

QUÍMICA 4º 7ma

Unidad 2: Reacciones químicas.

Unidad 3: Clasificación de las reacciones.

Las reacciones químicas

Todo a nuestro alrededor cambia. Algunas veces podemos advertir transformaciones muy rápidas, vistosas y espectaculares, como cuando un volcán entra en erupción, cuando las llamas de un incendio convierten en cenizas todo lo que alcanzan, o disfrutamos de un bonito espectáculo de fuegos artificiales. Otros cambios son lentos y los notamos luego de un tiempo, como el crecimiento de las plantas, la variación de color de las hojas de los árboles en el otoño, o la oxidación de los metales. Todos estos ejemplos pertenecen a **reacciones químicas** y tienen en común las siguientes características:



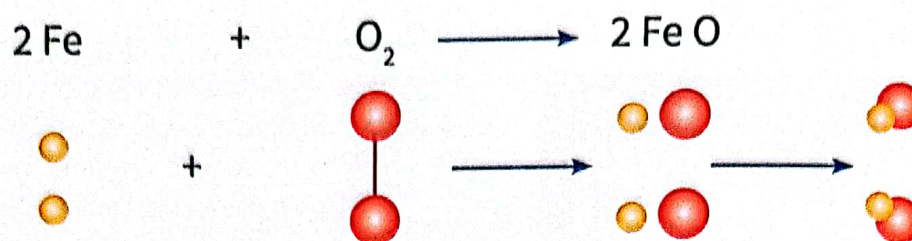
- Durante una reacción química ocurre una **transformación**, en la cual unas sustancias desaparecen y otras se forman.
- Las sustancias que están presentes cuando se inicia la reacción, llamadas **reactivos**, son diferentes a las que se encuentran una vez producida la reacción, que se denominan **productos**.
- Durante el transcurso de la reacción química se absorbe o libera energía en forma de calor, luz o electricidad.
- A nivel atómico, las reacciones químicas consisten en la ruptura de los enlaces entre los átomos que constituyen una molécula para formar nuevos enlaces, que darán origen a otras moléculas.

El hombre a través del tiempo ha estudiado y analizado los fenómenos que ocurren a su alrededor para poder manejarlos y modificarlos con el objeto de obtener productos y soluciones que demanda la sociedad.

Veamos cómo ocurren las reacciones químicas:

En la oxidación del hierro, ocurre una reacción química entre el hierro y el oxígeno del aire que se puede representar por medio de una ecuación química de la siguiente manera:

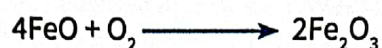




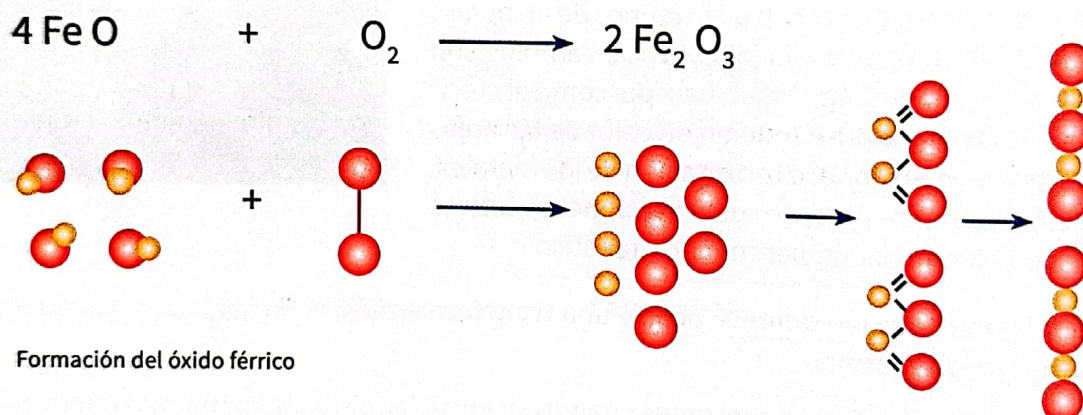
Formación del óxido ferroso

El proceso implica la ruptura del enlace O-O y la formación de enlaces Fe-O.

En una segunda etapa el óxido de hierro formado reacciona nuevamente con el oxígeno del aire de la siguiente manera:



Donde se producen nuevas rupturas y formaciones de enlaces químicos, dando como resultado la formación de Fe_2O_3 , que es el trióxido de dihierro, el más conocido de los óxidos de hierro, con su característico color ocre-rojizo.



Formación del óxido férrico



Óxido de hierro

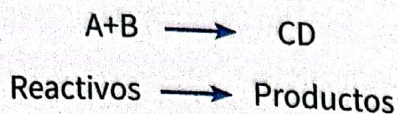
ECUACIONES Y REACCIONES

Las reacciones químicas se representan por medio de **ecuaciones químicas**, que son expresiones que indican la cantidad y el tipo de reactivos y productos que intervienen en una transformación química.

Las reacciones químicas se escriben por convención, anotando a la izquierda las fórmulas químicas de los reactivos, separadas por el signo más (+), que indica: "se combina con ...o reacciona con...", y a la derecha las fórmulas químicas de los productos.

En lugar del signo igual (=), se coloca una flecha que indica el sentido de la reacción y significa: "produce o para dar...".

Cada sustancia se representa por medio de su fórmula química.



Por ejemplo:



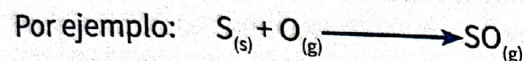
Que se lee: "el azufre reacciona con el oxígeno para dar dióxido de azufre".

Ley de conservación de la masa o ley de Lavoisier



"En un sistema cerrado la masa se conserva, es decir, la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos formados".

En muchas ocasiones se indican simbólicamente los estados de agregación de las sustancias o se incluyen símbolos que expresan la emisión o absorción de energía.



Cuando se escribe una ecuación química hay que tener en cuenta que la reacción que simboliza debe cumplir con la **ley de conservación de la masa**, por lo tanto en muchas ocasiones es necesario **balancear** la ecuación, para que represente lo que realmente ocurre en el proceso.

Veamos los siguientes ejemplos:

Ejemplo 1:

La combustión del gas metano (CH_4), en presencia del oxígeno del aire genera energía en forma de calor y produce dióxido de carbono (CO_2) y agua, según la reacción:



*Con el símbolo Q se representa calor.

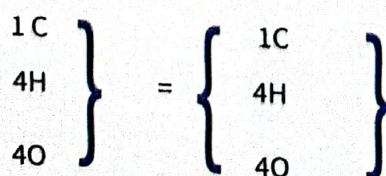
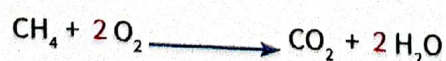
En esta ecuación vemos que no hay el mismo número de átomos de carbono, oxígeno e hidrógeno en ambos lados de la flecha; por lo tanto, las masas tampoco estarán igualadas entre reactivos y productos.

De manera que para que se cumpla la ley de conservación de la masa hay que **balancear** la ecuación, utilizando coeficientes estequiométricos.

Los **coeficientes estequiométricos** son números (pequeños, enteros o fraccionarios), que **multiplican** a el o los átomos o moléculas que se encuentran detrás de ellos.

Los coeficientes se colocan **siempre delante de la sustancia**, de otra manera modificarían la fórmula y esta ya no representaría el mismo compuesto químico.

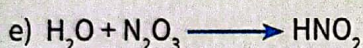
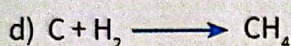
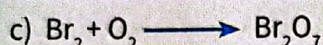
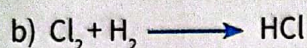
Entonces, colocando los coeficientes (en este caso el número 2):



se cumple la ley de conservación de la masa

Actividades

1 Ajusten (balanceen) las siguientes ecuaciones químicas:



2 Indiquen si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas y justifiquen sus decisiones:

- Las sustancias que se originan en una reacción química se llaman reactivos.
- Ecuación química y reacción química son sinónimos.
- Todas las reacciones químicas liberan energía en forma de calor.
- Durante las reacciones químicas se rompen enlaces químicos.
- En las reacciones químicas la materia se transforma.

Ejemplo 2:

La fabricación industrial de amoníaco se realiza mediante la reacción química entre dos gases muy abundantes en la atmósfera, el hidrógeno y el nitrógeno, en condiciones especiales de trabajo:

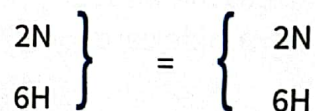
Se puede representar mediante la siguiente ecuación:



Es necesario balancear la ecuación para que haya igualdad entre el tipo y cantidad de átomos de los elementos a ambos lados de la flecha:

Comenzamos colocando el coeficiente dos (2) en el producto, lo que significa que hay dos átomos de nitrógeno y seis de hidrógeno, luego buscamos los coeficientes necesarios para igualar las cantidades de cada reactivo, que serán: (1)* para el nitrógeno y (3) para el hidrógeno.

*Cuando el coeficiente es uno no hace falta indicarlo.



De esta manera queda balanceada o “ajustada” la ecuación.

Por lo tanto ajustar, balancear o igualar una ecuación, significa encontrar los coeficientes (números) que permitan que aparezcan la misma cantidad de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación.

Para la netbook



- Para seguir practicando pueden probar con un jueguito interactivo en¹:

<http://www.educaplan.org/play-69-Ajuste-de-reacciones.html>

¹ Sitio: E+educaplan.org.

¿CÓMO OCURRE UNA REACCIÓN QUÍMICA?

Cuando entran en contacto las unidades elementales de los reactivos: moléculas, iones o átomos (las llamaremos partículas), “chocan” entre sí, estos choques originan transferencia de energía, que permite que se produzca la ruptura y formación de nuevos enlaces químicos.

La energía necesaria para la ruptura y formación de enlaces se la denomina **energía de activación**.

Las partículas se mueven con gran velocidad, esto haría suponer que el número de choques entre ellas es muy grande. Si todos los choques fueran **efectivos**, es decir, si condujesen a la formación de productos, las reacciones serían prácticamente instantáneas.

En la realidad ocurre que no todos los choques producen este resultado ya que algunas veces la orientación o la distancia a la que se encuentran las partículas hacen que el choque no sea efectivo; en otras palabras, no genera la energía suficiente para producir la ruptura de un enlace químico y la formación de nuevas sustancias. Esta es una de las razones por la cual las reacciones químicas tienen diferentes velocidades.

Teoría de las colisiones

La teoría actualmente más aceptada sobre la forma en que ocurre una reacción química es la **teoría de las colisiones** (choques), que se basa en tres postulados fundamentales:

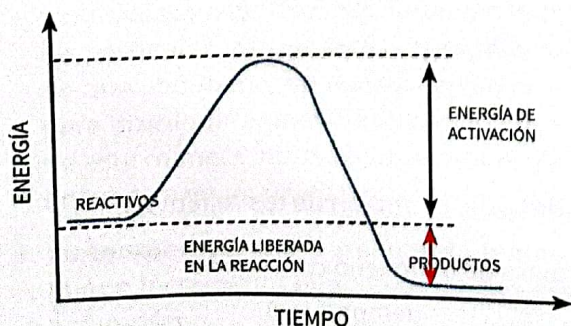
Para que las moléculas, iones o átomos de diferentes sustancias reaccionen:

- Deben chocar entre sí.
- Al chocar deben orientarse en el espacio de manera conveniente.
- El choque debe ser efectivo; esto significa que debe aportar la energía necesaria para romper y formar enlaces.

En todas las reacciones químicas los productos que se forman tienen menor energía que los reactivos, y por eso son más estables.

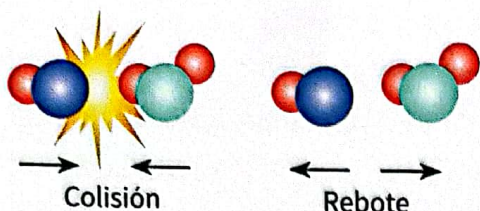
Esta teoría se completa con la **teoría del complejo activado**, que propone que entre la ruptura de enlaces de los reactivos y la formación de un producto se genera un compuesto intermedio extremadamente inestable, llamado **complejo activado**. Este compuesto intermedio, que tiene una energía mayor que la de los reactivos, se transforma rápidamente en producto para estabilizarse.

La diferencia entre la energía de los reactivos y la del complejo activado es la energía de activación.



REACCIÓN EXOTÉRMICA

El gráfico muestra la forma en que varía la energía a medida que avanza una reacción química. Cuando los choques son efectivos, las partículas alcanzan la energía de activación y se produce la reacción. Cuando los choques no son efectivos, las partículas se separan sin reaccionar.



Reacciones químicas con orientación correcta (colisión) y con energía insuficiente (rebote)

Podemos comprobar que la energía de activación es necesaria para que se inicie una reacción con un ejemplo muy sencillo. Ya sabemos que la combustión es una reacción de combinación entre un combustible y el oxígeno que genera energía en forma de luz y calor.

Supongamos para nuestro ejemplo que el combustible es el alcohol.

Al dejar abierta una botella de alcohol, este combustible entra en contacto con el oxígeno del aire. ¿Se produce la reacción al poner en contacto los reactivos?

Evidentemente no, porque de ser así el alcohol ardería espontáneamente.

Al acercar un fósforo encendido comenzará la reacción, que proseguirá por sí sola hasta que se agote el combustible. El calor de la llama proporcionó la energía de activación necesaria para que comience la reacción de combustión.

Sin embargo existen también reacciones que tienen energía de activación muy baja; muchas veces la temperatura ambiente es suficiente para que se inicien. Estos procesos se denominan **reacciones espontáneas**.

LA VELOCIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Algunas reacciones químicas pueden ser muy rápidas, como la explosión de una bomba. En cambio, otras son tan lentas que casi no podemos advertir que suceden, como por ejemplo la digestión de los alimentos.

La velocidad es la **rapidez** con que ocurre un fenómeno o un proceso y está relacionada con el tiempo, por lo tanto se puede medir la velocidad con la que ocurre una reacción midiendo la cantidad de producto que se forma en un determinado tiempo o la cantidad de reactivo que se consume en ese tiempo.

$$\text{Velocidad de reacción} = \frac{\text{cantidad de producto formado}}{\text{tiempo}} = \frac{\text{cantidad de reactivo consumido}}{\text{tiempo}}$$

Por ejemplo en la siguiente reacción química:



$$\text{Velocidad de reacción} = \frac{\text{masa de HI formada}}{\text{tiempo}}$$

También resulta posible medir la velocidad en función de la desaparición de los reactivos:

$$\text{Velocidad de reacción} = \frac{\text{masa de iodo consumido}}{\text{tiempo}} = \frac{\text{masa de hidrógeno consumido}}{\text{tiempo}}$$

Para cada reacción química se utilizará una u otra expresión, según cuál sea la sustancia más fácil de medir.

Para estudiar la velocidad de las reacciones se usan algunas variables físicas que ponen en evidencia el consumo de un reactivo o la formación del producto y son observables a simple vista o fácilmente medibles: por ejemplo, un cambio de color, la desaparición o formación de un sólido o los cambios de presión en un sistema cerrado,

¿Para qué sirve medir la velocidad de una reacción?

Conocer el tiempo que tarda en producirse un proceso es fundamental para la industria, ya que es una de las condiciones de la rentabilidad. Un proceso demasiado lento no sería viable en términos económicos.

En la vida cotidiana es importante saber cuánto tiempo tardará un medicamento en hacer efecto o una comida en cocinarse. Conservamos en la heladera los alimentos para que nos duren más tiempo porque sabemos que el frío hace más lentas las reacciones de descomposición. En la peluquería hay que respetar los tiempos de reacción de los tratamientos químicos, como la coloración o el alisado, para evitar resultados indeseados.

La velocidad de las reacciones, sus causas, consecuencias y factores que las modifican, son estudiados por una rama de la química denominada **cinética química**.

Algunas variables que influyen en la velocidad de las reacciones

La probabilidad de que se produzcan choques eficaces aumenta al aumentar la energía de las partículas. Esta energía depende de muchos factores, como por ejemplo:

- **Naturaleza o tipo de reactivos:** cada reacción ocurre con una velocidad propia en determinadas condiciones. La oxidación del sodio es espontánea; es decir, ocurre rápidamente al exponer el metal al aire. En cambio, la oxidación del hierro, en las mismas condiciones, es lenta.

Ambas son reacciones de combinación de elementos metálicos con el oxígeno, pero tienen velocidades muy diferentes que dependen exclusivamente de la sustancia en cuestión.

- **La cantidad o concentración de reactivos:** al aumentar la cantidad de moléculas, átomos o iones de reactivos, mayor será la probabilidad de choques entre ellos y mayor la velocidad de reacción y la cantidad de producto que se formará en un determinado tiempo.

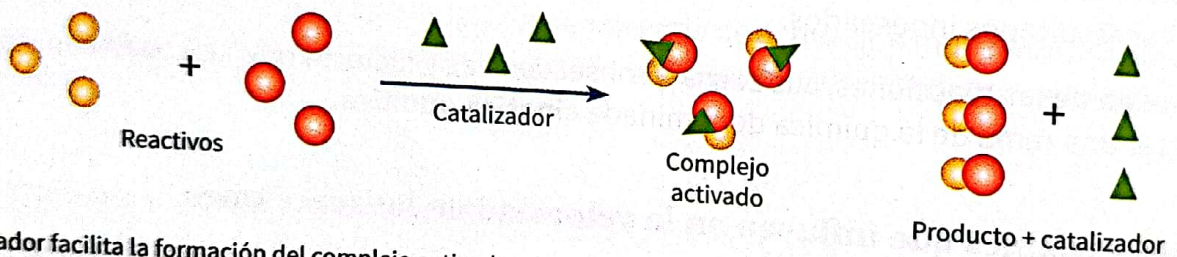
- **El estado físico y la superficie de contacto entre los reactivos:** las reacciones en estado gaseoso son muy rápidas, esto se debe a la gran movilidad de las partículas que aumenta la posibilidad de choques entre ellas, algo similar ocurre en las reacciones en un medio líquido.

