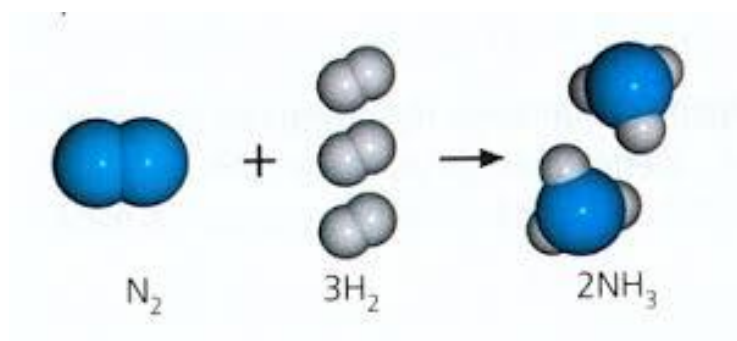


COLEGIO DE BACHILLERES

PLANTEL 05 SATÈLITE

GUIA DE ESTUDIO DE QUÌMICA II



AUTORES:

**FRANCISCO JOEL JIMENEZ MIRÒN
SERAFÌN SANTIAGO SALAZAR**

PLAN 2018

NOVIEMBRE 2018

PRESENTACIÓN

Esta guía tiene como finalidad orientarte en la preparación del examen extraordinario que sustentaras. Al inicio de cada tema encontrarás un resumen de lo más esencial, que te ayudará a comprender algunos aspectos relevantes de lo que trata cada tema; pero también, realizarás trabajos de investigación, con el propósito de desarrollar tus habilidades en la búsqueda y análisis de la información.

Considera que la asignatura de química II, está dividida en tres cortes temáticos a saber:

- ◆ LAS REACCIONES Y SU ECUACIÓN
- ◆ TERMOQUÍMICA Y ÓXIDO-REDUCCIÓN
- ◆ ÁCIDOS Y BASES

¡Te deseamos mucho éxito!

CORTE 1: LAS REACCIONES Y SU ECUACIÓN

¿Qué es una reacción química?

¿Qué es una ecuación química?

¿Cuál es la simbología utilizada en una ecuación química?

¿Cómo se balancean las ecuaciones químicas por el método de tanteo?

La materia puede sufrir tres tipos de cambios físicos, químicos y nucleares. Los cambios físicos son alteraciones en sus propiedades físicas, como son el tamaño, forma o en su estado de agregación, pero no se altera la composición de la sustancia, por ejemplo, la fusión del hielo a agua y la evaporación del agua para formar vapor y todo esto puede suceder al revés, o sea la condensación del vapor a agua y la solidificación de esta para formar hielo.

Los cambios químicos alteran la composición de la sustancia, es decir, se forman sustancias diferentes, por ejemplo, la combustión (quemado) de la gasolina.

Los cambios nucleares están asociados con la conversión de los elementos en otros elementos distintos (transmutación) al cambiar el núcleo de un átomo. Por ejemplo, la fisión o rompimiento de los átomos de uranio en una bomba atómica.

En los cambios físicos y químicos permanece constante la masa de acuerdo con la ley de conservación de la masa debida a Lavoisier que dice: la masa no se crea ni se destruye, sino sólo se transforma".

Los químicos usan ecuaciones especiales para representar las reacciones que se observan en el laboratorio o en la naturaleza. Una ecuación química es una representación gráfica de un cambio químico o una reacción química.

Investiga cuál es la simbología que se utiliza en una ecuación química

Símbolo

Significado

Balanceo de ecuaciones químicas por el método de tanteo

¿En qué consiste el balanceo de ecuaciones químicas por el método de tanteo?

¿Cuál es el procedimiento que se sigue?

¿Qué está permitido cambiar en una ecuación química?

¿Qué no está permitido cambiar en una ecuación química?

¿Qué ocurre a nivel nanoscópico al balancear una ecuación química?

En toda ecuación química debe cumplirse la ley de la conservación de la masa, para ello debe observarse si la ecuación está balanceada. Balancear una ecuación química es colocar coeficientes que al multiplicarse con los subíndices (no se pueden modificar los subíndices de las fórmulas) de todos los átomos nos va a permitir igualar el mismo número de cada tipo de átomo en cada uno de los lados de la ecuación química. Para balancear las ecuaciones químicas existen diferentes métodos, los más comunes son: por tanteo y por óxido-reducción.

Un aspecto importante en el balanceo de ecuaciones químicas radica en el hecho de saber determinar correctamente el número de átomos de cada elemento que forma una sustancia en cuestión, como se indica a continuación:

El coeficiente afecta a todos los átomos, por ejemplo:

$7 \text{Fe}_2\text{O}_3 = \{14 \text{ átomos de Fe y } 21 \text{ átomos de O}\}$

$4 \text{Al}(\text{NO}_3)_3 = \{4 \text{ átomos de Al, } 12 \text{ átomos de N y } 36 \text{ átomos de O}\}$

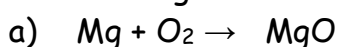
¿Cómo afecta el coeficiente a cada subíndice?

Reglas para balancear ecuaciones químicas por el método de tanteo:

1. Balancear primero los elementos que no sean H y O (primero los metales y luego los no metales)
2. Balancear los átomos de H
3. Balancear los átomos de O
4. Hacer la comprobación

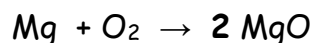
Ejemplos.

Balanea las siguientes ecuaciones químicas por el método de tanteo

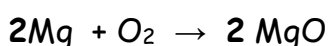


Primero balanceamos el Mg, de lado izquierdo tiene coeficiente uno y subíndice uno, que al multiplicarse nos da un átomo de magnesio; de lado derecho observamos que el coeficiente es uno y el subíndice también, que al multiplicarse nos da un átomo, el magnesio está balanceado.

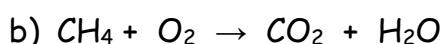
El oxígeno de lado izquierdo tiene coeficiente uno y subíndice dos que al multiplicarse nos dan dos átomos de oxígeno, mientras que de lado derecho el coeficiente es uno y el subíndice uno también, que al multiplicarse nos da un átomo de oxígeno, por lo que es necesario colocar del lado derecho un número que al multiplicarse por el subíndice uno nos de dos, este número es el número dos



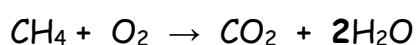
Al colocar el 2 observamos que se desbalancea el Mg, puesto que de lado derecho tenemos 2 átomos de Mg, por lo que es necesario colocar del lado izquierdo un número que al multiplicarse por el subíndice 1 nos de 2, este número es el número 2



De este modo la ecuación queda balanceada; ya que tenemos dos átomos de Mg en los dos lados de la ecuación y también tenemos 2 átomos de O en ambos lados.

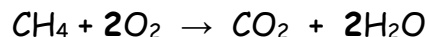


Hay un átomo de C en cada lado de la ecuación; mientras que de lado izquierdo hay 4 átomos de H, por lo que es necesario colocar de lado derecho un coeficiente que al multiplicarse por el subíndice 2 nos de 4, este coeficiente es el número 2

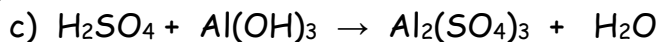


Se tienen 2 átomos de O de lado izquierdo y de lado derecho hay 2 en el compuesto (CO_2) y 2 en la molécula de agua, que resulta de multiplicar el

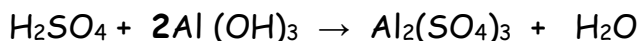
coeficiente 2 por el subíndice 1, al sumar nos da un total de 4 átomos de O de lado derecho, por lo que es necesario colocar de lado izquierdo un coeficiente que al multiplicarse por subíndice 2 del O₂ nos de 4, este número es 2



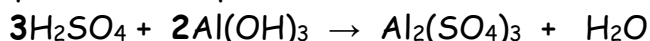
La ecuación está balanceada, puesto que tenemos 1 átomo de c, 4 átomos de H y 4 átomos de O en ambos lados de la ecuación.



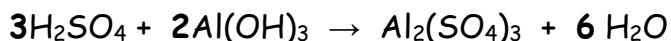
De lado izquierdo hay un átomo de Al y de lado derecho hay 2, por lo que colocamos de lado izquierdo un coeficiente que al multiplicarse por 1 nos de 2, este número es el 2



De lado izquierdo hay 1 átomo de azufre mientras que de lado derecho hay 3, por lo que de lado izquierdo colocamos un coeficiente 3



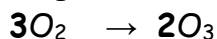
Hay 6 átomos de H en 3H₂SO₄ y 6 en 2Al(OH)₃, lo que hace un total de 12 átomos de H de lado izquierdo; por lo tanto colocamos un coeficiente 6 en H₂O de lado derecho dando un total de 12 átomos de H



Lo que respecta al oxígeno hay 12 átomos en 3H₂SO₄ y 6 en 2Al(OH)₃ lo que hace un total de 18 átomos de O de lado izquierdo; mientras que de lado derecho hay 12 átomos en Al₂(SO₄)₃ y 6 en 6 H₂O, que hacen un total de 18 átomos de O de lado derecho y la ecuación queda balanceada.



