

QUÍMICA GENERAL



QUÍMICA

Química.

Temas básicos

Sustancias

químicas.....3

Sustancias puras: elemento y

compuesto.....4

Mezclas: homogéneas y

heterogéneas.....4

Estructura

atómica.....5

Concepto de átomo, protón, electrón, neutrón, número atómico y masa

atómica.....5

Orbitales

atómicos.....6

Configuración

electrónica.....8

Tabla

periódica.....11

Clasificación de elementos: metales, no metales y

metaloideos.....15

Propiedades

periódicas.....12

Electronegatividad.

.....10

Energía de ionización.	
.....	11
Afinidad electrónica.....	
.....	12
Regla del octeto de Lewis.....	
.....	13
Clasificación de los compuestos en óxidos básicos, óxidos ácidos (anhídridos), ácidos, bases. ...	14
Cálculo de masa molar.....	
.....	15

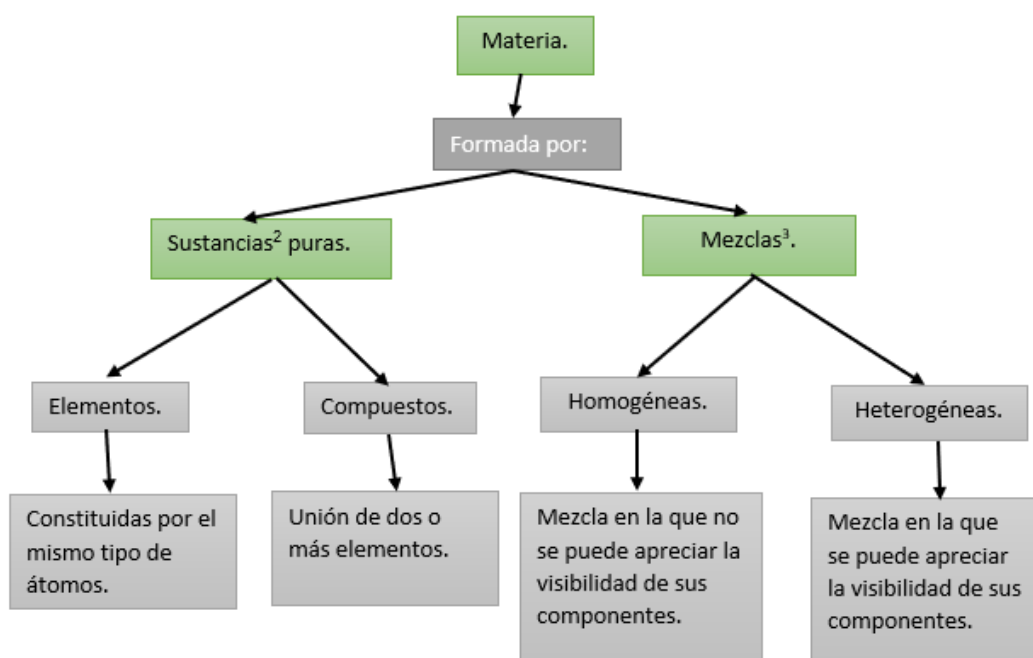
Para estudiar la química, primero debemos de plantearnos que es lo que estudia.



La química es la ciencia que estudia la materia¹, su composición, estructura, propiedades y comportamiento, así como los cambios o transformaciones que sufre internamente.

Una vez entendido que estudia la química, ¡comencemos!

1. Sustancias químicas.



¹ Materia: todo aquello que ocupa un lugar en el espacio y existe gracias a la relación masa-energía.

² Sustancia: una forma de la materia con características bien definidas.

³ Mezcla: unión física de dos o más sustancias en proporciones variables conservando sus características.

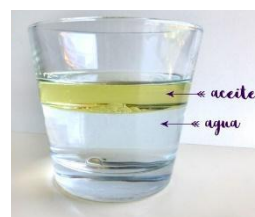
Para entender más la diferencia entre sustancias y mezclas, veremos los siguientes ejemplos:

El O_2 es ejemplo de una **sustancia** (elemento), ya que tenemos que está formado por dos átomos del mismo elemento.



$NaOH$ es ejemplo de un **compuesto**, puesto que está formado por diferentes elementos.

La combinación del **agua con aceite** nos dará como resultado una **mezcla** de tipo **heterogénea**, ¿por qué?, pues se observará la divisibilidad de sus componentes.



Por último, un claro ejemplo de **mezcla homogénea** es la **gelatina**, puesto que tiene muchas sustancias en su composición, pero la visibilidad de estas no existe.

¡Ahora te toca a ti!

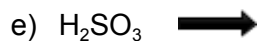
A continuación, te dejaremos algunos ejemplos, debes indicar de que manera está formada la materia (sustancia o mezcla).

a) Azufre y arena. ➡

b) Mg ➡

c) LiH ➡

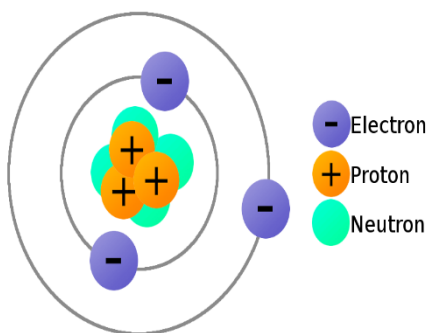
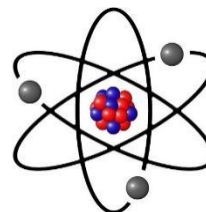
d) Atole. ➡



2. Estructura atómica.

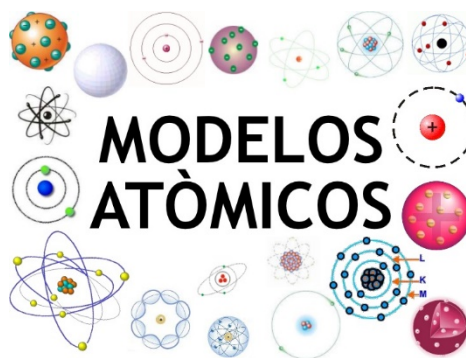
Para hablar de estructura atómica, primero tenemos que tener en claro algunos conceptos:

- **Átomo.** Es una partícula eléctricamente neutra debido a que tiene igual número de protones que de electrones. Representa la mínima cantidad de un elemento. Lo componen tres partículas: electrones, protones y neutrones.

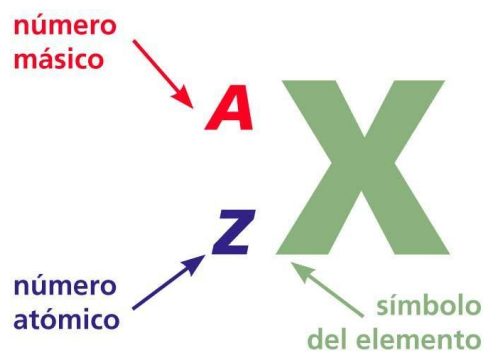


- **Electrón.** Partícula subatómica que compone al átomo, este tiene carga eléctrica negativa. Se ubica girando en órbitas alrededor del núcleo.
- **Protón.** Partícula subatómica que compone al átomo, tiene una carga eléctrica positiva. Se ubica en el centro del núcleo.
- **Neutrón.** Tercera partícula subatómica del átomo, este tiene una carga eléctrica (como su nombre lo dice) neutra. Se encuentra en el centro del núcleo junto con los protones.

- **Modelo atómico.** Es la representación del átomo que hicieron ciertas personas basándose en los avances científicos y tecnológicos de su época, cuyo fin es explicar sus propiedades y funcionamiento.



- **Número atómico.** Es el número de protones o electrones que tiene un átomo de un elemento en estado basal. Los átomos en estado basal tienen el mismo número de electrones, así como de protones. El número atómico es un número entero que se representa con la letra Z, por lo general se encuentra ubicado en cada casilla del elemento en la tabla periódica.
- **Número de masa.** Es la suma total del número de protones más neutrones de un átomo de un elemento, se representa con la letra A.



