

# QUÍMICA

- *Desarrollo sistemático del curso*
- *Temas didácticamente explicados*
- *Datos de cultura general*
- *Banco de preguntas tipo admisión*



# SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES

## DENSIDAD - TEMPERATURA

### MATERIA

#### I. SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES

El Sistema Internacional está formado por unidades de base, unidades suplementarias y unidades derivadas. También el uso de prefijos (múltiplos y sub múltiplos)

**1.1 Unidades de Base.** Son unidades definidas de base a fenómenos físicos naturales e invariables

ITEM	MAGNITUDES FISICAS	NOMBRE DE LAS UNIDADES	SIMBOLO
1	Longitud	metro	m
2	Masa	kilogramo	kg
3	Tiempo	segundo	s
4	Intensidad de corriente E.	ampere	A
5	Temperatura termodinámica	kelvin	K
6	Intensidad luminosa	candela	cd
7	Cantidad de sustancia	mol	mol

**1.2 Unidades Derivadas.** Son las que se forman al combinar algebraicamente las unidades de base y/o suplementarias.

MAGNITUDES FISICAS	NOMBRE DE LAS UNIDADES	SIMBOLO
Superficie (área)	metro cuadrado	m <sup>2</sup>
Volumen	metro cúbico	m <sup>3</sup>
Densidad	kilogramo por metro cúbico	kg/m <sup>3</sup>
Velocidad	metro por segundo	m/s
Velocidad Angular	radian por segundo	rad/s
Aceleración	metro por segundo al cuadrado	m/s <sup>2</sup>
Aceleración angular	radian por segundo al cuadrado	rad/s <sup>2</sup>
Concentración molar	mol por metro cúbico	mol/m <sup>3</sup>
Densidad de corriente E.	ampere por metro cuadrado	A/m <sup>2</sup>

**1.3 Unidades Derivadas (SI) con nombre y símbolo propios:**

MAGNITUD	UNIDAD	SIMBOLO	EXPRESION DE LAS UNIDADES DE BASE O DERIVADAS
Frecuencia	hertz	Hz	1 Hz = 1s <sup>-1</sup>
Fuerza	newton	N	1 N = 1kg.m/s <sup>2</sup>
Presión y tensión	pascal	Pa	1 Pa = 1 N/m <sup>2</sup>
Trabajo, energía, cant. de calor	joule	J	1 J = 1N.m
Potencia	watt	W	1 W = 1J/S
Cantidad de electricidad	coulomb	C	1 C = 1A.S
Capacidad eléctrica	faraday	F	1 F = 1 A.S/V
Resistencia eléctrica	ohm	Ω	1Ω = 1V/A

## 1.4 Múltiplos y Submúltiplos

	PREFIJO	SIMBOLO	FACTOR	EQUIVALENTE
M	exa	E	$10^{18}$	1 000 000 000 000 000 000
U	peta	P	$10^{15}$	1 000 000 000 000 000
L	tera	T	$10^{12}$	1 000 000 000 000
T	giga	G	$10^9$	1 000 000 000
I	megeo	M	$10^6$	1 000 000
P	kilo	k	$10^3$	1 000
L	hecto	h	$10^2$	1 00
O	deca	da	10	1 0
S	deci	d	$10^{-1}$	0,1
U	centi	c	$10^{-2}$	0,01
B	mili	m	$10^{-3}$	0,001
M	micro	$\mu$	$10^{-6}$	0,000 001
U	nano	n	$10^{-9}$	0,000 000 001
L	pico	p	$10^{-12}$	0,000 000 000 001
T	femto	f	$10^{-15}$	0,000 000 000 000 001
I.	atto	a	$10^{-18}$	0,000 000 000 000 000 001

**FACTORES DE CONVERSION Y CONSTANTES**

<p><b>UNID. DE LONGITUD</b></p> <p><math>1\mu = 10^4\text{\AA}</math>  <math>1\text{\AA} = 10^{-8}\text{ cm}</math>  <math>1\text{ m} = 3,281\text{ pie}</math>  <math>1\text{ pie} = 30,48\text{ cm} = 12\text{ pulg}</math>  <math>1\text{ pulg} = 2,54\text{ cm}</math>  <math>1\text{ yarda} = 3\text{ pies} = 0,9144\text{ m}</math>  <math>1\text{ milla mar.} = 1852\text{ m}</math>  <math>1\text{ milla terr.} = 1609\text{ m}</math></p> <p><b>UNID. DE MASA</b></p> <p><math>1\text{ lb} = 16\text{ onzas}</math>  <math>1\text{ onza} = 28,36\text{ g}</math>  <math>1\text{ ton. Métrica} = 10^3\text{ kg}</math>  <math>1\text{ kg} = 2,205\text{ lb}</math></p> <p><b>UNID. DE VOLUMEN</b></p> <p><math>1\text{ barril} = 42\ell</math>  <math>1\text{ dm}^3 = 10^3\text{ cm}^3</math>  <math>1\text{ pie}^3 = 28,316\ell</math>  <math>1\text{ m}^3 = 1000\ell</math>  <math>1\text{ ml} = 1\text{ cm}^3</math></p>	<p><b>UNID. DE PRESION</b></p> <p><math>1\text{ atm} = 1,03323\text{ kgf/cm}^2</math>  <math>1\text{ atm} = 14,696\text{ Lbf/pulg}^2 = 760\text{ torr.}</math>  <math>1\text{ atm} = 760\text{ mmHg} = 76\text{ cmHg}</math></p> <p><b>UNID. DE ENERGIA</b></p> <p><math>1\text{ cal} = 4,184\text{ Joule}</math>  <math>1\text{ ev} = 1,602 \times 10^{-19}\text{ Joule}</math>  <math>1\text{ Joule} = 10^7\text{ ergios}</math></p> <p><b>CONSTANTES</b></p> <p><math>C = \text{Veloc. de la luz} = 3,0 \times 10^5\text{ km/s}</math>  <math>h = \text{constante de planck} = 6,626 \times 10^{-34}\text{ J.S.}</math>  <math>NA = 6,023 \times 10^{23}\text{ part./mol}</math> <math>NA = \text{N}^\circ \text{ de Avogadro}</math>  <math>R = 0,082\text{ atm.}\ell/\text{mol.k} = 62,4\text{ mmHg.}\ell/\text{mol.k}</math>  <math>R = \text{Constante Universal}</math></p>
---	---

**II. TEMPERATURA**

Es un parámetro determinado arbitrariamente que nos indica la energía promedio de un cuerpo (frío o caliente). Es la gradiente.

**a. FORMULA GENERAL:** T° de calor

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

**b. VARIACION DE TEMPERATURA:**

$$1\Delta^{\circ}\text{C} \leftrightarrow 1,8\Delta^{\circ}\text{F} \leftrightarrow 1\Delta\text{K} \leftrightarrow 1,8\Delta\text{R}$$

**c. ESCALA TERMOMÉTRICA:**

$^{\circ}\text{C}$	$^{\circ}\text{F}$	K	R	
100	212	373	672	Pto. Ebull. H <sub>2</sub> O
0	32	273	492	Pto. Cong. H <sub>2</sub> O
-17,7	0	252,3	460	Pto. Cong. (H <sub>2</sub> O+NH <sub>4</sub> Cl)
-273	-460	0	0	Cero Absoluto

E. Relativas      E. Absolutas

**III. DENSIDAD:**

Relación de la masa y el volumen de los cuerpos. Es una magnitud derivada.

**1. Densidad Absoluta (D<sub>ABS</sub>):**

$$D_{ABS} = \frac{m}{v} \Rightarrow \frac{g}{cm^3}, \frac{g}{ml}, \frac{kg}{\ell}, \frac{Lb}{pie^3}, \frac{kg}{m^3}$$

**2. Densidad Relativa (D<sub>R</sub>)**

**a. Sólidos y Líquidos**

$$D_{R(S)} = \frac{DS}{D_{H2O}} \quad D_{R(L)} = \frac{D_L}{D_{H2O}}$$

D<sub>H2O</sub> = 1g/ml      S = sólido  
L = líquido

**b. Gases**

$$D_{R(S)} = \frac{Dg}{D_{AIRE}} \quad D_{aire} = 1,293 \text{ g/}\ell$$

g = Gas

Obs.: D<sub>aceite</sub> = 0,8 g/ml  
D<sub>Hg</sub> = 13,6 g/ml

**3. Mezclas**

$$D_m = \frac{M_1 + M_2 + \dots + M_n}{V_1 + V_2 + \dots + V_n}$$

Para volúmenes iguales:

$$D_m = \frac{D_1 + D_2 + \dots + D_n}{n}$$

**IV. MATERIA Y ENERGIA**

**I. MATERIA**

Es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio, tiene masa y volumen. Según Einstein la materia es la energía condensada y la energía es la materia dispersada.

**II. PROPIEDADES DE LA MATERIA**

**A. Propiedades Generales o Extensivas:**

Dependen de la masa.

1. Inercia
2. Indestructibilidad
3. Impenetrabilidad
4. Extensión
5. Gravedad
6. Divisibilidad

**B. Propiedades Particulares o Intensivas:**

No dependen de la masa

1. Elasticidad
2. Porosidad
3. Maleabilidad (Láminas)
4. Ductibilidad (Hilos)
5. Flexibilidad
6. Dureza
7. Conductibilidad
8. Viscosidad
9. Tenacidad
10. Comprensibilidad y Expansibilidad

**III. ESTADOS DE LA MATERIA**

**1. SOLIDO:**

<b>FUERZA COHESION</b>	>	<b>FUERZA REPULSION</b>
------------------------	---	-------------------------

FORMA	:	DEFINIDA
VOLUMEN	:	INVARIABLE
MASA	:	INVARIABLE

**2. LIQUIDO:**

<b>FUERZA COHESION</b>	=	<b>FUERZA REPULSION</b>
------------------------	---	-------------------------

FORMA	:	NO DEFINIDA
VOLUMEN	:	INVARIABLE
MASA	:	INVARIABLE

**3. GASEOSA:**

<b>FUERZA REPULSION</b>	>	<b>FUERZA COHESION</b>
-------------------------	---	------------------------

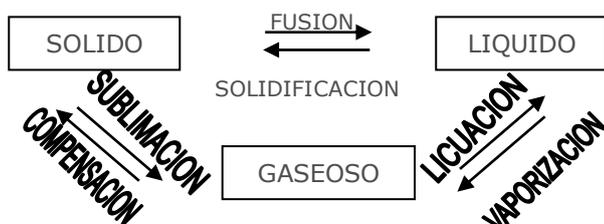
FORMA	:	NO DEFINIDA
VOLUMEN	:	INVARIABLE
MASA	:	INVARIABLE

**4. PLASMÁTICO**

Sistema que se halla a elevadas temperaturas (2.10<sup>4</sup>K), constituidos por Iones y Partículas subatómicas. El Sol, Estrellas, Núcleos de la Tierra.

COLOIDE: Fenómeno de Dispersión  
Tiene 2 fases: Dispersa y Dispersante. Tiene movimiento Browniano; para reconocerlo se aplica el "Efecto Tyndall" Ej. Gelatina, Flan, Clara de huevo.

#### IV. CAMBIO DE FASES



Ej.: Sublimación: Hielo seco ( $\text{CO}_2$ )  
Naftalina, Etc.

\* VAPORIZACION (toda la Masa):  
EVAPORACION  
SE PRODUCE EN LA SUPERFICIE  
Ejm.:  $\text{H}_2\text{O}$  del mar

\* VOLATIZACION: SE EVAPORA  
SIN HERVIR. Ejm: Acetona,  
Bencina

#### V. ENERGIA

Es todo aquello capaz de producir trabajo. También se define como materia dispersa. Clases: Energía Mecánica, Energía Eléctrica, Energía Química, Energía Radiante, Energía Luminosa y Energía Atómica.

LEY DE LA CONSERVACION DE LA MASA DE EINSTEIN, estableció 2 ecuaciones:

1era. Ecuación:

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

m = masa (g, kg)

c = velocidad de la luz

c =  $3 \cdot 10^5$  km/s

c =  $3 \cdot 10^8$  m/s

c =  $3 \cdot 10^{10}$  cm/s

E = Energía (ergios, joules)

2da. Ecuación

$$m_f = \frac{m_0}{\sqrt{1 - \left(\frac{v_f}{c}\right)^2}}$$

$m_0$  = masa en reposo

$m_f$  = masa en movimiento

$v_f$  = velocidad final

c = velocidad de la luz

#### MEZCLAS Y COMBINACIONES

##### A. MEZCLAS:

Son aquellas cuyos componentes se encuentran en cualquier proporción no sufren cambios en sus propiedades, no hay reacción química y pueden separarse por métodos físicos

Ejm. AGUA DE MAR, LATON, PETROLEO

##### SISTEMA DE UNA MEZCLA

Fases: Separaciones (Liq., Sol., Gas., Coloide, etc.)

##### COMPONENTES

Pueden ser elementos o compuestos. Ejm.: Cu,  $\text{H}_2\text{O}$

##### CONSTITUYENTES

Tipos de átomos de la mezcla.

Ejm.  $\text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$

Constituyentes: H, O, Na, Cl

##### B. COMBINACIONES:

Son aquellos cuyos componentes están en proporciones definidas y fijas, donde ocurren reacciones químicas, formando así los productos (nuevas sustancias) sólo se separan por medio químicos.

Ejm: LA COMBUSTION DEL PAPEL

**PROBLEMAS RESUELTOS Y PROPUESTOS**

**I. PROBLEMAS S. I.:**

1. ¿Cuántas no corresponden a unidades de base del S.I.?

- I. Aceleración
- II. Tiempo
- III. Intensidad de Corriente
- IV. Volumen
- V. Longitud

a) 1 b) 2 c) 3 d) 4 e) 5

**Resolución**

Por Teoría de unidades del S. I. Sólo son unidades que no corresponden a las unidades de base:

- I. Aceleración (derivada)
- II. Volumen (derivada)

Rpta. (b)

2. ¿Cuál es la equivalencia incorrecta?

- a)  $1\text{m}^3 = 10^{-6}\ell$
- b)  $1\mu\text{m} = 10^{-6}\text{m}$
- c)  $1\overset{\circ}{\text{A}} = 10^{-8}\text{cm}$
- d) 10 yardas = 30 pies
- e)  $1\text{dm}^3 = 1\ell$

**Resolución**

Según la teoría de equivalencias de unidades es incorrecta:

$$1\text{m}^3 = 10^6\ell$$

$$\text{Debe ser } 1\text{m}^3 = 10^3\ell$$

Rpta: (a)

3. ¿Cuántos  $\mu\text{s}$  hay en 1 hora?

- a)  $36 \times 10^5$
- b)  $36 \times 10^6$
- c)  $36 \times 10^8$
- d)  $36 \times 10^4$
- e) 3600

Haciendo conversiones y simplificando:

$$1\text{H} \times \frac{3600\text{s}}{1\text{H}} \times \frac{1\mu\text{s}}{10^{-6}\text{s}}$$

$$\text{Luego: } 3600 \times 10^6 \mu\text{s}$$

$$= 36 \times 10^8 \mu\text{s}$$

Rpta. (c)

4. Convertir:

$$E = 18 \frac{\text{kg} \times \ell}{\text{H}} \quad \text{a} \quad \frac{\text{g} \times \text{ml}}{\text{min}}$$

- a)  $1,5 \times 10^4$
- b)  $3 \times 10^6$
- c)  $1,5 \times 10^5$
- d)  $3 \times 10^8$
- e)  $3 \times 10^5$

**Resolución**

$$E = \frac{18\text{kg} \times \ell}{\text{H}} \times \frac{10^3\text{g}}{1\text{kg}} \times \frac{10^3\text{ml}}{1\ell} \times \frac{1\text{H}}{60\text{min}}$$

$$E = \frac{18 \times 10^6}{6 \times 10} = 3 \times 10^5 \frac{\text{g} \times \text{ml}}{\text{min}}$$

Rpta. (e)

5. Calcular el valor "R" en  $\text{cm}^3$  de la siguiente expresión:

$$\frac{\text{R}}{\text{cm}} = \sqrt{\frac{27\text{m}^3 \cdot \ell \cdot \text{cm}}{\text{R}}}$$

- a) 30
- b)  $2 \times 10^2$
- c)  $3 \times 10^3$
- d)  $3 \times 10^4$
- e)  $2 \times 10^4$

**Resolución**

Donde elevamos al cuadrado:

$$\frac{\text{R}^2}{\text{cm}^2} = \frac{27\text{m}^3 \cdot \ell \cdot \text{cm}}{\text{R}}$$

Luego:

$$\text{R}^3 = 27(10^6 \text{cm}^3) \cdot (10^3 \text{cm}^3) \cdot \text{cm}^3$$

$$\text{R}^3 = 27 \cdot 10^9 \text{cm}^9$$

$$\text{R} = \sqrt[3]{27 \cdot 10^9 \text{cm}^9}$$

$$\text{R} = 3 \cdot 10^3 \cdot \text{cm}^3$$

Rpta. (C)

6. Expresar su equivalencia:

$$60 \text{Bb} \times \frac{\text{mg}}{\text{min}} \quad \text{a} \quad \ell \times \frac{\text{g}}{\text{s}}$$

$$\text{Rpta. } 4.2 \times 10^{-2}$$

7. Indicar el valor de "x" para que cumpla la siguiente igualdad

$$\frac{x}{pm} - \frac{x}{nm} = 999Gm$$

Rpta. 1m<sup>2</sup>

8. Un alumno del CPU-UNAC necesita 3 mg de Cianocobalamina diario para su desgaste mental. ¿Cuántos kg de queso deberá consumir diariamente si un kg de queso contiene 6.0 x 10<sup>-3</sup> mg de cianocobalamina?

Rpta. 0.5kg

**II. TEMPERATURA:**

1. Un alumno del CPU-UNAC está con fiebre y su temperatura indica 38°C ¿Cuánto indicará en un termómetro en grados Farenheit (°F)?

- a) 106,4°C    b) 101,4°C  
c) 104,4°C    d) 100,4°C  
e) 98,4°C

**Resolución**

Aplicando:

$$\frac{^{\circ}C}{5} = \frac{^{\circ}F - 32}{9}$$

Reemplazando:

$$\frac{38}{5} = \frac{^{\circ}F - 32}{9} \Rightarrow \left( \frac{38}{5} \times 9 \right) + 32 = ^{\circ}F$$

$$^{\circ}F = 7,6 \times 9 + 32 = \boxed{100,4^{\circ}C}$$

Rpta. (d)

2. ¿A qué temperatura en la escala celsius se cumple que la lectura en °F es igual a 2,6 veces que la lectura en °C?

- a) 30°C    b) 40°C    c) 50°C  
d) 60°C    e) 80°C

**Resolución**

Aplicando:

$$\frac{^{\circ}C}{5} = \frac{^{\circ}F - 32}{9} \Rightarrow \frac{x}{5} = \frac{2,6x - 32}{9}$$

$$9x = 13x - 160$$

$$4x = 160 \Rightarrow x = \frac{160}{4} = \boxed{40^{\circ}C}$$

Rpta.: (b)

3. Se construye una nueva escala "°x", en la que la temperatura en los puntos de congelación y ebullición del agua son -10°x y 110°x. Calcular ¿a cuánto equivale una lectura de -20°C en la escala °x?

- a) -20°x    b) -34°x    c) -17°x  
d) -40°x    e) -74°x

**Resolución**

Aplicando: Thales

°x	°C	
110	100	Pto. Ebull. H <sub>2</sub> O
-10	0	
x	-20	Pto. Cong. H <sub>2</sub> O

Donde:

$$\frac{110 - x}{-10 - x} = \frac{100 - (-20)}{0 - (-20)}$$

$$\frac{110 - x}{-10 - x} = \frac{6}{1} \Rightarrow \frac{110 - x}{-10 - x} = 6$$

$$110 - x = -60 - 6x \Rightarrow x = -34^{\circ}x$$

Rpta. (b)

4. Un pollo se llega a hornear a la temperatura de 523k ¿Cuánto indicará en un termómetro en grados celsius?

Rpta.: 250°C

5. Si el agua congela a -10°A, hierve a 80°A ¿A cuántos grados celsius equivale 120°A?

Rpta: 144,4°C

6. Se tiene dos cuerpos A y b. Si se mide la temperatura en grados celsius, la lectura de "A" es el doble que la de "B", si se miden las temperaturas en grados Farenheit la lectura de "B" es los 3/5 de la de

"A". Indicar las temperaturas de A y B en grados Celsius

Rpta.: 71°C y 35,5°C

7. Determine la lectura en grados Rankine (R), si sabemos que

$$^{\circ}\text{C} = \frac{1}{2}^{\circ}\text{F} \quad \text{Rpta.: 480 R}$$

8. Un termómetro está graduado en una escala arbitraria "X" en la que la temperatura del hielo fundente corresponde a  $-10^{\circ}\text{X}$  y la del vapor del  $\text{H}_2\text{O}$  a  $140^{\circ}\text{X}$ . Determinar el valor del cero absoluto en ésta escala arbitraria

Rpta.: -420

### III. DENSIDAD

1. ¿Qué masa en gramos hay en 400 ml de alcohol etílico, cuya densidad es 0,8 g/ml?

#### Resolución

Aplicando:

$$D = \frac{M}{V} \quad m = D \cdot V$$

$$m = \frac{0,8\text{g}}{\text{ml}} \times 400\text{ml} = 320\text{g}$$

Rpta. (b)

2. Se mezclan dos líquidos A ( $D = 1\text{g/ml}$ ) con B ( $D = 2\text{g/ml}$ ), en proporción volumétrica es de 3 a 2. Hallar la densidad de la mezcla

a) 0,9 b) 1,2 c) 1,4 d) 3 e) 2

#### Resolución

Aplicando:

$$D_m = \frac{D_1 \cdot V_1 + D_2 \cdot V_2}{V_1 + V_2}$$

$$D_m = \frac{1 \times 3 + 2 \times 2}{2 + 3} = \frac{7}{5} = 1,4\text{g/ml}$$

Rpta. (c)

3. Se mezclan un líquido "A" con agua de tal manera que la densidad resulta  $1,50\text{ g/cm}^3$  en un volumen de 1 litro. Se extrae  $100\text{ cm}^3$  de "A" y se agrega la misma cantidad de agua, como resultado la densidad disminuye a  $1,25\text{ g/cm}^3$ . Hallar la densidad del líquido "A" en  $\text{g/cm}^3$

a) 1,5 b) 2,5 c) 3,5  
d) 4,5 e) 1,2

#### Resolución

Mezcla: Liq. A +  $\text{H}_2\text{O}$

$$D_i = 1,50\text{ g/cm}^3$$

$$V_i = 1\text{ l} = 1000\text{cm}^3 = 1000\text{ml}$$

$$M_i = 1500\text{g}$$

Luego:

$$V_f = 1000\text{cm}^3 - 100\text{cm}^3\text{A} + 100\text{cm}^3\text{H}_2\text{O}$$

$$D_f = 1,25\text{ g/cm}^3$$

$$M_f = 1500\text{g} - m\text{A} + 100\text{g} = 1600\text{g} - m\text{A}$$

Luego:

$$D_f = \frac{m_f}{V_f} = \frac{1600\text{g} - m\text{A}}{1000\text{cm}^3}$$

$$\frac{1,25\text{g}}{\text{cm}^3} \times 1000\text{cm}^3 = 1600\text{g} - m\text{A}$$

$$1250\text{g} = 1600\text{g} - m\text{A}$$

Donde:

$$V_A = 1000\text{cm}^3$$

$$D_A = \frac{350\text{g}}{100\text{cm}^3} = 3,50\text{g/cm}^3$$

Rpta. (c)

4. Hallar la densidad de  $\text{H}_2\text{O}$

1 g/ml a Lb/pie<sup>3</sup>

Rpta.: 62,3

5. El volumen de un recipiente es 35ml, si se llena de agua, tiene una masa de 265g; y si se llena con otro líquido "x" tiene una masa de 300g. Determine la densidad del líquido "x".

Rpta.: 2 g/ml

6. A una mezcla de dos líquidos cuya densidad es 1,8g/ml se le agrega 600g de agua y la densidad de la mezcla resultante es de 1,2g/ml ¿Cuál es la masa de la mezcla inicial?

Rpta.: 360g

#### IV. MATERIA Y ENERGIA

1. La propiedad de la materia que determina el grado de resistencia al rayado es la:

a) Tenacidad    b) Cohesión  
c) Repulsión    d) Flexibilidad

#### Resolución

De acuerdo a la teoría es la dureza Ejem.: Diamante

Rpta. (e)

2. La alotropía lo presenta sólo el:  
a) Hidrógeno                      b) Sodio  
c) Oxígeno                        d) Nitrógeno  
e) Flúor

#### Resolución

Por teoría en este caso lo presenta el oxígeno como: O<sub>2</sub> (molecular) y O<sub>3</sub> (ozono)

Rpta. (c)

3. Determinar la energía en Joules que se libera al explotar un pequeño reactivo de uranio de 200 g.  
a)  $9 \times 10^{14}$                       b)  $1,8 \times 10^{16}$   
c)  $9 \times 10^{16}$                       d)  $1,8 \times 10^{20}$   
e)  $9 \times 10^{21}$

#### Resolución

Aplicando

Energía de Einstein:

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

$$E = 0,2 \text{ Kg} \times (3 \times 10^8 \text{ m/s})^2$$

$$E = 2 \times 10^{-1} \times 9 \times 10^{16} \text{ Joules}$$

$$E = 18 \times 10^{15} = 1,8 \times 10^{16} \text{ Joules}$$

Rpta. (b)

4. ¿Cuál será la masa de los productos de la reacción, si 2g de uranio - 235 sufren una fisión nuclear y producen  $1,5 \times 10^{14}$  ergios de energía radiante, liberando energía térmica?

a) 0,99 g                              b) 9,9 g  
c) 1,99 g                              d) 19,9 g  
e) 1,6 g

#### Resolución

Ec. de Einstein

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

Donde:

$$m = \frac{E}{c^2} = \frac{1,5 \times 10^{14} \text{ g} \times \text{cm}^2 / \text{s}^2}{(3 \times 10^{10} \text{ cm/s})^2}$$

$$m = 1,67 \times 10^{-6}$$

Luego la masa de los productos:

$$m_p = 2\text{g} - 1,67 \times 10^{-6} \text{g} = \boxed{1,99 \text{ g}}$$

Rpta. (c)

5. ¿Cuántas fases, componentes y constituyentes existen en el sistema formado por una mezcla de oxígeno, hidrógeno, agua, hielo?

Rpta. ....

6. La masa de un cuerpo es de 10g. Calcular la masa del cuerpo luego de liberar  $3,6 \times 10^{14}$  Joules de energía.  
Rpta. 4 g

7. Cuáles corresponden a Fenómenos Químicos:

I) Combustión del papel  
II) La leche agria  
III) Oxidación del Hierro  
IV) Filtración del agua  
V) Sublimación del hielo seco

Rpta. ....

8. Cuáles corresponden a Fenómenos Físicos:

I) Mezcla de agua y alcohol  
II) Disparo de un proyectil  
III) Oxidación del cobre  
IV) Licuación del propano  
V) Combustión del alcohol

Rpta. ....

9. Un cuerpo de 420 g de masa es lanzado al espacio, en un determinado instante su velocidad es los  $\frac{3}{4}$  de la velocidad de la luz. Hallar su masa en ese instante.

$$Rpta. 240 \sqrt{7}$$

10. Si 12g de una partícula se transforma completamente en energía se obtendrá:

$$Rpta. 10,8 \cdot 10^{21} \text{ erg.}$$

# ÁTOMO - ESTRUCTURA

## MODELO ATÓMICO ACTUAL - ISOTOPOS - IONES

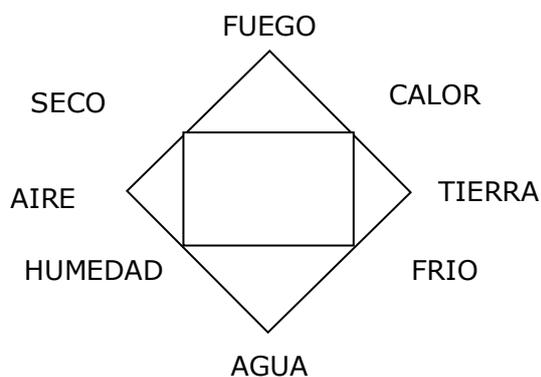
### I. BREVE RESEÑA:

#### 1.1 Teoría de Leucipo y Demócrito (400 a.c.):

Desde la antigüedad el hombre se ha interesado en conocer la estructura íntima de la materia. Los filósofos griegos dijeron que "la materia era una concentración de pequeñas partículas o átomos tan pequeños que no podían dividirse" (la palabra átomo deriva del griego A = SIN y TOMO = DIVISION).

Estos filósofos llegaron a esta conclusión partiendo de la premisa de que "nada se crea de la nada y nada se destruye sin dejar nada".

Esta teoría fue atacada duramente por Aristóteles, otro gran filósofo, apoyaba la teoría de Empedocles, la cual sostenía que la materia estaba constituida por cuatro elementos fundamentales: Agua, Tierra, Aire y Fuego y que los distintos estados de la materia eran combinaciones de éstos cuatro estados fundamentales:



Las doctrinas del atomismo se perpetuaron por medio del poema "DE RERUM NATURA", escrito alrededor del año 500 a.c. por el poeta romano Tito Lucrecio Caro.

Tuvieron que pasar más de 2000 años para que otros estudiosos de la materia retomen las ideas de Leucipo y Demócrito rechazaron las concepciones erróneas de Aristóteles.

#### 1.2 Teoría de John Dalton (1808)

La teoría de Dalton se basa en cuatro postulados fundamentales enunciados en un trabajo científico titulado "NEW SYSTEM OF CHEMICAL PHILOSOPHY".

- La materia está constituida por partículas pequeñas e indivisibles.
- Los átomos de un mismo elemento químico son de igual peso y de igual naturaleza.
- Los átomos de diferentes elementos químicos son de distintos pesos y de distinta naturaleza.
- Una reacción química es el reordenamiento de los átomos en las moléculas.

Posteriormente gracias a ciertos descubrimientos por los científicos como los Tubos de Descarga (Crookes), Rayos Catódicos (Plucker), Rayos Canales (Goldstein), efecto Fotoeléctrico (Hertz), Rayos X (Roentgen) etc.

Se dieron los modelos atómicos:

### 1.3 J.J. Thompson (1897) "Modelo del Budín de Pasas"

Basándose en los descubrimientos y experimentos anteriormente citados Thompson elaboró una teoría muy consistente ya que incluso nos presentó un modelo atómico.

"El Atomo es una esfera de electricidad positiva, en el cual sus electrones estaban incrustados como pasas en un pastel, cada elemento tenía en sus átomos, un átomo diferente de electrones que se encuentran siempre dispuestos de una manera especial y regular".

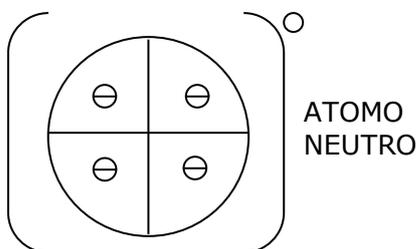
Determinó la relación carga-masa

$$q/m = 1,76 \times 10^8 \text{ c/g}$$

y Millikan, realizó el experimento de gota de aceite y determinó la masa del electrón.

$$m_e = 9,11 \times 10^{-28} \text{ g}$$

y carga  $e^- \Rightarrow q = -1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$



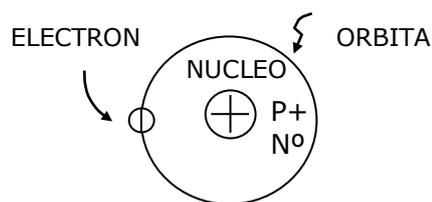
# DE CARGAS (+) = # DE CARGAS (-)

### 1.4 Ernest Rutherford (1911) "Modelo semejante al sistema solar".

Descubrió el núcleo del átomo utilizando rayos " $\alpha$ " sobre una lámina de oro"

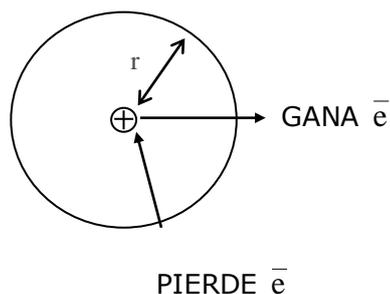
Dió a conocer una imagen distinta del átomo:

- Posee un núcleo o parte central muy pequeña
- Además éste núcleo es muy pesado y denso.
- El núcleo es carga positiva donde se origina la fuerza que desvía las partículas alfa.



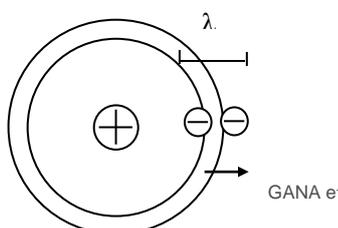
### 1.5 Niels Bohr (1913) "Modelo de los niveles energéticos estacionarios"

Aplicando los conceptos de la mecánica cuántica éste notable científico Danés, quiso determinar la distancia que existía del núcleo al electrón que giraba alrededor (para el átomo de hidrógeno monoeléctrico) y llegó a la conclusión de que esta distancia era constante lo cual lo llevó a definir los niveles estacionarios de energía, como zonas específicas de forma esférica en las que el electrón puede permanecer si ganar, ni perder energía, cuando un electrón se aleja del núcleo gana energía y cuando un electrón se acerca al núcleo pierde energía.



$r$  = radio atómico  
 $n$  = nivel ( $\bar{e}$ )  
 $r_a$  = radio de Bohr  
 $r_a = 0,529 n^2 \text{ \AA}$   
 $m$  = masa del electrón  
 $m = 9,11 \times 10^{-28} \text{ g}$   
 $q_{\bar{e}}$  = carga del electrón  
 $q_{\bar{e}} = -1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$

Cuando un electrón se aleja del núcleo absorbe la energía y se convierte en un energía fotónica.



Para determinar la energía del fotón solo hace falta conocer la log. de onda ( $\lambda$ )

$$E_{\text{FOTÓN}} = \frac{h \times c}{\lambda}$$

$h$  = constante de Planck  
 $h = 6,62 \times 10^{-27} \text{ erg} \times \text{s}$   
 $C$  = velocidad de la luz  
 $C = 3 \times 10^5 \text{ km/s}$

El número de onda ( $\bar{\nu}$ )

$$\frac{1}{\lambda} = \bar{\nu}$$

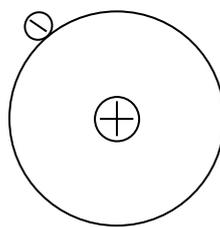
$$\bar{\nu} = R \cdot \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$R$  = constante de Rydberg  
 $R = 109677 \text{ cm}^{-1}$

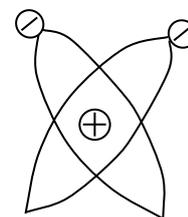
### 1.6 Arnold Sommerfield (1915) "Modelo de los niveles y orbitas elípticas y la teoría combinada"

El efecto Zeeman no pudo ser explicado por Bohr, pero si lo hizo Sommerfield, al indicar que existen sub niveles de energía de tal manera que las orbitas no solamente, serán circulares sino también elípticas. A ésta teoría

combinadas se le denomina "Bohr-Sommerfield".



Monoeléctricos



Orbitas Elípticas

### 1.7 Modelo Atómico Actual

En el año 1929 como una limitación fundamental de la naturaleza, el físico Alemán Werner Heisenberg, descubre el principio de la incertidumbre, por el cual la medición simultánea de la posición y del momento de la partícula microscópica, es imposible, pues se produce una perturbación incontrolable e imprevisible en el sistema.

En una difracción el producto de las incertidumbres consiste en dos factores:

$\Delta X$  = coordenada  $x$   
 $\Delta PX$  = momento de la partícula  
 $PX = m \cdot Vx$   
 $h$  = constante de Planck

Este producto de la incertidumbre es el orden de la magnitud de la constante de Planck

$$\Delta X \cdot \Delta PX \geq h$$

El físico austriaco Schrodinger, le permitió formular su famosa fórmula el año 1926 indicando el movimiento de la partícula en dirección  $x$ .

Donde

h = Constante de Planck  
 $\Delta X$  = Incertidumbre de posición  
 $\Delta P$  = Incertidumbre del momento.

## II. ESTRUCTURA ATÓMICA:

### A. Núcleo:

Parte central y compacta del átomo, que presenta aproximadamente un diámetro de  $10^{-12}$  cm y tiene aproximadamente 32 partículas fundamentales especialmente en el núcleo. Tenemos a los protones, neutrones, varios tipos de mesones, hiperones, tres grupos llamados Lambda, sigma, Xi y Quarks.