Cuando las sustancias reaccionantes se encuentran en estado sólido, mientras más pequeñas sean las partículas, mayor será la superficie de contacto entre ellas, lo que aumenta la oportunidad de que choquen y en consecuencia la velocidad de la reacción. La experiencia nos indica que para disminuir el tiempo de cocción de un alimento, se lo debe cortar en porciones pequeñas; de esta manera, las reacciones químicas que ocurren en la cocción serán más rápidas que si se encuentra en un único trozo.

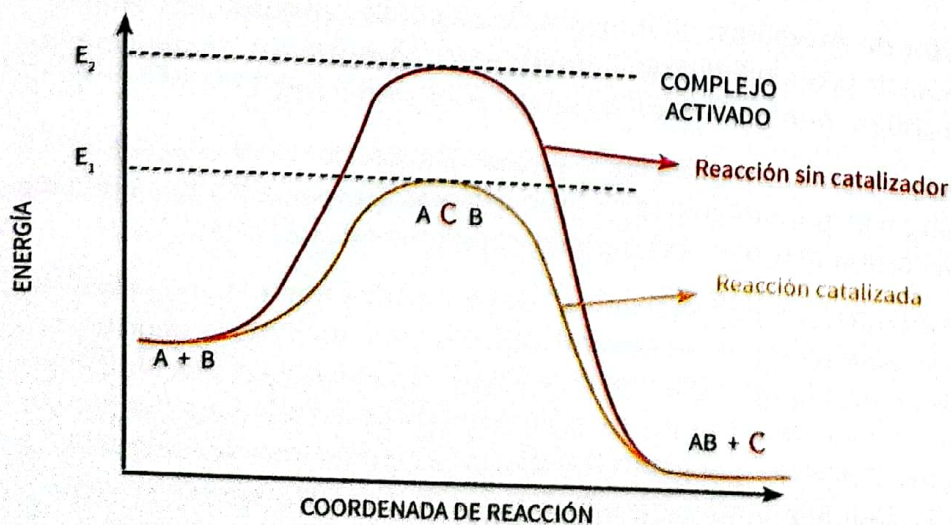
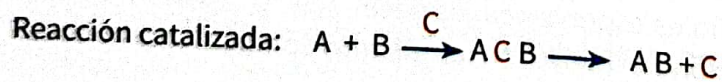
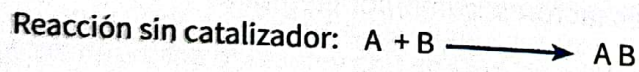
- **La temperatura:** al aumentar la temperatura, aumenta la energía cinética de las partículas, lo que incrementa el número de choques y les permite alcanzar más fácilmente la energía de activación.

- **La luz:** es también una forma de energía, algunos tipos de reacciones son aceleradas por la luz, son las llamadas **reacciones fotoquímicas**. La fotosíntesis es un ejemplo de estas reacciones, por esta razón las plantas realizan este proceso en las horas de luz diurna y no durante la noche.
 - **Los catalizadores:** son sustancias que actúan como **intermediarios**; es decir, forman con los reactivos **complejos activados** de menor energía de activación que los que se formarían entre los reactivos solos. Una vez que actúan se separan y recuperan sus propiedades, por lo que al inicio y al final de la reacción se encuentran en la misma cantidad y con la misma composición.
- Por mucho tiempo se creyó que los catalizadores solamente actuaban por estar “presentes” en la reacción. Los estudios posteriores demostraron que intervienen en los procesos de manera activa, colaborando al bajar la energía de activación y acelerando las reacciones.

No siempre se desea que las reacciones sean más rápidas, por eso, existen también **catalizadores negativos o inhibidores**, que son sustancias que tienen la función de disminuir la velocidad de algunas reacciones. Un ejemplo son los conservantes y estabilizantes que se utilizan en la industria alimentaria con el fin de que los alimentos duren más tiempo.



El catalizador facilita la formación del complejo activado.



REFERENCIAS

- C: Catalizador
- A - B: Reactivos
- ACB: Complejo intermedio
- AB: Producto
- E₁: Energía de activación de la reacción catalizada
- E₂: Energía de activación de la reacción sin catalizador

El gráfico muestra que el “camino” que lleva de reactivos a productos es más corto en la reacción catalizada y por esto la velocidad es mayor.

- **Las enzimas:** son catalizadores biológicos que permiten que las reacciones en los organismos vivos ocurran a una velocidad relativamente alta a pesar de las bajas temperaturas de reacción.

En la digestión de los alimentos actúan cientos de enzimas diferentes, dado que son catalizadores específicos. Esto quiere decir que cada reacción tiene su enzima que la posibilita y acelera.

La función de las enzimas digestivas es la de “romper” las moléculas gigantes de los alimentos (macromoléculas), para transformarlas en otras más simples y pequeñas que luego son utilizadas por el organismo.

Para la netbook

- No dejen de ver los maravillosos videos sobre reacciones en¹:

<http://beautifulchemistry.net/>

¹ Sitio: *BeautifulChemistry.net*.

ESTEQUIOMETRÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

La **estequiometría** es la rama de la química que estudia las relaciones numéricas según las cuales reaccionan químicamente las sustancias; es decir, las proporciones en que se combinan para dar determinada cantidad de producto.

Para realizar un proceso químico industrial es de vital importancia conocer la cantidad de materia prima necesaria, el rendimiento de la reacción y las cantidades de productos que se obtendrán.

Todos los laboratorios e industrias, realizan cálculos estequiométricos para planificar su producción. Pero estos cálculos están presentes también en nuestra vida cotidiana de manera simplificada. Los realizamos cuando modificamos una receta para preparar una comida, al aumentar o disminuir el número de porciones, cuando calculamos la dosis de un medicamento en base al peso corporal, preparamos una pintura o calculamos la cantidad de cloro que hay que incorporar a una piscina de acuerdo al volumen de agua que contiene.

La estequiometría se basa en la **ley de conservación de la masa**, por esta razón el primer paso para realizar un problema estequiométrico es balancear o ajustar la ecuación, para luego poder proceder a realizar los cálculos correspondientes.

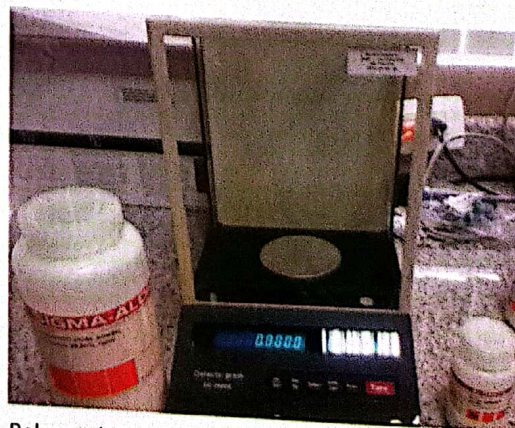
Por ejemplo:

Se desea saber qué masa de óxido de calcio se obtendrá a partir de la reacción entre 200 gramos de calcio y la masa de oxígeno que sea necesaria.

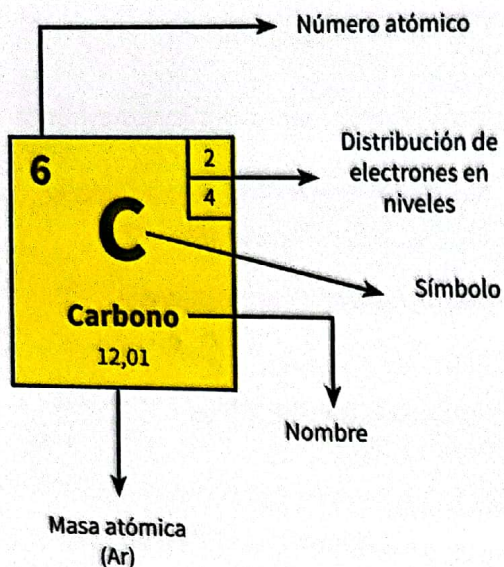
En primer lugar hay que escribir la ecuación química que representa esta reacción y balancearla para conocer las proporciones en que se combinan los reactivos para formar el producto:



La ecuación balanceada será:



Balanza de laboratorio



Se buscará luego la relación entre las **masas moleculares relativas** (M_r) de los reactivos y productos.

Las masas moleculares relativas (M_r) se calculan utilizando los datos de las **masas atómicas relativas** (A_r) de los átomos que forman las moléculas; estos datos figuran en la tabla periódica (al sumar las masas atómicas hay que tener en cuenta la cantidad de átomos que forman cada molécula).

$$A_r \text{ del Ca} = 20,08 \text{ g}$$

$$2\text{Ca} = 40,16 \text{ g}$$

$$A_r \text{ de O} = 16 \text{ g}$$

$$M_r \text{ de CaO} = (A_r \text{ Ca} + A_r \text{ O}) = 20,08 \text{ g} + 16 \text{ g} = 36,08 \text{ g}$$

$$2\text{CaO} = 72,16 \text{ g}$$

Con estos datos se sabe que 40,16 g de calcio producirán 72,16 g de CaO y se podrá establecer una proporcionalidad directa de la siguiente manera:

Masa de Ca	Masa de O_2	Masa de CaO
40,16 g	32 g	72,16 g
200 g		X g

Si con 40,16 g de Ca $\xrightarrow{\text{se obtienen}}$ 72,16 g de CaO
 Con 200 g de Ca $\xrightarrow{\text{se obtendrán}}$ X g de CaO

$$X = \frac{200 \text{ g de Ca} \cdot 72,16 \text{ g de CaO}}{40,16 \text{ g de Ca}} = 359,36 \text{ g de CaO}$$

Si quisiéramos saber cuál fue la masa de oxígeno consumida en el proceso podríamos realizar el siguiente cálculo:

Masa de Ca	Masa de O_2	Masa de CaO
40,16 g	32 g	72,16 g
200 g	X g	

Si 40,16 g de Ca $\xrightarrow{\text{se combinan con}}$ 32 g de O_2
 200 g de Ca $\xrightarrow{\text{se combinarán con}}$ X g de O_2

$$X = \frac{200 \text{ g de Ca} \cdot 32 \text{ g de O}_2}{40,16 \text{ g de Ca}} = 159,36 \text{ g de O}_2$$

podemos comprobar que a este resultado también se puede llegar si se restan a los 359,36 g del producto (CaO) los 200 g de Ca.

Se puede resumir el procedimiento para trabajar en forma organizada:

1. Escribir la ecuación que representa el proceso.
2. Balancear o ajustar la ecuación química.
3. Calcular las Mr de los reactivos y/o productos.
4. Plantear la proporcionalidad directa (regla de tres) y resolver.

Actividades

- 1 Completen el cuadro hallando la masa molecular relativa (Mr) de las siguientes sustancias de uso cotidiano e investiguen para qué se utilizan:

Sustancia	Fórmula	Mr	Uso
Soda cáustica	NaOH		
Cloruro de sodio	NaCl		
Agua oxigenada	H ₂ O ₂		
Hipoclorito de sodio	NaClO		
Amoníaco	NH ₃		
Bicarbonato de sodio	NaHCO ₃		
Dióxido de carbono	CO ₂		
Glucosa	C ₆ H ₁₂ O ₆		

2 Resuelvan los siguientes problemas. Recuerden balancear las ecuaciones.

(Al final del Capítulo 4 encontrarán las respuestas para comprobar sus resultados).

2.1. Un trozo de magnesio (Mg) reacciona con 15,63 g de oxígeno (O₂).

a) Calcular la masa de magnesio (Mg) que reacciona.

b) ¿Cuántos gramos de óxido de magnesio (MgO) se formarán?



2.2. Se deben preparar 5,40 g de FeCl₃ según la siguiente reacción:



a) ¿Qué masa de Fe(OH)₃ se necesita?

b) ¿Qué masa de HCl se utilizará?

2.3. Para obtener 2,5 g de Na₂SO₄ se hicieron reaccionar H₂SO₄ y NaOH según la siguiente reacción:



Calculen:

a) ¿Cuántos gramos de ácido (H₂SO₄) se utilizaron?

b) ¿Qué masa de NaOH se necesitan?

2.4. Se desea preparar 1 g de CaBr:

a) ¿Qué masa de HBr se necesita?

b) ¿Qué masa de Ca (OH)₂ se utiliza?



EL INTERCAMBIO DE ENERGÍA EN LAS REACCIONES QUÍMICAS

En las reacciones químicas se produce intercambio de energía entre las sustancias reaccionantes y el medio ambiente. En general la energía de los reactivos es diferente a la energía de los productos.

La forma de energía más común en los procesos químicos es el calor.

El contenido energético de un compuesto químico está relacionado con las fuerzas de enlace y las interacciones entre sus partículas. Dado que en un cambio químico están involucrados cambios en los enlaces, el sistema podrá desprender o absorber energía.

Las reacciones que se producen con **liberación de energía** en forma de luz, calor o electricidad se denominan **reacciones exergónicas**; cuando la energía se libera en forma de calor la reacción se denomina **exotérmica**.

Cuando la reacción química necesita absorber energía para producirse, se denomina **endergónica**; si la energía que absorbe es energía calórica se clasificará como **reacción endotérmica**.

El calor intercambiado en una reacción química se llama **calor de reacción** y tiene un valor característico para cada reacción.

El concepto de entalpía

La **entalpía (H)** es una magnitud que mide el intercambio de calor en un proceso que se realiza a presión constante.

Las reacciones químicas que ocurren en la naturaleza –y la mayoría de las que se realizan en el laboratorio– ocurren a presión atmosférica, que se puede considerar constante mientras se lleva a cabo el proceso.

En una reacción química la variación de la entalpía (ΔH), es igual al calor intercambiado. Se puede representar con la siguiente ecuación:

$$\Delta H = H_p - H_r$$

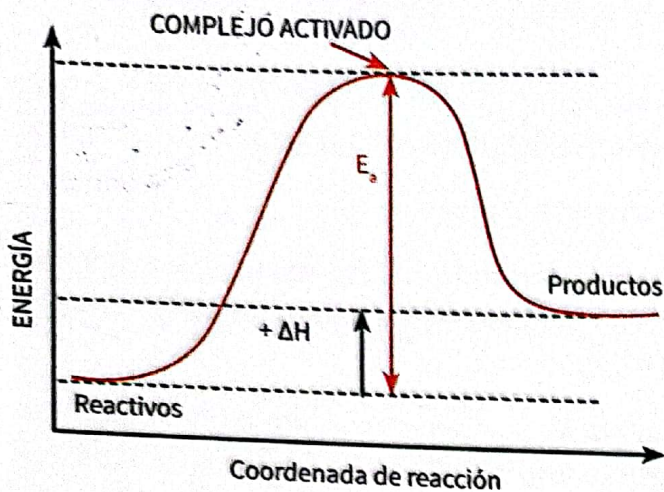
Donde H_p es la entalpía de los productos y H_r la entalpía de los reactivos.

Cuando los productos tienen mayor entalpía que los reactivos, la reacción necesitará que se le suministre energía para que pueda producirse; por lo tanto será una reacción **endotérmica**. La cocción de los alimentos es un ejemplo de este tipo de reacciones, ya que los alimentos no se cocinarán a menos que se les suministre calor.

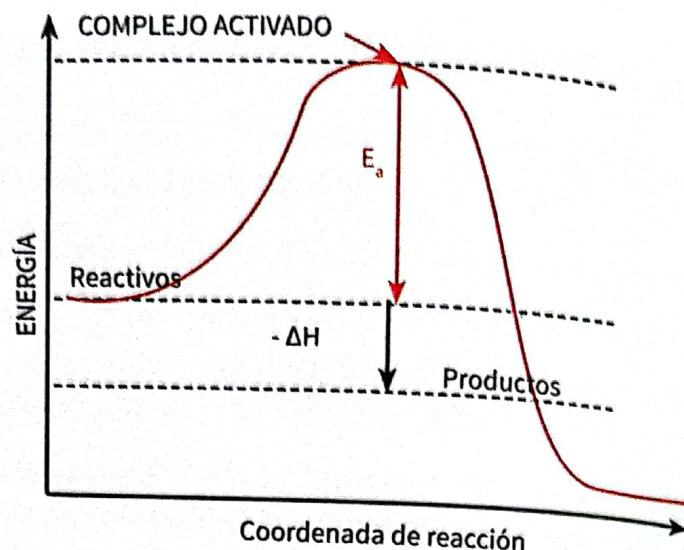
En este caso ΔH tiene signo positivo, que indica que el sistema final (producto) tiene mayor energía que el inicial (reactivos).

Cuando los reactivos tienen mayor entalpía que los productos, la reacción al producirse liberará la energía excedente. La explosión de una bomba es un ejemplo de este tipo de reacciones que se denominan **exotérmicas**.

En este caso ΔH tiene signo negativo ($-\Delta H$), que indica que el sistema final (producto) tiene menor energía que el inicial (reactivos).



a) Gráfico de energía: reacción endotérmica

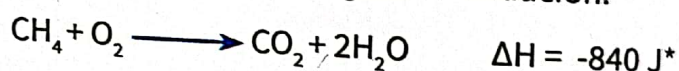


b) Gráfico de energía: reacción exotérmica



Veamos algunos ejemplos:

El gas natural está compuesto principalmente por metano (CH_4). La combustión del metano puede representarse por medio de la siguiente ecuación:

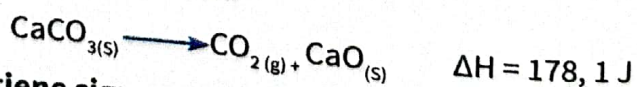


*El joule (J) es una unidad derivada del sistema internacional de unidades que se utiliza para medir trabajo o energía. Puede utilizarse para medir calor, que es una forma de energía (energía cinética en forma de vibraciones de las moléculas o átomos).