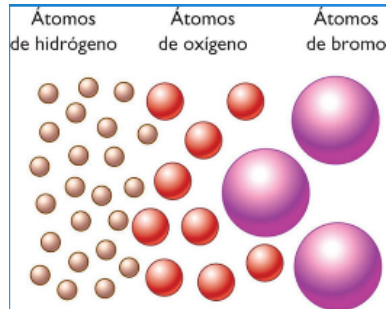
$$\text{Número de neutrones} = A - Z$$

- Masa atómica. Es la cantidad de materia total (electrones, protones y neutrones) que existe en un átomo expresada en unidades de masa atómica (uma).

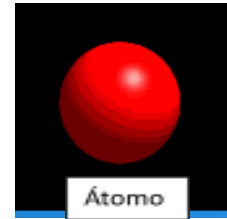
Entre los modelos atómicos que más destacan tenemos:

1. Modelo atómico de Dalton (1808).

Este describe al átomo como una pequeñísima esfera compacta e indivisible y establece que los elementos están constituidos por

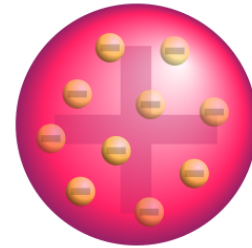


partículas llamadas átomos, que los átomos conservan su identidad durante cualquier cambio físico o químico de la materia, por último, establece que los átomos de un mismo elemento son iguales tanto en masa como en propiedades físicas y químicas pero diferentes a los átomos de otros elementos.

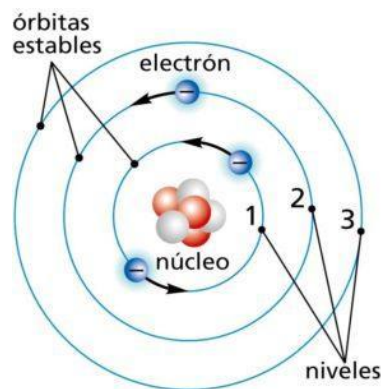


2. Modelo atómico de Thompson.

Propone que el átomo era una esfera de electricidad positiva con un número equivalentes de cargas negativas (rayos catódicos) que viajan en línea recta. Propuso un modelo atómico de “budín con pasas”, con electrones incrustados en una masa cargada positivamente.



3. Modelo atómico de Bohr (1913).



Propuso que los electrones pueden encontrarse ocupando, niveles de menor energía cuando el átomo está en estado basal (normal, es decir, sin reaccionar) o en niveles de mayor energía cuando el átomo en estado excitado.

Propuso que el átomo se parecía a un sistema solar (se puede apreciar en el diagrama del modelo). Identificó los niveles de energía mediante el número cuántico principal n.

3. Orbitales atómicos.

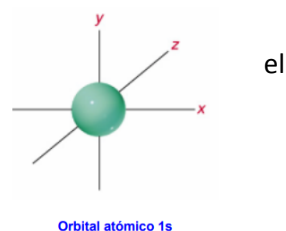
Es una región tridimensional alrededor del núcleo atómico donde existe mayor probabilidad de encontrar un electrón, esta definición parte de la ecuación planteada por Erwin Schrödinger.

El principio de incertidumbre de Heisenberg indica que la posición y el momento de un electrón no pueden conocerse simultáneamente. Esto significa que nunca podemos saber con total certeza donde se encuentra el electrón, pero sí podemos describir su posible localización. El contorno orbital indica la existencia de más de un 90% probabilidad de encontrar al electrón en el espacio definido por dicho contorno.

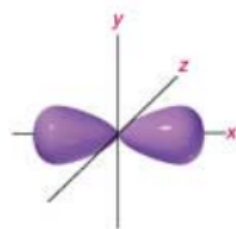
Según la mecánica cuántica, los electrones se colocan en regiones concéntricas al núcleo. Cada región, o nivel, contiene subregiones (subniveles) que son los orbitales atómicos. Cada orbital atómico tiene una energía característica que viene dada por la ecuación de Schrödinger.

Por lo tanto:

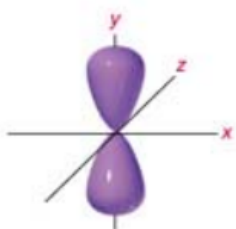
- La primera región contiene sólo al orbital (subnivel) s y consiste en una región esférica en cuyo centro se encuentra núcleo.



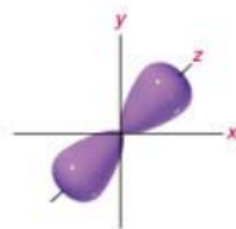
- La segunda región contiene 1 orbital s (esférico) y 3 orbitales p, que son mutuamente perpendiculares entre sí.



Orbital atómico $2p_x$



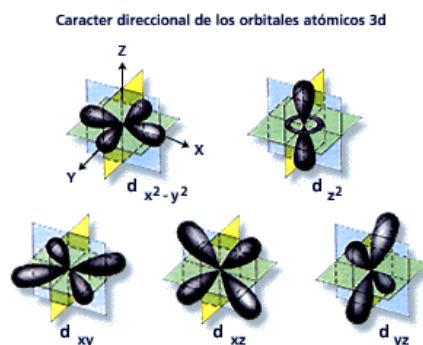
Orbital atómico $2p_y$



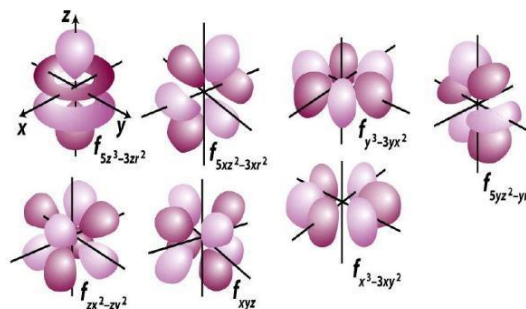
Orbital atómico $2p_z$

En la siguiente figura se indica la forma de cada uno de los orbitales 2p.

- El tercer nivel cuántico posee 1 orbital s, 3 orbitales p y 5 orbitales d, cuya forma y orientación se da en la siguiente figura:



- El cuarto nivel cuántico contiene 1 orbital s, 3 orbitales p, 5 orbitales d y 7 orbitales f.

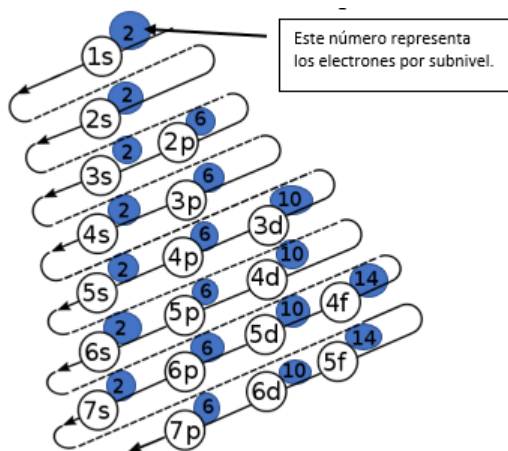
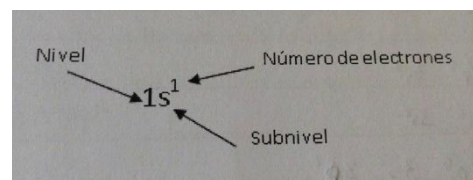


4. Configuración electrónica.

La configuración electrónica es una de las formas de representar la estructura electrónica de un elemento.

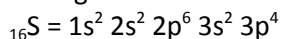
En la configuración electrónica se expresa primero el nivel que nos estamos refiriendo, a continuación, el tipo de un superíndice, el número de electrones que están

al subnivel y, por último, mediante presentes en ese subnivel.

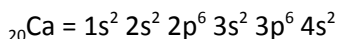


Para saber cómo están distribuidos los electrones de un átomo, es necesario ver la Regla de las diagonales, en la cual, si seguimos el orden y secuencia que muestra cada una de las flechas diagonales, nos indicarán el nivel, el subnivel y número máximo de electrones que acepta dicho subnivel.