Representa aproximadamente el 99.9%

### Características de algunas partículas

Partícula	Protón	Neutrón
Descubierto Por	Wein	Chadwick
Carga absoluta	$+1,6 \cdot 10^{-19}C$	0
Carga relativa	+1	0
Masa absoluta	$1,672 \cdot 10^{-24}g$	$1,675 \cdot 10^{-24}g$
Masa relativa	1	1

### B. Corona o Envoltura

Parte extranuclear del átomo, que presenta masa energética, órbitas circulares y órbitas elípticas. Además se encuentran los orbitales o Reempes (Región espacial de manifestación probabilística electrónica)

Se encuentran las partículas negativas llamados electrones. Representa el 0,1%

Partícula	Electrón
Descubierto Por	Thompson
Carga absoluta	$-1,6 \cdot 10^{-19}C$
Carga relativa	-1
Masa absoluta	$9,1 \cdot 10^{-28}g$
Masa relativa	0

## III. UNIDADES ATÓMICAS:

Simbología:  ${}^A_Z X$

Z = N° Atómico

A = N° de Masa

1) Z = Número Atómico:

Indica la cantidad de Protones en el Núcleo y la cantidad de electrones.

Z = # P<sup>+</sup>

Z = # e<sup>-</sup>

2) A = Número de Masa:

Se expresa en U.M.A (Unidad de Masa Atómica) e indica:

$$A = Z + n$$

$$A = P + n \quad n = \# \text{ de neutrones}$$

$$Z = A - n \quad P = \# \text{ de protones}$$

$$P = A - n \quad e = \# \text{ de electrones}$$

$$n = A - Z$$

### 3) Conceptos Importantes:

a) **Isótopos:** Átomos iguales, que tienen igual protones o N° Atómico

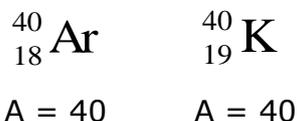
Ejem:



p = 1  
(Protio)

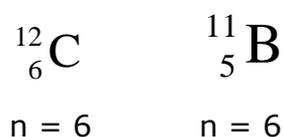
p = 1  
(Deuterio)

**b) Isóbaros:** Átomos diferentes que tienen igual N° de Masa



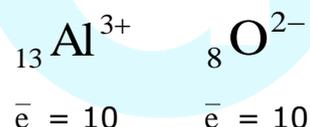
**c) Isótonos:** Átomos diferentes que tienen igual N° de Neutrones

Ejem:



**d) Isoelectrónicos:** Iones diferentes que tienen igual N° de Electrones.

Ejm:



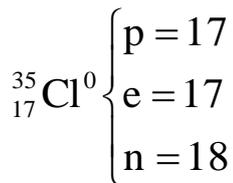
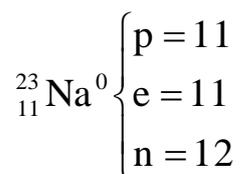
#### 4) Átomo Neutro

Tiene carga eléctrica cero (0)

Donde:

$$\boxed{P = e = z}$$

Ejemplo:



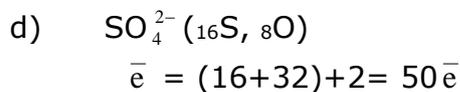
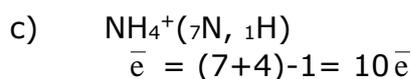
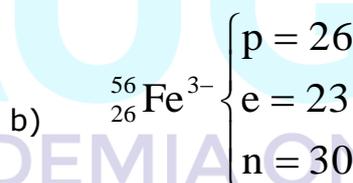
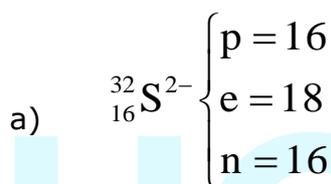
#### 5) Especie Isoelectrónica

Son especies químicas que presentan carga eléctrica positiva y negativa:

$X^+$  : Catión  $\rightarrow$  pierde  $\bar{e}$

$X^-$  : Anión  $\rightarrow$  gana  $\bar{e}$

Ejemplo:



**PROBLEMAS RESUELTOS Y PROPUESTOS**

1. El Modelo del Budín de pasas le corresponde a:
- a) Rutherford      d) Bohr  
 b) Dalton            e) Sommerfield  
 c) Thompson

**Resolución**

Por teoría el Modelo del "Budín de Pasa" le corresponde a J.J. Thompson.

Rpta. (c)

2. El electrón fue descubierto por:
- a) Goldstein            d) Thompson  
 b) Crookes            e) Millikan  
 c) Rutherford

**Resolución**

Por teoría, el electrón fue descubierto por Thompson utilizando los tubos de Crookes

Rpta: (d)

3. El número de masa de un átomo excede en 1 al doble de su número atómico. Determine el número de electrones, si posee 48 neutrones y su carga es  $-2$ .

- a) 46    b) 47    c) 48    d) 49    e) 50

**Resolución**



$n = 48$

Donde:

$A = n + Z \dots\dots\dots (1)$

$A = 2Z + 1 \dots\dots\dots (2)$

Luego:

Reemplazando (2) en (1):

$2Z + 1 = 48 + Z$

$Z = 47$

$\bar{e} = 47 + 2$

$\bar{e} = 49$

Rpta (d)

4. Cierta átomo tiene 40 neutrones y su número de masa es el triple de su número de protones. Determinar el número atómico.

- a) 18    b) 20    c) 25    d) 22    e) 16

**Resolución**

$n = 40 \dots\dots\dots (1)$

$A = 3p \dots\dots\dots (2)$

Luego: (2) en (1):

$A = P + n$

$3p = p + 40$

$2p = 40$

$p = 40/2 = 20$

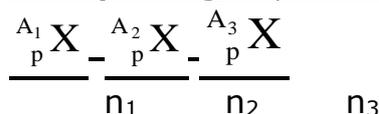
Rpta. (b)

5. Si la suma del número de masa de 3 isótopos es 39 y el promedio aritmético de su número de neutrones es 7, luego se puede afirmar que los isótopos pertenecen al elemento.

- a)  ${}^9F$                       b)  ${}^{21}Sc$                       c)  ${}^5B$   
 d)  ${}^6C$                       e)  ${}^{17}Cl$

**Resolución**

**Isótopos:** Igual protones



Luego

$A_1 + A_2 + A_3 = 39 \dots\dots\dots (1)$

$$\frac{n_1 + n_2 + n_3}{3} = 7$$

$n_1 + n_2 + n_3 = 21 \dots\dots\dots (2)$

Luego restamos (2) - (1)

$A_1 + A_2 + A_3 = 39 -$

$n_1 + n_2 + n_3 = 21$

$P + p + p = 18$

$P = 6 \Rightarrow {}^6C$

Rpta. (d)

6. En el núcleo de cierto átomo los neutrones y protones están en la relación de 4 a 3. Si su número de masa es 70. Determine los valores del protón y los neutrones respectivamente.

- a) 20 y 50    b) 10 y 60  
 c) 30 y 40    d) 15 y 55  
 e) 25 y 45

**Resolución**



$$A = P + n$$

Donde:

$$\frac{n}{p} = \frac{4k}{3k}$$

p = protones  
 n = neutrones

Luego reemplazamos:

$$A = P + n$$

$$70 = 3k + 4k$$

$$70 = 7k$$

$$k = 10$$

Entonces:

$$P = 3k = 3(10) = 30$$

$$n = 4k = 4(10) = 40$$

Rpta. (c)

7. Los números atómicos de dos isóbaros son 94 y 84. Si la suma de sus neutrones es 306. ¿Cuál es el número de masa del isóbaro?

- a) 200                      b) 242  
 c) 236                      d) 256  
 e) 228

**Resolución**



Luego sumamos:

$$\left( \begin{array}{l} Z_1 + Z_2 = 178 \\ n_1 + n_2 = 306 \end{array} \right) +$$

$$A + A = 484$$

$$2A = 484$$

$$A = 242$$

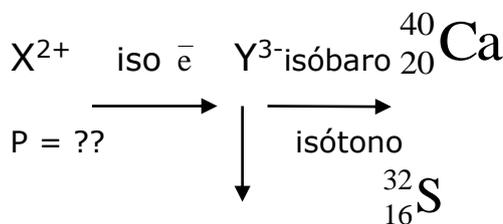
Rpta. 242

8. Un ión  $X^{2+}$  es isoelectrónico con el ión  $Y^{3-}$ , a la vez éste es isóbaro con el  ${}^{40}_{20}C$  y isótono con el  ${}^{32}_{16}S$ . Hallar el valor de la carga nuclear de "X".

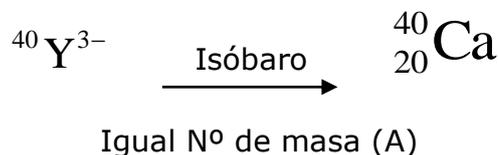
- a) 25                      b) 27                      c) 29  
 d) 23                      e) 24

**Resolución**

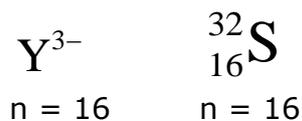
Aplicamos:



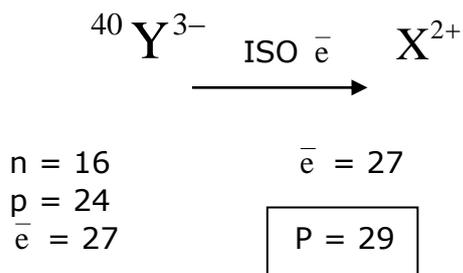
Desarrollando:



Luego:



Igual N° de Neutrones (n) finalmente:



∴ X°

$\boxed{P = 29}$

Rpta. (c)

9. Indicar las proposiciones falsas (F) y verdaderas (V):

I. Masa absoluta del protón:  
 $1,67 \cdot 10^{-24} \text{g}$  ( )

II. Millikan: experimento de la gotita de aceite ( )

III. Rutherford: utilizó los rayos  $\beta$  ( )

IV. Heisenberg: Principio de la incertidumbre.

Rpta:.....

10. Indicar la relación correcta:

- a) Leucipo: Discontinuidad de la materia.
- b) Dalton: Atomo, partícula indivisible e indestructible.
- c) Rutherford: Modelo del budín de pasas
- d) Bohr: Modelo de los niveles energéticos estacionarios.
- e) Sommerfield: Orbitas Elípticas

Rpta: .....

11. Un ión  $X^{2+}$  tiene 20  $e^-$ , además el ión  $Y^{2-}$  es isoelectrónico con el ión  $X^{1+}$ . Determine el número de  $e^-$  del ión  $Y^{2+}$ .

Rpta: .....

12. Dos elementos "X" e "Y" tienen igual número de neutrones, siendo la suma de sus números atómicos 54 y la diferencia de sus números de masa es 2. Hallar el número atómico del átomo "X".

Rpta: .....

# RADIATIVIDAD, TIPOS.

## RADIACIONES ELECTROMAGNÉTICAS

### ATOMO DE BOHR - N° DE ONDA

#### QUÍMICA NUCLEAR

**DEFINICIÓN:** En los núcleos atómicos ocurren reacciones que son estudiadas por la Química Nuclear. Durante éstas reacciones, el átomo libera gran cantidad de energía, como energía atómica.

#### I. RADIATIVIDAD

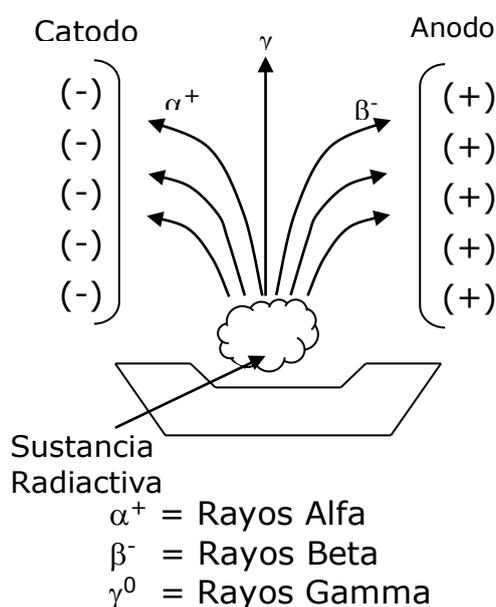
Es el cambio espontánea o artificial (Provocado - Inducido) en la composición nuclear de un núclido inestable con emisión de partículas nucleares y energía nuclear.

#### I.A RADIATIVIDAD NATURAL

Es la descomposición espontánea de núcleos atómicos inestables con desprendimiento de radiaciones de alta energía.

Las radiaciones emitidas son de 3 tipos: Alfa, Beta y Gamma

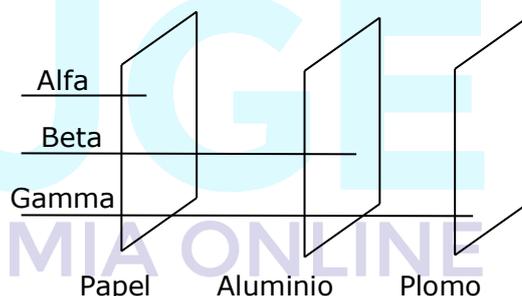
#### DIAGRAMA



RADIACION	PARTICULA	NOTACION
Alfa	+	${}^4_2\alpha, {}^4_2\text{He}, \alpha$
Beta	-	${}^0_{-1}\beta, {}^0_{-1}\text{e}, \beta$
Gama	0	${}^0_0\gamma, \gamma$

#### a. PODER DE PENETRACION DE LAS RADIACIONES

El poder de penetración varía con el tipo de radiación, los materiales con mayor densidad, como el plomo son más resistentes como protección contra la radiación.



#### a.1 RADIACIONES ALFA ( $\alpha$ )

- Son de naturaleza corpuscular de carga positiva.
  - Constituido, por núcleos de Helio, doblemente ionizado.
- $$\alpha = [{}^4_2\text{He}]^{++}$$
- Viajan a una velocidad promedio de 20 000 km/s.
  - Son desviados por los campos electromagnéticos.

#### a.2 RADIACIONES BETA ( $\beta$ )

- Son de naturaleza corpuscular de carga negativa.
  - Son flujo de electrones
- $$\beta = {}^0_{-1}\text{e}$$
- Alcanzan una velocidad promedio de 250 000 Km/s.

- Son desviados por los campos electromagnéticos.

### a.3 RADIACIONES GAMMA ( $\gamma$ )

- Son REM
- No son corpúsculos materiales ni tienen carga (eléctricamente neutros) son pura energía.
- En el vacío viajan a la velocidad de la luz; 300 000 Km/s.
- No son desviados por los campos electromagnéticos.

Orden de Penetración  
 $\gamma > \beta > \alpha$

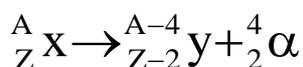
### b. PRINCIPALES FORMAS DE DESINTEGRACION NUCLEAR

Durante cualquier emisión de radiaciones nucleares tiene lugar una transmutación, es decir, un elemento se transforma en otro de diferente número de masa y número atómico.

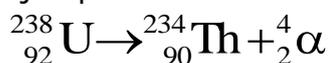
Toda ecuación nuclear debe estar balanceada. La suma de los números de masas (Los superíndices) de cada lado de la ecuación deben ser iguales.

La suma de los números atómicos o cargas nucleares (Los subíndices) de cada lado de la ecuación deben ser iguales.

#### b.1 DESINTEGRACION ALFA ( $\alpha$ )



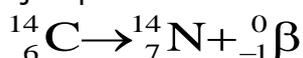
Ejemplo



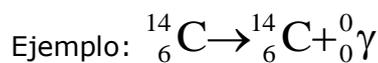
#### b.2. DESINTEGRACION BETA ( $\beta$ )



Ejemplo



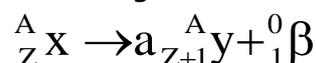
### b.3 DESINTEGRACION GAMMA ( $\gamma$ )



### I.B RADIATIVIDAD

#### TRANSMUTACION ARTIFICIAL

Es el proceso de transformación de núcleos estables al bombardearlos con partículas o al ser expuesto a una radiación con suficiente energía.



En donde:

x : Núcleo estable ó blanco.

a : Partícula proyectil o incidente

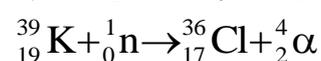
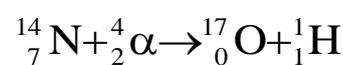
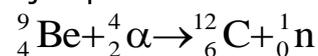
y : Núcleo final

$\beta$  : Partícula producida

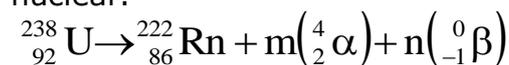
#### Notación de otras Partículas

Partícula	Notación
Protón	${}^1_1 \text{P}, {}^1_1 \text{H}$
Neutrón	${}^1_0 \text{n}$
Deuterio	${}^2_1 \text{H}$
Positrón	${}^0_{+1} \text{e}$

Ejemplo:



1. Cuántas partículas alfa y beta emitirá la siguiente relación nuclear.



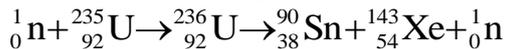
#### Solución

- Balance de Número de masa:  
 $238 = 222 + 4m + 0n$   
 $m = 4$
- Balance de carga nuclear:  
 $92 = 86 + 2m - n$   
 $n = 2$

Rpta.  
4 partículas Alfa  
2 partículas Beta

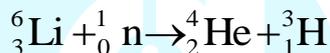
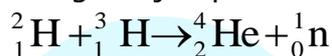
**1. FISION NUCLEAR**

Proceso que consiste en la fragmentación de un núcleo pesado en núcleos ligeros con desprendimiento de gran cantidad de energía.



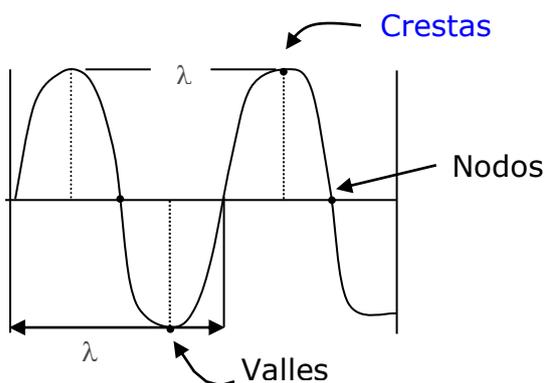
**2. FUSION NUCLEAR**

Proceso que consiste en la unión de dos o más núcleos pequeños para formar un núcleo más grande en donde la masa que se pierde durante el proceso de fusión se libera en forma de energía. Ejemplo.



**II. RADIACION ELECTROMAGNETICAS**

Son formas de energía que se transmiten siguiendo un movimiento ondulatorio.



**Característica**

**1. Longitud de Onda (λ = Lambda)**

Nos indica la distancia entre dos crestas consecutivas de una onda.

Unidades: nm, Å, m, cm.  
1nm = 10<sup>-9</sup>m

**2. Frecuencia (ν)**

Es el número de longitudes de onda que pasan por un punto en la unida de tiempo.  
Unidades: HZ : HERTZ=S<sup>-1</sup>=1 ciclo/s

**3. Velocidad de un onda (C)**

La velocidad de una onda electromagnética es numéricamente igual a la velocidad de la luz.  
C = 3.10<sup>10</sup> cm/s

**4. Relación entre λ,ν,C**

$$\lambda, \nu, C \begin{cases} \nu = \frac{C}{\lambda} \\ \lambda = \frac{C}{\nu} \end{cases}$$

5. ENERGIA DE UNA RADIACION ELECTROMAGNETICA HIPOTESIS DE MAX PLANCK  
La energía es emitida en pequeños paquetes o cuantos en forma discontinúa.

$$E = h \nu = h \cdot \frac{C}{\lambda}$$

E : Energía : J. Erg

ν : Frecuencia Hz

h : Cte. de Plack

= 6.62 x 10<sup>-27</sup> Erg. S

= 6.62 x 10<sup>-34</sup> J.S

**ESPECTRO ELECTROMAGNETICO**

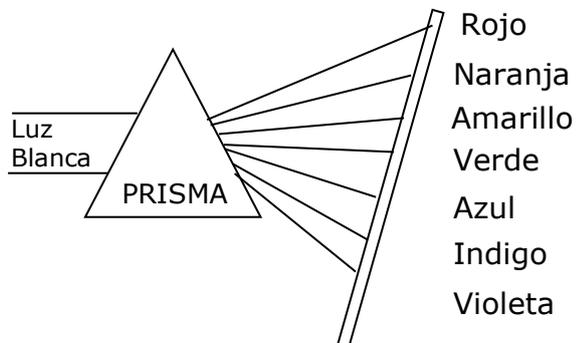
Es el conjunto de radiaciones electromagnética que se diferencian entre sí en su longitud de onda y frecuencia.

Radiación	Longitud de Onda	Espectro
Ondas de radio	100-15 Km	INVISIBLE
Microondas	10 <sup>-2</sup> -10 <sup>2</sup> cm	
Rayos infrarrojos	10 <sup>-4</sup> -10 <sup>-2</sup> cm	
Rayos de Luz	760 nm	INVISIBLE
Rayos ultravioleta	10-300nm	
Rayos X	10 <sup>-1</sup> -5 nm	
Rayos Gamma	10 <sup>-3</sup> -10 <sup>-1</sup> nm	
Rayos Cósmicos	10 <sup>-3</sup> -10 <sup>-5</sup> nm	

Donde : 1 nm = 10<sup>-9</sup>m

**ESPECTRO VISIBLE**

Los diferentes colores obtenidos como consecuencia de la dispersión de la luz blanca, constituyen el espectro visible.



**Fig. 1** La luz blanca se descompone en siete colores de luz.

**III. ATOMO DE NIELS BOHR**

Bohr, discípulo de Rutherford, fundamentó sus enunciados en la teoría cuántica de Planck y en los espectros Atómicos; explicando acertadamente los defectos del modelo de Rutherford.

Bohr, realizó estudios basados en el "espectro del Hidrógeno" y concluyó con los siguientes postulados:

**1er. Postulado**

"En el dominio atómico se puede admitir que un electrón se mueve en una orbita sin emitir energía"

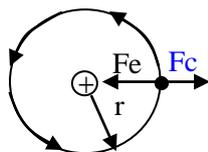
**Deducción:**

Donde  $F_e$  = Fuerza electrostática  
 $F_c$  = Fuerza centrífuga

$$F_e = \frac{K(q)(q)}{r^2} \quad \text{y} \quad F_c = \frac{me.V^2}{r}$$

Donde:

- $m_e$  = masa del electrón
- $V$  = Velocidad del electrón
- $r$  = Radio de la orbita
- $q$  = Carga del electrón



**Fig. 2** Interacción electrostática entre el protón y el electrón.

De la figura:  $F_e = F_c$

Sustituyendo los valores:

$$K = \frac{(q)(q)}{r^2} = \frac{me.V^2}{r}$$

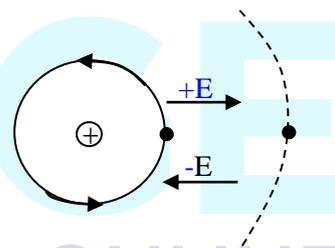
Pero:  $q = e$  y  $K = 1$

$$\text{Luego: } \frac{e^2}{r^2} = \frac{me.v^2}{r}$$

$$\text{Finalmente: } me.V^2 = \frac{e}{r}$$

**2do. Postulado**

"La energía liberada al saltar un electrón de una orbita activada a otra inferior de menor activación es igual a la diferencia de energía entre el estado activado y primitivo"



**Fig. 3** Excitación del átomo de hidrógeno

$$E_2 - E_1 = h \cdot \nu$$

Donde:

- $E_2$  = Energía del electrón en la orbita exterior.
- $E_1$  = Energía del electrón en la orbita interior.
- $h$  = Constante de Planck
- $\nu$  = Frecuencia

Luego la energía total

$$E_t = \frac{-e^2}{2r}$$

Donde:  $E_t$  = energía total del electrón

$e$  = carga del electrón

$r$  = radio de la orbita

### 3er. Postulado

"Solamente son posibles aquellas orbitas en los cuales se cumple que el producto del impulso del electrón por la longitud de su orbita que describe es un múltiplo entero de  $h$ ".

$$m \cdot v \cdot 2\pi \cdot r = n \cdot h$$

Donde:  $m \times v$  = impulso del electrón

$2\pi r$  = longitud de la orbita.

$n$  = número entero

( $n = 1, 2, 3, \dots$ )

$h$  = constante de Planck.

De donde:

$$n^2 \cdot h^2$$

$$r = \frac{n^2 \cdot h^2}{4\pi^2 m e^2}$$

sustituyendo los valores  $h$ ,  $m$  y  $e$ ; se tiene:

$$r = 0,529n^2 \text{ \AA}$$

Donde:  $r$  = radio de la orbita

$n$  = nivel de energía

Si en la ecuación:

$$E_t = \frac{-e^2}{2r}$$

Se sustituye los valores de  $e$  y  $r$ :

$$E_t = \frac{-9,1 \times 10^{-19} \text{ coul}}{2(0,529n^2 \text{ \AA})}$$

Luego:

$$E_t = - \frac{2,18 \times 10^{-11} \text{ Erg}}{n^2}$$

$$E_t = - \frac{13,6}{n^2} \text{ eV}$$

$$E_t = - \frac{313,6}{n^2} \text{ Kcal/mol}$$

### IV. NUMERO DE ONDA

$$\frac{1}{\lambda} = R \left[ \frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right]$$

$$\text{pero: } \frac{1}{\lambda} = \bar{\nu}$$

Luego:

$$\bar{\nu} = R \left[ \frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right]$$

$\bar{\nu}$  = número de onda ( $\bar{\nu} = 1/\lambda$ )

$R$  = Constante de RYDBERG

$R = 109678 \text{ cm}^{-1} \cong 1,1 \times 10^5 \text{ cm}^{-1}$

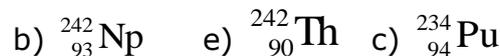
$n_i$  = Orbita interior

$n_f$  = Orbita exterior

### PROBLEMAS RESUELTOS Y PROPUESTOS

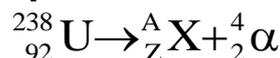
#### I. RADIOACTIVIDAD:

1. ¿Cuál de los siguientes núclidos se producirá por emisión de una partícula ALFA ( $\alpha$ ) del núclido de  ${}_{92}^{238}\text{U}$ ?

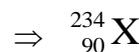


#### Resolución:

#### Aplicando:



Donde:  $A = 238 - 4 = 234$

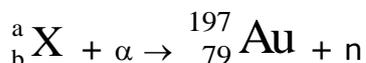


$Z = 92 - 2 = 90$

$\therefore$  El núclido es:  ${}_{90}^{234}\text{Th}$

Rpta. (a)

2. Un isótopo  ${}^a_bX$  es bombardeado con partículas " $\alpha$ " originándose La reacción:

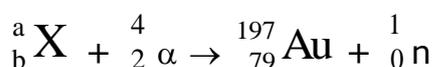


¿Cuáles es el valor de a+b?

- a) 197      b) 250      c) 269  
d) 271      b) 281

### Resolución:

Aplicando el balance en la Rx:



Donde:

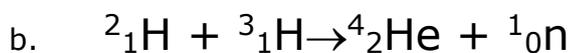
$$a = 198 - 4 = 194$$

$$b = 79 - 2 = 77$$

$$\text{Luego: } a + b = 194 + 77 = 271$$

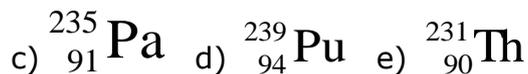
Rpta.: (d)

3. De las siguientes reacciones nucleares la reacción de Fisión nuclear es:



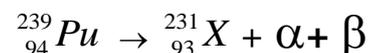
Rpta. ....

4. ¿Cuál de los siguientes nuclidos se producirá por emisión de una partícula " $\alpha$ " del nuclido de uranio:  ${}^{235}_{92}\text{U}$ ?



Rpta. ....

5. ¿Cuántas partículas Alfa ( $\alpha$ ) y Beta ( $\beta$ ) emitirá la siguiente reacción nuclear?



- a) 1;2      b) 2;3      c) 1;4  
d) 2;4      e) 1;5

Rpta. ....

6. Los rayos emitidos por una fuente radiactiva pueden desviarse por un campo eléctrico ¿Cuál de las siguientes proposiciones son verdaderas (V)?

- I) Los rayos " $\alpha$ " se desvían hacia la placa negativa  
II) Los rayos " $\beta$ " se desvían hacia la placa positiva  
III) Los rayos " $\gamma$ " no se desvían

Rpta. ....

7. El isótopo Teluro ( ${}^{130}_{52}\text{Te}$ ) al ser bombardeado con partículas alfa ( $\alpha$ ) origina un nuevo elemento y libera dos neutrones por cada átomo de Teluro ¿Cuántos neutrones tiene el nuevo elemento transmutado?

- a) 54      b) 64      c) 72      d) 82      e) 92

Rpta. ....

**II. RADIACIONES ELECTROMAGNÉTICAS**

1. Indique la afirmación verdadera (V) y Falso (F) en:
  - \* El color violeta tiene una longitud de onda mayor que el color amarillo ( ).
  - \* El color rojo tiene mayor frecuencia que la del color verde ( ).
  - \* Las ondas de T.V. tienen mayor frecuencia que el del radar ( ).
  - \* Los rayos "X" tienen menor longitud de onda que el de los rayos  $\gamma$  ( ).

a) VVVV      b) VFFF      c) VVVF  
d) FFFF      e) FFVV

**Resolución:**

Por teoría de radiaciones electro-magnéticas deducimos:  $f = h \cdot c \cdot \frac{1}{\lambda}$  que la

- longitud de onda ( $\lambda$ )
- \* La longitud de onda:  
Color violeta < color amarillo  
 $\therefore$  es falso (F)
  - \* La frecuencia:  
El color rojo < color verde  
 $\therefore$  es falso (F)
  - \* La Longitud de onda:  
Las ondas de T.V. < Radar  
 $\therefore$  es falso (F)
  - \* La longitud de onda:  
Rayos x > rayos  $\gamma$   
 $\therefore$  es falso (F)  
Rpta. (d)
2. Calcular la frecuencia de una radiación electromagnética cuya longitud de onda es 1000 Å .
    - a)  $1,5 \times 10^4$  ciclos/s
    - b)  $3 \times 10^3$  ciclos/s
    - c)  $1,5 \times 10^5$  ciclos/s
    - d)  $3 \times 10^5$  ciclos/s
    - e)  $3 \times 10^8$  ciclos/s

**Resolución**

Se sabe que:  $\nu = \frac{c}{\lambda}$

Donde  $\lambda = 1000 \text{ Å}$        $c = 3 \times 10^{10} \text{ cm/s}$   
y  $1 \text{ Å} = 10^{-8} \text{ cm}$

Luego:

$$\nu = \frac{3 \times 10^{10} \text{ cm/s}}{1000 \times 10^{-8} \text{ cm}}$$

$\nu = 3 \times 10^5 \text{ ciclos/s}$

Rpta.: (d)

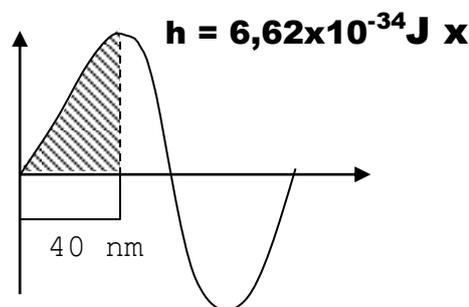
3. Calcular la energía de un fotón cuya longitud de onda es de 4000 Å (en Joules)

Rpta. ....

4. Una emisora radial emite una señal de 5 Kiloherztz. Calcular el valor de su longitud de onda en Nanómetros (nm)

Rpta. ....

5. De acuerdo al gráfico que se muestra. Hallar la energía en Joules de 1 mol de fotones



Rpta. ....

**III. ATOMO DE BOHR Y N° DE ONDA**

1. ¿Cuánto mide el radio de la orbita en el átomo de Bohr para  $n = 4$ ?
- a) 8,464 Å      b) 12,214 Å  
c) 5,464 Å      d) 8,942 Å  
e) 6,464 Å

**Resolución**

Se sabe que  $r = 0,529n^2 \text{ Å}$  .....(1)

Donde  $n = 4 \rightarrow$  (nivel)

Luego en (1):

$$r = 0,529 (4)^2 \text{ Å}$$

$$r = 8,464 \text{ Å}$$

Rpta. (a)

2. Si un electrón salta del quinto nivel en el átomo de hidrógeno. Calcular el N° de onda ( $\bar{\nu}$ ).
- $R = 1,1 \times 10^5 \text{ cm}^{-1}$

- a)  $1,2 \times 10^5 \text{ cm}^{-1}$   
b)  $3,2 \times 10^5 \text{ cm}^{-1}$   
c)  $2,3 \times 10^5 \text{ cm}^{-1}$   
d)  $4,2 \times 10^5 \text{ cm}^{-1}$   
e)  $2,8 \times 10^5 \text{ cm}^{-1}$

**Resolución:**

Se sabe que:  $\bar{\nu} = R \left( \frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$  .....(1)

Donde:

$$n_i = 2 \quad n_f = 5 \quad \text{y} \quad R = 1,1 \times 10^5 \text{ cm}^{-1}$$

reemplazando en (1):

$$\bar{\nu} = 1,1 \times 10^5 \text{ cm}^{-1} \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right)$$

$$\bar{\nu} = 2,3 \times 10^5 \text{ cm}^{-1}$$

Rpta. (c)

3. El radio de la órbita de Bohr en el átomo de hidrógeno para  $n = 2$  es: (en Å)

Rpta. ....

4. ¿A que nivel de energía en el átomo de hidrógeno corresponde la energía de  $-1.51\text{eV}$ ?

Rpta. ....

5. Hallar la longitud de onda de en nanómetros de un fotón que es emitido por un electrón que cae el 3er nivel al 1er nivel de energía en el átomo de hidrógeno.

Rpta. ....

6. Calcular el número de ondas para el átomo de hidrógeno cuyo electrón salta del 4to nivel al 2do nivel de energía. ( $R_H = 1.1 \times 10^5 \text{ cm}^{-1}$ )

Rpta. ....

7. ¿Qué cantidad de energía se requiere para pasar un electrón del nivel  $n = 1$  al nivel  $n = 2$  en el átomo de hidrógeno? (expresado en Kcal)

Rpta. ....

# NÚMEROS CUÁNTICOS, ORBITALES, FORMA DE ORBITALES (s, p, d)

## CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA PROCESO AUF-BAU,

### REGLA DEL SERRUCHO, KERNEL (LEWIS)

#### I. NUMEROS CUANTICOS

Como consecuencia del principio de dualidad de la materia y el principio de incertidumbre, Erwin SCHRODINGER (1927) propuso una ecuación de onda para describir el comportamiento del electrón, posteriormente un año después la especulación de Bruglie de que los electrones eran partículas ondulatorias, fue comprobado por C.J. Dansson y L.H. Germer.

La ecuación de SCHRODINGER, que indica el movimiento del electrón en tres dimensiones del espacio:

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \psi = 0$$

Donde:

m = masa del electrón  
h = constante de Planck  
E = energía total  
V = energía potencial  
 $\Psi$  = función de onda

$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2}$  = Segunda derivada parcial de  $\Psi$  con respecto al eje x.

Al desarrollar la ecuación, aparecen como consecuencia tres números cuánticos n,  $\ell$ , m. El cuarto número es consecuencia de una necesidad para estudiar el espectro molecular de sustancias: S

#### a. Número cuántico principal (n): nivel

Indica el nivel electrónico, asume valores enteros positivos, no incluyendo al cero.

El número cuántico principal nos indica el tamaño de la órbita.

$$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, \dots \text{ etc.}$$

Niveles : K, L, M, N, O, P, Q.

$$\text{N}^\circ \text{ M}^\circ \text{ M}^\circ \text{ de electrones} = 2n^2$$

n = nivel (1,2,3,4)

$$\text{max } \bar{e} = 32 \bar{e}$$

Nº Max  $\bar{e}$  =

$$2 \quad 3 \quad 18 \quad 32 \quad \textcircled{50} - \textcircled{72} - \textcircled{98} \dots \text{ etc}$$

$\downarrow \quad \downarrow \quad \downarrow$   
 32    18    8

#### b) Número cuántico secundario ( $\ell$ ): Subnivel

Llamado también número cuántico angular o azimutal.

