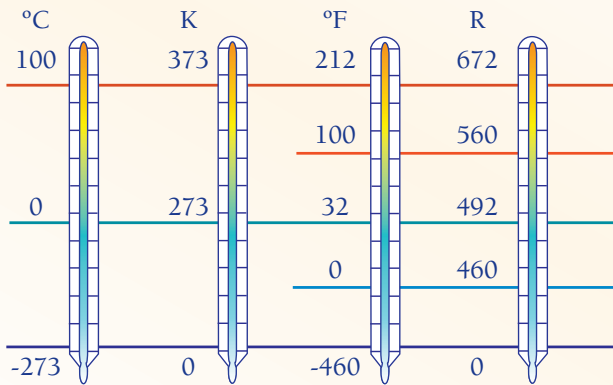




UNIDADES DE TEMPERATURA



Ebullición del Agua

Temperatura promedio del Hombre

Fusión del Hielo

Temperatura de mezcla de sales con hielo

Cero absoluto

Las unidades de medida de temperatura son:

- grado celcius °C
- kelvin K
- rankine R
- grado fahrenheit ° F

EQUIVALENCIA DE TODAS LAS ESCALAS

$$\frac{^{\circ}\text{C}}{5} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{9} = \frac{\text{K} - 273}{5} = \frac{\text{R} - 492}{9}$$

Ejemplo: Transformar -60°F a K

$$\frac{^{\circ}\text{F} - 32}{9} = \frac{\text{K} - 273}{5}$$

de donde:

$$\text{K} = \frac{5(^{\circ}\text{F} - 32)}{9} + 273$$

sustituyendo el valor de °F:

$$\text{K} = \frac{5(-60 - 32)}{9} + 273 = 221,9\text{K}$$

DENSIDAD Y PESO ESPECÍFICO

DENSIDAD ABSOLUTA O DENSIDAD

Es la masa de una sustancia presente en una unidad de volumen. La unidad SI de densidad es kg/m^3 .

Ejemplo:

$$\delta = 8 \cdot 10^3 \text{ kg}/\text{m}^3$$

$$\delta = 8 \text{ g}/\text{cm}^3$$

$$\delta = 62,4 \text{ lib}/\text{pie}^3 \text{ (Sist. Inglés)}$$

Se calcula así:

$$\delta = \frac{M}{V}$$

δ = densidad absoluta

M = masa del cuerpo

V = volumen que ocupa

DENSIDAD RELATIVA

Es el resultado de la comparación, por división, de dos densidades absolutas:

$$\delta_{a/b} = \frac{\delta_a}{\delta_b}$$

δ_a = densidad de la sustancia "a"

δ_b = densidad de la sustancia "b"

También es el resultado de la comparación, por división, de las masas de volúmenes iguales.

$$\delta_{a/b} = \frac{Ma}{Mb}$$

Ma = masa de "a"

Mb = masa de "b" de igual volumen que "Ma"

Tratándose sólo de gases y únicamente de gases, la densidad relativa es el resultado de comparar, por división, los pesos moleculares.

$$\delta_{g1/g2} = \frac{Pmg_1}{Pmg_2}$$

Pm g₁ = peso molecular de gas 1

Pm g₂ = peso molecular del gas 2

PESO ESPECÍFICO (ρ_e)

Es el resultado de la comparación, por división, del peso de un sólido o líquido con su volumen.

$$\rho_e = \frac{\text{Peso del cuerpo}}{\text{Volumen del cuerpo}}$$

GRAVEDAD ESPECÍFICA (G.e ó Sp - gr)

Para sólidos y líquidos:

$$Sp - gr = \frac{\text{Peso del cuerpo}}{\text{Peso de un volumen igual de agua}}$$

Para gases:

$$Sp - gr = \frac{\text{Peso del gas}}{\text{Peso de un volumen igual de aire}}$$

DENSIDAD DE LA MEZCLA

Es el promedio ponderado de las densidades de las sustancias que intervienen en la mezcla, se calcula así:

$$m = \frac{M_1 + M_2 + M_3 + \dots}{V_1 + V_2 + V_3 + \dots} \quad (I)$$

Donde M₁, M₂, etc., son las masas de los cuerpos que entran en la mezcla.

Donde V₁, V₂, etc., son los volúmenes de esos cuerpos.

Como M = V · δ, también se tiene, sustituyendo en (I):

$$m = \frac{V_1 \cdot \delta_1 + V_2 \cdot \delta_2 + V_3 \cdot \delta_3 + \dots}{V_1 + V_2 + V_3 + \dots}$$

También, como V = $\frac{M}{\delta}$, sustituyendo En (I):

$$\delta m = \frac{M_1 + M_2 + M_3 + \dots}{\frac{M_1}{\delta_1} + \frac{M_2}{\delta_2} + \frac{M_3}{\delta_3} + \dots}$$

RELACIÓN ENTRE DENSIDAD Y PESO ESPECÍFICO

$$\rho = \delta \cdot g$$

PRESIONES

PRESIÓN

Efecto de la fuerza que se aplica sobre una superficie determinada. Esa fuerza puede ser instantánea (golpe) o permanente.

$$P = \frac{F}{A}$$

P = presión, en pascal "Pa"

F = fuerza, en newton, "N"

A = área sobre la que actúa la fuerza, en m².

La unidad SI de presión es el PASCAL "Pa":

$$1 \text{ Pa} = \frac{1 \text{ N}}{1 \text{ m}^2}$$



PRESIÓN HIDROSTÁTICA O PRESIÓN DE LÍQUIDOS EN REPOSO

Es la presión que soporta un punto sumergido en un líquido en reposo.

$$P = h \cdot \delta$$

P = presión

h = profundidad a la que está en el líquido el punto considerado.

δ = densidad del líquido.



Ejemplo:

Un cuerpo está sumergido, en mercurio, a 0,60 cm de profundidad. La densidad del Hg es 13,6 g/cm³, ¿Cuál es la presión que soporta el cuerpo?

$$P = h \cdot \delta = 0,60 \text{ cm} \cdot 13,6 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

$$P = 800,5 \frac{\text{N}}{\text{m}^2}$$

$$P = 800,5 \text{ Pa}$$

PRESIÓN NEUMÁTICA O PRESIÓN DE GASES

Se debe a la colisión o golpeteo de las moléculas gaseosas entre sí y a la colisión o golpeteo de las moléculas con las paredes de recipiente que los contiene. Es de tres clases:

1.- Presión atmosférica o barométrica (Pb).-

Es la presión que ejerce la masa gaseosa que rodea la Tierra sobre todo el cuerpo que está en ella. (Presión del aire).

2.- Presión relativa o manométrica (Pm).-

Es la diferencia de presión que existe entre la presión de un gas encerrado en un recipiente y la presión atmosférica que la rodea (presión atmosférica).

3.- Presión absoluta (Pa).-

Es la presión total que soporta un gas dentro de un recipiente, tomando como referencia el vacío absoluto.

$$P_a = P_m + P_b$$

NOTAS:

1.- Cuando el recipiente de gas está abierto, la P_m es cero y la P_a = P_b.

2.- La presión a nivel del mar es la “unidad” para medir las presiones y se llama “Una atmósfera”.

3.- Sus equivalencias son:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 14,7 \text{ psi}$$

$$= 1,033 \text{ kg/cm}^2 = 10,13 \cdot 10^4 \frac{\text{N}}{\text{m}^2}$$

$$= 10,13 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ atm} = 10,33 \text{ m H}_2\text{O} = 29,9 \text{ pulg Hg.}$$

4.- Ps.i. son las iniciales de “pound square inch” que quiere decir en inglés “libras por pulgada cuadrada”.

Ps.i.g. (pound square inch gauge) que quiere decir “libra por pulgada cuadrada manométrica”; y Ps.i.a., quiere decir “libras por pulgada cuadrada absoluta”.

$$P_{s.i.a.} = P_{s.i.g.} + P_{s.i.}$$

TEORÍA ATÓMICO MOLECULAR

Hay muchas teorías que han intentado explicar y describir la arquitectura, estructura y características del átomo y de la molécula. Es decir han imaginado al átomo en formas o modelos diferentes; sin embargo, el modelo de Bohr-Sommerfeld mejorado con el aporte científico de Dirac, Jordán, Schrodinger, Pauling, Heissemberg y otros, es el modelo actual.

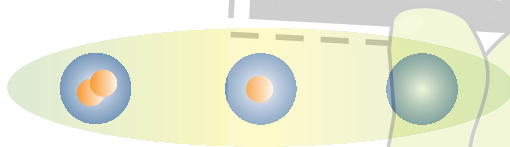
La teoría actual sostiene que “el electrón puede estar ubicado en cualquier parte del átomo, pero existe mayor probabilidad de encontrarse en su correspondiente nivel de energía”.

PRINCIPALES CONCEPTOS

REGLA DE HUND

Los electrones tratar de ocupar el mayor número de orbitales en determinado subnivel.

Por ejemplo: si en el subnivel “p” hay por ejemplo 3 electrones, (el cual tiene 3 orbitales), los electrones no se distribuyen así:



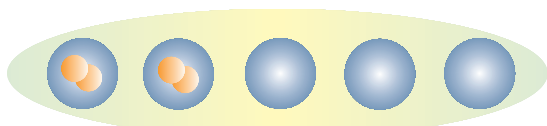
Si no de esta otra manera, guardando la máxima distribución.



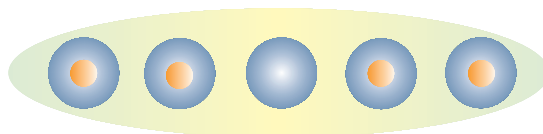
TENDENCIA A LA MÁXIMA SIMETRÍA

Los electrones de un subnivel se distribuyen en los orbitales guardando la mayor simetría.

Por ejemplo: El subnivel “d” tiene 5 orbitales, supón-gase que es un átomo que tiene sólo 4 electrones en este subnivel; su distribución no es así:



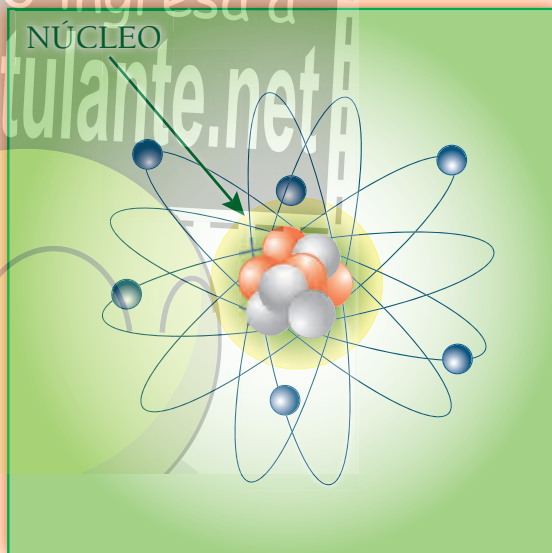
Si no de esta otra manera, guardando la máxima simetría:



El concepto actual del átomo afirma que, es un sistema energético en equilibrio, constituido por “cáscaras energéticas”, configuradas por la nube de electrones que giran alrededor del núcleo.

El diámetro del núcleo, en promedio, es de 10^{-12} cm. el diámetro del átomo, en promedio, es 10^{-8} cm. La masa está prácticamente concentrada en el núcleo y varía entre $2 \cdot 10^{-22}$ g y $4 \cdot 10^{-24}$ g.

ESTRUCTURA PARTICULAR DEL ÁTOMO



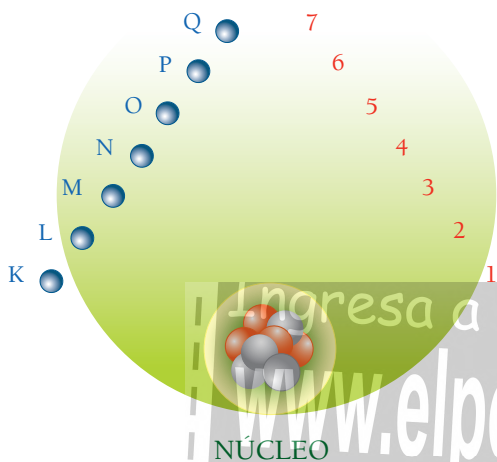
	<p>PROTON "p" masa: 1u.m.a. o $1,67252 \cdot 10^{-24}$ g ; (carga + 1)</p>
	<p>NEUTRON "n" masa: 1u.m.a. o $1,67282 \cdot 10^{-24}$ g ; (carga 0)</p>
	<p>ELECTRON "e" masa: 1u.m.a. / 1 874 o $0,91091 \cdot 10^{-27}$ g ; (carga -1)</p>



CROQUIS DE UN ÁTOMO

Los números 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 indican los niveles, se llaman también números cuánticos principales.

Nótese que los niveles se van acercando a medida que se alejan del núcleo.



NÚCLEO

Parte central del átomo, formado por el conjunto de protones y neutrones.

ISÓTOPOS

Son elementos químicamente iguales por tener el mismo número de protones en su núcleo, pero físicamente diferentes por tener masas distintas debido a que en su núcleo tienen distintos número de neutrones.

Ejemplo: Los 3 isótopos de hidrógeno:



ISÓBAROS.-

Son elementos químicamente diferentes, por tener diferente número de protones, pero físicamente iguales por tener igual masa en su núcleo.

Ejemplo: los isóbaros de Na y Mg. Aquí sus núcleos.



DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA DE LOS ELEMENTOS

NÍVELES DE ENERGÍA

Son zonas, como cáscaras esféricas, que rodean al núcleo, configuradas por la presencia de un cierto número de electrones que circulan alrededor del núcleo. El número máximo de niveles que puede tener un átomo es 7, se le nombra con los número cuánticos, 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 o las letras K, L, M, N, O, P, Q. El número máximo de electrones en cada uno de estos niveles es de 2, 8, 18, 32, 32, 18, 8, repetidamente.

SUB-NIVELES

Son zonas en las que se subdivide los niveles. El número máximo de subniveles que puede tener un nivel es 4, se les nombra con las letras "s", "p", "d", "f".

El número máximo de electrones en cada uno de estos subniveles es de 2, 6, 10, 14, respectivamente.

NÚMEROS CUÁNTICOS

Para conocer la distribución y posición de los electrones en los niveles, subniveles y orbitales se les presenta por 3 números cuánticos.

$$n^l^x$$

n = número cuántico principal, indica el nivel (puede ser 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7)

l = número cuántico azimuta o subnivel (puede ser 0, 1, 2, 3 o s, p, d, f, respectivamente y su variación es de 0 a $(n-1)$).

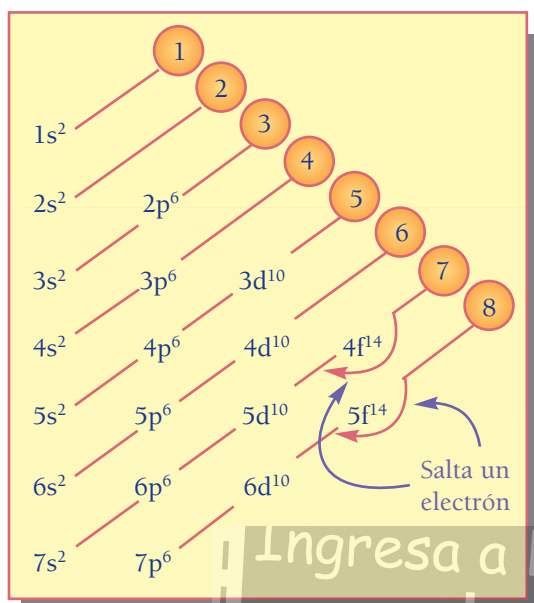
x = número de electrones en el sub-nivel.

M = Momento Magnético. Y su variación es de $-L$ a $+L$.

UNA REGLA PARA LA DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA

S = N° cuántico por spin y sus valores

$$\text{son } +\frac{1}{2} \text{ y } -\frac{1}{2}$$



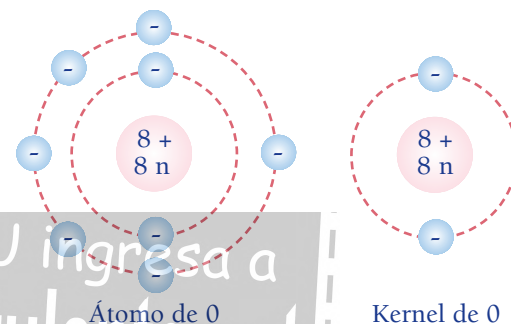
VALENCIA

Es la "fuerza" con la que un átomo "retiene" los electrones que "gana" o también "fuerza" con la que trata de "recuperar" electrones que haya "perdido".

KERNEL

Es la parte de un átomo sin considerar la última capa.

Ejemplo:



En los rellenos de las diagonales (7) y (8), se hace saltar un electrón y luego se prosigue de manera normal.

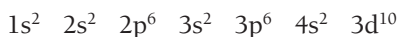
Ejemplo:

- 1) Indicar la estructura electrónica del elemento $z = 28$.



Ejemplo:

- 2) $z = 57$, utilizando el paso del salto del electrón.



NOMENCLATURA LEWIS

- 1) El Kernel del átomo se representa por el símbolo del átomo.
- 2) Los elementos de la última capa se distribuye por orbitales.
- 3) Alrededor del Kernel (símbolo), se traza un cuadrado imaginario, haciendo corresponder cada lado del cuadrado a un orbital de la última capa.
- 4) Los electrones de la última capa se representa alrededor del Kernel sobre los lados del cuadrado imaginario, mediante cualquiera de estos símbolos: x, o, *, Δ, etc.

