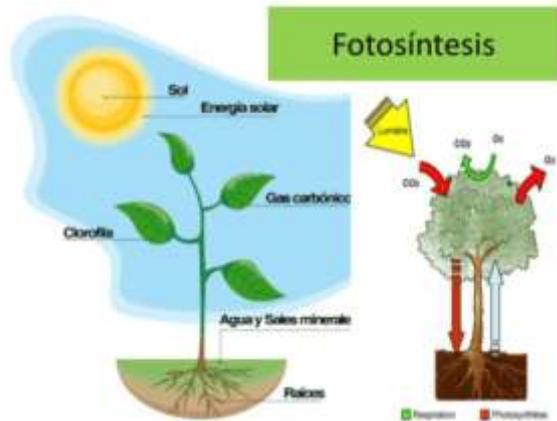
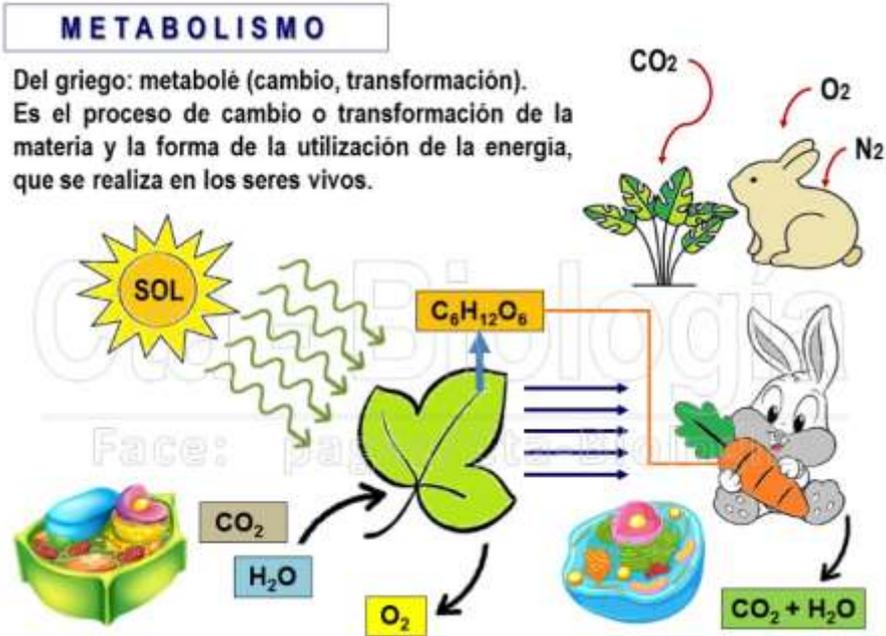
El Metabolismo celular y su aparición: La vida se inició en la Tierra hace casi 4.000 millones de años, en las aguas oceánicas ricas en hierro que dominaban la superficie del planeta. Una pregunta pendiente de respuesta es cuándo y cómo entró en escena el metabolismo celular, la red de reacciones



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

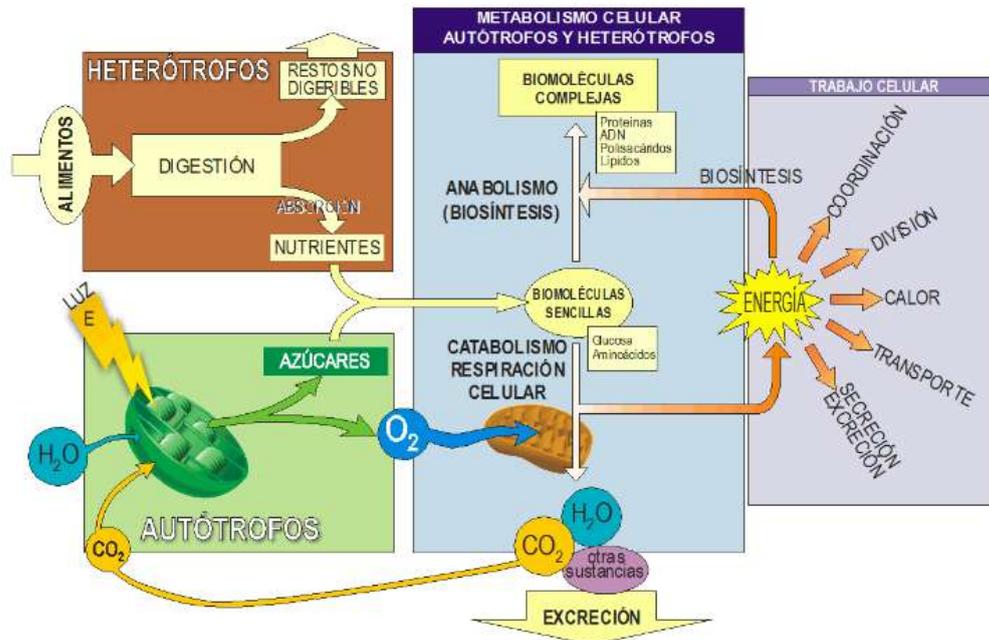
químicas necesarias para producir ácidos nucleicos, aminoácidos y lípidos, los «ladrillos» principales de la vida...