Al observar la ecuación, podemos concluir que se trata de una reacción exotérmica, y como la entalpía es una propiedad extensiva, que depende de la cantidad de sustancia, podríamos calcular la masa de metano (CH_4) necesaria para obtener el doble o triple de calor.

Como ejemplo de una reacción endotérmica tomamos la descomposición del carbonato de calcio:

El carbonato de calcio (CaCO_3) es una sustancia muy utilizada en numerosas industrias, se descompone por el calor produciendo óxido de calcio (CaO), que es conocido como "cal" y dióxido de carbono (CO_2), según la siguiente reacción:



ΔH tiene signo positivo, por lo tanto la energía de los productos es mayor que la de los reactivos, tal como corresponde a una reacción **endotérmica**.

Podemos deducir que para obtener cal (CaO) es necesario entregar calor para que se produzca la descomposición del carbonato de calcio.

¿Sabías qué...?

Si observan la factura del consumo de gas verán que hay una relación entre el combustible consumido y la cantidad de energía que brinda este combustible. En la factura se informan los metros cúbicos (m^3) de gas consumidos (m^3 es una unidad de volumen, es una forma práctica para medir la cantidad de una sustancia líquida o gaseosa) y las calorías suministradas. La caloría es otra forma de medir la energía calórica, una caloría equivale a 4,18 J.

EFMAN JASOND

Periodo de consumo: 07/2009

Consumo Medio: 110 m^3

Consumo en m³ de 9500 Calorías: 110 x 9475 = 1042250

Medidor	Fecha	Letra Actual	Estado	Letra Anterior	Estado	Consumo
222004	20/07/2009	2007	Real	10/07/2009	2007	110

Actividades

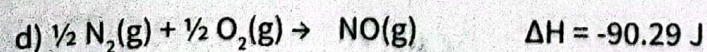
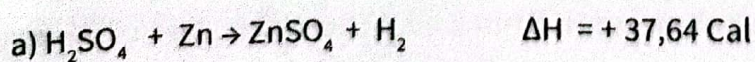
1 Clasifiquen las siguientes reacciones en endotérmicas o exotérmicas, justificando sus decisiones en cada caso:

- a) Solidificación de un líquido.
- b) Fusión de un sólido.
- c) Fotosíntesis.
- d) Explosión de pirotecnia.
- e) Respiración celular.
- f) Cocción de alimentos.
- g) Combustión del gas en una estufa.

2 Relacionen los conceptos de la izquierda con la definición correspondiente del lado derecho:

Entalpía	Calor intercambiado durante una reacción química.
Endotérmica	Reacción que al producirse absorbe energía del medio.
Caloría	Reacción que libera energía en forma de calor.
Exotérmica	Reacción que al producirse absorbe calor del medio.
Endergónicas	Unidad de energía utilizada para expresar cantidad de calor.
Calor de reacción	Intercambio de calor en un proceso a presión constante.

3 Señalen si las ecuaciones siguientes corresponden a una reacción exotérmica o endotérmica. Justifiquen sus respuestas.



REACCIONES ÁCIDO-BASE

La mayor parte de las reacciones químicas que ocurren en el laboratorio, en nuestro organismo o en la vida cotidiana, tienen lugar en medio acuoso. Esto quiere decir que los reactivos están formando parte de soluciones.

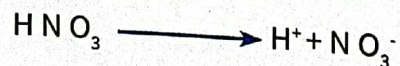
Entre las sustancias solubles en agua son de particular interés los **ácidos y bases**, ya que le otorgan propiedades muy especiales al medio químico o biológico en el que están disueltas.

Existen numerosos fenómenos naturales relacionados con las características de acidez o basicidad de las soluciones: la acidez del agua es crítica para la vida de los peces y otras especies acuáticas, la lluvia ácida es un fenómeno que hace algunos años ocupa uno de los primeros lugares entre las preocupaciones de la humanidad sobre el medio ambiente, la excesiva acidez o alcalinidad (basicidad) de los suelos provoca desertificación.

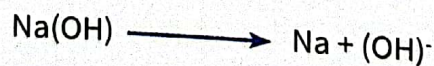
Además, es gracias al ácido presente en nuestro estómago que podemos digerir los alimentos; y es bastante conocida la "acidez estomacal", que es un malestar que padecen algunas personas, cuando por una disfunción del sistema digestivo pasan al esófago parte de los jugos gástricos del estómago, produciendo irritación.

Desde que la química se desarrolló como ciencia, los ácidos y bases han sido objeto de estudio de muchos científicos. Se atribuyeron primero al oxígeno y luego al hidrógeno, presentes en las moléculas la responsabilidad del carácter ácido; pero recién en 1887, un químico sueco llamado **Svante Arrhenius** definió a los ácidos como sustancias capaces de disociarse (descomponerse) en agua para liberar iones hidrógeno (H^+) también llamados protones.

Por ejemplo:



Definió también a las bases como las sustancias que al disociarse podían liberar uno o más iones oxhidrilos (OH^-)

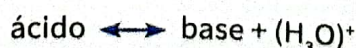


Esta teoría, si bien fue muy útil durante muchos años, resultó insuficiente para definir el carácter ácido o básico de algunas sustancias que no tenían iones H^+ o iones $(OH)^-$. Por otro lado, los iones hidrógeno (H^+) no se encuentran en realidad libres, sino rodeados de moléculas de agua y reciben el nombre de **hidronios** (H_3O^+).

Por esta razón en 1923, dos científicos **Johannes N. Brönsted** y **Thomas M. Lowry**, que trabajaban en forma independiente desarrollaron una teoría más amplia, en la cual definieron como:

- Ácido a toda especie (molécula o ion) capaz de ceder un ion hidronio (H_3O^+)
- Base toda especie (molécula o ion) capaz de aceptar un ion hidronio (H_3O^+)

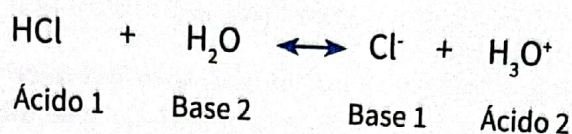
De manera que:



La ecuación expresa que cuando un ácido cede iones hidronio se convierte en base, y de manera inversa, cuando una base acepta iones hidronio se transforma en ácido.

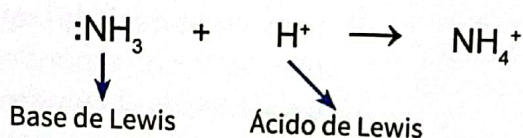
A los "conjuntos" constituidos por un ácido y la base que se forma al disociarse el ácido en agua, se lo llama: **pares ácido-base conjugados**. Lo mismo ocurre con los conjuntos compuestos por una base y el ácido formado en la disociación de esa base en agua.

Por ejemplo:



En este ejemplo el Ácido 1 y la Base 1 forman un par conjugado. De la misma manera la Base 2 con el Ácido 2.

El químico estadounidense **Gilbert N. Lewis** (1875-1946) estudió la distribución de los electrones en las moléculas de los ácidos y las bases y se dio cuenta de que en la reacción de neutralización se formaba un enlace covalente coordinado. Propuso entonces, una nueva teoría sobre los ácidos y bases en la que no se requiere la presencia de hidrógeno en el ácido. En ella se establece que los **ácidos** son **receptores** de uno o varios **pares de electrones** y las **bases** son **donantes** de uno o varios **pares de electrones**. Esta teoría también tiene la ventaja de que es válida con disolventes distintos del agua y no se requiere la formación de una sal o de pares ácido-base conjugados.



Al analizar las diferentes teorías se llega a la conclusión de que todas son correctas en su ámbito de aplicación y se puede utilizar cualquiera de ellas según las condiciones de trabajo.

En soluciones acuosas, generalmente se aplica la teoría de Brönsted-Lowry que implica transferencia de protones (H^+).

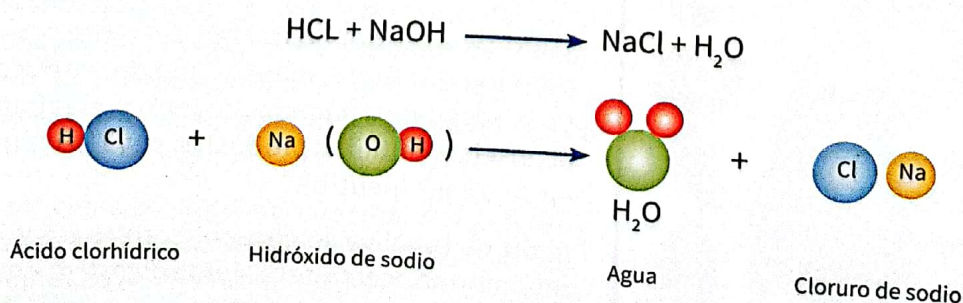
La reacción de neutralización

Cuando un ácido reacciona con una base, se produce una **reacción de neutralización**. El producto de una reacción de neutralización es una sal y una o más moléculas de agua.

Como las reacciones de neutralización ocurren en medio acuoso, la sal que se forma queda disuelta en agua.

En general son reacciones exotérmicas y cuando las cantidades de ácido y base se compensan completamente, resultan **soluciones neutras**.

Un ejemplo de neutralización:



El ácido clorhídrico reacciona con hidróxido de sodio y la sal formada es el cloruro de sodio.

¿Sabías qué...?



El concepto de pH fue inventado por el danés **Sørensen** (1868-1939), que dirigía la fábrica de cervezas Carlsberg, para tener una medida clara y bien definida de la acidez.

Es muy curioso y poco claro el origen de la denominación **pH** (escrita con p en cursiva minúscula y la H en mayúscula), se cree que proviene de la simplificación de un símbolo muy personal que utilizaba Sørensen, que era de una tipografía muy complicada para la impresión.

En diversa bibliografía figura que su significado proviene de "potencial de hidrógeno", haciendo referencia a la cantidad de hidrógeno producido en la ionización de un ácido.



La fuerza de los ácidos y las bases y el pH

La fuerza de los ácidos se puede medir por su tendencia a **ceder** iones hidronios (H_3O^+), la fuerza de la base viene dada por la tendencia a **aceptar** los iones hidronio.

Los ácidos que se disocian completamente ceden muchos iones (H_3O^+) y se llaman **ácidos fuertes**.

Puede establecerse una escala ácido-base, según la cantidad de iones hidronio (H_3O^+) formada en disoluciones acuosas de ácidos, se llama **escala de pH**.

La escala de pH se establece por medio de cálculos matemáticos y se representa por medio de una recta numérica que va desde cero a catorce, donde:

- El **número siete (7)** corresponde a las soluciones **neutras** y el número de iones hidronio (H_3O^+) es igual al número de iones oxhidrilos (OH^-).
- Los valores **hacia la izquierda del número 7** (menores que 7), corresponden a los ácidos; mientras más pequeño sea el número, más ácida será la solución.
- Los valores **hacia la derecha del número 7** (mayores que 7) corresponden a las bases; mientras más alto sea el número, más básica será la solución.

¿Para qué se mide el pH?

Conocer el grado de acidez de una sustancia es muy útil para la química, la biología y la industria.

En los sistemas biológicos, conociendo el pH de los distintos fluidos corporales en estado de salud, pueden sospecharse o detectarse enfermedades cuando los valores se alejan de lo normal, por ejemplo:

El pH de la sangre se encuentra entre = 7,35 y 7,45.

El pH de la orina puede considerarse normal cuando su valor es aproximadamente 6,5.

El pH de la piel es aproximadamente 5,5. Este valor permite orientarse sobre el tipo de productos cosméticos adecuados para mantener la piel saludable. Sería aconsejable utilizar productos cuyo pH tenga valores entre 5,5 y 7 (neutro).

El pH de la saliva se encuentra entre 6,5 y 7, la saliva nos informa acerca del sistema digestivo y enzimático.

En la industria, la mayoría de los procesos tienen un pH óptimo en el cual el rendimiento de las reacciones es el máximo. Por esta razón, controlar y ajustar el pH, es una tarea rutinaria de producción.

Los agricultores hacen estudiar el pH de sus suelos antes de sembrar; en numerosos cultivos es crítico el valor de acidez de la tierra. Muchas veces es necesario corregir una excesiva acidez o alcalinidad agregando sustancias químicas al terreno antes de sembrar para obtener buenas cosechas.

Como hemos mencionado, hasta en las peluquerías es necesario manejar los datos de pH cuando se realizan tratamientos de alisado, coloración o rizado, ya que una vez finalizado el procedimiento es necesario volver el cabello a la neutralidad utilizando productos químicos adecuados.

¿Cómo se mide el pH?

Actualmente se han desarrollado un gran número de aparatos electrónicos (llamados *peachímetros*) para medir con gran exactitud el valor del pH de una solución. Pero aun así, en la mayoría de los laboratorios se utiliza el sistema tradicional de medir el pH con sustancias indicadoras.

Un indicador es una sustancia que adopta colores diferentes según se encuentren en presencia de un ácido o una base.

El primer indicador sintetizado fue la **fenolftaleína**, una sustancia incolora en medio neutro o ácido, que adopta un llamativo color rojo-violeta cuando el medio es básico.

Años después fueron lográndose otros indicadores que tienen diferentes rangos entre los cuales cambian su color, como el naranja de metilo, el azul de bromotimol o la fucsina. Aprovechando esta característica de las sustancias se inventaron cintas o tiras de papel absorbente que llevan embebidas mezclas de indicadores para observar los cambios de color en los rangos de pH deseados, se llaman indicadores universales o **papel pH**.

El papel pH viene acompañado de una escala o carta de colores en la cual a cada color corresponde un valor de pH. El procedimiento de medición es muy simple, basta poner en contacto el papel PH con la solución a

¿Sabías qué...?



El pH en tu boca

Después de cepillarte los dientes, el pH de la saliva en la boca debe encontrarse con un valor alrededor de 7. Es decir un pH neutro, que no produce ningún daño a tus dientes.

Si el pH se encuentra debajo de 5,5, el esmalte comienza a deteriorarse y llega a perderse. Al comer algún carbohidrato, como pan o algo que contenga azúcar, este creará las condiciones para hacer más daño a los dientes.

Cuando quedan restos de estos alimentos, se descomponen en la boca, y las bacterias al fermentar los azúcares producen el ácido láctico que baja el pH y que provoca la destrucción química del diente, conocida como caries.

Para la netbook



- Pueden experimentar con soluciones ácido-base y medir sus pH en forma virtual¹:

<http://phet.colorado.edu/es/search?q=calcular+ph>

¹ Sitio: *PhET*, Simulaciones interactivas de la Universidad de Colorado, Estados Unidos.



El indicador de fenolftaleína vira a color rojo-violeta en medio básico (pH mayor que 7).

Para la netbook



- Pueden experimentar con un lindo simulador para comprender el funcionamiento de los indicadores ácido-base en¹:

<http://www.educaplus.org/play-68-Escala-de-pH.html>

¹ Sitio: E+educaplus.org.

medir y luego comparar el color que adquiere con el de la carta, donde figura el valor de PH que corresponde a ese color.

Existen sustancias "caseras" que tienen las mismas propiedades que los indicadores, se las denomina **indicadores caseros**, son extractos de hojas o pétalos de plantas o flores que se obtienen con agua o alcohol etílico.

Algunos indicadores caseros son el repollo morado, la rosa roja, el té y la cúrcuma (es un condimento que se consigue en las casas que venden productos dietéticos y especias).

Indicador	Color en medio ácido	Color en medio básico
 Repollo	Rojo	Verde/Amarillo
 Rosa roja	Rosa	Marrón
 Té	Amarillo	Rojo
 Cúrcuma	Amarillo	Rojo

Actividades

1 Lean atentamente las siguientes afirmaciones y respondan con verdadero o falso.

- Cuando el medio es alcalino el pH es menor que 7.
- Las sustancias neutras tienen pH igual a 7.
- La fenolftaleína es un indicador ácido-base.
- El agua de mar, que tiene un pH de 8,5, es ligeramente ácida.
- Los indicadores ácido-base cambian de color según el pH del medio.
- Las bases viran la fenolftaleína al rojo-violeta.
- El pH del suelo influye en el crecimiento de las plantas.
- Los indicadores "caseros" permiten medir el pH.

2 Realicen la disociación de las siguientes moléculas según la teoría de Arrhenius.

Clasifiquen los compuestos en ácidos y bases:

- a) H_2S
- b) $\text{K}(\text{OH})$
- c) H_2SO_4
- d) $\text{Hg}(\text{OH})_2$
- e) HBr
- f) HNO_3

3 Señalen cuál o cuáles de los compuestos siguientes utilizarían para neutralizar una solución de vinagre:

Jugo de limón, bicarbonato de sodio, ácido clorhídrico, hidróxido de calcio (cal).
Justifiquen su elección.

Lluvia ácida

¿Sabes qué es la lluvia ácida y de qué forma afecta al medio ambiente?

El concepto de lluvia ácida engloba cualquier forma de precipitación que presente elevadas concentraciones de ácido sulfúrico y nítrico. También puede mostrarse en forma de nieve, niebla y partículas de material seco que se posan sobre la Tierra.

La capa vegetal en descomposición y los volcanes en erupción liberan algunos químicos a la atmósfera que pueden originar lluvia ácida, pero la mayor parte de estas precipitaciones son el resultado de la acción humana. El mayor culpable de este fenómeno es la quema de combustibles fósiles procedentes de plantas de carbón generadoras de electricidad, las fábricas y los escapes de automóviles.