Indica la forma y el volumen del orbital, y depende del número cuántico principal.

$$\ell = 0, 1, 2, 3, \dots, (n-1)$$

**Nivel (n)                      Subnivel (l)**

- N = 1            →    l = 0
- N = 2            →    l = 0,1
- N = 3            →    l = 0,1,2
- N = 4            →    l = 0,1,2,3

La representación s, p, d, f:

- s    →    Sharp
- p    →    principal
- d    →    difuse
- f    →    fundamental

$N^{\circ} \text{ max } \bar{e} = 2(2l + 1)$

Orbital: región energética que presenta como máximo  $2\bar{e}$

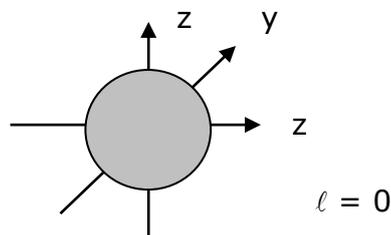
- ↑↓    Orbital apareado (lleno)
- ↑     Orbital desapareado (semilleno)
- Orbital vacío

\*    Orbital o Reempe  
 R = región  
 E = espacial  
 E = energético de  
 M = manifestación  
 P = probalística  
 E = electrónica

Sub nivel	Nº orbitales	Representación del orbital
0 (s)	1	S
1 (p)	3	px, py, pz
2 (d)	5	dxy, dxz, dyz, dx <sup>2</sup> -y <sup>2</sup> , dz <sup>2</sup>
3 (f)	7	fz <sup>3</sup> - $\frac{3}{5}$ zr <sup>2</sup> , fy <sup>3</sup> - $\frac{3}{5}$ yr <sup>2</sup> , fx <sup>3</sup> - $\frac{3}{5}$ xr <sup>2</sup> , fz(x <sup>2</sup> - y <sup>2</sup> ), fy(x <sup>2</sup> - y <sup>2</sup> ), fx(y <sup>2</sup> - z <sup>2</sup> ), fxyz

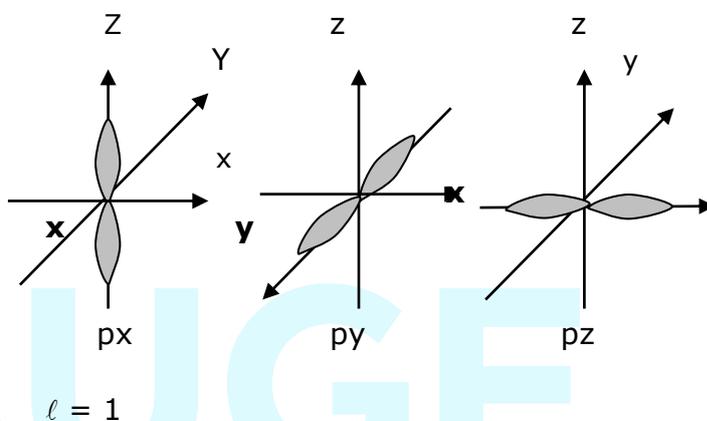
**Forma del Orbital "S":**

Forma esférica:



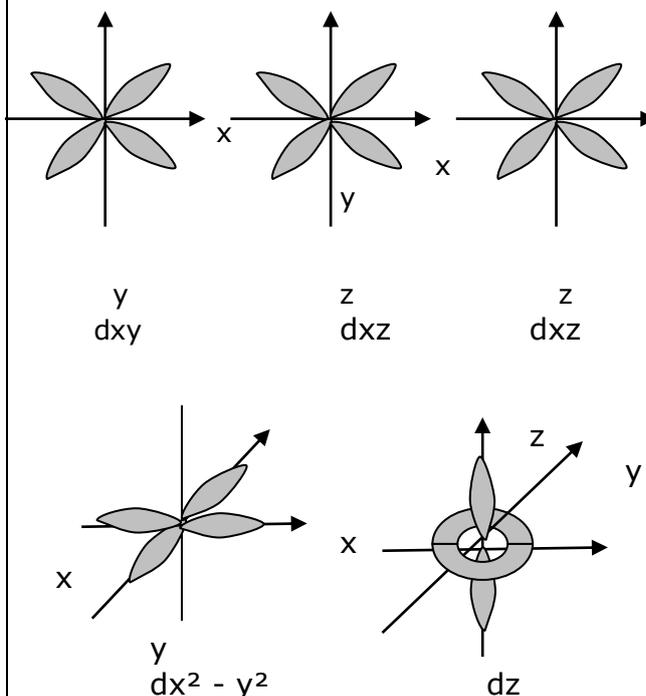
**Forma del orbital "p":**

Forma de ocho (lobular)



**Forma del orbital "d":**

Forma de trébol                      l = 2



**c. Número cuántico magnético (m):**

Determina la orientación en el espacio de cada orbital.

Los valores numéricos que adquieren dependen del número cuántico angular "ℓ", éstos son:

$$M = -\ell, \dots, 0, \dots, +\ell$$

Ejm:

$$\ell = 0 \rightarrow m = 0$$

$$\ell = 1 \rightarrow m = -1, 0, +1$$

$$\ell = 2 \rightarrow m = -2, -1, 0, +1, +2$$

$$\ell = 3 \rightarrow m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$$

De acuerdo a los valores que toma "m" se tiene la siguiente fórmula:

$$\text{N}^\circ \text{ valores de } m = 2\ell + 1$$

Ejm:

$$\ell = 0 \rightarrow m = 2(0) + 1 = 3$$

$$\ell = 1 \rightarrow m = 2(2) + 1 = 5$$

$$\ell = 2 \rightarrow m = 2(3) + 1 = 7$$

Obs.: Por convencionismo, se toma como valor respetando el orden de los valores

Ejm:

	dx <sub>y</sub>	dx <sub>z</sub>	dy <sub>z</sub>	dx <sup>2</sup> -y <sup>2</sup>	dx <sup>2</sup>
m =	-2,	-1,	0,	+1,	+2

Donde:

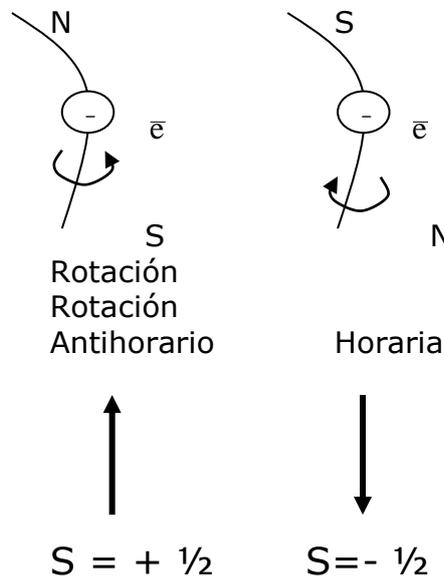
$$m = -2 \rightarrow dx_y$$

$$m = +1 \rightarrow dx^2 - y^2$$

**d. Número cuántico espín (s)**

Aparte del efecto magnético producido por el movimiento angular del electrón, este tiene una propiedad magnética intrínseca. Es decir el electrón al girar alrededor de su propio eje se comporta como si fuera un imán, es decir tiene espín.

Los únicos valores probables que toma son (+ 1/2) cuando rota en sentido antihorario y (- 1/2) cuando rota en sentido horario



**II. PRINCIPIO DE PAULING**

Indica que ningún par de electrones de cualquier átomo puede tener los cuatro números cuánticos iguales.

Ejm:

Nº e <sup>-</sup>	n	ℓ	m	S
2	1	0	0	+ 1/2
				- 1/2

**III. CONFIGURACION ELECTRONICA**

Es la distribución de los electrones en base a su energía. Se utiliza para la distribución electrónica por subniveles en orden creciente de energía.

Niveles: K, L, M, N, O, P, Q

Subniveles: s, p, d, f

Representación:

$$n\ell^x$$

n = nivel (en números)

ℓ = sub nivel (en letras)

x = Nº de electrones en ℓ

$$E_R = n + \ell$$

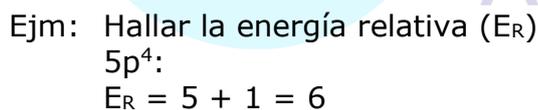
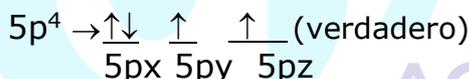
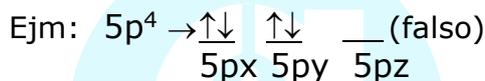
$E_R$  = energía relativa  
 n = nivel del orbital  
 $\ell$  = subnivel del orbital

Son las reglas de Hund, los que nos permiten distribuir los electrones de acuerdo a la energía de los orbitales, se le conoce como **"Principio de Máximo Multiplicidad"**.

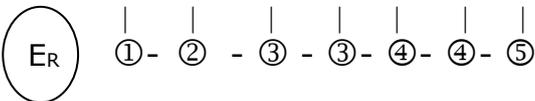
**a. Regla de Hund:**

Los electrones deben ocupar todos los orbitales de un subnivel dado en forma individual antes de que se inicie el apareamiento.

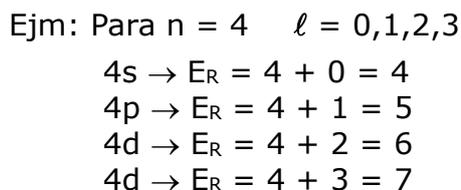
Estos electrones desapareados suelen tener giros paralelos.



\* Orden creciente en sus  $E_R$ :  
 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d



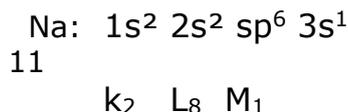
.... etc



**b. La Regla del SERRUCHO**

1	2	3	4	5	6	7
K	L	M	N	O	P	Q
$S^2 \rightarrow S^2$	$S^2$	$S^2$	$S^2$	$S^2$	$S^2$	$S^2$
	$P^6$	$P^6$	$P^6$	$P^6$	$P^6$	$P^6$
		$d^{10}$	$d^{10}$	$d^{10}$	$d^{10}$	
			$f^{14}$	$f^{14}$		
2	8	18	32	32	18	8

Ejm:



Observación:

Existe un grupo de elementos que no cumplen con la distribución y se le aplica el BY-PASS (Antiserrucho).

$d^4$  y  $d^9$  y se cambian a  $d^5$  y  $d^{10}$

Ejm:



**c. Nemotecnia:**

Si So Pa So Pa

Se da pensión se da pensión

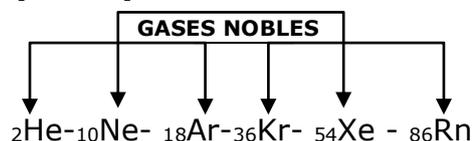
Se fue de paseo se fue de paseo  
 1s .....

2p .....

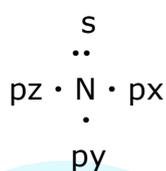
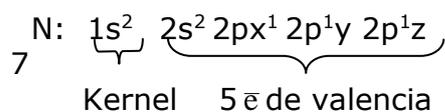
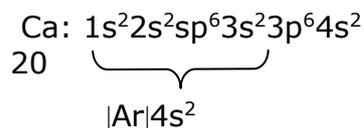
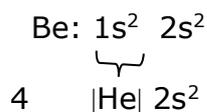
3d .....

4f .....

**d. Configuración simplificada (Lewis)**



Ejm:



### PROBLEMAS RESUELTOS Y PROPUESTOS

1. Un átomo "A" presenta 4 orbitales "p" apareados, el ión  $B^{2+}$  es isoelectrónico con el ión  $A^{1-}$ . Determine los números cuánticos que corresponden al último electrón del átomo "B"
- a) 3, 2, -3, + 1/2  
 b) 4, 0, 0, + 1/2  
 c) 3, 2, -1, + 1/2  
 d) 2, 1, -1, - 1/2  
 e) 4, 1, -1, - 1/2

#### Resolución

A → 4 orbitales apareados

$$p = 16$$

$$e = 16 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$$

Luego:

$B^{2+}$ Isoelectrónico	$A^{1-}$
$p = 19$	$p = 16$
$e = 17$	$e = 17$

Donde:

$$B^0 : |\text{Ar}| 4s^1$$

$$18$$

$$p = 19$$

$$e = 19 \quad n = 4, \ell = 0, m = 0, s = + 1/2$$

- Rpta. (b)
2. ¿Cuántos electrones presenta en el nivel "M", el elemento zinc ( $Z=30$ )?

a) 2    b) 8    c) 18    d) 32    e) 10

#### Resolución

Sea:  $Zn^0$

$$P = 30$$

$$e = 30$$

$$\text{Conf. } \bar{e} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$$

$$\text{Niveles: } K_2 L_8 M_{18} N_2$$

"M" → tiene 18  $\bar{e}$

Rpta. (c)

3. ¿Cuál es el máximo número atómico de un átomo que presenta 5 orbitales "d" apareados?
- a) 28    b) 43    c) 33    d) 47    e) 49

#### Resolución:

Para un átomo "X" que presenta 5 orbitales "d" apareados:



$$\text{Conf. } \bar{e} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^5$$

$$\bar{e}_t = 43 \Rightarrow Z_{\text{máx}} = 43$$

Rpta. (b)

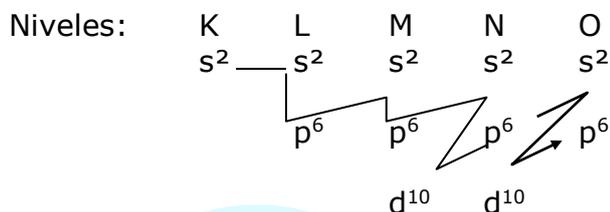
4. El quinto nivel de un ión de carga (+3), sólo tiene 3e. ¿Cuál es su número atómico?

- a) 48    b) 50    c) 52    d) 54    e)

56

**Resolución**

Sea el ión  $X^{3+}$



$$\bar{e} = 49$$

Donde:  $X^{3+}$

$$\begin{matrix} P = 52 \\ E = 49 \end{matrix} \Rightarrow Z = 52$$

Rpta. c

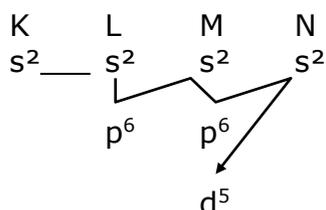
5. Si el número de masa de un ión tripositivo es 59, y en su tercera capa presenta 5 orbitales desapareados. Calcular el número de neutrones.

- a) 28    b) 29    c) 30    d) 31    e) 32

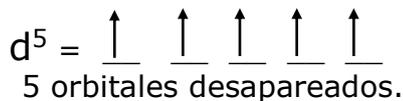
**Resolución**



3ra capa: 5 orbitales desapareados



Donde  $\bar{e} = 25$



Luego:

$$\begin{matrix} 59 X^{3+} & A = P + n \\ p = 28 & n = A - P \\ \bar{e} = 25 & n = 59 - 28 = 31 \end{matrix}$$

$$n = 31$$

Rpta. (d)

6. Determinar la suma de los neutrones de los átomos isótopos  $^{30}X$  y  $^{34}X$ , de un elemento, sabiendo que el átomo tiene 10 electrones distribuidos en 6 orbitales "p".

- a) 30    b) 31    c) 32    d) 33    e) 34

**Resolución**

Aplicando la teoría de isótopos:



Donde:



$$\begin{matrix} \text{Conf. } \bar{e} : & 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 \\ & \bar{e} = 16 \\ & p = 16 \end{matrix}$$

Luego:

$$\begin{matrix} ^{30} X & ^{34} X \\ p = 16 & p = 16 \\ n_1 = 14 & n_2 = 18 \end{matrix}$$

Finalmente:

$$\Sigma(n_1 + n_2) = 14 + 18 = 32$$

$$(n_1 + n_2) = 32$$

Rpta. (c)

7. La combinación de los números cuánticos del último electrón de un átomo es:

$$n = 4; \ell = 1; m_\ell = +1; m_s = +\frac{1}{2}$$

Hallar su número de masa (A), sabiendo que la cantidad de neutrones excede en 4 a la de los protones.

a) 64 b) 74 c) 70 d) 84 e) 89

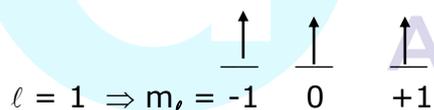
### Resolución

Aplicando la teoría de  $N^\circ$  cuánticos:

Donde:

$$n = 4; \ell = 1; m_\ell = +1; m_s = +\frac{1}{2}$$

Siendo la conf.  $\bar{e}$ :



$$m_s = +\frac{1}{2}$$

$$\text{La conf. } \bar{e} : [\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^3$$

18

$^A X$

$$\bar{e} = 33$$

$$p = 33$$

$$n = p + 4 = 37$$

$$A = 33 + 37 = 70$$

$$A = 70$$

Rpta. (c)

8. ¿Qué cantidad de electrones cumple con tener, su último electrón con energía relativa 4?

a) 7 b) 8 c) 2 d) 5 e) 10

### Resolución:

Para que la energía relativa sea igual a 4

$$E_R = 4$$

Aplicando:

$$E_R = n + \ell$$

Luego:

Si  $n = 3; \ell = 1 \Rightarrow 6$  electrones

$$E_R = 3 + 1 = 4$$

Si  $n = 4; \ell = 0 \Rightarrow 2$  electrones

$$E_R = 4 + 0 = 4$$

Finalmente: 8 electrones

Rpta. (b)

9. Indicar ¿cuántos electrones tiene el penúltimo nivel de energía el átomo de gas noble Xenon( $_{54}\text{Xe}$ )?.

Rpta: .....

10. Hallar la energía relativa para un átomo que presenta el máximo número de electrones cuya distribución electrónica posee 10 subniveles saturados.

Rpta: .....

11. ¿Cuáles son los valores de los números cuánticos para un átomo que tiene 30 electrones?

Rpta: .....

12. ¿Cuál de las siguientes combinaciones no presenta un orbital permitido?

	n	l	ml	ms
I	3	0	1	-1/2
II	2	2	0	+1/2
III	4	3	-4	-1/2
IV	5	2	2	+3/2
V	2	2	-2	-1/2

Rpta: .....

13. Un átomo "X" presenta 7 orbitales "p" apareados, el ión  $Y^{3+}$  es isoelectrónico con el ión  $X^{4-}$ . Determinar los electrones del último nivel del átomo "y"

Rpta: .....

14. Un átomo presenta en su configuración electrónica el subnivel más energético y posee energía relativa igual a 5. Si dicho subnivel posee 2 orbitales llenos y más de 1 orbital semilleno. Hallar el número atómico del átomo

Rpta: .....

15. ¿Cuántos son verdaderos teóricamente?

- I) El número máximo de electrones para  $l = 8$  es 34.
- II) El número máximo de orbitales  $l = 8$  es 17.
- III) El número máximo de orbitales por cada nivel es  $n^2$ , para cualquier valor de "n"
- IV) Los orbitales  $4f_{xyz}$  y  $5d_{z^2}$  son degenerados

Rpta: .....

16. Los números cuánticos del electrón más energético son  $(4,0,0, +\frac{1}{2})$  de un átomo neutro. Si el número de protones excede en 2 al número de neutrones. Hallar el número de masa del átomo.

Rpta: .....

# TABLA PERIÓDICA

## CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

### ENLACE QUÍMICO

#### CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

##### I. INTRODUCCIÓN

**JOHANN W. DOBEREINER**, Químico Alemán, en 1829 agrupó por "**TRIADAS**" (grupos de Tres) ordenó a los elementos de propiedades semejantes en grupos de tres y el peso atómico del elemento central era aproximadamente igual a la media aritmética de los otros dos elementos.

TRIADA	Cl	Br	I
Peso Atómico	35	80	127

**BEGUYER DE CHANCOURTOIS**, Francés que en 1862 propuso el "**Caracol Telúrico**", que figuró el sistema de los elementos en forma de espiral, donde cada vuelta contenía 16 elementos (Base del Peso Atómico del Oxígeno como 16).

**JOHN A. NEWLANDS**, Inglés en 1864 estableció la "**Ley de las Octavas**", ordenó a los elementos de menor a mayor peso atómico en grupos de 7 en 7, presentando propiedades similares después de cada intervalo de 8 elementos.

1º	2º	3º	4º	5º	6º	7º	8º	9º
Li	Be	B	C	N	O	F	Na	Mg

Propiedades Semejantes

##### II. CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS SEGÚN MENDELEIEV (1869)

Mendeleiev, ordenó su clasificación de los elementos de acuerdo a la siguiente ley: **LAS PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS SON UNA FUNCIÓN PERIÓDICA DE SU PESO ATÓMICO**

Colocó los cuerpos simples, en líneas horizontales llamados "**PERIODOS**".

Formó "Familias Naturales" de propiedades semejantes. Consiguió de ésta manera 8 columnas verticales que denominó "**GRUPOS**".

##### **IMPORTANCIA DE LA CLASIFICACIÓN DE MENDELEIEV:**

1. Las familias naturales están agrupadas según su valencia, tales como F, Cl, Br, I (Columnas).
2. Permitted descubrir ciertas analogías no observadas, como las del Boro y Aluminio
3. Consiguió determinar los pesos atómicos como el Berilio
4. Los Gases Nobles, posteriormente descubiertos, encontraron un lugar adecuado en dicha clasificación a la derecha del grupo VII perfeccionando la tabla.

5. Se dejaron casilleros vacíos los elementos no descubiertos y cuyas propiedades se atrevió a predecir:

Eka-Aluminio: Galio (Boisbandran, 1875)

Eka-Boro: Escandio (L. Nelson, 1879)

Eka-Silicio: Germanio (C. Winkler, 1886)

PROPIEDAD	PREDICHA MENDELEIEV	HALLADO WINKLER (1886)
Masa Atómica	72	72,59
Densidad	5,5	5,327
Volumen Atómico	13	13,22
Color	Gris Sucio	Gris Blanco
Calor Específico	0,073	0,076
Densidad del Oxido	4,700	4,280
Fórmula del Cloruro	E Cl <sub>4</sub>	Ge Cl <sub>4</sub>
Estado Físico del Cloruro	Líquido	Líquido

### DESVENTAJAS DE ESTA LEY PERIÓDICA:

- 1º El Hidrógeno no encuentra posición única.
- 2º Presenta dificultad para la ubicación de las tierras raras.
- 3º La posición de algunos elementos de acuerdo a su P.A. presenta errores como las parejas: K-Ar, I-Te, Ni-Co; que deben ser invertidas para adecuarse a la tabla.

### III. CLASIFICACIÓN ACTUAL DE LOS ELEMENTOS

En 1913, el Inglés Henry G. Moseley, estableció un método de obtención de valores exactos de la carga nuclear, y en consecuencia el número atómico de los elementos. Para ello tomó como anticátodo en un tubo de rayos X. Deduciéndose la ley que lleva su nombre: "La Raíz Cuadrada de

### la Frecuencia en función lineal del Número Atómico Z".

$$\sqrt{f} = a(Z - b)$$

f = Frecuencia

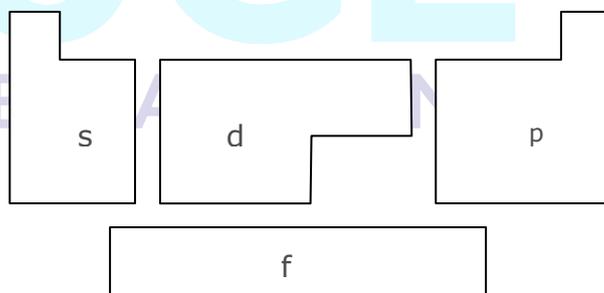
Z = Número Atómico

A, b = Constantes

Con éste criterio científico como Bohr, Rang, Werner y Rydberg, propusieron ordenar el sistema periódico de los elementos, en orden creciente a su número atómico.

### DESCRIPCIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA ACTUAL

1. Está ordenado en forma creciente a sus números atómicos.
2. Su forma actual, denominada "Forma Larga" fue sugerida por "Werner" en 1905, separa en bloques los elementos, según sus configuraciones electrónicas



- Los elementos cuya configuración electrónica termina en "s" o "p" son denominados "Representativos" y son representados por la letra "A"
- Los elementos que tienen una configuración que termina en "d" son denominados de "transición externa" y sus columnas se le asignan la letra "B"
- Los elementos cuya configuración terminan en "f" se denominan de "transición interna". Existen sólo

dos períodos denominados Lantánidos y Actínidos.

- Esta formado por 18 grupos (verticales) y 7 períodos (horizontales), éstos últimos indican el número de niveles de energía.

IA: Metales Alcalinos: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
IIA: Metales Alcalinos Terreos: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
IIIA: Boroides: B, Al, Ga, In, Tl
IVA: Carbonoides: C, Si, Ge, Sn, Pb
VA: Nitrogenoides: N, P, As, Sb, Bi
VIA: Anfígenos o Calcógenos: O, S, Se, Te, Po
VIIA: Halógenos: F, Cl, Br, I, At
VIIIA: Gases Nobles: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn
Metales De Acuñaición: Au, Ag, Cu
Elementos puente: Zn, Cd, Hg, Uub

### PROPIEDADES PERIÓDICAS

#### **RADIO ATÓMICO (R)**

Es la mitad de la distancia entre dos átomos iguales unidos por determinado tipo de enlace.

#### **ENERGÍA DE IONIZACIÓN (I)**

Es la cantidad mínima de energía que se requiere para remover al electrón enlazado con menor fuerza en un átomo aislado para formar un ión con carga +1.

#### **AFINIDAD ELECTRÓNICA (AE)**

Es la cantidad de energía que se absorbe cuando se añade un electrón a un átomo gaseoso aislado para formar un ión con carga -1.

#### **ELECTRONEGATIVIDAD (X)**

La electronegatividad de un elemento mide la tendencia relativa del átomo a atraer los electrones hacia si, cuando se combina químicamente con otro átomo.

#### **METALES (CM), NO METALES (CNM) Y METALOIDES**

Es un esquema clásico de clasificación, los elementos suelen dividirse en: metales, no metales y metaloides.

#### **METALES:**

##### **a) PROPIEDADES FÍSICAS**

- Elevada conductividad eléctrica
- Alta conductividad térmica
- A excepción del oro (amarillo) y cobre (rojo) el resto presenta color gris metálico o brillo plateado.
- Son sólidos a excepción del mercurio, el cesio y galio se funden en la mano.
- Maleables y Ductiles
- El estado sólido presenta enlace metálico.

##### **b) PROPIEDADES QUÍMICAS**

- Las capas externas contienen pocos electrones; por lo general 3 o menos.
- Energías de ionización bajas.
- Afinidades electrónicas positivas o ligeramente negativas.
- Electronegatividades bajas.
- Forman cationes perdiendo electrones
- Forman compuestos iónicos con los no metales.

#### **NO METALES**

##### **a) PROPIEDADES FÍSICAS**

- Mala conductividad eléctrica (excepto el grafito)
- Buenos aislantes térmicos (excepto el diamante)
- Sin brillo metálico
- Sólidos, líquidos o gases.
- Quebradizos en estado sólido
- No ductiles
- Moléculas con enlace covalente, los gases nobles son monoatómicos.

##### **b) PROPIEDADES QUÍMICAS**

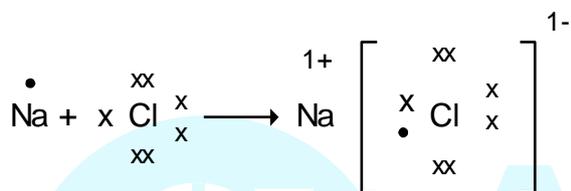
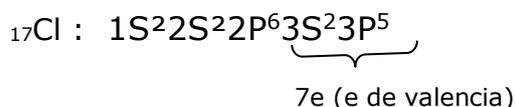
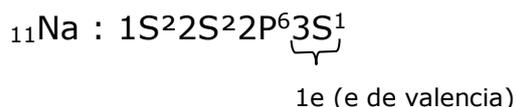
- La capa externa contiene 4 o más electrones (excepto el H)
- Energías de ionización altas
- Afinidades electrónicas muy negativas
- Electronegatividades altas
- Forman aniones ganando electrones
- Forman compuestos iónicos con metales (excepto los gases nobles) y



- Un enlace iónico se caracteriza por tener una diferencia de electronegatividad ( $\Delta\delta$ ) mayor que 1,7

$$\Delta\delta > 1,7$$

Ejemplo: Cloruro de Sodio (NaCl)



Analizando con electronegatividades (Pauling)

$$\text{Na } (\delta = 0,9) \text{ Cl } (\delta = 3,0)$$

$$\Delta\delta = 3 - 0,9 = 2,1$$

$\therefore$  como  $2,1 > 1,7 \rightarrow$  enlace iónico

**II. ENLACE COVALENTE:** Resulta de la compartición de par de electrones

**CARACTERÍSTICAS:**

- Son malos conductores de la corriente eléctrica. Ejm. H<sub>2</sub>O y CH<sub>4</sub>
- Sus soluciones no conducen la corriente eléctrica a menos que al disolverse reaccionan con el disolvente.
- Son más solubles en disolventes no polares.
- Reaccionan lentamente en reacción de doble descomposición.
- Poseen puntos de fusión y ebullición bajos.

- A estado sólido presentan cristales formados por moléculas no polares.
- La mayoría son de naturaleza orgánica.
- Es aquel que se verifica por el comportamiento de pares de electrones de tal forma que adquieran la configuración de gas noble.
- Se origina entre no metales.
- Se caracterizan por tener una diferencia de electronegatividades menor a 1.7

$$\Delta\delta < 1,7$$

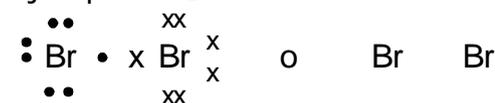
**TIPOS**

**1. Covalente Puro o Normal: (Homopolar)**

- Se realiza entre átomos no metálicos.
- Los electrones compartidos se encuentran distribuidos en forma simétrica a ambos átomos, formando moléculas con densidad electrónica homogénea o apolares.
- La diferencia de electronegatividades de los elementos participantes, es igual a cero.

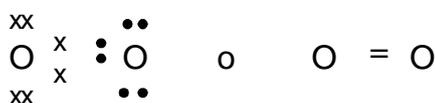
$$\Delta\delta = 0$$

Ejemplo: Br<sub>2</sub>



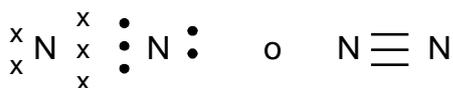
$$\Delta\delta = 2,8 - 2,8 = 0$$

Ejemplo: O<sub>2</sub>



$$\Delta\delta = 0$$

Ejemplo N<sub>2</sub>



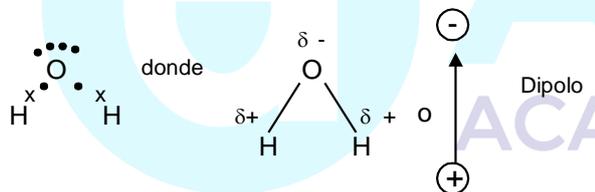
Además: H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, etc.

## 2. Covalente Polar: (Heteropolar)

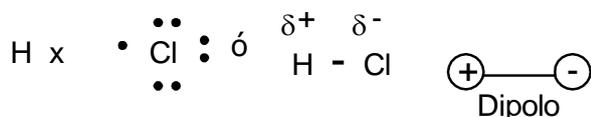
- Una molécula es polar, cuando el centro de todas sus cargas positivas no coincide con el centro de todas sus cargas negativa, motivo por el cual se forman dos polos (dipolo)
- Se realiza entre átomos no metálicos y con una diferencia de electronegatividades siguiente:

$$0 < \Delta \delta < 1,7$$

Ejemplo: H<sub>2</sub>O



Ejemplo: HCl



Además:  
Cl<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, etc.

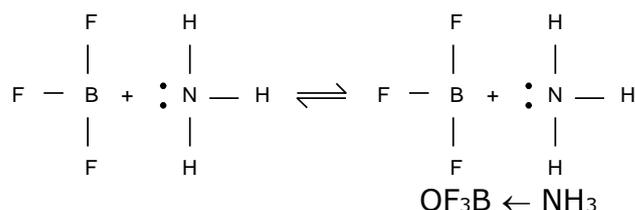
## 3. Covalente Coordinado o Dativo (→)

Se da cuando el par de electrones compartidos pertenecen a uno sólo de los átomos. El átomo que contribuye con el par de electrones recibe el nombre de **DONADOR** y el que los toma

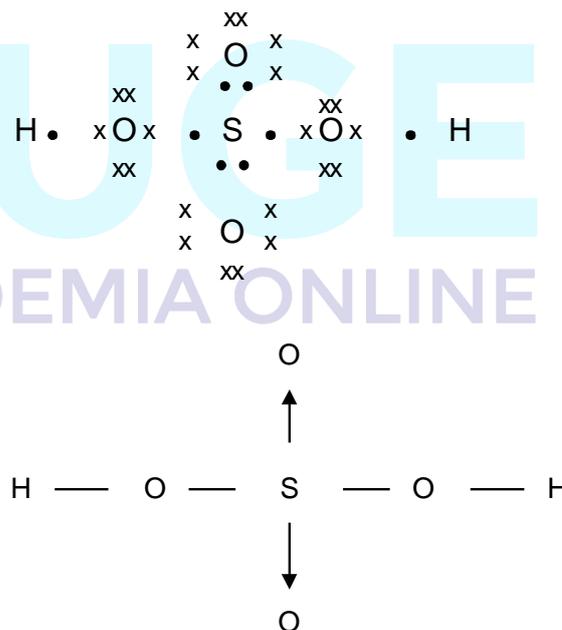
recibe el nombre de **ACEPTADOR o RECEPTOR**.

Se destacan como donadores de pares electrónicos: Nitrógeno, Oxígeno y Azufre; como Aceptores se distinguen: el protón (hidrogenión) el magnesio de transición.

Ejemplo:



Ejemplo: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>



Además: O<sub>3</sub>; SO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>, NH<sub>4</sub>Cl, etc.

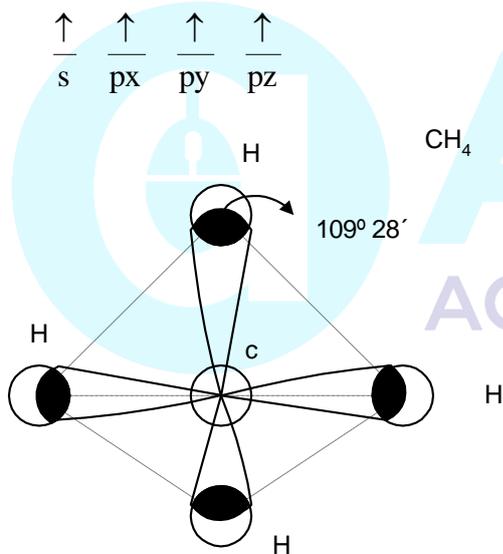
**HIBRIDACIÓN**

Es una reorganización de los orbitales atómicos con diferentes energías para formar una nueva serie de orbitales equivalentes llamadas ORBITALES HIBRIDOS.

**Hibridación en Átomos de Carbono:**

Ejemplo:

- a) Orbital  $sp^3$   
 donde  $1s^2 2s^2 2p^2 \rightarrow$  Basal  
 $2s^1 sp^3$   
 Hibridado

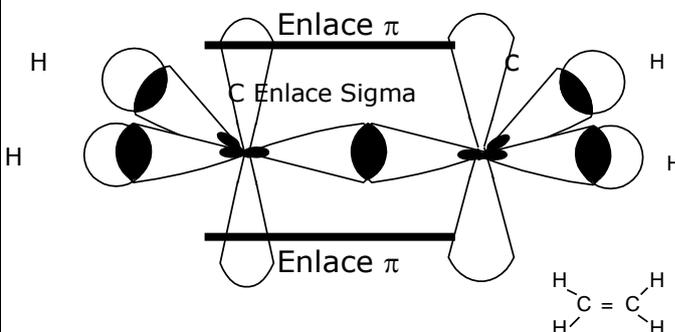
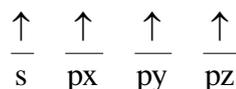


Hibridación tetraédrica  $sp^3$ .

Orbital del metano: ( $CH_4$ )

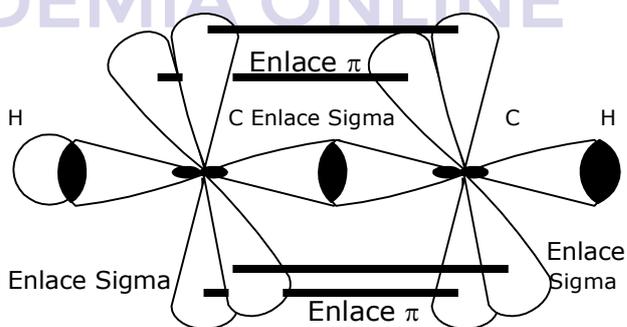
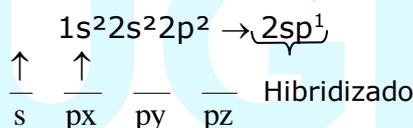
-109°28' (Ángulo)

- b) Orbital  $sp^2$ :  
 Donde:  
 $1s^2 2s^2 2p^2 \rightarrow$   
 $2sp^2$   
 Hibridado



Hibridación trigonal  $sp^2$ . Orbital de etileno ( $C_2H_4$ ) - 120° (ángulo)

- c) Orbital  $sp^1$   
 Donde  $H - C \equiv C - H$   
 $C_2H_2$   
 Etino o acetileno

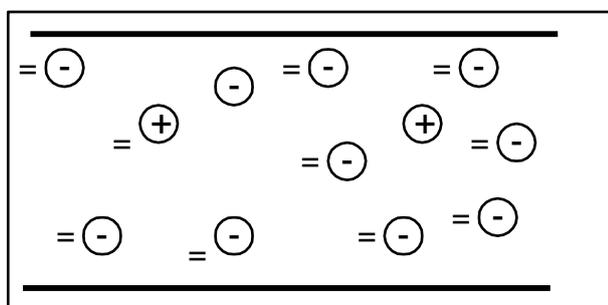
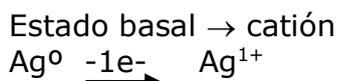


Hibridación lineal  $sp$  - 180° (ángulo)

**III. ENLACE METÁLICO:**

Se presentan en los metales y tiene ocurrencia entre un número indefinido de átomos lo cual conduce a un agregado atómico, o cristal metálico; el cual ésta formado por una red de iones positivos sumergidos en un mar de electrones.