ENERGÍA EN LOS SERES VIVOS





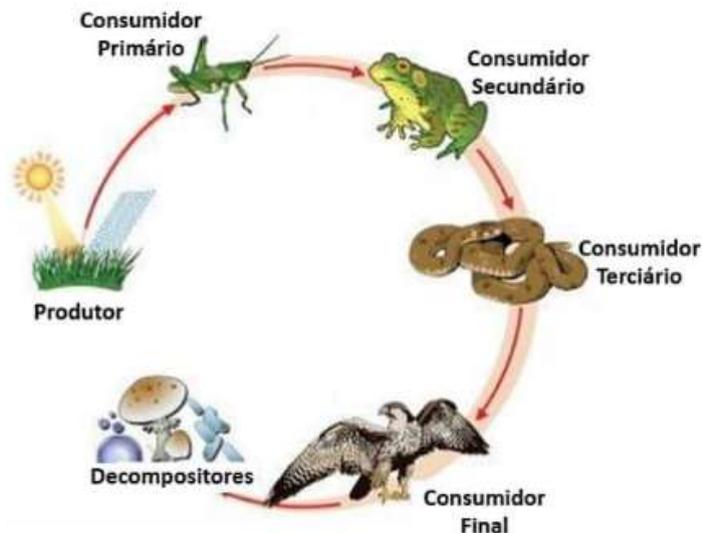
Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8



Tomado de: <https://luciaeuem.wordpress.com/2014/05/03/metabolismo-celular/>

CADENAS Y REDES TRÓFICAS

Las cadenas y redes tróficas son representaciones gráficas lineales del flujo de energía entre los niveles tróficos. Indican mediante flechas quién suministra la energía y quién la consume: parten de quien es consumido y apuntan hacia el organismo que consume.



ACTIVIDAD

Entra al siguiente enlace y realiza la actividad que allí se propone. Escribe en tu cuaderno el número de la pregunta con la respuesta correspondiente.



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

- (1) <https://es.liveworksheets.com/cj2288892zj>
- (2) <https://es.liveworksheets.com/cl2067750ov>
- (3) <https://es.liveworksheets.com/cj2288892zj>
- (4) <https://es.liveworksheets.com/oo2223070oz>