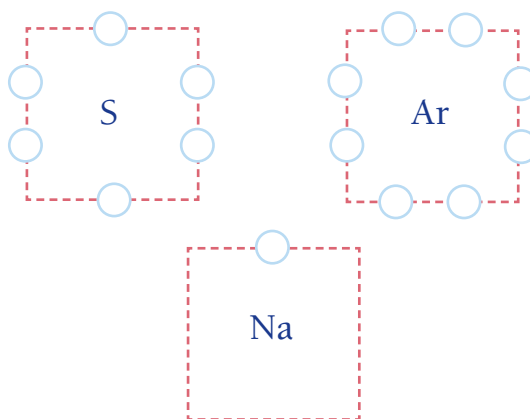
CONCEPTO ADICIONALES

ELECTRONEGATIVIDAD

Es una medida de la fuerza con que un átomo atrae los electrones de otros, en un enlace químico. La electronegatividad de los elementos, en la tabla periódica, aumenta de abajo hacia arriba en cada grupo y de izquierda a derecha en cada período.

AFINIDAD

Energía que atrae y une a los átomos para formar moléculas o compuestos químicos.





ENLACE IÓNICO

Es el que se forma por la atracción electrostática de dos iones, de carga contraria.

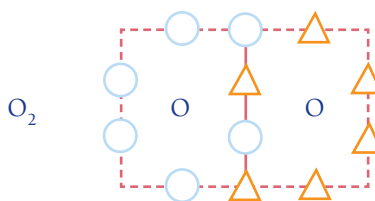
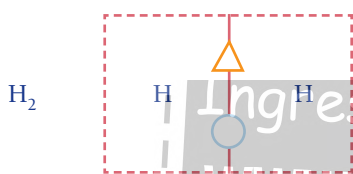
ENLACE COVALENTE

Se origina por la coparticipación de pares de electrones entre dos átomos. Puede ser puro o polar.

ENLACE COVALENTE PURO

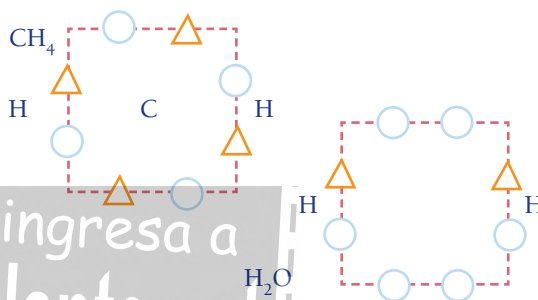
Es el que se produce entre dos átomos del mismo elemento.

Ejemplo:



ENLACE COVALENTE POLAR

Entre átomos pertenecientes a elementos diferentes, creándose una polaridad electrostática.



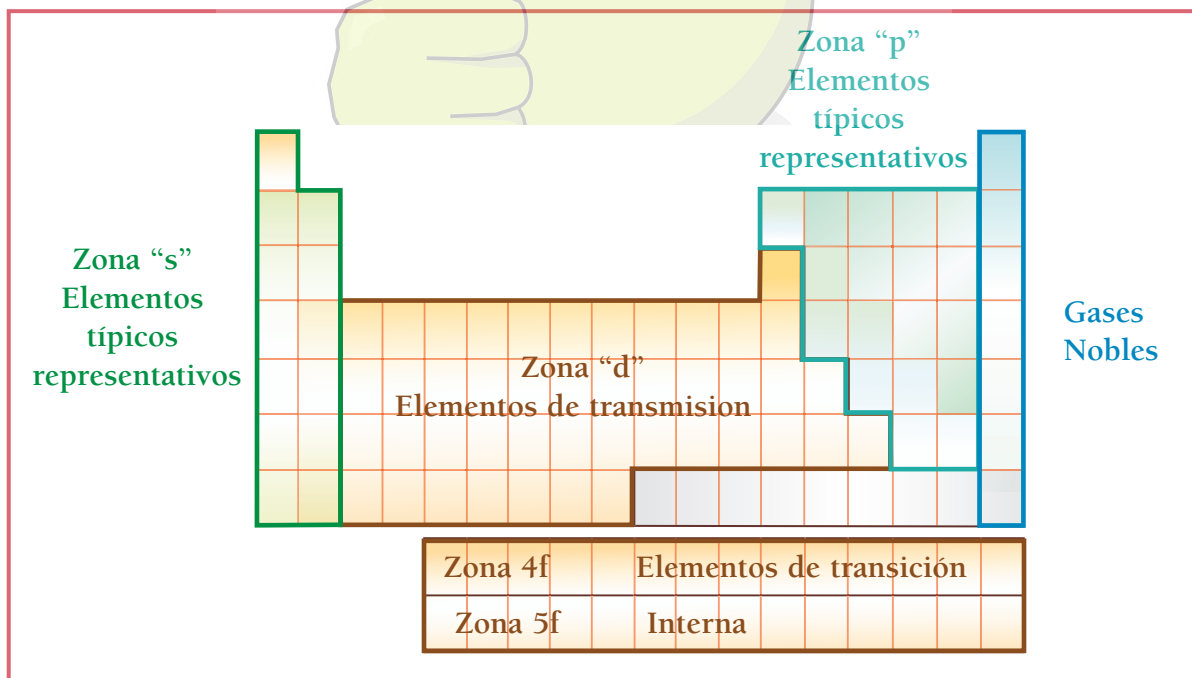
A continuación, la tabla más usada, es la tabla larga, diseñada por Werner. Está dividida en zonas s, p, d, f.

Las zonas s, p, d, f, son los lugares donde están los elementos cuyo nivel más externo es esa letra.

Las columnas verticales se denominan grupos, se designa con números romanos y una letra A o B. Si el

grupo está conformado por elementos típicos la letra es "A", si está conformado por elementos de transición la letra es "B".

La relación o semejanza de las propiedades químicas es vertical, a excepción del grupo VIII, que no lleva letra, donde la relación de propiedades químicas es horizontal.





GRUPOS PRINCIPALES DE LA TABLA

I A : Metales alcalinos

II A : Metales alcalinos térreos

IV A : Carbonoides o familia del Carbono

V A : Nitrogenoides o familia del Nitrógeno

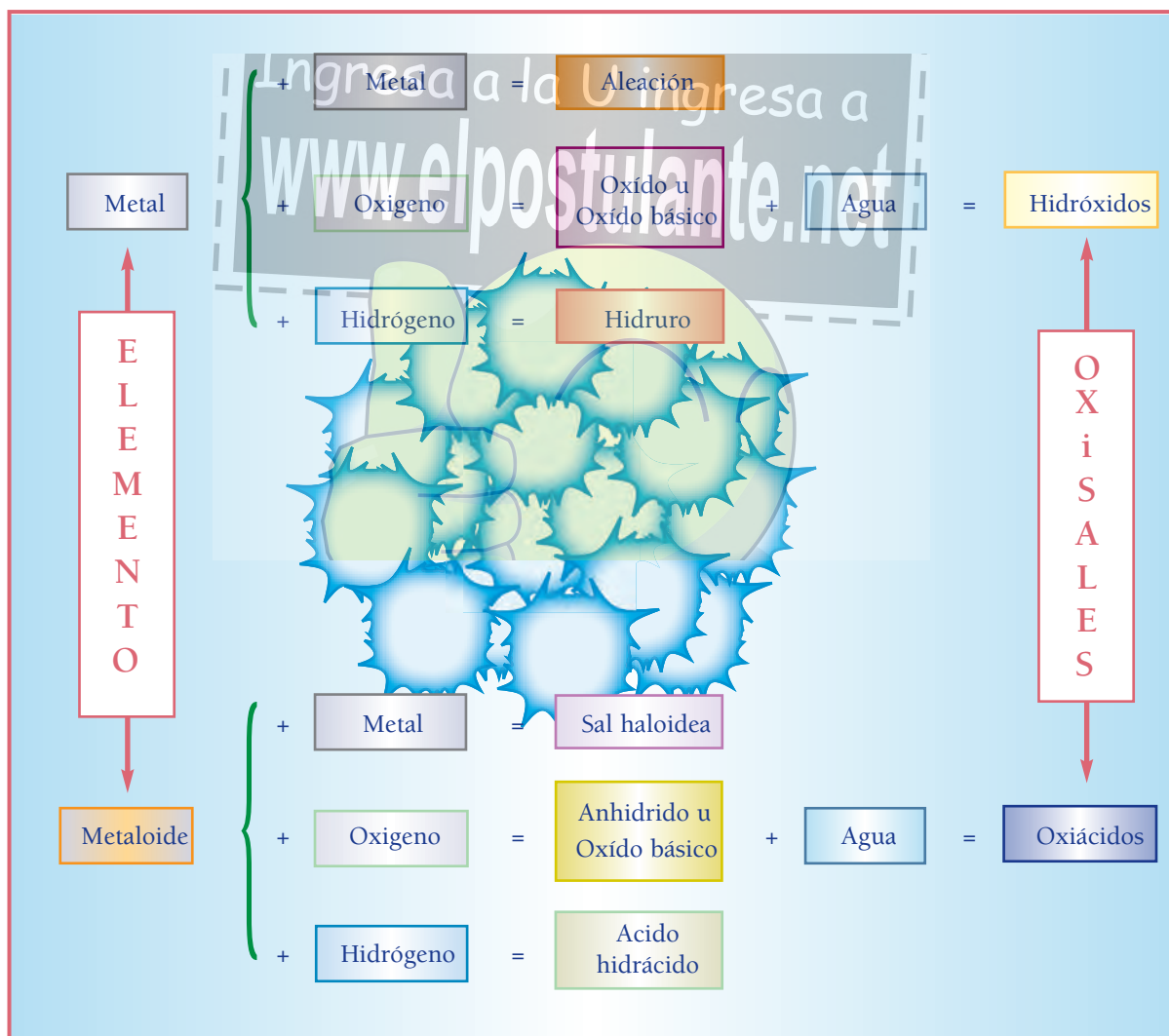
VI A : Anfígenos o familia del Oxígeno

VII A : Halógenos

O : Gases nobles

NOMENCLATURA

Es el estudio de los “nombres de los elementos y de los compuestos” y es también el estudio de la “escritura de las fórmulas”.



NOMENCLATURA QUÍMICA

NOMBRE DE LOS ÁTOMOS EN SU ESTADO IÓNICO

ANIONES

Son elementos que han generado electrones, por eso su valencia es negativa. Tienen una sola valencia negativa, se les nombra haciendo terminar en URO su nombre genitivo.

HALÓGENOS

Grupo VII-A en la Tabla Periódica

Flúor : $F^{\circ} + 1e = F^{-1}$ FluorURO

Cloro : $Cl^{\circ} + 1e = Cl^{-1}$ clorURO

Bromo : $Br^{\circ} + 1e = Br^{-1}$ BromURO

Lodo : $I^{\circ} + 1e = I^{-1}$ YodURO

ANFÍGENOS

Grupo VI-A en la Tabla Periódica

Oxígeno : $O^{\circ} + 2e = O^{-2}$ Oxígeno

Azufre : $S^{\circ} + 2e = S^{-2}$ SulfURO

Selenio : $Se^{\circ} + 2e = Se^{-2}$ SeleniURO

Teluro : $Te^{\circ} + 2e = Te^{-2}$ TelorURO

NITRÓGENOIDES

Grupo V-A en la Tabla Periódica

Nitrógeno : $N^{\circ} + 3e = N^{-3}$ NitrURO

Fósforo : $P^{\circ} + 3e = P^{-3}$ FosfURO

Arsénico : $As^{\circ} + 3e = As^{-3}$ ArseniURO

CARBONOIDES

Grupo IV-A en la Tabla Periódica

Carbono : $C^{\circ} + 4e = C^{-4}$ CarbURO

Silicio : $Si^{\circ} + 4e = C^{-4}$ SiliciURO

CATIONES

Son elementos que han perdido electrones, por eso su valencia es positiva. Pueden ser con una sola valencia positiva, son los UNIVALENTES y los POLIVALENTES que pueden ser con dos, con tres, con cuatro y hasta con 5 valencias positivas distintas.

A) UNIVALENTES

MONOVALENTES

Litio : $Li^{\circ} - 1e = Li^{+1}$ Litio o Lítico

Sodio : $Na^{\circ} - 1e = Na^{+1}$ Sodio o Sódico

Potasio : $K^{\circ} - 1e = K^{+1}$ Potasio o Potásico

Cesio : $Cs^{\circ} - 1e = Ce^{+1}$ Cesio o Césico

Plata : $Ag^{\circ} - 1e = Ag^{+1}$ Plata o Argentíco

DIVALENTES

Calcio : $Ca^{\circ} - 2e = Ca^{+2}$ Calcio o Cálculo

Magnesio : $Mg^{\circ} - 2e = Mg^{+2}$ Magnesio o Magnésico

Estroncio : $Sr^{\circ} - 2e = Sr^{+2}$ Estroncio o Estroncico

Bario : $Ba^{\circ} - 2e = Ba^{+2}$ Bario o Bárico

Zinc : $Zn^{\circ} - 2e = Zn^{+2}$ Zinc o Zínico

TRIVALENTES

Aluminio : $Al^{\circ} - 3e = Al^{+3}$ Aluminio o Aluminíco

Bismuto : $Bi^{\circ} - 3e = Bi^{+3}$ Bismuto o Bismútico

Boro : $Bo^{\circ} - 3e = Bo^{+3}$ Boro o Bórico



B) POLIVANTES

Que tienen “dos valencias positivas distintas”

Cuando está con su MENOR valencia se le hace terminar en OSO y cuando con su MAYOR valencia, en ICO.

Fierro: $Fe^0 - 2e = Fe^{+2}$ FerrOSO
 $Fe^0 - 3e = Fe^{+3}$ FérrICO

Cobre: $Cu^0 - 1e = Cu^{+1}$ CuprOSO
 $Cu^0 - 2e = Cu^{+2}$ CúpriICO

Mercurio: $Hg^0 - 1e = Hg^{+1}$ MercuriOSO
 $Hg^0 - 2e = Hg^{+2}$ MercúrICO

Oro: $Au^0 - 1e = Au^{+1}$ AurOSO
 $Au^0 - 3e = Au^{+3}$ AurICO

Cobalto: $Co^0 - 2e = Co^{+2}$ CobaltOSO
 $Co^0 - 3e = Co^{+3}$ CobáltICO

Níquel: $Ni^0 - 2e = Ni^{+2}$ NiquelOSO
 $Ni^0 - 3e = Ni^{+3}$ NiquéICO

Platino: $Pt^0 - 2e = Pt^{+2}$ PlatinOSO
 $Pt^0 - 3e = Pt^{+3}$ PlatínICO

Que tienen “tres valencias positivas distintas”

Cuando está con su MENOR valencia se le antepone HIPO y se le hace terminar en OSO y los otros dos igual que el caso anterior.

Azufre: $S^0 - 2e = S^{+2}$ HIPO SulfurOSO
 $S^0 - 4e = S^{+4}$ SulfurOSO
 $S^0 - 6e = S^{+6}$ SulfúrICO

Selenio: $Se^0 - 2e = Se^{+2}$ HIPO SeleniOSO
 $Se^0 - 4e = Se^{+4}$ SeleniOSO
 $Se^0 - 6e = Se^{+6}$ SelénICO

Titanio: $Ti^0 - 2e = Ti^{+2}$ HIPO TitanOSO
 $Ti^0 - 3e = Ti^{+3}$ TitanOSO
 $Ti^0 - 4e = Ti^{+4}$ TitanICO

Que tienen “cuatro valencias positivas distintas”

Cuando está con su MAYOR valencia se le antepone el prefijo PER y se hace terminar en ICO, u los otros tres igual que el caso anterior.

Cloro: $Cl^0 - 1e = Cl^{+1}$ HIPO clorOSO
 $Cl^0 - 3e = Cl^{+3}$ clorOSO
 $Cl^0 - 5e = Cl^{+5}$ clórICO
 $Cl^0 - 7e = Cl^{+7}$ PER clórICO

Bromo: $Br^0 - 1e = Br^{+1}$ HIPO bromOSO
 $Br^0 - 3e = Br^{+3}$ bromOSO
 $Br^0 - 5e = Br^{+5}$ bromICO
 $Br^0 - 7e = Br^{+7}$ PER brómICO

Uranio: $U^0 - 3e = U^{+3}$ HIPO uranOSO
 $U^0 - 4e = U^{+4}$ uranOSO
 $U^0 - 5e = U^{+5}$ uránICO
 $U^0 - 6e = U^{+6}$ PER uránICO

NOMBRE DE LOS COMPUESTOS

FUNCIÓN QUÍMICA

Es una serie de características que le son comunes a ciertos cuerpos y que por esta razón se agrupan en una “Función Química”.