**Ejemplo:**

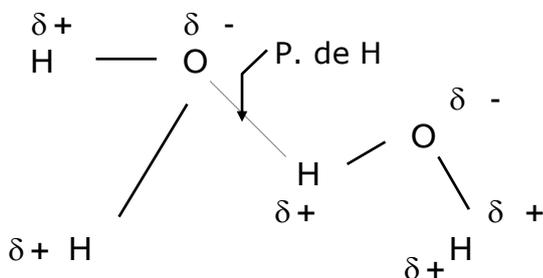


"MAR DE ELECTRONES"

**IV. PUENTE DE HIDROGENO**

Se trata de fuertes enlaces eléctricos entre las cargas positivas de los núcleos del átomo de Hidrógeno y átomos de Fluor. Oxígeno o Nitrógeno.

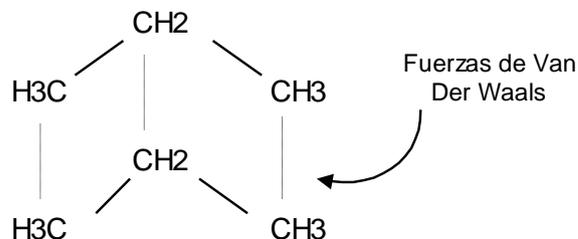
Ejemplo: Molécula de agua (H<sub>2</sub>O)



**V. FUERZAS DE VAN DER WAALS**

Son uniones eléctricas débiles y se efectúan entre moléculas apolares.

Ejemplo: Propano (CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>3</sub>)



# NOMENCLATURA INORGÁNICA

## VALENCIA:

Es la capacidad de un átomo para enlazarse a otro. No tiene signo (positivo o negativo).

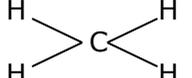
## Estado de oxidación (E.O.)

Es la carga aparente que tiene un átomo en una especie química, indica el número de electrones que un átomo puede ganar o perder al romperse el enlace en forma heterolítica.

## Reglas para hallar el estado de oxidación

- El estado de oxidación de un átomo sin combinarse con otro elemento es cero  $\overset{0}{\text{Cu}}, \overset{0}{\text{Ag}}, \text{O}_2^0, \text{N}_2^0$
- El estado de oxidación de hidrógeno es +1 en hidruro metálico donde es -1.
- El estado de oxidación de oxígeno es -2 excepto en peróxidos donde es -1 y cuando está unido con el fluor +2.
- El estado de oxidación del grupo IA, plata es +1.  
El estado de oxidación del grupo IIA, cinc y cadmio es +2.
- En un compuesto neutro, la suma de los estados de oxidación es cero. En un radical, la suma de los estados de oxidación es la carga del radical
- Los halógenos cuando están unidos con un metal tienen estado de oxidación -1.  
Los anfígenos cuando están unidos con un metal tienen estado de oxidación -2.

## Ejemplos:

Especies	Forma estructural	Valencia	Estado de oxidación
Hidrógeno (H <sub>2</sub> )	H — H	1	0
Oxígeno (O <sub>2</sub> )	O — O	2	0
Agua (H <sub>2</sub> O)	H — O — H	H : 1 O : 2	+1 -2
Peróxido de hidrógeno (H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> )	H — O — O — H	H : 1 O : 2	+1 -1
(CH <sub>4</sub> ) Metano		C : 4 H : 1	-4 +1

## Número de oxidación de los elementos más frecuentes

E.O. = Estado de oxidación

### I. NO METALES:

Halógenos: F (-1)  
±1, +3, +5, +7: Cl, Br, I

Anfígenos (calcógenos): O (-2)  
±2, +4, +6: S, Se, Te

Nitrogenoides: ±3, +5: N, P, As, Sb

Carbonoides: +2, ±4: C ±4: Si

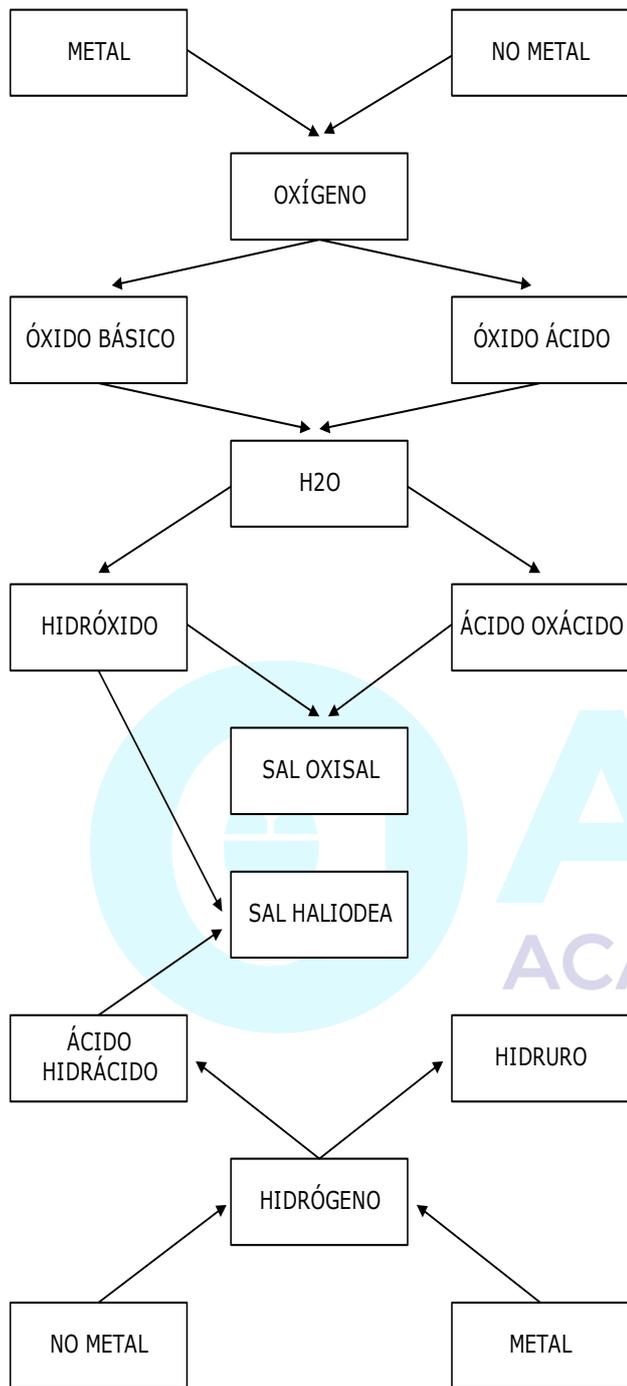
Otros: ±1: H ±3: B

### II. METALES:

+1: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr, Ag, NH<sub>4</sub>  
+2: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra, Zn, Cd  
+3: Al, Ga  
+1, +2: Cu, Hg  
+1, +3: Au  
+2, +3: Fe, Co, Ni  
+2, +4: Sn, Pb, Pt  
+3, +5: Bi

E.O. variable = Cr: 2, 3, 6  
Mn: 2, 3, 4, 6, 7

**Cuadro de funciones químicas**

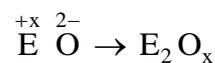


**I. FUNCION OXIDO**

Son compuestos binarios que se obtienen por la combinación entre un elemento químico. Para nombrar se

utiliza la nomenclatura tradicional, stock y sistemática.

Forma:



E = Elemento químico  
O = Oxígeno  
+x = E.O

**a) Nomenclatura tradicional o clásica**

Se nombra de acuerdo al E.O. del elemento:

Nº de E.O.	Tipo de E.O.	Prefijo	Sufijo
1	Unico		Ico
2	Menor		Oso
	Mayor		Ico
3	Menor	Hipo	Oso
	Intermedio		Oso
4	Mayor		Ico
	Menor	Hipo	Oso
	Intermedio		Oso
	Intermedio		Ico
	Mayor	Per	Ico

**b) Nomenclatura de Stock**

Según esta nomenclatura, los óxidos se nombran con la palabra óxido, seguida del nombre del elemento, y a continuación el número de oxidación del metal con números romanos entre paréntesis.

**c) Nomenclatura Sistemática**

Según la I.U.P.A.C. (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) las proporciones en que se encuentran los elementos y el número de oxígenos se indican mediante prefijos griegos.

Nº de oxígenos	1	2	3	4	5...
Prefijo	Mono	Di	Tri	Tetra	Penta...

**FUNCION OXIDO****1.1 OXIDOS BASICOS**

Los óxidos básicos u óxidos metálicos se obtienen por la combinación de un elemento metálico y oxígeno.

Ejemplos:

Oxido	Nomenclatura Tradicional	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura Sistemática
Cu <sub>2</sub> O	Oxido Cuproso	Oxido de Cobre (I)	Óxido de Dicobre (II)
CuO	Oxido Cúprico	Oxido de Cobre (II)	Monóxido de Cobre
Son	Oxido Estanoso	Oxido de Estaño (II)	Monóxido de Estaño
SnO <sub>2</sub>	Oxido Estánnico	Oxido de Estaño (IV)	Dióxido de Estaño
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Oxido Férrico	Oxido de Hierro (III)	Trióxido Di Hierro

**1.2 OXIDOS ACIDOS O ANHIDRIDOS**

Los óxidos ácidos u óxidos no metálicos se obtienen por la combinación de un elemento no metálico y oxígeno.

Oxidos	Tradicional	Funcional de Stock	Sistemática
CO	Anhidrido carbonoso	Oxido de carbono (II)	Monóxido de carbono
CO <sub>2</sub>	Anhidrido carbónico	Oxido de carbono (IV)	Dióxido de carbono
SO	Anhidrido hiposulfuroso	Oxido de azufre (II)	Monóxido de azufre
SO <sub>2</sub>	Anhidrido sulfuroso	Oxido de azufre (IV)	Dióxido de azufre
SO <sub>3</sub>	Anhidrido sulfúrico	Oxido de azufre (VI)	Trióxido de azufre
Cl <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Anhidrido clórico	Oxido de cloro (V)	Pentóxido Di cloro
Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Anhidrido perclórico	Oxido de cloro (VII)	Heptóxido Di cloro

**II. FUNCION HIDROXIDO O BASES**

Son compuestos terciarios formados por la combinación de un elemento metálico con los iones hidróxilo.

Para nombrarlo se utiliza la nomenclatura tradicional, stock, sistemática, en la nomenclatura sistemática el prefijo mono se suprime.



E: Elemento metálico

Hidróxido	Nomenclatura Tradicional	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura Sistemática
NaOH	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio
Ca(OH) <sub>2</sub>	Hidróxido de calcio	Hidróxido de calcio	Dihidróxido de calcio
Al(OH) <sub>3</sub>	Hidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio	Trihidróxido de aluminio
Fe(OH) <sub>2</sub>	Hidróxido ferroso	Hidróxido de fierro (II)	Dihidróxido de hierro
Fe(OH) <sub>3</sub>	Hidróxido férrico	Hidróxido de fierro (III)	Trihidróxido de hierro

**III. FUNCION PEROXIDOS**

Estos compuestos presentan en su estructura enlaces puente de oxígeno y este actúa con estado de oxidación -1.

Se nombra con la palabra peróxido seguido del nombre del metal.

**Ejemplos:**

Ejemplos	Nomenclatura funcional
$K_2O_2$ o (K—O—O—K) $H_2O_2$ o (H—O—O—H) (agua oxigenada)	Peróxido de potasio Peróxido de hidrógeno
$BaO_2$ o Ba $\begin{matrix} O \\   \\ O \end{matrix}$	Peróxido de bario
$CuO_2$ o Cu $\begin{matrix} O \\ / \backslash \\ O \end{matrix}$	Peróxido de cobre (II)
$ZnO_2$ o Zn $\begin{matrix} O \\ / \backslash \\ O \end{matrix}$	Peróxido de cinc

Formular los peróxidos:

- Peróxido de magnesio \_\_\_\_\_
- Peróxido de mercurio (II) \_\_\_\_\_
- Peróxido de cadmio \_\_\_\_\_
- Peróxido de cobre (I) \_\_\_\_\_
- Peróxido de rubidio \_\_\_\_\_
- Peróxido de cobre (II) \_\_\_\_\_

**IV. FUNCION ACIDOS**

**A) OXACIDOS:**

Son compuestos terciarios que se forman al combinarse los óxidos ácidos (anhídridos) con una molécula de agua.



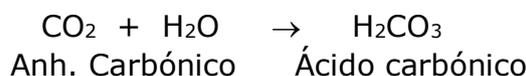
**Observación:**

El elemento no metálico, también puede ser un metal de transición como: V, Cr, Mn, Mo, cuando actúa con E.O. superior a 4.

**Nomenclatura tradicional:**

Se nombra ácido y luego el nombre del no metal de acuerdo a su E.O. (anhídridos).

Ejemplo:



**Forma práctica:**

a) E.O. Impar (NMe):

$$x \begin{matrix} H \\ NMe \\ O_a \end{matrix}$$

$$\frac{x + 1}{2} = a$$

x = E.O.

Ejemplo:  $Cl^{5+}$ :  $HClO_3$   
ácido clórico

$$\frac{5 + 1}{2} = 3$$

b) E.O. Par (NMe):

$$x \begin{matrix} H_2 \\ NMe \\ O_b \end{matrix}$$

$$\frac{x + 2}{2} = b$$

Ejemplo:  $S^{4+}$ :  $H_2SO_3$   
ác. sulfuroso  
 $\frac{4 + 2}{2} = 3$

## **A1. ACIDOS OXACIDOS POLIHIDRATADOS**

Se obtienen al reaccionar el anhídrido con una más moléculas de agua. Para nombrarlos debemos tener en cuenta, la ubicación del elemento, no metálico en la T.P. y la cantidad de moléculas de agua:

### **Grupo                                  Impar**

1 Anh. + 1 H<sub>2</sub>O    →    Meta  
 1 Anh. + 2 H<sub>2</sub>O    →    Piro  
 1 Anh. + 3 H<sub>2</sub>O    →    Orto

### **Grupo                                  Par**

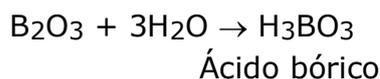
1 Anh. + 1 H<sub>2</sub>O    →    Meta  
 2 Anh. + 1 H<sub>2</sub>O    →    Piro  
 1 Anh. + 2 H<sub>2</sub>O    →    Orto

### **Observación:**

Los elementos como el Boro, Fósforo, Antimonio y Arsénico presentan anomalías y cuando forman oxácidos lo hacen con 3 moléculas de agua.

Ejemplo:

1) Acido bórico (ortobórico)



2) Acido fosfórico: Dar su fórmula

3) Acido pirocarbonoso: Dar su fórmula

## **B) HIDRACIDOS:**

Pertenece a la función "hidrogenadas" donde el "H" actúa con +1 y -1 E.O. de los elementos:

Grupo	I	II	III	IV	V	VI	VII
E.O.	1	2	3	4	3	2	1

Hidruros
Nombres
Hidr-  
Especiales    cidos

Ejemplos:

- 1) Hidruro de sodio: NaH
- 2) Amoniaco: NH<sub>3</sub>
- 3) Fosfina: PH<sub>3</sub>

### **B.1 HIDRACIDOS:**

Se forma con los elementos del grupo VI A y VII A, con el hidrógeno en medio acuoso.

Nomenclatura:    { En gaseoso → uro  
 Terminación        { En acuoso → hídrico

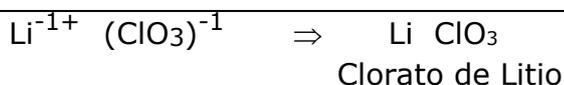
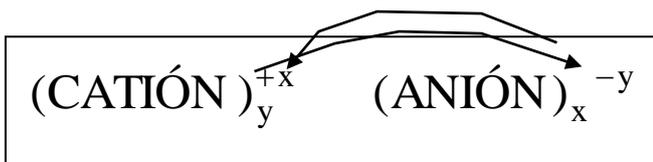
Ejemplo:

1) H<sub>2</sub>S(g):    Sulfuro de hidrógeno  
 H<sub>2</sub>S(l):      Ácido sulfhídrico

2) HCl(g):    Cloruro de hidrógeno  
 Ácido clorhídrico

## **V. FUNCION SALES**

Una sal es un compuesto conformado por una parte aniónica (ión poliatómico negativo) y una parte catiónica (metálica o agrupación de especies atómicas) que pueden ser sales OXISALES y sales HALOIDEAS. Además pueden ser neutras (ausencia de "H") y Ácidas (presenta uno o más "H").  
 Ejemplo:



Especie Iónica	Nombre del anión
F <sup>-</sup>	Ión FLURURO
Cl <sup>-</sup>	Ión CLORURO
Br <sup>-</sup>	Ión BROMURO
I <sup>-</sup>	Ión IODURO
ClO <sup>-</sup>	Ión HIPOCLORITO
ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Ión CLORITO
ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Ión CLORATO
ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Ión PERCLORATO
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Ión PERMANGANATO
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Ión NITRITO
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Ión NITRATO
S <sup>2-</sup>	Ión SULFURO
HS <sup>-</sup>	Ión BISULFURO
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Ión SULFITO
HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Ión BISULFITO
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Ión SULFATO
HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Ión BISULFATO
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Ión CARBONATO
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Ión BICARBONATO
PO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Ión FOSFATO
CrO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Ión CLORATO
CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Ión CROMATO
Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	Ión DICROMATO

Especie Iónica	Nombre del catión
Li <sup>+</sup>	Catión LITIO
Na <sup>+</sup>	Catión SODIO
K <sup>+</sup>	Catión POTASIO
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Catión AMONIO
Ag <sup>+</sup>	Catión PLATA
Mg <sup>2+</sup>	Catión MAGNESIO
Ca <sup>2+</sup>	Catión CALCIO
Ba <sup>2+</sup>	Catión BARIO
Cd <sup>2+</sup>	Catión CADMIO
Zn <sup>2+</sup>	Catión CINC
Cu <sup>2+</sup>	Catión COBRE (III) ó Ión CÚPRICO
Hg <sup>1+</sup>	Catión DE MERCURIO(I)
Hg <sup>2+</sup>	ó Ión MERCUROSO Catión DE MERCURIO (II)
Mn <sup>2+</sup>	ó Ión MERCURICO Catión MANGANESO (II)
Co <sup>2+</sup>	ó Ión MANGANOSO Catión COBALTO (II)
Ni <sup>2+</sup>	ó Ión COBALTOSO Catión NIQUEL (II)
Pb <sup>2+</sup>	ó Ión NIQUELOSO Catión PLOMO (II)
Sn <sup>2+</sup>	ó Ión PLUMBOSO Catión ESTAÑO (II)
Fe <sup>2+</sup>	ó Ión ESTAÑOSO Catión FERROSO
Fe <sup>3+</sup>	ó Ión FIERRO (II) Catión FÉRRICO ó Ión FIERRO (III)

### 5.1 SALES HALOIDEAS

Son sustancias que proceden de la combinación de un ión metálico con un anión que proviene de un ácido hidrácido.

Ejemplo:

Sal	Tradicional	Stock
NaCl	Cloruro de sodio	Cloruro de sodio
CaS	Sulfuro de calcio	Sulfuro de calcio
FeCl <sub>2</sub>	Cloruro ferroso	Cloruro de hierro (II)
FeCl <sub>3</sub>	Cloruro férrico	Cloruro de hierro (III)
CaF <sub>2</sub>	Fluoruro de calcio	Fluoruro de calcio
KBr	Bromuro de potasio	Bromuro de potasio

## 5.2 SALES OXISALES

Son sustancias que proceden de la combinación de un ión metálico con un anión poliatómico, que proviene de un ácido oxácido.

En la nomenclatura tradicional se combinó el sufijo oso por ito y ico por ato.

En la nomenclatura sistemática todas las sales terminan en ato y si el anión entra 2,3,4... veces se emplea los prefijos bis, tris, tetra, quis.

Ejemplo:

Sal	Tradicional
KClO	Hipoclorito de potasio
Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	Sulfato de aluminio
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Sulfato de sodio
Co(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	Nitrato de cobalto (II)
AgNO <sub>3</sub>	Nitrato de plata
KMnO <sub>4</sub>	Permanganato de potasio
CaCO <sub>3</sub>	Carbonato de calcio

## 5.3 ÓXIDOS Y SALES HIDRATADAS

Existen sales y óxidos metálicos que contienen moléculas de agua para escribir sus fórmulas se ponen a continuación del óxido o la sal al número de moléculas de agua que contienen separadas por un punto.

Ejemplo:

Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> · 3H<sub>2</sub>O      Óxido de aluminio trihidratado

Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> · 10H<sub>2</sub>O      Carbonato de sodio decahidratado

NiCl<sub>2</sub> · 6H<sub>2</sub>O      Cloruro de Níquel hexahidratado

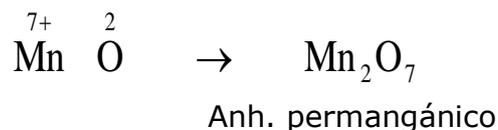
### PROBLEMAS RESUELTOS Y PROPUESTOS

- ¿Cuál de los óxidos que se indican a continuación no está con su respectivo nombre?
  - SO<sub>2</sub>: Anhídrido sulfuroso
  - N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>: Anhídrido nitroso
  - Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>: Anhídrido mangánico
  - Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>: Óxido crómico
  - PbO<sub>2</sub>: Óxido plúmbico

#### Resolución:

Por teoría: ANH – Mangánico

Porque:



**Rpta. C**

2. Dar el nombre de las siguientes funciones inorgánicas:

- a) Oxido crómico: \_\_\_\_\_
- b) Oxido plumboso: \_\_\_\_\_
- c) Oxido de níquel (III): \_\_\_\_\_
- d) Hidróxido de calcio: \_\_\_\_\_
- e) Anhídrido mangánico: \_\_\_\_\_
- f) Hidróxido de cobalto (III): \_\_\_\_\_
- g) Acido clórico: \_\_\_\_\_
- h) Acido crómico: \_\_\_\_\_
- i) Sulfato de potasio: \_\_\_\_\_
- j) Sulfato férrico: \_\_\_\_\_

3. ¿Cuál de las alternativas es falsa?

- a) Oxido ácido:  $\text{Cl}_2\text{O}$
- b) Oxido básico:  $\text{CaO}$
- c) Peróxido:  $\text{Na}_2\text{O}_2$
- d) Oxido básico:  $\text{CrO}_3$
- e) Anhídrido:  $\text{N}_2\text{O}_3$

4. Completar el cuadro que se indica a continuación e indicar su nombre:

Catión	Anión $\text{S}^{2-}$	Nombre
$\text{Na}^{1+}$		
$\text{Zn}^{2+}$		
$\text{Co}^{2+}$		
$\text{Co}^{3+}$		
$\text{Cr}^{2+}$		
$\text{Cr}^{3+}$		
$\text{Ag}^{1+}$		
$\text{Fe}^{3+}$		
$\text{Fe}^{2+}$		

5. Completar el cuadro que se indica a continuación e indicar su nombre:

Catión	Anión	Nombre
$\text{K}^{1+}$	$\text{Cl}^-$	
$\text{Na}^{1+}$	$\text{CO}_3^{2-}$	
$\text{Co}^{2+}$	$\text{NO}_2^{1-}$	
$\text{Fe}^{3+}$	$\text{SO}_4^{2-}$	
$\text{Mg}^{2+}$	$\text{NO}_3^{1-}$	
$\text{Ca}^{2+}$	$\text{ClO}_3^{1-}$	

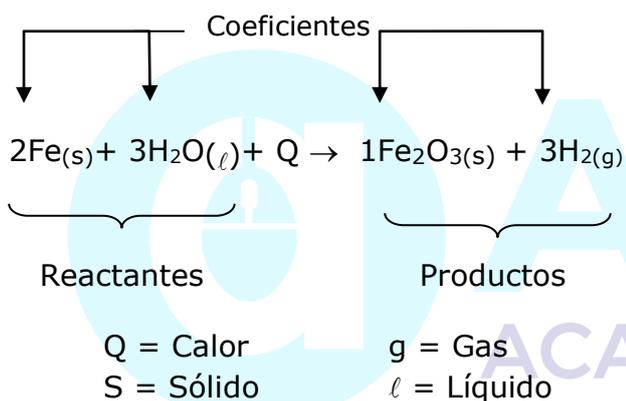
# REACCIONES QUÍMICAS - BALANCE DE ECUACIONES

## REACCIONES QUÍMICAS:

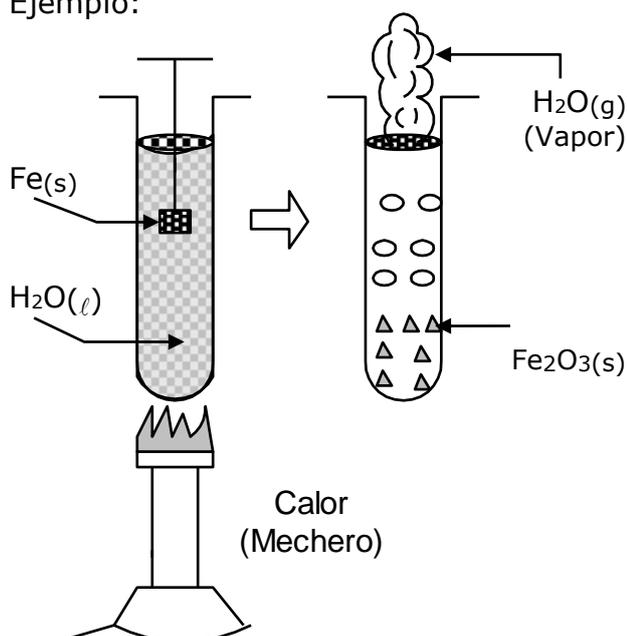
Son procesos en la cual una o más sustancias iniciales, llamadas "**reactantes**" sufren cambios en su estructura molecular dando lugar a la formación de nuevas sustancias, llamados "**productos**".

## ECUACIÓN QUÍMICA

Es la representación literal de una reacción química.



Ejemplo:



## FUNDAMENTOS PARA RECONOCER UNA REACCIÓN QUÍMICA:

Tenemos los siguientes fundamentos más importantes:

- Desprendimiento de un gas
- Liberación de calor.
- Cambio de olor
- Formación de precipitados
- Cambio de propiedades físicas y químicas de los reactantes.

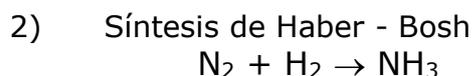
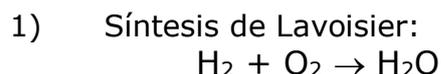
## CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS.

### I. DE ACUERDO A LA NATURALEZA DE LAS SUSTANCIAS.

#### 1. Reacciones de Adición o Asociación o Combinación

Reacciones dos o más sustancias para formar una nueva sustancia.

Ejemplos: (Sin balancear)



#### 2. Reacción de Descomposición

Son aquellas que a partir de un solo reactante (compuesto) se obtiene varios productos, por lo general se necesita energía (calorífica, eléctrica, luminosa, etc.)

Ejemplos:



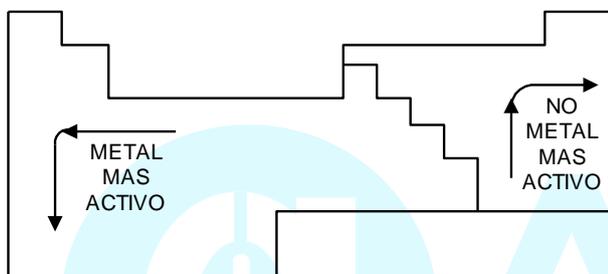
Reacción de Pirolisis



### 3. Reacción de Simple Desplazamiento o sustitución Simple

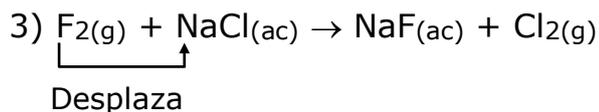
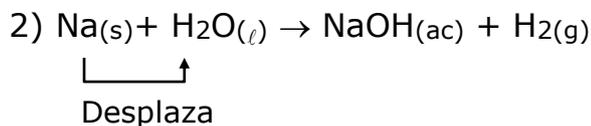
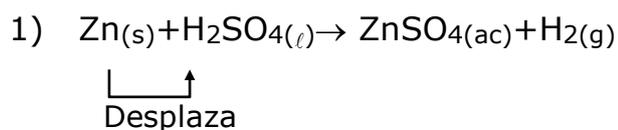
Es la reacción de un elemento con un compuesto, donde el elemento desplaza a otro que se encuentra formando parte del compuesto.

Esto se fundamenta en la mayor actividad química.



\* Los metales más activos desplaza: H, excepto: Cu, Ag, Au, Hg, Pt.

Ejemplo:



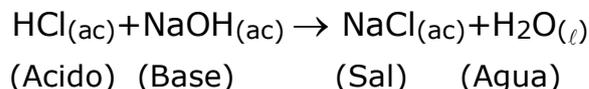
### 4. Reacción de Doble Desplazamiento (Metatesis o No Redox)

Reacción donde existe un intercambio de elementos entre

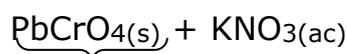
dos compuestos, formándose dos nuevos compuestos.

Ejemplo:

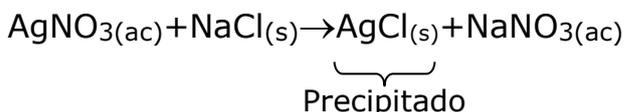
1) Reacciones de Neutralización:



2) Reacciones de Precipitación



Precipitado



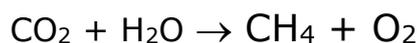
## II. POR EL INTERCAMBIO DE ENERGÍA CALORÍFICA:

Cuando se produce una reacción química, ésta se realiza liberando o absorbiendo calor neto al medio que lo rodea, esto permite clasificar a las reacciones como: Endotérmicas y Exotérmicas.

1) **Reacciones Endotérmicas ( $\Delta D > 0$ )**

Reacción donde hay una ganancia neta de calor, por lo tanto la entalpía del producto es mayor respecto a la del reactante.

Ejemplo:



$$\Delta H = + 890 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H = \text{Entalpía}$$

Donde:

$$\Delta H = \Delta H (\text{Productos}) - \Delta H (\text{Reactantes})$$

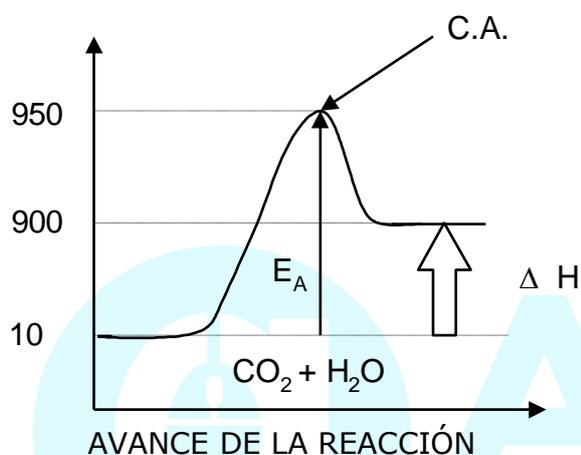
**Entalpía de Reacción ( $\Delta H$ )**

Es el cambio de calor de reacción a una presión y temperatura constante.

$\Delta H^\circ$  = Entalpía estándar de la reacción a condiciones estándar (25° C y 1 Atm).

Analizando: la variación de la entalpía ( $\Delta H$ ) a medida que avanza la reacción.

$\Delta H = (\text{KJ/mol})$



**CONCEPTOS Y VALORES:**

\* **Energía de Activación ( $E_A$ )**

Es la energía (calor) necesaria que debe absorber los reactantes para iniciar la reacción.

Donde el gráfico:

$E_A = (950 - 10) = 940 \text{ KJ/mol}$

\* **Complejo Activado (C.A.)**

Es un estado de máximo estado calorífico que alcanza los reactantes. A esta condición ocurre la ruptura y formación de enlace.

C.A. = 950 KJ/mol

Donde el gráfico:

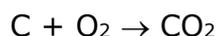
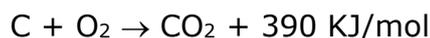
$\Delta H = (900 - 10) = \oplus 890 \text{ KJ/mol}$

↑ Significa que ganó calor

**2) Reacción Exotérmica ( $\Delta H > 0$ )**

Reacción en donde hay una pérdida neta de calor, por lo tanto la entalpía del producto es menor respecto a la del reactante.

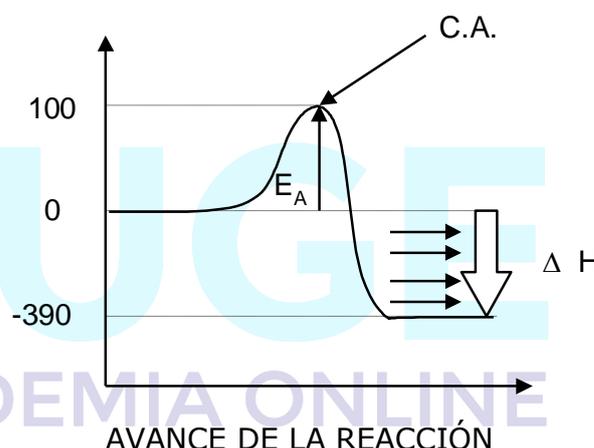
Ejemplo:



$\Delta H = - 390 \text{ KJ/mol}$

Graficando:

$\Delta H = (\text{KJ/mol})$



**VALORES ENERGÉTICOS:**

$E_A = 100 - 0 = 100 \text{ KJ/mol}$

C.A. = 100 KJ/mol

$\Delta H = -(390 - 0) = \ominus 390 \text{ KJ/mol}$

↑ Significa que Perdió calor

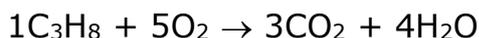
**III. REACCIONES DE COMBUSTION**

Son aquellas que se producen por desprendimiento de calor y luz que dan origen a los siguientes tipos:

**a) Combustión Completa:**

Se produce en presencia de suficiente cantidad de oxígeno obteniéndose Dióxido de Carbono (CO<sub>2</sub>) y agua (H<sub>2</sub>O)

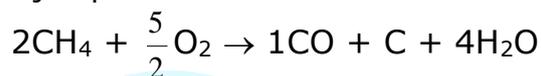
Ejemplo:



**b) Combustión Incompleta:**

Se produce por deficiencia de Oxígeno, obteniéndose como producto, Monóxido de Carbono (CO), Carbono (C) y Agua (H<sub>2</sub>O)

Ejemplo:

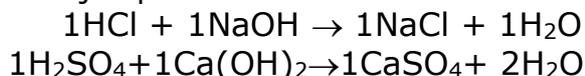


**IV. REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN**

Es una reacción entre un ácido y una base. Las reacciones acuosas Acido - Base, por lo general, tienen la siguiente forma:



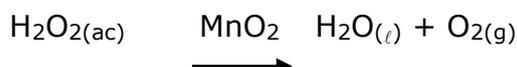
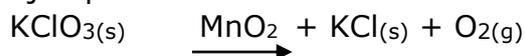
Ejemplo:



**V. REACCIONES CATALÍTICAS**

Son aquellas que se producen en presencia de un catalizador que influye en la velocidad de reacción.

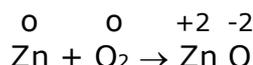
Ejemplo:



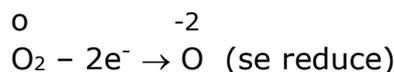
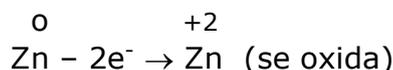
**VI. REACCIONES REDOX:**

Son aquellas en donde existen transferencias de electrones de una especie a otra. Los átomos o iones experimentan cambios en sus estructuras electrónicas debido a la ganancia o pérdida de electrones.

Ejemplo:



Donde:



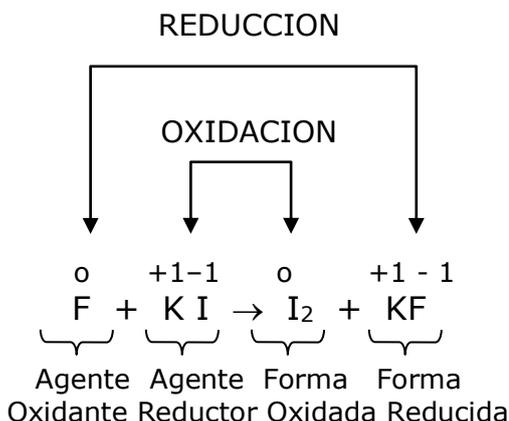
**Significado de Redox**

REDOX

REDUCCIÓN	OXIDACIÓN
Gana electrones	Pierde electrones
E.O. disminuye	E.O. aumenta
Es un agente oxidante	Es un agente reductor

**Nota:** se debe conocer la regla del E.O. de los principales elementos.

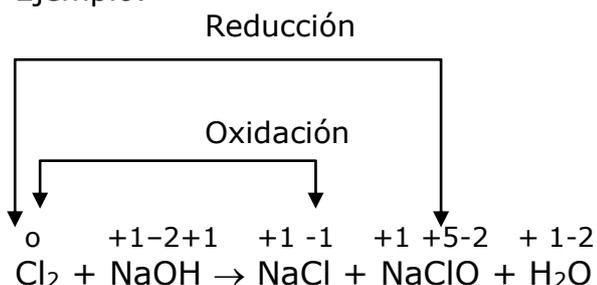
Por ejemplo:



**VII. REACCIONES DE DESPROPORCIÓN O DE DISMUTACIÓN**

Un tipo especial de reacción REDOX, se llama reacción de desproporción en donde un mismo elemento se oxida y se reduce a la vez.