Cuando el ser humano quema combustibles fósiles, libera dióxido de azufre (SO_2) y óxidos de nitrógeno (N_2O_3 y N_2O_5) a la atmósfera. Estos gases químicos reaccionan con el agua, el oxígeno y otras sustancias para formar soluciones diluidas de ácido nítrico y sulfúrico. Los vientos propagan estas soluciones ácidas en la atmósfera a través de cientos de kilómetros. Cuando la lluvia ácida alcanza la Tierra, fluye a través de la superficie mezclada con el agua residual y entra en los acuíferos y suelos de cultivo.

La lluvia ácida tiene muchas consecuencias nocivas para el entorno, pero sin lugar a dudas, el efecto de mayor insidia lo tiene sobre los lagos, ríos, arroyos, pantanos y otros medios acuáticos. La lluvia ácida eleva el nivel de acidez en los acuíferos, lo que posibilita la absorción de aluminio que se transfiere, a su vez, desde las tierras de labranza a los lagos y ríos. Esta combinación incrementa la toxicidad de las aguas para los cangrejos de río, mejillones, peces y otros animales acuáticos.

Algunas especies pueden tolerar las aguas ácidas mejor que otras. Sin embargo, en un ecosistema interconectado, lo que afecta a algunas especies, con el tiempo acaba afectando a muchas más a través de la cadena alimentaria, incluso a especies no acuáticas como los pájaros.

La lluvia ácida también contamina selvas y bosques, especialmente los situados a mayor altitud. Esta precipitación nociva roba los nutrientes esenciales del suelo a la vez que libera aluminio, lo que dificulta la absorción del agua por parte de los árboles. Los ácidos también dañan las agujas de las coníferas y las hojas de los árboles.

Los efectos de la lluvia ácida, en combinación con otros agentes agresivos para el medio ambiente, reduce la resistencia de los árboles y plantas a las bajas temperaturas, la acción de insectos y las enfermedades. Los contaminantes también pueden inhibir la capacidad arbórea de reproducirse. Algunas tierras tienen una mayor capacidad que otras para neutralizar los ácidos. En aquellas áreas en las que la "capacidad amortiguadora" del suelo es menor, los efectos nocivos de la lluvia ácida son significativamente mayores.

La única forma de luchar contra la lluvia ácida es reducir las emisiones de los contaminantes que la originan. Esto significa disminuir el consumo de combustibles fósiles. Muchos gobiernos han intentado frenar las emisiones mediante la limpieza de chimeneas industriales y la promoción de combustibles alternativos. Estos esfuerzos han obtenido resultados ambivalentes. Si pudiéramos detener la lluvia ácida hoy mismo, tendrían que transcurrir muchos años para que los terribles efectos que esta genera desaparecieran.



El hombre puede prevenir la lluvia ácida mediante el ahorro de energía. Mientras menos electricidad se consuma en los hogares, menos químicos emitirán las centrales. Los automóviles también consumen ingentes cantidades de combustible fósil, por lo que los motoristas pueden reducir las emisiones nocivas al usar el transporte público, vehículos con alta ocupación, bicicletas o caminar siempre que sea posible.

Fuente: *National Geographic*. Disponible en: <http://nationalgeographic.es/medio-ambiente/calentamiento-global/acid-rain-overview>

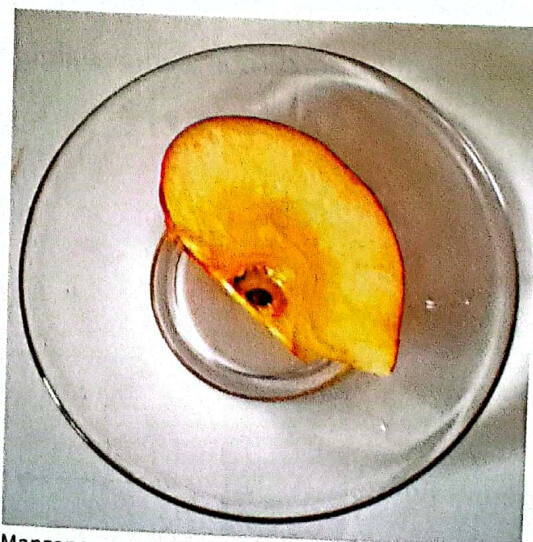
Análisis:

- 1 Nombren las causas y consecuencias de las precipitaciones ácidas.
- 2 ¿Por qué si algunas especies toleran la acidez igualmente son afectadas por el fenómeno?
- 3 ¿Qué deberían hacer los gobiernos para disminuir los efectos de la lluvia ácida?
- 4 ¿Qué acciones concretas podrían realizar ustedes para contribuir a reducir este fenómeno?

REACCIONES DE ÓXIDO-REDUCCIÓN

Muchas veces habrán observado la oxidación de los objetos de hierro, el oscurecimiento de un trozo de manzana o la decoloración de la ropa cuando se mancha con lavandina.

A simple vista no parece haber ninguna relación entre estos fenómenos, pero a nivel molecular ocurren en todos ellos procesos de transferencia de electrones entre las especies químicas (átomos, moléculas o iones) que forman las sustancias. Todas son reacciones de óxido-reducción, es decir procesos **redox**.



Manzana en proceso redox

En este tipo de reacciones intervienen por lo menos dos especies químicas, una de ellas pierde electrones en un proceso llamado **oxidación**, esos mismos electrones son captados por la otra especie química en una reacción llamada **reducción**.

Ambos procesos ocurren en forma **simultánea**, y se conocen como **hemirreacciones** de oxidación y reducción.

Las reacciones redox ocurren en sistemas químicos y biológicos muy diversos, algunas veces extremadamente complejos, pero en todos los casos, hay **transferencia de electrones**.

Ocurren reacciones redox en el interior de las células, en la industria, en el aire, dentro de una pila o una batería, en el agua de un río, en un incendio, cuando se fabrica pan o vino y en muchísimos otros sistemas químicos y biológicos.

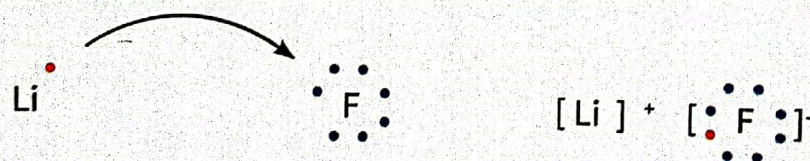
Siempre las reacciones de óxidoreducción van acompañadas de un cambio en el número de oxidación de los elementos. Este cambio se debe a la transferencia de electrones.

En la hemirreacción de oxidación los elementos pierden electrones, por lo tanto su número de oxidación aumenta (recuerden que los electrones son cargas eléctricas negativas). Por lo tanto al perder electrones, los elementos quedan con carga positiva, neutra o "menos negativa".

En la hemirreacción de reducción los elementos ganan o captan electrones, por lo tanto disminuye su número de oxidación (tienen más cargas negativas).

Podemos encontrar un ejemplo muy simple para comprender este tipo de reacciones químicas en las uniones iónicas.

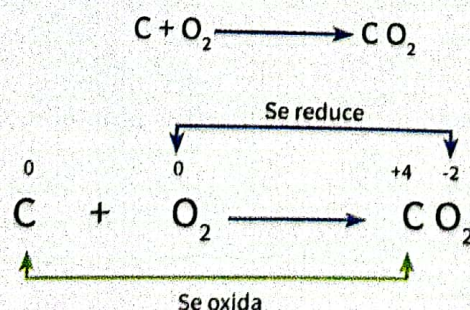
Observen el siguiente ejemplo:



El litio (Li) pierde un electrón, por lo tanto se oxida y su número de oxidación aumenta de cero a (+1).

El electrón que pierde el litio es captado por el flúor (F), que ahora tendrá un electrón más disminuyendo su número de oxidación de cero a (-1).

La combustión del carbón, como cualquier otro tipo de combustión es también un proceso redox:



Hemíoxidación: $\text{C}^0 \longrightarrow \text{C}^{+4}$ (pierde 4 e⁻)

Hemirreducción: $\text{O}_2^0 \longrightarrow 2\text{O}^{-2}$ (gana 4 e⁻)

pueden observar que siempre la cantidad de electrones ganados y perdidos es la misma, por eso se dice que hay transferencia de electrones.

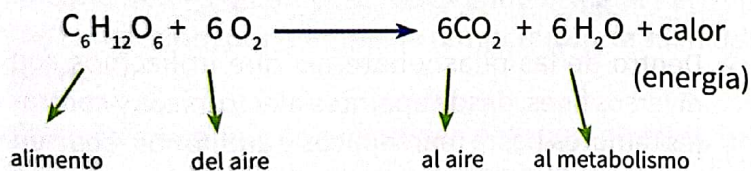
Durante mucho tiempo, los científicos consideraron que la oxidación era un fenómeno en el cual la especie que se oxidaba ganaba o aumentaba su cantidad de oxígeno. Esto es cierto si en el medio en la presencia de oxígeno para hablar de una oxidación. Actualmente el concepto de oxidación está relacionado con la pérdida de electrones.

Entonces podemos resumir las características del proceso redox de la siguiente manera:

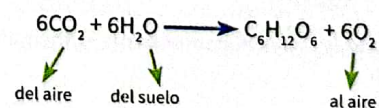
Variable analizada	Oxidación	Reducción
Número de oxidación	Disminuye	Aumenta
Cantidad de oxígeno (si está presente)	Aumenta	Disminuye
Cantidad de electrones	Disminuye	Aumenta

Los procesos redox en la vida cotidiana

- Las plantas realizan **fotosíntesis** para obtener glucosa, en este proceso redox liberan el oxígeno que respiramos. Este oxígeno nos permite obtener energía de los alimentos que ingerimos mediante el proceso de **respiración celular**, que se produce en las mitocondrias de las células. La respiración celular es también una reacción redox que se puede representar de la siguiente manera:



La fotosíntesis es una reacción redox:

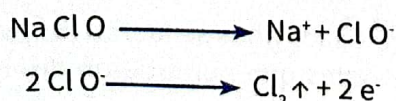


En nuestras actividades cotidianas utilizamos muchas veces oxidantes y reductores:

- Usamos lavandina para blanquear y desinfectar, la acción de la lavandina se debe al hipoclorito de sodio (NaClO) que la compone.

El hipoclorito de sodio se disocia en agua en iones hipoclorito (ClO^-) y sodio (Na^+).

Los iones hipoclorito se reducen en medio acuoso a cloro activo que tiene poder bactericida y blanqueador.





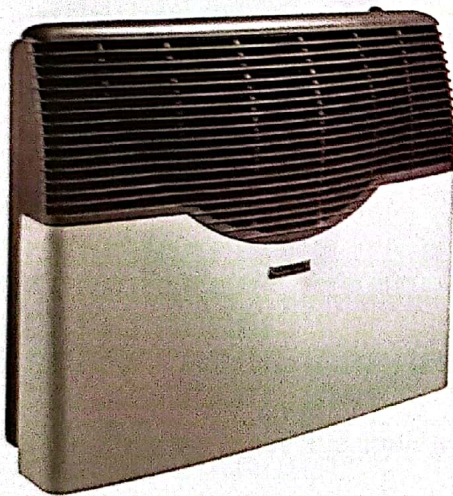
- Cuando desinfectamos una herida con agua oxigenada, se produce una reacción redox entre el peróxido de hidrógeno –este es el nombre químico del agua oxigenada (H_2O_2)–, y las enzimas de la sangre. El oxígeno que se desprende en la reacción tiene poder bactericida.



- Para que funcione un automóvil, la nafta forma parte de un proceso redox que la convierte en energía. El proceso se inicia cuando se oxidan los hidrocarburos de la nafta a dióxido de carbono y vapor de agua.

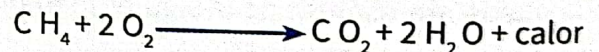
Los gases de combustión generan una gran presión que mueve los pistones.

El movimiento se transmite al motor y por una serie de etapas se transforma en movimiento rotativo de las ruedas que hacen que el vehículo se desplace.



- Para calefaccionar una casa se utiliza la reacción de combustión que ocurre en el calefactor o estufa entre el gas y el oxígeno del aire que libera energía en forma de calor.

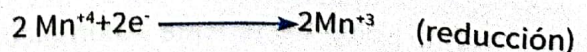
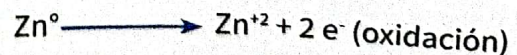
Las reacciones de combustión son también procesos redox.



- Dentro de las pilas y baterías que utilizamos con diversos fines, desde aparatos electrónicos y controles remotos hasta marcapasos y audífonos, ocurren procesos de óxido-reducción.

Las pilas secas, que son las más comunes, tienen dos bornes o polos de distintos materiales. El cinc (Zn), que es la cubierta protectora de la pila y su polo negativo, se oxida y el material que se encuentra dentro de la pila, que es una pasta que contiene dióxido de manganeso (MnO_2), es el polo positivo y se reduce.

Como resultado de esta reacción espontánea, que no necesita una fuente de energía externa para iniciarse, se genera corriente eléctrica.



A lo largo de los años se fueron probando diferentes materiales que permitieron diseñar una gran

El metano (CH_4) es el componente principal del gas natural



variedad de pilas de todos los tamaños y formas, que generan corriente eléctrica de distintos voltajes con mayor o menor eficiencia. Es así que existen las pilas alcalinas, de litio, de mercurio, pilas botón y diversos tipos de baterías.

➤ Para conservar los alimentos se utilizan antioxidantes, ya que ellos impiden o hacen que se produzcan más lentamente las reacciones de oxidación que son dañinas para los alimentos.

Frecuentemente se utilizan la vitamina E (tocoferol) o el ácido ascórbico (vitamina C) como antioxidantes, de esta manera los alimentos duran más y también nos aportan vitaminas.

Los antioxidantes permitidos como conservantes deben figurar en la etiqueta de los alimentos, generalmente se utiliza la abreviatura "ANT" seguida de un número que los identifica (por ejemplo ANT300 es vitamina C y ANT306 es vitamina E).

Un gran problema: la corrosión

Así como observamos los aspectos beneficiosos de los procesos redox, debemos tener también en cuenta los aspectos negativos o perjudiciales.

Ya vimos que la oxidación es una de las causas de deterioro de los alimentos, que produce sabores y olores desagradables (rancidez), pero sin duda hay un fenómeno que es mucho más importante, ya que causa grandes pérdidas económicas tanto a los gobiernos como a los particulares, es el fenómeno de **corrosión**.

Se puede definir la corrosión como el deterioro de un material por una reacción electroquímica con su entorno.

Los materiales siempre tratan de buscar su forma más estable, que generalmente es la forma oxidada.

La corrosión es un proceso redox entre el metal y el oxígeno del aire. Hay varios factores que aceleran la reacción, por ejemplo la temperatura, la salinidad, la humedad y por supuesto la naturaleza del metal.

El hierro con el que se construyen edificios, puentes, barcos, automóviles, trenes, rejas, máquinas, herramientas y muchas otras cosas es un material que se corroe con facilidad, pudiendo producir deterioro o accidentes por fallas del material.

El aluminio también se oxida, pero el óxido de aluminio (Al_2O_3), a diferencia del de hierro (Fe_2O_3), es denso y poco poroso, de manera que una vez formado sirve al metal como una capa protectora que impide oxidación posterior.

Para evitar la corrosión se usan pinturas y recubrimientos que protegen al hierro del contacto con el oxígeno del aire. Algunas veces se recubren los elementos u objetos de hierro con delgadas capas de otros metales más resistentes a la oxidación (como el cromado del manubrio de la bicicleta).

Algunos materiales son muy resistentes a la corrosión, por ejemplo los llamados metales nobles como el oro o el platino; también se comportan de esta manera el cobalto, el níquel, el molibdeno, el titanio, y las aleaciones entre ellos.

Estos materiales se suelen utilizar en las prótesis e implantes óseos y odontológicos, ya que son biocompatibles; es decir, son resistentes a la corrosión en un medio salino y acuoso como el del organismo humano.

Actividades

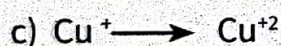
1 Dadas las siguientes reacciones redox:



Indiquen cuál es la hemirreacción de oxidación y cuál la de reducción en cada caso. Justifiquen sus respuestas.

2 Completen las siguientes hemirreacciones colocando el número de electrones ganados o perdidos en cada una.

Clasifiquenlas en oxidación o reducción.



3 Completar las siguientes oraciones:

Un elemento se reduce cuando electrones.

Un elemento se oxida cuando electrones.

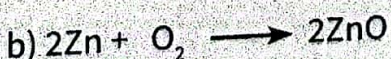
Un oxidante electrones que otro elemento

Un reductor electrones a otro elemento.

Una reacción de oxidación siempre se acompaña de una reacción

Los electrones perdidos en la oxidación son.....

4 Identifiquen el elemento que se oxida y el que se reduce en cada una de las ecuaciones redox siguientes (recuerden calcular el número de oxidación del elemento en el compuesto que forma):



¿Para qué sirven los antioxidantes alimentarios?

Los antioxidantes alimentarios son un tipo de aditivos que se añaden a los alimentos para que estos no pierdan, con el tiempo, su sabor y color.

¿Por qué son tan importantes los antioxidantes en los alimentos?

Los alimentos, una vez cosechados o cocinados, tienden a oxidarse debido a su contacto con el oxígeno del aire, esta reacción se acelera con el calor o la luz de sol.

Lo notamos porque su color empieza a cambiar y pueden comenzar a deteriorarse rápidamente.

Las grasas de determinados alimentos también pueden oxidarse confiriendo al alimento un típico sabor rancio.

Con la utilización de los antioxidantes alimentarios también se consigue que las vitaminas, aminoácidos y otros nutrientes se mantengan más tiempo sin degradarse o perder propiedades además de mantener su color original.

¿Existen antioxidantes alimentarios naturales?

Sí, existen varios, los más conocidos y ampliamente utilizados son:

Ácido ascórbico.