De lado izquierdo hay 2 (número par) átomos de O y de lado derecho hay 3 (número impar), por lo tanto, es necesario hallar el mínimo común múltiplo y esto se logra cruzando los subíndices como coeficientes

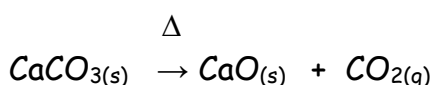


La ecuación está balanceado puesto que en cada lado se tienen 6 átomos de O.

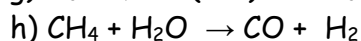
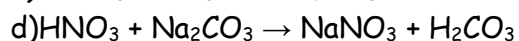
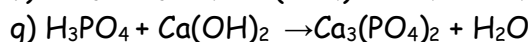
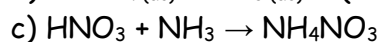
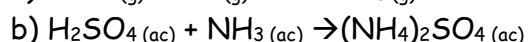
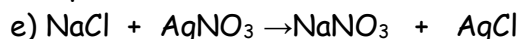
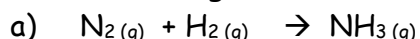
Ejercicio:

El hierro sólido al reaccionar con el oxígeno molecular genera el óxido de hierro (III) que es un polvo de color marrón-naranja cuyo aspecto es muy diferente al hierro. Escribe la ecuación química balanceada que representa correctamente este proceso.

Escribe la ecuación verbal que representa correctamente la ecuación química:



Balancea las siguientes ecuaciones químicas por el método de tanteo.



TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

Cuando se efectúa una reacción química se presentan cambios en la composición y estructura de las sustancias reaccionantes.

Pero ¿cómo predecir la forma de reaccionar de dos o más sustancias entre sí o bien lo que sucede a un reactante cuando se le aplica calor o se le adiciona algún catalizador?

Para dar respuesta a esta interrogante los químicos se han auxiliado del conocimiento que tienen de las propiedades de los elementos, los compuestos y las ecuaciones químicas, para predecir las posibles combinaciones entre las sustancias. De acuerdo con esto, los tipos de reacciones mediante los cuales se forman los compuestos, con base en el número y naturaleza química de reactivos y productos, son los siguientes:

1. Reacciones de síntesis o adición

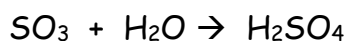
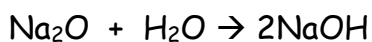
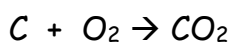
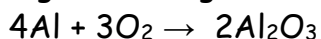
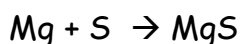
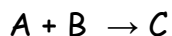
2. Reacciones de descomposición
3. Reacciones de sustitución o desplazamiento simple
4. Reacciones de doble sustitución o desplazamiento doble

Reacciones de síntesis o adición

A estas reacciones se les llama de unión directa o combinación.

Las reacciones de combinación son aquellas en las que dos o más sustancias (elementos o compuestos) se combinan para formar un solo compuesto.

La ecuación general que representa este tipo de reacción es:

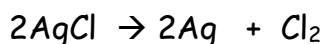
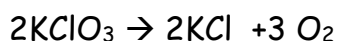
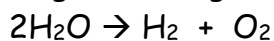
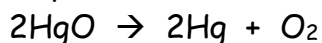


Reacciones de descomposición

Se les conoce también como reacciones de análisis. Una reacción de descomposición es la ruptura de un compuesto en dos o más componentes (elementos o compuestos)

La ecuación general es: $C \rightarrow A + B$

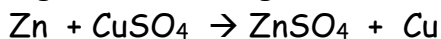
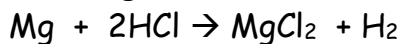
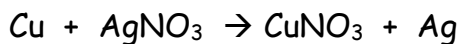
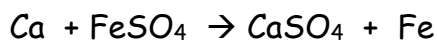
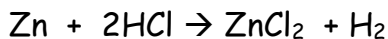
Por lo general, se requiere de la acción del calor o de la electricidad para que se puedan llevar a cabo. Algunos ejemplos de este tipo de reacción son



Reacciones de sustitución o desplazamiento simple

Una reacción de sustitución simple es aquella en la que reaccionan un elemento y un compuesto y el elemento por afinidad química sustituye a otro elemento del compuesto

Con una ecuación general se puede representar esta reacción

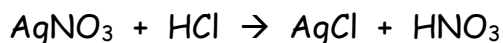
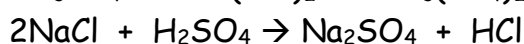
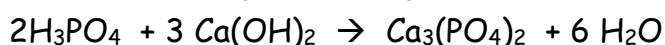
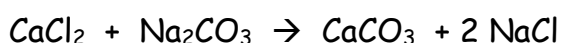
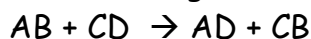


Reacciones de doble sustitución o desplazamiento doble

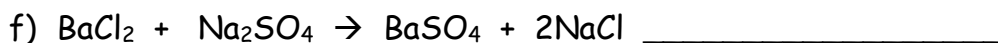
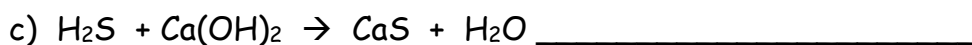
A estas reacciones también se les llama de metátesis, que significa un cambio en el estado, en la sustancia o en la forma

Las reacciones de doble sustitución son aquellas en las que hay un intercambio de iones entre los compuestos.

La ecuación general es:



Ejercicio. Escribe sobre la raya si las reacciones siguientes son de síntesis, descomposición, desplazamiento o doble sustitución:



El mol

¿Qué es un mol?

¿Cuántas partículas hay en un mol?

¿Por qué usamos el mol?

¿Moles de qué?

¿Cómo se emplea el mol en cálculos químicos?

A lo largo de su historia, el ser humano ha tenido necesidad de contar las cosas, por ejemplo, una docena de flores, un par de zapatos o un ciento de hojas de papel. Contar objetos cuando éstos son visibles es sencillo, pero cuando son demasiado pequeños, como los átomos, la situación se complica. Los químicos cuentan los átomos y los cuentan, como se cuentan las monedas en los bancos, pesándolos. Cada átomo tiene una masa diferente, y es el hidrógeno el más ligero de todos. La masa de cada átomo depende del número de protones y neutrones (cada una de estas partículas tiene prácticamente la misma masa) que hay en su núcleo. A mayor cantidad de ellos, mayor es su masa. Así, por ejemplo, el átomo de oxígeno tiene 8 protones y 8 neutrones en su núcleo, a diferencia de un solo protón del hidrógeno; por esto la masa del primero es dieciséis veces mayor que la del segundo. De este modo se puede determinar la masa de un átomo; entonces, si conocemos la masa de los átomos individuales, podemos conocer el número de ellos en una muestra dada. Los químicos aprendieron a contar el número de átomos que hay en 12 gramos de carbono y esta cantidad la llamaron mol. Así un mol es una unidad igual al número de átomos de carbono presentes en 12 gramos de este elemento. Es importante subrayar que el mol es una unidad de conteo y que siempre contiene el mismo número de partículas, independientemente de la sustancia que se trate.

Como los átomos son muy pequeños un mol es una cantidad muy, muy, muy, muy grande, este número, tiene el valor de 6.022×10^{23} y recibe el nombre de número de Avogadro. Un mol de cualquier cosa consta de 6.022×10^{23} unidades de dicha sustancia. Al igual que una docena de huevos son 12 huevos, un mol de huevos son 6.022×10^{23} huevos. Un mol de agua contiene 6.022×10^{23} moléculas de H_2O .

Masa molar

Un mol de cualquier sustancia contiene el mismo número de partículas; sin embargo, no tienen la misma masa.

¿Un mol de papayas pesará lo mismo que un mol de granos de arroz?

De manera que las papayas y los granos de arroz es válido pensar que hay átomos grandes que deberán pesar más que los átomos pequeños, aunque en ambos casos se considera una cantidad igual al número de Avogadro.

Conviene notar que la masa atómica reportada en la tabla periódica corresponde a la masa de un átomo y se da en unidades de masa atómica (uma); pero como una cantidad de masa en gramos igual a este número es lo que hemos llamado mol, por ello ahora le vamos a llamar masa molar para los elementos monoatómicos.

Para propósitos prácticos no es necesario escribir todos los decimales de la masa atómica, basta redondearlos al entero más cercano inferior o superior y en fracciones intermedias a 0.5

Masa molar de un elemento (MM). Es la masa de un mol (6.022×10^{23}) de átomos de ese elemento expresada en gramos. Por ejemplo:

MM Na = 23 g/mol, o sea 1 mol de Na = 6.022×10^{23} átomos de Na = 23 g Na

MM O = 16 g/mol, o sea 1 mol de O = 6.022×10^{23} átomos de O = 16 g O

¿Cuántos átomos hay 50 g de oro?

¿Cuántos gramos hay en 1.2×10^{24} átomos de plata?