Ejemplo:



**IGUALACIÓN O BALANCE DE ECUACIONES QUÍMICAS**

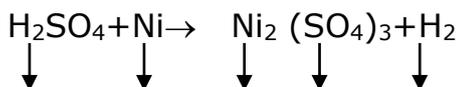
En toda Reacción Química el número de átomos para cada elemento en los reactantes debe ser igual a los productos, para ello se hace uso de diferentes métodos de Balanceo de acuerdo al tipo de reacción.

**I. MÉTODO DE TANTEO O SIMPLE INSPECCIÓN:**

Este método se utiliza para reacciones simples y se recomienda haciendo de acuerdo al siguiente orden:

1. Metal(es)
2. No Metal(es)
3. Hidrógeno y Oxígeno

Ejemplo:



Relación Molar	3	2	2	3	3
----------------	---	---	---	---	---

**II. MÉTODO DE COEFICIENTES INDETERMINADOS (ALGEBRAICO)**

1. Se le asigna coeficientes (a,b,...) a todas las sustancias que participan en la reacción.
2. Se efectúa un Balance de Atomo para cada elemento obteniéndose un sistema de ecuaciones algebraicas.
3. Se asume un número conveniente para la letra que más se repite generalmente la unidad.
4. Se resuelve el sistema de ecuaciones y los valores obtenidos se reemplazan en la ecuación original.
5. Si el coeficiente resulta fraccionario se multiplica por el m.c.m. del denominador.

Ejemplo:



Se forman ecuaciones algebraicas

$$\begin{aligned} \text{K} : 2a &= c \dots\dots\dots (1) \\ \text{Cr} : 2a &= d \dots\dots\dots (2) \\ \text{O} : 7a &= f \dots\dots\dots (3) \\ \text{H} : b &= 2f \dots\dots\dots (4) \\ \text{Cl} : b &= c + 3d + 2e \dots\dots (5) \end{aligned}$$

Y se determinan los valores de los coeficientes literales: a = 1 (repetida).

$$\begin{aligned} a &= 1 & d &= 2 \\ b &= 14 & e &= 3 \\ c &= 2 & f &= 7 \end{aligned}$$

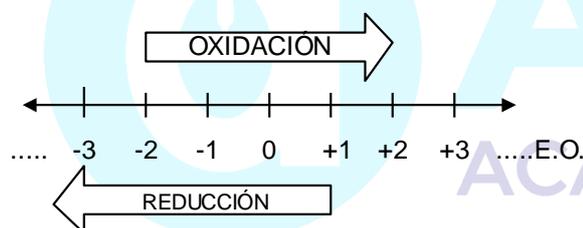
**III. MÉTODO REDOX**

Se aplica a ecuaciones donde existe Reducción y Oxidación.

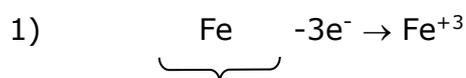
**Reglas (Procedimiento):**

1. Se asignan los valores de E.O. a los elementos en la ecuación.
2. Se identifican las especies que se oxidan y las que se reducen.
3. Balancear átomos y de electrones en cada semireacción, teniendo en cuenta el número de electrones ganados y perdidos, son iguales.
4. Se reemplazan los coeficientes en la ecuación original.
5. Se analiza la ecuación y si no se encuentra balanceada se produce por tanteo.

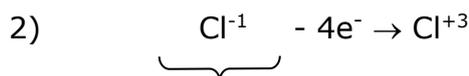
Ejemplo:



a) En la oxidación:  
Balancear:

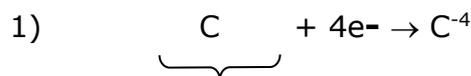


Ag. Reductor

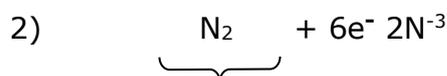


Ag. Reductor

b) En la Reducción:



Ag. Oxidante



Ag. Oxidante

Ejemplo: Ecuación Completa:

Balancear por Redox



Calcular:

$$E = \frac{\text{Coef. (Reductor)}}{\text{N}^\circ \text{ e transferidos}}$$

**IV. MÉTODO IÓN – ELECTRÓN**

En un caso de Balance Redox donde participan iones y moléculas y depende del medio.

**Forma Práctica:**

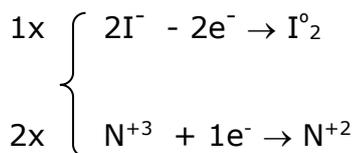
- En primer lugar escogemos el par de iones que se oxida y reduce, para formar las dos semireacciones.
- Luego analizamos el Balance de Masa, pero en éste Balance no considere el átomo de H y O.
- El H y O se balancean de acuerdo al medio donde se realizan.

**a) Medio Acido o Neutro:**

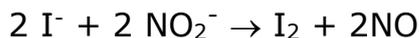
- 1) Balance de cargas iónicas
- 2) Balance los Iones  $\text{H}^+$
- 3) Balance con el  $\text{H}_2\text{O}$ , por exceso de "H"



**Resolución:**



Donde:



1º Balance de cargas iónicas:

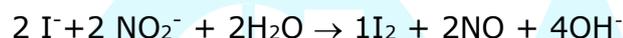
$$- 4 = 0$$

2º Balance con OH<sup>-</sup> : - 4 = 4OH<sup>-</sup>

$$-4 = -4$$

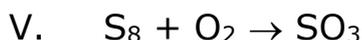
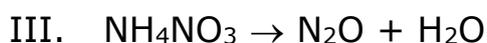
3º Balance con H<sub>2</sub>O : 2H<sub>2</sub>O = -

Finalmente:



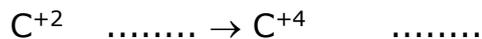
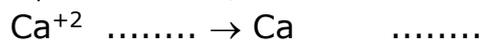
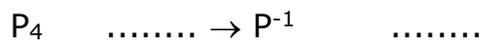
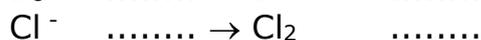
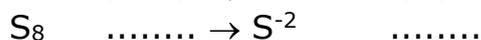
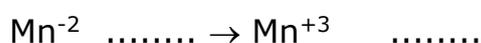
**Rpta. b.**

3. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones presenta la mayor de coeficiente?



Rpta. ....

4. Completar e indicar a que proceso corresponde:



5. Al balancear la ecuación:



Indicar, cuántas proposiciones no son correctas:

( ) El Cl<sub>2</sub> se oxida y reduce a la vez.

( ) El agente oxidante es el Cl<sub>2</sub>

( ) El coeficiente del NaOH es 2

( )  $Cl - 1e^- \rightarrow 2 Cl^-$

( ) La suma de coeficiente es 6.

Rpta.....

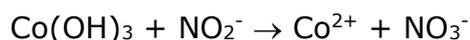
6. Balancear en medio ácido:



Hallar la suma de los coeficientes de los productos:

Rpta. ....

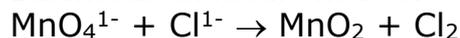
7. Balancear en medio básico



Hallar el coeficiente de los iones OH<sup>-</sup>:

Rpta. ....

8. Balancear en medio neutro:



¿Cuántas moles de H<sub>2</sub>O se forma?

Rpta. ....

# UNIDADES QUÍMICAS DE MASA

## COMPOSICIÓN CENTESIMAL

### FÓRMULAS EMPÍRICAS Y MOLECULARES

#### UNIDADES QUÍMICAS DE MASA

##### Definición:

Son las que se utilizan para expresar la cantidad de masa y volumen de las sustancias.

#### 1. Masa Atómica o Peso Atómico

El peso atómico es el peso promedio relativo y ponderado asignado a los átomos de un elemento y comparado con la doceava parte de la masa del isótopo carbono 12 a quien se le denomina unidad de masa atómica.

$$1\text{uma} = \frac{1}{12} \text{masaC} - 12$$

La suma tiene un equivalente expresado en gramos:

$$1\text{uma} = 1,66 \times 10^{-24}\text{g}$$

##### Nota:

Debemos diferenciar entre el peso atómico y el número de masa; éste último es como la suma de protones y neutrones.

#### 2. Determinación de la masa atómica promedio de un elemento (M.A.)

Es un promedio ponderado de las masas atómicas relativas de los isótopos de un elemento. La ponderación se hace con las abundancias naturales de los isótopos.

Isótopos	Abundancia
A <sub>1</sub> E -----	a%
A <sub>2</sub> E -----	b%
⋮	
A <sub>3</sub> E -----	n%

Luego:

$$M.A._{(E)} = \frac{A_1 a\% + A_2 b\% + \dots + A_n n\% +}{100}$$

#### 3. Masa atómica (M.A.) o peso atómico (P.A.)

Es la masa relativa de un elemento, se determina comparando su masa atómica absoluta con respecto a la unidad de masa atómica (U.M.A.) de acuerdo a esta definición la masa atómica no tiene unidades.

He aquí una relación de masas atómicas.

##### Pesos Atómicos Notables

Elem.	H	C	N	O	Na	Mg	Al	P	S
P.A.	1	12	14	16	23	24	27	31	32

Elem.	Cl	K	Ca	Cr	Mg	Fe	Cu	Zn	Br
P.A.	35,5	39	40	52	55	56	63,5	63,4	81

#### 4. Masa molecular relativa o peso molecular (M)

Representa la masa relativa promedio de una molécula de una sustancia covalente. Se determina sumando los pesos atómicos de los

elementos teniendo en cuenta el número de átomos de cada uno en la molécula.

Ejemplos:

$$1. \text{H}_2\text{O} \rightarrow \bar{M} = 2 \times \text{P.A. (H)} + 1 \times \text{P.A. (O)}$$

$$= 2 \times 1 + 1 \times 16 = 18 \text{ U.M.A.}$$

$$2. \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \bar{M} = 2 \times \text{P.A. (H)} + 1 \times \text{P.A. (S)} + 4 \times \text{P.A. (O)}$$

$$= 2 \times 1 + 1 \times 32 + 4 \times 16$$

$$= 98 \text{ U.M.A.}$$

Ahora calcularemos la masa molecular de las siguientes sustancias: oxígeno, cloruro de sodio, sulfito de aluminio y glucosa.

### 5. Concepto de MOL

Es la cantidad de sustancia que contiene tantas unidades estructurales (átomos; moléculas, iones, electrones, etc.) como átomos hay exactamente en 12 g (0,012 kg) de carbono <sup>12</sup>C. La cantidad de átomos en 12 g de <sup>12</sup>C es  $6,023 \cdot 10^{23}$  (llamado número de Avogrado NA)

$$1 \text{ mol} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ unidades} = \text{NA} \text{ unidades}$$

Así, tendríamos entonces:

$$1 \text{ mol (átomos)} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$1 \text{ mol (moléculas)} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$1 \text{ mol (electrones)} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ electrones}$$

### 6. Atomogram (at-g)

En el peso en gramos de un mol de átomos ( $6,023 \cdot 10^{23}$  átomos) de un elemento. Este peso es exactamente igual al peso atómico expresado en gramos.

$$1 \text{ at-g} = \text{M.A. (g)}$$

Ejemplo:

En el magnesio, M.A. (g) = 24 U.M.A.

$$1 \text{ at-g (mg)} = 24 \text{ g} \rightarrow 3,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de mg}$$

### 7. Mol-gramo o molécula gramo (mol-g)

Es el peso en gramos de un mol de moléculas ( $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas) de una sustancia química.

Se determina expresando el peso molecular en gramos.

$$1 \text{ mol-g} = \bar{M} \text{ (g)}$$

Ejemplo: En el agua

$$\bar{M}_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ U.M.A.}$$

$$1 \text{ mol-g (H}_2\text{O)} = 18 \text{ g}$$

$$= 18 \text{ g} \xrightarrow{\text{representa el peso de}} 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de agua}$$

### 8. Número de moles en una cierta muestra (n)

En los ejercicios aplicativos, haciendo uso de la regla de tres simple, se pueden deducir fórmulas para hallar el número de átomos gramos y número de mol-gramos.

Generalizando las fórmulas tenemos:

$$\#at-g \leftrightarrow n_{(\text{átomos})} = \frac{m}{M.A.} = \frac{N^{\circ} \text{ átomos}}{NA}$$

$$\#mol-g \leftrightarrow n_{(\text{molécula})} = \frac{m}{\bar{M}} = \frac{N^{\circ} \text{ moléc}}{NA}$$

Donde:

$m \rightarrow$  es la masa de la muestra en g.  
M.A. y  $\bar{M}$  se expresan en g/mol

### 9. Volumen molar ( $V_m$ )

Es el volumen ocupado por un mol de cualquier gas a determinadas condiciones de presión y temperatura. En condiciones de presión y temperatura. En condiciones normales (CN). Es decir, si la presión es 1 atm (103,3 kPa) y la temperatura es 0 °C (273 k), el volumen molar es 22,4ℓ independiente de la naturaleza del gas.

$$1 \text{ mol-g de gas} \xrightarrow{\text{C.N.}} 22,4 \ell$$

Ejemplo:

Considerando C.N.

$$1 \text{ mol-g } (H_2) = 22,4 \ell = 2g \text{ de } H_2$$

$$= 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

Es importante recordar la siguiente relación:

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

Donde:

$V \rightarrow$  Es el volumen que ocupa el gas (ℓ)

$V_m \rightarrow 22,4 \ell / \text{mol}$

**Nota:**

La expresión anterior se puede igualar con las del ÍTEM número 8.

### COMPOSICIÓN CENTESIMAL (C.C.) DE UN COMPUESTO

Es el porcentaje en peso o masa de cada uno de los elementos que constituyen el compuesto. Se halla en la práctica mediante técnicas de análisis cuantitativo y en forma teórica a partir de la fórmula del compuesto.

#### Determinación de c.c. a partir de la fórmula de un compuesto

Ilustremos el método con dos ejercicios.

#### Ejercicio 1

Hallar la composición centesimal del  $H_2O$ .  
P.A.: O = 16 u.m.a., H = 1 u.m.a.

#### Resolución:

$$\bar{M}_{H_2O} = 2 \times 1 + 1 \times 16 =$$

$$\begin{array}{ccc} \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ 2 \text{ u.m.a.} & + 16 \text{ u.m.a.} & = 18 \text{ u.m.a.} \\ H & O & H_2O \end{array}$$

$$\% W_O = \frac{W_T}{W_{H_2O}} \times 100 = \frac{16 \text{ u.m.a.}}{18 \text{ u.m.a.}} \times 100 = 88,89\%$$

$$\% W_H = \frac{W_T}{W_{H_2O}} \times 100 = \frac{2 \text{ u.m.a.}}{18 \text{ u.m.a.}} \times 100 = 11,11\%$$

∴ C.C. del H<sub>2</sub>O es: H = 11,11% y  
O = 88,89%

## FÓRMULAS QUÍMICAS

En el análisis de un compuesto, lo primero que establece el químico experimentador es la fórmula empírica, y posteriormente establece la fórmula molecular (sólo si el compuesto es covalente, por lo tanto existe molécula), luego de hallar previamente el peso molecular del compuesto mediante métodos adecuados.

¿Qué es fórmula empírica o fórmula mínima? ¿qué es fórmula molecular? ¿qué relación hay entre dichas fórmulas? Veamos:

### Fórmula Empírica (F.E.)

Llamada también fórmula mínima, es aquella que indica la relación entera más simple (relación aparente) entre los átomos de los elementos en una unidad fórmula de un compuesto. Se puede establecer conociendo su composición centésima (C.C.) o conociendo experimentalmente el peso de cada uno de los elementos en el compuesto. Los compuestos iónicos se representan únicamente mediante la fórmula mínima o empírica.

### Ejemplos:

CaCl<sub>2</sub>, NaCl, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Al(NO<sub>3</sub>), Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, CaCO<sub>3</sub>, CuSO<sub>4</sub>, 5H<sub>2</sub>O, etc.

### Fórmula molecular (F.M.)

Es aquella fórmula que indica la relación entera real o verdadera entre los átomos de los elementos que forman la molécula. Se emplea para representar a los compuestos covalentes.

Se establece conociendo primero la fórmula empírica y luego el peso molecular del compuesto. Veamos algunos ejemplos comparativos entre dichas fórmulas para establecer una relación.

Compuesto	Fórmula molecular	K	Fórmula empírica
Benceno	C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	6	CH
Ácido acético	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> O <sub>2</sub>	2	CH <sub>2</sub> O
Propileno	C <sub>3</sub> H <sub>6</sub>	3	CH <sub>2</sub>
Peróxido de hidrógeno	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	2	HO
Ácido oxálico	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	2	CHO <sub>2</sub>

### ¿Qué relación observamos?

La F.M. es un múltiplo entero (K) de la F.E.:

$$F.M. = K F.E.$$

Por lo tanto, el peso molecular real también debe ser múltiplo entero del peso molecular de la fórmula empírica.

$$\Rightarrow \boxed{\bar{M}_{F.M.} = K \bar{M}_{F.E.}} \quad \therefore K = \frac{\bar{M}_{F.M.}}{\bar{M}_{F.E.}}$$

Donde:  $K = 1, 2, 3, 4, \dots$

$$\text{Si } K = 1 \quad \Rightarrow \quad \boxed{F.M. = F.E.}$$

### Ejemplos:

$H_2O$ ,  $NH_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $C_{12}H_{22}O_{11}$ ,  $H_3PO_4$ , etc.  
Cada una de estas fórmulas representan al mismo tiempo F.E. y F.M.; es F.E. porque muestra la mínima relación entera de átomos y es F.M. porque representa la fórmula verdadera del compuesto covalente.

### Regla práctica para establecer la fórmula empírica a partir de la composición centesimal de un compuesto

Ilustremos el procedimiento con un ejemplo: Un cierto óxido de manganeso contiene 28% en masa de oxígeno. ¿Cuál es la fórmula empírica de dicho óxido?

P.A.(u.m.a.): Mn = 55, O = 16

### Resolución:

El % en masa de Mn =  $100 - 28 = 72\%$

72% ←      → 28%

Sea la F.E. =  $Mn_x O_y$

### Paso 1:

Se toma como muestra 100 g de compuesto.

### Paso 2:

Con el % en masa o peso dados, se halla el peso de cada elemento:

$$W_{Mn} = \frac{72}{100} \times 100g = 72g$$

$$W_O = \frac{28}{100} \times 100g = 28g$$

### Paso 3:

Se hallan los subíndices (x, y) que representan el número de moles de cada elemento en la fórmula.

$$n_{Mn} = x = \frac{W_{Mn}}{P.A.(Mn)} = \frac{72}{55} = 1,309$$

$$n_O = y = \frac{W_O}{P.A.(O)} = \frac{28}{16} = 1,75$$

### Paso 4:

Si los números de átomos gramos (x e y) resultan fraccionarios, se dividen entre el menor de ellos, así:

$$x = \frac{1,309}{1,309} = 1 \quad ; \quad y = \frac{1,75}{1,309} = 1,336$$

Si persiste el número fraccionario y no es posible redondear a números enteros (con error máximo de  $\pm 0,1$ ), se procede al siguiente paso.

**Paso 5:**

Se debe multiplicar por un mínimo entero (2, 3, 4, ...) a todos ellos y luego se redondea a enteros con error máximo indicado anteriormente.

$$x = 1 \times \textcircled{3} = 3$$

$$y = 1,336 \times \textcircled{3} = 4,008 = 4$$

(error 0,008 << 0,1)

$$\therefore \text{F.E.} = \text{Mn}_3\text{O}_4$$

Ilustremos con otro ejemplo, el procedimiento para establecer la fórmula molecular.

Un cierto hidrocarburo (compuesto formado sólo por carbono e hidrógeno) tiene como composición en masa:

$$\text{C} = 85,8 \% \text{ y } \text{H} = 14,2 \%$$

Además se sabe que una molécula de este compuesto pesa  $2,1 \times 10^{-22}\text{g}$ . Se pide establecer la fórmula molecular del hidrocarburo.

$$\text{P.A. (u.m.a.): } \text{C} = 12, \text{ H} = 1$$

**Resolución:**

$$85,8 \% \quad \leftarrow \quad \rightarrow \quad 14,2 \%$$

a) Sea la F.E. =  $\text{C}_x \text{H}_y$

$$x = \frac{W_{\text{C}}}{\text{P.A. (C)}} = \frac{85,8}{12} = 7,15 / 7,15 = 1$$

$$y = \frac{W_{\text{H}}}{\text{P.A. (H)}} = \frac{14,2}{1} = 14,2 / 7,15 = 1,98$$

$$= 2 \text{ (el error } 0,02 < 0,1)$$

$$\therefore \text{F.E.} = \text{CH}_2 \quad (\overline{M}_{\text{F.E.}} = 14)$$

**Observación:**

Como usted puede apreciar en el solucionario de este ejemplo, se puede simplificar los pasos para establecer la F.E., en este caso he omitido los pasos 1 y 2, puesto que % en peso coincide numéricamente con el peso del elemento.

b) Establezcamos ahora el peso molecular del compuesto con el dato adicional que tenemos:

$$W_{\text{1molécul}} = \frac{\overline{M}_{\text{g}}}{N_{\text{A}}}$$

$$\overline{M} = 2,1 \times 10^{-22} \times 6,022 \times 10^{23}$$

$$= 126,46$$

c) Calculemos el número "K"

$$K = \frac{\overline{M}_{\text{F.M.}}}{\overline{M}_{\text{F.E.}}} = \frac{126,46}{14} = 9,033 \approx 9$$

d) F.M. =  $K \times \text{F.E.}$   $\rightarrow$  F.M. =  $9 \times \text{CH}_2$   
 $\therefore$  F.M. =  $\text{C}_9\text{H}_{18}$

**PROBLEMAS RESUELTOS Y  
PROPUESTOS**

**UNIDADES QUÍMICAS DE MASA**

1. El peso atómico del hierro es 55,6 u.m.a. y posee dos isótopos: Fe-54 y Fe-56. ¿Cuál es el porcentaje de abundancia del isótopo más pesado?

**Resolución:**

Como se proporcionan datos referentes a las isotópicas, utilizaremos:  $a_1$  y  $a_2$ .

El más pesado, es el de mayor número de masa.

Sea:

$$a_1 = x \quad \rightarrow \quad a_2 = 100 - x$$

$$M.A._{Fe} = \frac{A_1 \times a_1 + A_2 \times a_2}{100}$$

$$55,85 = \frac{54 \times x + 56 \times (100 - x)}{100}$$

$$55,85 = 54x + 5600 - 56x$$

$$x = 7,5 \%$$

Por lo tanto:  $a_2 = 92,5 \%$

1. Se tiene en un vaso, 360 ml de agua pura. Calcular en dicha muestra:

- I. Moles de  $H_2O$
- II. Número de moléculas de  $H_2O$
- III. Número de átomos totales

**Resolución:**

Para el volumen de 360 ml de agua, su masa es 360 g.

Luego:

$$\text{Su } \bar{M}_{H_2O} = 18 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{I. } n_{H_2O} = \frac{m}{M.A.} = \frac{360g}{18g/mol} = 20 \text{ moles}$$

$$\text{II. } 1 \text{ mol}(H_2O) \xrightarrow{\text{contiene}} N_A \text{ moléculas}$$

Isótopo	A	% abund.
Fe-59	54	$a_1$
Fe-56	56	$\frac{a_2}{100}$

$$20 \text{ moles}(H_2O) \xrightarrow{\text{contiene}} X$$

$$\Rightarrow \boxed{X = 20 N_A \text{ moléculas}}$$

$$\text{III. } 1 \text{ moléculade } H_2O \xrightarrow{\text{contiene}} 3 \text{ átomos}$$

$$20 N_A \text{ moléculade } H_2O \xrightarrow{\text{contiene}} Y$$

$$\boxed{Y = 60 N_A \text{ átomos}}$$

2. ¿Cuántos litros de  $O_2$  en C.N. se podrán obtener a partir de 250 g de ácido orto sulfuroso?

P.A.: S = 32, O = 16, H = 1

Rpta. ....

3. Hallar la fórmula empírica de un oxisal que contiene 26,53 % de K, 35,37 % de Cr.

P.A.: K = 39, Cr = 52, O = 16

Rpta. ....

4. La fórmula más simple de una sustancia es  $CH_2$ .  
¿Cuál es su F.M., si una molécula de dicha sustancia pesa  $6,973 \cdot 10^{23}g$ ?

Rpta. ....

5. En 6,84 kg de sacarosa  $C_{12}H_{22}O_{11}$

- a) ¿Cuántos at-g hay?  
b) ¿Cuántos átomos hay en total?

(P.A. C = 12 H = 1 O = 16)

Rpta. a) ....

b) ....

6. Un compuesto orgánico ternario, formado por C, H y O, cuya masa es de 40g, se somete a una combustión completa y se obtuvo así 39,08 g de  $CO_2$  y 7,92 g de  $H_2O$ . Con un Gasómetro se determinó su masa molecular de 90g/mol. Hallar la F.M. del compuesto.

(P.A. C = 12 H = 1 O = 16)

Rpta. ....

# ESTADO GASEOSO - LEYES

## MEZCLAS - GASES HÚMEDOS

### TEORÍA CINÉTICO MOLECULAR (T.C.M.)

- Los gases están compuestos por partículas pequeñísimas llamadas "Moléculas" de forma esférica y de diámetro despreciable en comparación con las distancias que lo separan.
- El movimiento de estas moléculas es desordenado, es decir no tienen dirección preferencial.
- En su movimiento chocan entre sí y con las paredes del recipiente que lo contienen y estos choques serán completamente elásticos. Es decir; se conserva la cantidad de movimiento y no hay deformación.
- La energía cinética promedio de las moléculas es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas.

### ECUACIÓN DE BOLZTMANN:

$$\bar{E}_c = \frac{3}{2} k.T.$$

Donde:

$\bar{E}_c$  = Energía Cinética Promedio  
 k = Constante de Boltzmann ( $k = R/N_A$ )  
 T = Temperatura Absoluta  
 R = Constante Universal de los gases  
 $N_A$  = Número de Avogadro

De acuerdo a ésta teoría se cumple las siguientes relaciones:

$$PV = \frac{2}{3} \bar{E}_c$$

Donde:

P = Presión

V = Volumen

$\bar{E}_c$  = Energía Cinética Promedio

$$\bar{E}_c = \frac{1}{2} m \cdot \bar{V}^2$$

Donde:

m = masa

$\bar{V}$  = Velocidad Promedio

Reemplazando se obtiene:

$$PV = \frac{2}{3} \cdot \frac{1}{2} m \cdot \bar{V}^2 \Rightarrow PV = \frac{m \cdot \bar{V}^2}{3}$$

Para "N" moléculas:

$$PV = N \frac{m \cdot \bar{V}^2}{3}$$

### VARIABLES DE ESTADO:

Según la Termodinámica un sistema gaseoso está gobernado por tres parámetros o variables: Presión, Volumen y Temperatura.

#### 1. Presión (P):

Está dado por un conjunto de choques moleculares contra las paredes del recipiente del gas.

##### 1.1 Presión Absoluta (P)

$$P = P_{atm} + P_{man}$$

$P_{atm}$  = Presión atmosférica

$P_{man}$  = Presión manométrica

**1.2 Presión Manométrica ( $P_{\text{man}}$ )**

Presión Relativa del gas.

$$P_{\text{man}} = \rho \cdot g \cdot h$$

 $\rho$  = Densidad $g$  = Gravedad $h$  = altura**1.3 Presión Atmosférica ( $P_{\text{atm}}$ ):**

Es la fuerza que ejerce la masa del aire sobre cada unidad de área de la corteza terrestre.

 $P_{\text{atm}} = 1_{\text{atm}} = 760 \text{ mmHg}$  al nivel del mar**2. Volumen (V)**

Capacidad del gas en el recipiente que lo contiene.

**3. Temperatura (T)**

Mide la intensidad de la energía cinética promedio de una sustancia. Se mide en escala absoluta de Kelvin (K)

**Condiciones Normales (C.N. ó T.P.N.)**

Se dice "Condiciones Normales" o "Temperatura y Presión Normal" cuando:

 $P = 1 \text{ Atm} = 760 \text{ Torr} = 760 \text{ mmHg}$  y $T = 0 \text{ }^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$ **Volumen Molar ( $V_m$ )**

Es el volumen ocupado por una mol de un gas a determinadas condiciones de presión y temperatura. A condiciones normales (C.N. o T.P.N.) una mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22,4 l.

$$V_m \text{ a C.N.} = 22,4 \text{ l/mol}$$

**GASES IDEALES**

Son aquellos gases imaginarios que cumple exactamente con los postulados de la "Teoría Cinético Molecular".

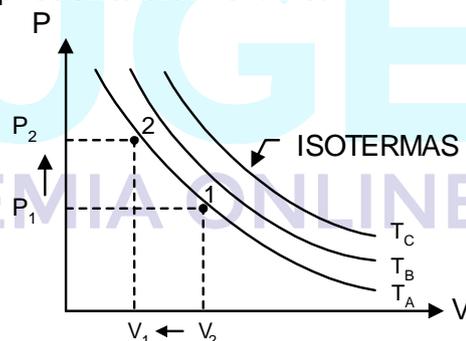
**LEYES DE LOS GASES IDEALES****1. LEY DE BOYLE - MARIOTE**  
(Proceso Isotérmico)

"A temperatura constante el volumen de una misma masa gaseosa varía en forma inversamente proporcional a la presión".

Donde:  $V \propto \frac{1}{P} \therefore PV = K$ Finalmente:  $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$ 

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}$$

Donde:

**Representación Gráfica:**Del gráfico: Las temperaturas  $T_A$ ,  $T_B$  y  $T_C$  son diferentesLuego:  $T_C > T_B > T_A$  $\therefore \uparrow P \downarrow V \quad \text{ó} \quad \downarrow P \uparrow V$ **Densidades a  $T = \text{constante}$   
(con relación a las presiones)**

$$\frac{\delta_2}{\delta_1} = \frac{P_2}{P_1}$$

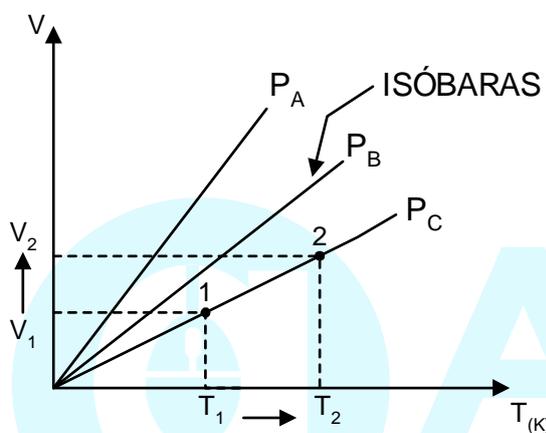
 $\delta$  = Densidad $P$  = Presión**2. LEY DE CHARLES** (Proceso Isobárico)

"A presión constante, el volumen de una masa de gas varía directamente con la temperatura absoluta".

Donde:  $\frac{V}{T} = K$

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

**Representación Gráfica:**



Del Gráfico: Las presiones  $P_A \neq P_B \neq P_C$   
Luego  $P_C > P_B > P_A$

$\therefore T \uparrow \quad V \uparrow \quad \text{ó} \quad T \downarrow \quad V \downarrow$

**Densidades a P = Constante (con relación a las temperaturas)**

$\frac{\delta_2}{\delta_1} = \frac{T_1}{T_2}$

**3. LEY DE GAY – LUSSAC (Proceso Isócoro)**

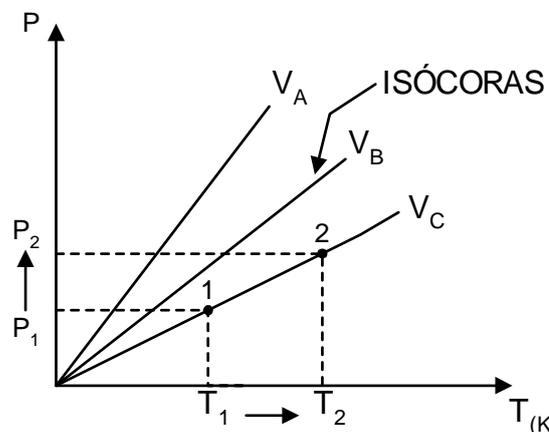
"A Volumen constante, la presión de una masa de gas varía directamente con la temperatura absoluta"

Donde:  $\frac{P}{T} = K$

Luego:

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

**Representación Gráfica:**



Del gráfico: los volúmenes  $V_A, V_B$  y  $V_C$  son diferentes

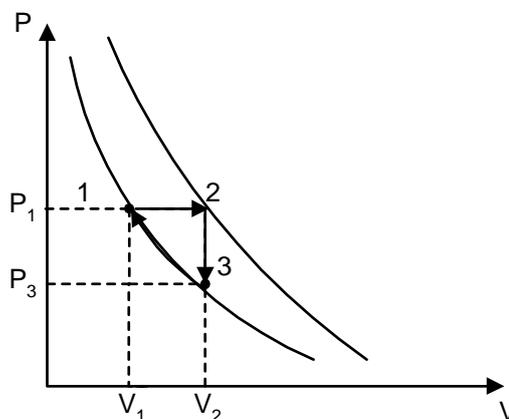
$\therefore T \uparrow \quad P \uparrow \quad \text{ó} \quad T \downarrow \quad P \downarrow$

**LEY GENERAL DE LOS GASES IDEALES**

"El volumen de un gas varía directamente con la temperatura absoluta e inversamente con la presión"

$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \frac{P_3 V_3}{T_3}$

Gráfico:



**DENSIDAD DE LOS GASES (CON RELACIÓN A SU PRESIÓN Y TEMPERATURA)**

MASA = CONSTANTE

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

$\delta$  = Densidad     $P$  = Presión  
 $T$  = Temperatura

**UNIDADES DE PRESIÓN A C.N. O S.T.P.**

$P = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr} = 1033 \text{ g/cm}^2 = 14,7 \text{ psi} = 14,7 \text{ Lb/pulg}^2$

$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa} = 101,325 \text{ kPa}$   
 $1 \text{ Pa} = \text{N} \cdot \text{m}^{-2}$

$T = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K} = 32^\circ\text{F} = 492 \text{ R}$

**ECUACIÓN UNIVERSAL DE LOS GASES**

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

Donde:

$P$  = Presión absoluta: Atm, torr.

$V$  = volumen: litro ( $\ell$ ), mL

$n$  = número de moles : mol

$R$  = constante universal de los gases

$$= 0,082 \frac{\text{Atm} \times \ell}{\text{mol} \times \text{K}} = 62,4 \frac{\text{mmHg} \times \ell}{\text{mol} \times \text{K}}$$

$T$  = Temperatura absoluta: K, R

También:

$$P \cdot \bar{M} = \delta \cdot R \cdot T$$

$\delta$  = Densidad     $\bar{M}$  = Peso Molecular

**Observación:**

La densidad de un gas a C.N. se determina:

$$\rho_G = \frac{\bar{M}_G \text{ g/mol}}{22,4 \ell/\text{mol}}$$

**MEZCLA DE GASES**

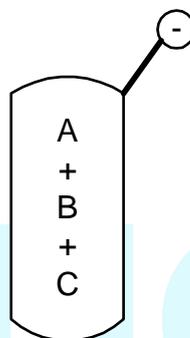
"Es una solución homogénea de dos o más gases, donde cada uno conserva sus características".

**LEY DE LAS PRESIONES PARCIALES O DE DALTON**

La presión total es igual a la suma de las presiones parciales.

Mezcla Gaseosa = GasA + GasB + GasC

Entonces:  $P_T = P_A + P_B + P_C$



$P_T$  = Presión total

$P_A, P_B, P_C$  = Presión parcial de A, B y C respectivamente.

**Fracción Molar ( $f_m$ ):** Relación entre los moles de un gas y el total de moles de la mezcla.

$$f_{mA} = \frac{n_A}{n_t}$$

$f_{mA}$  = fracción molar de A

$n_A$  = moles de A

$n_t$  = moles totales

Propiedad de la fracción molar:

$$\sum f_{mi} = 1$$

$$f_{m1} + f_{m2} + \dots + f_{mn} = 1$$

Y la presión parcial:

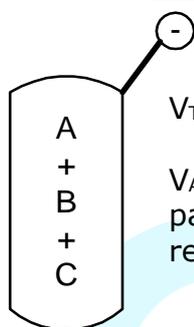
$$P_A = f_{m_A} \cdot P_T$$

### LEY DE LOS VOLUMENES PARCIALES O DE AMAGAT

El volumen total es igual a la suma de los volúmenes parciales de los componentes.

Mezcla Gaseosa = GasA + GasB + GasC

Entonces:  $V_T = V_A + V_B + V_C$



$V_T =$  Volumen total

$V_A, V_B, V_C =$  Volúmenes parciales de A, B y C respectivamente.

Y el volumen parcial en función de  $f_m$ :

$$V_A = f_{m_A} \cdot V_T$$

### PESO MOLECULAR PROMEDIO

$$\bar{M} = f_{m_A} \cdot \bar{M}_A + f_{m_B} \cdot \bar{M}_B + f_{m_C} \cdot \bar{M}_C$$

$\bar{M} =$  Peso molecular de la mezcla

$f_m =$  fracción molar

### DIFUSIÓN GASEOSA

Es el fenómeno que estudia la velocidad de difusión de un gas o de una mezcla gaseosa a través de un orificio.