Veamos un ejemplo, tenemos al azufre (S) que tiene 16 de número atómico (es el número de electrones a representar). Siguiendo la regla de las diagonales, la configuración electrónica quedará de la siguiente manera:

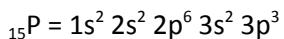


Tenemos al calcio (Ca), siguiendo la regla de las diagonales como en el ejemplo anterior, la configuración electrónica quedará como:



Por lo que el electrón diferencial se encuentra en el subnivel 4s.

Configuración electrónica del fósforo (P).



Por lo que el electrón diferencial se encuentra en el subnivel 3p.

¡Ahora te toca practicar a ti!

Recuerda, la práctica hace al maestro.

Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos:



Se sitúan en el grupo VIIIA.

Bajo condiciones normales, son gases inodoros, incoloros y reactividad química muy baja.

La tabla va a contar con columnas y con filas, a las columnas se les denomina grupos o familias mientras que a las filas se les denomina periodos.

6. Propiedades periódicas.

Son las características que tienen los elementos y que varían en forma secuencial por grupos y períodos.

- Electronegatividad.

Capacidad de un elemento para atraer los electrones.

El elemento con mayor electronegatividad es el flúor.

- Afinidad electrónica.

Cambio de energía cuando un átomo acepta un electrón para formar un anión.

Al igual que en la electronegatividad, el elemento con mayor afinidad electrónica es el flúor.



- Energía de ionización.

Energía mínima que se requiere para desprender un electrón de un átomo.

Esta propiedad comparte la misma dirección que la electronegatividad y que la afinidad electrónica, por lo que el elemento con mayor energía de ionización también es el flúor.

- Actividad química / carácter metálico.

Indica la menor o mayor tendencia para ceder electrones al combinarse con los no metales.

Por lo tanto, el elemento con mayor actividad química es el francio.

- Valencia.

Capacidad que tienen los elementos para combinarse.

Está determinada por el número de electrones presentes en el nivel más externo.

De acuerdo con la ubicación del electrón diferencial, los elementos se clasifican en tres tipos:

- 1.- Elementos representativos: los que se localizan en el subnivel s y p.
- 2.- Elementos de transición: los que se encuentran en el subnivel d.
- 3.- Elementos de transición interna o tierras raras: los que se encuentran ubicados en el subnivel f.

Diagrama de la clasificación de los elementos químicos en bloques representativos, de transición y nobles.

Representativos (siete bloques azules a la izquierda):

- H
- Li, Be
- Na, Mg
- K, Ca
- Rb, Sr
- Cs, Ba
- Fr, Ra

Transición (bloques rojos en el centro):

- Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn
- Y, Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd, Ag, Cd
- Hf, Ta, W, Re, Os, Ir, Pt, Au, Hg

Nobles (siete bloques amarillos a la derecha):

- He
- Ne
- Ar
- Kr
- Xe
- Rn

Transición interna (bloques verdes en la parte inferior):

- Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu
- Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr

7. Regla del octeto de Lewis.

La regla del octeto establece que al formarse un enlace químico los átomos ganan, pierden o comparten electrones de tal forma que el nivel más externo, también capa de valencia, contenga ocho electrones.

Los que tienen mayor facilidad para cumplir con esta regla son los no metales.



La forma en la que se representa es mediante la estructura de Lewis.
¿Cómo es esto?
¡Muy fácil!

Solo se colocará el número de electrones de valencia alrededor del elemento con puntitos o asteriscos, como se muestra a continuación:

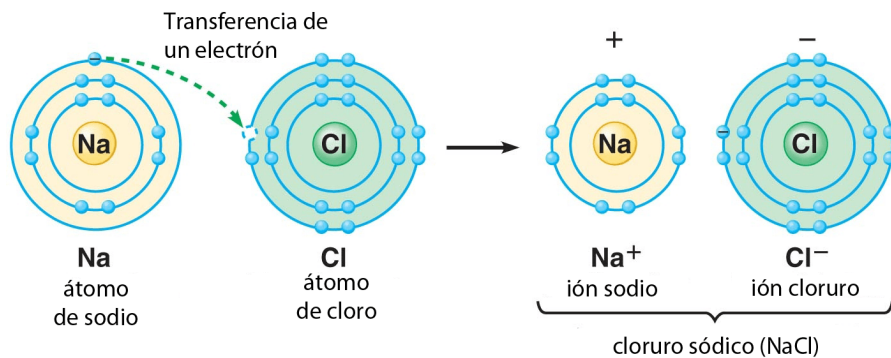
	GRUPO							
	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
electrones de Valencia	1	2	3	4	5	6	7	8
ELEMENTOS	H•	Be••	B•••	C••••	N•••••	O••••••	F•••••••	Ne••••••••
	Li•	Mg••	Al•••	Si••••	P•••••	S••••••	Cl•••••••	Ar••••••••
	Na•	Ca••	Ga•••	Ge••••	As•••••	Se••••••	Br•••••••	Kr••••••••
	K•	Sr••	In•••	Sn••••	Sb•••••	Te••••••	I•••••••	Xe••••~••••
	Rb•	Ba••	Ta•••	Pb••••	Bi•••••	Po••••~••	At••••~••	Rn••••~••

8. Enlace químico.

Enlace iónico. *Se realiza entre un elemento Metal y otro No Metal (M + NM).*

Ceden electrones: el elemento metal cede los electrones necesarios al no metal para que este último cumpla con la regla del octeto.

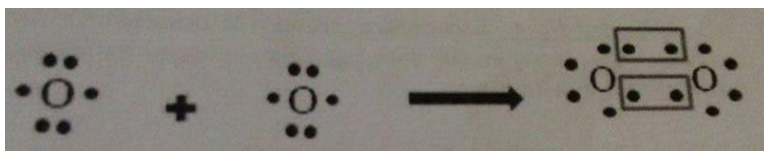
Se realiza entre un elemento Metal y otro No Metal (M + NM).



¡Para que no lo olvides!
Se puede relacionar con una relación tóxica, puesto que uno cede sus electrones para que el otro se complete.



Enlace covalente. *Enlace entre No Metales.*



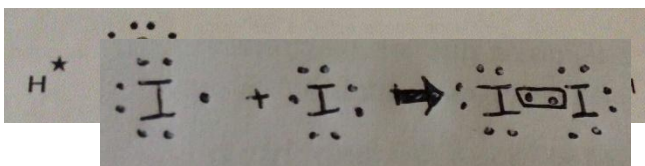
Comparten electrones: los elementos presentes en el enlace no ceden sus electrones de valencia a comparación en el enlace iónico, solo los comparten con el propósito de cumplir la regla del octeto.

La representación del enlace es con un rectángulo alrededor de los electrones que se están compartiendo.

¡Para que no lo olvides!
Se puede relacionar con una relación bonita y estable, puesto que ninguno debe dar nada al otro por completo, sino que comparten por igual.

Cabe resaltar que hay subtipos de enlaces covalentes:

1. Enlace covalente no polar.
Se efectúa entre dos átomos no metálicos iguales.



polar.

2. Enlace covalente polar.
Se realiza entre átomos no metálicos distintos.



¡Ahora te toca a ti!

Realiza los siguientes enlaces químicos identificando que tipo de enlace es:

✓ Li con Br

✓ N₂

✓ H con F

✓ H con Br

✓ Al con Cl

✓ Br₂

9. Clasificación de los compuestos en óxidos básicos, óxidos ácidos (anhídridos), ácidos, bases.

❖ Óxidos básicos.

Se forman cuando se unen un elemento metálico y el oxígeno, sus fórmulas químicas son binarias.

La forma en que se escribe su nombre es la siguiente:

1. En primer lugar se escribe la palabra óxido, que es su nombre genérico.
2. En segundo lugar se escribe el nombre del elemento metálico. El cual lleva la terminación oso, si actúa con su número de oxidación menor o lleva la terminación ico, si el elemento actúa con su número de oxidación mayor.