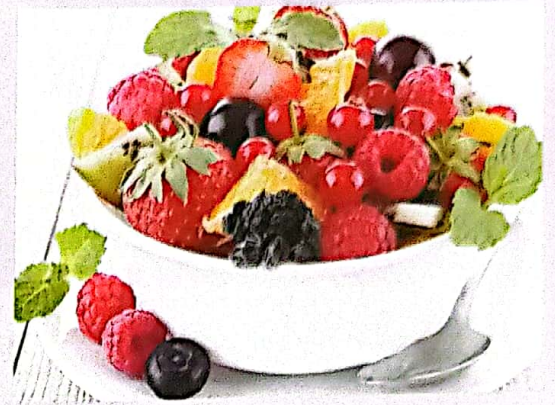
Es la vitamina C y se suele añadir a mermeladas, refrescos, embutidos, etc. También lo podemos encontrar con la numeración (E-300 - E-302). Todos hemos puesto, alguna vez, un chorrito de jugo de limón sobre la zanahoria o la manzana rallada para que no cambien de color. Estamos colocando una pequeña dosis de vitamina C, que actúa como antioxidante.

Tocoferoles (E-306 - E-309).

Se obtienen de la vitamina E. Se pueden obtener del germen de trigo, frutos secos y aceites de girasol, maíz, etc. Se suelen utilizar, principalmente, para conservar margarinas, aceites vegetales, etc. Son de gran ayuda para que no se enrancien y cambien de color. Actualmente la mayoría de estos tipos de antioxidantes para los alimentos se producen de forma artificial.

Antioxidantes artificiales

Además de los antioxidantes naturales, también se utilizan antioxidantes alimentarios artificiales. Los Galatos (ANT-310 - ANT-312): son los más destacables. Se utilizan, sobre todo, en la conservación de margarinas y aceites vegetales. El BHA (butilhidroxianisol o ANT-320) y el BHT (butilhidroxitolueno o ANT-321).





Etiquetas

Las empresas alimentarias están sujetas a normativas que regulan la cantidad adecuada de cada uno de estos aditivos, cuáles son los autorizados y cómo deben de aparecer en la etiqueta de los alimentos. Lo habitual es que aparezcan con el nombre de la categoría a la que pertenecen (edulcorantes, colorantes, etc.) y con su nombre concreto o con la abreviatura "ANT" y su número de identificación correspondiente.

La investigación continúa

Los consumidores están cada vez más concientizados sobre la importancia de la alimentación sana y buscan productos que no lleven aditivos o que si los tienen, estos sean naturales. Las empresas buscan, continuamente, nuevos antioxidantes alimentarios pero evidentemente no es tarea fácil ya que deben de cumplir varios requisitos:

Que sean, lógicamente, naturales y seguros para la salud.

Que sean económicos, ya que si encarecen demasiado el precio final del producto el cliente elegirá otro más económico.

Que no modifiquen el sabor de los alimentos. El uso de las especias ha sido una de las maneras, tradicionales, de proteger los alimentos de su descomposición pero, lógicamente, cambian el sabor de los alimentos. Conseguir que no se altere el sabor que buscamos no es, entonces, tarea fácil. Una vez encontrado debe de pasar por diversos ensayos para ser aceptado e incluido en la lista de antioxidantes permitidos por las autoridades alimentarias del país.

Fuente: Sitio Centro Médico y Naturista Manantial de Salud. Artículo adaptado, disponible en: <http://www.manantialdesalud.com.ar/>

Actividades

Busquen etiquetas o rótulos de alimentos y golosinas (los envases de gaseosa o jugo son muy apropiados).

¿Tiene el alimento un antioxidante agregado?

¿Cómo lo supieron?

¿De qué tipo de antioxidante se trata?

¿Qué otros aditivos contiene el alimento que investigaron?

¿Creen que es un alimento saludable? Justifiquen.

¿Vamos al laboratorio?

Identificación de ácidos y bases. Medición de pH

Objetivo del experimento:

- Diferenciar ácidos y bases.
- Medir el pH.

Materiales:

- Tubos de ensayo.
- Gradilla.
- Pipetas o goteros.
- Vidrio de reloj.
- Mortero.
- Espátula.
- Varilla de vidrio.
- Papel o trapo para secar.
- Rotulador (o etiquetas).
- Cuchillo plástico.



Reactivos:

- Cinta o papel pH.
- Agua destilada.
- Solución ácida (testigo).
- Solución básica (testigo).

*Las soluciones ácido y base testigos pueden prepararse por dilución de ácido acético e hidróxido de sodio.

Recuerden que al diluir un ácido siempre deben colocar en el recipiente el agua en primer lugar para evitar salpicaduras, ya que suelen ser reacciones violentas.

Sustancias de uso cotidiano:

Hojas de repollo morado, jabón, leche, jugo de limón, gaseosa (preferiblemente incolora), aspirina, limpiahornos, vinagre, limpiavidrios, bicarbonato, champú, cualquier otra sustancia de la cual deseen conocer el pH.

Procedimiento:

a) Preparación del indicador:

Corten las hojas de repollo morado en trozos pequeños y colóquenlas en un recipiente con agua destilada.

Calienten hasta que hierva durante algunos minutos.

Dejen enfriar, cuelen o filtren; el extracto obtenido será de color violeta.

Reserven para el experimento c).

b) Medición de pH:

Preparen soluciones con todas las sustancias colocando una punta de espátula de cada una en un tubo de ensayo si se trata de sustancias sólidas y un mililitro si el material es líquido.

Agreguen cinco mililitros de agua destilada y agiten hasta disolución completa.

Rotulen los tubos anotando el nombre de cada sustancia.

Con las manos limpias y secas corten trozos de cinta o papel pH (aproximadamente de un centímetro) y colóquenlos en el vidrio de reloj.

Tomen una solución por vez e introduzcan el extremo de una cinta de pH en la boca del tubo de ensayo. Una vez que se haya mojado con el líquido, comparen el color que adquiere el papel pH con la escala del envase.

Repitan el procedimiento usando un nuevo papel pH cada vez.

Anoten el dato de pH correspondiente.

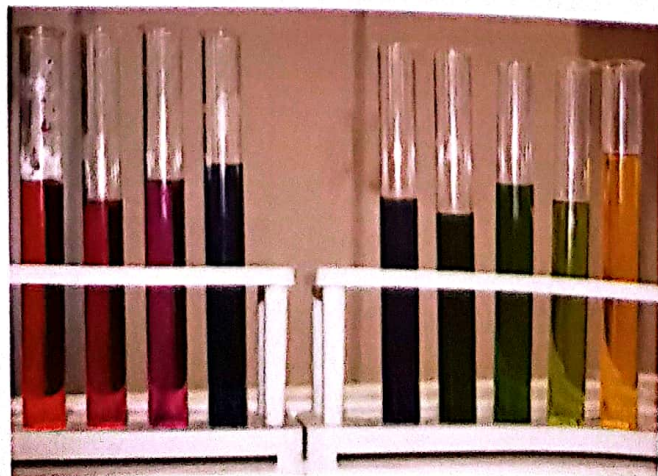
Guarden las soluciones que prepararon para utilizarlas en el siguiente experimento.

c) Identificación de ácidos y bases con indicador:

Tomen con la pipeta o gotero unos mililitros del indicador vegetal que prepararon y completen el volumen de los tubos que contienen las soluciones.

Observen el cambio de color y registren.

Nota: pueden intentar mezclar sustancias ácidas y básicas, observar el color que adquiere el indicador y medir el pH.



Datos:

Confeccionen una tabla como la siguiente y anoten los datos que obtuvieron

Sustancia	Color con el indicador	Valor de pH
Agua		
Patrón ácido		
Patrón básico		
Jabón		
Leche		
Limón		
Otros		

Conclusiones:

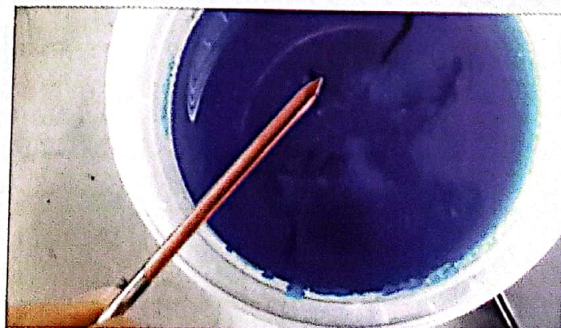
1. ¿Para qué sirve un indicador?
2. ¿Para qué se utiliza el papel pH?
3. ¿Qué color adquiere el indicador con los ácidos? ¿Y con las bases?
4. ¿Cuál es la sustancia más ácida y cuál la más básica que midieron?
5. Construyan una escala de pH y ubiquen sobre ella las sustancias que midieron.
6. ¿Qué sucedió al mezclar un ácido y una base?

Reacciones de óxido-reducción**Objetivo del experimento:**

Identificar un proceso de óxido reducción.

Materiales:

- Tubos de ensayo.
- Gradilla.
- Un clavo de hierro.
- Granallas de cinc (son trozos pequeños).
- Pipeta o gotero.



Reactivos:

- Solución de sulfato de cobre (CuSO_4). Aproximadamente 15% m/v.

Procedimiento:

Coloquen en tres tubos de ensayo aproximadamente cinco mililitros de sulfato de cobre (CuSO_4).

Uno de los tubos queda como testigo, en otro coloquen una granalla de cinc y en el tercero un clavo de hierro.

Registren los colores de las soluciones y los materiales antes de que comience la reacción.

Esperen unos minutos y observen lo ocurrido. Registren.

Datos:

Tubo	Color de la solución	Color del metal
Testigo		-----
Zn		
Fe		

Conclusiones:

1. ¿Observaron burbujas? ¿A qué se deben?

2. ¿Qué ocurrió con la solución?

3. ¿Qué ocurrió con el cinc?

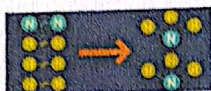
4. ¿Qué ocurrió con el hierro?

Cuando un átomo o ion gana electrones se reduce, cuando pierde electrones se oxida.

El átomo de cinc pierde electrones para transformarse en ion cinc (Zn^{+2}), el ion cobre Cu^{+2} de la solución de CuSO_4 se transforma en cobre metálico (Cu).

5. ¿Cuál es la especie que se oxidó y cuál la que se redujo?

6. ¿Hubo intercambio de electrones?



VELOCIDAD

Definimos velocidad de una reacción como la variación del número de moles (más correctamente de la molaridad) de una sustancia con respecto al tiempo.

Esta magnitud tiene gran importancia, ya que una reacción puede ser muy interesante desde el punto de vista de los productos que obtenemos o de la energía que desprenda y, sin embargo, tardar años en producirse en un porcentaje aceptable. Así, es muy importante para trabajar con reacciones conocer cómo aumentar su velocidad.

FACTORES QUE INFLUYEN EN LA VELOCIDAD

La velocidad de las reacciones químicas depende de varios factores. En estas páginas veremos de forma detallada cómo influyen todos ellos : temperatura, naturaleza de los reactivos, concentración, estado físico o presencia de catalizadores.

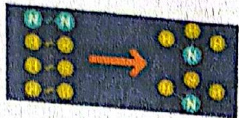
A) Temperatura:

El efecto de la temperatura está relacionado con la energía: a mayor temperatura, mayor energía media tendrán las moléculas. En realidad, a una determinada temperatura la energía de todas las moléculas no es la misma, por eso hablamos de un valor medio. La energía de las partículas responde a una distribución en la que su media es mayor conforme aumenta la temperatura. Por ello, enfocando el problema desde el punto de vista de las reacciones, compararemos la energía de las moléculas con la energía de activación. Al aumentar la temperatura, un mayor número de moléculas tendrán suficiente energía para superar el máximo de la gráfica de energía, la energía de activación, y podrán entonces romper sus enlaces para formar los productos. En resumen, a mayor temperatura, mayor número de choques efectivos.

Veamos un ejemplo:

La oxidación del magnesio se produce muy lentamente a temperatura ambiente, si la aumentamos acercando un mechero vemos como es rápida. Además, al ser una reacción exotérmica desprende calor y hace que continúe con gran velocidad.





Bachillerato

La reacción química

B) Concentración

Este factor es el más sencillo de comprender: cuantas más moléculas tengamos, más choques habrá y más cantidad de reactantes pasarán productos.

¿Cómo medimos esas cantidades? En química, la unidad de medida es el mol. Como la mayoría de las reacciones se dan en disolución, para comparar mejor utilizamos la molaridad (moles/litro). Esto se explica teniendo en cuenta que para el número de choques es muy importante el volumen del recipiente. Si tienes el doble de moles en un

recipiente cien veces mayor los choques serán bastante menos. En estado gaseoso utilizaremos la presión, más fácil de medir y proporcional a la molaridad. A mayor presión mayor será la velocidad. $PV=nRT$

$$P = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} RT$$

C) Naturaleza de los reactantes

Si comparamos dos reacciones parecidas podemos encontrar grandes diferencias en sus velocidades. Estas diferencias no se deben a ningún efecto de los que hemos visto (temperatura o concentración).

Existe otro factor inherente a las sustancias que reaccionan, pues unas mezclas tienen mayor tendencia a reaccionar que otras y esto se traduce en una mayor velocidad. Lo podríamos explicar fijándonos en la energía de activación, para diferentes reactantes será distinta.

Por ejemplo, si tomamos dos trozos de distintos metales de la misma masa y a la misma temperatura y les añadimos un poco de agua, los dos se oxidarán pero las velocidades no serán iguales. Pongamos el caso del magnesio y el sodio. En el primero no se observa reacción (aunque se dé); en el segundo, se da de forma instantánea.

En las imágenes vemos durante unos segundos los dos casos :





D) Estado físico

Debido a que las reacciones se producen a partir de choques entre moléculas, cuanto más frecuentes sean los choques mayor será la velocidad de la reacción. Si el estado de los reactantes es gaseoso o se encuentran en disolución, los choques pueden darse por parte de todas las moléculas de que dispongamos. En el caso de los sólidos no sucede así, las partículas susceptibles de chocar serán solo las que se encuentran en la superficie del sólido, que son las únicas a las que se pueden acercar las moléculas del otro reactivo. Por ésto la velocidad depende de la superficie de contacto y aumentará con el grado de división. Será mayor cuanto menores sean los trozos del sólido debido a que para la misma masa aumenta la superficie. Si nos interesa aumentar la velocidad y hay un sólido en juego, lo mejor es machacarlo o, mejor todavía, disolverlo.

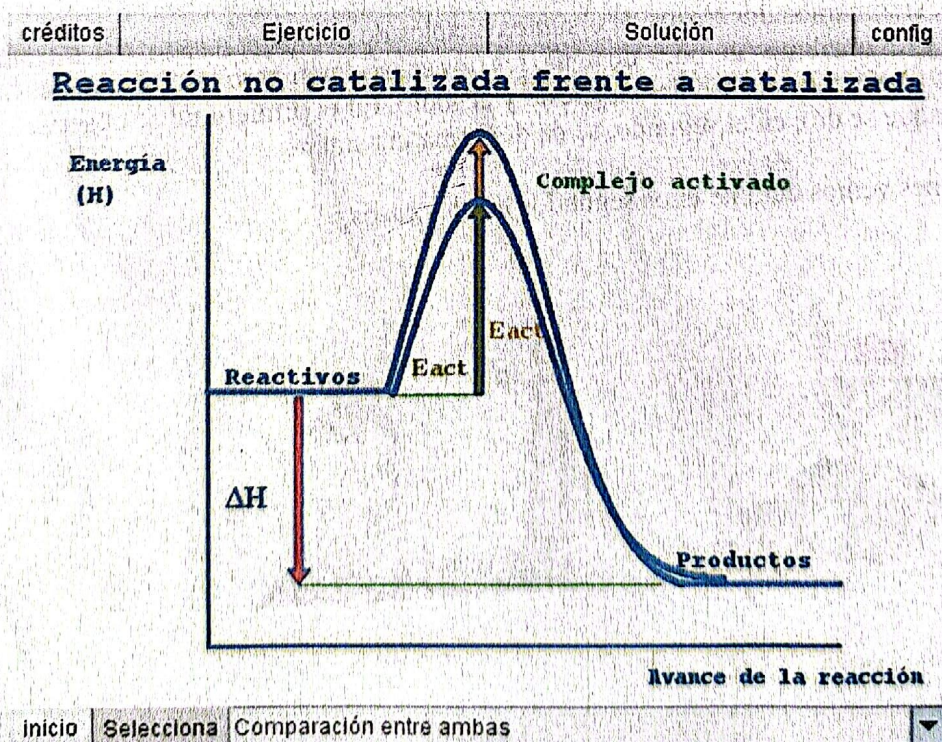
E) Presencia de catalizadores

Un catalizador es una sustancia que varía la forma de producirse una reacción creando un nuevo camino para el que la velocidad es mucho mayor. Esto se debe a que la energía de activación de esta nueva reacción es bastante menor que la de la primera, que además se sigue produciendo.

Otra característica muy importante de los catalizadores es que se recuperan, no se gastan, sino que son a la vez reactivos y productos. De este modo se necesita una pequeña cantidad para aumentar muchísimo la velocidad de una reacción.

El problema es que cada reacción tiene un catalizador diferente, si es que lo tiene.

No hay una sustancia que nos sirva para todas las reacciones. Los catalizadores son específicos para cada reacción.





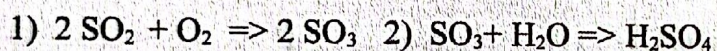
REACCIONES DE IMPORTANCIA INDUSTRIAL

En la industria encontramos ejemplos de reacciones útiles: utilizamos combustiones para generar energía eléctrica (centrales térmicas), preparamos reacciones para aprovecharlas cuando nos interese (pilas o bebidas autocalentables), fabricamos medicamentos, creamos nuevos materiales...

En lo que conocemos como industria básica se fabrican compuestos que luego serán utilizados para dar otros. Los ejemplos más conocidos son el ácido sulfúrico y el amoníaco.