Masa molar de un compuesto. Es la masa de un mol de moléculas (6.022×10^{23}) de ese compuesto expresada en gramos. Se calcula sumando las masas molares de todos los átomos de la fórmula. $MM = \Sigma \text{masa atómica} \times \text{subíndice}$

Por ejemplo:

MM H₂O : H = $1 \times 2 = 2$

O = 16 $\times 1 = 16$

18 g/mol; o sea un mol de H₂O = 6.022×10^{23}

moléculas de H₂O = 18 g H₂O

MM Al₂(SO₄)₃: Al = $27 \times 2 = 54$

S = $32 \times 3 = 96$

O = 16 $\times 12 = 192$

342 g/mol;

Es decir un mol de Al₂(SO₄)₃ = 6.022×10^{23} moléculas de Al₂(SO₄)₃ = 342 g de Al₂(SO₄)₃

¿Cuántas moléculas hay en 60 gramos de H₂O?

¿Cuántos gramos hay en 1.8×10^{24} moléculas de NH_3 ?

¿Cuántas partículas están presentes en 37.8 g de Na_2SO_4 ?

Ejercicio 1: calcula la masa molar de los siguientes compuestos

- a) NaOH
- b) NaCl
- c) CaCO_3
- d) HNO_3
- e) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

Relación de la masa con el número de moles

Como la masa de una sola molécula es demasiado pequeña para pesarla y contar las moléculas que el químico pueda tomar con una espátula es imposible. Lo que comúnmente se hace es medir una cierta cantidad de masa y usando la definición de mole, el número de moles se determina simplemente dividiendo.

$$n = m/MM$$

Donde:

n = número de moles, en mol

m = masa de la sustancia en, g

MM = masa molar, en g/mol

Ejercicio 02

1. Calcula el número de moles en los siguientes casos

- a) 180 g de Ca
- b) 10 g Na_2S
- c) 228 g CO_2
- d) 68.6 g H_2SO_4

e) 16 g NH_4NO_3

2. Calcula la masa de las siguientes sustancias:

a) 3 mol de Na

b) 3.5 moles de CaCO_3

c) 1.5 moles de $\text{Ba}(\text{OH})_3$

d) 0.2 moles de H_2SO_4

e) 1.15 moles de AgNO_3

ESTEQUIOMETRÍA

¿Es necesario calcular las cantidades de las sustancias que participan en una reacción química?

¿Es necesario que una ecuación química esté balanceada?

¿Cuál es la diferencia entre usar un número como subíndice y un número como coeficiente en una ecuación química?

El viejo proverbio "no desperdicies lo que no deseas" se puede aplicar a nuestra vida diaria y al trabajo de laboratorio. Determinar las cantidades correctas es una labor necesaria en la mayoría de las profesiones. Una modista determina la cantidad de tela, forro y adornos necesarios para confeccionar un traje para su cliente y usa un patrón o su experiencia para esa selección. Un tapicero determina la cantidad correcta de alfombra y bajoalfombra necesarios para la casa de un cliente calculando el área del piso. Las autoridades hacendarias calculan la deducción correcta que debe aparecer en las nóminas de impuesto federal, tomando como base el ingreso anual esperado de cada persona.

Para los químicos también es necesario calcular las cantidades de productos y reactivos, para ello, se basan en las ecuaciones químicas balanceadas. La rama de la química que se dedica al estudio de las relaciones cuantitativas entre reactivos y productos se conoce con el nombre de **estequiometría**

La palabra estequiometría proviene de dos palabras griegas *Stoicheiom* que significa elemento y *hitrein* que significa medir, literalmente sería **medir los elementos**.

Químicamente la estequiometría es la parte de la química **que se dedica a establecer las relaciones cuantitativas** que existen entre los elementos y compuestos, cuando estos participan en una reacción .

En todas las industrias derivadas de la química se emplea la estequiometría, ya que sin ella no sería posible controlar los procesos para la obtención de productos, con ella se puede diseñar los procesos químicos adecuados para la producción y ese puede evitar el desperdicio de recursos.

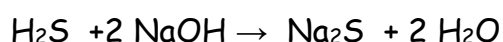
Los cálculos o relaciones estequiométricas que se pueden plantear a partir de reacciones son:

- Relación de moles
- Relación de masas
- Relación de volúmenes
- Pueden haber relaciones donde se combinen las variables, por ejemplo masa-mol

A continuación se detallan las principales relaciones.

RELACIONES DE mol-mol

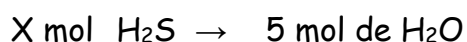
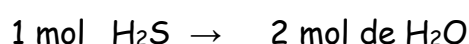
Las relaciones de mol-mol son las más sencillas que se realizan, recordarás que el coeficiente que acompaña a las sustancias en una ecuación química indica el número de moles que interviene de esa ecuación. Por ejemplo:



En esta reacción participa un mol de ácido sulfhídrico y dos moles de hidróxido de sodio y se obtiene un mol de sulfuro de sodio y dos moles de agua. ¿Cuáles serían las cantidades de reactivos si en lugar de obtener dos moles de H_2O se requieren 5 moles de H_2O ?

Para resolver este problema es necesario que consideres los siguientes pasos:

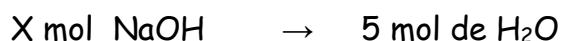
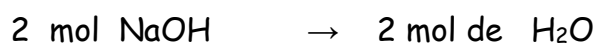
1. Partir de la ecuación balanceada: $\text{H}_2\text{S} + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$
2. Establecer las relaciones estequiométricas o reglas de tres.



3. Ya establecida la relación, se procede a planear la ecuación y realizar las operaciones:

$$X = \frac{1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{S} \times 5 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}}{2 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}} = 2.5 \text{ mol de } \text{H}_2\text{S}$$

Las mismas operaciones se efectúan para calcular la cantidad de NaOH



$$X = \frac{2 \text{ mol de NaOH} \times 5 \text{ mol de H}_2\text{O}}{2 \text{ mol de H}_2\text{O}} = 5 \text{ mol de NaOH}$$

Nota: Como puedes observar en estos casos sólo intervienen los coeficientes de las sustancias, es decir el número de mol.

Relación MASA-MASA

En este caso la cantidad de reactivo o producto se expresa en unidades de masa, para establecer las relaciones estequiométricas masa-masa es necesario que las "moles" sean convertidas a gramos utilizando para ello las masas molares de los compuestos involucrados.

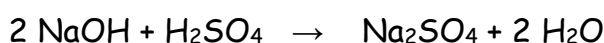
También es útil para resolver los problemas estequiométricos considerando los siguientes pasos:

1. Escribir la ecuación química de la relación planteada y balancearla.
2. Determinar el número de moles de reactante y producto en los que se desea establecer la relación estequiométrica.
3. Convertir los moles de las sustancias involucradas en gramos.
4. Establecer la relación estequiométrica requerida a partir de los datos.

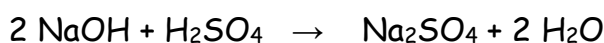
Este método puede ampliarse para resolver cualquier tipo de relación estequiométrica.

Ejemplo : Determinar la masa de hidróxido (NaOH) de sodio necesario para la obtención de 300g de agua (H₂O).

PRIMERO: Escribir la ecuación balanceada:



SEGUNDO: Establecer el número de moles del NaOH y H₂O



TERCERO: Convertir las moles de las sustancias involucradas a gramos, utilizando las masas molares.

$M = \sum \text{masa atómica} \times \text{subíndice}$

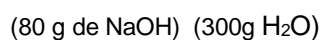
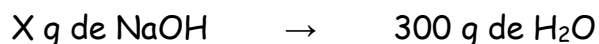
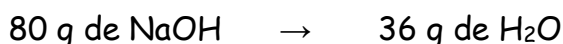
$$M \text{ NaOH} = (23 \times 1) + (16 \times 1) + (1 \times 1) = 40$$

$$M \text{ H}_2\text{O} = (1 \times 2) + (16 \times 1) = 18 \text{ g/mol}$$

$$2 \text{ mol de NaOH} \times 40 \text{ g/mol} = 80 \text{ g}$$

$$2 \text{ mol de H}_2\text{O} \times 18 \text{ g/mol} = 36 \text{ g}$$

CUARTO: Establecer la relación estequiométrica.



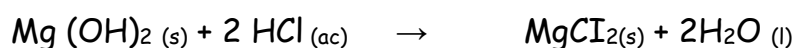
$$X = \frac{300 \text{ g de H}_2\text{O} \times 80 \text{ g de NaOH}}{36 \text{ g de H}_2\text{O}} = 666.66 \text{ g de NaOH}$$

Los cuales deben obtener con 300g de HCl

Ejercicios:

INTRUCCIONES: Lee con atención los siguientes problemas y resuélvelos correctamente.

1. ¿Cuántos gramos de hidróxido de magnesio se necesitarán para neutralizar 5 g de ácido clorhídrico? La reacción química empleada es:



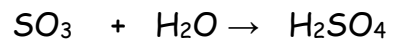
2. El nitrato de amonio (NH_4NO_3) un fertilizante importante, al descomponerse produce N_2O gaseoso y H_2O . Determina la masa de agua producida a partir de la descomposición de 36 g de nitrato de amonio sólido. $\text{NH}_4\text{NO}_3 \text{ (s)} \rightarrow \text{N}_2\text{O (g)} + 2 \text{ H}_2\text{O (g)}$

3. ¿Cuántas moles de NaCl se producen al reaccionar 11.5 mol de NaOH ?