Existen las siguientes funciones:

FUNCIÓN	ELEMENTOS QUE LO IDENTIFICA	COMPUESTO
I Anhídrido	$m + O$	B
II Oxido	$m + O$	B
III Acido		
a) Hidrácido	$H + m$	B
b) Oxácido	$H + m + O$	T
IV Base	$M + (OH)$	T
V Sal		
a) Hidrácida		
Acida	$M + m + H$	T
Básica	$M + m + (OH)$	C
Neutra	$M + m$	B
b) Oxácida		
Acida	$M + m + O + H$	C
Básica	$M + m + O + (OH)$	C
Neutra	$M + m + O$	T

LEYENDA:

m = metaloide	B = binario
M = metal	T = ternario
H = hidrógeno	C = cuaternario
O = oxígeno	

NOMBRE DE LOS ANHÍDRIDOS

Compuestos por metaloide y oxígeno, se les llama también “óxidos ácidos”, porque con agua dan ácido oxácido.

METALOIDE + OXÍGENO = ANHÍDRIDO

Un anhídrido se le nombra con la palabra “anhídrido”, seguido del nombre iónico del metaloide.

Ejemplos:

SO o S⁺²O⁻² anhídrido **HIPO** sulfurOSO

SO₂ o S⁺⁴O⁻² anhídrido sulfurOSO

SO₃ o S⁺⁶O⁻² anhídrido sulfúrico

Cl₂O o Cl₂⁺¹O⁻² anhídrido **HIPO** clorOSO

Cl₂O₃ o Cl₂⁺³O₃⁻² anhídrido clorOSO

Cl₂O₅ o Cl₂⁺⁵O₅⁻² anhídrido clórico

Cl₂O₇ o Cl₂⁺⁷O₇⁻² anhídrido **PER** clórico

N₂O₃ o N₂⁺³O₃⁻² anhídrido nítrOSO

N₂O₅ o N₂⁺⁵O₅⁻² anhídrido nítrico

NOMBRE DE LOS ÓXIDOS

Compuestos de metal y oxígeno, se les llama también “óxidos básicos” porque con el agua dan bases.

METAL + OXÍGENO = ÓXIDO

Un óxido se le nombra con la palabra “óxido” seguido del nombre iónico del metal.

Ejemplos:

FeO o Fe⁺²O⁻² óxido ferrOSO

Fe₂O₃ o Fe₂⁺³O₃⁻² óxido férrICO

Na₂O o Na₂⁺¹O⁻² óxido de Sodio

Cu₂O o Cu₂⁺¹O⁻² óxido cúprOSO

Cl₂O₃ o Al₂⁺³O₃⁻² óxido de aluminio

NOMBRE DE LOS PEROXIDOS

Peróxidos, son óxidos que tienen más oxígeno de lo que permite la valencia máxima del metal. Se forma agregando un átomo de oxígeno al óxido que forma el metal con su máxima valencia.

Se le nombra con la palabra **PERÓXIDO**, seguido del nombre iónico del metal.

BaO + O = BaO₂ **PERÓXIDO** de bario

H₂O + O = H₂O₂ **PERÓXIDO** de hidrógeno (agua oxigenada)

CuO + O = CuO₂ **PERÓXIDO** cúprico

PbO₂ + O = PbO₃ **PERÓXIDO** plúmbico

Mn₂O₃ + O = Mn₂O₄ **PERÓXIDO** mangánico

NOMBRE DE LOS ÁCIDOS

Son compuestos que al disolverse en agua siempre producen iones H o H₃O⁺. Son de sabor agrio, enrojecen el papel de tornasol, decoloran la fenolftaleína. Son de dos clases: Hidrácidos y Oxácidos.

A) ÁCIDOS HIDRÁCIDOS

Son compuestos binarios constituidos por “H” y metaloide (especialmente halógeno).

HIDROGENO + METALOIDE = ÁCIDO HIDRÁCIDO

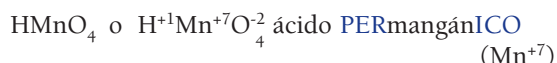
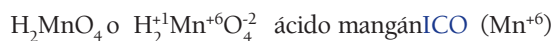
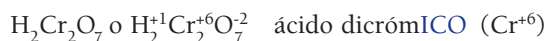
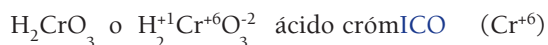
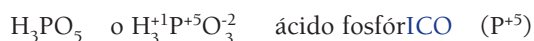
Cuando estos compuestos están libres son gaseosos y se acostumbra a nombrarlos con el “nombre iónico del metaloide”, seguido de la palabra “de



hidrógeno”. Cuando están disueltos en agua se prefiere llamarlos con la palabra “ácido” seguido del nombre del metaloide terminado en hidrico.

Ejemplos:

HCl	clorURO de hidrógeno o ácido clorHÍDRICO
HI	YodURO de hidrógeno o ácido yodHÍDRICO
HBr	BromURO de hidrógeno o ácido bromHÍDRICO



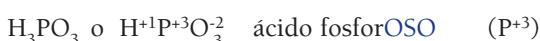
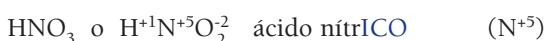
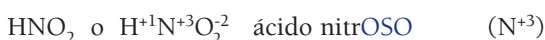
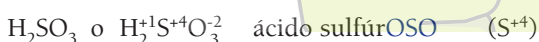
B) ÁCIDOS OXÁCIDOS

Son compuestos ternarios de hidrógeno, oxígeno y metaloide; resultan de la combinación de un anhídrido con el agua.

ANHÍDRIDO + AGUA = ÁCIDO OXÁCIDO

Se les nombra con la palabra “ácido” seguido del “nombre iónico del metaloide”.

Ejemplos:



C) ÁCIDOS ESPECIALES

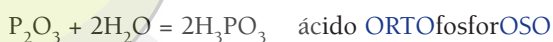
• ÁCIDO POLIHÍDRATADOS

Son aquellos que se combinan con cantidades variables de agua.

Quando el metaloide es de “valencia impar”

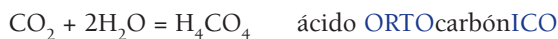
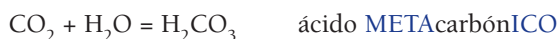
Se les nombra anteponiendo la palabra **META**, **PIRO** y **ORTO**, al nombre iónico del metaloide, según que la combinación del anhídrido se haya hecho en 1, 2 o 3 moléculas de agua.

Ejemplo: Fósforo con valencia +3:



Quando el metaloide es de “valencia par”

Ejemplo: Carbono con valencia + 4:



Se les nombra de la siguiente manera:

1 anhídrido + 1 agua = **META**

2 anhídridos + 1 agua = **PIRO**

1 anhídrido + 2 aguas = **ORTO**

• **POLIÁCIDOS**

Son aquellos que tienen más de dos átomos de metaloide en su molécula.

Se les nombra con la palabra ácido, seguido del nombre iónico del metaloide al cual se le antepone **BI**, **TRI**, **TETRA**, etc., según indique el subíndice del metaloide en la fórmula.

NOTA

Todos los “piro-ácidos”, además de ser tales, pertenecen también al grupo de los “poliácidos” porque tienen 2 metaloides en su molécula.

Ejemplos:



ácido **DI** fosfórico o pirofosfórico



ácido **DI** bórico o pirobórico



ácido **DI** nitroso o piro nitroso



ácido **DI** nítrico o piro nítrico

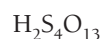
Otros ejemplos:



ácido **TETRA**bórico



ácido **TRI**carbónico



ácido **TETRA**sulfúrico



ácido **TRI**silícico

• **THIOÁCIDOS**

Son ácidos que resultan de sustituir uno o más oxígenos del ácido oxácido, por azufre S^{-2}

Se les nombra con el prefijo THIO, anteponiendo **DI**, **TRI**, etc., según el número de O^{-2} que hayan sido sustituidos por S^{-2} . Si la sustitución es total, se le antepone **SULFO** al nombre del ácido.

Ejemplos:

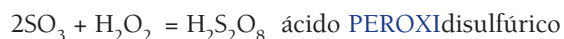
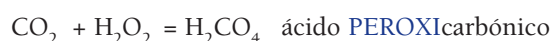
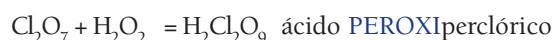
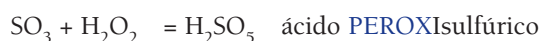


• **PEROXÁCIDOS**

Son aquellos ácidos que se forma reaccionando el anhídrido de mayor valencia del metaloide, con agua oxigenada, H_2O_2 .

Se les nombra con la palabra “ácido” seguida del “nombre iónico del metaloide” anteponiendo la palabra **PER** o **PEROXI**.

Ejemplos:





RADICALES HALOGENICOS

Son restos de la molécula de un ácido al cual de le ha quitado uno o más H⁺. Puede ser Radical halogénico hidrácido o Radical halogénico oxácido.

A) RADICAL HALOGENICO HIDRACIDO

Es el residuo del ácido halogénico al que se le ha quitado uno o más H⁺.

Se le nombra haciendo terminar en URO el nombre genérico del ácido; anterior poniendo BI, o posponiendo la palabra ÁCIDO si queda todavía H⁺.

Ejemplos:

Cl⁻¹ Cloruro (del HCl)

I⁻¹ Yoduro (del HI)

S⁻² Sulfuro (del H₂S)

F⁻¹ Fluoruro (del HF)

(SH)⁻¹ Sulfuro ácido o BI sulfuro (del H₂S)

(TeH)⁻¹ Teloruro ácido o BI teloruro (del H₂Te)

B) RADICAL HALOGENICO OXACIDO

Es el que resulta de quitarle 1 o más H⁺ a la molécula del ácido oxácido.

Se les nombra cambiando la terminación OSO por ITO la terminación ICO por ATO, al nombre del ácido del que deriva; seguido de la palabra ÁCIDO, o anteponiendo el prefijo BI siempre y cuando haya restos de H⁺ en el radical, sin cambiar ningún prefijo al nombre del ácido.

Ejemplos:

(ClO₂)⁻¹ ClorITO (del HClO₂)

(ClO₃)⁻¹ ClorATO (del HClO₃)

(ClO₄)⁻¹ PlerclorATO (del HClO₄)

(NO₂)⁻¹ NitrITO (del HNO₂)

(NO₃)⁻¹ NitrATO (del HNO₃)

(HSO₄)⁻¹ SulfATO ÁCIDO
o BI sulfato (del H₂SO₄)

(SO₄)⁻² SulfATO (del H₂SO₄)

(CO₃)⁻² CarbonATO (del H₂CO₃)

(S₂O₈)⁻² PEROXI disulfATO (del H₂S₂O₈)

(HCO₃)⁻¹ CarbonATO ÁCIDO
o BI carbonATO (del H₂CO₃)

(H₂PO₄)⁻¹ FosfATO DI ÁCIDO
o BI DI fosfATO (del H₃PO₄)

(H₂P₂O₇)⁻² PIRO fosfATO DI ÁCIDO (del
H₄P₂O₇)

(CSO₂)⁻² THIO carbonATO (del H₂CO₃)

(HCS₂O)⁻¹ DI THIO bicarbonATO (del
H₂CO₃)

(Cl₂O₉)⁻² PEROXI perclorATO (del H₂Cl₂O₉)

NOMBRE DE LAS BASE o HIDRÓCIDOS

Son compuestos que resultan de la combinación de un óxido con el agua. Se caracterizan por la presencia del grupo (OH)⁻. Colorea de violeta el papel de tornasol y de rojo la fenolftaleína.

ÓXIDO + AGUA = BASE o HIDRÓXIDO

Se les nombra con la palabra “hidróxido” seguido del “nombre iónico” del metal.

Ejemplos:

Hg(OH)₂ o Hg⁺²(OH)₂⁻¹ hidróxido mercurico

Pb(OH)₂ o Pb⁺²(OH)₂⁻¹ hidróxido plumboso

Pb(OH)₄ o Pb⁺⁴(OH)₄⁻¹ hidróxido plumbico

Ni(OH)_2 o $\text{Ni}^{+2}(\text{OH})_2^{-1}$ hidróxido hiponiqueloso

Ni(OH)_3 o $\text{Ni}^{+2}(\text{OH})_3^{-1}$ hidróxido niqueloso

Ni(OH)_4 o $\text{Ni}^{+4}(\text{OH})_4^{-1}$ hidróxido niquélico

$(\text{HS})_2\text{Fe}$ Sulfuro ácido ferroso o bilsulfuro de fierro

ICa(OH) Yoduro básico de calcio

$(\text{HS})_4\text{Pb}$ Sulfuro ácido plúmbico o bisulfuro plúmbico

$\text{S}_3[(\text{OH})\text{Pb}]_2$ Sulfuro básico plúmbico

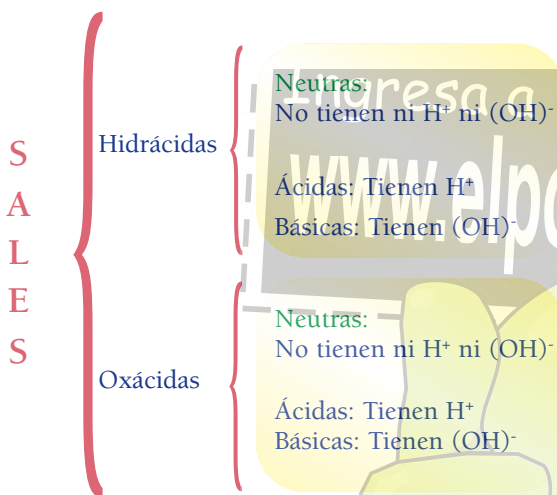
Cl(OH)Au Cloruro básico áurico

$\text{I(OH)}_2\text{Mn}$ Yoduro **DI** básico mangánico

$\text{S}[(\text{OH})_3\text{Pb}]_2$ Sulfuro **TRI** básico plúmbico

NOMBRE DE LAS SALES

Resultan de la combinación de un ácido (hidrácido u oxácido) con una base, por consiguiente siempre están conformadas por un “catión” que es metal de la base y el “anión” que es el “radical halogénico” del ácido. Puede ser sal hidrácida u oxácida.



B) SALES OXÁCIDAS

Resultan de la combinación de un ácido oxácido con una base.

ÁCIDO OXÁCIDO + BASE = SAL OXÁCIDA

Se les nombra con el nombre iónico de radical halogénico (seguido de la palabra “ácido” si hay H^+) seguido del nombre iónico del metal (anteponiendo la palabra “básico” si hay $(\text{OH})^-$).

Ejemplos:

$(\text{ClO})_2\text{Pb}$ hipoclorito plumboso

$(\text{ClO})_4\text{Pb}$ hipoclorito plúmbico

$(\text{NO}_3)_3\text{Fe}$ nitrato férrico

$(\text{NO}_3)_2(\text{OH})\text{Fe}$ nitrato básico férrico

$(\text{Cr}_2\text{O}_7)_3\text{Au}$ dicromato áurico

$(\text{MnO}_4)(\text{OH})_2\text{Mn}$ Permanganato dibásico mangánico

$(\text{HBO}_3)\text{Hg}_2$ Borato ácido mercurioso o borato mercurioso.

$(\text{HCO}_3)_2\text{Ca}$ Carbonato ácido de calcio o bicarbonato de calcio.

$(\text{SO}_5)_2\text{Pb}$ **PEROXI**sulfato plúmbico

A) SALES HIDRÁCIDAS

Resultan de la combinación de un ácido hidrácido con una base

ÁCIDO HIDRÁCIDO + BASE = SAL HIDRÁCIDA

Se les nombra con el nombre iónico del radical halogénico (seguido de la palabra “ácido” si tienen H^+) seguido del nombre iónico del metal (anteponiéndole la palabra “básico” si tiene $(\text{OH})^-$).

Ejemplos:

ClNa Cloruro de sodio

Cl_2Cu Cloruro cúprico



$(\text{HCSO}_2)_2\text{Ca}$ THIOcarbonato ácido de calcio
o BI THIOcarbonato de calcio

$(\text{HCO}_4)_2\text{Ca}$ Bi PEROXIcarbonato de calcio o
PEROXIcarbonato ácido de calcio

SALES DOBLES

Son las sales que tienen dos metales.

Se les nombra igual que cualquiera de las sales sólo que antes de nombrar los iones metálicos se escribe la palabra “doble”.

$(\text{SO}_4)_2\text{AlK}$ Sulfato doble de aluminio y potasio

$(\text{HSO}_4)\text{KNa}$ Sulfato ácido doble de potasio y sodio

$\text{PO}_4\text{Na}(\text{OH})\text{Mg}$ Fosfato doble de sodio básico de Magnesio

$(\text{HCO}_3)_6\text{AlFe}$ Bicarbonato doble de aluminio férrico

PECULIARIDADES DE LOS ÁCIDOS DEL FÓSFORO

1.- El ácido con P de Val + 1 da sólo el ácido ORTO:

H_3PO_2 ácido ORTO fosforoso o HIPOFOSFOROSO

2.- En el ácido hipofosforoso sólo un hidrógeno es sustituido por metal, los otros dos son insustituibles, de manera que las sales son siempre DI-ÁCIDAS y cuando se lee la fórmula casi siempre se prescinde la mención de esta di-acidez.

Ejemplo:

$(\text{H}_2\text{PO}_2)\text{Pb}$ Hiposulfito plumboso

$(\text{H}_2\text{PO}_2)_6\text{CaPb}$ Hiposulfito doble de calcio plumbico

3.- En los ácidos formados con el fósforo Val +2, siempre hay un HIDRÓGENO INSUSTITUIBLE, de manera que sus sales son “mono ácidas” y/o “di-ácidas”.

a) Por ejemplo en el HPO_2 , el fósforo es de valencia +3, el ácido tiene un solo H^+ que es insustituible, luego este ácido no da sales.

b) El ácido PIRO FOSFOROSO, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_5$, puede dar sales mono, di y tri ácidas.