#### Ley de Graham

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

$r_1$  y  $r_2 =$  velocidad de los gases 1 y 2  
 $d_1$  y  $d_2 =$  Densidad de los gases

$M_1$  y  $M_2 =$  pesos moleculares de los gases

### Humedad Relativa ( $H_R$ )

Es el porcentaje de saturación del vapor de agua en un determinado ambiente.

$$H_R = \frac{P_{vH_2O}}{P_{vH_2O}^{\circ C}} \times 100$$

$H_R =$  Humedad relativa

$P_{vH_2O} =$  presión de vapor de agua

$P_{vH_2O}^{\circ C} =$  Presión de saturación de vapor de agua a una determinada temperatura.

### GASES RECOGIDOS SOBRE AGUA:

$$P.G.H. = P.G.S. + P_v H_2O$$

P.G.H = Presión de gas húmedo

P.G.S. = Presión de gas seco

$P_v H_2O =$  Presión de vapor de agua.

$$P_{VAPOR DE H_2O} = \frac{H_R}{100} \times P_{V_{H_2O}^{\circ C}}$$

Donde:

$H_R =$  Humedad relativa

$P_{V_{H_2O}^{\circ C}} =$  Presión de saturación de agua.

**PROBLEMAS RESUELTOS  
Y PROPUESTOS**

1. La Ley de Boyle – Mariotte es un proceso ..... mientras que la ley de Gay Lussac es un proceso .....
- a) Isobárico – Isocórico  
b) Isotérmico – Isocórico  
c) Isobárico – Isocórico  
d) Isocórico – Isotérmico  
e) Isotérmico – Isobárico

**Resolución:**

Según la teoría de gases ideales la Ley de Boyle – Mariotte es un "Proceso Isotérmico" y la Ley de Gay Lussac es un "Proceso Isocórico".

**Rpta. b**

2. Cierta gas se encuentra a la presión de 5 atmósferas. ¿Hasta qué presión debe comprimirse, manteniendo constante la temperatura, para producir su volumen a la mitad?
- a) 1 atm.    b) 1,5 atm  
c) 5 atm    d) 2 atm  
e) 10 atm

**Resolución:**

Datos:

Condiciones Iniciales	Condiciones Finales:
$P_1 = 5 \text{ atm}$	$P_2 = x$
$T_1 = T$	$T_2 = T$
$V_1 = V$	$V_2 = V/2$

Como es un proceso isotérmico  
 $T = \text{constante}$

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}$$

Reemplazando

$$\frac{V}{V/2} = \frac{P_2}{5 \text{ atm}}$$

$$P_2 = 2 \times 5 =$$

$$10 \text{ atm}$$

**Rpta. e**

3. Un sistema gaseoso se encuentra a una temperatura de 27°C, si su volumen aumenta un 50% y su presión disminuye en 20%. Determinar su temperatura final.
- a) 480 k    b) 360 k    c) 400 k  
d) 500 k    e) 200 k

**Resolución**

Datos:

Cond. (1):                      Cond. (2):

$$T_1 = 27^\circ \text{ C}$$

$$T_2 = X$$

$$T_1 = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

$$V_1 = V$$

$$V_2 = V +$$

$$0,5 V$$

$$V_2 = 1,5V$$

$$P_1 = P$$

$$P_2 = P - 0,2 P$$

$$P_2 = 0,8 P$$

Aplicamos:

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

Reemplazamos datos:

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

$$T_2 = \frac{0,8P \times 1,5V \times 300K}{P \times V}$$

$$T_2 = 360K$$

**Rpta. b**

4. Se tiene una mezcla gaseosa conformada por  $6,023 \times 10^{24}$  moléculas de metano ( $\text{CH}_4$ ); 448 litros de Etano ( $\text{C}_2\text{H}_6$ ) a C.N. y 440 g de Propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ). Si la presión de la mezcla es 12. Determinar la presión parcial del propano en atmósferas.  
(P.A. C = 12 H = 1)  
a) 3 atm    b) 2 atm  
c) 6 atm    d) 4 atm  
e) 8 atm

**Resolución:**

Para mezcla de gases:

$$\eta_{\text{CH}_4} = \frac{6,023 \times 10^{24} \text{ moléculas}}{6,023 \times 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}}}$$

$$\eta_{\text{CH}_4} = 10 \text{ moles}$$

$$\eta_{\text{C}_2\text{H}_6} = \frac{448\ell}{22,4\ell/\text{mol}} = 20 \text{ moles}$$

$$\eta_{\text{C}_3\text{H}_8} = \frac{440\text{g}}{44\text{g}/\text{mol}} = 10 \text{ moles}$$

$$\overline{M}_{\text{C}_3\text{H}_8} = 44\text{g}/\text{mol}$$

Luego:

$$\eta_{\text{mezcla}} = \eta_{\text{CH}_4} + \eta_{\text{C}_2\text{H}_6} + \eta_{\text{C}_3\text{H}_8}$$

$$\eta_{\text{mezcla}} = 10 + 20 + 10 = 40 \text{ moles}$$

Fracción molar = fm

$$f_m = \frac{\eta_{\text{C}_3\text{H}_8}}{\eta_t} = \frac{10}{40} = \frac{1}{4}$$

Finalmente:

$$P_{\text{C}_3\text{H}_8} = f_{m_{\text{C}_3\text{H}_8}} \times P_T$$

$$P_{\text{C}_3\text{H}_8} = \frac{1}{4} \times 12 \text{ atm} = 3 \text{ atm}$$

$$P_{\text{C}_3\text{H}_8} = 3 \text{ atm}$$

**Rpta. a**

5. si la densidad de un gas es 4,47 g/L a condiciones normales. Hallar su peso molecular.  
a) 100                                    b) 200  
c) 22,4                                    d) 44,8  
e) 11,2
6. Qué volumen ocuparán 4 g de hidrógeno gaseoso a condiciones normales de presión y temperatura  
a) 5,6 L    b) 1,12 L  
c) 5,9 L    d) 22,4 L  
e) 44,8 L
7. Qué presión en atmósferas ejerce una mezcla formada por 48 g de oxígeno gaseoso con 8 g de helio contenidos en un recipiente de 70 L a 225 °C?  
a) 2,9    b) 2,0    c) 2,5  
d) 3,5    e) 2,7
8. Determinar el peso molecular de una mezcla de  $\text{SO}_2$ ,  $\text{CO}_2$  y  $\text{NH}_3$  que están en una relación molar de 1, 3 y 4 respectivamente.  
a) 28,96    b) 32,42  
c) 30,15    d) 27  
e) 20,96

9. Qué volumen en litros ocuparán 300 g de oxígeno cuando se les recoge sobre agua a la temperatura de 20 °C y a 735 torr de presión  
 $P_{\text{H}_2\text{O}} = 17,5 \text{ torr a } 20 \text{ °C}$   
a) 198      b) 239      c) 389  
d) 347      e) 489

10. Qué tiempo se demora en difundirse 1 mL de  $\text{O}_2$ , si 1 mL se demora 4 s, a las mismas condiciones de presión y temperatura?  
a) 4 s      b) 8 s  
c) 12 s      d) 16 s  
e) 10 s



# SOLUCIONES - UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

## ESTADO LÍQUIDO - ESTADO SÓLIDO

### SOLUCIONES

Son mezclas o dispersiones homogéneas entre sólidos, líquidos y gases.

Una solución está compuesta por dos componentes, las cuales son: "SOLUTO" y "SOLVENTE".

Ejemplo: Na Cl

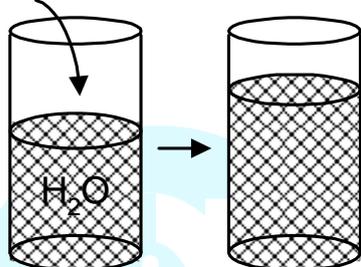


Fig. 1

Fig. 2

NaCl: soluto (Sto)      NaCl + H<sub>2</sub>O  
H<sub>2</sub>O: solvente (Ste)    Solución de Na Cl)  
   Solución (Sol).

**Soluto:** Es el que se disuelve e interviene en menor cantidad, pudiendo ser sólido, líquido y gaseoso.

**Solvente:** Es el que disuelve al soluto e interviene en mayor cantidad pudiendo ser sólido, líquido y gaseoso.

### CLASES DE SOLUCIONES

#### I. DE ACUERDO AL ESTADO FÍSICO

Las soluciones pueden ser:

Sólidas, líquidas y gaseosas, cabe señalar que el estado de la solución, no está determinado por el estado de sus componentes, sino por el solvente.

Ejemplo:

Sol Gaseosa	Aire
Sol Líquida	Alcohol 70 °
Sol Sólida	Acero

#### II. DE ACUERDO A LA CONCENTRACIÓN DEL SOLUTO

##### 2.1 Físicas

##### a. Soluciones Diluidas

Que contiene poco soluto en relación a la cantidad del solvente.

Ejemplo:

0,4 g de NaOH en 100 mL de H<sub>2</sub>O

##### b. Soluciones Concentradas

Que contiene mucho soluto con relación a la cantidad del solvente.

Ejemplo:

Acido sulfúrico al 98 % en peso.

##### c. Soluciones Saturadas

Es la que contiene disuelta la máxima cantidad posible de soluto a una temperatura dada.

Ejemplo:

5 g de azúcar en 100 mL de H<sub>2</sub>O

##### d. Soluciones sobresaturadas

Es aquella que contiene disuelto un peso mayor que el indicado por su solubilidad a una temperatura dada, constituyen un sistema inestable.

Ejemplo:

50 g de azúcar en 250 mL de H<sub>2</sub>O (Jarabe)

## 2.2 Químicas

### a. Soluciones Ácidas:

Son aquellas que presentan mayor proporción de Iones "H<sup>+</sup>" que los iones "OH<sup>-</sup>"

Ejemplo:

Solución acuosa de HCl

### b. Soluciones Básicas:

Son aquellas que presentan mayor proporción de iones "OH<sup>-</sup>" que los iones "H<sup>+</sup>"

Ejemplo:

Solución acuosa de NaOH

### c. Soluciones Neutras:

Son aquellas que presentan las mismas proporciones de los iones "H<sup>+</sup>" y "OH<sup>-</sup>"

Ejemplo:

Solución acuosa de NaCl

## SOLUBILIDAD (S)

Es la cantidad máxima del soluto que se solubiliza en 100 g de solvente a una temperatura dada:

$$S = \frac{\text{masa (Solute)}}{100\text{g H}_2\text{O}}$$

## SOLUCIONES VALORADAS

Son aquellas soluciones de concentración conocida.

## CONCENTRACIÓN

Es la cantidad de soluto disuelto por unidad de masa o volumen de solución. La concentración de una solución valorada se puede expresar en:

## A. UNIDADES FÍSICAS DE CONCENTRACIÓN

### A.1 Porcentaje en masa (%M)

$$\%M_{\text{sto}} = \frac{M_{\text{sto}}}{M_{\text{sol}}} \times 100$$

M<sub>soluto</sub> : masa del soluto

M<sub>solución</sub>: masa de la solución

%M<sub>sto</sub> = Porcentaje en masa del soluto

### A.2 Porcentaje en Volumen

$$\%V_{\text{sto}} = \frac{V_{\text{sto}}}{V_{\text{sol}}} \times 100$$

%V<sub>sto</sub> = porcentaje en volumen del soluto

V<sub>sto</sub> = volumen del soluto

V<sub>sol</sub> = volumen de la solución.

### A.3 Masa del Solute en Volumen de Solución

$$C = \frac{M_{\text{sto}}}{V_{\text{sol}}}$$

C = concentración de la solución (g/ml, g/l, mg/l, etc.)

M<sub>sto</sub>: masa del soluto

V<sub>sol</sub>: volumen de la solución

Cuando la expresión se expresa en mg/l se denomina como "Partes por millón" (p.p.m.).

$$1 \text{ p.p.m.} = \frac{1 \text{ miligramo(solute)}}{1 \text{ litro(solución)}}$$

## B. UNIDADES QUÍMICAS DE CONCENTRACIÓN

### B.1 Molaridad (M)

Es el número de moles del soluto disuelto en un litro de solución.

$$M = \frac{n_{\text{sto}}}{V_{\text{sol}}(\text{L})} = \frac{m_{\text{sto}}(\text{g})}{M_{\text{sto}}V_{\text{sol}}(\text{L})}$$

M = molaridad (mol/l)

n<sub>sto</sub> = Número de moles del soluto

V<sub>sol</sub> = Volumen de la solución en litros.

m<sub>sto</sub> = masa del soluto en gramos

$\overline{M}_{sto}$  = masa molar del soluto

### B.2 Normalidad (N)

Es el número de equivalentes de soluto disuelto en un litro de solución.

$$N = \frac{N^{\circ} \text{Eq-g}_{sto}}{V_{sol} (L)} = \frac{m_{sto}}{P.E._{sto} \times V_{sol} (L)}$$

$N^{\circ} \text{Eq-g}_{sto}$  = número de equivalente gramos del soluto

$V_{sol}$  = volumen de la solución en litros

$m_{sto}$  = masa del soluto en gramos

$P.E._{sto}$  = Peso equivalente del soluto

### Peso equivalente de algunas funciones:

$$P.E. = \frac{\overline{M}}{\theta} \quad \overline{M} = \text{Masa molar}$$

FUNCIÓN	$\theta$
Acido	$N^{\circ}$ de "H" ionizables
Base	$N^{\circ}$ de "OH" de la fórmula
Sal	Carga total del catión

Ejemplos:

1. Acido Sulfúrico ( $H_2SO_4$ )

$$\overline{M} = 98$$

$$\theta = 2$$

$$P.E. = \frac{98}{2} = 49$$

2. Hidróxido de sodio (NaOH)

$$\overline{M} = 40$$

$$\theta = 1$$

$$P.E. = \frac{40}{1} = 40$$

3. Carbonato de sodio ( $Na_2CO_3$ )

$$\overline{M} = 106$$

$$\theta = 2$$

$$P.E. = \frac{106}{2} = 53$$

### RELACIÓN ENTRE "N" Y "M"

$$N = M \times \theta$$

### Observación

Si se conoce la densidad y el % en masa  $\% M_{sto}$ , la molaridad se obtiene:

$$M = \frac{\% M_{sto} \times D_{sol} \times 10}{\overline{M}_{sto}}$$

### B.3 Molalidad (m):

Es el número de moles por masa de solvente en kilogramos.

$$m = \frac{\eta_{sto}}{m_{ste} (kg)} = \frac{m_{sto}}{\overline{M}_{sto} \times m_{ste} (kg)}$$

$\eta_{sto}$  =  $N^{\circ}$  de moles del soluto

$m_{ste}$  = masa del solvente en kg

$m_{sto}$  = masa del soluto en gramos

$\overline{M}_{sto}$  = masa molar del soluto

### B.4 Fracción molar (fm)

Es la fracción de moles de soluto en relación a las moles totales.

$$fm_{sto} = \frac{\eta_{sto}}{\eta_{totales}}$$

de igual manera para el solvente

$$fm_{ste} = \frac{\eta_{ste}}{\eta_{totales}}$$

**DILUCIÓN DE UNA SOLUCIÓN**

Consiste en preparar soluciones de menor concentración a partir de soluciones concentradas añadiendo agua; en la cual el número de moles permanece constante.

Sean:

Solución inicial      Solución final

$$M_1 = \frac{\eta_1}{V_1} \qquad M_2 = \frac{\eta_2}{V_2}$$

Luego:

$$\eta_1 = M_1 \cdot V_1 \quad \eta_2 = M_2 \cdot V_2$$

Pero se sabe que:

$$\eta_1 = \eta_2$$

Por lo tanto:

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$$

ó también

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$$

**Ejemplo:**

¿Qué volumen de agua en litros debe agregarse a 3 litros de HNO<sub>3</sub> 6M, para obtener una solución 4M?

**Solución**

Datos:

Inicio:       $M_1 = 6$   
                   $V_1 = 3 \text{ L}$

Dilución:     $M_2 = 4$   
                   $V_2 = 3 + V_{\text{agua}}$

En la ecuación de dilución:

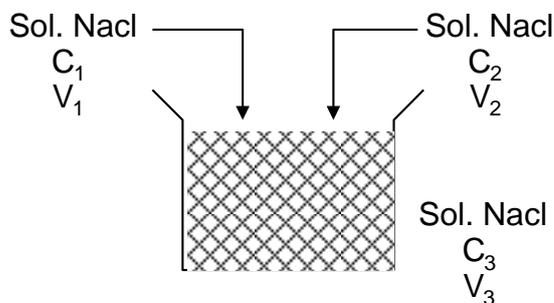
$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$$

$$6 \cdot 3 = 4 \cdot (3 + V_{\text{agua}})$$

$$V_{\text{agua}} = 1.5 \text{ litros}$$

**MEZCLA DE SOLUCIONES DEL MISMO SOLUTO**

Son mezclas de dos o más soluciones de igual o diferente concentraciones de un mismo soluto.



Donde:

$C_1, C_2$  y  $C_3$  = molaridad o normalidad  
 $V_1, V_2$  y  $V_3$  = volúmenes (ml,ℓ)

Luego:

$$\eta_{\text{sol}(1)} + \eta_{\text{sol}(2)} = \eta_{\text{sol}(3)}$$

$$M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2 = M_3 \cdot V_3$$

También puede ser:

$$\#Eq-g(1) + \#Eq-g(2) = \#Eq-g(3)$$

$$N_1 \cdot V_1 + N_2 \cdot V_2 = N_3 \cdot V_3$$

**Ejemplo:**

Si se añade 3 litros de HCl 6 M, a 2 litros de HCl 1,5 M. Hallar la normalidad resultante.

**Solución:**

Solución 1:  $M_1 = 6; V_1 = 3 \text{ L}$

Solución 2:  $M_2 = 1,5; V_2 = 2 \text{ L}$

Solución resultante:  $M_3 = ?; V_3 = 5 \text{ L}$

$$M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2 = M_3 \cdot V_3$$

$$6 \cdot 3 + 1,5 \cdot 2 = M_3 \cdot 5$$

$$M_3 = 21 / 5 = 4,2 \text{ M}$$

## NEUTRALIZACIÓN O TITULACIÓN ACIDO – BASE

Es el proceso completo de la adición de un ácido o una base a una base o un ácido y la determinación del punto final o punto de equivalencia, en la cual el ácido o la base a sido totalmente neutralizado.

En una neutralización siempre debe cumplirse que:



Donde se cumple:

$$\#Eq - g(\text{Acido}) = \#Eq - g(\text{Base})$$

Luego:

$$N_{\text{acido}} \cdot V_{\text{acido}} = N_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}$$

### **Ejemplo**

¿Qué volumen de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) será necesario para neutralizar 30 ml de NaOH 2 N?

## ESTADO LÍQUIDO

Los líquidos, como los gases, son fluidos. Esto indica que, aunque las moléculas sean mantenidas juntas por fuerzas de atracción, estas fuerzas no son lo suficientemente fuertes para mantenerlas, rígidamente en su lugar.

Entre sus moléculas las Fuerza de Repulsión, son similares en intensidad a las Fuerzas de Cohesión, por ello pueden adquirir la forma del recipiente que los contiene sin variar su volumen: son ISOTROPICOS, porque sus propiedades físicas son iguales en todas las direcciones; son relativamente incomprensibles al aumentar su temperatura, se evapora más

rápidamente observándose que la superficie tiende a enfriarse.

### **I. PROPIEDADES**

II.

#### **1. Evaporación**

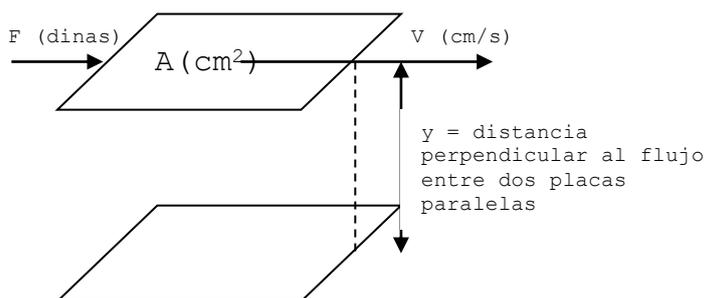
Este proceso se lleva a cabo cuando algunas moléculas de la superficie líquida pasan lentamente a vapor.

#### **2. Viscosidad**

Es una cualidad inversa a la fluidez. Se define como la resistencia experimentada por una porción de un líquido cuando se desliza sobre otra, debido a las fuerzas internas de fricción.

Imaginemos que se tiene 2 gotas sobre un plano; una de agua y otra de aceite, al indicar el plano observamos que la gota de agua resbala más rápidamente que la gota de aceite; se debe precisamente a la viscosidad. Para analizar matemática y físicamente este fenómeno, usemos un poco la imaginación.

Supongamos un líquido entre dos capas paralelas, como se muestra en la figura:



Una fuerza tangencial o de corte  $F$  se aplica a la capa superior y se deja que la inferior permanezca estacionaria. Para la mayoría de los líquidos, se ha descubierto que la fuerza por unidad de área  $F/A$  necesaria para impulsar a una capa de líquido en relación a la capa siguiente, es proporcional a la relación del cambio de velocidad al cambio en la distancia perpendicular al flujo  $\Delta v/\Delta y$ ,

que se denomina gradiente de velocidad, matemáticamente:

$$\frac{F}{A} \cdot \frac{\Delta v}{\Delta y} \Rightarrow \frac{F}{A} = n \frac{\Delta v}{\Delta y}$$

$$n = \frac{F \cdot \Delta y}{A \cdot \Delta v}$$

Donde:

n = Cte de Proporcionalidad llamada coeficiente de viscosidad  
 A = Area de la capa de líquido  
 F = fuerza tangencial o de corte  
 Δy = Cambio de distancia perpendicular  
 Δv = cambio de velocidad

Los líquidos que obedecen a esta relación se conocen como líquidos newtonianos.

UNIDADES:

$$F = \frac{\text{g} \cdot \text{cm}}{\text{s}^2}; \quad A = \text{cm}^2; \quad V = \frac{\text{cm}}{\text{s}}; \quad y = \text{cm}$$

Por lo tanto la unidad que tomaría "n" será:

$$n = \frac{\text{g}}{\text{cm} \cdot \text{s}} = \text{poise}$$

Experimentalmente se ha determinado la viscosidad de H<sub>2</sub>O igual a:

$$\eta_{\text{H}_2\text{O}} = 0.01 \text{ poise} = 10^{-2} \text{ poise} = 1 \text{ centipoise (cp)}$$

Entonces el centipoise se usará como unidad de viscosidad.

**VISCOSIDAD DE ALGUNOS LÍQUIDOS EN cp:**

T(°C)	H <sub>2</sub> O	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	CCl <sub>4</sub>	CHCl <sub>3</sub>	Hg
20°	1,002	1,200	0,65	0,9692	0,571	1,554

Los factores moleculares que afectan a la viscosidad de un líquido son el

tamaño molecular, la forma y las interacciones entre las moléculas.

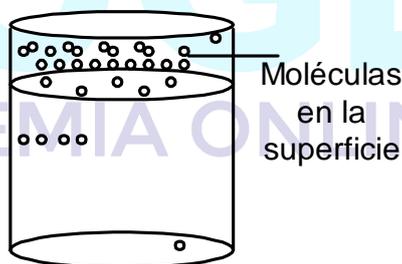
Durante la medición de la viscosidad de un fluido, es esencial que la temperatura permanezca constante, puesto que su elevación provoca una disminución de la viscosidad de un líquido.

**3. Tensión Superficial (t)**

Podríamos definir la tensión superficial como una medida del trabajo que se debe hacer para llevar una molécula del interior de un líquido a la superficie.

Por tal razón, los líquidos con mas fuerzas intermoleculares (Dipolo-Dipolo y Puente de Hidrógeno) tendrán una mayor tensión superficial.

Gráficamente, podemos representar la atracción de las moléculas de la superficie de un líquido hacia el interior.



UNIDADES:

$$\tau = \frac{\text{Dinas}}{\text{cm}} = \frac{\text{erg}}{\text{cm}^2}$$

Tensión superficial para algunos líquidos en Dinás/cm

T(°C)	H <sub>2</sub> O	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	CCl <sub>4</sub>
20	72,75	22,3	28,9	26,9

**II. CARACTERÍSTICAS**

1. Los líquidos están caracterizados por tener volumen propio
2. Se usan como disolventes

3. Son poco comprensibles (necesitan alta presión)
4. Fluyen rápidamente
5. Se difunden más lentamente que los gases

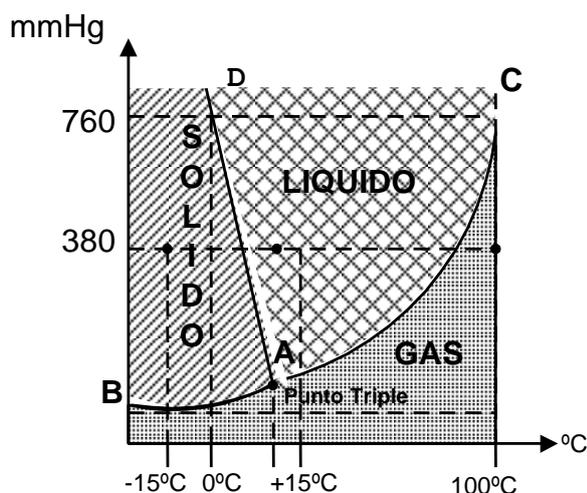
### ESTADO SÓLIDO

Es aquel estado físico de agregación de partículas (átomos, iones o moléculas), tal que la fuerza de cohesión entre ellas, es lo suficientemente intensa para definir un sistema condensado de gran estabilidad, este sistema es tal que en la estructura formada, las partículas no se pueden desplazar libremente y sólo están dotadas de un movimiento vibratorio.

Este estado se define para cada sustancia a condiciones precisas de presión y de temperatura.

#### I. DIAGRAMA DE FASE:

El diagrama de fase es una representación gráfica de las relaciones que existen entre los estados SÓLIDO, LÍQUIDO y GASEOSO, de una sustancia, en función de la temperatura y presión que se le aplique.



Por ejemplo para el diagrama de fase del agua, las áreas de la figura de arriba, representan los estados sólido,

líquido y gaseoso, en términos de la presión y temperatura.

Si tomamos la presión media de 380 mmHg, observamos que a  $-15^{\circ}\text{C}$  el agua es sólida a  $15^{\circ}\text{C}$  es líquida y a  $100^{\circ}\text{C}$  es gas.

Las curvas que separan las áreas (fases) son curvas de equilibrio entre las fases:

AB representa la LINEA DE EQUILIBRIO entre las fases SÓLIDA-GAS

AC representa la LINEA DE EQUILIBRIO entre las fases LÍQUIDO-GAS

AD representa la LINEA DE EQUILIBRIO entre las fases SÓLIDA Y LÍQUIDA

Las tres líneas se cortan en el punto A a este punto se llama el PUNTO TRIPLE donde COEXISTEN LOS TRES ESTADOS EN EQUILIBRIO.

#### II. CARACTERÍSTICAS

1. Los sólidos no presentan expansión.
2. Tienen forma definida
3. Conservan su volumen (invariable)
4. Los sólidos son incomprensibles, debido a sus fuerzas de atracción.
5. Los sólidos tienen alta densidad al igual que los líquidos.

Como hemos podido notar, valiéndonos de un diagrama de estados de agregación es posible determinar el comportamiento de cualquier sustancia, conociendo los valores de la presión y la temperatura; así como también responder a ciertas preguntas como son:

¿Qué es el punto triple?

Es el punto donde las tres fases están en mutuo equilibrio.

¿Qué es la temperatura crítica?

Es la temperatura en donde las densidades del gas y líquido se igualan.

¿Qué es la presión crítica?

Es la presión que se debe aplicar a un gas en su temperatura crítica para que pueda licuarse.

### **III. TIPOS DE SÓLIDOS**

#### **1. Sólidos Cristalinos**

Son cuerpos que tienen la agrupación ordenada de las partículas que forman el sólido y presentan:

- Punto de fusión definido
- Una estructura interna ordenada, de formas geométricas uniformes.
- Son Anisotropicos. Es la cualidad de poseer diferentes valores para las propiedades físicas que tenga la sustancia; esta diferencia de valores se debe a la dirección en la cual se ha realizado la medición. Por ejemplo: la conductividad eléctrica, la porosidad, resistencia al corte, el índice de refracción, dilatación.
- Las propiedades que posee un sólido cristalino dependen de su ordenamiento geométrico y del tipo de enlace entre las partículas.

Por ejemplo: S<sub>8</sub>, Gráfico, Diamante, H<sub>2</sub>O (hielo), NaCl, azúcar.

#### **2. Sólidos Amorfos**

Son cuerpos cuya agrupación de sus partículas no guarda ningún ordenamiento uniforme y no presentan estructuras geométricas definidas.

- No poseen punto de fusión definidos, se ablandan

gradualmente hasta empezar a fluir.

- Son Isotropicos; es decir las sustancias presentan los mismos valores para sus propiedades físicas no importa la dirección en la que se ha realizado la medición. Los gases y los líquidos también son isotrópicos.

Por ejemplo: Caucho, vidrio, polímeros sintéticos, pléxigas, azufre amorfo, etc.

#### **Los Siete Sistemas Cristalinos**

1. Cúbico (Sal Común)
2. Tetragonal (Circon: Silicato Anhidro de Circonio)
3. Ortorombico (Azufre)
4. Romboedrico (Antimonio)
5. Hexagonal (Cuarzo: SiO<sub>2</sub>)
6. Monoclinico (Micas: H<sub>2</sub>KAl<sub>3</sub>(SiO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>)
7. Triclinico (Feldes Patos: KAlSi<sub>3</sub>O<sub>6</sub>)

### **PROBLEMAS RESUELTOS Y PROPUESTOS**

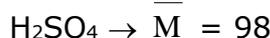
#### **I. SOLUCIONES**

1. Hallar la molaridad y la normalidad de una solución, si se disuelven 49g de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> en 250 ml de solución

(P.A. H = 1 S = 32 O = 16)

- |                  |                |
|------------------|----------------|
| a) 1N y 2 M      | b) 4N y 2 M    |
| c) 2N y 4 M      | d) 0,5 N y 1 M |
| e) 0,2 N y 0,4 M |                |

#### **Resolución:**



Luego:

$$M = \frac{N_{\text{sto}}}{V_{\text{sol}}(\ell)} = \frac{49\text{g}/98\text{g/mol}}{0,250\ell}$$

$$M = \frac{0,5}{0,25} = \frac{2\text{mol}}{\ell} = 2\text{M}$$

$$M = 2\text{M}$$

Y la normalidad:  
 $N = \theta \times M = 2 \times 2 = 4\text{ N}$

$$N = 4\text{ N}$$

Rpta. b

2. Se prepara una disolución añadiendo 184 g de etanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) cuya densidad es 0,8 g/mL a 144 g de agua. Determine el porcentaje volumétrico de alcohol en la solución.

Rpta...

3. Determine la masa de ácido sulfúrico que se deberá disolver en agua para formar 500 mL de solución 2 M.

Rpta. ....

4. Determine la normalidad de una solución preparada disolviendo 112 L de  $\text{HCl}_{(g)}$  a condiciones normales en suficiente agua para producir 500 mL de solución.

Rpta.....

5. Se tiene una solución acuosa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  al 49 % en masa, si la densidad de la solución es 1,6 g/mL. Determine la normalidad de la solución.

Rpta.....

6. Se mezclan 20 ml de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  1,2 M; 40 mL de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,8 M y 60 mL de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,2 M. A la solución resultante se agrega 200 mL e agua. Determine la molaridad de la solución final.

7. Para neutralizar 30 mL de una solución 0,1 N de álcali se necesitaron 12 mL de una solución de ácido. Determine la normalidad del ácido.

# ESTEQUIOMETRÍA

## LEYES PONDERALES

## LEYES VOLUMÉTRICAS

### ESTEQUIOMETRÍA

Rama de la Química que estudia las relaciones cuantitativas entre aquellas sustancias que participan en una reacción química.

### LEYES DE LAS COMBINACIONES QUÍMICAS

Son aquellas que gobiernan las combinaciones de las sustancias en una reacción química. Se dividen en leyes ponderales (referidas a la masa) y volumétricas.

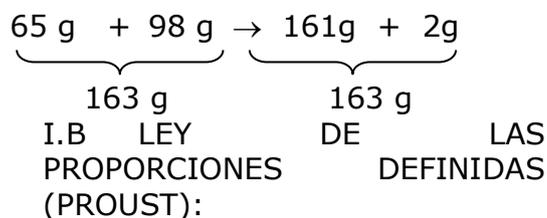
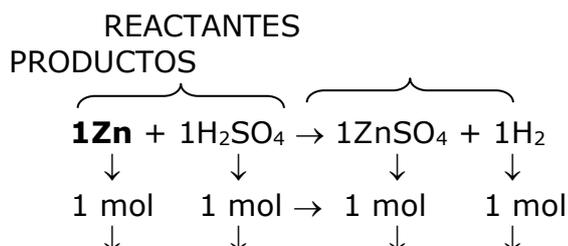
Para iniciar el cálculo estequiométrico se debe considerar:

- Balancear la reacción química para obtener las moles estequiométricas.
- Relacionar las moles de los reactantes y las moles de los productos
- Relacionar las cantidades de masa de los reactantes y productos.

### I. LEYES PONDERALES

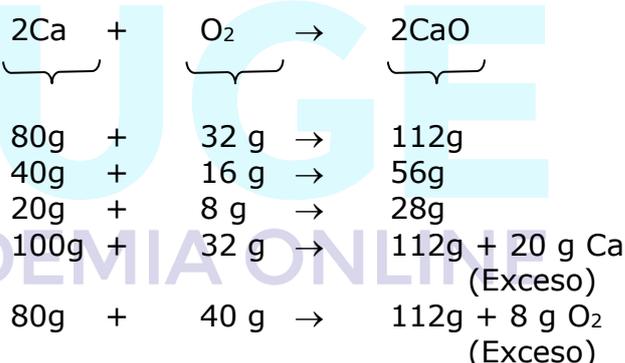
#### I.A LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA (LAVOISIER)

"La suma de las masas de los reactantes es igual a la suma de las masas de los productos"



"Cuando dos sustancias se combinan para formar una tercera, lo hacen siempre en proporciones fijas y definidas; cualquier exceso de una de ellas quedará sin combinarse".

#### Ejemplo 1:

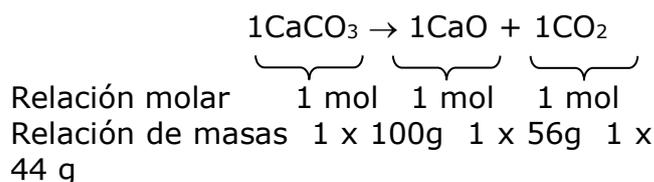


Observación: Tener presente

$$1 \text{ mol} \leftrightarrow \frac{W}{M} \text{ en g y } n = \frac{W}{M} = \frac{V}{V_m}$$

1 mol  $\leftrightarrow$  22,4ℓ a C.N. (Gases)

#### Ejemplo 2:

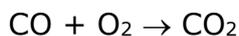


**Ejemplo 3**



Relación Molar: .....  
 Relación de Masas: .....

**Ejemplo 4:**



Relación Molar: .....  
 Relación de Masas: .....

**Ejemplo 5**

El calcio y el oxígeno forman un sólo óxido. ¿Cuántos gramos de calcio se combinaron con 14,6 g de oxígeno? (Dato P.A.: Ca = 40, O = 16)

- a) 36,5 g
- b) 28,6 g
- c) 33,8 g
- d) 44,5 g
- e) 54,5 g

**I.C. LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES (LEY DE DALTON)**

Siempre que dos elementos se combinan entre sí para formar varios compuestos, la masa de uno de ellos permanece constante, mientras que la masa del otro varía en una relación de números enteros sencillos.

**Ejemplo 1**

	<u>Cl</u>	<u>O</u>	
Cl <sub>2</sub> O →	71	16 x (1)	
Cl <sub>2</sub> O <sub>3</sub> →	71	16 x (3)	
Cl <sub>2</sub> O <sub>5</sub> →	71	16 x (5)	
Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub> →	71	16 x (7)	

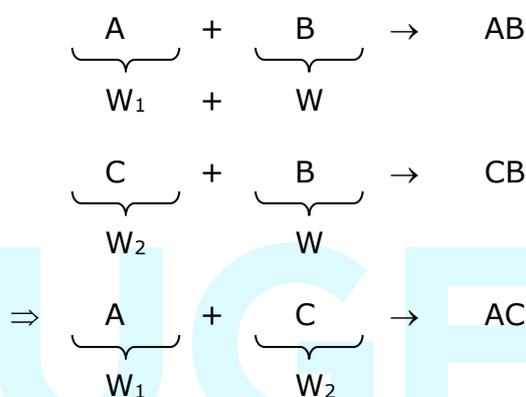
**Ejemplo 2**

COMPUESTO	MASA DE (S)	MASA DE (O)
SO		
SO <sub>2</sub>		
SO <sub>3</sub>		

**I.D LEY DE LAS PROPORCIONES RECIPROCAS (WENZEL & RITCHER)**

Cuando 2 sustancias reaccionan separadamente con una tercera. Dichas sustancias reaccionan entre sí:

En general:



**Ejemplo 1:**

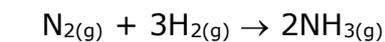
8 Gramos de un elemento "A" reaccionan con 15g de "B", además 24g de un elemento "c" reacciona con 60 g de "B" ¿Cuántos gramos del elemento "A" se requieren para que reaccione con 120 g de "C"?