Por ejemplo:

Compuesto	Fórmula	Nombre
Na ⁺¹ +O ⁻²	Na ₂ O	Óxido de sodio
Fe ⁺² +O ⁻²	FeO	Óxido ferroso
Ni ⁺³ +O ⁻²	Ni ₂ O ₃	Óxido níquelico

❖ Óxidos ácidos (anhídridos).

Se forman por la unión entre un elemento no metálico y el oxígeno. Sus fórmulas químicas son binarias y la forma en que se escribe su nombre es la siguiente:

1. En primer lugar se escribe la palabra anhídrido, que es su nombre genérico.
2. En segundo lugar se escribe el nombre del elemento no metálico, con las terminaciones oso o ico, dependiendo de si actúa con su valencia menor o mayor, respectivamente.

Por ejemplo:

Compuesto	Fórmula	Nombre
S ⁺⁴ +O ⁻²	SO ₂	Anhídrido sulfuroso
S ⁺⁶ +O ⁻²	SO ₃	Anhídrido sulfúrico
P ⁺³ +O ⁻²	P ₂ O ₃	Anhídrido fosforoso

❖ Hidróxidos o bases.

Se forman cuando los óxidos metálicos se unen con el agua, sus fórmulas químicas son ternarias y representan la unión de un elemento metálico con el radical oxidrilo (OH^{-1}). La forma en que se escribe su nombre es la siguiente:

1. En primer lugar se escribe la palabra hidróxido, que es su nombre genérico.
2. En segundo lugar se escribe el nombre del elemento metálico, con las terminaciones acostumbradas (oso para la menor, ico para la mayor).

Compuesto	Fórmula	Nombre
$\text{K}^{+1} + \text{OH}^{-1}$	KOH	Hidróxido de potasio
$\text{Hg}^{+2} + \text{OH}^{-1}$	$\text{Hg}(\text{OH})_2$	Hidróxido mercurico
$\text{Co}^{+3} + \text{OH}^{-1}$	$\text{Co}(\text{OH})_3$	Hidróxido cobáltico

❖ 10. Ácidos.

En estos compuestos su fórmula química, siempre empieza con hidrógeno, químicamente un ácido es una sustancia que en solución acuosa puede producir iones hidrógeno (H^+). Dependiendo de que contenga oxígeno o no, los ácidos se dividen en Hidrácidos y Oxiácidos.

a) Los hidrácidos. Se forman por la unión directa, entre el hidrógeno y un elemento no metálico, de los grupos VIA y VIIA, que al disolverse en agua manifiestan sus características ácidas, con elementos no metálicos de otros grupos, no forma compuestos de características ácidas.

La forma en que se escribe su nombre es la siguiente:

1. En primer lugar se escribe la palabra ácido, que es su nombre genérico.
2. En segundo lugar se escribe el nombre del elemento no metálico con la terminación hídrico.

Ejemplos:

Compuesto	Fórmula	Nombre
$H^{+1}+Cl^{-1}$	HCl	Ácido clorhídrico
$H^{+1}+S^{-2}$	H ₂ S	Acido sulfhídrico
$H^{+1}+F^{-1}$	HF	Ácido fluorhídrico

b) Los oxiácidos. Se forman cuando los anhídridos, se unen con el agua, sus fórmulas químicas son ternarias y representan la unión de hidrógeno con un radical negativo, de los que terminan su nombre en ato y en ito.

La forma en que se escribe su nombre es la siguiente:

1. En primer lugar se escribe la palabra ácido, que es su nombre genérico.
2. En segundo lugar se escribe el nombre del radical negativo, cambiando la terminación ato-ico e ito-oso.

Por ejemplo:

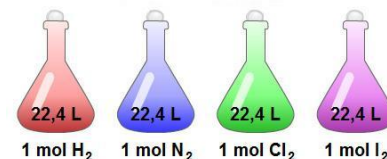
Compuesto	Fórmula	Nombre
$H^{+1}+NO_2^{-1}$	HNO ₂	Ácido nitroso
$H^{+1}+NO_3^{-1}$	HNO ₃	Ácido nítrico
$H^{+1}+SO_3^{-2}$	H ₂ SO ₃	Ácido sulfuroso

10. Mol (molaridad).

La molaridad expresa la concentración de la solución en moles de soluto disueltos en un litro de solución.

Recordemos que:

Soluto es la sustancia de menor cantidad y el otro componente de una sustancia es el disolvente, que es el de mayor cantidad.



$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{No. de moles de soluto (n)}}{\text{Volumen de solución (V)}}$$

$$n = \frac{\text{masa soluto (m)}}{\text{Peso molecular (PM)}}$$

Por lo tanto:

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\frac{\text{masa soluto (m)}}{\text{Peso Molecular (PM)}}}{V} = \frac{(m)}{PM \cdot V}$$

¡Ahora a ponerlo en práctica!

1. Calcular la cantidad de cloruro de magnesio (MgCl_2) necesarios para preparar 5 L. de una solución 3 molar (M).

$$V = 5 \text{ L}$$

$$[M] = 3 \text{ M}$$

$$m = ?$$

$$PM = \text{MgCl}_2$$

$$\text{Mg} \text{ ---- } 1 * 24 = 24$$

$$\text{Cl} \text{ ----- } 2 * 35 = 70$$

$$\text{-----}$$

$$PM = 94 \text{ g/mol}$$

Hay que despejar de la formula a la masa para poder calcularla según lo pide el enunciado.

$$m = M * PM * V$$

$$m = 3M * 94 \text{ g/mol} * 5L$$

$$m = 1,410 \text{ g}$$

2. ¿Cuántos gramos de dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) se requiere para preparar 250 mL de disolución cuya concentración ([]) es de 2.6 M?

$$m = ?$$

$$V = 250 \text{ mL} = 0.250 \text{ L}$$

$$[M] = 2.6 \text{ M}$$

$$PM = \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

$$\text{K} \text{ ----- } 2 * 39 = 78$$

$$\text{Cr} \text{ ----- } 2 * 52 = 104$$

$$\text{O} \text{ ----- } 7 * 16 = 112$$

$$\text{PM} = 294 \text{ g/mol}$$

$$m = M * \text{PM} * V$$

$$m = 2.6M * 294 \text{ g/mol} * 0.250L$$

$$m = 191.1 \text{ g}$$

¡Ahora te toca a ti!

Resuelve los siguientes problemas calculando lo que te pidan.

1. ¿A qué volumen se deben disolver 0.25 g de bromuro de potasio (KBr) para que la solución sea 0.02 molar?



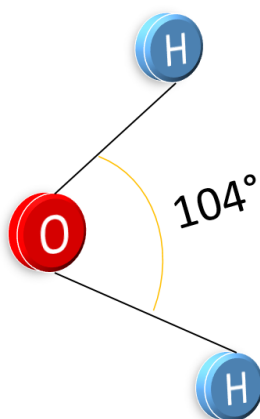
2. ¿Qué molaridad tiene una solución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) si 600 mL de la solución contiene 50 g del ácido?

3. ¿Cuántos gramos de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ se necesitan preparar 750 mL de una solución 0.15 M?

Ver soluciones en tu curso en línea www.cemsmx.com.mx

11. El agua

Es la sustancia fundamental para la vida, influye desde fenómenos atmosféricos hasta en ciclos bioquímicos, es participe de la regulación de temperatura en nuestros cuerpos, transportador de nutrientes en los mares, además de ser un medio de reacción y fundamental en actividades domésticas, industriales y agropecuarias.