Ácido sulfúrico

Se parte de azufre o sulfuro de hierro (pirita) que se oxida para dar SO_2 . En una segunda fase este SO_2 se vuelve a oxidar para dar SO_3 . Este segundo proceso es más interesante para nosotros. Se realiza a una temperatura de entre 500 y 600°C (recuerda el efecto de la temperatura en la velocidad) y en presencia de un catalizador de V_2O_5 consiguiéndose un rendimiento de hasta el 98%. Finalmente el SO_3 se mezcla con agua para dar el ácido sulfúrico.



Se utiliza para hacer fertilizantes, fabricar ácido fosfórico, pigmentos, en reacciones electrolíticas...

Amoníaco

Se produce por la reacción entre nitrógeno e hidrógeno: $2 \text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \leftrightarrow 2 \text{NH}_3$

Esta reacción es exotérmica y, aunque ese desprendimiento de energía podría aumentar la velocidad, en este caso concreto perjudica al rendimiento. Se encuentra que la temperatura ideal para el proceso es de solo 400°C (baja para la industria). Se aprovecha ese calor cedido por la reacción para calentar los gases N_2 y H_2 que van a reaccionar de forma que la temperatura no siga aumentando.

Interesa una presión alta (para que haya más moléculas y se produzcan más choques) y se utiliza un catalizador de hierro.

El uso más común es en fertilizantes y productos de limpieza.

Ten cuidado, es peligroso mezclarlo con lejía ya que forma gases tóxicos.

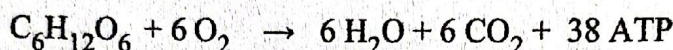


**REACCIONES DE IMPORTANCIA EN LA NATURALEZA**

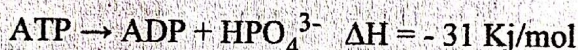
En este apartado nos centramos en algunas reacciones de los seres vivos: respiración, fermentación y fotosíntesis.

Respiración

Cuando nos referimos a la reacción química de la respiración estamos hablando de la que se produce en las células. Consiste en una oxidación exotérmica de compuestos orgánicos que proporciona energía que la célula aprovecha para realizar los procesos metabólicos. La reacción más habitual es la de glucosa:



Con permiso de los biólogos, nos saltamos un montón de pasos. El ATP se forma a partir de otras moléculas (que no ponemos en la reacción, por lo que no está ajustada) aprovechando el intercambio de electrones, protones y energía del proceso de oxidación anterior. Arriba hemos indicado el final del proceso con la energía "guardada" en el ATP, adenosín trifosfato, la molécula que al transformarse en ADP (adenosín difosfato) libera la energía cuando es necesaria:

**Fermentación**

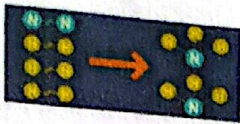
La fermentación es otro proceso de oxidación pero en el que no participa el oxígeno y que no llega a ser completa, no obtenemos H_2O y CO_2 . Los microorganismos responsables de esta reacción son levaduras, bacterias y mohos. Por ejemplo, las bebidas alcohólicas se fabrican con esta reacción:

**Fotosíntesis**

Es el proceso que realizan las plantas para crear materia orgánica a partir de sales minerales, agua y la luz del sol. La energía solar es transformada en energía química que se acumula en las moléculas de ATP que servirán para sintetizar moléculas orgánicas. Esta reacción se produce en los cloroplastos, orgánulos que solo se encuentran en células vegetales.

Por ejemplo, se puede formar glucosa: $\text{H}_2\text{O} + 6 \text{CO}_2 + \text{luz (hf)} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$





La reacción química

ALTERACIONES MEDIOAMBIENTALES

Desde el comienzo de los tiempos el ser humano ha realizado transformaciones químicas (cocina, cerámica, medicina...) que han aumentado su calidad de vida.

Algunas de esas transformaciones químicas han alterado su entorno. Conforme los adelantos científicos (y químicos) favorecían el aumento de la población, el impacto sobre el medio ambiente ha ido creciendo. Veamos tres ejemplos:

Lluvia ácida

Las combustiones de la industria y las destinadas a producción de energía eléctrica (aquí todos tenemos parte de culpa) producen óxidos de nitrógeno y azufre que se emiten a la atmósfera. Bien por emisión directa o bien por oxidación en el aire de otras moléculas nos encontramos con las especies SO_3 y NO_2 que, al entrar en contacto con el agua, forman ácido sulfúrico y ácido nítrico respectivamente. Cuando estos ácidos caen a la superficie de la Tierra con la lluvia producen problemas en plantas, edificios, aguas...

Efecto invernadero

La atmósfera tiene una pequeña proporción de CO_2 (0.03%) pero tiene unas propiedades muy beneficiosas para la vida. Puesto que absorbe parte de la radiación emitida por la Tierra evitando que se enfríe. Este gas es el responsable de que la temperatura media de nuestro planeta se mantenga constante en unos 15°C en lugar de los -18°C que tendríamos sin su presencia. Es el llamado efecto invernadero que, lejos de ser un problema, es una gran ayuda para la vida.

El problema es que las combustiones, otra vez, generan CO_2 y se va acumulando en la atmósfera. Al aumentar la cantidad de este gas, aumenta el efecto invernadero y se va elevando la temperatura de nuestro planeta, no mucho, 0.5°C en el último siglo. Pero el problema va en aumento ya que cada vez emitimos más.



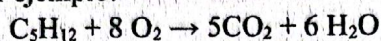
Agujero de capa de ozono

Otra de las sustancias beneficiosas en nuestra atmósfera es el ozono (O_3). Supone solo el 0.000004% de los gases y, sin embargo, absorbe más del 97% de la radiación ultravioleta que llega a la Tierra. La capa de ozono está entre 15 y 40 Km sobre la superficie que es donde hay una mayor concentración de este gas. Allí el ozono es beneficioso pero en la superficie es un oxidante muy potente considerado contaminante por lo que se analiza en las medidas de calidad del aire en las ciudades. Hay pruebas de que se está creando un agujero en la capa de ozono y se sabe que los principales culpables son los CFCs (refrigerantes y propelentes). Para mitigar este efecto se llegó a un acuerdo para no utilizarlos. Sin embargo, tienen un vida bastante larga y siguen destruyendo ozono. La consecuencia directa es el aumento de las radiaciones perjudiciales que llegan a la superficie de la Tierra con el consiguiente aumento de enfermedades de la piel y las mutaciones a las que favorece esta radiación.



RELACIONES ESTEQUIOMÉTRICAS

Una vez ajustada la reacción disponemos de una relación entre todas las sustancias que intervienen en ella. Los coeficientes estequiométricos nos dan la cantidad de moléculas de cada sustancia. Por ejemplo:



Una molécula de C_5H_{12} reacciona con 8 moléculas de O_2 para dar 5 moléculas CO_2 de y 6 moléculas de H_2O .

Dado que los moles son directamente proporcionales al número de moléculas a través del número de Avogadro podemos leer la relación anterior como si de moles se tratase. A partir de este cambio de lectura y en los siguientes, ya es posible utilizar ajustes con fracciones.

Un mol de C_5H_{12} reacciona con 8 moles de O_2 para dar 5 moles de CO_2 y 6 de H_2O .

Además, como la masa molecular (M) es la cantidad en gramos que necesitamos para tener un mol de cualquier sustancia, podemos transformar la relación vista a gramos. Si añadimos esto a las relaciones anteriores tendremos:

Lecturas	C_5H_{12}	8O_2	5CO_2	$6 \text{H}_2\text{O}$
Moléculas	1 molécula	8 moléculas	5 moléculas	6 moléculas
Moles	1 mol	8 moles	5 moles	6 moles
Gramos (moles x M)	1×72 72 g	8×32 256 g	5×44 220 g	6×18 108 g

Recuerda el número de Avogadro para relacionar moles con moléculas: $6.022 \cdot 10^{23}$ es el número de partículas que tenemos en un mol de cualquier sustancia. Practica con lo explicado:

Relaciones

créditos
Selecciona Problema
config

A partir de las explicaciones anteriores vamos a resolver un problema que incluya las tres relaciones.

Dada la reacción: $\text{CaF}_2 + \text{NaCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{NaF}$

Si partimos de 40 g de CaF_2 calcula:

- Masa de NaCl necesaria para que reaccione todo el CaF_2
- Moles de NaF obtenidos
- Moléculas de CaCl_2 que se formarán

Ejercicio
Solución

Unidad 4: Estequiometría - Leyes gravimétricas

I. UNIDADES DE MEDICIÓN EN QUÍMICA

Introducción

De acuerdo con lo que hemos estudiado hasta el momento sabemos que la MATERIA está formada por ÁTOMOS Y MOLÉCULAS. Estas partículas son, en realidad, muy pequeñas y sus masas tienen valores que oscilan alrededor de los 10^{-23} gramos.

Veamos algunos ejemplos:

Masa de un átomo de cloro = $5,8899 \times 10^{-23}$ g.

Masa de una molécula de agua = $2,9926 \times 10^{-23}$ g.

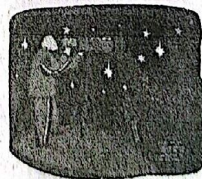
Masa de un átomo de nitrógeno = $2,3269 \times 10^{-23}$ g.

Cada una de las masas anteriores están expresadas en NOTACIÓN CIENTÍFICA. Este sistema nos sirve para expresar cantidades muy pequeñas como la masa de un átomo o muy grandes como por ejemplo distancias entre los planetas en el sistema solar.

Para expresar un número en **notación científica**¹ se utilizan POTENCIAS DE 10 elevadas a un EXPONENTE POSITIVO o NEGATIVO como se muestra en los siguientes ejemplos:

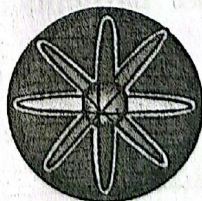
$$0,00008 = 8 \times 10^{-5}$$

$$90000000 = 9 \times 10^7$$



Tomemos como ejemplo la masa del cloro:

$$5,8899 \times 10^{-23} \text{ g}$$

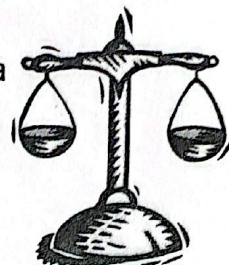


si expresáramos este número sin notación científica sería:

$$0,0000000000000000000000058899 \text{ g}$$

¹ Revisar potenciación en el MODULO Nº 3 de MATEMÁTICA

Podemos observar que esta cantidad es pequeñísima y sería muy tedioso escribirla de esta manera por ello se utiliza la notación científica.



Ahora, ¿Cree Ud. que podría determinar esta masa en una balanza?

Las balanzas analíticas utilizadas en el laboratorio pueden detectar solo cuatro cifras después de la coma. Esto crea dificultades para trabajar en el laboratorio.

Para resolver este problema los científicos pensaron en trabajar con una NUEVA UNIDAD DE MEDIDA que denominaron **MOL**.

Veamos a continuación algunos ejemplos comunes de unidades y magnitudes con los que seguramente Ud está familiarizado.

MAGNITUDES	UNIDADES
LONGITUD	METRO
MASA	KILOGRAMO MASA
TIEMPO	SEGUNDO
CANTIDAD DE MATERIA	MOL

Cuando empleamos el término MOL debemos aclarar a que partículas nos referimos ya que por ejemplo podemos hablar de.

Mol de átomos

Mol de moléculas

Mol de iones

Mol de electrones, etc.

Ahora, ¿cuántas partículas contiene un mol?

Un MOL contiene $6,02 \times 10^{23}$ PARTÍCULAS

Al número $6,02 \times 10^{23}$ se lo denomina **NÚMERO DE AVOGADRO** ya que fue este científico quien determinó experimentalmente el número de partículas que contiene un mol.

¿Cuál es la masa de un MOL DE ÁTOMOS?

Sabemos que un mol de **átomos** contiene $6,02 \times 10^{23}$ **átomos** pero.....

¿Cuál es la masa de todos esos átomos? ¿Cómo se calcula?

Para responder este interrogante definiremos algunos conceptos fundamentales.

MASA ATÓMICA

Si observa la Tabla Periódica, en cada casillero correspondiente a un elemento, figura un número que indica la **MASA ATÓMICA** denominado **NÚMERO MÁSIICO**. Por ejemplo en el caso del nitrógeno:

N	7
14.0067	Masa Atómica
3+ 3- 5+	
2 - 5 3,0	
Nitrógeno	

Determinar la masa atómica implica saber *cuántas veces más pesado* es un átomo con respecto a *una unidad* que se elige como referencia.

Las determinaciones originales de las masas atómicas fueron hechas tomando al **HIDRÓGENO** como **UNIDAD DE REFERENCIA** considerando su masa igual a 1.

Posteriormente se decidió utilizar la dieciseisava parte ($1/16$) de la masa del **OXÍGENO** ya que este elemento se combinaba con la mayoría de los elementos de la tabla periódica.

Desde 1961 la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) decidió unificar y aceptar como **UNIDAD** a la doceava parte ($1/12$) del átomo de **CARBONO 12**. Esta unidad se denomina **UNIDAD DE MASA ATÓMICA**, se simboliza como **uma** y tiene un valor igual a $1,661 \times 10^{-24}$ gramos.

Todos los valores de masas atómicas que observamos en la Tabla Periódica indican cuantas veces más pesado es el elemento en cuestión que la unidad de masa atómica (uma).

La MASA ATÓMICA de un elemento es un NÚMERO ABSTRACTO que expresa cuantas veces es mayor la masa de un átomo del elemento que la UNIDAD DE MASA ATOMICA

De esta manera volviendo al ejemplo del nitrógeno:

N	7
14.0067	
3+ 3- 5+	
2 - 5	3,0
Nitrógeno	

Masa Atómica

la masa atómica del mismo es 14 esto significa que el átomo de nitrógeno es 14 veces más pesado que la unidad de masa atómica

Un mol de átomos de nitrógeno tiene $6,02 \times 10^{23}$ átomos y su masa es de 14 gramos.

Un mol de átomos tiene el NÚMERO DE AVOGADRO de átomos y su masa es la masa atómica expresada en gramos

Veamos otros ejemplos:

1 mol de átomos de azufre $\longrightarrow$ $6,02 \times 10^{23}$ átomos $\longrightarrow$ 32 g

¿Cuál será la masa de **un solo átomo** de azufre?

Podemos hacer el siguiente razonamiento:

Si un mol de átomos de azufre contiene $6,02 \times 10^{23}$ átomos y éstos tienen una masa de 32 gramos planteando una proporcionalidad directa² podemos calcular la masa de un átomo de azufre de la siguiente manera:

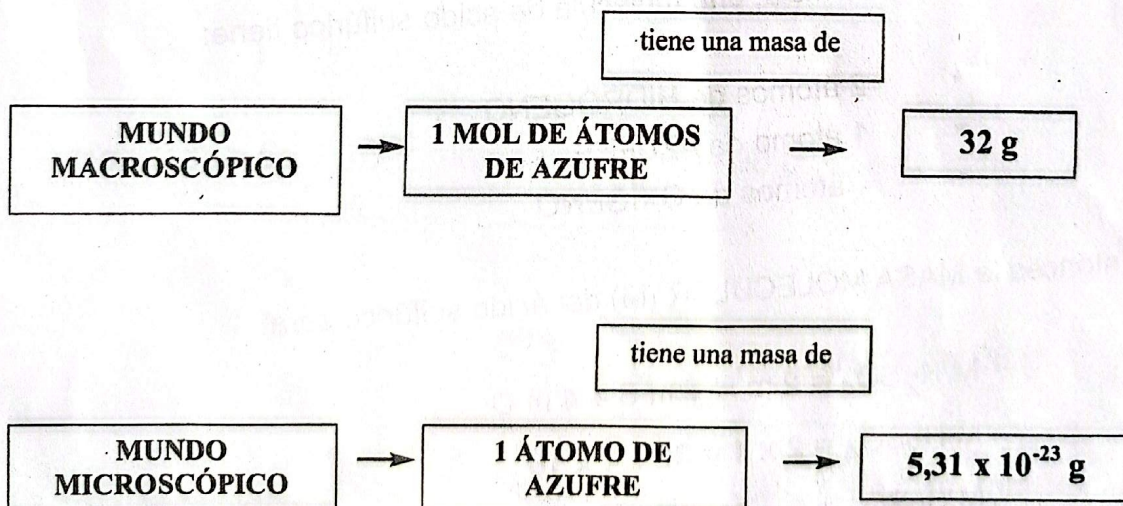
1 mol de átomos de S $\longrightarrow$ $6,02 \times 10^{23}$ átomos $\longrightarrow$ 32 g
 1 ATOMO $\longrightarrow$ x g

1 átomo x 32 g

x = $\frac{\quad}{\quad}$

$6,02 \times 10^{23}$ átomos

$$X = 5,31 \times 10^{-23} \text{ g}$$



² Revisar el concepto de PROPORCIONALIDAD en el MÓDULO N° 5 de MATEMÁTICA

Actividad

Calcule la masa de un átomo y la masa de un mol de átomos de:

- a) oxígeno
- b) neón
- c) flúor

MASA MOLECULAR

Es la masa de una molécula de un compuesto.

Para calcular la MASA MOLECULAR se deben sumar las MASAS ATÓMICAS de cada uno de los elementos que forman el compuesto teniendo en cuenta los subíndices que se presenten en la fórmula del mismo.