Considera la siguiente ecuación:



4. En la atmósfera se lleva a cabo la siguiente reacción entre el trióxido de azufre y el agua del medio ambiente produciendo lluvia ácida de acuerdo a la siguiente reacción:



¿Cuántas moles de ácido sulfúrico se forman a partir de 10 moles de trióxido de azufre?

CORTE 2: TERMOQUÍMICA Y ÓXIDO-REDUCCIÓN

TERMOQUÍMICA

DIFERENCIA ENTRE CALOR Y TEMPERATURA

La energía de un cuerpo en movimiento como una pelota que se va frenando en realidad no desaparece, sino que se está convirtiendo en calor por el roce con el aire o con el medio. La cantidad de calor debe ser igual a la energía que tenía el cuerpo al inicio de su movimiento.

Es importante entender que el calor no es lo mismo que la temperatura. El calor es energía que está entrando o saliendo de un cuerpo y la temperatura es un índice que mide la cantidad de calor a través de un termómetro.

La unidad más común para medir la energía calorífica es la caloría (cal); se define como la cantidad de calor necesaria para elevar en un grado celcius la temperatura de un gramo de agua.

$$\begin{aligned}1\text{cal} &= 4.184\text{J} \\1\text{Kcal} &= 1000\text{Cal} \\1\text{Kcal} &= 4.184 \text{ KJ}\end{aligned}$$

La unidad para medir la temperatura de acuerdo al sistema internacional de unidades es una escala absoluta de temperatura Kelvin y dos escalas relativas, Celsius y Fahrenheit.

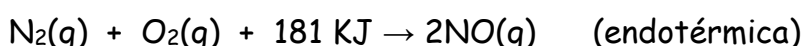
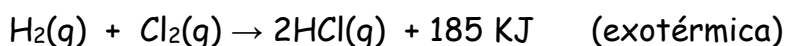
$$K = ^\circ\text{C} + 273.15$$

$$^\circ\text{F} = 1.8^\circ\text{C} + 32$$

$$^\circ\text{C} = (^\circ\text{F} - 32) / 1.8$$

REACCIONES ENDOTÈRMICAS Y EXOTÈRMICAS

Las reacciones químicas siempre van acompañadas de cambios de energía. Las reacciones pueden ser exotérmicas o endotérmicas. Las reacciones exotérmicas liberan calor; las reacciones endotérmicas absorben calor. En una reacción exotérmica el calor es un producto, que se puede escribir en el lado derecho de la ecuación termoquímica. En una reacción endotérmica se puede considerar que el calor es un reactivo y se escribe de lado izquierdo de la ecuación termoquímica. Por ejemplo tenemos las dos ecuaciones termoquímicas siguientes:



Entalpía

En las plantas industriales, laboratorios y seres vivos ocurren muchos procesos químicos en los cuales se libera energía por medio de calor. La

mayoría de estos procesos se llevan a cabo a presión constante, de ahí que surja la necesidad de poder cuantificar la energía absorbida o liberada en una reacción química a presión constante. Para ello es necesario definir esta nueva propiedad termodinámica.

La **entalpía (H)** es una propiedad termodinámica que permite calcular la energía intercambiada por medio del calor a presión constante.

En virtud de que es imposible conocer la entalpía absoluta de un sistema; entonces sólo se puede medir la cantidad de calor que se absorbe o se libera, lo que se conoce como cambio de entalpía (ΔH).

Cuando se elige como sistema a una reacción química el cambio de entalpía se llama entalpía de reacción.

El cambio de entalpía en cualquier proceso permite saber la cantidad de energía intercambiada por medio de calor en dicho proceso a presión constante. Un dato adicional que proporciona el ΔH es que el signo de éste indica si el proceso necesitó de energía o liberó energía por medio de calor durante su desarrollo.

Si el proceso necesitó suministro de energía por medio de calor para poder llevarse a cabo se considera endotérmico y el cambio de entalpía tiene signo positivo. Por ejemplo, para que el hielo se funda es necesario proporcionarle energía por medio del calor, lo mismo ocurre si se quiere evaporar el agua o sublimar el yodo, en todos estos casos el ΔH tiene signo positivo y se tiene que:

Los procesos **endotérmicos** necesitan adquirir energía por medio de calor o luz para llevarse a cabo y se ΔH es positivo.

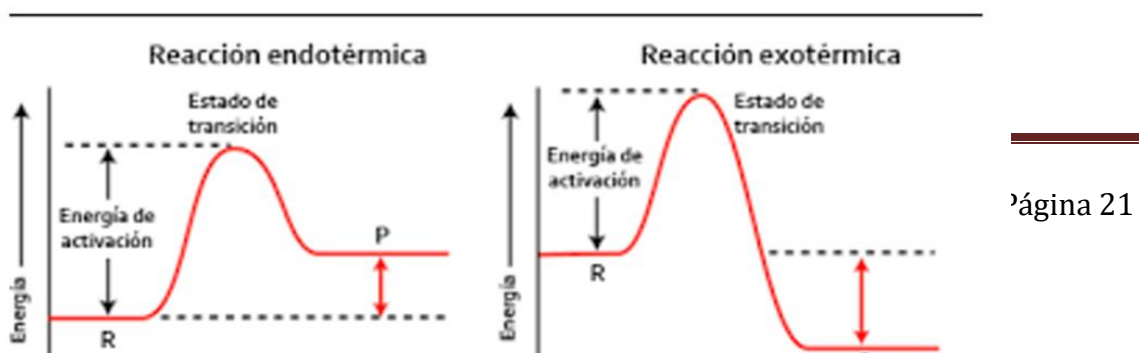
La razón por la cual los procesos endotérmicos necesitan de energía, es que por medio de éstos el sistema tiene que alcanzar un estado final de mayor energía que el que tenía al inicio del proceso.

Por otro lado existen procesos que al llevarse a cabo liberan energía por medio de calor y tienen un ΔH negativo. A estos procesos se les llama exotérmicos.

Son ejemplos de procesos exotérmicos el mezclado de ácido sulfúrico con agua, la solidificación, la condensación y la sublimación inversa o deposición. De esta forma:

Los procesos **exotérmicos** liberan energía por medio de calor para llevarse a cabo y su ΔH es negativo.

Como en los procesos exotérmicos se libera energía por medio de calor, el estado final del sistema tiene menor energía que en su estado inicial.



Cambio de entalpia de reacción entalpia de reacción

La mayoría de las reacciones químicas que se realizan en los laboratorios, industrias, así como en el cuerpo humano, se llevan a cabo a presión constante. Cuando estas reacciones intercambian energía con los alrededores por medio del calor, el intercambio se realiza a presión constante por lo que a esta energía se le llama entalpia de reacción.

La **entalpia de reacción (ΔH_r)** es la cantidad de calor que se absorbe o se libera cuando se lleva a cabo cualquier reacción química a presión constante.

Para calcular la entalpia de reacción se pueden utilizar dos métodos:

1. El método directo (usando entalpias de formación)
2. El método indirecto (usando la Ley de Hess)

Método directo

El método directo para el cálculo de la entalpia de una reacción química utiliza una propiedad termodinámica específica de cada sustancia: la entalpia de formación (ΔH_f).

La **entalpia de formación (ΔH_f)** es la cantidad de calor que se absorbe o se libera a presión constante cuando se forma un mol de un compuesto a partir de sus elementos.

La entalpia de formación de la mayoría de las sustancias se encuentran reportadas en tablas en condiciones estándar, es decir, a la presión de 1 atm y temperatura de 298 K; por lo es común que al ΔH_f también se le llama entalpia estándar de formación.

Actualmente se considera que la presión estándar debe ser 1 bar en lugar de 1 atm.

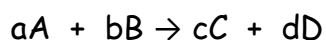
Por definición, la ΔH_f de cualquier elemento químico en su estado estable (o estado en el que se encuentra en la naturaleza) es cero. Por ejemplo:

$$\Delta H_f (\text{N}_{2(g)}) = 0$$

$$\Delta H_f (\text{N}_{2(l)}) \neq 0$$

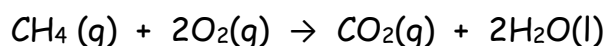
La entalpia de formación del nitrógeno gas es cero, ya que es el estado estable del nitrógeno en la naturaleza, no así la del nitrógeno líquido, que es diferente de cero debido a que no es su estado natural.