Repasemos sobre el concepto de metabolismo a través del siguiente enlace

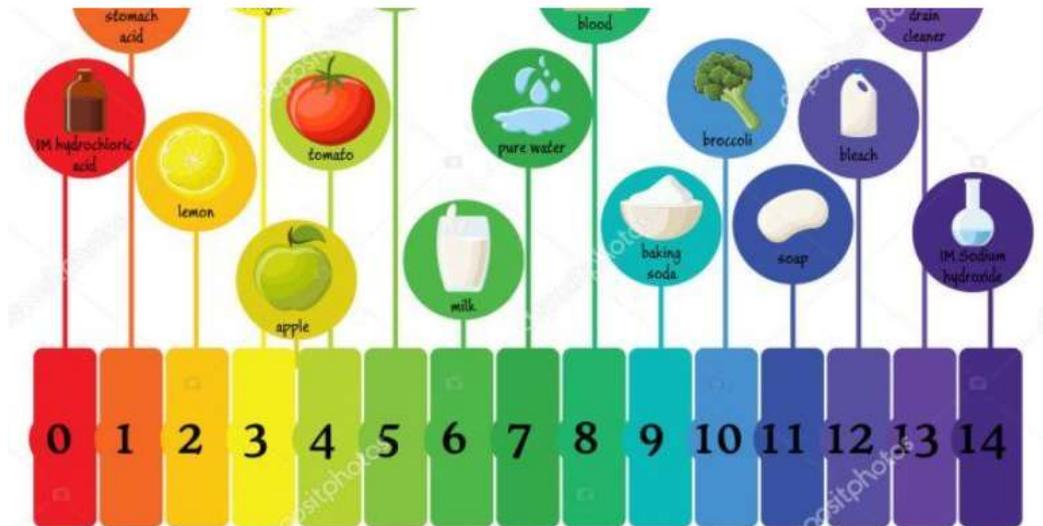
<https://es.khanacademy.org/science/high-school-biology/hs-energy-and-transport/hs-introduction-to-metabolism/a/hs-introduction-to-metabolism-review>

Visita el siguiente sitio para estudiar la representación de las reacciones químicas:

<https://concepto.de/catabolismo/>

<https://www.jabefitness.com/anabolismo-y-catabolismo-muscular-i/>

La reacción de un ácido con una base genera...



La lluvia ácida es provocada por la locomoción y la producción eléctrica..para solucionarlo debemos:





SOLUCIÓN QUÍMICA

También conocida como disolución, es una mezcla homogénea de dos o más componentes que se presenta en una sola fase física (sólida, líquida o gaseosa). los componentes de una solución, son tan pequeños que puede observarse una sola fase física presente, visualmente se asemeja a una sustancia pura.

COMPONENTES DE UNA SOLUCIÓN

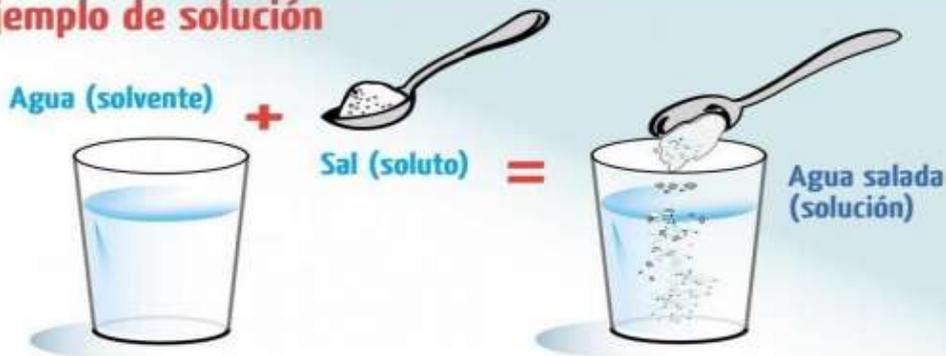
Los componentes de una solución son el soluto y el solvente

Soluto: Sustancia que es disuelta por el solvente y se encuentra en menor cantidad en la solución.

Ejemplo: Sal, azúcar...

Solvente: sustancia que disuelve al soluto y se encuentra en mayor cantidad. Ejemplo: el agua

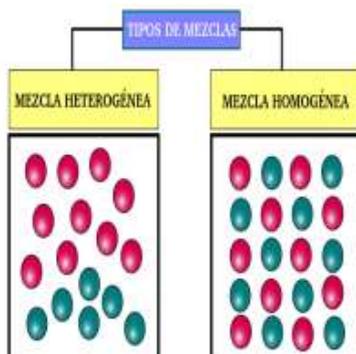
Ejemplo de solución



CARACTERÍSTICAS DE UNA SOLUCIÓN QUÍMICA

Para que una mezcla sea considerada solución esta debe reunir las siguientes Características:

1. DEBE SER HOMOGÉNEA: Significa que sus componentes NO se pueden distinguir, por ningún sistema óptico. También son homogénea en el sentido, de que una vez que el soluto se ha disuelto, este se reparte homogéneamente en todo el sistema y luego cualquier parte de el posee la misma cantidad de soluto.