La fórmula química del agua es H_2O , entre los átomos de hidrogeno se forma un Angulo de 104° , esta tiene distintas propiedades:

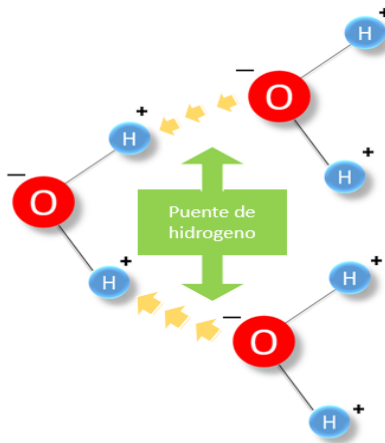
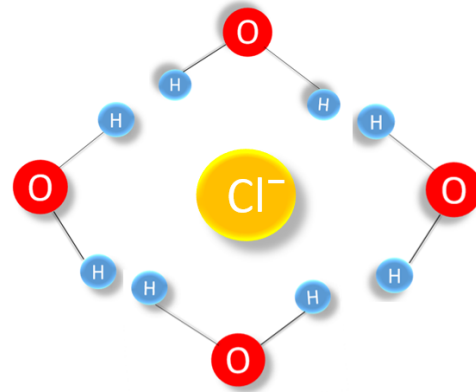
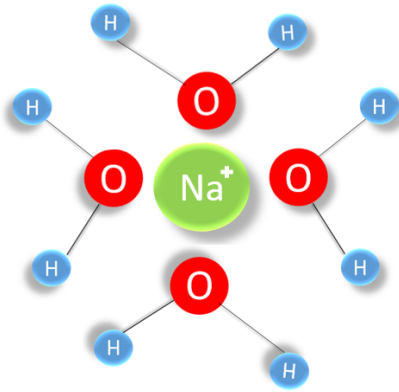
Propiedades organolépticas: Esta sustancia incolora, inodora y sin sabor.

Propiedades físicas: Su punto de fusión y ebullición a presión de una atmosfera son de $0^\circ C$ y $100^\circ C$ respectivamente, el calor especifico que presenta es de $1 \text{ kal/g}^\circ C$. Su densidad es de 1 g/ml , dicha magnitud se presenta cuando el agua se encuentra a $3.98^\circ C$ dado que esta es la temperatura mínima que requiere para estar en estado líquido, a menor temperatura comienza a formar cristales.

Presenta también una notable capacidad de adhesión, quiere decir que puede pegarse a otras sustancias o superficies que no sean de agua. La cohesión a su vez está presente, es lo que hace que se forme la tensión superficial, la cual se va volviendo más fuerte conforme baja la temperatura ordenando las moléculas de esta sustancia de forma hexagonal.

Propiedades químicas: El agua tiene un PH de 7 (neutro), los enlaces que presentan los hidrógenos con el oxígeno son de tipo covalente, es decir estos átomos comparten electrones cuando se unen. Esta sustancia también es capaz de oxidar metales y por el contrario reduce a los no metales.

Este líquido es llamado solvente universal dada su naturaleza bipolar, que hace que muchos solutos que se le agregan pasen por un proceso de solvatación. Esto quiere decir que un ion de la solución está rodeado de moléculas del solvente, siendo el polo del oxígeno negativo y el de los hidrógenos positivos.



Puentes de hidrogeno

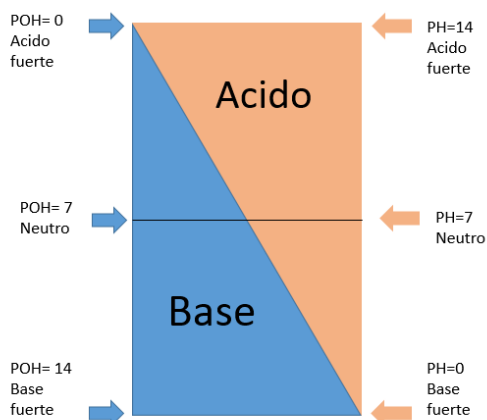
Otra de las características más distintivas del agua es que posee puentes de hidrogeno, estas son fuerzas electrostáticas que actúan debido a la bipolaridad del agua, interactuando en si misma u otras sustancias. Este fenómeno está presente en las cadenas de ADN y las proteínas.

Tipos de agua:

- Dura: No produce espumas, dado que tiene un exceso de carbonatos.
- Blanda: Agua con carbonatos, pero la disolución es insaturada.
- Destilada: Su composición es por completo de moléculas de H_2O .
- Mineral: Agua que contiene sales, compuestos sulfatados y gases, entre otros minerales.
- Oxygenada: Esta sustancia es inestable, reacciona fácilmente, su fórmula es H_2O_2 .

Ácidos y bases.

La acidez o basicidad de una sustancia se mide en una escala que va del 0 al 14 llamada PH esta representa la concentración de iones hidronio (H^+) que dicha contiene. Así mismo, esta sustancia puede contener iones hidroxilo (OH^-) y esta se medirá en una escala de POH. De modo que si el PH es menor a 7, la sustancia es acida y si es mayor a 7 será una base. Y la suma del PH y el POH de una sustancia debe dar 14. Para calcular dicho número la fórmula es: $PH = -\log [H^+]$



Ejemplo: Calcular el PH de una solución de HCL 0.1 M.

Sustituyendo en la fórmula: $\text{PH} = -\log [0.1]$ $\text{PH} = 1$ $\text{POH} = 13$ Es un ácido fuerte.

De acuerdo a diferentes científicos, las definiciones de ácido y base pueden ver diferentes aspectos

	Acido	Base
Lewis	Capaces de aceptar electrones.	Capaces de ceder protones.
Arrhenius	En solución acuosa suelta iones hidronio.	En solución acuosa suelta iones hidroxilo.
Bronsted-Lowry	Sustancia capaz de ceder protones.	Sustancia capaz de aceptar protones.
Boyle	Sustancias con sabor agrio, se reduce con los metales y en solución acuosa conducen corriente eléctrica. Enrojecen el papel tornasol.	Sabor amargo, no reaccionan con metales, hace que el papel tornasol sea azul.

A su vez, los ácidos y bases se clasifican en débiles y fuertes.

Ácidos fuertes: Son monoproticos (tienen solo un hidrogeno) por ejemplo el HCl. Se disocian solo una vez, tienen un PH de 1-3.

Ácidos débiles: Diproticos (H_2S), triproticos o poliproticos. Tienen un PH de 4-6.

Bases fuertes: Monohidroxílicos, como es el NaOH, PH de 14-11, se disocian una vez.

Bases débiles: Dihidroxílicos (Ca(OH)_2) o polihidroxílicos (Al(OH)_3) se disocian más de una vez.

12. El aire

El aire es la combinación de varios gases y algunas otras partículas que se encuentran flotando sobre la superficie de la tierra y la envuelve por completo, formando la atmosfera. Dependiendo la altura, se encontrarán diferentes gases, esto depende de que tan ligeros o pesados sean.

Gases permanentes (no varía su cantidad)

Gases variables (varia su cantidad)

Gas	Símbolo o formula	Porcentaje (%)
Nitrógeno	N_2	70.08
Oxígeno	O_2	20.9
Argón	Ar	0.93
Neón	Ne	0.0018
Helio	He	0.0005
Hidrógeno	H_2	0.00006
Xenón	Xe	0.000009

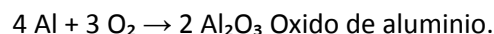
Gas	Símbolo o formula	Porcentaje (%)
Vapor de agua	H_2O	0 a 4
Dióxido de carbono	CO_2	0.0036
Metano	CH_4	0.0001
Óxido nitroso	N_2O	0.00003

Ozono	O ₃	0.000004
Clorofluorocarbonos	CFCI	0.00000002

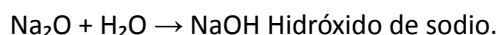
Reacciones del oxígeno.

Con Metales.

Cuando se junta un metal con el oxígeno, se obtiene un óxido metálico, también llamado **óxido básico**. Un ejemplo de este tipo de reacciones es:



Este tipo de óxidos, al reaccionar con agua, forman hidróxidos. Los cuales son también sustancias básicas.

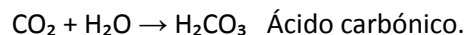


Con no metales

Los compuestos que resultan de estas reacciones se les llaman **óxidos ácidos**, se les conoce también como anhídridos. Por ejemplo, el carbono al ser sometido a una reacción de oxidación con calor, desprende CO₂.