Para calcular la entalpia de reacción a partir de los valores de entalpias de formación, se utiliza la siguiente fórmula:



$$\Delta H_r = [c\Delta H_f(C) + d\Delta H_f(D)] - [a\Delta H_f(A) + b\Delta H_f(B)]$$

En la cual las letras C y D se refieren a productos y las letras A y B corresponden a reactivos. Para la siguiente reacción:



SUSTANCIA	ΔH_f [kJ/mol]
$\text{CH}_4(\text{g})$	-74.85
$\text{CO}_2(\text{g})$	-393.5
$2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	-285.8

El cálculo sería:

$$\Delta H_r = [(1)\Delta H_f \text{CO}_2(\text{g}) + (2)\Delta H_f \text{H}_2\text{O}(\text{l})] - [(1)\Delta H_f \text{CH}_4(\text{g}) + (2)\Delta H_f \text{O}_2(\text{g})]$$

$$\Delta H_r = [1(-393.5\text{KJ/mol}) + 2(-285.8\text{KJ/mol})] - [1(-74.85\text{KJ/mol}) + 2(0)]$$

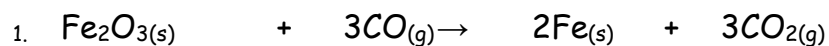
$$\Delta H_r = [-393.5\text{KJ}] - 571.6\text{KJ} - [-74.85\text{KJ} + 0]$$

$$\Delta H_r = [-965.1\text{KJ}] - [-74.85\text{KJ}]$$

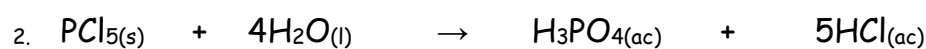
$$\Delta H_r = -965.1\text{KJ} + 74.85\text{KJ}$$

$$\Delta H_r = -890.25\text{KJ}$$

Ejercicio. Calcula el calor de reacción de las siguientes reacciones químicas, indicando si son exotérmicas o endotérmicas.



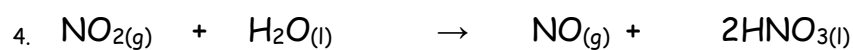
SUSTANCIA	ΔH_f [kcal/mol]
$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$	-196.5
$\text{CO}_2(\text{g})$	-94.1
$\text{CO}(\text{g})$	-26.4



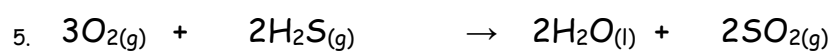
SUSTANCIA	ΔH_f [kcal/mol]
$\text{PCl}_5(\text{s})$	-95.34
$\text{H}_3\text{PO}_4(\text{ac})$	-308.19
$\text{HCl}(\text{ac})$	-39.59
$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	-68.32



SUSTANCIA	ΔH_f [kcal/mol]
$\text{NO}(\text{g})$	21.6
$\text{NH}_3(\text{g})$	-11.0
$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	-57.80



SUSTANCIA	ΔH_f [kcal/mol]
$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-68.32
$\text{NO}_{2(g)}$	8.1
$\text{HNO}_{3(l)}$	-41.00
$\text{NO}_{(g)}$	21.6



SUSTANCIA	ΔH_f [kcal/mol]
$\text{H}_2\text{S}_{(g)}$	-4.8
$\text{SO}_{2(g)}$	-71
$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-68.32



SUSTANCIA	ΔH_f [kcal/mol]
$\text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$	-399.1
$\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$	-196.5

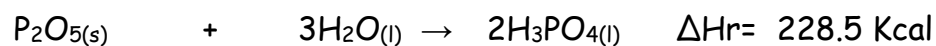


SUSTANCIA	ΔH_f [kcal/mol]
$\text{CH}_4(\text{g})$	-17.88
$\text{HCl}(\text{g})$	-22.1
$\text{CCl}_4(\text{g})$	-24.59



SUSTANCIA	ΔH_f [kcal/mol]
$\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})$	-30.0
$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	-57.8
$\text{CO}_2(\text{g})$	-94.1

9. Determinar el calor o entalpía de formación para el $\text{P}_2\text{O}_5(\text{s})$ a a partir de la ecuación y los calores de formación que se indican:



SUSTANCIA	ΔH_f [kcal/mol]
$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	-68.32
$\text{H}_3\text{PO}_4(\text{l})$	-308.19

Trabajo de investigación:

¿Qué es una reacción de combustión?

¿Qué es entalpía de combustión?

¿Qué es el cambio climático?

¿Qué es el efecto invernadero?

REACCIONES DE ÓXIDO-REDUCCIÓN

DETERMINAR LOS NUMEROS DE OXIDACIÓN

En una reacción de óxido-reducción una sustancia se oxida y otra se reduce y para saber quien se oxidó y quien se redujo, es necesario conocer el número de oxidación de cada elemento.

NÚMERO DE OXIDACIÓN O ESTADO DE OXIDACIÓN

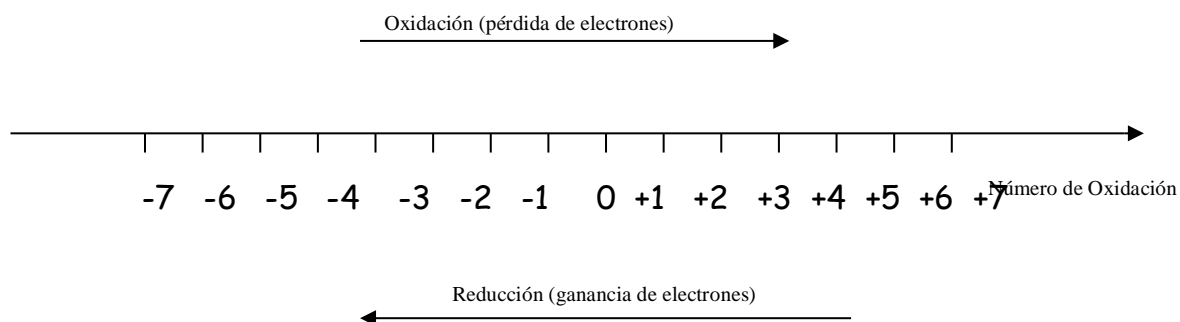
Es el número de electrones que gana o pierde un elemento cuando se combina para adquirir la configuración electrónica de un gas noble. Es un número entero positivo o negativo que se utiliza para indicar la capacidad de combinación de un elemento en un compuesto.

OXIDACIÓN

Proceso en el cual un átomo pierde o cede electrones en una reacción química y su número de oxidación aumenta.

REDUCCIÓN

Proceso en el cual un átomo gana electrones en una reacción química y su número de oxidación disminuye. Como se indica en la siguiente recta numérica:



Agente oxidante: Es la sustancia que oxida a la otra sustancia; es decir, es la sustancia que contiene al elemento que se reduce.

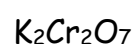
Agente reductor. Es la sustancia que reduce a la otra sustancia; es decir, es la sustancia que contiene al elemento que se oxida.

REGLAS PARA ENCONTRAR EL NÚMERO DE OXIDACIÓN:

- 1.- Cuando un elemento no se encuentra combinado zum número de oxidación es cero
- 2.- El número de oxidación del hidrógeno es +1
- 3.- El número de oxidación del oxígeno es -2
- 4.- El número de oxidación de los elementos del grupo IA de la tabla periódica es +1
- 5.- El número de oxidación de los elementos del grupo IIA de la tabla periódica es +2
- 6.- El número de oxidación de la plata es +1
- 7.- El número de oxidación del zinc es +2
- 8.- El número de oxidación del aluminio es +3
- 9.- El número de oxidación de los elementos del grupo VIIA (halógenos) es -1
- 10.- El número de oxidación del azufre es -2 si en la molécula no hay oxígeno
- 11.- La suma algebraica de los números de oxidación para todos los átomos en un compuesto neutro debe ser igual a cero.

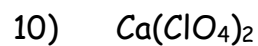
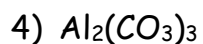
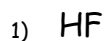
Ejemplos:

Encuentra los números de oxidación de cada uno de los elementos que forman los siguientes compuestos:

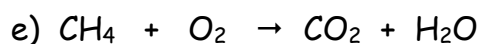
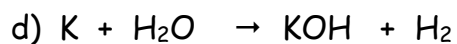
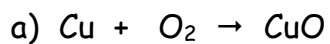


EJERCICIO

I. INSTRUCCIONES: Determina el número de oxidación para cada uno de los elementos en los compuestos siguientes.



INSTRUCCIONES. En las siguientes reacciones de óxido-reducción determina el agente oxidante y el agente reductor.



Balanceo de ecuaciones químicas por el método de óxido- reducción

Reglas para balancear ecuaciones químicas por el método de óxido-reducción

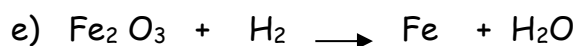
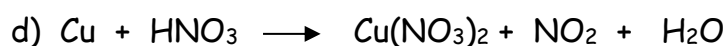
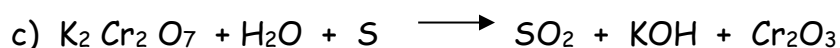
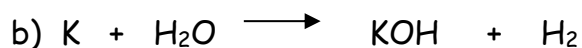
- 1.- Determinar los números de oxidación de cada uno de los elementos que participan en la reacción.
- 2.- Identificar los elementos que cambiaron su número de oxidación y escribir las semirreacciones de oxidación y reducción.
- 3.- Igualar el número de átomos de cada elemento tanto del lado de los reactivos como de los productos en las semirreacciones.
- 4.- Determinar los números de electrones ganados y perdidos
- 5.-Igualar el número de electrones ganados y perdidos, multiplicando el número de electrones de una semirreacción por la otra sin tomar en cuenta el signo.
- 6.- Pasar los coeficientes obtenidos a la ecuación que se desea balancear.