2. SUS COMPONENTES SE SEPARAN POR METODO FÍSICO:

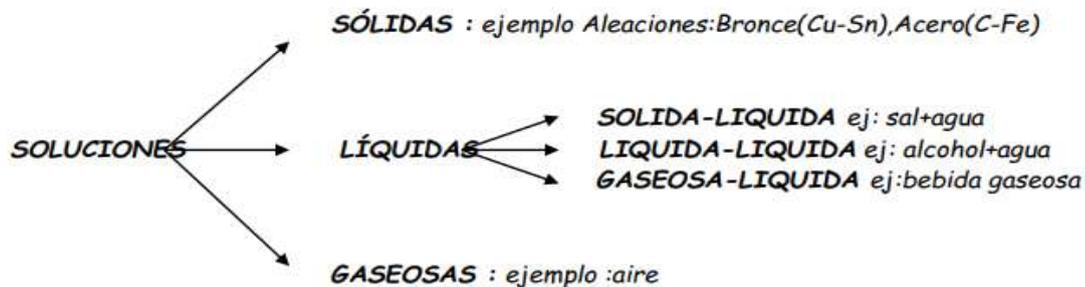
Los componentes de una solución se pueden separar a través de un método físico de separación como la evaporación, destilación, fusión.(investigar)

3. NO REACCIONAR QUÍMICAMENTE:

Sus componentes no forman nuevos compuestos químicos al mezclarse, solamente uno se disuelve en el otro, por lo tanto, es un proceso físico donde se pueden recuperar sus componentes.



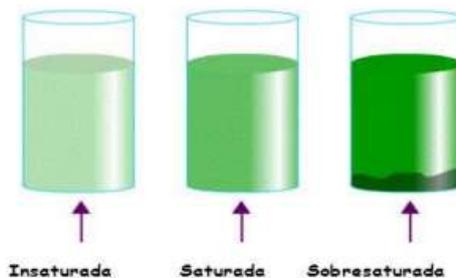
TIPOS DE SOLUCIONES



Cuando el solvente de una solución es agua, se denomina solución acuosa y se nota con la simbología (ac) y si el solvente es alcohol se habla de una solución alcohólica.

CLASIFICACIÓN DE LAS SOLUCIONES SEGÚN SU CONCENTRACIÓN

Insaturadas o diluidas: Cuando contienen una pequeña cantidad de soluto, con respecto a la cantidad de solvente presente.



Saturadas o concentradas: Si la cantidad de soluto es la máxima que puede disolver el solvente a una temperatura dada.

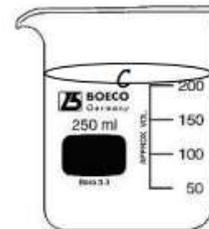
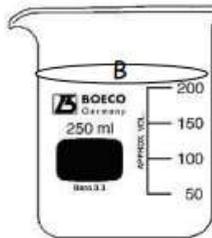
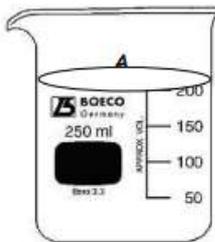
Sobresaturadas: Si la cantidad de soluto es mayor de la que puede disolver el solvente a una temperatura dada. Este tipo de soluciones se consiguen cuando se logra disolver el soluto por encima de su punto de saturación y son muy inestables, por lo que, frecuentemente, el soluto en exceso tiende a precipitarse al fondo del recipiente.