Ejemplos:

AlHP_2O_5 PIRO fosfito de aluminio

$\text{Al}_2(\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_5)$ PIRO fosfito DI ácido de aluminio

$\text{Fe}_3(\text{HP}_2\text{O}_5)_2$ PIRO fosfito ácidoferoso

$\text{Fe}(\text{H}_3\text{P}_2\text{O}_5)_3$ PIRO fosfito TRI ácido férrico

ÓXIDOS DOBLES

Resultan de escribir en una sola forma las fórmulas de los óxidos terminados en OSO e ICO.

Se les nombra con la palabra ÓXIDO seguida de los “nombres iónicos” de los metales.

$\text{FeO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = \text{Fe}_3\text{O}_4$ óxido ferroso férrico

$2\text{SnO} + \text{SnO}_2 = \text{Sn}_3\text{O}_4$ óxido estañoso estánico

$2\text{PbO} + \text{Pb}_2\text{O}_3 = \text{Pb}_3\text{O}_4$ óxido plumboso plumbico

$\text{MnO} + \text{Mn}_2\text{O}_3 = \text{Mn}_3\text{O}_4$ óxido manganoso mangánico

RADICALES CATIONES COMPUESTOS

Son derivados de algunos HIDRUIROS a los cuales se les agrega un H^+ , dando origen a un radical positivo monovalente.

Se les nombra haciendo terminar en ONIO el nombre del hidruro que lo origina.

Ejemplos:

$\text{NH}_3 + \text{H}^+ = (\text{NH}_4)^+$ AnONIO

$\text{PH}_3 + \text{H}^+ = (\text{PH}_4)^+$ FosFONIO

$\text{AsH}_3 + \text{H}^+ = (\text{AsH}_4)^+$ ArsONIO

$\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ = (\text{H}_3\text{O})^+$ HidONIO

$\text{H}_2\text{S} + \text{H}^+ = (\text{H}_3\text{S})^+$ SulfONIO

ANFOTERISMO DEL CROMO, NITROGENO Y MANGANESO

Según la valencia, estos elementos pueden funcionar como metales o como metaloides, por consiguiente con el oxígeno pueden formar óxidos o anhídridos, y éstos con el agua a su vez forman BASES ó ÁCIDOS respectivamente. Ver el siguiente cuadro.

ELEMENTO	VALENCIA	MÁS OXÍGENO	NOMBRE DEL COMPUESTO	MÁS AGUA	NOMBRE DEL COMPUESTO
Cr	+2	CrO	óxido cromoso	Cr(OH) ₂	hidróxido cromoso
Cr	+3	Cr ₂ O ₃	óxido crómico	Cr(OH) ₃	hidróxido crómico
Cr	+6	CrO ₃	anhidrido crómico	H ₂ CrO ₄	ácido crómico
N	+1	N ₂ O	óxido nitroso	N(OH)	hidróxido nitroso
N	+2	NO	óxido nítrico o monóxido de nitrógeno	N(OH) ₂	hidróxido nítrico
N	+4	NO ₂	óxido de nitrógeno o bioóxido de nitrógeno	N(OH) ₄	hidróxido nitrógeno
N	+3	N ₂ O ₃	anhidrido nitroso	HNO ₂	ácido nitroso
N	+5	N ₂ O ₅	anhidrido nítrico	HNO ₃	ácido nítrico
Mn	+2	MnO	óxido manganeso	Mn(OH) ₂	hidróxido manganeso
Mn	+3	Mn ₂ O ₃	óxido mangánico	Mn(OH) ₃	hidróxido mangánico
Mn	+4	MnO ₂	óxido de manganeso o dióxido de manganeso	Mn(OH) ₄	hidroxido de manganeso
Mn	+6	MnO ₃	anhidrido mangánico	H ₂ MnO ₄	ácido mangánico
Mn	+7	Mn ₂ O ₇	anhidrido permangánico	HMnO ₄	ácido permangánico



UNIDADES QUÍMICAS DE MEDIDA

ÁTOMO-GRAMO Y MOLÉCULA-GRAMO

ÁTOMO

Es un corpúsculo elemental de extremada pequeñez, constituido por un “núcleo” que contiene protones y neutrones y una población de electrones que giran alrededor del núcleo, formando lo que se llama “envoltura” y que es un verdadero conjunto de cáscaras esféricas energéticas.

MOLÉCULA

Es la mínima porción de una sustancia, conformada por un átomo o un grupo de átomos, que puede existir en estado de libertad, sin tendencia a la combinación.

NÚMERO DE AVOGRADO

$$6,023 \cdot 10^{23}$$

indica:

- El número de átomos que hay en una porción de elemento que se llama “átomo-gramo”.
- También el número de moléculas de una sustancia que hay en una porción de sustancia que se llama “molécula-gramo”.

ÁTOMO-GRAMO

Es una porción de elemento donde hay $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos y cuyo peso en gramos numéricamente es igual a su peso atómico.

Ejemplo:

$$\text{Pa. Au} = 197$$

Luego una barrita de 197 g Au se llama átomo-gramo y en esta barrita hay $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de Au.

El número de “átomo-gramos” que hay en un peso cualquiera de elemento se calcula así:

$$\# \text{ At - g} = \frac{W}{A}$$

W = peso de una porción de elemento, en g

A = peso atómico expresado en gramos.

At-g = número de at-g

MOLÉCULA-GRAMO o MOL

Es una porción de una sustancia donde hay $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas, cuyo peso en gramos es numéricamente igual a su peso molecular.

Ejemplo:

$$\text{P.m. H}_2\text{O} = 18$$

Luego: 18 g H₂O se llama “molécula-gramo” o “mol” y en él hay $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de H₂O.

El número de moles que hay en un peso cualquiera de sustancia se calcula así:

$$n = \frac{W}{M}$$

W = peso cualquiera de sustancia, en “g”

M = peso molecular expresado en gramos, se llama mol.

n = número de moles

Ejemplo:

¿Cuántas moles de NaOH hay en 70 g?

Dato: P.m. de NaOH = 40

Luego: $M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g/mol}$

$$\therefore n = \frac{70 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 1,75 \text{ mol de NaOH}$$

EL ESTADO GASEOSO

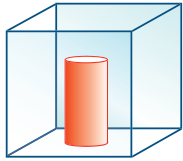
GAS

Es un estado de la materia en la que las moléculas gozan de movimiento libre e independiente, alejándose y acercándose entre sí en forma desordenada.

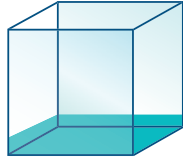
Sus movimientos son rectilíneos, caóticos y elásticos.

El volumen “V” que ocupa, la temperatura “T” y la presión “P” que ejerce, son variables en los gases, y según como varían se relacionan como leyes permanentes.

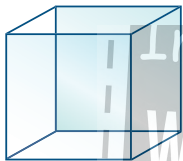
SÓLIDO
Forma y volumen
Definido



LÍQUIDO
Sólo volumen
definido



GAS
Ni forma ni volumen definido

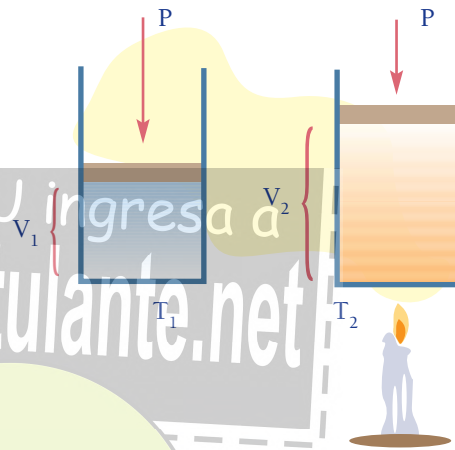


LEY DE CHARLES

“A presión constante, los volúmenes de un gas varían en forma directamente proporcionales a las temperaturas absolutas”.

El proceso se llama “isobárico”.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$



LEY GENERAL DE LOS GASES

“En todo gas ideal el producto de la presión absoluta por el volumen, dividido entre la temperatura absoluta es constante”.

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

LEY DE GAY-LUSSAC

“A volúmenes constantes, las presiones absolutas varían en forma directamente proporcional a las temperaturas absolutas”. El proceso se llama “isométrico” o “isócoro”.

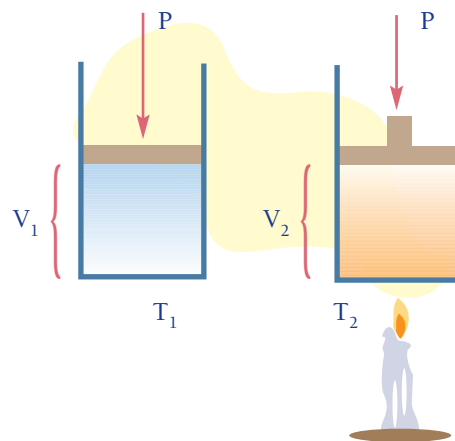
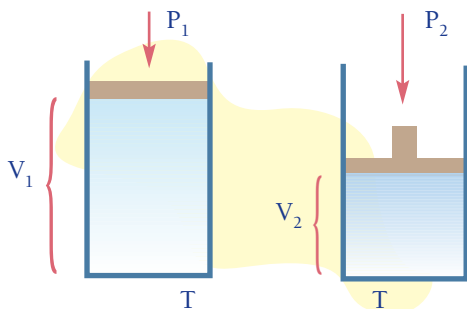
$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

LEY DE BOYLE Y MARIOTTE

“A temperatura constante, los volúmenes de un gas varía en forma inversamente proporcionales a las presiones absolutas”.

El proceso se llama “isotérmico”.

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$





DENSIDAD DE UN GAS

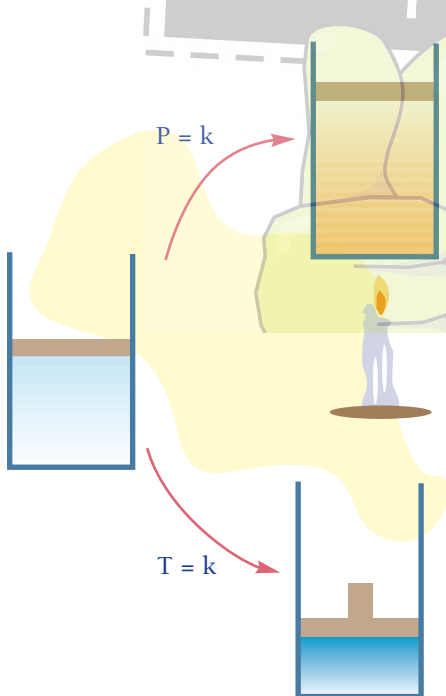
La densidad de un gas es variable y depende de las condiciones, es decir **depende de la temperatura** que tiene y **del volumen** que está ocupando, en todo caso, la densidad es:

$$\delta = \frac{W}{V}$$

Unidades SI: $\frac{N}{m^3}$

Pero que está sometida a una variación que depende de la presión y temperatura, según la siguiente ley:

$$\frac{\delta_1}{\delta_2} = \frac{P_1}{P_2} \cdot \frac{T_2}{T_1}$$



Esta ley dice:

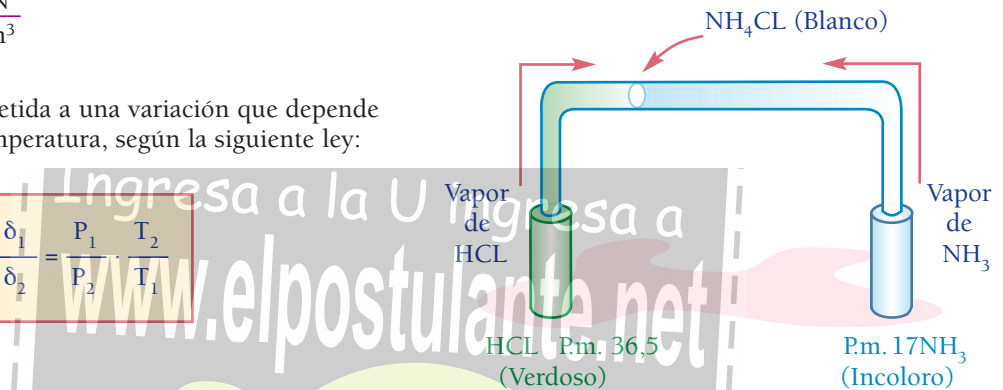
“La densidad de un gas varía en forma directamente proporcional a su presión absoluta y en forma inversamente proporcional a su temperatura absoluta”.

LEY DE DIFUSIÓN o LEY DE GRAHAM

“La velocidad de difusión de los gases es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de sus masas moleculares o de sus densidades”.

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{\sqrt{Pm_2}}{\sqrt{Pm_1}}$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{\sqrt{D_2}}{\sqrt{D_1}}$$



ECUACIÓN UNIVERSAL DE LOS GASES

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

P = presión de un gas en reposo

V = volumen que ocupa ese gas en reposo.

N = número de moles que contiene

R = constante general de los gases, cuyo valor depende de las unidades que se usan.

T = temperatura absoluta del gas.

Valores que se emplea para R, según las unidades que se usa en el problema;

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$R = 62,4 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$R = 10,7 \frac{\text{psia} \cdot \text{ft}^3}{\text{Mol-lib} \cdot \text{R}}$$

Ejemplo:

Calcular el peso de CO_2 encerrado en un recipiente y que está a 800 mmHg de presión, a 67°C y ocupa un volumen de 84,96 litros.

Cálculo de la masa:

De: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$\Rightarrow P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot \frac{R}{T}$$

$$\therefore m = \frac{P \cdot V \cdot M}{R \cdot T} \quad (I)$$

Adecuando los datos:

$$P = 800 \text{ mmHg}$$

$$T = 67^\circ\text{C} + 273 = 340 \text{ K}$$

$$V = 84,96 \text{ L}$$

$$M = 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$R = 62,4 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Sustituyendo en (I) los datos adecuados:

$$m = \frac{800 \cdot 84,96 \text{ L} \cdot 44 \text{ g/mol}}{62,4 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 340 \text{ K}} = 140 \text{ g}$$

Pero: $w = m \cdot g$

Luego:

$$w = 140 \text{ g} \cdot 9,8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2} = 1,37 \text{ kg} \cdot \frac{\text{m}}{\text{s}^2}$$

Por lo tanto: $w = 1,37 \text{ N de } \text{CO}_2$

HIPÓTESIS DE AVOGRADO Y AMPERE

“En volúmenes iguales de gases distintos que estén a la misma presión y a la misma temperatura existe el mismo número de moléculas”.

MEZCLA DE GASES

Es la reunión de dos o más gases en la que cada uno conserva sus características.

LEYES DE DALTÓN

1.- “En una mezcla de gases que ocupa un volumen, la presión total es igual a la suma de las presiones parciales”.

$$P_T = p_1 + p_2 + p_3 + \dots$$

P_T = presión de la mezcla

p = presión parcial de cada gas

2.- “En una mezcla de gases, las presiones parciales son directamente proporcionales al número de moles o número de moléculas”.

$$\frac{P_T}{n_T} = \frac{p_1}{n_1} + \frac{p_2}{n_2} + \frac{p_3}{n_3} + \dots$$

P_T = presión total de la mezcla

p = presiones parciales

n_T = total de moles de la mezcla

n = moles de cada gas en la mezcla

Ejemplo:

Se mezcla 3 moles de O_2 y 2 moles de CO_2 . La presión total es de 1000 mm de Hg. Calcular la presión parcial de cada gas.

$$\frac{P_T}{n_T} = \frac{p_1}{n_1}$$

de donde:

$$p_1 = n_1 \frac{P_T}{n_T}$$

Sustituyendo los datos:

Para el O_2 :

$$p_{\text{O}_2} = 3 \text{ mol} \frac{1000 \text{ mm}}{5 \text{ mol}} = 600 \text{ mm Hg}$$



Para el CO_2 :

$$p_{\text{CO}_2} = 2 \text{ mol} \frac{1000 \text{ mm}}{5 \text{ mol}} = 400 \text{ mm Hg}$$

LEY DE AMAGAT

“Cuando se mezcla gases distintos, todos a la misma presión y a la misma temperatura, manteniendo esa misma presión y temperatura al ser mezclados, el volumen de la mezcla es igual a la suma de los volúmenes parciales”.

$$V_T = v_1 + v_2 + v_3 + \dots$$

NÚMERO DE MOLES, VOLUMEN Y PRESIÓN PARCIALES RELACIONADO EN PORCENTAJE

$$\% n_1 = \% v_1 = \% p_1$$

n_1 = número de moles de uno de los gases en la mezcla.

v_1 = volumen parcial que ocupa uno de los gases.

p_1 = presión parcial que ejerce uno de los gases.

FRACCIÓN MOLAR

Es la relación entre las moles de uno de los gases que hay en la mezcla y el total de moles de la mezcla de gases.

$$fm_1 = \frac{n_1}{n_T}$$

fm_1 = fracción molar.

n_1 = número de moles de uno de los gases en la mezcla.

n_T = número total de las moles que hay en la mezcla.