Veamos un ejemplo, para calcular la masa molecular del ácido sulfúrico debemos proceder de la siguiente manera:



Las masas atómicas son:

$$m_{\text{H}} = 1$$

$$m_{\text{S}} = 32$$

$$m_{\text{O}} = 16$$

Si observamos la fórmula, una molécula de ácido sulfúrico tiene:

- 2 átomos de HIDRÓGENO
- 1 átomo de AZUFRE
- 4 átomos de OXÍGENO

Entonces la MASA MOLECULAR (M) del ácido sulfúrico será:

$$M \text{H}_2\text{SO}_4 = 2 m_{\text{H}} + m_{\text{S}} + 4 m_{\text{O}}$$

$$M \text{H}_2\text{SO}_4 = 2 \times 1 + 32 + 4 \times 16$$

$$M \text{H}_2\text{SO}_4 = 2 + 32 + 64$$

$$M \text{H}_2\text{SO}_4 = 98$$

La MASA MOLECULAR del ácido sulfúrico es 98, esto quiere decir que la masa del este compuesto es 98 veces más pesado que la unidad de masa atómica (uma). Sabiendo que el valor de la uma = $1,661 \times 10^{-24} \text{g}$

$$M \text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \times \text{uma}$$

$$M \text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \times 1,661 \times 10^{-24} \text{g}$$

$$M \text{H}_2\text{SO}_4 = 1,63 \times 10^{-22} \text{g}$$

MASA MOLAR

Es la masa molecular expresada en gramos. Volviendo al ejemplo anterior:

Un MOL de MOLÉCULAS de ácido sulfúrico tiene una MASA de 98 gramos y contiene $6,02 \times 10^{23}$ moléculas

Otra manera de calcular la MASA de una MOLÉCULA (masa molecular) es:

1 mol de MOLÉCULAS de H_2SO_4



$6,02 \times 10^{23}$ moléculas ----- 98 g

1 molécula ----- x

1 molécula x 98 g

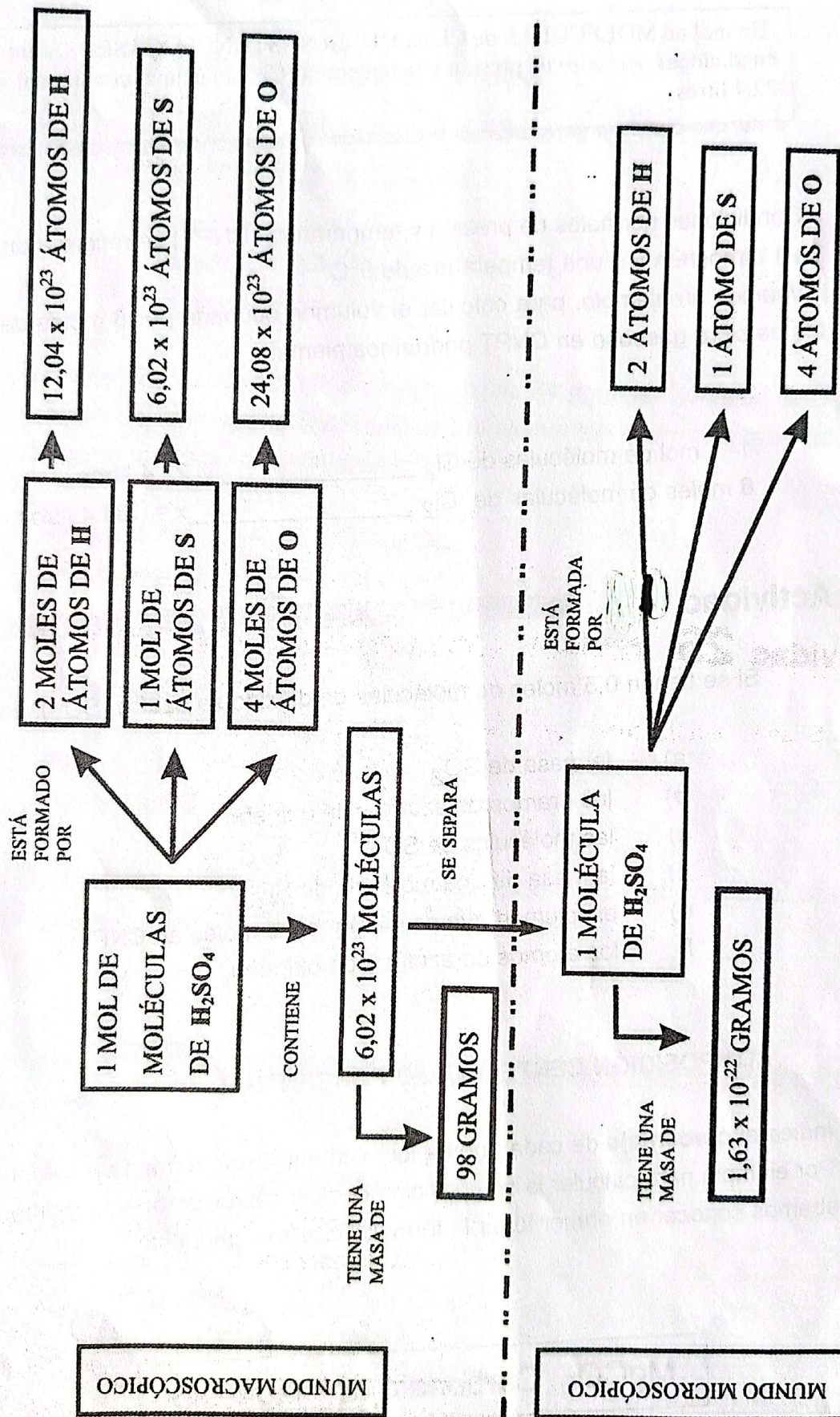
x = -----

$6,02 \times 10^{23}$ moléculas

$$X = 1,63 \times 10^{-22} \text{g}$$

Actividad

Sabiendo que la masa atómica del fósforo es 31, la del hidrógeno es 1 y la del oxígeno es 16, calcule la masa molecular y la masa molar del ácido fosfórico (HPO_3)



VOLUMEN MOLAR

Un mol de MOLÉCULAS de CUALQUIER SUSTANCIA GASEOSA en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT) ocupa un volumen de 22,4 litros.

Condiciones normales de presión y temperatura (CNPT) se refiere a una presión de 1 atmósfera y a una temperatura de 0°C.

Veamos un ejemplo, para calcular el volumen ocupado por 6 moles de moléculas de cloro gaseoso en CNPT podríamos plantear:

1	mol de moléculas de Cl_2	_____	22,4 litros
6	moles de moléculas de Cl_2	_____	$x = 134,4$ litros

Actividad

Si se tienen 0,5 moles de moléculas de dióxido de azufre (SO_2), calcular:

- a) la masa de SO_2
- b) los gramos de azufre y de oxígeno
- c) las moléculas de SO_2
- d) la masa de una molécula de SO_2
- e) el volumen que ocuparán esos moles en CNPT
- f) los átomos de azufre y de oxígeno

COMPOSICIÓN CENTESIMAL O PORCENTUAL

Indica el **porcentaje** de cada uno de los elementos que forman un compuesto. Por ejemplo para calcular la composición centesimal del carbonato de magnesio debemos conocer en primer lugar la fórmula de este compuesto:

MgCO_3 Carbonato de magnesio

Luego calculamos la masa molecular:

$$M_{\text{MgCO}_3} = m_{\text{Mg}} + m_{\text{C}} + 3 m_{\text{O}}$$

$$M_{\text{MgCO}_3} = 24 + 12 + 3 \times 16$$

$$M_{\text{MgCO}_3} = 24 + 12 + 48$$

$$M_{\text{MgCO}_3} = 84$$

La masa molar del carbonato de magnesio es 84 gramos. Con este dato podemos calcular cuánto aporta cada uno de los elementos a la masa total del compuesto como se indica a continuación:

$$\begin{array}{rcl} 84 \text{ g MgCO}_3 & \text{-----} & 24 \text{ g Mg} \\ 100 \text{ g MgCO}_3 & \text{-----} & X = 28,57\% \text{ Mg} \end{array}$$

$$\begin{array}{rcl} 84 \text{ g MgCO}_3 & \text{-----} & 12 \text{ g C} \\ 100 \text{ g MgCO}_3 & \text{-----} & X = 14,29\% \text{ C} \end{array}$$

$$\begin{array}{rcl} 84 \text{ g MgCO}_3 & \text{-----} & 48 \text{ g O} \\ 100 \text{ g MgCO}_3 & \text{-----} & X = 57,14\% \text{ O} \end{array}$$

La composición centesimal o porcentual del carbonato de magnesio es: 28,57% de Magnesio, 14,29% de Carbono y 57,14% de Oxígeno.

Actividad

26

Calcule la composición centesimal de:

- a) HNO_3
- b) $\text{Al}(\text{OH})_3$
- c) $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$

FÓRMULA MÍNIMA O EMPÍRICA

Indica la MÍNIMA relación existente entre los átomos para formar una molécula.

Para calcular la FÓRMULA MÍNIMA de una sustancia debemos conocer su COMPOSICIÓN CENTESIMAL y las MASAS ATÓMICAS de los elementos que la forman.

Veamos un ejemplo: Un compuesto orgánico tiene una masa molecular de 180 gramos y está formado por carbono, hidrógeno y oxígeno en las siguientes proporciones:

40,00 % de C

53,33% de O

6,66% de H

¿Cuál será su fórmula mínima?

Para calcular la fórmula mínima procedemos de la siguiente manera:

1) Dividimos el **porcentaje** de cada elemento (indicado en la composición centesimal) por la **masa atómica** del mismo, como se indica a continuación:

Para el carbono: $40/12 = 3,33$

Para el hidrógeno: $6,66/1 = 6,66$

Para el oxígeno: $53,33/16 = 3,33$

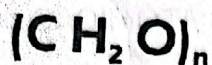
2) Si observamos los números obtenidos anteriormente (señalados en **negrita**) indican la relación en que se combinan los átomos para formar una molécula. Para expresar esta relación con números enteros se dividen los tres valores por el máximo común divisor de los mismos:

Para el carbono: $3,33/3,33 = 1$

Para el hidrógeno: $6,66/3,33 = 2$

Para el oxígeno: $3,33/3,33 = 1$

Los números enteros obtenidos indican que esta molécula orgánica está formada por **un átomo de carbono, dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno**, por lo tanto la **fórmula mínima o empírica** es:



Para conocer la **fórmula molecular** debo calcular **n** como se detalla a continuación:

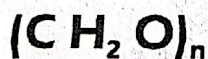
FÓRMULA MOLECULAR

Indica el número real de átomos en la molécula.

Para calcular la fórmula molecular debemos conocer el valor de la masa molecular del compuesto ya que:

$$n = \frac{\text{MASA MOLECULAR}}{\text{MASA FÓRMULA MÍNIMA}}$$

En el ejemplo anterior la fórmula mínima obtenida es:



La masa de la fórmula mínima (M_{fm}) será:

$$M_{fm} = m_C + 2 m_H + m_O$$

$$M_{fm} = 12 + 2 + 16$$

$$M_{fm} = 30$$

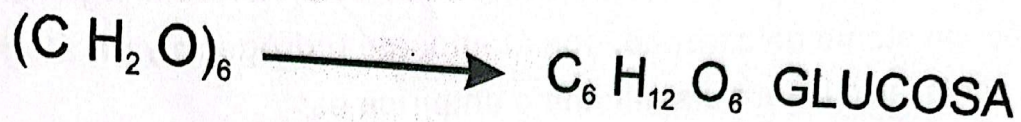
Sabiendo que la masa molecular de este compuesto es 180 (este valor es un dato del problema) podemos calcular su fórmula molecular de la siguiente manera:

$$n = 180/30$$

$n = 6$



La fórmula molecular de este compuesto es:



Actividad

Determine la fórmula empírica y molecular de la NICOTINA, un componente del TABACO, sabiendo que su masa molecular es 162 y contiene un 8,6% de hidrógeno, 74,1% de carbono y un 17,3% de nitrógeno.

REACTIVO LIMITANTE

En cualquier reacción, lo normal es que los reactivos no se mezclen en **proporción estequiométrica**, que es la proporción exacta para que no sobre de ninguno de ellos. Si no tenemos esa suerte, la reacción se detendrá cuando uno se agote. A éste lo denominamos **reactivo limitante** ya que limita la reacción al no poder continuar.

Para identificar al reactivo limitante proponemos dos métodos:

Tanteo:

Elegimos uno de los reactivos como supuesto limitante. Será el que reaccione completamente. Calculamos la cantidad necesaria del otro reactivo y comprobamos que sea menor que la masa de que disponemos. En caso de no tener suficiente, como no podemos gastar más de lo que tenemos (esto es ciencia; no hay préstamos), el reactivo limitante será el otro.

REACTIVO LIMITANTE

En cualquier reacción, lo normal es que los reactivos no se mezclen en **proporción estequiométrica**, que es la proporción exacta para que no sobre de ninguno de ellos. Si no tenemos esa suerte, la reacción se detendrá cuando uno se agote. A éste lo denominamos **reactivo limitante** ya que limita la reacción al no poder continuar.

Para identificar al reactivo limitante proponemos dos métodos:

Tanteo:

Elegimos uno de los reactivos como supuesto limitante. Será el que reaccione completamente. Calculamos la cantidad necesaria del otro reactivo y comprobamos que sea menor que la masa de que disponemos. En caso de no tener suficiente, como no podemos gastar más de lo que tenemos (esto es ciencia; no hay préstamos), el reactivo limitante será el otro.

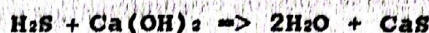


Bachillerato

La reacción química

Si reaccionan 20 g de H_2S con 41 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$:

- Identifica el reactivo limitante
- Indica cuántos gramos del reactivo en exceso sobrarán



Elegimos uno de los reactivos como supuesto limitante.

Para tener más posibilidades de acierto nos podemos fijar la relación de gramos entre ellos.



34 g de H_2S reaccionan con 74 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Necesitamos más $\text{Ca}(\text{OH})_2$ que H_2S . Esta vez la proporción no nos ayuda ya que los datos la cumplen. Probaremos suerte con el H_2S

Pasos Elección

Si reaccionan 20 g de H_2S con 41 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$:

- Identifica el reactivo limitante
- Indica cuántos gramos del reactivo en exceso sobrarán



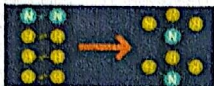
Realizamos los cálculos con el $\text{Ca}(\text{OH})_2$:

$$41 \text{ g de } \text{Ca}(\text{OH})_2 \times \frac{34 \text{ g } \text{H}_2\text{S}}{74 \text{ g de } \text{Ca}(\text{OH})_2} = 18.8 \text{ g de } \text{H}_2\text{S}$$

Para que se agoten los 41 g $\text{Ca}(\text{OH})_2$ se gastarán: 18.8 g H_2S por lo que sobrarán $20 - 18.8 = 1.2 \text{ g}$ de dicho compuesto.

Si en la elección inicial hubiésemos acertado, solo nos quedaría hallar la diferencia entre gramos iniciales y gastados.

Pasos Solución



Proporción:

Calculamos la proporción en gramos o en moles en la que, según el ajuste, reaccionan los reactivos y la comparamos con la de los datos. Estudiamos de cuál deberíamos tener más cantidad para que se cumpla la relación estequiométrica y éste es el limitante.

créditos
config

Si reaccionan 20 g de H_2S con 41 g de $Ca(OH)_2$

a) Identifica el reactivo limitante.

b) Indica cuántos gramos del reactivo en exceso sobran.

$$H_2S + Ca(OH)_2 \Rightarrow 2H_2O + CaS$$

La relación en que deben reaccionar es:

34 gramos de H_2S por cada 74 gramos de $Ca(OH)_2$

Proporción del ajuste: $\frac{74 \text{ gramos de } Ca(OH)_2}{34 \text{ gramos de } H_2S} = 2.18$

La proporción de los datos del problema es:

$$\frac{41 \text{ gramos de } Ca(OH)_2}{20 \text{ gramos de } H_2S} = 2.05$$

Para que la proporción fuese la estequiométrica deberíamos tener mayor cantidad de $Ca(OH)_2$.

Por lo tanto éste es el limitante.

Será el que utilizemos para los cálculos, que se realizarán como en el ejemplo anterior.

Inicio
limpiar

RENDIMIENTO

No todas las reacciones se mantienen hasta que se agotan los reactivos. En muchos casos la reacción parece detenerse aún quedando reactantes. Esto se debe a que también tiene lugar la reacción contraria y ambas llegan a un equilibrio donde se obtienen productos y reactivos a la misma velocidad, de manera que ya no varían sus cantidades netas. Realmente la reacción se sigue produciendo en ambas direcciones.

Definimos **rendimiento** como el tanto por ciento de producto obtenido con respecto al máximo que podíamos esperar, el de la relación estequiométrica.

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{Masa obtenida}}{\text{Masa teórica}} \times 100$$

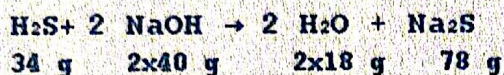


créditos

config

Si reaccionan 30 g de H_2S con el suficiente NaOH
¿Cuántos g de Na_2S obtendremos?
Responde de nuevo sabiendo que el rendimiento
es del 72%.