- a) 110 g      b) 140g      c) 160g
- d) 180g      e) 240g

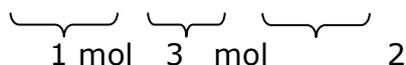
**II. LEYES VOLUMÉTRICAS (DE GAY LUSSAC)**

Cuando las sustancias que participan en la reacción son gases, sometidos a iguales condiciones de presión y temperatura.

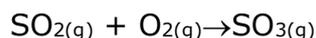
En las reacciones gaseosas; los coeficientes molares, nos indica los coeficientes volumétricos.

**Ejemplo 1**

Relación molar  
moles

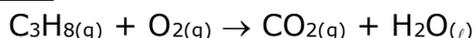


Relación volumétrica

**Ejemplo 2:**

Relación Molar: .....

Relación Volumétrica .....

**Ejemplo 3:**

Relación Molar: .....

Relación Volumétrica .....

**CONTRACCIÓN VOLUMÉTRICA (C)**

Es la disminución que sufre el volumen al reaccionar los gases; siempre y cuando entren en volúmenes desiguales.

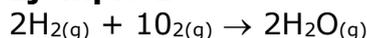
$$C = \frac{V_R - V_P}{V_R}$$

Donde:

C = Contracción

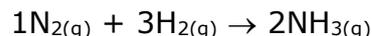
$V_R$  = suma de los volúmenes reactantes

$V_P$  = suma de los volúmenes productos.

**Ejemplo 1**

Donde:

$$C = \frac{3-2}{3} = \frac{1}{3}$$

**Ejemplo 2:**

Donde la contracción:

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

**Ejemplo 3:**

Hallar la contracción:



Contracción: .....

**Observación:**

Para que el estudiante entienda con más claridad los aspectos de cálculos los hemos separado de la siguiente manera:

- Relación Masa – Masa
- Relación Volumen – Volumen
- Relación Masa – Volumen

Lo explicamos con ejemplos de problema resueltos en los tres casos:

**a) Relación Masa - Masa****Ejemplo 1:**

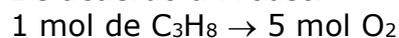
¿Cuántas moles de oxígeno se requieren para la combustión completa de 24 moles de gas propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ )?

**Solución:**

Balancemos la ecuación química de combustión completa:



De acuerdo a Proust:



Donde:

$$X = \frac{24 \times 5}{1} = 120 \text{ moles O}_2 \quad \text{Rpta}$$

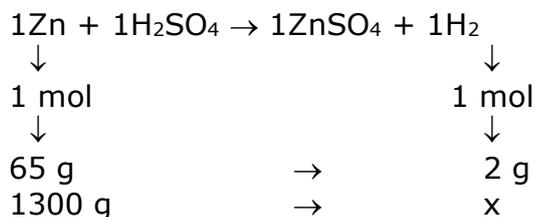
### Ejemplo 2:

¿Cuántos gramos de Hidrógeno se producen a partir de 1300 g de Zinc (Zn) que reacciona con ácido sulfúrico?

(P.A. Zn = 65 H = 1 O = 16 S = 32)

### Solución:

Escribimos la reacción la balanceamos:



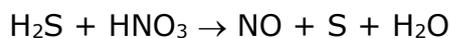
$$x = \frac{1300\text{g} \times 2\text{g}}{65\text{g}} = 40\text{g}$$

$$\boxed{x = 40 \text{ g de H}_2} \quad \text{Rpta}$$

### Ejemplo 3:

¿Cuántos gramos de ácido nítrico se requieren para obtener 160 g de azufre, de acuerdo a la siguiente reacción química?

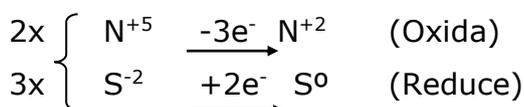
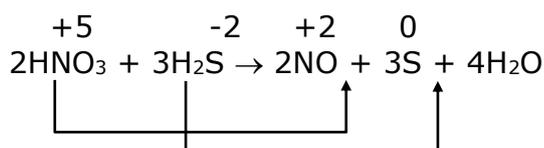
(P.A. N = 14 S = 32)



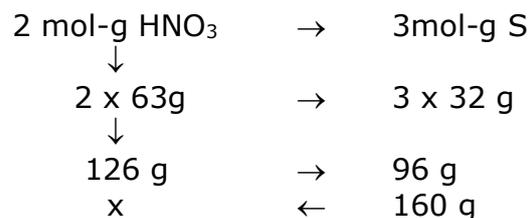
### Solución:

Balanceamos la ecuación:

Por Redox:



Tenemos la relación molar:



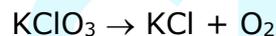
$$x = \frac{126 \times 160}{96} = 8,4\text{g}$$

$$\boxed{x = 8,4 \text{ g HNO}_3} \quad \text{Rpta}$$

### Ejemplo 4:

¿Cuántas moles de oxígeno se obtiene en la descomposición térmica de 490 g de clorato de potasio (KClO<sub>3</sub>)?

(P.A. K = 39 Cl = 35,5 O = 16)



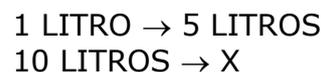
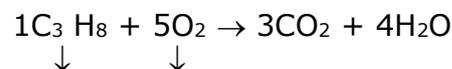
### b) Relación Volumen - Volumen:

#### Ejemplo 1:

¿Cuántos litros de oxígeno se requiere para la combustión completa de 10 litros de gas propano (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>)?

### Solución:

La ecuación será:



$$\boxed{x = \frac{10 \times 5}{1} = 50 \text{ litros}} \quad \text{Rpta}$$

#### Ejemplo 2:

¿Cuántos litros de SO<sub>2</sub> se obtendrá a partir de 121 litros de oxígeno (O<sub>2</sub>) a partir de la siguiente reacción química?.



Solución:

.....  
 .....  
 .....

**c. Relación Masa – Volumen:**

**Ejemplo 1:**

¿Cuántos litros de oxígeno a C.N. se requieren para la combustión completa de 160 g de metano (CH<sub>4</sub>)?

(P.A. C = 12 H = 1)

**Solución:**

Reacción Química (Combustión completa)



↓  
 16 g C.N. 2 (22,4)ℓ

160 g → X

$$X = \frac{160 \times 2 \times 22,4}{16}$$

X = 448 ℓ de O<sub>2</sub>

Rpta

**Ejemplo 2:**

¿Cuántos litros de oxígeno se obtiene a C.N. en la descomposición térmica de 980 g de Clorato de Potasio (KClO<sub>3</sub>)? (P.A. K = 39 Cl = 35 O = 16)



**A. Reactivo Limitante**

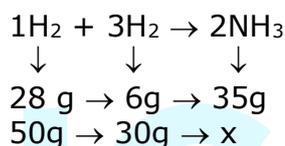
Si en un proceso químico los reactivos no se encuentran en proporción estequiométrica, entonces uno de ellos se halla en exceso y reacciona parcialmente. El otro se consume totalmente y se le denomina "**Reactivo Limitante**" encontrándose en menor cantidad.

**Ejemplo 1**

¿Cuántos gramos de NH<sub>3</sub> se formarán a partir de la reacción de 50 g de N<sub>2</sub> y 30 g de H<sub>2</sub>?

**Solución:**

La ecuación es:



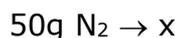
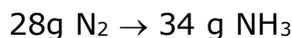
Aplicamos Proust:

$$n_{\text{N}_2} = \frac{50}{28} \text{ moles (Reactivo Limitante)}$$

$$n_{\text{N}_2} = \frac{30}{6} \text{ moles (Exceso)}$$

$$n_{\text{N}_2} < n_{\text{N}_2} \dots\dots$$

Luego:



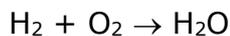
$$x = \frac{50 \times 34}{28} = 60,71\text{g}$$

x = 60,71 g de NH<sub>3</sub>

Rpta

**Ejemplo 2:**

¿Cuántos gramos de agua se formarán cuando se combinen 8g de Hidrógeno (H<sub>2</sub>) con 8g de oxígeno (O<sub>2</sub>)?  
(P.A. H = 1 O = 16)

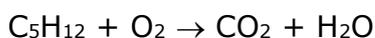
**B. Rendimiento de una reacción**

Se refiere a la cantidad de sustancia que obtendremos en la "Práctica" después de una reacción química. Es decir, que "Teóricamente" debemos obtener el 100 % de una determinada sustancia, pero en la práctica por diversos factores está reduce en un porcentaje de tal manera que solamente obtendremos por ejemplo el 80 %, 90 %, etc.

Entre los factores que reducen el 100 % esta la presencia de impurezas, la utilización de instrumentos obsoletos, fugas, etc. El rendimiento expresado en porcentajes será indicado en cada problema.

**Ejemplo 1:**

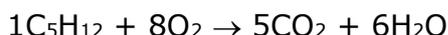
Se realiza una reacción donde 720 g de C<sub>5</sub>H<sub>12</sub> produce 200 g de CO<sub>2</sub> de acuerdo:



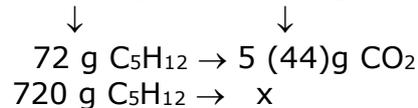
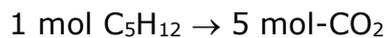
Determine el porcentaje de rendimiento del CO<sub>2</sub> en la reacción indicada

**Solución:**

Balancemos la reacción química:

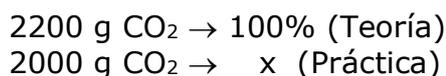


Luego tenemos:



$$X = \frac{720 \times 5 \times 44}{72} = 2200\text{gCO}_2$$

Teóricamente obtenemos 2200 g de CO<sub>2</sub>. Entonces se tiene:



$$X = \frac{2000 \times 100}{2200} = 90,9\%$$

Rendimiento = 90.9%

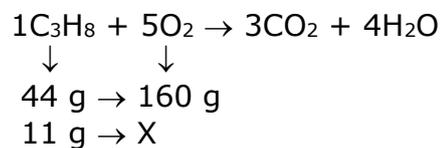
**PROBLEMAS RESUELTOS Y PROPUESTOS**

1. ¿Qué masa de oxígeno se requiere para la combustión completa de 11 gramos de propano (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>)?

(P.A. O = 16 C = 12)

**Solución**

Se escribe la reacción química y lo balanceamos:



$$X = \frac{11 \times 160}{44}$$

**Rpta. X = 40 g de C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>**

2. Cuántos gramos de oxígeno se obtendrán a partir de la descomposición térmica de 0,5 kg de clorato de potasio:



(P.A. K = 39; Cl = 35,5; O = 16)

Rpta.

3. Un pequeño trozo de zinc reacciona completamente con 24,5 g de ácido sulfúrico de acuerdo a la siguiente reacción:



Cuál será el volumen en litros de gas hidrógeno medido a condiciones normales que se producirá en dicha reacción?

(P.A. Zn = 65; S = 32; O = 16)

Rpta.

4. Cuántos mililitros de sulfuro de carbono,  $\text{CS}_2$  de 93 % de pureza (densidad 1,26 g/mL) deben quemarse para obtener 12,8 g de  $\text{SO}_2$ ?



(P.A. S = 32; C = 12; O = 16)

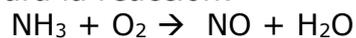
Rpta.

5. Qué cantidad de impurezas tiene una muestra de carburo de calcio, si reaccionando 2,9 g de muestra con agua en exceso, produce 857  $\text{cm}^3$  de acetileno a CN?

(P.A. N = 14 H = 1)

Rpta.

6. Para la reacción:

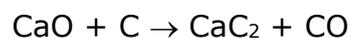


Si reacciona 1,7 g de  $\text{NH}_3$  con 1,92 g de  $\text{O}_2$ . Cuántos gramos de NO se producen y cuál es el reactivo limitante?

(P. A. N = 14; H = 1; O = 16)

Rpta.

7. El Carburo de Calcio se obtiene en hornos eléctricos por interacción de la sal con el carbono a la temperatura de 2000°C



Si a partir de 720 kg de carbono se obtuvo 1024 kg de carburo de calcio ¿Cuál es el rendimiento del proceso?

(P.A. C = 12 Ca = 40)

Rpta.

# CINÉTICA QUÍMICA

## EQUILIBRIO QUÍMICO

### ACIDO BASE - PH

#### I. CINÉTICA QUÍMICA

Estudia la velocidad de reacción y los factores que lo modifican.

A. La Velocidad de las Reacciones: (v)

Indica el cambio de concentración en la unidad de tiempo.

$$v_x = \frac{\pm \Delta [x]}{\Delta t}$$

$v_x = -$  Para los reactantes

$v_x = +$  Para los productos

$v_x =$  Velocidad de reacción de x

$\Delta[x] =$  Variación de concentración de x

$\Delta t =$  Variación del tiempo.

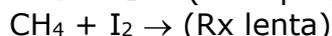
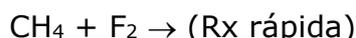
#### B. Mecanismo de la Reacción

Las reacciones pueden ser sencillas, cuando se dan en una etapa o complejas cuando se dan en varias etapas.

#### FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE LA REACCIÓN

##### 1. Naturaleza de los Reactantes

Si los reactivos son químicamente muy activos entonces proceden rápidamente. Así:



(Flúor más activo)

##### 2. Concentración

En general a mayor concentración la reacción es más rápida. La dependencia de la velocidad de la reacción con la concentración, los determina "La Ley de Acción de Masas" de Gulberg y Waage, que dice: "La velocidad de la reacción es directamente proporcional a la concentración de la masas implicadas en la Ley de Velocidad".

Es decir  $[ ] \uparrow \Rightarrow$  Velocidad  $(v) \uparrow$

Ejemplo: Para la reacción:



Su ley de velocidad (v) será de la siguiente forma:

$$v = K [A]^a [B]^b$$

Donde:

**K:** Constante específica de la velocidad.

**a; b:** Cantidades experimentales

Además:

**a + b :** n (orden de la reacción)

**a :** orden respecto a A

**b :** orden respecto a B

**[A] :** Concentración Molar de A

**[B] :** Concentración Molar de B.

Ejemplo:

¿Cuál es la expresión de velocidad para la reacción elemental siguiente?



Rpta:  $v = K [A]^2 [B]$

Orden Global de la Reacción = 2 + 1 = 3

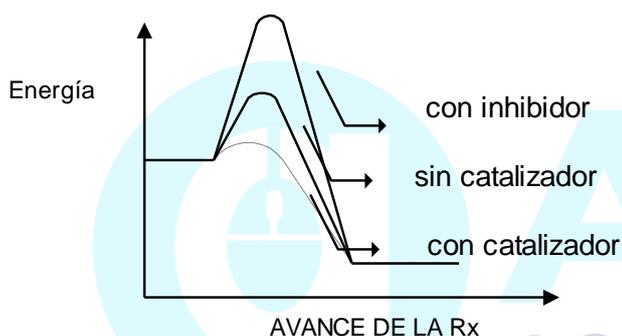
### 3. Temperatura

Generalmente el incremento de la temperatura, aumenta cuando la velocidad de reacción, porque aumenta el número de colisiones.

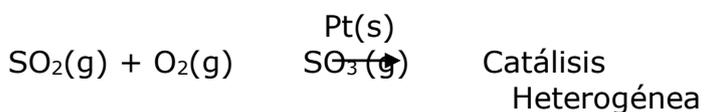
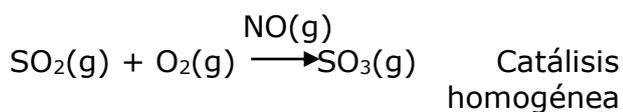
Si  $T \uparrow \Rightarrow$  velocidad  $\uparrow$

### 4. Catalizador

Son sustancias que con su presencia suficiente en pequeñas cantidades modifican la velocidad de reacción acelerando o retardando, según sea el catalizador positivo (+) o negativo (-), en la práctica se habla de un catalizador cuando acelera la reacción e inhibidor cuando retarda

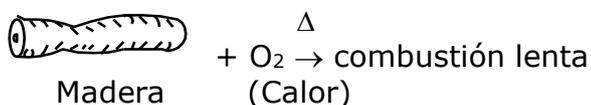


A las reacciones afectadas por un catalizador se denominan reacciones de catálisis.

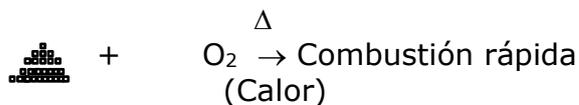


### 5. Grado de División de los Reactivos

Los sólidos finamente divididos reaccionan con más facilidad, que los sólidos en grandes trozos.



Virutas



## II. EQUILIBRIO QUÍMICO

En una reacción reversible a temperatura constante las sustancias alcanzan el equilibrio, cuando la velocidad de reacción directa es igual a la velocidad de reacción inversa. A partir del cual ya no varían las propiedades, como la concentración.

Equilibrios Químicos:

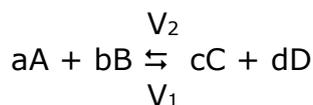
En sustancias gaseosas, líquidas y sólidas

- a)  $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$  (Equilibrio Molecular)
- b)  $4\text{HCl} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  (Equilibrio molecular)
- c)  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$  (Equilibrio Iónico)
- d)  $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$  (Equilibrio Molecular)
- e)  $\text{H}_2\text{O}(\text{SÓLIDO}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{vapor})$  (Equilibrio Físico)

La velocidad de reacción se expresa en moles/s

$V_1$  = Velocidad Directa (es muy grande)  
 $V_2$  = Velocidad Inversa (es muy pequeña)

Al cabo de cierto tiempo las dos velocidades tienden a igualarse cuando han alcanzado el "Equilibrio Químico", se representa por:



**PRINCIPIO DE LE CHATELIER**

Si en sistema químico en equilibrio se somete a cualquier causa exterior perturbadora, el equilibrio reacciona en el sentido que se contrarresta la acción producida entre las causas exteriores se encuentran la presión, temperatura y concentración.

De acuerdo al principio de Le Chatelier varían las velocidades en ambos sentidos, pero el rompimiento del equilibrio es transitorio, porque el sistema restablece el equilibrio nuevamente.

**1. EFECTO DE LA PRESIÓN**

Al aumentar la presión de un sistema en equilibrio, entonces el sistema se desplazará en el sentido en que disminuya la presión (o aumente el volumen), es decir en sentido en que se formen menos moléculas ( $^{\circ}T$ . Const.)

Ejemplo:



Al aumentar el sistema se desplaza la presión hacia la derecha produciendo más  $\text{NH}_3$  que en el equilibrio anterior.

**2. EFECTO DE LA TEMPERATURA**

Al aumentar la temperatura en un sistema en equilibrio, entonces el sistema se desplaza en aquel sentido donde la reacción es endotérmica. Sabemos que una reacción química puede ser exotérmica o endotérmica, por consiguiente si es reversible un sentido será exotérmico y el otro será endotérmico.

Ejemplo:



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

Endotérmico:  $\text{N}_2 + 3 \text{ H}_2 \leftarrow 2 \text{ NH}_3$

Al aumentar                      El                      sistema                      se  
desplaza  
la temperatura                      hacia la izquierda  
produciendo más  $\text{N}_2$  e  $\text{H}_2$  del equilibrio  
anterior.

Donde:

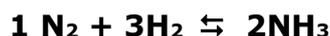
$$T_1 < T_2 \rightarrow K_{c1} > K_{c2}$$

**3. EFECTO DE LA CONCENTRACIÓN**

Si aumentamos la concentración de uno de los componentes del sistema en equilibrio, entonces el equilibrio se desplaza en aquel sentido (opuesto) donde se consuma ese exceso de concentración introducido.

Ejemplo

Si aumentamos la  $[\text{H}_2]$  en:



Entonces más moléculas de  $\text{N}_2$  e  $\text{H}_2$  reaccionan produciendo mayor número de moléculas de  $\text{NH}_3$

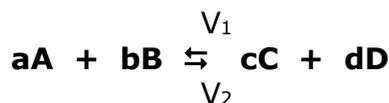


Aumento de la                      El                      sistema                      se  
desplaza                      concentración del  $\text{N}_2$                       hacia la  
derecha produciendo más  $\text{NH}_3$                       que el  
equilibrio anterior

Según la ley de Masas: "Acción de masas de Gulberg y Waage":

"La velocidad de una reacción química es directamente proporcional al producto de las masas activas de las sustancias reaccionantes"

Es posible expresar las velocidades  $V_1$  y  $V_2$  por:



$$V_1 = K_1[\text{A}] [\text{B}] ; \text{ y } V_2 = K_2[\text{C}] [\text{D}]$$

Donde:

[A], [B], [C] y [D] son las concentraciones molares de A, B, c y D respectivamente.

$K_1$  y  $K_2$  = Constante de Proporcionalidad

En el equilibrio, las velocidades  $V_1$  y  $V_2$  son iguales:

$$V_1 = V_2$$

$$K_1[A][B] = K_2[C][D]$$

$$\frac{[C][D]}{[A][B]} = \frac{K_1}{K_2} = K_c$$

$K_c$  = Cte de equilibrio

Donde:

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

$$K_p = \frac{p_C^c x p_D^d}{p_A^a x p_B^b}$$

$K_c$  = Constante de equilibrio

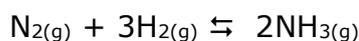
$K_p$  = constante en función de las presiones parciales

[ ] = Molaridad de A, B, C o D

p = presión parcial de A, B C o D

$K_c$  y  $K_p$  dependen de la temperatura

Ejemplo:



$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} \quad K_p = \frac{(p_{NH_3})^2}{p_{N_2}(p_{H_2})^3}$$

Observación:

Los sólidos y líquidos puros no se consideran en las constantes de equilibrio.

Ejemplo:



$$K_c = [O_2]^3 \quad \text{y} \quad K_p = (P_{O_2})^3$$

### RELACIÓN ENTRE $K_p$ Y $K_c$ :

Sea la reacción:



Tenemos la relación entre  $K_p$  y  $K_c$ :

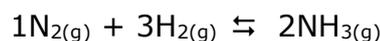
$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

R = Constante universal de los gases ideales.

T = temperatura absoluta en K

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

**Ejemplo:**



Si  $K_c = 4$ , T = 27 °C, Hallar  $K_p$

**Solución:**

$$R = 0.082 \frac{\text{Atm} \times \ell}{\text{mol} \times \text{k}}$$

$$\Delta n = 2 - 4 = -2$$

Luego:

$$K_p = 4(0,082 \times 273)^{-2}$$

$$k_p = 7,98 \times 10^{-3}$$

### III. TEORÍAS DE ÁCIDO Y BASE

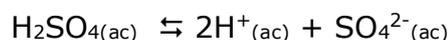
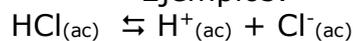
#### 1. Teoría de Arrhenius (1880)

Svante Arrhenius desarrolló una teoría que identificaba a un ácido y una base en soluciones acuosas. Indicaba:

##### **a. Acido**

Es aquella sustancia que posee átomos de hidrógeno y que una solución acuosa se disocia en Iones "H<sup>+</sup>"

Ejemplos:



**b. Base**

Es aquella sustancia que posee grupos oxidrilos y que en solución acuosa los disocia en "OH<sup>-</sup>"

**Ejemplos:**



**2. TEORÍA DE BRÖNSTED – LOWRY (1920)**

El Danés J.N.J Brönsted y el Inglés T.M. Lowry desarrollaron casi simultáneamente una teoría para identificar un ácido, pero considere que el protón al cuál nos referimos será representado por "H<sup>+</sup>"

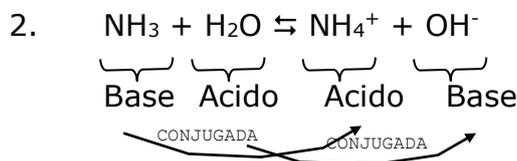
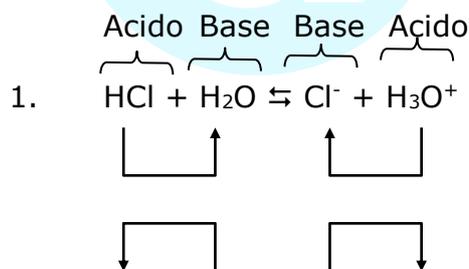
**a. Ácido**

Sustancia que dona protones (H<sup>+</sup>)

**b. Base**

Sustancia que acepta protones (H<sup>+</sup>)

Ejemplo:



**Par Conjugado:**

Sustancias conjugadas que se diferencian en H<sup>+</sup>

Ejemplo:

De (1) : HCl y Cl<sup>-</sup>

De (2) : NH<sub>3</sub> y NH<sub>4</sub><sup>+</sup>

**Anfótero**

Sustancia que puede actuar como ácido o base.

Ejemplo:



**3. De acuerdo a esta teoría indicar el par conjugado Acido - Base**



Base conjugada: .....

Area conjugada: .....

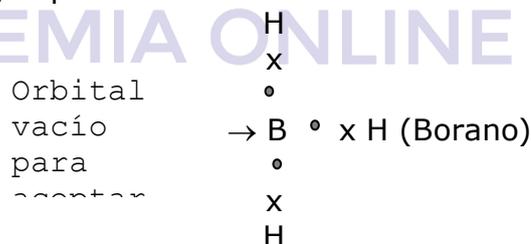
**3. TEORÍA DE LEWIS (1923)**

Es una teoría que se basa en la estructura electrónica. Esta teoría involucra la formación de un enlace covalente.

**a. Ácido**

Es aquella sustancia que puede aceptar un par de electrones.

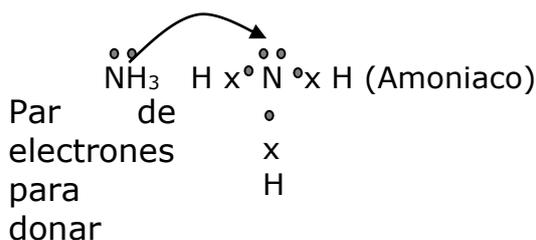
Ejemplo:



**b. Base**

Sustancias que pueden donar un par de electrones

Ejemplo:



#### IV. POTENCIAL DE HIDRÓGENO O INDICE DE HIDRÓGENO (pH)

Sörensen estableció una expresión matemática que nos indica el grado de acidez de toda solución, llamado "pH". El potencial de concentración se pueden dar para:

##### a. Acidos:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

o

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

Y su concentración  $[\text{H}^+]$  se determina:

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Recordamos:

$$\log 10 = 1$$

$$\log 5 = 0,70$$

$$\log 2 = 0,30$$

$$\log 3 = 0,47$$

##### Ejemplo:

Si el pH de una solución de HCl es igual a 1. Hallar la concentración de  $\text{H}^+$ .

Solución:

Para el HCl  $\text{pH} = 1$

Entonces  $[\text{H}^+] = 10^{-1}$

$$\therefore [\text{H}^+] = 0,1 \text{ mol/l}$$

##### b. Bases:

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

$[\text{OH}^-]$  = Concentración de Iones  $\text{OH}^-$

**La concentración de los iones  $\text{OH}^-$  se determina:**

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

Ejemplo:

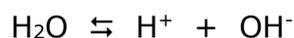
Sol NaOH  $\rightarrow \text{pOH} = 1$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = 0,1 \text{ mol/l}$$

#### **Relación entre el pH y POH:**

La autodisociación del agua:



El equilibrio iónico:

$$K_w = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

Aplicamos log:

$$\log [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = \log 10^{-14}$$

$$\log [\text{H}^+] + \log [\text{OH}^-] = -14$$

$$(-\log [\text{H}^+]) + (-\log [\text{OH}^-]) = 14$$

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

#### **En una solución Neutra**

$$[\text{H}^+] = 10^{-7} \rightarrow \log [\text{H}^+] = \log 10^{-7} = -7$$

$$\therefore \text{pH} = 7$$

y

$$\text{pOH} = 7$$

#### **En una solución Acida**

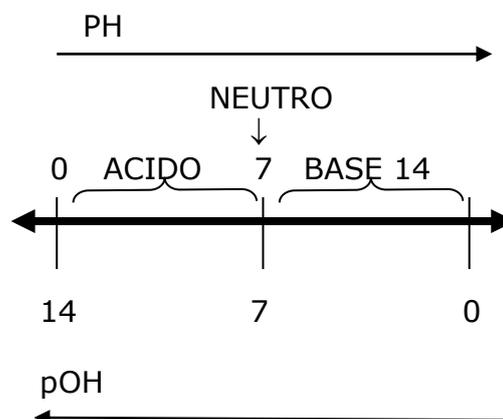
$$[\text{H}^+] > 10^{-7} \rightarrow \log [\text{H}^+] > -7$$

$$\therefore \text{pH} < 7$$

y

$$\text{pOH} > 7$$

#### **Escala de pH**



**PROBLEMAS RESUELTOS Y  
PROPUESTOS**

1. Para la reacción sencilla:  
 $A + 2B \rightarrow 2C$

La expresión de la velocidad de reacción y el orden de la reacción son respectivamente:

- a)  $V = K [A] [B]$ ;  $n = 2$   
 b)  $V = K [A] [B]^2$ ;  $n = 3$   
 c)  $V = K [A] [2B]$ ;  $n = 2$   
 d)  $V = K [C]^2 [A][B]^2$ ;  $n = 5$   
 e)  $V = K [A] [B]^2 [C]^2$ ;  $n = 5$

**Solución:**



De los reactantes aplicamos la Ley de Gulberg - Waage:

$$V = K [A]^1[B]^2$$

(Expresión de la velocidad de Rx)

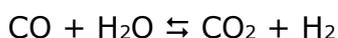
Donde:

$$n = 1 + 2 = 3$$

Es de 3º orden

**Rpta. b**

2. La constante de equilibrio para la reacción

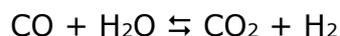


Es 4 a una temperatura dada. Calcular la concentración de  $H_2$ , si el sistema está conformado por 2 M de CO y 2 M de  $H_2O$

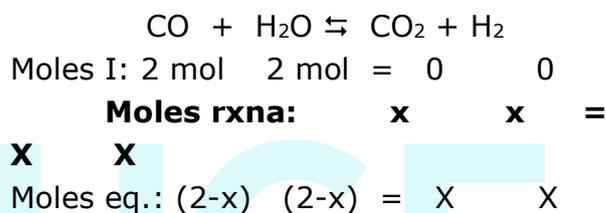
- a) 0,7      b) 1,3      c) 1,7  
 d) 2,3      e) 1,4

**Solución:**

De la reacción reversible:



Aplicando:



$$K_c = 4$$

Luego:

$$4 = \frac{x^2}{(2-x)^2}$$

Aplicamos y sacamos raíz cuadrada en ambos miembros:

$$2 = \frac{x}{(2-x)}$$

$$4 - 2x = x$$

$$x = 4/3 = 1,3$$

$X = 1,3$

**Rpta. b**



7. En la siguiente reacción:  
$$\text{N}_2\text{O}_3 + \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_5 + \text{calor}$$
Hacia donde se desplaza el equilibrio al:

- a) Aumentar la presión
- b) Disminuye la temperatura
- c) Se extrae  $\text{N}_2\text{O}_3$
- d) Aumenta el volumen

8. Cuál es el pH de una solución 0,01 M de HCl.

9. Según Arrhenius, cuál de los siguientes conjuntos de sustancias, no es considerado ácidos

- a) HCl,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCOOH}$
- b)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NH}_3$ , HCl
- c)  $\text{H}_2\text{Se}$ , HCl,  $\text{CH}_3\text{COOH}$
- d)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$
- e)  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , HI,  $\text{H}_2\text{S}$

Rpta.

10. Calcular el pH de una solución que contiene 0,56 g de KOH, en un volumen de 250 ml de solución  
(P.A. K = 39, H = 1, O = 16)

Rpta.

# ELECTROQUÍMICA

## I. OBJETIVO

El objeto de la electroquímica es estudiar las reacciones químicas producidos por efecto de la corriente eléctrica (electrólisis). Y la producción de energía eléctrica mediante transformaciones químicas llamadas comúnmente galvánicas o pilas.

## II. ELECTRÓLISIS

Es la descomposición de los electrólitos por acción de la corriente eléctrica, proceso que consiste en la deposición o liberación de materia en los electrodos.

### ELEMENTOS EN LA ELECTRÓLISIS

Los elementos necesarios en la electrólisis son los siguientes:

#### 1. **Fuente Eléctrica**

Son dispositivos que generan corriente eléctrica continua, que usualmente proviene de la transformación de corriente alterna de 220V o 110V rectificándolo a 6,12V en corriente continua.

#### 2. **Celdas Electrolíticas**

Es el recipiente que contiene al electrólito y es en donde se produce la electrólisis.

Las cubas electrolíticas varían mucho con la naturaleza de los electrólitos y de la temperatura empleada. Para su construcción debe resistir al ataque de las soluciones ácidas o alcalis.

Generalmente son de acero revestido por P.V.C.

#### 3. **Electrolito**

Son sustancias químicas que en disolución o fundidas se disocian en iones. Dependiendo la cantidad de iones de su concentración y de la temperatura. Por la naturaleza química del soluto existen electrólitos fuertes y débiles.

#### **Electrólito Débil**

Son aquellas sustancias químicas en donde la disociación no es completa. Estableciendo un equilibrio entre los moles no disociados y los iones.

Ejemplos de Electrólitos son: los Acidos, Bases, Débiles, Sales de Estructura Covalente, el Agua.

#### **Electrólito Fuerte**

Son sustancias químicas que se disocian por completo en iones por ejemplo. Las Sales Iónicas, Acidos y Bases Fuertes.

#### 4. **Electrodos**

Los electrodos son conductores metálicos que están en contacto con la fuente eléctrica e inmersos en el electrólito, los electrodos pueden ser:

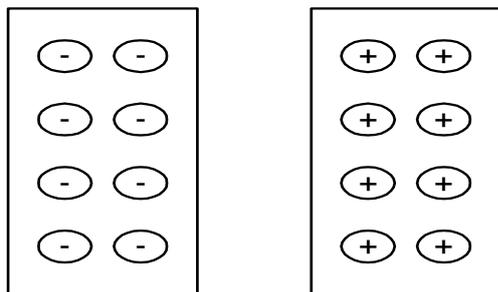
#### **Electrodo Inerte:**

Un electrodo es inerte cuando su única función es conducir la corriente eléctrica.

#### **Electrodo Soluble o Reactivo**

Estos electrodos además de conducir la corriente eléctrica participan en el proceso. Generalmente sufren una oxidación.

\* Por su carga eléctrica los electrodos son:



**CÁTODO:**

Es el electrodo que lleva electrones de la fuente a la disolución electrolítica y en donde ocurre una reacción de reducción su carga es negativa.

**ÁNODO:**

Es el electrodo que acepta electrones de la solución electrolítica y en donde ocurre una oxidación su carga es positiva.

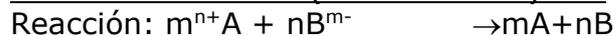
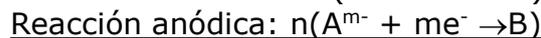
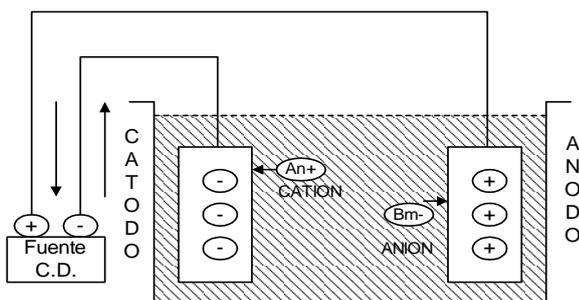
**ELEMENTOS DE CALEFACCIÓN**

La mayoría de las celdas electrolíticas necesitan una ligera calefacción, debido a la elevada concentración necesitan un calentamiento para aumentar la conductibilidad y la solubilidad, de los electrolitos. La calefacción de los baños generalmente se realiza mediante calentadores eléctricos por inmersión que constan esencialmente de una resistencia eléctrica aislada, introducida dentro de un tubo de acero revestido con material antióxidante.

**EN EL ANODO**

Los iones negativos o aniones se dirigen al polo positivo o ánodo, al que ceden los electrones generándose una semireacción de oxidación.

En la figura se ilustra el proceso:



**LEYES DE FARADAY**

Cuando se hace pasar corriente eléctrica a través de una solución electrolítica se produce un desplazamiento de materia hacia los electrodos una deposición o desprendimiento progresivo de parte de la sustancia que forma el electrolito. Las leyes de Faraday suministra la herramienta matemática para estudiar cuantitativamente los fenómenos.