PESO MOLECULAR DE UNA MEZCLA DE GASES

Para calcular en Pm, se calcula el peso promedio de una mol de mezcla, ya que numéricamente el Pm, y la mol de un gas son iguales.

$$M_m = fm_1 \cdot M_1 + fm_2 \cdot M_2 + \dots$$

M_m = peso promedio de una mol de la mezcla.

fm_1, fm_2 = fracción molar de cada gas.

M_1, M_2 = valor de la mol de cada gas.

Ejemplo:

Se mezcla 2 mol de He con 5 mol de CH_4 . Calcular el Pm promedio.

$$M_m = fm_{\text{He}} \cdot M_{\text{He}} + fm_{\text{CH}_4} \cdot M_{\text{CH}_4} \quad (\text{I})$$

Cálculo de las fracciones molares:

$$n_{\text{He}} = 2 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CH}_4} = 5 \text{ mol}$$

$$\text{Sumando: } n_T = 7 \text{ moles}$$

$$\text{Sabido que: } fm_1 = \frac{n_1}{n_T}$$

$$fm_{\text{He}} = \frac{2 \text{ mol}}{7 \text{ mol}} = 0,2857$$

$$fm_{\text{CH}_4} = \frac{5 \text{ mol}}{7 \text{ mol}} = 0,7143$$

Además: $M_{\text{He}} = 4 \text{ g/mol}$ y $M_{\text{CH}_4} = 16 \text{ gr/mol}$

Sustituyendo en (I)

$$M_m = 0,2857 \cdot 4 \text{ g/mol} + 0,7143 \cdot 16 \text{ g/mol}$$

$$= 12,6716 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

numéricamente $M_m = P_m$

$$\therefore P_m = 12,6716$$

GASES HÚMEDOS

GAS HÚMEDO

Es aquel gas que está mezclado con algún vapor (de agua, de gasolina, de éter, de alcohol, etc.). Para calcular la presión del gas húmedo, se aplica la Ley de Dalton:

$$P_H = P_v + P_g$$

Por consiguiente:

$$P_g = P_H - P_v$$

Donde:

P_g = presión del gas (seco).

P_H = presión total del gas húmedo.

P_v = presión del vapor.

HUMEDAD RELATIVA

Se denomina Humedad Relativa al porcentaje de vapor de agua que tiene un gas con respecto a su punto de saturación de vapor.

Cuando el gas está totalmente saturado de vapor de agua la humedad relativa es 100%

$$Hr = \frac{P_v}{P_s} \cdot 100$$

o:

$$Hr = \frac{w_1}{w_T} \cdot 100$$

Hr = humedad relativa.

P_v = presión parcial del vapor de agua a determinada temperatura.

P_s = presión parcial del vapor de agua, cuando la mezcla está saturada de vapor, a la misma temperatura.

w_1 = peso de vapor de agua presente en un determinado volumen (llamado también humedad absoluta).

w_T = peso total de vapor de agua necesario para que el volumen de gas anterior llegue a su total saturación.

Ejemplo:

A 20° C la presión de saturación de humedad de un gas es 17.5 mm (este dato está tabulado en los libros), pero al momento de la medida, la presión parcial del vapor es 14 mm. ¿Cuál es la humedad relativa?

$$H.r. = \frac{P_v}{P_s} \cdot 100 = \frac{14 \text{ mm}}{17,5 \text{ mm}} \cdot 100 = 80\%$$

DETERMINACIÓN DE PESOS ATÓMICOS

1.- Peso atómico aproximado:

MÉTODO DEL M.C.D. o de CANIZZARO

Se determina los pesos del elemento en el peso molecular de dos o más compuestos que contengan dicho elemento; el M.C.D. de estos pesos es el P.a. aproximado del elemento cuyo peso atómico se busca.

2.- Peso atómico exacto:

MÉTODO EL CALOR ESPECÍFICO

Se necesitan conocer las siguientes proposiciones:

a) LEY DE DULONG Y PETIT

$$P_a \cdot C_e = 6,4$$

P_a = Peso atómico.

C_e = Calor específico.

b) PESO EQUIVALENTE o EQUIVALENTE GRAMO

Es una porción del elemento, en gramos, que se combina o desplaza 8 g de oxígeno, 1,008 g de hidrógeno, o 35,46 g de cloro. Matemáticamente se calcula así:

$$E_q - g = \frac{A}{V}$$

Eq - g = equivalente-gramo.

A = átomo-gramo del elemento o P.a. expresado en gramos.

V = valencia del elemento.



NOTA.-

Un elemento tiene tantos equivalentes como valencias tenga.

Ejemplo:

$$\text{Eq-g Fe}^{+2} = \frac{56 \text{ g}}{2} = 28 \text{ g} \quad \text{Fe (del ferroso)}$$

$$\text{Eq-g Fe}^{+3} = \frac{56 \text{ g}}{3} = 28 \text{ g} \quad \text{Fe (del férrico)}$$

LEY DE LA COMBINACIÓN EQUIVALENTE DE LOS ELEMENTOS

“Los pesos de dos elementos que se combina, o son sus equivalentes los que se combina o son proporcionales a estos pesos equivalentes”.

$$\frac{W_1}{W_2} = \frac{Eq_1}{Eq_2}$$

W_1 = peso de un elemento que se combina con el peso W_2 de otro elemento.

W_2 = peso del otro elemento que se combina con el peso de W_1 del elemento anterior.

Eq_1 = peso equivalente del elemento 1.

Eq_2 = peso equivalente del elemento 2.

Ejemplo:

5 gramos de un metal se oxida con 1,2 g de oxígeno. ¿Cuál es el equivalente del metal?

PROCEDIMIENTO:

$$W_M = 5 \text{ g}$$

$$W_{O_2} = 1,2 \text{ g}$$

$$\text{Eq-g M} = ?$$

$$\text{Eq-g O}_2 = 8 \text{ g}$$

$$\therefore \frac{5 \text{ g}}{1,2 \text{ g}} = \frac{\text{Eq-g M}}{8 \text{ g}}$$

de donde:

$$\text{Eq M} = 33,3 \text{ g}$$

LEYES DE LAS COMBINACIONES QUÍMICAS

LEYES PONDERALES

Son las que gobiernan las masas (o los pesos) de los cuerpos que reaccionan y de los cuerpos que resultan. Son 4:

1.- LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MATERIA o DE LAVOISIER

“La masa de un sistema permanece invariable, cualquiera que sea la transformación que ocurra dentro de él”.

2.- LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS o DE PROUST

“Cuando dos o más sustancias se combinan para formar un cuerpo determinando, lo hacen siempre en una proporción fija y constante”.

3.- LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES o DE DALTÓN

“Los pesos de un elemento, que se combinan con un mismo peso de otro para formar compuestos distintos varían según una relación muy sencilla”.

4.- LEY DE LAS PROPORCIONES RECÍPROCAS o DE WENZEL-RITCHER

“Los pesos de dos o más cuerpos que reaccionan con un mismo peso de otro, son los mismos, o sus múltiplos, los que reaccionan entre sí, el caso de ser susceptibles de reaccionar”.

LEYES VOLUMÉTRICAS

Son las que regulan o gobiernan los volúmenes de los gases que reaccionan y los volúmenes de los gases producidos.

1.- LEYES VOLUMÉTRICAS o DE GAY-LUSSAC

“En cualquier reacción química, los volúmenes de las sustancias gaseosas que reaccionan y los volúmenes de las sustancias gaseosas producidas, están relacionados por números enteros sencillos y constantes”.

CONTRACCIÓN

En una reacción química, es la disminución que experimentan los volúmenes de las sustancias gaseosas que reaccionan”.



1 vol 3 vol 2 vol

$$C = \frac{s - v}{s}$$

C = contracción.

s = suma de volúmenes gaseosos reactivos.

v = suma de volúmenes gaseosos que resultan.

Ejemplo:

Para la ecuación (1):

$$C = \frac{4 - 2}{4} = \frac{1}{2}$$

EL ESTADO LÍQUIDO

SOLUCIONES

SOLUCIÓN

Mezcla homogénea de dos sustancias, en la que una es el “solvente” y la otra es el “soluto”.

SOLVENTE

Sustancia en la cual se disuelve otra sustancia (generalmente es el agua).

SOLUTO

Sustancia que se disuelve en el solvente.

$$\text{Solución} = \text{solvente} + \text{soluto}$$

CONCENTRACIÓN

La concentración de una solución es la que indica la “cantidad relativa” de soluto que hay en una solución.

FORMAS DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN

FORMAS FÍSICAS

1.- EL PORCENTAJE POR PESO:

$$\% \text{ de soluto} = \frac{\text{peso soluto}}{\text{peso solución}} \cdot 100$$

Ejemplo:

Se disuelve 3 gramos de sal en 12 g de agua. ¿Cuál es la composición porcentual?

$$\% \text{ de sal por peso} = \frac{3 \text{ g}}{3 \text{ g} + 12 \text{ g}} \cdot 100 = 20\%$$

2.- GRADOS BAUME

Es una forma de medir las concentraciones de las soluciones líquidas de acuerdo a su densidad.

La escala de Baumé es una escala de densidades que toma como puntos de referencia la densidad de agua pura y la densidad de una solución de NaCl al 10%.

Para líquidos más densos que el agua, la densidad del agua es 0° Bé y la densidad de la solución de NaCl al 10% corresponde a 10° Bé.

Para líquidos menos densos que el agua, por ejemplo: soluciones de gases en agua, la densidad de la solución de NaCl al 10% corresponde a 0° Bé y la del agua pura corresponde a 10° Bé.

Por eso, hay densímetros Bé para líquidos más densos que el agua y otros para líquidos menos densos.

Para líquidos más densos que el agua:

$$n = 145 - \frac{145}{p \cdot e}$$



Para líquidos menos densos que el agua:

$$n = \frac{140}{p \cdot e} - 130$$

$n = ^\circ\text{Bé}$

p.e. = peso específico de la solución.

EQUIVALENTE-GRAMO (Eq-g) DE COMPUESTOS

a.- De un ácido:

$$\text{Eq - gA} = \frac{M}{\#H^+}$$

$\#H^+$ = número de hidrógenos iónicos que contiene la molécula de ácido.

b.- De una base:

$$\text{Eq - gB} = \frac{M}{\#(OH)^-}$$

$(OH)^-$ = número de grupos oxhidrilo iónico que contiene la molécula de la base.

NOTA.-

La equivalencia se manifiesta en una reacción y está dada por el número de H^+ o OH^- de una molécula que han sido sustituidos, según sea ácido o base.

c.- De una sal:

Se da con respecto a uno de los elementos o a uno de los iones que constituyen la sal.

$$\text{Eq - g S} = \frac{M}{\text{número Eq - g del elemento o radical}}$$

Ejemplo:

Calcular el equivalente del $KAl(SO_4)_2$

Con respecto al K^+ , Al^{+3} y $(SO_4)^{-2}$

$$\text{Eq - g}_{K^+} = \frac{258 \text{ g}}{1} = 258 \text{ g de } KAl(SO_4)_2$$

$$\text{Eq - g}_{Al^{+3}} = \frac{258 \text{ g}}{3} = 86 \text{ g de } KAl(SO_4)_2$$

$$(SO_4)^{-2} = \frac{258 \text{ g}}{4} = 64,5 \text{ g de } (SO_4)_2$$

MILI-VALENTE

Es la milésima parte de un equivalente.

FRACCIÓN MOLAR EN UNA SOLUCIÓN

Es la proporción de moles de soluto o solvente que hay en una solución, o en otras palabras es el "tanto por uno" de soluto o solvente en la solución.

$$f_{m1} = \frac{n_1}{n_T}$$

f_{m1} = fracción molar del soluto o solvente (según)

n_1 = número de moles de soluto o solvente (según)

n_T = número total de moles de la solución.

FORMAS QUÍMICAS PARA MEDIR LA CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES

1.- MOLARIDAD

Está dada por el número que indica el número de moles de soluto que habría en 1 litro de solución.

$$\text{Molaridad} = \frac{\#Moles \text{ soluto}}{\#Litros \text{ solución}}$$

o:

$$C_M = \frac{n}{V}$$

Ejemplo:

Se disuelve 20 gramos de NaCl en 110 cm^3 de solución. ¿Cuál es la concentración molar de la solución?

Se sabe que:

$$C_M = \frac{n}{V} \quad (I)$$

Donde:

$$n = \frac{w}{M} = \frac{20 \text{ g}}{58,5 \text{ g/mol}} = 0,341 \text{ mol}$$

$$V = 110 \text{ cm}^3 = 0,110 \text{ L}$$

Sustituyendo en (1):

$$C_M = \frac{0,341 \text{ mol}}{0,110 \text{ L}} = 3,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

∴ Concentración Molar = 3,1 M

2.- MOLARIDAD

Está dada por un número que indica el número de moles de soluto que habría en 1 kg de solvente.

$$\text{Molalidad} = \frac{\# \text{Moles soluto}}{\# \text{Kg solvente}}$$

o:

$$C_M = \frac{n}{W}$$

Ejemplo:

Se disuelve 20 g de NaCl en 100 g de agua. Calcular la concentración molal de la solución.

Donde:

$$n = \frac{w}{M} = \frac{20 \text{ g}}{58,5 \text{ g/mol}} = 0,341 \text{ mol}$$

$$w = 100 \text{ g} = 0,100 \text{ kg}$$

Sustituyendo en la fórmula:

$$C_m = \frac{0,341 \text{ mol}}{0,100 \text{ kg}} = 3,41 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

∴ Concentración Molal = 3,41 m

3.- NORMALIDAD

Está dada por un número que indica el número de equivalentes gramo del soluto que habría en 1 litro de solución.

$$\text{Normalidad} = \frac{\# \text{Eq - g soluto}}{\# \text{lit solución}}$$

o:

$$C_N = \frac{\# \text{Eq-g}}{V}$$

Ejemplo:

Se disuelve 30 gramos de Ca(OH)_2 en 120 cm^3 de solución. Calcular la concentración normal de la solución.

$$\# \text{Eq - g} = \frac{w}{\text{Eq - g}} = \frac{30 \text{ g}}{37 \text{ g/eq-g}} = 0,81 \text{ eq - g}$$

$$V = 120 \text{ cm}^3 = 0,120 \text{ L}$$

Sustituyendo en la fórmula:

$$\frac{0,81 \text{ eq - g}}{0,120 \text{ L}} = 6,75 \frac{\text{eq - g}}{\text{L}}$$

Concentración Normal = 6,75 N

DILUCIÓN Y AUMENTO DE LA CONCENTRACIÓN

Quando a una solución se añade solvente la solución se **diluye**, es decir **baja** la concentración.

Quando de alguna manera se le extrae solvente; es decir, se le disminuye el solvente, la solución se **concentra**, **sube** su concentración.

En todo caso, se cumple la siguiente propiedad:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

C_1 = concentración de la solución al principio.

V_1 = volumen de la solución al principio.

C_2 = concentración de la solución al final.

V_2 = volumen de la solución final.



DETERMINACIÓN DE PESOS MOLECULARES

MÉTODO GASOMÉTRICO

Este método se usa para sustancias gaseosas, y si no lo es, previamente se transforma en gas.

Como la “mol” de cualquier sustancia, y el “peso molecular” son numéricamente iguales, lo que se determina es el peso de la mol y de ahí se infiere el P.m. Puede calcularse de las siguientes maneras:

a) Basado en la ecuación general de los gases:

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} \quad (I)$$

b) Conociendo la densidad relativa del gas con respecto al aire (D_r):

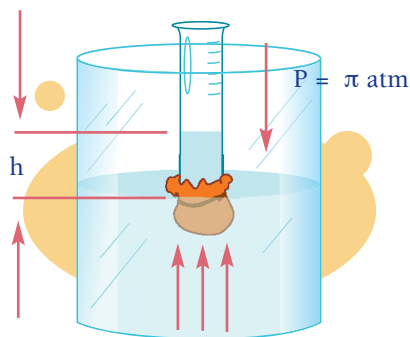
$$P.m. = 28,96 \cdot D_r \quad (II)$$

c) Conociendo la densidad del gas en C.N. (D_n):

$$M = 22,4 \frac{L}{Mol} \cdot D_n \quad (III)$$

MÉTODO OSMÓTICO

Se funda en el fenómeno de la ósmosis y se usa para calcular pesos moleculares de sólidos y líquidos disolviendo en un disolvente líquido.



$$\pi \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{\pi \cdot V} \quad (I)$$

M = masa de una mol de soluto, en “g/mol”.

m = masa de soluto disuelto, en “g”.

R = constante de los gases 0,082.

T = temperatura absoluta de la solución, en “K”.

π = presión en atmósfera, ejercido por la columna de altura “h”, en “atm”.

V = volumen de la solución en litros.

Ejemplo:

Se disuelve 3 gramos de una sustancia en 150 cm³ de una solución, se deposita en un tubo de prueba de base semipermeable y se introduce dentro de otro recipiente mayor que contiene el disolvente; después de unos minutos el nivel de la solución, en el tubo, sube 2 cm. Si la temperatura del sistema es 27°C y la densidad de la solución al final 2,1 g/cm³, calcular el P.m. del soluto.