7.- Terminar de balancear por tanteo aquellos elementos que no cambiaron su número de oxidación. Iniciar con los metales, luego los no metales diferentes al hidrógeno y al oxígeno y por último balancear el hidrógeno y el oxígeno.

NOTA: si los coeficientes de la ecuación ya balanceada tienen un común divisor; se hará la reducción siempre y cuando se obtengan números enteros.

EJERCICIO:

Instrucciones. Balancea por el método de óxido-reducción las siguientes ecuaciones químicas.



Y determina para cada caso:

a) ¿ Qué elemento se oxida?

b) ¿ Qué elemento se reduce?

c) ¿Cuál es el agente oxidante?

d) ¿Cuál es el agente reductor?

CORTE 3: ÁCIDOS Y BASES

TEORÍAS ÁCIDO-BASE

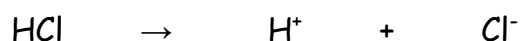
¿Qué es un ácido?, ¿Qué es una base?, ¿Cuáles son las teorías ácido-base?, ¿Qué comemos normalmente un ácido o una base?, ¿Un cabello sano es un ácido o una base?, ¿Por qué es importante el estudio de ácidos y bases?, ¿Tu piel es un ácido o una base?, ¿Qué le pasa a tu cabello si lo lavas con un champú básico?,

En nuestra vida cotidiana estamos en contacto con sustancias o materiales que contienen compuestos llamados **ácidos** y **bases**. Algunos ejemplos de ácidos son: el vinagre (ácido acético), el ácido láctico de la leche agria, el ácido muriático (HCl comercial), las aspirinas (ácido acetilsalicílico), las vitaminas (ácido cítrico, ascórbico), las frutas ácidas (limón, naranja, toronja, etcétera). Entre las bases podemos enlistar productos limpia hornos o destapacaños (que contienen NaOH, KOH), el jabón, el detergente, los medicamentos contra la acidez estomacal (que contienen $Mg(OH)_2$), etcétera. Desde la antigüedad, los científicos observaron que las sustancias llamadas ácidos poseían un sabor agrio y disolvían a los metales activos como el sodio, el magnesio, el zinc, además de cambiar la coloración del papel tornasol de azul a rojo; mientras que las bases tienen una consistencia resbalosa o

jabonosa al tacto y tienen sabor amargo, en contacto con el papel tornasol éste cambia de rojo a azul. A continuación estudiaremos las principales teorías ácido-base que describen el comportamiento de estos compuestos:

TEORÍA DE ARRHENIUS

En 1884, el químico sueco Svante Arrhenius, publicó un trabajo acerca de los ácidos y bases. Él sabía que las soluciones que contienen ácidos o bases conducen la corriente eléctrica. Arrhenius trató de explicar el porqué de esta condición y llegó a la conclusión de que estas sustancias liberan partículas cargadas cuando se disuelven y llamó a estas partículas cargadas iones que significa "vagabundos", también llegó a la conclusión de que los **ácidos** son sustancias que al ionizarse en solución acuosa produce iones hidrógeno (H^+), mientras que las **bases** son sustancias que al ionizarse en solución acuosa liberan iones hidróxido (OH^-). Ejemplos:



Ácido clorhídrico ion hidrógeno ion cloruro

Otros ejemplos de ácidos son: HF, HBr, HI, H₂S, H₂SO₄, HNO₃, H₃PO₄, Etc.



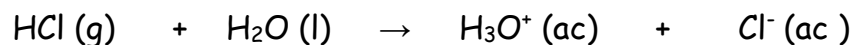
Hidróxido de sodio ion hidróxido ion sodio

Otros ejemplos de bases son: KOH, Mg(OH)₂, Al(OH)₃, Ca(OH)₂, Etc.

Las sustancias que al disolverse en agua conducen la corriente eléctrica se les llama electrolitos y entre ellas están los ácidos, las bases y además las sales como el cloruro de sodio.

TEORÍA DE BRONSTED- LOWRY

Conforme avanzaron los descubrimientos sobre la estructura del átomo y el comportamiento de las sustancias, se hizo necesario redefinir los conceptos de ácido y base. En 1923 el científico danés J. N. Bronsted y el científico inglés T. M. Lowry propusieron cada uno por separado los nuevos conceptos para estas sustancias. Ellos indicaron que un **ácido** es una sustancia capaz de ceder o donar un protón y una **base** es una sustancia capaz de aceptar un protón en una reacción química. Ejemplos:



Cloruro de agua ion hidronio ion cloruro

Hidrógeno

En esta reacción el cloruro de hidrógeno gaseoso es el ácido y la base es el agua, se observa que el ion hidrógeno, H^+ (protón) del ácido se ha combinado con una molécula de agua para formar el ion hidronio, H_3O^+

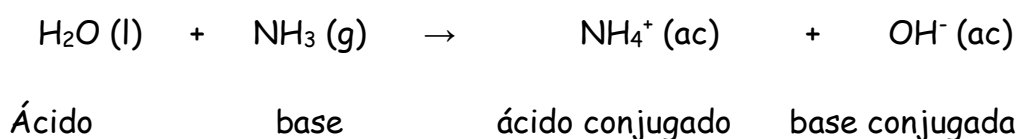
Considérese ahora la reacción: $\text{H}_3\text{O}^+ (\text{ac}) + \text{Cl}^- (\text{ac}) \rightarrow \text{HCl (g)} + \text{H}_2\text{O (l)}$

En esta reacción, el ion hidronio, H_3O^+ es un ácido, actúa como un ácido porque dona un protón al ion cloruro, el cual es una base. Se dice que el ion hidronio es el ácido conjugado de la base, en este caso agua. El ion cloruro se llama la base conjugada del ácido, o sea el ácido clorhídrico. En general, cualquier reacción ácido-base se describe de la forma siguiente:



La base conjugada de un ácido es la partícula que permanece después que el ácido ha liberado un protón. El ácido conjugado de una base se forma cuando la base acepta un protón del ácido.

Considérese lo que sucede cuando se añade el gas amoniacal al agua:



Como se podrá observar, el agua tiene un comportamiento anfótero, es decir, puede actuar como ácido o como base, dependiendo del medio; en la reacción con un ácido se comporta como base y en presencia de una base se comporta como ácido.

La clasificación de Bronsted-Lowry expande la lista de ácidos, ya que, también pueden ser ácidos los iones positivos como: H_3O^+ , NH_4^+ , etc.

También son ácidos de Bronsted-Lowry compuestos como: HF, HBr, HI, H_2S , H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 , etcétera, porque en disolución acuosa producen iones (H^+) capaz de donar protones.

- Para que una sustancia sea una base, es decir, sea capaz de atrapar un protón, basta que posea un par de electrones solitarios a los cuales se una el protón. Por ejemplo: CN^- , PO_4^{3-} , Cl^- , S^{2-} , etc.

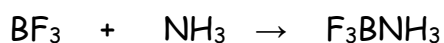
También son bases de Bronsted-Lowry sustancias como el KOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, etc., porque su disolución acuosa produce el ión (OH^-) capaz de aceptar un protón.

Puede generalizarse que todos los ácidos según Arrhenius son también ácidos según Bronsted-Lowry, ya que son capaces de ceder el protón (H^+). Así mismo, todas las bases según Arrhenius son también bases según Bronsted-Lowry, ya que el grupo OH^- posee más de un par de electrones solitarios y es capaz de aceptar un protón

TEORÍA DE LEWIS

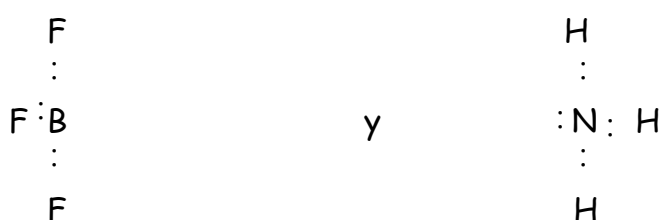
En 1923, el mismo año en que Bronsted y Lowry propusieron sus teorías. Gilbert Newton Lewis, un químico americano, propuso una definición aún más amplia, para los ácidos y las bases. El siguió el mismo tipo de razonamiento que llevó a Bronsted y Lowry a sus propuestas; sin embargo, Lewis enfocó la transferencia de electrones en vez de la transferencia de protones y definió a un **ácido** como una sustancia capaz de aceptar un par de electrones y a una **base** como una sustancia capaz de donar un par de electrones.

Considérese la reacción entre el trifluoruro de boro y el amoníaco:



Trifluoruro de boro amoníaco complejo

Las estructuras de Lewis del trifluoruro de boro y el amoníaco son las siguientes:



Se observa que el boro tiene un orbital vacío y puede aceptar dos electrones más en su capa externa, ya que el trifluoruro de boro puede aceptar un par de electrones, es un ácido de Lewis, Ahora, considérese la estructura del amoníaco, se observa que el átomo de nitrógeno tiene un par de electrones sin compartir y que puede donarlos al boro, el amoníaco es una base de Lewis porque dona un par de electrones.