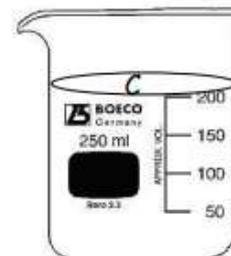
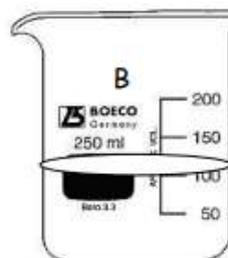
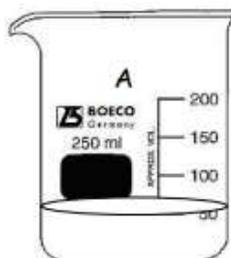
CONCENTRACIÓN: Es una medida directa de la cantidad de soluto disuelto en una determinada cantidad de solvente. En los siguientes ejemplos de soluciones de $\text{NaCl}(\text{ac})$ señale cual solución es más concentrada

2 g $\text{NaCl}(\text{s})$ 4 g $\text{NaCl}(\text{s})$ 6 g $\text{NaCl}(\text{s})$

1)

2 g $\text{NaCl}(\text{s})$ 2 g $\text{NaCl}(\text{s})$ 2 g $\text{NaCl}(\text{s})$

2)



Tomado de <http://liceogregoriocordovez.cl/wp-content/uploads/2020/08/4%C2%B0-MEDIO-QU%C3%8DMICA-Plan-de-acompa%C3%B1amiento-2%C2%B0- semestre-para-estudiantes-sin-acceso-a-aula-virtual.pdf>

LABORATORIO N°1: CONSERVACIÓN DE MASAS_ LEY DE LAVOISIER

1-OBJETIVOS

- 1- Diferenciar entre sistema abierto y sistema cerrado.
- 2- Comprobar experimentalmente la ley de conservación de la masa.

2-FUNDAMENTO TEÓRICO

Puede encontrar información sobre la ley de conservación de la masa en los siguientes enlaces:

https://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_conservaci%C3%B3n_de_la_materia

<http://www.rena.edu.ve/TerceraEtapa/Quimica/LeyesCbQuimica.html>

<http://educaciondivertida.com/comprobacion-de-la-ley-de-la-conservacion-de-la-masa-en-quimica/>

3- MATERIAL Y PROCEDIMIENTO

Balanza

matraz erlenmeyer

tapón

pastilla efervescente



agua

4- ACTIVIDADES

- 1- Realiza los dos experimentos y contesta a las preguntas que se te van haciendo,
- 2- ¿Qué diferencia hay entre los dos experimentos?
- 3- Enuncia la ley de conservación de la masa



TOMADO DE LA PÁGINA WEB

<https://labovirtual.blogspot.com/search/label/Ley%20de%20conservaci%C3%B3n%20de%20la%20masa>

LABORATORIO N°2: LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS

1- OBJETIVOS

- 1- Comprobar experimentalmente la ley de las proporciones definidas (Ley de Proust).
- 2- Comprobar y aplicar la ley de conservación de la masa. (Ley de Lavoisier)

2- FUNDAMENTO TEÓRICO

Puede encontrar información sobre la ley de las proporciones definidas en las siguientes direcciones:

http://es.wikipedia.org/wiki/Ley_de_las_proporciones_definidas

<http://quimica.laguia2000.com/general/ley-de-las-proporciones-definidas-o-ley-de-proust>

<http://ztfnews.wordpress.com/2014/09/26/joseph-louis-proust-y-la-ley-de-las-proporciones-definidas/>

3- MATERIAL Y PROCEDIMIENTO

Granatario
cinc
cápsula
magnesio



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

probeta
aluminio
estufa

Disolución concentrada de ácido clorhídrico

Se obtiene distintos cloruros siguiendo las instrucciones del laboratorio.

Anote la masa de la cápsula vacía, de la capsula con metal y la masa de la cápsula con el cloruro correspondiente.

Ley de las proporciones definidas II

- 1- Elige un metal
- 2- Anote la masa de la cápsula vacía y seleccione una masa de metal. Pulse el botón
- 3- Añada un exceso de disolución de ácido clorhídrico
- 4- Caliente hasta sequedad para eliminar el exceso de ácido clorhídrico y el agua
- 5- Deje enfriar la muestra
- 6- Anote la masa y pulse en botón para una nueva experiencia

Salvador Hurtado Fdez. 2014

4-ACTIVIDADES

1- Seleccione como metal el Zn

2- Siga el procedimiento que se le indica anotando las masas correspondientes.

EXPERIMENTO	1	2	3
a- masa de la capsula vacía(g)			
b- masa de la cápsula con cinc (g)			
c- masa de la cápsula con cloruro de cinc (g)			

3-Escriba la ecuación correspondiente al cambio químico que ocurre en la experiencia. ¿Qué gas se desprende?