Adecuando los datos:

$$m = 3 \text{ g}$$

$$R = 0,082 \frac{\text{Atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$T = 27^\circ + 273 = 300 \text{ K}$$

$$\begin{aligned} \pi &= H \cdot \delta = 2 \text{ cm} \cdot 2,1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = 4,2 \frac{\text{g}}{\text{cm}^2} \\ &= 4,2 \cdot 10^{-3} \frac{\text{kg}}{\text{cm}^2} \end{aligned}$$

$$\pi = 4,2 \cdot 10^{-3} \cdot \frac{1}{1,033} \text{ atm} = 4,066 \text{ atm}$$

$$V = 150 \text{ cm}^3 = 0,150 \text{ L}$$

Sustituyendo en la fórmula (I):

$$M = \frac{3 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{Atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 300^\circ\text{K}}{4,066 \text{ atm} \cdot 0,150 \text{ atm}} = 121 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

∴ P.m. = 121

MÉTODO EBULLOSCÓPICO

Se funda en el aumento que experimenta el punto de ebullición de un líquido cuando contiene alguna sustancia en solución. Sirve para calcular pesos moleculares de sólidos y líquidos disolviéndolos en un líquido.

$$M = K_e \frac{m \cdot 100}{W \cdot E}$$

M = masa de una mol de soluto, en "g/mol".

K_e = constante ebulloscópica propia de cada disolvente.

m = masa del soluto, en gramos, disuelto.

W = masa del solvente, en gramos.

E = ascenso ebulloscópico, es decir diferencia entre el punto de ebullición de la solución y el solvente puro.

Ejemplo:

Se disuelve 3 gramos de un cuerpo en 30 gramos de agua. Si la constante ebulloscópica del agua es 0,52 y el ascenso ebulloscópico de la solución es 0,78. ¿Cuál es el peso molecular del cuerpo disuelto?

$$M = 0,52^\circ\text{C} \frac{3 \text{ g} \cdot 100}{30 \text{ g} \cdot 0,78^\circ\text{C}} = 66,67 \text{ g/mol}$$

∴ P.m. = 66,67

MÉTODO CRIOSCÓPICO

Se basa en el descenso que experimenta el punto de congelación de una solución comparado con el punto de congelación del solvente puro:

$$M = K_c \frac{m \cdot 100}{W \cdot C}$$

M = masa de una mol del soluto.

K_c = constante crioscópica propia de cada líquido.

m = masa disuelta de soluto, en gramos.

W = masa del disolvente, en gramos.

C = descenso del punto de cristalización del solvente.

Ejemplo:

Se disuelve 4 gramos de una sustancia en 40 gramos de benceno y el punto de congelación de esta solución es 5,2 °C menor que el punto de congelación del benceno puro. Si la constante crioscópica del benceno es 4,9°C, calcular el P.m. del soluto.

$$M = K_c \frac{m \cdot 100}{W \cdot C} = 4,9^\circ\text{C} \frac{4 \text{ g} \cdot 1000}{40 \text{ g} \cdot 5,2^\circ\text{C}} = 94,23 \text{ g/mol}$$

∴ P.m. = 94,23

TERMOQUÍMICA

DEFINICIÓN Y CONCEPTOS

Es la parte de la química que estudia la energía calorífica (producida o consumida) que acompaña a todo proceso químico.

La cantidad de calor que produce o consume un proceso químico se mide en calorías o joule, muy poco en Btu.

CALOR DE REACCIÓN

Es el calor que entra en juego en una reacción cuando la transformación se hace a temperatura y presión constantes.

CALOR DE FORMACIÓN

Es la cantidad de calor que absorbe o exhala en la formación de **una mol** de sustancia, por síntesis.

CALOR DE COMBUSTIÓN

Es el calor desprendido en la combustión total de **una mol** de una sustancia cualquiera.



LEY DE HESS

“La cantidad de calor que intervienen en una reacción química, es la misma, así la reacción se realice en una o varias etapas”.

EQUIVALENCIA DE UNIDADES

1 caloría	=	0,00396 B.t.u.
1 B.t.u.	=	252 calorías
1 kilo cal	=	1000 calorías
1 joule	=	0,24 cal
1 cal	=	4,186 J

DEFINICIÓN DE LAS UNIDADES CALORIMÉTRICAS

CALORÍA

Es una unidad para medir la cantidad de calor: “Es la cantidad de calor que absorbe o que necesita 1 gramo de agua líquida pura, para subir su temperatura en 1°C (de 15°C a 16°C)”.

B.T.U. (British Terminal United)

Es una unidad inglesa para medir la cantidad de calor: “Es la cantidad de calor que absorbe o que necesita 1 libra de agua líquida pura para subir su temperatura en 1°F.

CALOR GANADO O PERDIDO “q” CUANDO VARÍA LA TEMPERATURA

1.- Cuando la temperatura aumenta (gana):

$$g = m \cdot C.E. \cdot (t_f - t_i)$$

2.- Cuando su temperatura disminuye (pierde):

$$q = m \cdot C.e. \cdot (t_i - t_f)$$

q = cantidad de calor ganado o perdido.

m = masa del cuerpo que modifica su temperatura.

C.e. = calor específico del cuerpo.

Ti = temperatura inicial.

Tf = temperatura al final.

EQUILIBRIO QUÍMICO

Es un estado en el cual la velocidad de reacción de los cuerpos reactantes es igual a la velocidad de reacción de los productos para reproducir los reactantes.

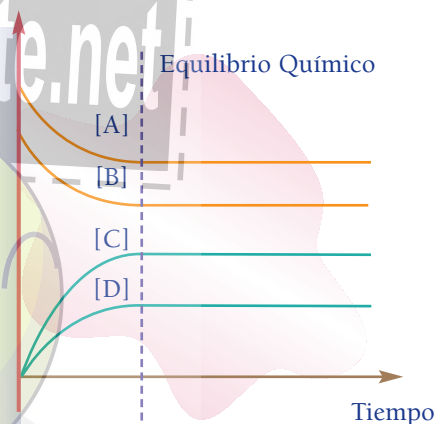
Sea la reacción:



El equilibrio químico en una reacción se produce a partir del momento en que las concentraciones de los reactantes y de los productos se mantiene constante.

[A], [B] : concentraciones de A y B al momento del equilibrio.

[C], [D] : concentraciones de C y D al momento del equilibrio.



FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE LA REACCIÓN PARA LLEGAR AL EQUILIBRIO QUÍMICO

- Naturaleza de las sustancias que reaccionan.
- Temperatura.
- Agentes catalizadores.
- Concentración y presión.

REACCIONES REVERSIBLES

Son aquellos en las que los productos originados pueden reaccionar entre sí, para regenerar los productos primitivos.

REACCIONES IRREVERSIBLES

Son aquellas en las que los productos originados no reaccionan entre sí para regenerar los primitivos.

LEY DE GULBERG Y WAAGE O DE LA ACCIÓN DE LAS MASAS

“La velocidad de reacción es proporcional a la concentración de los reactantes”.

Constante de concentración Kc:

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

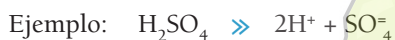
Kc = constante de equilibrio por concentración.

a, b, c, d, coeficientes de las sustancias A, B, C, D. en una reacción química así:



CONSTANTE DE EQUILIBRIO DE IONIZACIÓN KI

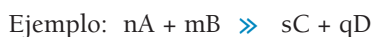
Los ácidos disueltos en agua se ionizan en iones H⁺ y radicales halogénicos A⁻. La constante Ki de ionización se calcula igual que Kc.



$$K_i = \frac{[H^+]^2 [SO_4^{=}]}{[H_2SO_4]}$$

CONSTANTE DE EQUILIBRIO DE PRESIÓN PARCIAL Kp

En la mayor parte de sistemas gaseoso es convenientes expresar la concentración de los gases en términos de la presión parcial.



$$K_p = \frac{[P_C]^s [P_D]^q}{[P_A]^n [P_B]^m}$$

P_A, P_B, P_C, P_D, presiones parciales de los gases A, B, C, D.

RELACIÓN ENTRE K_p y K_c

Sea la reacción gaseosa:



$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

Donde: $\Delta n = (c + d) - (a + b)$

LEY DE VAN'T HOFF

“Cuando se aumenta la temperatura de un sistema en equilibrio, éste se desplaza en el sentido en que absorbe calor”.

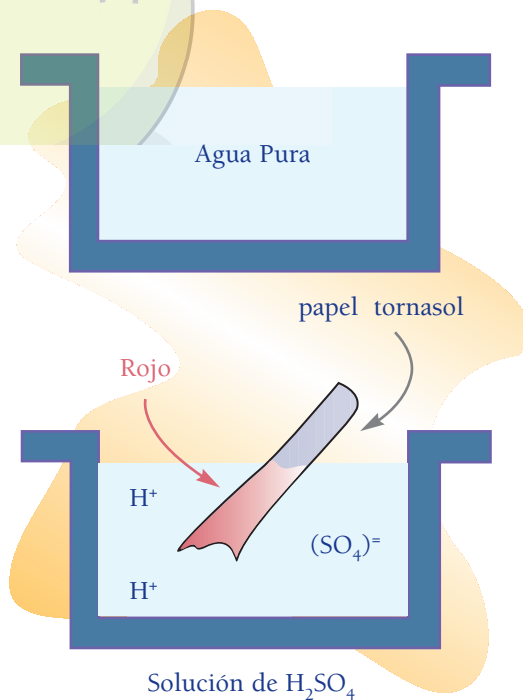
LEY DE CHATELIER

Es más general que la de Van 't Hoff: “Los sistemas en equilibrio reaccionan tendiendo a reducir al mínimo el efecto de un cambio externo impuesto al sistema”.

ÁCIDOS Y BASES

ÁCIDOS

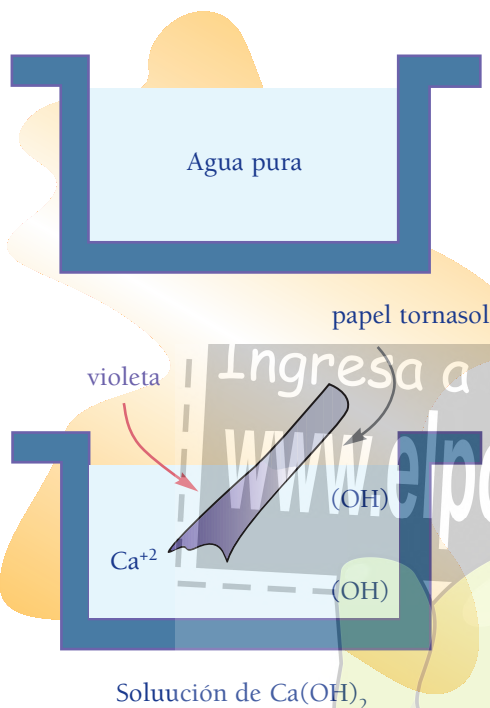
Son aquellas sustancias que al disolverse en agua se ionizan, uno de cuyos iones siempre es el ión H⁺ o “protio”, el cual enrojece al papel tornasol.





BASES

Son aquellas sustancias que al disolverse en agua se ionizan, uno de cuyos iones es el ión (OH)⁻ llamado hidroxilo, que colorea de azul violeta al papel tornasol.



Se ioniza así:



La concentración de:

$$[\text{H}^+] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ ión-g/L}$$

La concentración de:

$$[\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ ión-g/L}$$

∴

$$K_w = 1,0 \cdot 10^{-14} \text{ ión-g/L}$$

TIPOS DE SOLUCIONES

SOLUCIÓN NEUTRA:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ ión-g/L}$$

SOLUCIÓN ÁCIDA:

Cuando:

$$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$$

SOLUCIÓN BÁSICA:

Cuando:

$$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$$

ÁCIDOS Y BASES FUERTES

Son aquellos ácidos o bases que al disolverse en agua se ionizan en un alto porcentaje.

ÁCIDOS Y BASES DÉBILES

Son aquellos ácidos o bases que al disolverse en agua se ionizan en un bajo porcentaje.

Así, por ejemplo:

HCl (ácido clorhídrico) es un ácido fuerte porque al disolverse en agua, un alto porcentaje está disociado en iones H⁺ y Cl⁻; mientras que CH₃ — COOH (ácido acético) es un ácido débil porque sólo un bajo porcentaje del CH₃ — COOH se ha disociado en iones H⁺ y CH₃COO⁻.

CONSTANTE DE IONIZACIÓN DEL AGUA (K_w)

El agua es el más débil de los ácidos y el más fuerte de las bases.

CONCEPTO DE "pH"

El "pH" es una manera de expresar la concentración de los iones H⁺ en una solución. Se expresa por el logaritmo vulgar de la inversa de la concentración del H⁺.

La concentración [H⁺] del H⁺ se expresa en ión-g/L o átomo-g/L:

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

ELECTRO-QUÍMICA

Es el estudio de las reacciones químicas producidas por la acción de la corriente eléctrica y también es el estudio de las reacciones químicas que producen corriente eléctrica.

Algunas unidades eléctricas.

UNIDAD DE MASA

COULOMB

Es la cantidad de masa eléctrica que se necesita para depositar 0,00118 gr de Ag en un proceso electrolítico.

$$1 \text{ coulombio} \leftrightarrow 6,25 \cdot 10^{18} \text{ electrones}$$

FARADAY

Es una unidad mayor de masa eléctrica, equivale a 96 500 coulombs, es la cantidad de masa eléctrica que al circular en un proceso electrolítico, deposita 1 Equivalente gramo de sustancia en los electrodos.

$$1 \text{ faraday} \leftrightarrow 0,623 \cdot 10^{23} \text{ electrones}$$

$$1 \text{ faraday} \leftrightarrow 9,65 \cdot 10^4 \text{ coulombio}$$

ELECTRO-EQUIVALENTE

Es la cantidad de sustancia depositada en un electrodo por un coulomb de corriente, en un proceso electrolítico.

Por ejemplo:

0,00118 g Aag es el electroequivalente de la plata porque es depositado por un coulomb.

UNIDADES DE INTENSIDAD

AMPERE

Es una unidad para medir la frecuencia o intensidad con que se desplaza la corriente, equivale al desplazamiento de 1 coulombio en 1 segundo.

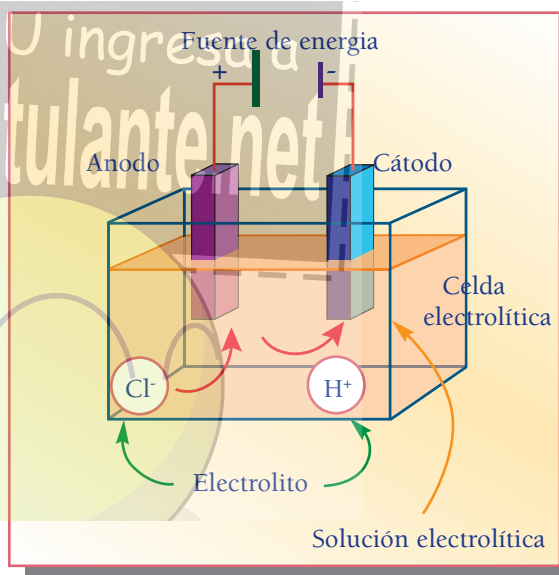
$$\text{Ampere} = \frac{1 \text{ coulomb}}{1 \text{ segundo}}$$

o:

$$I = \frac{q}{t}$$

ELECTRÓLISIS

Es el fenómeno de la descomposición química de una sustancia disuelta (electrolito), generalmente en el agua, por la acción del paso de la corriente eléctrica.



LEYES DE FARADAY

1.- "La cantidad de sustancia depositada en un electrodo es proporcional a la cantidad de corriente que circula por una solución".

$$W = \alpha q$$

W = peso de sustancia que se libera o que se deposita en los electrodos.

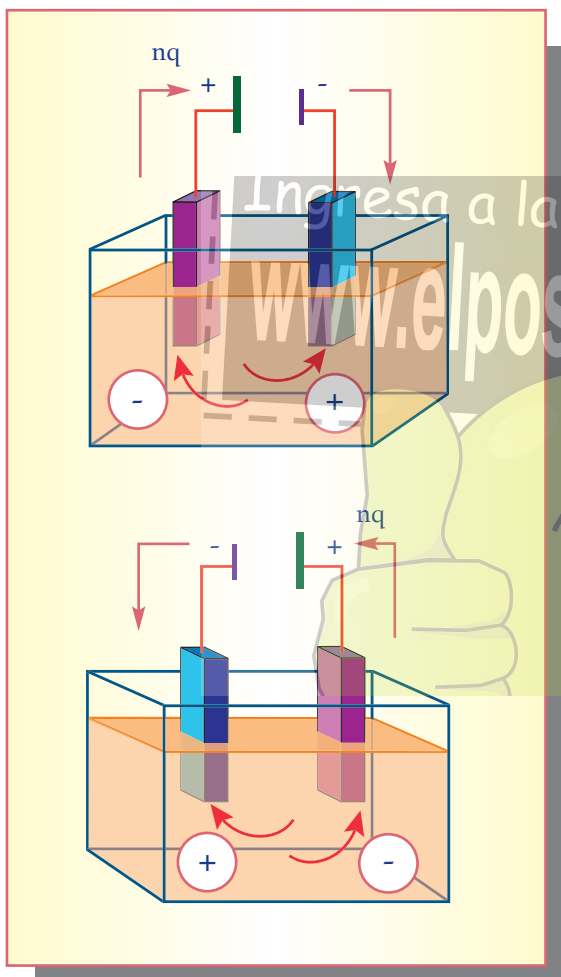
α = constante propia de cada sustancia que se va a descomponer y que depende de su equivalente-gramo.

q = cantidad de corriente que circula.