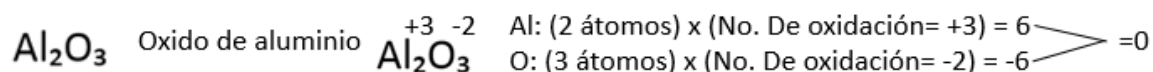


Y en presencia de agua, estos compuestos forman oxácidos.



13. Reacciones Oxido-reducción

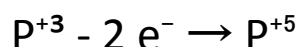
El número de oxidación indica cual es la carga que tiene el átomo que se está manejando, puede ser positiva, o negativa, y puede variar al momento en que los átomos interactúan entre sí. Esto lo determina el número de electrones que tiene, el número de oxidación indica el número de electrones “desligados” o que pueden ser atraídos. Si el número de oxidación es positivo, es porque le faltan electrones al átomo para tener una carga de 0 y ser estable, por el contrario si el número es negativo, el átomo puede ceder o compartir electrones, dada la carga negativa excesiva que tiene. En todos los compuestos la suma de las cargas de todos los átomos debe ser igual a 0.



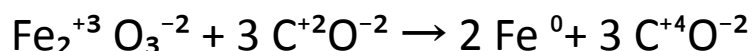
Estos números pueden cambiar agregando o quitando electrones al elemento. Cuando se le agregan electrones se dice que el átomo se **reduce**.



Por el contrario, si el átomo pierde electrones, se dice que se **oxida**.



Estos fenómenos ocurren en las reacciones químicas, si en estas hay un átomo que se reduce y otro que se oxida se dice que es una reacción de tipo **redox**. En estas reacciones, los hidrógenos siempre tienen un numero de oxidación de +1 y los oxígenos de -2, y cuando un elemento está solo, su número se oxidación será 0. Ejemplo:



Reducción: $\text{Fe}^{+3} \rightarrow \text{Fe}^0$

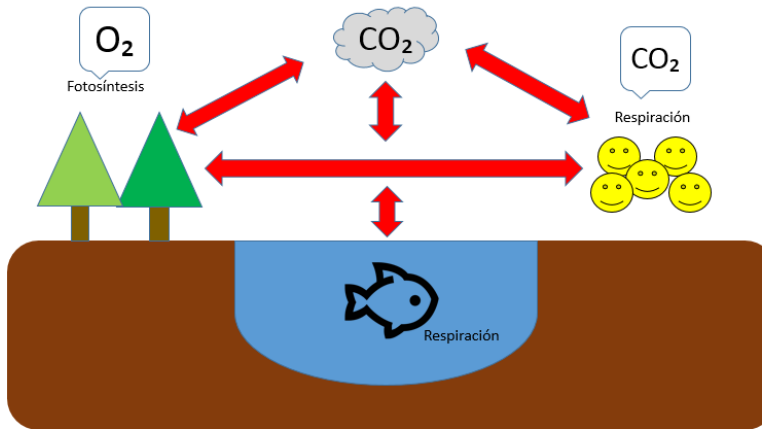
Oxidación: $\text{C}^{+2} \rightarrow \text{C}^{+4}$

Balanceo de ecuación	Cambio en electrones	Cambio en el No. De oxidación
Oxidación	Pierde	Aumenta
Reducción	Gana	Disminuye
Agente oxidante.	Pierde	Disminuye
Agente reductor	Gana	Aumenta

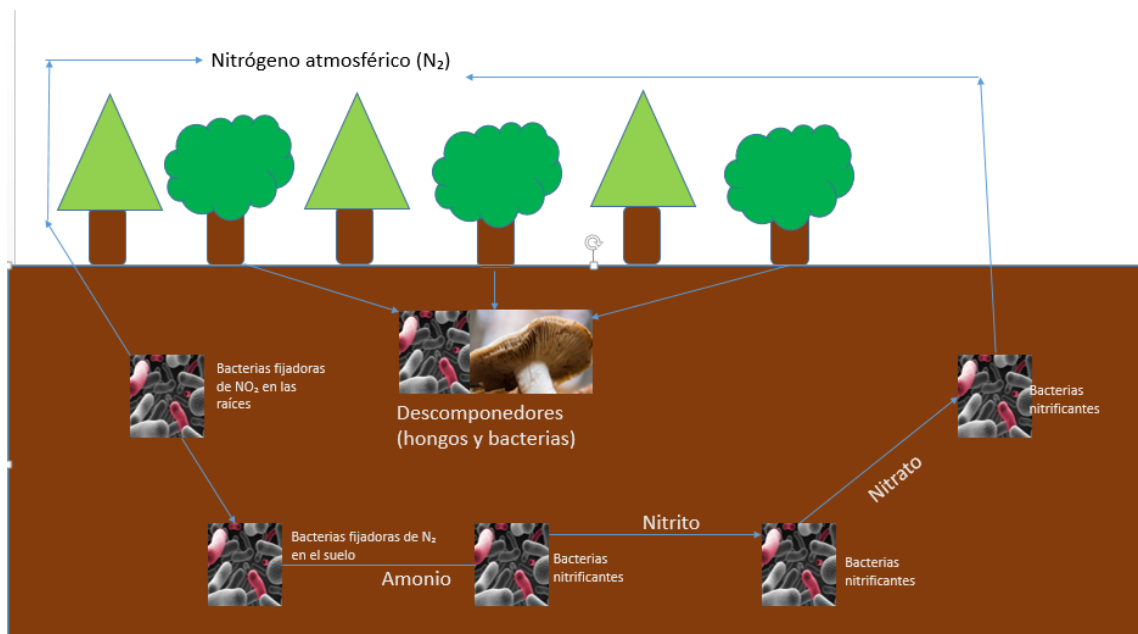
Lo que provoca que un átomo se reduzca, se llama agente reductor, en este caso lo es el carbono. Y por el contrario, el Hierro es el agente oxidante provocando que el carbono se oxide.

[Ciclo del oxígeno](#)

El oxígeno es necesario para los procesos bioquímicos fundamentales de los seres vivos, al pasar por estos, se forma CO_2 este gas es también originado en procesos industriales y los únicos seres capaces de convertirlo en O_2 son las plantas, quienes lo toman para realizar la fotosíntesis.

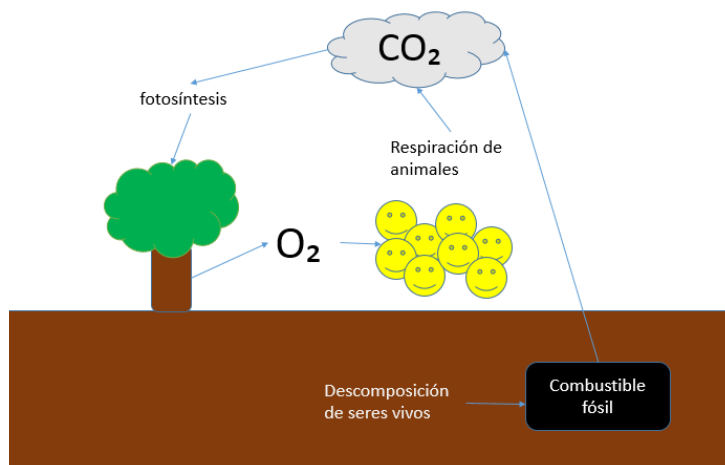


Ciclo del nitrógeno.



Todos los organismos requieren nitrógeno para hacer los aminoácidos de las proteínas y los ácidos nucleicos, pero muchos organismos producen iones de nitrito y nitrato cuando mueren. Después de pasar por las bacterias nitrificantes este nitrógeno sube a la atmósfera en un proceso de desnitrificación. Los humanos añaden mucho nitrógeno a la biosfera con el uso de fertilizantes.

Ciclo del carbono.



Este elemento es el mayor componente de las estructuras orgánicas. Se encuentra mayormente en la litosfera como Carbonato cálcico y como dióxido de carbono en el aire. Las plantas toman el CO_2 y forman O_2 que toman los seres vivos y al morir al cabo de muchos años forman combustibles fósiles.