He aquí algunos ejemplos de ácidos y bases de Lewis:

Ácidos: cationes H^+ , Ag^+ , Cu^+ , Mg^{2+} , Fe^{2+} , Hg^{2+} , Pb^{2+} ,

Neutros BF_3 , AlCl_3 , moléculas orgánicas con enlaces $\text{C}=\text{O}$, etc.

Bases: aniones OH^- , Cl^- , SO_4^{2-}

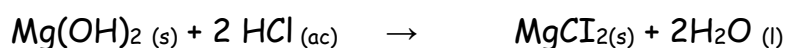
Neutros H_2O , NH_3 , alcoholes, moléculas orgánicas con enlaces $\text{C}=\text{C}$,

etc.

En este sentido general se afirma que la definición de Lewis incluye a los ácidos y bases de Arrhenius y de Bronsted-Lowry.

Ejemplo:

En la siguiente reacción identifica el ácido y la base, y explica tu elección con base en las tres teorías ácido-base.



De acuerdo con Arrhenius, el HCl es un ácido porque en disolución acuosa libera iones (H^+). También para Bronsted-Lowry es un ácido porque dona protones (H^+). Para Lewis el (H^+) es un ácido porque acepta un par de electrones del OH^- (que se obtiene al disociarse el Mg(OH)_2) para formar el agua

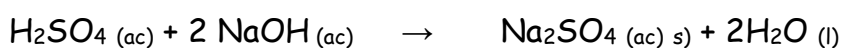
El Mg(OH)_2 de acuerdo con Arrhenius es una base porque en disolución acuosa libera iones hidróxidos (OH^-). También para Bronsted-Lowry es una base porque el OH^- liberado es capaz de aceptar un protón H^+ (que se obtiene al disociarse el HCl). Para Lewis el OH^- (H^+) es una base porque dona un par de electrones al H^+ para formar el agua.

Ejercicios:

II. INSTRUCCIONES: Relaciona las siguientes columnas, escribiendo en los paréntesis de la izquierda la letra del ácido o base correspondiente a los conceptos. Valor 1 punto cada respuesta.

- | | |
|---|----------------------------|
| 1. () Sustancia capaz de aceptar protones | A) Base de Arrhenius |
| 2. () Sustancia capaz de liberar iones hidrógeno en solución acuosa | B) Acido de Lewis |
| 3. () Sustancia capaz de aceptar electrones | C) Acido de Bronsted-Lowry |
| 4. () Sustancia capaz de liberar iones hidróxidos en solución acuosa | D) Acido de Arrhenius |
| 5. () Sustancia capaz de donar protones | E) Base de Bronsted-Lowry |
| 6. () Sustancia capaz de ceder electrones | F) Base de Lewis |

7. En la siguiente reacción identifica el ácido y la base, y explica tu elección con base en las tres teorías ácido-base.



CUADRO COMPARATIVO DE LAS TEORIAS ACIDO-BASE

	ARRHENIUS	BRONSTED-LOWRY	G.N. LEWIS
ÁCIDO	Definición	Definición	Definición
	Ejemplo de reacción	Ejemplo de reacción	Ejemplo de reacción
BASE	Definición	Definición	Definición
	Ejemplo de reacción	Ejemplo de reacción	Ejemplo de reacción

CUESTIONARIO DE APLICACION DE LAS TEORÍAS ÁCIDO-BASE

2. Escribe el símbolo del átomo de hidrógeno: _____

3. Escriba la fórmula química de los compuestos siguientes:

a) Ácido nítrico _____ f) Hidróxido de sodio _____

b) Ácido clorhídrico _____ g) Hidróxido de potasio _____

c) Ácido sulfhídrico _____ h) Hidróxido de calcio _____

d) Ácido fosfórico _____ i) Hidróxido de amonio _____

e) Ácido sulfúrico _____ j) Hidróxido de magnesio _____

4. ¿Qué es un ión?

4. Representa el ión de hidrógeno: _____

5. Definición de Arrhenius para un ácido y una base:

6. Identifica cada uno de los compuestos siguientes como un ácido o base de Arrhenius:

a) $\text{Al}(\text{OH})_3$ _____ b) H_2SO_4 _____ c) Na_2SO_4 _____
d) KOH _____ e) H_3PO_4 _____ f) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ _____
g) CaSO_4 _____ h) H_2CO_3 _____ i) HCl _____

7. En la siguiente serie de compuestos con hidrógeno, ¿cuáles son ácidos de Arrhenius?

NaH , MgH_2 , H_2CO_3 , SiH_4 , SH_2 , AlH_3 , HBr

8. Identifica las sustancias que en solución acuosa liberan iones hidrógeno (H^+)

a) KNO_3 b) NaOH c) HF d) Na_2CO_3 e) H_3PO_4 f) HNO_3

9. En la siguiente serie de compuestos, ¿cuáles son ácidos de Bronsted-Lowry?

KNO_3 , NaOH , NH_3 , Na_2CO_3 , H_3O^+ , NH_4^+

10. En la siguiente serie de compuestos, ¿cuál es un ácido típico de Lewis?

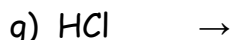
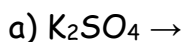
NaOH , NH_3 , OH^- , Cl^- , BF_3

11. Identifica las sustancias que en solución acuosa liberan iones hidróxido (OH^-) (iones oxhidrilo)

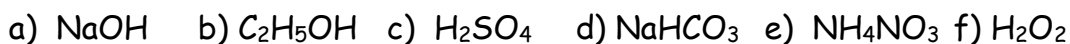
a) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ b) NH_4OH c) $\text{CH}_3\text{-OH}$ d) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ e) BaCO_3 f) KOH

12. Describe como participa el agua en la ionización o disociación de un ácido o base.

13. Indica mediante ecuaciones sencillas, cómo se disocian o se ionizan las sustancias siguientes:



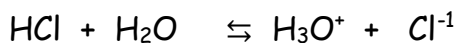
14. Identifica a las sustancias que al ponerse en contacto con el agua sufrirán una ionización:



15. Identifica al ión que proporciona las propiedades de los ácidos:



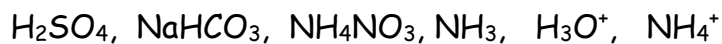
16. En la siguiente reacción química identifica las sustancias que son ácidos y bases de Bronsted-Lowry



Ácidos _____ y _____

Bases _____ y _____

17. ¿Cuál de las siguientes sustancias es una base de Lewis? Justifica tu respuesta.



18. ¿Por qué son iguales una base de Bronsted-Lowry y una de Lewis?

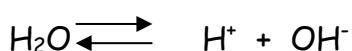
El pH

¿Qué es el pH?, ¿Cómo se clasifican las sustancias de acuerdo al valor de su pH?, ¿Qué pH debe tener un champú para que no dañe el cabello?, ¿Qué concentración de iones hidrógeno debe tener un cabello sano?, ¿Qué pH tiene tu piel?, ¿Por qué se origina la caries dental?

Muchas de las reacciones químicas más cercanas a nosotros se llevan a cabo en el agua; de ahí que el conocimiento de la constante del producto iónico del agua ha permitido a los químicos desarrollar una escala simple llamada escala de pH.

IONIZACIÓN DEL AGUA:

Los experimentos de conductividad han demostrado que el agua se ioniza según la ecuación:



Experimentalmente se ha encontrado que un litro de agua (1 L de agua = 1000g de agua = 55.6 mol de agua) pura a 25°C produce una concentración de iones hidrógeno, H^+ , igual a 1×10^{-7} mol/L y de iones hidróxido, OH^- , igual a 1×10^{-7} mol/L.

Esto indica que se ioniza aproximadamente una molécula de agua entre cada mil millones, por lo que el valor de 55.6 mol/L es, relativamente constante.

Debido a que el agua se ioniza, es posible hallar una constante de equilibrio para esta reacción:

$$k_{eq} = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

Ya que la concentración del agua permanece prácticamente constante, se puede multiplicar por la constante de equilibrio, para obtener la constante del producto iónico del agua, k_w

$$k_w = k_{eq} \times [H_2O] = [H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

Es decir, $k_w = [H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$

k_w es una constante para todas las soluciones acuosas diluidas. A pesar de que las concentraciones de H^+ y OH^- puedan cambiar cuando se añaden otras sustancias al agua, el producto de $[H^+]$ y $[OH^-]$ se mantiene constante.

Si se añade un ácido al agua se obtiene una solución ácida; ya que aumenta la $[H^+]$ y disminuye la $[OH^-]$ de tal manera que se mantenga el valor de 1×10^{-14} de la k_w .

Si se añade una base al agua se obtiene una solución básica o alcalina; ya que, aumenta la $[OH^-]$ y disminuye la $[H^+]$ de tal forma que se mantenga el valor de 1×10^{-14} de la k_w . Como se indica en la siguiente tabla:

$[H^+]$	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-5}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
$[OH^-]$	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-5}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	10^0

Una solución es ácida cuando $[H^+] > [OH^-]$

Una solución es básica cuando $[H^+] < [OH^-]$

Una solución es neutra cuando $[H^+] = [OH^-]$

La concentración de iones hidrógeno indica el grado de acidez, o basicidad, de una solución a 25 °C; sin embargo, el uso de exponentes no es sencillo y hace difícil su manejo. Por lo anterior, se propuso que en lugar de concentraciones de ion H^+ se usaran sus "logaritmos negativos"¹ y que este índice logarítmico se representara por el símbolo pH (potencial de hidrógeno). El pH se define como:

El pH de una solución es el logaritmo negativo de la concentración de iones hidrógeno. La expresión matemática para el pH es la siguiente:

$$pH = -\log[H^+]$$

El pH de una sustancia indica si es ácida, básica o neutra.