- 2.- “Las cantidades de sustancias distintas depositadas en los electrodos, de procesos distintos, por la misma cantidad de corriente, son proporcionales a sus pesos equivalentes”.

$$\frac{W_a}{W_b} = \frac{Eq a}{Eq b}$$



QUÍMICA ORGÁNICA

BREVES NOCIONES y NOMENCLATURA

OBJETIVO DE LA QUÍMICA ORGÁNICA

Es estudiar los derivados del carbono.

CARACTERÍSTICAS RESALTANTES DEL CARBONO

- 1.- El carbono es tetravalente. Se le representa por un tetraedro regular.
- 2.- Los átomos de carbono pueden unirse entre ellos por enlace simple, doble y triple.



C

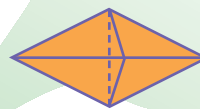
El carbono y sus cuatro valencias



= C - C =
enlace simple



= C = C =
enlace doble



— C ≡ C —
enlace triple

DIVISIÓN DE LA QUÍMICA ORGÁNICA

La función orgánica que se estudia en Química Orgánica se divide en dos grandes series: ACICLÍCA y CICLÍCA.



SERIE ACÍCLICA

Son compuestos orgánicos de cadena abierta. Se clasifican en SATURADOS y NO SATURADOS.

FUNCIONES QUÍMICAS

Se llama así a un conjunto de propiedades análogas a un grupo de compuestos.

En la Química Orgánica se puede definir y clasificar las siguientes funciones:

FUNCIÓN PRINCIPAL

Constituída por H y C; de ésta, derivan otras.

- 1) Saturadas
 - Enlace doble
 - Enlace triple
- 2) No saturadas

FUNCIONES FUNDAMENTALES

Alcohol
Aldehído
Cetona
Ácido

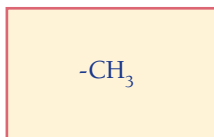
FUNCIONES ESPECIALES

Eter	Nitrito
Ester	Cianuro
Sal orgánica	
Amina	
Amida	

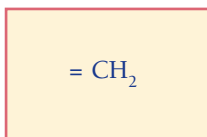


FUNCIÓN HIDROCARBURO

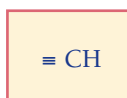
Son compuestos que constan sólo de C e H. Es la función más sencilla pero a la vez la más importante. Los grupos característicos son:



Grupo funcional
Primario
Monovalente



Grupo funcional
secundario
divalente



Grupo funcional terciario, trivalente

CH_4 : Metano o protano

$\text{CH}_3 - \text{CH}_3$: Etano o deutano

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$: Propano o tritano

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$: Butano o tetranio

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$: pentano

$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_4 - \text{CH}_3$: exano

$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_5 - \text{CH}_3$: heptano

Etc.

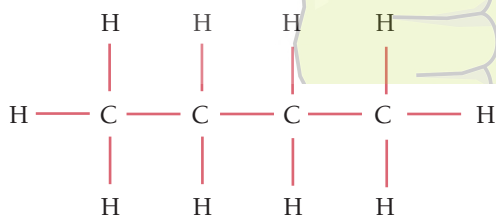
A) FUNCIONES PRINCIPALES

Constituídos sólo por Carbonos e Hidrógenos.

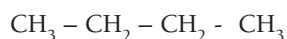
1.- SERIE SATURADA O ALKANA

Son hidrocarburos de cadena abierta con un solo enlace entre carbonos.

Ejemplo:



o:



NOMENCLATURA

“Se les nombra con la palabra griega que indica el número de carbonos de la cadena principal y se le hace terminar en ANO”.

Los 4 primeros componentes de esta serie tienen nombres especiales, con los cuales son más conocidos:

Los 4 primeros hidrocarburos; es decir, hasta el C_4 , son gaseoso. Del C_3 al C_{17} son líquidos, del C_{18} en adelante son sólidos.

Fórmula general:

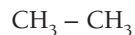


n: 1, 2, 3, ...

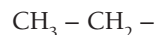
RADICALES HIDROCARBUROS O RADICALES ALCOHÓLICOS

Son aquellos que resultan al quitarle un “H” a un hidrocarburo saturado (o quitar un “OH” a un alcohol mono alcohol, lo que se verá más adelante).

Ejemplo:



Si se quita H resulta en:



NOMENCLATURA

“Se les nombra cambiando la terminación ANO del hidrocarburo (o la terminación OL del alcohol), por la terminación IL o ILO”.

Ejemplos:

HCH_3 origina el CH_3-	metIL
$\text{CH}_3 - \text{CH}_3$ origina el $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 -$	etIL
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ origina el $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 -$	propIL
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ origina el $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 -$	butIL
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ origina el $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 -$	pentIL

HIDROCARBUROS SATURADOS CON RAMIFICACIONES

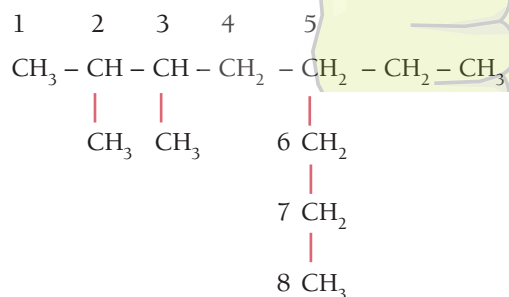
Son aquellos que tienen cadenas laterales conformadas por radicales hidrocarburos.

NOMENCLATURA

“Se numera el hidrocarburo, eligiendo como cadena principal la cadena más larga, la cual puede ser toda horizontal, toda vertical o quebrada, empezando por el lado más cercano a la cadena lateral; luego, se nombra los radicales, indicando el número de carbonos donde están enlazados, luego se lee el nombre del hidrocarburo principal”.

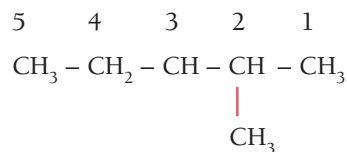
Ejemplos:

i)



Dimetil - 2 . 3 - etil - 5 - octano

ii)



Metil - 2 - pentano

2.- SERIE NO SATURADA

Son aquellos hidrocarburos cuyos carbonos están unidos por dos o tres enlaces.

ALQUENOS O HIDROCARBUROS CON ENLACE DOBLE

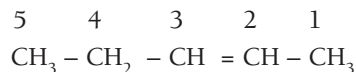
Llamados también etilénicos, olefinos o alquenos. Son aquellos en cuya cadena principal hay uno o más carbonos unidos por enlaces dobles.

NOMENCLATURA

“Se les nombra con la palabra griega que indica el número de carbonos que tiene la cadena principal, haciendo terminar en ENO, precedida esta terminación por di, tri, etc., según el número de enlaces dobles que tenga la cadena principal, ubicando con una numeración adecuada que empiece por el extremo más cercano al enlace doble”.

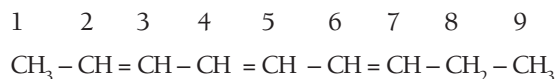
Ejemplos:

i)



Pent - ENO - 2

ii)



Nona - TRI - ENO - 2 . 4 . 6

Fórmula general cuando el hidrocarburo tiene un solo enlace doble:





ALQUINOS O HIDROCARBURO DE ENLACE TRIPLE

Llamados también acetilénicos o alquinos. Son aquellos hidrocarburos en los cuales algunos de sus carbonos, de la cadena principal, están unidos por enlaces triples.

NOMENCLATURA

“Se les nombra con la palabra griega que indica el número de carbonos de la cadena principal seguido de la terminación INO, interponiendo la palabra di, tri, etc., para indicar el número de veces que se repite el enlace triple; finalmente, se ubica los enlaces triples con números de los carbonos de menor numeración de la cadena principal”.

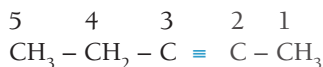
Ejemplos:

i)



Hepta di - INO - 1.4

ii)



Penta - INO - 2

Fórmula general válida cuando hay un solo enlace triple:



HIDROCARBUROS NO SATURADOS CON CADENAS LATERALES

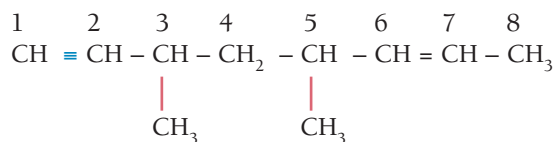
Son aquellos que tienen cadena lateral, designándose como cadena principal la que tiene enlace doble o triple.

NOMENCLATURA

“Primero se elige la cadena principal, se numera sus carbonos. Luego, se nombra los radicales empezando por los más simples, indicando su ubicación con la numeración de la cadena principal, finalmente se lee la cadena principal”.

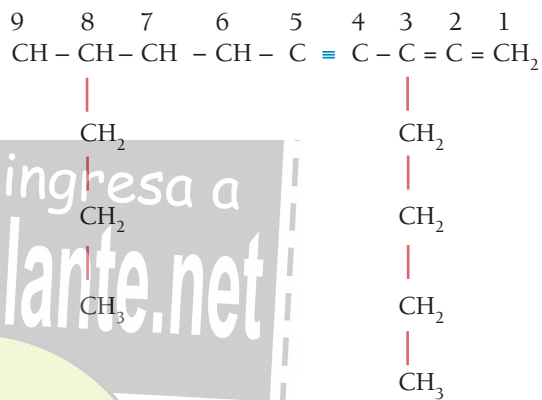
Ejemplo:

i)



Di - metil - 3.5 - octa - eno.6 - ino. 1

ii)



Propil. 8 - butil.3 - Nona - di - eno. 1.2 - ino.4

B) FUNCIONES FUNDAMENTALES

FUNCIÓN ALCOHOL

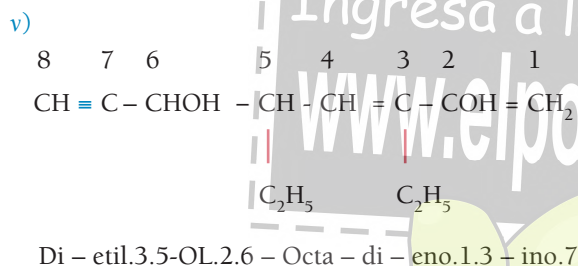
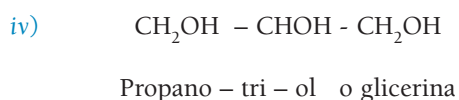
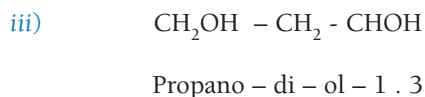
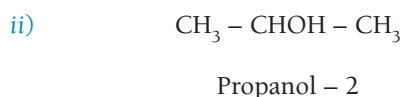
Resulta de la sustitución, en la función hidrocarburo, de un H por un radical OH. Como la sustitución puede hacerse en un grupo hidrocarburo primario, secundario o terciario, el alcohol resultante será primario, secundario o terciario, cuyos grupos funcionales son;



NOMENCLATURA

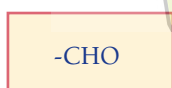
“Se les nombra con el nombre del hidrocarburo que lo origina, haciendo terminar el OL, precedida esta terminación de di, tri, etc., según las veces que se repite el grupo OH”.

Ejemplos:

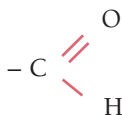


FUNCIÓN ALDEHÍDO

Resulta de la sustitución de 2H de un hidrocarburo del grupo funcional primario ($-\text{CH}_3$) por un O. El grupo característico es:



o:



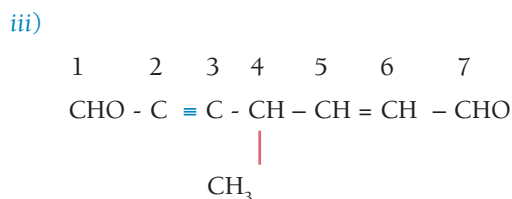
NOTA:

No confundir con el alcohol terciario ($\equiv \text{COH}$)

NOMENCLATURA

“Se le nombra con el nombre del hidrocarburo que lo origina, haciendo terminar en AL”.

Ejemplo:



Metil.4 - hepta - eno.5 - ino.2 - di - al.1.7

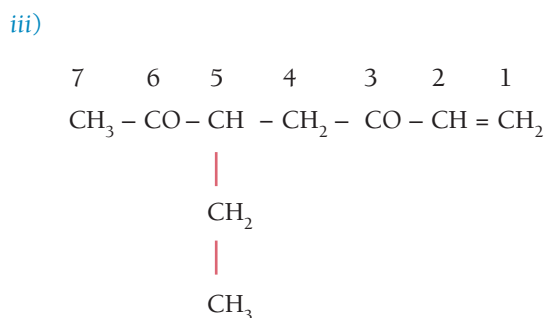
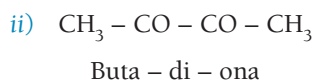
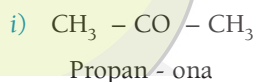
FUNCIÓN CETONA

Resulta de sustituir 2H del grupo funcional secundario ($=\text{CH}_2$) por un O. El grupo funcional característico es:



NOMENCLATURA

“Se les nombra con el nombre del hidrocarburo que lo origina, haciendo terminar en ONA”.



Etil 5 - hepta - eno.1 - di-ona.3.6



FUNCIÓN ÁCIDO

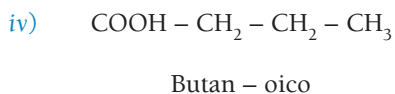
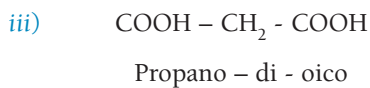
Resulta de la sustitución del grupo funcional primario (-CH₃), 2H por un O y otro H por un OH. El grupo funcional característico se llama carboxílico y es:



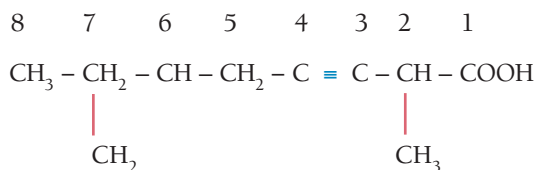
NOMENCLATURA

“Se les nombra con el nombre del hidrocarburo que lo origina, haciendo terminar en OICO”.

Ejemplos:



v)



Metil.2 - etil.6 - octa - ino.3-oico.1



RADICALES ORGÁNICOS

RADICAL ALCOHOLICO O RADICAL DE HIDROCARBURO SATURADO

Es aquel que resulta al quitarle el grupo OH al alcohol o el H a un hidrocarburo saturado.

NOMENCLATURA.-

“Se les nombra con el nombre del hidrocarburo que lo origina, cambiando la terminación ONA del hidrocarburo, u OL del alcohol, por la terminación IL o ILO”.

Ejemplos:

i) HCH_3 original el $-\text{CH}_3$ met-il.

ii) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 -$
Propil

iii) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 -$
Butil

Fórmula general:



RADICALES DE HIDROCARBUROS NO SATURADOS

Resultan de quitarle 1 H al hidrocarburo

NOMENCLATURA.-

“Se les nombra con el nombre del hidrocarburo que lo origina haciendo terminar en ILO”.

Ejemplos:

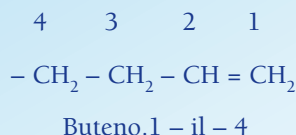
i) $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$ origina el $\text{CH}_2 - \text{CH} -$ etenilo.

ii)
4 3 2 1
 $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH} -$
Buteno.1 - il -1

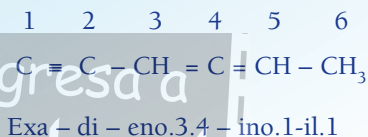
iii)
1 2 3 4 5 6
 $\text{CH} \equiv \text{C} - \text{CH} = \text{C} = \text{CH} - \text{CH}_2 -$
Exa - di - eno.3.4 - ino.1-il.6

Es necesario indicar la posición del enlace libre, porque con los ejemplos anteriores puede suceder lo siguiente:

[(de ii)]



[(de iii)]



RADICALES ÁCIDOS

Resulta de quitarle un OH al grupo carboxílico (-COOH) del ácido orgánico.

NOMENCLATURA.-

“Se les nombra con el nombre del hidrocarburo que lo origina, añadiendo la terminación ILO”.

Ejemplos:

i) $\text{CH}_3 - \text{CO} -$
Etano-ilo

ii) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CO} -$
Butano-ilo

iii)
1 2 3 4 5 6
 $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} - \text{CH} = \text{CH} - \text{CO} -$
|
 CH_2
|
 CH_3
Etil.3 - exa - di - eno.1.4 - ilo.6



C) FUNCIONES ESPECIALES

FUNCIÓN ÉTER

Resulta de quitar (deshidratar) una molécula de agua a dos moléculas de alcohol.



NOMENCLATURA

“Se les nombra interponiendo la palabra OXI a los nombres de los hidrocarburos que originan los alcoholes”.

Ejemplos:



Etano oxi-metano

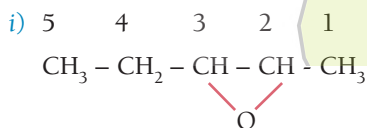


Butano-oxi-etano

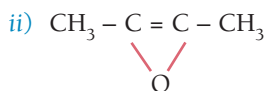
NOMENCLATURA ESPECIAL

Cuando el grupo funcional éter (—O—) une los átomos de carbono de una misma cadena, se le antepone el prefijo EPOXI, indicando con numeración los carbonos donde está injertado el radical —O—, seguido del nombre del hidrocarburo.