ELEMENTOS

- C (Carbono)
- H (Hidrógeno)
- O (Oxígeno)
- N (Nitrógeno)
- P (Fósforo)

Contaminantes del aire

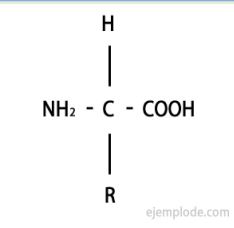
Primario: Es emitido directamente en el aire, por ejemplo: Monóxido de carbono, óxidos de nitrógeno y azufre, y partículas de elementos pesados como el plomo.

Secundario: Se forma cuando un contaminante primario reacciona con la atmósfera. Un ejemplo es la lluvia ácida, que se forma cuando los óxidos reaccionan con agua, o el ozono formado cuando los hidrocarburos y el óxido de nitrógeno reaccionan a la luz solar.

14. ALIMENTOS

BIOMOLÉCULA	CARBOHIDRATOS
ELEMENTOS QUE LOS FORMAN	CHO
MONÓMERO	Monosacáridos (glucosa, fructosa, galactosa, ribosa y desoxirribosa)
DISACÁRIDOS	Sacarosa, Lactosa, Maltosa
POLISACARIDOS	Almidón, glucógeno, celulosa, quitina
ENLACE	Glucosídico
FUNCIÓN PRINCIPAL	Fuente de energía inmediata

BIOMOLÉCULA	LÍPIDOS
ELEMENTOS QUE LOS FORMAN	CHOP
MONÓMERO	Ácidos grasos y/o glicerol
FUNCIÓN PRINCIPAL	-Reserva de energía a largo plazo -Forman las membranas de las células
CARACTERÍSTICA	Son insolubles en agua, pero solubles en compuestos orgánicos

BIOMOLÉCULA	PROTEÍNAS	
ELEMENTOS QUE LOS FORMAN	CHON	
MONÓMERO	Aminoácidos	
FUNCIÓN PRINCIPAL	-Desarrollo de músculos -Participan en el sistema inmune -Trabajan como enzimas (catalizadores) -Estructurales como en el caso de colágeno y elastina -Transporte como la hemoglobina	
ENLACE	PEPTÍDICO	
CARACTERÍSTICAS	Si son expuestas a cambios en el pH o en su temperatura sufren un proceso llamado: DESNATURALIZACIÓN.	
MONÓMERO	Aminoácidos	

BIOMOLÉCULA	ÁCIDOS NUCLEICOS (ADN Y ARN)
ELEMENTOS QUE LOS FORMAN	CHONP
MONÓMERO	Nucleótidos (Un nucleótido está formado por un grupo fosfato, bases nitrogenada y azúcar)
FUNCIÓN PRINCIPAL	Forman parte del código genético y de la síntesis de proteínas

15. ENERGIA, EQUILIBRIO Y CINETICA QUIMICA

1ra Ley de la termodinámica

La energía se conserva. Cualquier energía perdida por el sistema debe ganarla su entorno, y viceversa.

Entalpía (Deriva de la palabra griega enthalpein, “calentar”)

Va explicar el flujo de calor en los procesos que ocurren a presión constante, cuando no se realiza otro tipo de trabajo más que el P-V. La entalpía, es igual a la energía interna más el producto de la presión y el volumen del sistema

$$H = E +$$

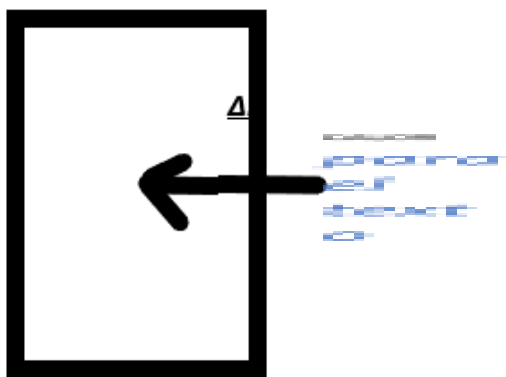
$$PV$$

Cuando ocurre un cambio a presión constante, el cambio de entalpía, ΔH , está dado por la siguiente relación.

$$\Delta H = \Delta E + P\Delta V$$

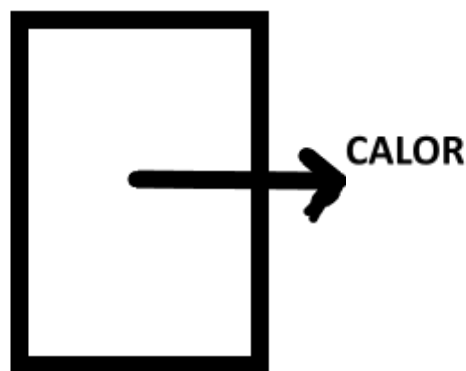
Cuando $\Delta H =$ es positivo (proceso endotérmico)

Cuando $\Delta H =$ es negativo (proceso exotérmico)



$$\Delta H > 0$$

ENDOTERMICO



$$\Delta H < 0$$

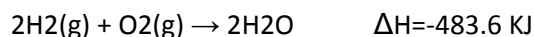
EXOTERMICO

ENTALPIA DE REACCIÓN

$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$$

$$\Delta H = H_{\text{productos}} - H_{\text{reactivos}}$$

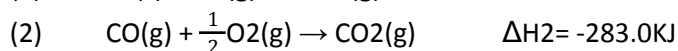
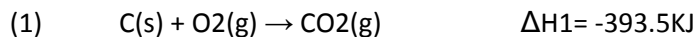
ΔH que acompaña a una reacción se conoce como entalpía de reacción o simplemente calor de reacción.



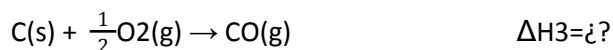
Ley de Hess

Establece que, si una reacción se realiza en varias etapas, el ΔH de la reacción completa será igual a la suma de los cambios de entalpía de las etapas indivisibles.

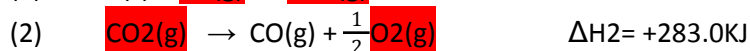
EJEMPLO: La entalpía de reacción para la combustión de C en CO_2 es -393.5 KJ/mol de C, y la entalpía para la combustión de CO en CO_2 es -283.0 KJ/mol de CO.



Calcule la entalpía para la combustión de C en CO



Debemos colocar las reacciones de tal forma que obtengamos los reactivos del lado de los reactivos y los productos del lado de los productos, en caso de invertir las reacciones como en el caso de la reacción (2), también se invierten los signos de la entalpía.

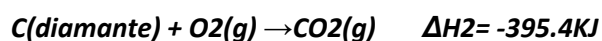
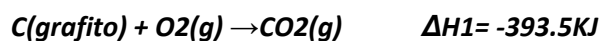


Eliminamos compuestos o elementos que tengamos en ambos lados. Para obtener la reacción final y la entalpía de la reacción.



AHORA TE TOCA A TI

EJERCICIO: El carbono se presenta en dos formas, grafito y diamante. La entalpía de la combustión del grafito es -393.5 KJ , y la del diamante es -395.4 KJ



16. Segunda Ley de la Termodinámica

La segunda ley de la termodinámica o segundo principio de la termodinámica expresa, de una forma concisa, que “la cantidad de entropía de cualquier sistema aislado termodinámicamente tiende a incrementarse con el tiempo, hasta alcanzar un valor máximo”. Pero sensiblemente, cuando una parte de un sistema cerrado interactúa con otra parte, la energía tiende a dividirse por igual, hasta que el sistema alcance un equilibrio térmico.

$\Delta S_{\text{total}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{entorno}}$

Proceso reversible $\Delta S = 0$

Proceso irreversible $\Delta S \geq 0$

La energía libre de Gibbs y la espontaneidad

De cómo la segunda ley de la termodinámica nos ayuda a determinar si un proceso será espontáneo y el uso de los cambios en la energía libre de Gibbs para predecir si una reacción será espontánea en uno o en otro sentido (o si estará en equilibrio).