Así para el agua a 25°C la $[H^+] = 1 \times 10^{-7}$ mol /L; por lo tanto,

$pH = -\log 1 \times 10^{-7} = 7$ y el agua es una sustancia neutra, es decir no es ácida ni básica.

La escala de pH varía desde 0 a 14. Si el pH de una sustancia es menor de 7 es un ácido, si es mayor de 7 es una base y si el pH es igual a 7 es neutra.

Una manera práctica de medir el pH es utilizando el papel pH en forma de tiras. En la industria se usa un aparato electrónico llamado potenciómetro.

¹ El logaritmo decimal (log) de un número es, simplemente, el exponente al que hay que elevar 10 para obtener ese número. Así, log 100 es 2, porque $100 = 10^2$, y el log de 1000 es 3, porque $1000 = 10^3$. El log de 500 es 2.7, pero no se puede determinar este valor con facilidad si no se cuenta con una calculadora científica.

ESCALA DE pOH.

Una escala similar a la escala de pH es la de pOH, que se define como el logaritmo negativo de la concentración de iones hidróxido. La expresión matemática es la siguiente:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

Al aplicar la fórmula de pH y de pOH en la tabla anterior se obtienen los valores de pH y pOH

De la constante del producto iónico del agua resulta:

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

EJEMPLOS DE PROBLEMAS RELACIONADOS CON EL pH².

En una muestra de jugo de limón la $[\text{H}^+]$ es de 3.8×10^{-4} mol/L, ¿cuál es su pH y que carácter tiene?

Datos	Fórmula	Despeje	Sustitución
$[\text{H}^+] = 3.8 \times 10^{-4}$ mol/L pH = ?	$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$		$\text{pH} = -\log 3.8 \times 10^{-4} = 3.4$ Solución ácida.

Una muestra de jugo de manzana recién preparado tiene un pH de 3.76.

Calcula la concentración de iones H^+ .

² Para determinar el pH y $[\text{H}^+]$, se hace necesario el uso de la calculadora, según sea tu calculadora, generalmente para el pH, se tecldea tal cual aparece en la sustitución, con excepción de que el $\times 10$, se introduce con la tecla EXP y para la $[\text{H}^+]$, el antilog se introduce con las teclas SHIFT, INV o 2ndf y luego log.

Datos	Fórmula	Despeje	Sustitución
$[H^+] = ?$ $pH = 3.76$	$pH = -\log[H^+]$	$[H^+] = \text{antilog}(-pH)$	$[H^+] = \text{antilog}(-3.76)$ $[H^+] = 1.7 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$

Ejercicios.

1. Calcula el pH de la pepsi si la $[H^+]$ es esta disolución es de $3.47 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$; además indica su carácter.
2. Si el pH de un cabello sano es de 5. Calcula la concentración de iones H^+ .
3. ¿Cuál es el pH y pOH de la sangre de una persona saludable que tienen una concentración de iones hidróxido de $4 \times 10^{-8} \text{ M}$?
4. Un limpiador doméstico es una solución acuosa de amoníaco con una concentración de iones hidróxidos de $2.8 \times 10^{-3} \text{ M}$. Calcula el pH del limpiador.
5. Identifica cada una de las siguientes soluciones como ácidas o básicas:
 - a) $pH=5$
 - b) $pH=10$
 - c) $pH= 3$

5. Ordena las siguientes sustancias en orden creciente de acidez.

a) Vinagre pH=2.6

b) Lluvia pH=6.8

c) Huevo pH=7.8

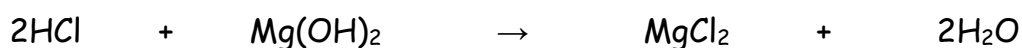
REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN

¿Qué es una reacción de neutralización?, ¿Cuáles son los productos obtenidos en una reacción de neutralización?

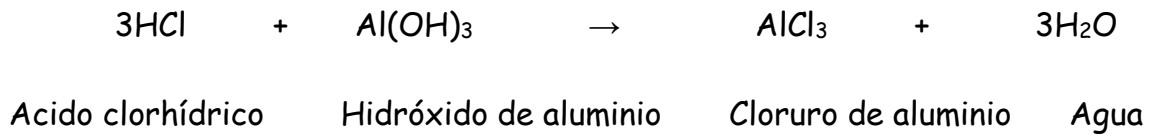
Las reacciones de neutralización entre un ácido y una base fue tal vez la primera reacción química estudiada sistemáticamente en la historia de la química. Se dice que una reacción de neutralización, según la teoría de Arrhenius, es cuando un ácido reacciona con una base formándose una sal y agua.

Con frecuencia las reacciones de neutralización se realizan por un procedimiento llamado titulación. La titulación es un procedimiento para determinar la concentración de un ácido o una base en solución mediante la adición de una base o un ácido de concentración conocida hasta alcanzar el punto final o punto de neutralización, el cual se determina con un indicador.

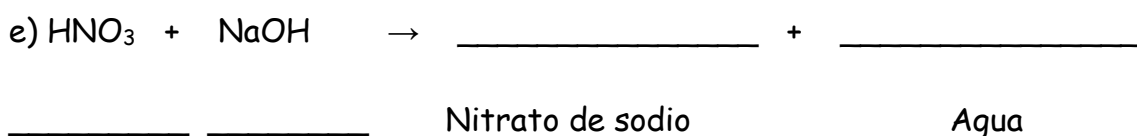
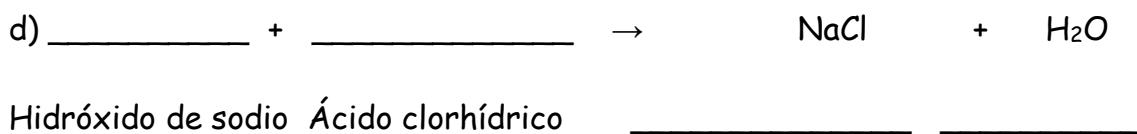
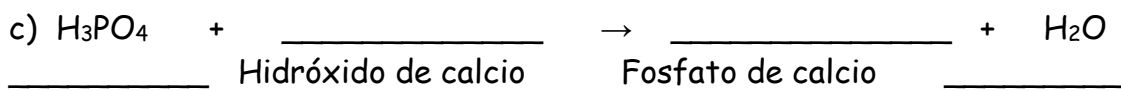
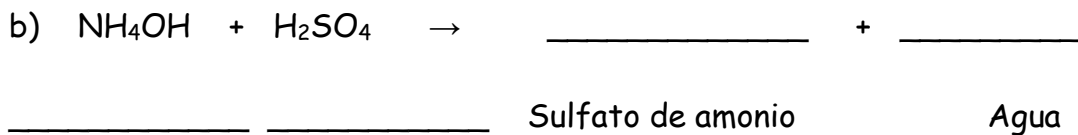
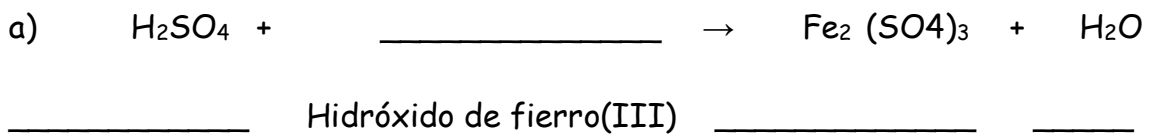
Ejemplo. Completa y balancea las siguientes ecuaciones químicas por el método de tanteo.



Acido clorhídrico Hidróxido de magnesio Cloruro de magnesio Agua



Ejercicio. □ Completa y balancea las siguientes ecuaciones químicas por el método de tanteo. Escribe la fórmula sobre la línea correspondiente y/o el nombre del compuesto faltante.



b) Realiza una investigación y contesta las siguientes preguntas

1. ¿Con qué objeto se llevan a cabo las reacciones químicas de neutralización en ámbitos diversos?
2. ¿Qué productos se obtienen en una reacción química de neutralización?
3. En una casa habitación, si una persona se quema la piel con ácido muriático, ¿cómo se puede neutralizar su efecto?
4. Y si una persona se quema con sosa caustica, ¿qué sustancia se utilizaría para neutralizar su efecto?

Trabajo de investigación:

¿En qué consiste la lluvia ácida?

¿Cuáles son las causas de la lluvia ácida?

¿Cómo afecta la lluvia ácida a los organismos?

¿Cuáles son las reacciones que forman la lluvia ácida?

BIBLIOGRAFÍA

A. Garritz, J. A. Chamizo. (1994). *Química*. México: Addison.

Nenninger, E. H. (2002). *Enseñar a aprender*. México: Paidós.

Bosque, F. R (1998). *Química general*. México: McGraw-Hill. Morris Hein, Susan Arena. (1997). *Química*. México: Thomson.