4- Realice los cálculos que se le indican en la tabla:

EXPERIMENTO	1	2	3
masa de cin (g) ⁽¹⁾			
masa de cloruro de cinc (g) ⁽²⁾			
masa de cloro que reacciona (g) ⁽³⁾			
masa de cloro / masa de cinc			

(1) masa de la cápsula con cinc- masa de la cápsula vacía

(2) masa de la capsula con cloruro de cinc- masa de la cápsula vacía.



Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8

- (3) masa de cloruro de cinc- masa de cinc
- (4) ¿Qué conclusión obtiene?
- (5) Repita el anterior procedimiento para los otros metales.
- (6) ¿Es la misma relación masa de cloro/ masa de metal en todos los casos?
- (7) Trate de explicar los resultados obtenidos

Página web:

<https://labovirtual.blogspot.com/search/label/Ley%20de%20las%20proporciones%20definidas%20%28II%29>

LABORATORIO N°3: EL REACTIVO LIMITANTE

OBJETIVO

Identificar las transformaciones químicas experimentalmente.

FUNDAMENTO TEÓRICO

Cuando los reactivos no se encuentran en proporciones estequiométricas, al producirse la reacción completa uno de los reactivos se consumirá totalmente, **reactivo limitante**, mientras que de otro sobrará cierta cantidad, **reactivo en exceso**.

MATERIALES

Vinagre (ácido acético CH₃COOH)

Una botella pequeña con cuello estrecho o erlenmeyer de 250 ml.

Un globo Un embudo Bicarbonato de sodio NaHCO₃ Una cuchara pequeña



PROCEDIMIENTO

1. Ver el vídeo

<https://www.youtube.com/watch?v=Txb171MMAOg&t=65s>

2. Vierta 100 ml de vinagre en la botella pequeña o erlenmeyer.

3. Tome un globo y empleando un embudo, agregue una cucharadita (3 g aproximadamente) de bicarbonato de sodio.

4. Coloque el globo sobre la abertura de la botella sin que caiga el bicarbonato de sodio dentro de ella (como se indica en la imagen).

4. Levante la parte del globo que contiene el bicarbonato, de forma que caiga dentro de la botella.

5. Observe y registre los cambios evidenciados.





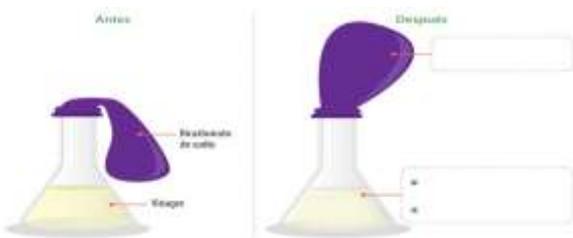
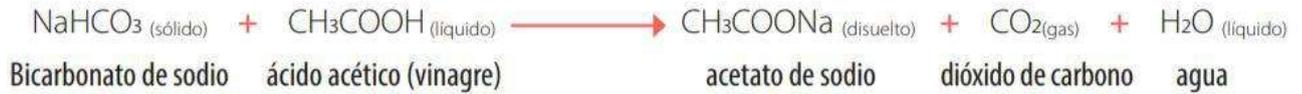
Resolución 16322 del 27 de noviembre de 2002 Nit 811018723-8



Cuando se mezclan a ciertas proporciones ciertos ácidos se comportan reaccionando las sustancias lentamente y produciendo el escape de la gas con el escape de ella.

Informe de laboratorio

1. Responda las siguientes preguntas tomando como base la resolución del laboratorio.



¿Cuáles sustancias son los reactivos de la reacción?

¿Cuáles sustancias son los productos de la reacción?

2. Complete los espacios en la imagen derecha indicando las sustancias presentes después de la

reacción química.

3. ¿Qué cambios le indican que hubo una reacción química?

BIBLIOGRAFÍA

Chang, R. (2013). Química. McGraw-Hill.

Garriz, R. A. y Chamiz, G.J. (2001), Tú y la Química. Pearson.