Puntos más importantes

La segunda ley de la termodinámica dice que la entropía del universo siempre aumenta para un proceso espontáneo:

$\Delta S_{\text{universo}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{alrededores}} > 0$

A temperatura y presión constantes, el cambio en la energía libre de Gibbs se define como

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

Cuando ΔG es negativo, un proceso ocurrirá de manera espontánea, y se lo conoce como exergónico.

La espontaneidad de un proceso puede depender de la temperatura.

- Cuando $\Delta G < 0$, el proceso es *exergónico* y ocurrirá espontáneamente en sentido directo para formar más productos.

- Cuando $\Delta G > 0$, el proceso es *endergónico* y no es espontáneo en el sentido directo. Por el contrario, ocurrirá espontáneamente en el sentido inverso para producir más reactivos.
- Cuando $\Delta G = 0$, el sistema está en equilibrio y las concentraciones de productos y reactivos permanecerán constantes.

Ejemplo: calcule el cambio de energía libre estándar para la formación de NO gaseoso a partir de Nitrógeno gaseoso y oxígeno gaseoso a 298 K:

$\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}$ dado que $\Delta H = 180.7 \text{ kJ}$ y $\Delta S = 24.7 \text{ J/K}$. ¿la reacción es

espontánea bajo estas condiciones?

Solución: $\Delta G = \Delta H + T\Delta S$

Sustituyendo $\Delta G = 180.7 \text{ kJ} + (298 \text{ K})(24.7 \text{ J/K})(1 \text{ kJ}/1000 \text{ J}) = 173.3 \text{ kJ}$

Por lo tanto, la reacción es no espontánea.

17. EQUILIBRIO QUÍMICO

¿QUÉ ES UN EQUILIBRIO QUÍMICO?

Es una reacción que nunca llega a completarse, pues se produce simultáneamente en ambos sentidos (los reactivos forman productos, y a su vez, éstos forman de nuevo reactivos). Es decir, se trata de un **equilibrio dinámico**.

Cuando las concentraciones de cada una de las sustancias que intervienen (reactivos o productos) se estabiliza, es decir, se gastan a la misma velocidad que se forman, se llega al **EQUILIBRIO QUÍMICO**.

LEY DE ACCIÓN DE MASAS. CONSTANTE DE EQUILIBRIO (K_c)

Para una reacción cualquiera ($a \text{ A} + b \text{ B} + \dots \rightleftharpoons c \text{ C} + d \text{ D} + \dots$) se define la constante de equilibrio (K_c) de la siguiente manera:

$$K_c = \frac{[\text{C}]^c \times [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \times [\text{B}]^b}$$

siendo las concentraciones medidas **en el equilibrio** (no confundir con las concentraciones iniciales de reactivos y productos).

Se denomina constante de equilibrio, porque se observa que dicho valor es constante (dentro un mismo equilibrio) si se parte de cualquier concentración inicial de reactivo o producto.

En la reacción anterior: $\text{H}_2(g) + \text{I}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(g)$

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \times [\text{I}_2]}$$

QUIMICA DEL CARBONO

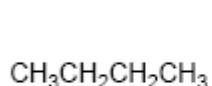
Los hidrocarburos son compuestos que contienen sólo carbono e hidrógeno. Se dividen en dos clases: hidrocarburos alifáticos y aromáticos.

Los hidrocarburos alifáticos incluyen tres clases de compuestos: alcanos, alquenos y alquinos. Los alcanos son hidrocarburos que sólo contienen enlaces simples carbono-carbono, los alquenos contienen enlaces dobles carbono-carbono, y los alquinos son hidrocarburos que contienen un triple enlace.

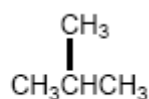
ALCANOS

Los alcanos son compuestos formados por carbono e hidrógeno que sólo contienen enlaces simples carbono – carbono. Cumplen la fórmula general $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, donde n es el número de carbonos de la molécula.

Alcanos isómeros



butano



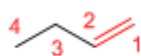
metilpropano

El metano, etano y propano son los únicos alcanos con las fórmulas CH_4 , CH_3CH_3 y $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$. Sin embargo, existen dos alcanos de fórmula C_4H_{10} : el butano y el 2-metilpropano. Estos alcanos de igual fórmula, pero con diferente estructura se llaman isómeros.

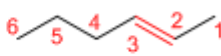
Nomenclatura de Alquenos

Los alquenos se nombran reemplazando la terminación -ano del correspondiente alcano por -eno. Los alquenos más simples son el eteno y el propeno, también llamados etileno y propileno a nivel industrial.

Regla 1.- Se elige como cadena principal la de mayor longitud que contenga el doble enlace. La numeración comienza en el extremo que otorga al doble enlace el menor localizador.

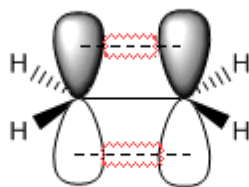
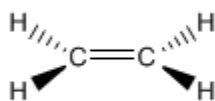


But-1-eno

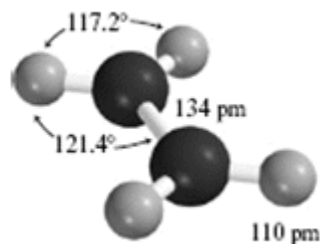


Hex-2-eno

Los siguientes modelos muestran la estructura, distancias y ángulos de enlace del eteno. Cada uno de los carbonos de la molécula tiene hibridación sp^2 . Su geometría es plana, con ángulos de enlace próximos a los 120° .



Enlace en alquenos



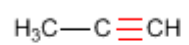
Alquinos

Los alquinos son hidrocarburos que contienen enlaces triples carbono-carbono. La fórmula molecular general para alquinos acíclicos es C_nH_{2n-2} y su grado de insaturación es dos. El acetileno o etino es el alquino más simple, fue descubierto por Berthelot en 1862.

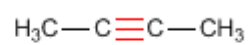
Regla 1. Los alquinos responden a la fórmula C_nH_{2n-2} y se nombran sustituyendo el sufijo -ano del alca-no con igual número de carbonos por -ino.



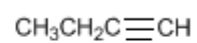
Etino



Propino



But-2-ino



But-1-ino

Tabla de preferencia de grupos funcionales de Química Orgánica

www.vaxasoftware.com

Fórmula	Función	Sufijo si es grupo principal	Prefijo si es sustituyente (grupo secundario)	Ejemplo
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{OH} \end{array}$	Ácido	-oico	carboxi-	CH_3-COOH ácido etanoico
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{O}-\text{R}' \end{array}$	Éster	-oato de ... ilo	alcoxicarbonil-	$\text{CH}_3-\text{COO}-\text{CH}_3$ etanoato de metilo
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{NH}_2 \end{array}$	Amida	-amida	carbamoil-	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CONH}_2$ Propanamida
$\text{R}-\text{C}\equiv\text{N}$	Nitrilo	-nitrilo	ciano-	CH_3-CN Etanonitrilo Cianuro de metilo
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{H} \end{array}$	Aldehído	-al	oxo-	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CHO}$ Propanal
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{R}' \end{array}$	Cetona	-ona	oxo-	$\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_3$ Propanona
$\text{R}-\text{OH}$	Alcohol	-ol	hidroxi-	$\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$ Etanol
$\text{R}-\text{NH}_2$	Amina	-amina	amino-	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{NH}_2$ Etilamina Etanamina
$\text{R}-\text{O}-\text{R}'$	Éter	-oxi ... ano - il ... ileter	oxa-	$\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ Metoxietano Etilmetiléter
$\diagup \text{C}=\text{C} \diagdown$	Doble enlace	-eno		$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2$ Propeno
$-\text{C}\equiv\text{C}-$	Triple enlace	-ino		$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{CH}$ Propino
$\text{R}-\text{NO}_2$	Nitro		nitro-	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{NO}_2$ Nitroetano
$\text{R}-\text{X}$	Halógeno		fluoro-, cloro-, bromo-, yodo-	$\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{Br}$ Bromoetano
$-\text{R}$	Radical		il-	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_3 \end{array}$ Metilpropano