Ejemplos:

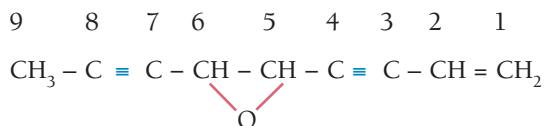


Epoxi.2.3 - pentano



Epoxi.2.3 - buteno.2

iii)

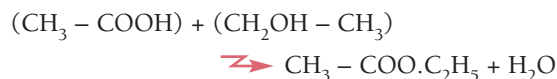


Epoxi.5.6 - nona - eno - 1 - di - ino.3.7

FUNCIÓN ÉSTER

Resulta de sustituir el (H⁺) del ácido orgánico o mineral por un radical alcohólico.

Ejemplo:



NOMENCLATURA

“Se le nombra con el nombre del radical halogénico del ácido (el nombre del ácido se hace terminar en ATO), seguido del nombre del radical alcohólico”.

Ejemplos:



Exanoato de etilo



Etanoato de butilo



Sulfato de propilo



Sulfito de exilo



Nitrato de etilo



Perclorato de propilo

FUNCIÓN SAL ORGÁNICA

Resulta de sustituir el hidrógeno H⁺ del ácido orgánico por metales o radicales positivos de Química Inorgánica.

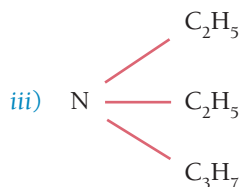
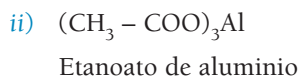
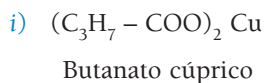
Ejemplo:



NOMENCLATURA

“Se les nombra con el nombre halogénico del ácido, seguido del nombre iónico del metal”.

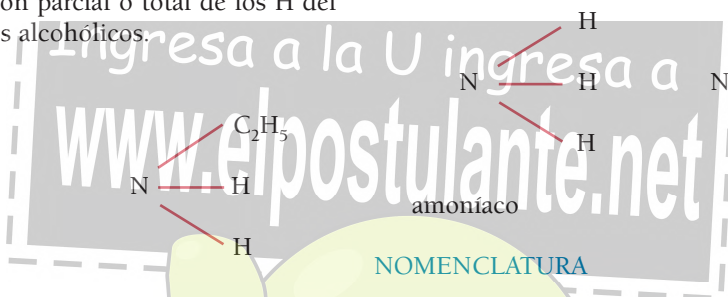
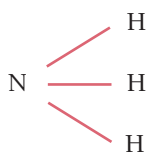
Ejemplos:



Di - etil - propil - amina

FUNCIÓN AMINA

Resulta de la sustitución parcial o total de los H del amoníaco por radicales alcohólicos.



NOMENCLATURA

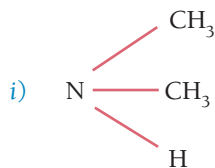
“Se les nombra con el nombre del hidrocarburo que origina el radical ácido, seguido de la palabra AMIDA”.

Ejemplos:

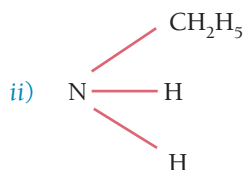
NOMENCLATURA

“Se les nombra con los nombres de los radicales alcohólicos, seguido de la palabra AMINA”.

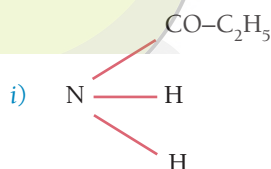
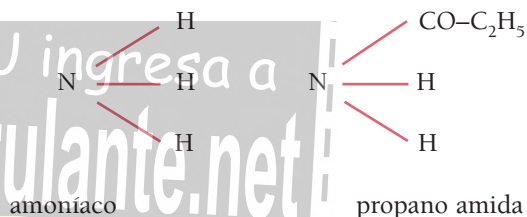
Ejemplos:



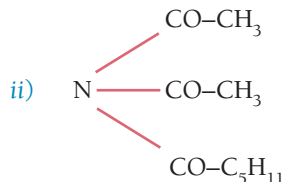
Di-metil - amina



Etil - amina



Propano - amida

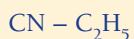


Di - etano - exano - amida



FUNCIÓN NITRILO

Resulta de la unión del CN^- , monovalente del ácido cianhídrico, con los radicales alcohólicos.



NOMENCALTURA

“Se les nombra con el nombre del hidrocarburo de tantos carbonos como haya en total, seguido de la palabra NITRILO”.

Ejemplos:

- i) $\text{CN} - \text{C}_3\text{H}_7$ Butano – nitrilo i) $\text{CN} - \text{K}$ cianuro de potasio
- ii) $\text{CN} - \text{C}_5\text{H}_{11}$ Exano – nitrilo ii) $(\text{CN})_3\text{Fe}$ Cianuro férrico

FUNCIÓN CIANURO

Resulta de la unión del radical CN^- monovalente con un metal:



NOMENCLATURA

“Se les nombra con la palabra CIANURO, seguido del nombre iónico del metal”.

Ejemplos:



CUADRO DE LOS GRUPOS FUNCIONALES

GRUPO FUNCIONAL HIDROCARBURO	NOMBRE DE LA FUNCIÓN	NOMENCLATURA TERMINA EN
- CH ₃	Primaria	... ano
= CH ₂	Secundaria	... eno
≡ CH	Terciaria	... ino
	HIDROCARBUROS	

GRUPO FUNCIONAL ALCOHOL	FUNCIÓN	NOMENCLATURA
- CH ₂ OH	Primaria	... ol
= CHOH	Secundaria	... ol
≡ CH	Terciaria	... ol
	ALCOHOL	
- CHO	ALDEHÍDO	... al
= CO	CETONA	... ona
- COOH	ÁCIDO	... oico
- O -	ÉTER	... oxi ...
- COO - R	ESTER	... ato de ...ilo
- COO - R'	SAL ORGÁNICA	... ato de ...



$R - NH_2$ $R - NH$ $R - NH$	A M I N A	Primaria Secundaria Terciaria	AMINA	... amina
$R'' - NH_2$ $R'' - NH$ $R'' - NH$	A M I D A	Primaria Secundaria Terciaria	AMIDA	... amida
$R - CN$			NITRILO	...nitrito
$R' - CN$			CIANURO	cianuro de ...

R = radical alcohol

R' = radical mineral o positivo

R'' = radical ácido

SERIE CÍCLICA

Son aquellos que tienen alguna cadena cerrada, formando anillo. Son de tres clases: alicíclica, bencénica y heterocíclica.

SERIE ALICÍCLICA

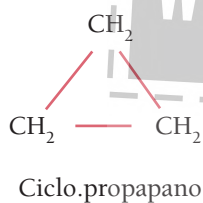
Es una serie cíclica de enlaces simples o a lo más dobles. No incluye el benceno, el cual forma una serie especial.

NOMENCLATURA

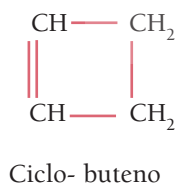
“Se les nombra anteponiendo la palabra CICLO al nombre del hidrocarburo de cadena abierta que la origina”.

Ejemplos:

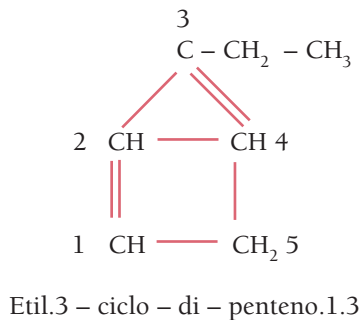
i)



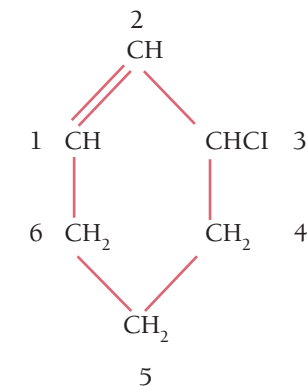
ii)



iii)



iv)

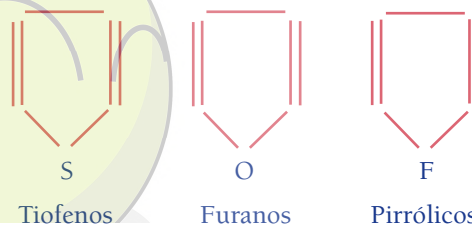


Clor.3 – ciclo – exeno. 1

SERIE HETEROCÍCLICA

Poseen uno o más elementos diferentes del C en los nudos de la cadena cerrada. Reciben distintos nombres de acuerdo con el elemento distinto de C que lo ha sustituido en la cadena.

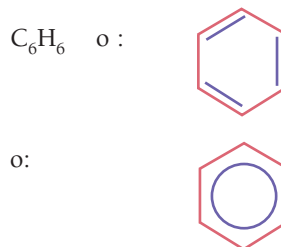
Estos son los núcleos más importantes de esta serie:



BENCENO

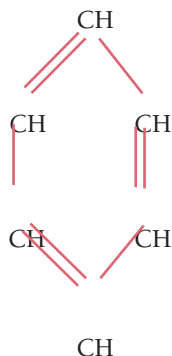
SERIE BENCÉNICA O AROMÁTICA

Posee como base el núcleo bencénico o llamado anillo de kekulé.

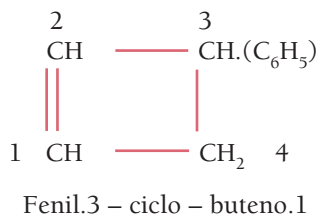




o:



iv)



DERIVADOS DEL BENCENO

Resultan de sustituir uno o más H del benceno por radicales alcohólicos monovalentes o por metales. Pueden ser derivados mono, di y tri – sustituidos.

RADICAL FENILO

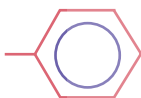
Resulta al quitarle un H al benceno.

$C_6H_5 -$ o:



Este radical sustituye a los hidrógenos de los hidrocarburos o de los ácidos. Se les nombra así:

i) $NO_3 -$



o: $NO_3 \cdot (C_6H_5)$

nitrato de fenilo

Se les nombra con el nombre de radical que sustituye al H, seguido de la palabra “benceno”.

Ejemplos:

i) $CH_2 - CH_3$



Etil – benceno

ii) Cl



Cloro-benceno

iii)

I



Iodo benceno

ii)

$SO_4(C_6H_5)_2$

sulfato de fenilo

B) DERIVADOS BISUSTITUÍDOS

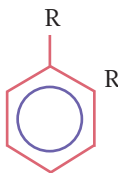
Pueden ser ORTO, META o PARA, según la posición de los hidrógenos sustituidos.

iii)

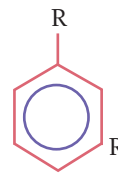
4 3 2 1
 $CH_3 - CH = C - CH_3$



Fenil.2 – but – eno.2



ORTO



META

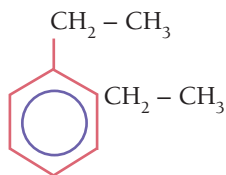


PARA

Se les nombra con los prefijos ORTO, META o PARA, luego el nombre del radical seguido de la palabra "benceno".

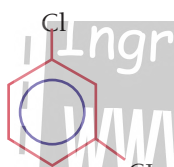
Ejemplos:

i)



Orto - di - etil - benceno

ii)



Meta - cloro - benceno

iii)

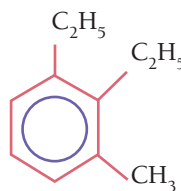


Para - butil - pentil - benceno

Se les nombra con los nombres de los radicales que sustituyen los hidrógenos, luego, según lo que convenga, la palabra vecinal, asimétrico o simétrico, seguido de la palabra "benceno".

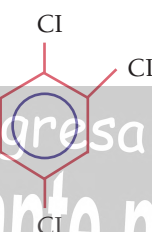
Ejemplos:

i)



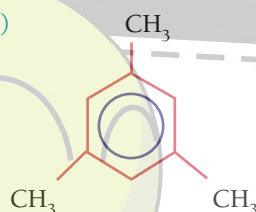
Metil . di - etil - vecinal - benceno

ii)



Tri - cloro - asimétrico - benceno

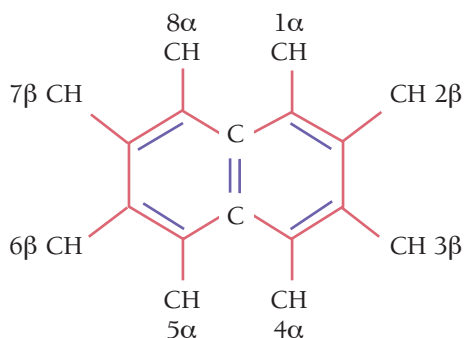
iii)



Tri - metil - simétrico - benceno

NAFTALENO

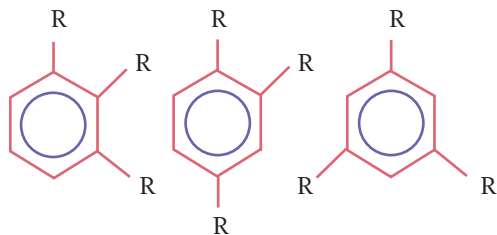
Resulta del acoplamiento de 2 bencenos:



Se le numera como se indica; hay 4 carbonos α , 4 carbonos β .

C) DERIVADOS TRISUSTITUÍDOS

Pueden ser: VECINAL, ASIMÉTRICO O SIMÉTRICO según la posición de los hidrógenos sustituidos.



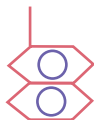
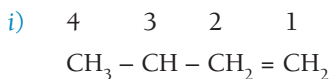
VECINAL ASIMÉTRICO SIMÉTRICO



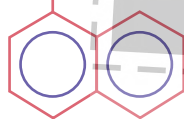
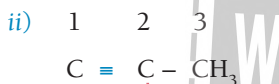
RADICAL NAFTIL

Resulta de quitarle 1H al naftaleno, según de donde sale el hidrógeno, el naftaleno puede llamarse α -naftil o β -naftil.

Ejemplos:



β -naftil.3-buteno.1



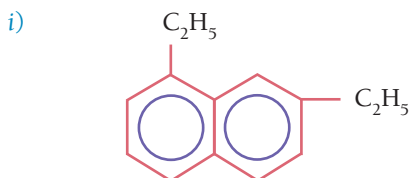
α -naftil-propino.1

DERIVADOS DEL NAFTALENO

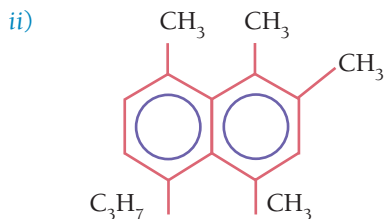
Resultan de sustituir un H α o β de naftaleno por un radical alcohólico o metales.

Se les nombra, anteponiendo la letra α o β que corresponde al H sustituido, luego el nombre del radical, o mejor, si son varias las sustituciones con una numeración como la que se ha indicado, seguido de la palabra "naftaleno".

Ejemplos:



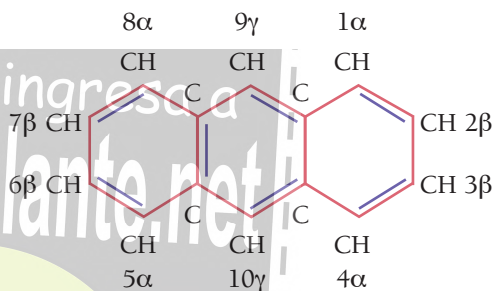
α etil, β etil



Tetra-metil 1.2.4.8-propil.5 naftaleno

ANTRACENO

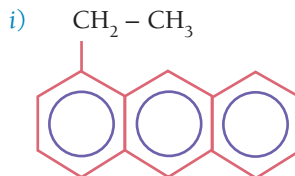
Resulta del acoplamiento de 3 bencenos



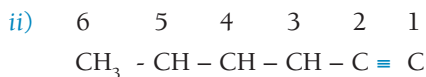
RADICAL ANTRACIL

Resulta de quitarle un H, sea α , o β o α o γ al antraceno; según esto, puede llamarse α naftil, β naftil o γ naftil.

Ejemplos:



α - naftil.2 - etano



γ naftil.5 - exa - eno.3 - ino. 1

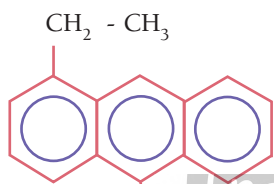
DERIVADOS DEL ANTRACENO

Resultan de sustituir un hidrógeno α , β o γ del antraceno por un radical alcohólico o metal.

Cuando son uno o dos los hidrógenos sustituidos se les nombra indicando la letra griega del H sustituido, luego el nombre del radical y finalmente la palabra "antraceno". Sin embargo, cuando son varias las sustituciones se señala con los números indicados en la figura anterior.

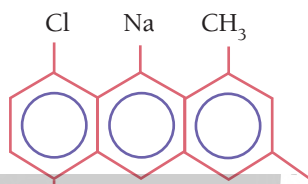
Ejemplos:

i)



etil - g etil - antaceno

ii)



Metil.1 - pentil.5 - heptil.3
- cloro.8 - sodio.9 - antraceno