Tras ajustar la reacción tenemos la relación en que
reaccionan, la utilizaremos en gramos.



$$30 \text{ g de H}_2\text{S} \times \frac{78 \text{ g Na}_2\text{S}}{34 \text{ g H}_2\text{S}} = 68.8 \text{ g de Na}_2\text{S} \text{ obtendremos}$$

Si el rendimiento es del 72% obtendremos menos:

$$68.8 \text{ g de Na}_2\text{S teóricos} \times \frac{72 \text{ g reales}}{100 \text{ g teóricos}} = 49.5 \text{ g de Na}_2\text{S}$$

Se trata de aplicar el % para conocer lo que obtendremos

Selecciona Partiendo de un reactivo

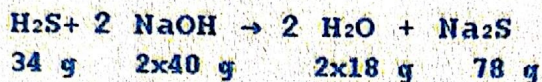
Partiendo del producto

créditos	Ejercicio	Solución	config
Reaccionan cierta cantidad de hierro con una riqueza del 85% con suficiente cloro para dar 50 g de cloruro de hierro (III). Calcula los gramos de hierro impuro necesarios para la reacción. Empezamos, como siempre, ajustando: $2 \text{Fe} + 3 \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{FeCl}_3$ Transformamos la masa en moles de FeCl_3 y éstos en moles de Fe: $n_{\text{FeCl}_3} = \frac{50 \text{ g FeCl}_3}{162.3 \text{ g/mol}} \times \frac{2 \text{ moles Fe}}{2 \text{ moles FeCl}_3} = 0.31 \text{ moles de Fe}$ El hierro que reacciona debe ser puro. Hallamos la masa de Fe puro a partir de los moles de Fe: $0.31 \text{ moles de Fe} \times \frac{55.8 \text{ g de Fe}}{1 \text{ mol de Fe}} = 17.3 \text{ g de Fe puro}$ La masa de metal impuro será mayor que la que reacciona para poder contener los gramos necesarios para la reacción. $17.3 \text{ g de hierro} \times \frac{100 \text{ g de metal}}{85 \text{ g de hierro}} = 20.35 \text{ g Fe impuro}$			

Inicio
limpiar

Si obtenemos 30 g de Na_2S por reacción de 50 g de NaOH con el suficiente H_2S . ¿Cuál ha sido el rendimiento?

Tras ajustar tenemos la relación en que reaccionan, la utilizaremos en gramos.



Calculamos la cantidad de producto que deberíamos obtener

$$50 \text{ g de NaOH} \times \frac{78 \text{ g Na}_2\text{S}}{80 \text{ g NaOH}} = 48.7 \text{ g de Na}_2\text{S} \text{ esperamos obtener}$$

Como hemos obtenido 30 g podemos calcular el rendimiento

$$\frac{30 \text{ g reales}}{48.7 \text{ g teóricos}} \times 100 = 61.5\%$$

El rendimiento de la reacción ha sido del 61.5%

Selecciona Calculando el rendimiento

DIAGRAMAS DE ENERGÍA

Una de las características de una transformación química es la variación de energía. La energía total de los productos no es idéntica a la de los reactantes. Esto se debe a que necesitamos energía para romper los enlaces de los reactivos y se obtiene otra cantidad al formarse los enlaces de los productos.

Realmente no podemos conocer cuánta energía total tiene una sustancia pero sí somos capaces de saber cuál ha sido la variación en una reacción. El estudio se suele realizar a presión constante y, en este caso, la variación de energía se denomina **variación de entalpía** que denotamos con ΔH .

Esto se entiende mucho mejor viendo los **"diagramas de energía"**. Son gráficas de la energía frente al avance de la reacción. Antes de verlas debemos conocer un par de conceptos más.

Siempre es necesaria una cierta cantidad de energía para que se produzca la reacción (recuerda que se deben romper enlaces). A esa cantidad de energía la llamamos **"energía de activación"**.

En el momento en el que se están rompiendo enlaces de los reactivos también se están formando los de los productos. Esta situación se denomina **"complejo activado"**.

A continuación podrás ver todas estas definiciones reflejadas en los diagramas de energía. Como vimos, nos encontramos con dos posibilidades: que se desprenda energía o que se absorba.

LEYES PONDERALES DE LA QUÍMICA

LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA

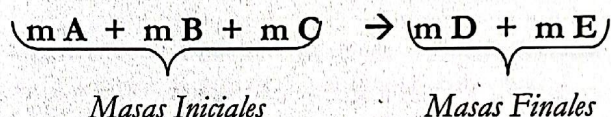
Antoine L. Lavoisier, que vivió en la segunda mitad del siglo XVIII, es considerado, por la importancia de sus investigaciones y por el método seguido en ellas, el científico que crea las bases de la química moderna.

Aunque se conocía la balanza desde la antigüedad, fue Lavoisier quien impuso su uso en el estudio de las transformaciones químicas, dándose cuenta de la importancia que tenía la precisión en las medidas. Así fue como pudo comprobar en numerosos fenómenos estudiados que, si bien la materia sufría cambios, no podía ser creada ni destruida, ya que el sistema estudiado tenía en su conjunto la misma masa antes y después del fenómeno.

Como consecuencia, si en un proceso químico ocurre que:



la suma de las masas de los reactivos A, B y C debe ser igual a la suma de las masas de los productos D y E.



Para que esto se cumpla, la reacción tiene que realizarse en un sistema aislado, que es un sistema que no puede intercambiar materia con el exterior.

Las conclusiones de *Lavoisier* se conocen como "**Ley de la Conservación de la Masa**". Podemos enunciarla diciendo:

"La masa de un sistema aislado permanece constante cualesquiera sean las transformaciones físicas y químicas que se produzcan en el mismo".

Esta ley fue posteriormente verificada de una manera más rigurosa en el siglo XIX y se la consideró la ley fundamental de la química.

LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA-ENERGÍA

En las reacciones químicas, además de formarse sustancias nuevas, siempre hay absorción o desprendimiento de energía. Para la ciencia actual, y sobre todo después de los trabajos de *A. Einstein*, la materia y la energía son formas diferentes de una misma realidad, ambas tienen masa y pueden convertirse una en otra.

Investigaciones cuidadosas han demostrado que la energía que irradian el Sol y las estrellas se debe a fenómenos químicos que ocurren en su seno, y en los cuales hay pequeñísimas disminuciones de masa.

Esta ley de Lavoisier, aunque cierta, resulta incompleta. Cabría matizarla con la denominada "Ley de la Conservación de La Materia-Energía", ya que con la teoría de la relatividad de *Einstein*

$$E = m \cdot C^2$$

Queda demostrado que materia y energía son conceptos interrelacionados. Según esto, la materia puede desaparecer, obteniéndose como resultado la liberación de una gran cantidad de energía.

Este matiz no modifica la ley general para las reacciones químicas habituales, ya que en ellas no hay desaparición de materia, pero sí que hay que tenerlo en cuenta en las reacciones nucleares.

La ecuación que relaciona la variación de masa y energía de un sistema es:

$$E = m C^2 \quad \text{o bien:} \quad \frac{m}{c^2} = E$$

y teniendo C^2 (velocidad de la luz) un valor numérico muy grande, para que se produzca una variación de masa posible de medir en una balanza, la energía liberada debe ser también considerable, muchísimo mayor que la que se produce en las reacciones químicas ordinarias.

Actualmente, las leyes de la conservación de la energía y de la conservación de la masa se expresan en un solo enunciado:

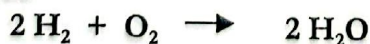
"La materia y la energía pueden transformarse mutuamente, pero la suma total de la materia y la energía del universo es constante".

LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS O CONSTANTES (PROUST)

El químico francés *Louis J. Proust* estableció en 1799 que:

"Cuando los elementos se combinan para formar un compuesto determinado, no lo hacen en cualquier proporción, sino en proporciones de masas definidas y constantes".

Consideremos, por ejemplo, la reacción por la cual el Hidrógeno y el Oxígeno se combinan para formar agua:



$\frac{mH}{mO}$	$\frac{mO}{mH_2O}$	$\frac{mH_2O}{mH}$
1g	8g	9g
2g	16g	18g
3g	16g	18g
4g	32g	36g
6g	48g	52g

El estudio de las masas de Hidrógeno y de Oxígeno que intervienen en la reacción muestra que 2 g de Hidrógeno se combinan con 16 g de Oxígeno y producen 18 g de agua. Esta relación (2/16) será invariable para la reacción que estamos estudiando; es decir, que 4 g de H se combinarán con 32 g de O, o bien 6 g de H se combinarán con 48 g de O, etc.

La relación entre las masas de Hidrógeno y de Oxígeno que reaccionan para formar agua es, por lo tanto, una constante: 2/16, o sea 1/8.
Entonces:

$$\frac{m_H}{m_O} = \frac{2}{16} = \frac{4}{32} = \frac{6}{48} = \dots = \frac{1}{8} \text{ (constante)}$$

o, simbólicamente:

$$\frac{m_H}{m_O} = K$$

El valor de la constante **K** depende del compuesto; es decir, que si el Hidrógeno y el Oxígeno se combinasen para formar una sustancia distinta del agua, la relación de masas tendría un valor distinto de 1/8.

Por lo tanto, **K** permite identificar el compuesto particular producido por los elementos que intervienen.

En resumen, la ***Ley de Proust o de las Proporciones Definidas*** dice que:

“La relación entre las masas de los elementos que forman un compuesto definido es constante”.

Ejemplo:

Supongamos que tenemos un compuesto AB, formado por dos elementos. Para su obtención hemos necesitado x gramos de A e y gramos de B, y el compuesto pesa: $x + y = z$ gramos, luego la relación entre sus pesos será x/y .

Si pusiéramos del elemento A $2x$ gramos y del B y gramos, obtendríamos, de todas formas, sólo z gramos del compuesto AB. Y quedarían x gramos del elemento A sin combinar.

Ahora bien, si pusiéramos $2x$ gramos de A y $2y$ gramos de B obtendríamos $2z$ gramos del compuesto AB y la relación entre los pesos de ambos elementos sería de $2x/2y$ o x/y , luego siempre reaccionan en la misma proporción para obtener el mismo compuesto.

Así, para obtener CO_2 , siempre se combinan 12 gramos de carbono y 32 gramos de Oxígeno o múltiplos de ambas cantidades siendo, por tanto, invariable la relación entre sus pesos.

Ejemplo 1

Se hacen reaccionar 3 g de Hidrógeno con 16 g de Oxígeno. ¿Cuál es la masa de agua que se forma?

Los 16 g de Oxígeno se combinan con 2 g de Hidrógeno. Por lo tanto, se forman 18 g de agua y queda, sin reaccionar, 1 g de Hidrógeno.

Ejemplo 2

¿Cuántos gramos de Hidrógeno se combinarán con 120 g de Oxígeno para formar agua?
¿Cuál es la masa de agua obtenida?

Los 120 g de Oxígeno se combinarán con 15 g de Hidrógeno para formar 135 g de agua.

$$\begin{aligned}\text{Siendo } \frac{m_H}{m_O} &= \frac{1}{8} \\ \text{resulta } m_H &= \frac{m_O}{8} \\ \text{Por lo tanto: } m_H &= \frac{120 \text{ g}}{8} = 15 \text{ g.}\end{aligned}$$

Ejemplo 3

Una muestra A contiene 1,2 g de Magnesio y 1,6 g de Oxígeno. Otra muestra B contiene 30 g de Magnesio y 40 g de Oxígeno. ¿Pertenecen ambas a un mismo compuesto?

La relación de masas Magnesio/Oxígeno es para A igual a

$$\begin{aligned}\frac{1,2 \text{ g}}{1,6 \text{ g}} &= \frac{3}{4} \text{ Para B dicha relación vale} \\ \frac{30 \text{ g}}{40 \text{ g}} &= \frac{3}{4} \text{ Por lo tanto, se trata del} \\ &\text{mismo compuesto.}\end{aligned}$$

Ejemplo 4

El análisis de dos muestras constituidas por nitrógeno e Hidrógeno ha demostrado que ambas pertenecen a un mismo compuesto. La primera posee 2,8 g de N y 0,6 g de H; la segunda tiene 196 g de N. ¿Cuál es la masa de Hidrógeno de la segunda muestra?

Dado que se trata del mismo compuesto, podemos aplicar la ley de Proust:

$$\begin{aligned}\frac{2,8 \text{ g}}{0,6 \text{ g}} &= \frac{196 \text{ g}}{x} \therefore x = \\ &= \frac{0,6 \text{ g} \cdot 196 \text{ g}}{2,8 \text{ g}} = 42 \text{ g}\end{aligned}$$

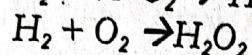
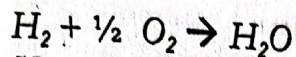
Existen, además, otras leyes que se refieren a las relaciones de las masas de los elementos:

LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES (DALTON)

Dalton, importante físico y químico británico, elaboró la primera teoría atómica. Además, realizó numerosos e importantes trabajos, entre ellos, los que lo llevaron a enunciar esta ley en 1803, que podemos expresar así:

“Si dos elementos químicos se combinan para formar distintos compuestos y la cantidad de uno de ellos permanece fija, las cantidades del otro que se combinan con él están en una relación de números enteros y generalmente pequeños”.

Ejemplo:



$$H_2O: \frac{\frac{1}{2} \times 32}{2} = \frac{16}{2} = 8$$

$$H_2O_2: \frac{32}{2} = 16$$

De la primera reacción :

$$\frac{\text{masa } O_2}{\text{masa } H_2} = \frac{16}{2} = \frac{8}{1}$$

De la segunda reacción :

$$\frac{\text{masa } O_2}{\text{masa } H_2} = \frac{32}{2} = \frac{16}{1}$$

Por tanto, la masa de Oxígeno que se combina con una cantidad fija de Hidrógeno, para formar agua o agua oxigenada, está en una relación numérica sencilla de 16/8, o lo que es lo mismo, de 2/1.

LEY DE LAS PROPORCIONES RECÍPROCAS O EQUIVALENTES (RICHTER)

El químico alemán **Richter** trabajó en las reacciones de neutralización de ácidos y bases, y calculó sus pesos equivalentes. Estos trabajos le llevaron a enunciar, en 1792, un caso particular de la ***ley de las Proporciones Recíprocas***. Su relevancia radica en que este enunciado que anterior a las leyes de **Proust** y de **Dalton**.

"Si masas de distintos elementos se combinan con una misma masa de un elemento determinado, cuando esos elementos se combinen entre sí, sus masas relativas serán múltiplos o submúltiplos de aquellas masas".

Ejemplo:

En el Óxido de Hierro II (**FeO**) y en el Monóxido de Azufre (**SO**), la cantidad de Oxígeno que se combina con los otros dos elementos es la misma, obteniéndose las siguientes relaciones:

$$FeO: \frac{Fe}{O} = \frac{56}{16}$$

$$SO: \frac{S}{O} = \frac{32}{16}$$

Luego, cuando el Hierro y el Azufre se combinan para formar Sulfuro de Hierro II (FeS) o Sulfuro de Hierro III (Fe_2S_3), sus pesos relativos serán múltiplos o submúltiplos de los de su combinación con el Oxígeno, es decir:

$$\text{FeS} : \frac{\text{Fe}}{\text{S}} = \frac{56}{32}$$

$$\text{Fe}_2\text{S}_3 : \frac{\text{Fe}}{\text{S}} = \frac{56}{32} \times \frac{2}{3}$$

Podríamos obtener de todos los elementos relaciones similares de su combinación con el Oxígeno y, por tanto, conoceríamos su **Peso Equivalente**, ya que éste se define como:

“El peso de un elemento que se combina (o equivale) con 8,00 partes de Oxígeno o 1,008 partes de Hidrógeno es el peso equivalente”.

Con lo cual tendríamos relaciones de peso entre todos los elementos, y podemos concluir diciendo, que:

“Cuando dos elementos se combinan entre sí lo hacen siempre equivalente a equivalente (o según múltiplos enteros de ellos)”.

Ley de Gay-Lussac o de los volúmenes de combinación

A diferencia de las anteriores, esta ley propuesta por Gay-Lussac en 1809 relaciona los volúmenes de los gases intervinientes en una reacción química. La ley de los volúmenes de combinación establece que, en una reacción en la que la temperatura y la presión son constantes, los volúmenes de todos los gases que participan en ella guardan entre sí una relación sencilla. Por ejemplo, Gay-Lussac descubrió que 2 volúmenes de hidrógeno y 1 volumen de oxígeno que reaccionan forman 2 volúmenes de vapor de agua.¹ Esta ley le llevó a Avogadro a desarrollar su hipótesis.

Ley de La combinación de los gases Gay lussac

Las leyes gravimétricas establecen relaciones entre las masas de los elementos que se combinan para formar compuestos. En el caso particular de los gases es más conveniente operar con Volúmenes, debido a las características propias del estado gaseoso. En 1808, Joseph Gay-Lussac estudió la relación entre los volúmenes de distintos gases (hidrógeno, cloro, nitrógeno, oxígeno) cuando se combinan para formar compuestos gaseosos. La ley que obtuvo se denomina ley de las combinaciones gaseosas.

En todos los casos, las experiencias de Gay-Lussac fueron realizadas manteniendo constantes las condiciones de presión y temperatura, por ejemplo qu

1 litro de H + 1 litro de Cl $\rightarrow$ 2 litros de cloruro de hidrógeno

b) 2 litro de H + 1 litro de O $\rightarrow$ 2 litros de vapor de agua

c) 3 litro de H + 1 litro de N $\rightarrow$ 2 litros de amoníaco

Generalizando estos resultados, Gay-Lussac estableció las siguientes leyes:

- Cuando se combinan dos gases lo hacen en relación sencilla de volumen

Es decir la relación de volúmenes de los gases, que se combinan conducen a una relación de

números enteros y pequeños. Y los ejemplos dados dicha relación es

a) 1 H / 1 Cl

b) 2 H / 1 O

c) 3 H / 1 N

- Entre el volumen del gas obtenido y el volumen de los componentes existe una relación sencilla.

Por Ej, en la relación c), la relación entre el volumen del amoníaco y el de hidrógeno es 2/3

- Si los volúmenes de los gases que se combinan son iguales, el volumen del gas obtenido

es igual a la suma de los volúmenes de los componentes.

Tal cosa ocurre en la relación a).

- Si los volúmenes de los gases que se combinan son desiguales, el volumen del gas obtenido es siempre menor que la suma de los volúmenes de los gases componentes

La relación b) y c) ejemplifican esta ley. En estos casos se produce una contracción del volumen,

pues el estado final el volumen es menor que la suma de los volúmenes en el estado inicial.