**PRIMERA LEY**

La masa depositada o liberada de una sustancia en un electrolito es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que pasa por la solución.

$$m = \frac{1Eq - g \cdot q}{96\,500}$$

$$m = K \cdot q$$

$$m = 1Eq - Eq \cdot q$$

$$m = \frac{1Eq - g \cdot I \cdot t}{96\,500}$$

m: masa depositada o liberada (g)

q : carga eléctrica (c)

Eq-g: equivalente gramo de la sustancia depositada o liberada

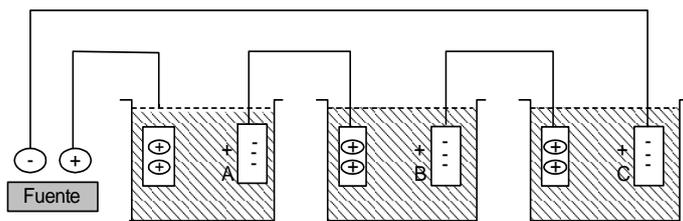
EqEq: equivalente electroquímico

I: intensidad (A)

t : Tiempo (s)

**SEGUNDA LEY**

Cuando una misma intensidad de corriente fluye por dos o más celdas electrolíticas, la masa depositada o liberada es proporcional a su peso equivalente.



$$\frac{m_A}{P.Eq(A)} = \frac{m_B}{P.Eq(B)} = \frac{m_C}{P.Eq(C)}$$

$m_A, m_B, m_C$ : masa depositadas o liberadas en los electrodos.

**NUMERO DE FARADAY**

Es la cantidad de electricidad necesaria para depositar o liberar un equivalente gramo (Eq-g) de una sustancia química.

$$1F = 96490 \approx 96500 C$$

**EQUIVALENTE GRAMO (EQ-G)**

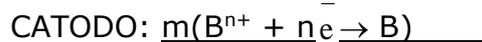
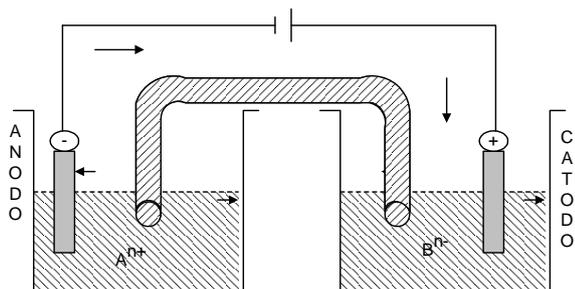
Un equivalente es la cantidad de sustancia que se deposita o libera en un electrodo debido al paso de 1 coulomb.

$$Eq \cdot Eq(A) = \frac{Eq - g(A)}{96500C}$$

**III. CELDAS GALVÁNICAS**

Son dispositivos en que a partir de una reacción redóx, se obtiene energía eléctrica, proceso que consiste en la inversión de la electrólisis.

**ESTRUCTURAS DE LAS CELDAS GALVÁNICAS**



**NOTACIÓN DE LAS CELDAS GALVÁNICAS**

Para representar las pilas Galvánicas se utiliza la siguiente notación:



$A|A^{M+}$ : Anodo de la pila que se ubica a la izquierda en donde ocurre la oxidación.

$||$ : Separación de las hemiceldas (Puente salino)

$B^{N+}|B$ : Cátodo que se ubica a la derecha en donde ocurre la reducción.

**Puente Salino:**

El puente salino es por lo general un tubo en U invertido lleno de una solución inerte de cloruro de Sodio o de Potasio.

El Puente Salino, es un conductor electrolítico que permite que cationes y aniones se muevan de una celda a otra para mantener la neutralidad eléctrica.

**FUERZA ELECTROMOTRIZ NORMAL DE UNA CELDA GALVÁNICA (f.e.m.)**

En una celda galvánica el ánodo presenta al electrodo de mayor potencial normal de la celda, constituida por cualquier par de electrodos se desarrolla las semireacciones en cada electrodo y se suman los de oxidación con los signos adecuados:

$$E^0_{CELDA} = E^0_{OPXIDACIÓN} + E^0_{REDUCCIÓN}$$

$$E^0_{CELDA} = E^0_{ANODO} + E^0_{CATODO}$$

$$E^0_{CELDA} = E^0_{OPXIDACIÓN} + E^0_{OXIDACIÓN}$$

**ECUACIÓN DE NERNST**

A fines del siglo XIX H.W. Nernst un químico alemán encontró que el potencial de una celda no sólo está en función del electrodo y del electrólito, sino también de su concentración y temperatura para obtener el voltaje de una celda galvánica en condiciones diferentes a las normales, se utilizará la ecuación de Nernst.

$$E = \frac{RT}{nF} - \ln \frac{\text{(Concentración de los productos)}}{\text{(Concentración de los reactantes)}}$$

Donde:

E : Potencial o Voltaje de la Celda (f.e.m.)

E° : Potencial normal del par dado.

R: Constante universal de los gases 8,313 J/mol-g

T: Temperatura absoluta °K

F: Número de Faraday 96500 C/Eq-g

n: Número de electrones que se pierde o gana

Ln: Logaritmo Neperiano.

Sustituyendo los valores numéricos de las constantes y pasando de logaritmos naturales a decimales, obtendremos:

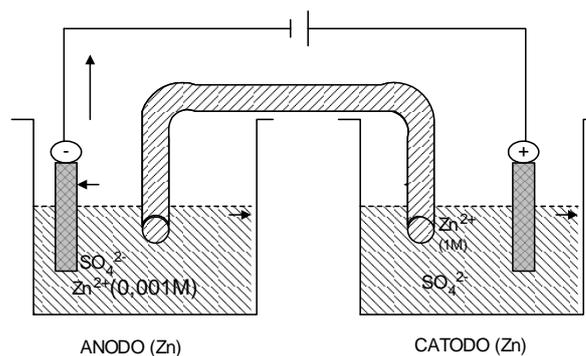
$$E = E^{\circ} - \frac{1,98 \times 10^{-4} T}{n} \text{Log} \frac{\text{Productos}}{\text{Reactantes}}$$

Si además se introduce la temperatura normal de 25°C la ecuación de Nernst queda de la siguiente forma:

$$E = E^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \text{Log} \frac{\text{Productos}}{\text{Reactantes}}$$

**CELDA DE CONCENTRACIÓN**

Una celda de concentración son aquellas que generan corriente eléctrica a causa de la diferencia de concentraciones del electrólito en ambas Hemiceldas. El voltaje de esta celda se puede calcular por la ecuación de Nernst.



**Ecuación de Nernst**

$$E = - \frac{0,059}{n} \text{Log} \frac{\text{(Concentración de productos)}}{\text{(Concentración Reactantes)}}$$

**PILAS**

En un sistema que permite obtener corriente eléctrica a partir de una reacción redox.

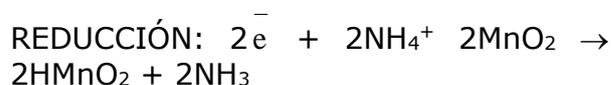
**CLASES DE PILAS:**

**PILAS PRIMARIAS O VOLTAICAS**

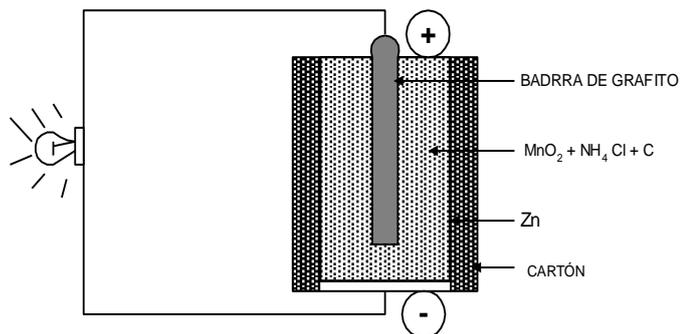
Son aquellas que tienen un duración limitación; estas tienen duración hasta que se agoten los iones de la solución o uno de los electrodos.

**PILA SECA;**

Tienen en la parte intermedia una barra de grafito (c) cubierta por una mezcla acuosa de cloruro de amonio, dióxido de manganeso y carbón. La oxidación ocurre en la envoltura de zinc (Zn) (Anodo) y la reducción ocurre sobre el grafito (Cátodo).



POR CADA Eq-g de Zn se consume 1 mol de MnO<sub>2</sub>

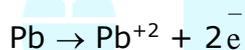


**PILAS SECUNDARIAS O ACUMULADORES**

Son aquellas que se pueden cargar (suministrar energía) y así producir una reacción química, formándose nuevas sustancias; después estas reaccionarán entre sí generando electricidad.

Ejm: Batería

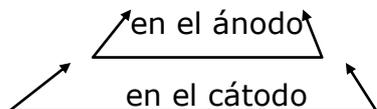
En la descarga, la oxidación ocurre en el ánodo:



Y la reducción en el cátodo



La reacción total es:



→  
Descarga

←  
Carga

**POTENCIALES ELECTROQUÍMICOS NORMALES**

**CONCENTRACIONES IÓNICAS 1M EN AGUA A 25°C**

Nº	SEMI REACCIÓN	POTENCIAL (V)
1	Li	Li + 1e <sup>-</sup> +3.02
2	K	K <sup>+</sup> + 1e <sup>-</sup> +2.925
3	Ca	Ca <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> +2.87
4	Na	Na <sup>+</sup> + 3e <sup>-</sup> +2.714
5	Al	Al <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> +1.66
6	Zn	Zn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> +0.76
7	Cr	Cr <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> +0.74
8	Fe	Fe <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> +0.44
9	Cd	Cd <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> +0.40
10	Ni	Ni <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> +0.25
11	Sn	Sn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> +0.14
12	Pb	Pb <sup>4+</sup> + 4e <sup>-</sup> +0.13
13	H <sub>2</sub> O	2H <sup>+</sup> + 2e <sup>-</sup> 0
14	Cu	Cu <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> -0.34
15	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup> + 1e <sup>-</sup> -0.771
16	Ag	Ag <sup>+</sup> + 1e <sup>-</sup> -0.799
17	2Br	Br <sub>2</sub> <sup>0</sup> + 2e <sup>-</sup> -1.065
18	2Cl	Cl <sub>2</sub> <sup>0</sup> + 2e <sup>-</sup> -1.359
19	Au	Au <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> -1.5
20	2F	F <sub>2</sub> + 2e <sup>-</sup> -2.87

**PROBLEMAS RESUELTOS Y PROPUESTOS**

1. ¿Qué intensidad de corriente (amperios) necesitamos para depositar 90g de aluminio en 5 horas?

(P.A. Al = 27)

- a) 27,0      b) 36,4      c) 48,7  
d) 53,6      e) 60,8

**Resolución**

Aplicamos la 1º ley de Faraday

$$m_{(Me)} = \frac{Eq - g(Me)}{96500} \cdot I \cdot t$$

Luego:

$$I = \frac{m_{(me)} \cdot 96500}{Eq - g_{(Me)} \cdot t}$$

Reemplazando:

$$I = \frac{90g \cdot 96500 \text{ A} \cdot \text{S}}{\frac{27}{3} \text{ g} \cdot 5 \cdot \frac{3600\text{S}}{1\text{H}}}$$

$$I = 53,6$$

**Rpta. d**

2. Si en el cátodo de una celda que contiene  $\text{CuCl}_2$  se han depositado 6,35g de metal durante 1930 segundos ¿Qué corriente se utilizó en amperios? (P.A. Cu = 63,5 Cl = 35,5)

- a) 50A      b) 5A      c) 25A  
d) 2,5A      e) 10A

**Resolución**

Reacción Catódica:



$$Eq - g_{(Cu)} = \frac{63,5}{2} \text{ g}$$

Eq -  $g_{(Cu)}$  = Equivalente gramo del cobre.

Aplicamos:

$$I = \frac{m_{(Me)} \cdot 96500 \text{ A} \cdot \text{S}}{Eq - g_{(Me)} \cdot t}$$

Reemplazamos:

$$I = \frac{6,35 \cdot 96500 \text{ A} \cdot \text{S}}{\frac{63,5}{2} \text{ g} \cdot 1930\text{S}}$$

$$I = 10 \text{ A}$$

**Rpta. e**

3. Determinar el potencial de la siguiente pila:  $\text{Mg}/\text{Mg}^{2+}$ ,  $1\text{M}/\text{Ag}^+$ ,  $1\text{M}/\text{Ag}$

$$(E^\circ \text{Mg}/\text{Mg}^{2+} = 2,34\text{V}; E^\circ \text{Ag}/\text{Ag}^+ = -0,80\text{V})$$

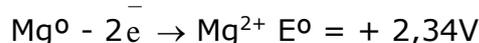
- a) +1,54V      b) +3,14V  
c) +3,94V      d) 0,74V      e) 0,37V

**Resolución**

Aplicamos celdas galvánicas:



Luego: Ordenando las Semiceldas



(Se ha invertido la semireacción y se cambia el signo (-) por (+) en el potencial)

Finalmente:

$$E^{\circ}_{\text{CELDA}} = E^{\circ}_{\text{OXID}} + E^{\circ}_{\text{RED.}}$$

Reemplazamos:

$$E^{\circ}_{\text{CELDA}} = 2,34\text{V} + 0,80\text{V}$$

$$E^{\circ}_{\text{CELDA}} = + 3,14\text{V}$$

**Rpta. b**

4. ¿Cuántos gramos de cobre metálico se puede formar al pasar una corriente de 9,65 amperios a través de una solución de  $\text{CuSO}_4$  durante 1 hora

(P.A. Cu = 63,5)?

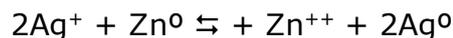
- a) 2,0g                      b) 0,968g  
c) 11,43g                  d) 20,0g  
e) 11,43g

5. Las celdas electrolíticas están conectadas en serie, una de ellas contiene una solución de  $\text{CuSO}_4$  y la otra  $\text{AgNO}_3$ . ¿Cuántos gramos de plata se depositan en el mismo tiempo que se deposita 6,35g de cobre?

(P.A. Ag = 108 Cu = 63,5)

- a) 12g                      b) 10,6g  
c) 18,6g                  d) 21,6g                  e) 30g

6. Encontrar el f.e.m. para la reacción de la siguiente pila:



$$\text{Zn}^0/\text{Zn}^{++} \quad E^{\circ} = 0,76\text{V}$$

$$\text{Ag}^0/\text{Ag}^+ \quad E^{\circ} = -0,80\text{V}$$

- a) 0,80V                  b) 0,76V  
c) 1,56V                  d) -0,80V  
e) -1,56V

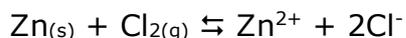
7. Se considera una celda galvánica formada por una lámina de zinc sumergida en una solución de  $\text{ZnSO}_4$  de 1M y una lámina de plata sumergida en una solución de  $\text{AgNO}_3$  1M. El cable conductor y el puente salino completando el circuito. Indicar la proposición incorrecta.

Datos:



- a) El potencial de la celda es el 1,56v  
b) El electrodo de Zn es el ánodo  
c) En el lado de electrodo de plata se produce la oxidación.  
d) El cátodo incrementa su masa y el ánodo disminuye.  
e) Los electrodos fluyen del electrodo de Zn al electrodo de plata.

8. ¿Cuál es el potencial normal de la reacción?



$$\text{Zn}/\text{Zn}^{2+} E^{\circ} = 0,76\text{v} \quad \text{Cl}^{-}/\text{Cl}_2 E^{\circ} = -1,36\text{v}$$

- a) 2,12      b) 1,36      c) 0,6  
d) 0,7      e) 0,4
9. Según la tabla de potenciales es estándar
- $$\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} \quad E^{\circ} : 0,71\text{v}$$
- $$\text{F}_2 \rightarrow \text{F}^{-} \quad E^{\circ} : 2,85\text{v}$$
- ¿Cuál de las afirmaciones es correcta?
- a) El ion  $\text{F}^{-}$  es un agente más oxidante que el ión  $\text{Fe}^{3+}$   
b) El  $\text{F}_2$  es un agente reductor  
c) El ión  $\text{Fe}^{2+}$  es un agente más oxidante que el ión  $\text{F}^{-}$   
d) El ión  $\text{F}^{-}$  es un agente más oxidante que el ión  $\text{Fe}^{2+}$   
e) El ión  $\text{Fe}^{3+}$  es un agente oxidante más energético que el  $\text{F}_2$
10. Una solución acuosa de sal de platino se electroliza pasando una corriente de 2,50 amperios durante 2 horas, produciéndose 9,12 gramos de Pt metálico en el cátodo. ¿Cuál será la carga de los iones platino en dicha solución?  
 $\text{PA}(\text{pt}) = 195 \text{ u.m.a.}$
- a) +1      b) +2      c) +3  
d) +4      e) +5

11. Indique la veracidad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones respecto a la electrólisis:

- I. Es una transformación química no espontánea.  
II. En un electrodo ocurre un proceso de reducción u oxidación.  
III. El proceso a nivel industrial puede utilizar corriente eléctrica continua o alterna.  
IV. En un proceso electrolítico, todas las especies químicas del electrolito siempre se transforman.
- a) VVFV      b) FVFV      c) FFFV  
d) VVFF      e) VVVV

12. Sobre electrolisis

- I. El electrodo positivo es aquel en donde ocurre la oxidación.  
II. El electrodo negativo se llama ánodo, en el ocurre la oxidación.  
III. El conductor externo permite la unión del cátodo y del ánodo, a través de él fluyen los electrones.  
IV. Si el proceso se usa para un electroplateado, el objeto a recubrir se debe colocar en el cátodo
- Es(son) correcto(s)

- a) Todos      b) I - II  
c) II - III      d) I - II - IV  
e) I - III - IV

13. Calcule el valor de la intensidad de corriente que se requiere para reducir todos los iones plata contenidos en 2,6 L de  $\text{AgNO}_3$  2,5M si el proceso debe durar un día.

- a) 2,4 A      b) 3,6 A      c) 8,2A  
d) 10,8 A      e) 7,26 A

# QUÍMICA DE LOS COMPUESTOS DEL CARBONO

## HIDROCARBUROS

### QUÍMICA ORGÁNICA

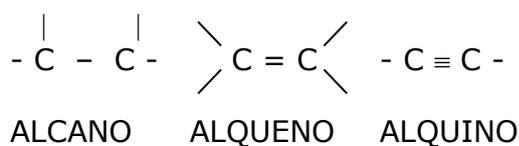
Estudia a los compuestos del carbono y a los elementos organógenos: C, H, O, N y a los biogénicos: P, Ca, Mg, Na, F, I, Fe, etc

### PROPIEDADES DEL CARBONO

- 1) TETRAVALENCIA  
El carbono forma 4 enlaces covalentes
- 2) AUTOSATURACIÓN  
Enlace entre átomos de carbono.
- 3) COVALENCIA  
Compartición de par de electrones.
- 4) FORMA TETRAEDRICA  
Según VAN'T HOFF el carbono se hibridiza y forma un tetraedro ( $sp^3$ ).

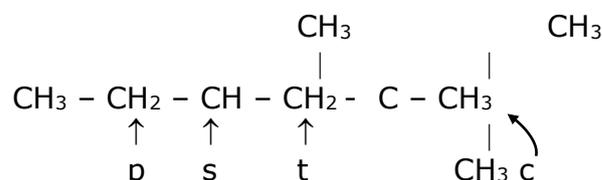
HIBRIDACIÓN:

$sp^3$                        $sp^2$                        $sp$



### TIPOS DE CARBONO

CARBONO	Nº ÁTOMOS DE "C" AL QUE ESTÁ UNIDO
Primario	1
Secundario	2
Terciario	3
Cuaternario	4



### HIDROCARBUROS

Compuestos Binarios formados por H y C.

I. Acíclicos. Cadena abierta

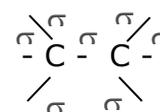
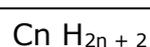
- Saturado                      Alcano  $C_nH_{2n+2}$
- No Saturado                      Alqueno  $C_nH_{2n}$
- Alquino  $C_nH_{2n-2}$

II. Cíclicos: Cadena cerrada

- Alicíclico:                      Ciclo alcano  $C_nH_{2n}$
- Ciclo Alqueno  $C_nH_{2n-2}$
- Ciclo Alquino  $C_nH_{2n-4}$

b) Aromático

### 1. Alcanos o Parafinas



↓

1,2,3.....

F.Global

F.Semidesarrollada

F.Condensada

F.Desarrollada

↓

$C_2H_6$

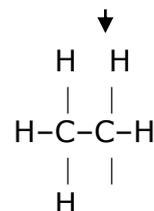
↓

$CH_3-CH_3$   
Etano (IUPAC)

↓

$CH_3 \quad CH_3$

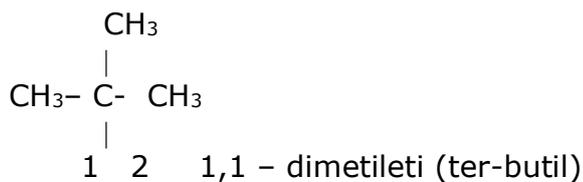
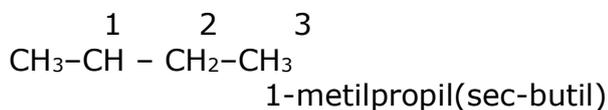
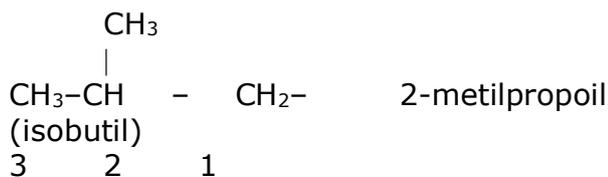
↓



Grupo Alquino (R-)

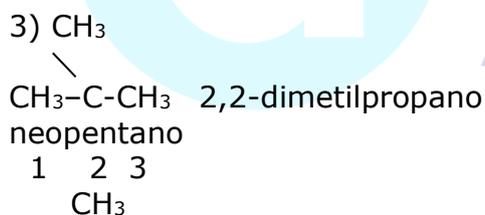
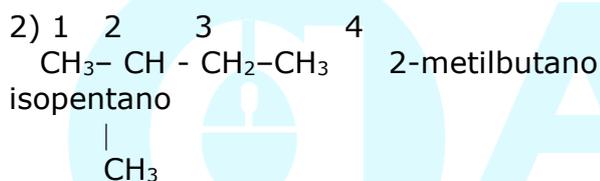
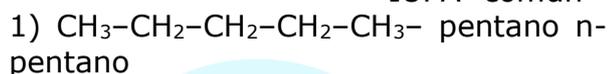
$CH_3$  - metil

$C_2H_5$  - <>  $CH_3-CH_2$  - etil



**III. Isómeros del C<sub>5</sub>H<sub>12</sub> (de Cadena)**

IUPA común

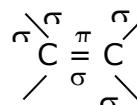
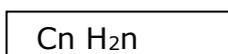


**PROPIEDADES:**

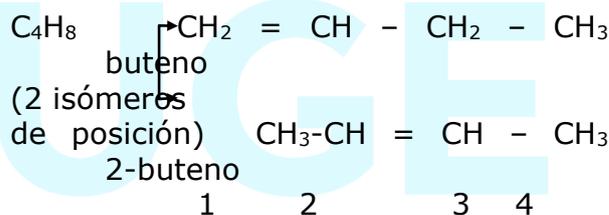
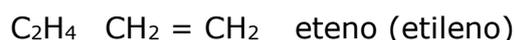
- Son moléculas no polares
- Sus moléculas están unidas por fuerzas de vander waals
- El punto de ebullición aumenta con el número de carbonos.
- En isómeros de cadena a mayor ramificación menor punto de ebullición.
- Son sustancias de poca reactividad (parafinas)
- Son usados como combustibles
- Dan reacciones de sustitución, no de adición (saturados)

- Halogenación:  
 $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{luz}} \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$
- Combustión:  
 a) Completa. Exceso de O<sub>2</sub>  
 $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{calor}$
- Incompleta. Deficiencia de O<sub>2</sub>  
 $2\text{CH}_4 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO} + 4\text{H}_2\text{O} + \text{calor}$

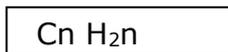
**2. Alquenos u Olefinas**



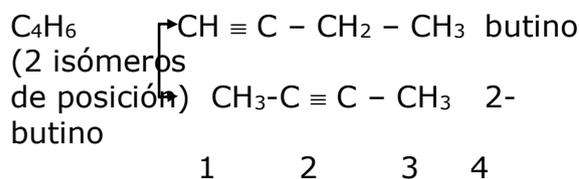
n: 2,3,4.....



**3. Alquinos o Acetilénicos**



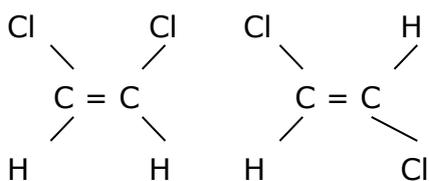
2,3,4.....



**PROPIEDADES:**

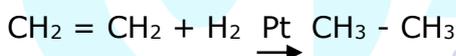
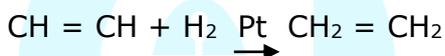
- La mayor parte de las propiedades físicas de los alquenos y alquinos son semejantes a los alcanos correspondientes.

- Los alquenos y alquinos dan reacciones de adición.
- Los alquenos tienden a ser ligeramente más polares que los alcanos.
- Los alquinos son más ácidos que los alquenos y éstos más ácidos que los alcanos correspondientes.
- Los alquenos presentan isomería geométrica

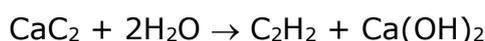


$\mu = 2,95D$                        $\mu = 0D$   
 p.e. =  $60^{\circ}C$                       p.e. =  $48^{\circ}C$   
 cis 1,2-dicloroeteno      trans 1,2-dicloroeteno

- Hidrogenación:



- Obtención de etino (acetileno)



## HIDROCARBUROS ALICÍCLICOS



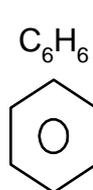
Ciclo Propano      Ciclo butano      Ciclo buteno

### PROPIEDADES:

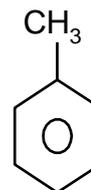
- Los anillos de más de 5 carbonos son más estables.
- Los anillos de 3 o 4 carbonos dan reacciones de adición y los anillos de 5 y 6 carbonos se comportan como los alcanos.

## HIDROCARBUROS AROMÁTICOS

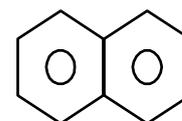
- Son moléculas planas
- Son apolares
- Los átomos de carbono están hibridados  $sp^2$
- Presentan resonancia, lo que le da estabilidad a anillo.
- Dan reacciones de sustitución



Benceno

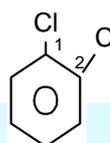


Tolueno

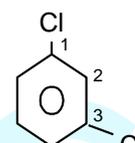


Naftaleno

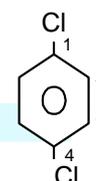
## ISÓMEROS DE POSICIÓN



1,2-diclorobenceno  
1,4-diclorobenceno  
orto-diclorobenceno  
para-diclorobenceno



1,3-diclorobenceno  
meta-diclorobenceno



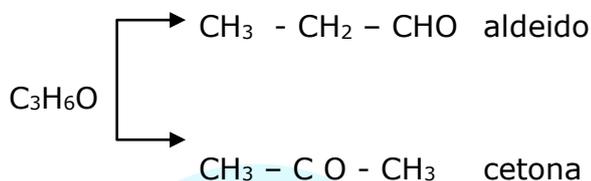
## FUNCIONES OXIGENADAS Y NITROGENADAS

Función	Fórmula
Alcohol	R-OH
Eter	R-O-R
Aldehido	R-CHO
Cetona	R-CO-R
Acido carboxílico	R-COOH
Ester	R-COO-R
Amina	R-NH <sub>2</sub>
amida	R-CONH <sub>2</sub>

Nombre	Ejemplo
...ol	CH <sub>3</sub> - CH - CH <sub>2</sub> - CH <sub>3</sub> 2-BUTANOL
...eter	OH
...al	CH <sub>3</sub> - O - CH <sub>3</sub>

...ona	DIMETILETER
acido...oico	CH <sub>3</sub> -CHO ETANAL
...ato de	CH <sub>3</sub> - CO-CH <sub>3</sub>
...ilo	PROPANONA (ACETONA)
...amina	CH <sub>3</sub> - COOH ACIDO
...amida	ETANOICO
	CH <sub>3</sub> -COO-CH <sub>3</sub>
	ETANOATO DE METILO
	CH <sub>3</sub> -NH <sub>2</sub>
	METILAMINA
	CH <sub>3</sub> - CONH <sub>2</sub>
	ETANAMIDA

Isómeros de función: Se diferencian por tener distintos grupos funcionales.



**PETRÓLEO**

Es una mezcla mineral compleja de hidrocarburos sólidos, líquidos y gaseosos. El petróleo contiene también compuestos nitrogenados, oxigenados y sulfurados. El azufre es un elemento inconveniente.

Tiene origen marino (Hipótesis mas aceptable)

**PROPIEDADES**

- Son líquidos de consistencia oleosa, viscosos, fluorescentes.
- Insolubles en agua.
- Color variable, pardo rojizo con reflejo verdoso y oscuro
- Menos denso que el agua (0,78 - 0,91 g/ml)

**REFINACIÓN:**

Es la separación de fracciones útiles del petróleo crudo. En primer lugar se separan los sólidos en suspensión, el agua y las sales orgánicas. Luego se somete a destilación fraccionada.

**PRINCIPALES FRACCIONES DEL PETRÓLEO:**

Fracción	Nº átomos de C	T. ebullición (°C)
Gas natural	C <sub>1</sub> -C <sub>4</sub>	-161 a 20
Eter de petróleo	C <sub>5</sub> - C <sub>6</sub>	30 a 60
Ligroina	C <sub>7</sub>	20 a 135
Gasolina	C <sub>6</sub> - C <sub>12</sub>	30 a 180
Queroseno	C <sub>11</sub> - C <sub>16</sub>	170 a 290
Aceite lubricante	C <sub>15</sub> - C <sub>24</sub>	300 a 370

**Cracking (Ruptura pirolítica)**

Es la ruptura de moléculas grandes de Hidrocarburos por efecto de una elevada temperatura y presión obteniéndose alcanos y alquenos de baja masa molar.

**Cracking térmico.**

Se realiza a una temperatura de 470°C a 510°C y 50 atm. Esta gasolina tiene mayor octanaje que la gasolina obtenida por destilación directa.

**Cracking Catalítico**

Se realiza a una temperatura de 430 a 460°C y una presión de 1,4 a 3,4 atm. Usando un catalizador. Esta gasolina tiene mayor octanaje que la gasolina obtenida por cracking térmico.

**Alquilación.** Es un proceso para obtener gasolina de alto índice de octano. Los alcanos y alquenos de baja masa molar se condensan originando hidrocarburos ramificados.

**Índice de Octano.** Es una medida de un combustible a detonar.

El índice de octano aumenta al disminuir la masa molar y aumentar las ramificaciones.

Los alquenos, ciclo alcanos o hidrocarburos aromáticos tienen alto índice de octano.

**Octanaje de algunos hidrocarburos:**

HIDROCARBURO	ESTRUCTURA MOLECULAR
n-heptano	CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>5</sub> -CH <sub>3</sub>
2-metilhexano	CH <sub>3</sub> -CH-(CH <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> -CH <sub>3</sub>
2,2,4-timetilpentano	CH <sub>3</sub> C(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> CH(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>
Benceno	C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>
Tolueno	CH <sub>3</sub> -C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>
2,2,3-timetilbutano	CH <sub>3</sub> C(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> CH(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>

TIPO DE ESTRUCTURA	OCTANAJE
Lineal	0
Ramificada	42
Ramificada	100
Aromático	106
Aromático	120
Ramificada	125

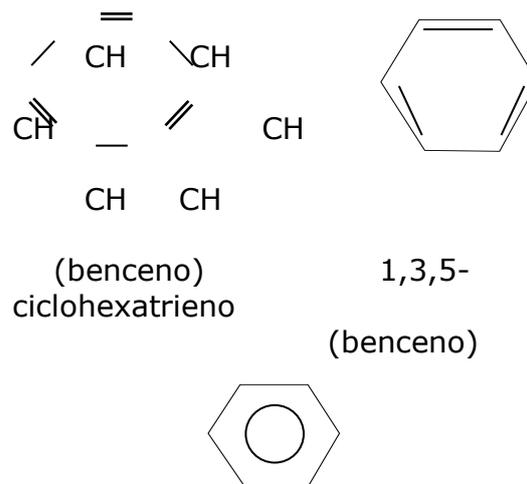
**HIDROCARBUROS AROMÁTICOS**

En la serie aromática los compuestos son isocíclicos. Llamados bencénicos porque el benceno es el más simple de esta serie y al resto se les considera como derivados del benceno. La propiedad característica es su aroma. Los hidrocarburos aromáticos se encuentran y extraen principalmente del alquitrán de la hulla (en la destilación seca).

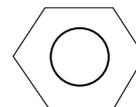
**EL BENCENO, C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>**

Conocido como bencina (de alquitrán) o benzo. Su nombre químico es 1,3,5-ciclohexatrieno.

Fue descubierto en 1825 por Michael Faraday, comprendiéndose que era un hidrocarburo insaturado por su peso y fórmula molecular, lo que no se comprendía era el arreglo de sus átomos. Después de muchas tentativas y modelos para encontrar una estructura que explique sus propiedades, se aceptó la del alemán Friedrich Kekulé. Sin embargo ninguna ha convencido totalmente.



(benceno) 1,3,5-ciclohexatrieno (benceno)



benceno "núcleo bencénico"

La estructura del benceno presente tres enlaces dobles conjugados los cuales no son fijos sino móviles y oscilan entre las dos posiciones posibles, por lo que se representa el benceno por un hexágono regular con un círculo inscrito indicando los enlaces "deslocalizados".

En la estructura los seis carbonos son equivalentes, porque cada uno tiene sólo un hidrógeno.

**Propiedades Físicas del Benceno**

Es un líquido incoloro de olor agradable (aromático), muy inflamable, muy volátil, insoluble en el agua, pero miscible en éter, cetona, alcohol, refrigerante (refracta la luz); es tóxico; generalmente su combustión es incompleta.

Se usa como materia prima para obtener nitrobenceno, anilina, etc.

Se usa como disolvente (de grasas, resinas, caucho, azufre, etc.)

**Propiedades Químicas del Benceno-Reacciones:**

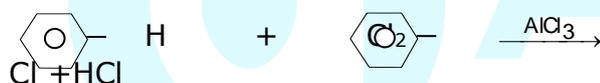
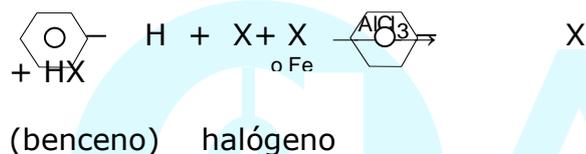
El anillo bencénico no se altera es muy estable y poco reactivo (como los alcanos), es decir al reaccionar sólo se

sustituyen los hidrógenos y poco se rompe el enlace carbono-carbono, resistiendo la acción de los oxidantes.

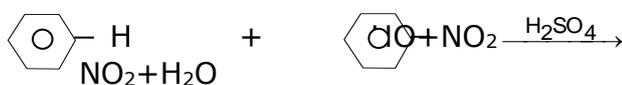
Da reacciones de sustitución, oxidación, adición, nitración, etc.

1. **Reacciones de Sustitución.**- Son la halogenación, nitración, sulfonación y alquilación. Se puede obtener productos como: di y trisustituidos según se hayan sustituido 1, 2 ó 3 hidrógenos por halógenos.

a) **Halogenación.**- Generalmente con el Cl y Br. Se pueden obtener: monohalogenados, dihalogenados y trihalogenados. Se usa como catalizador el tricloruro de Al, ó Fe.

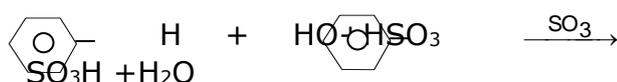


b) **Nitración.**- Con el ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>). El HNO<sub>3</sub> se adiciona mezclado con ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>), formando la "mezcla sulfonítrica".



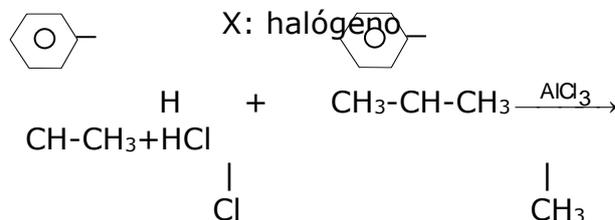
benceno      ac. Nítrico      nitrobenzono

c) **Sulfonación.**- Con el ácido sulfúrico "fumante"



benceno      ác.sulfúrico      ácido  
bencenosulfónico

d) **Alquilación.**- Consiste en sustituir un H por un radical alquílico.

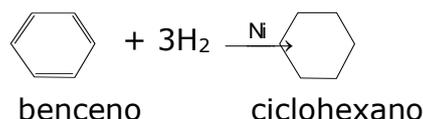


2. **Reacción de Oxidación.**- Es una reacción muy limitada. En condiciones específicas de temperatura y catalizador, reacciona con el aire para dar el fenol.

3. **Reacción de Combustión.**- Arde con llama fuliginosa. Su combustión completa produce: CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O + calor

4. **Reacción de Adición.**- Lo realiza en función a sus enlaces insaturados que posee. Son difíciles de realizar.

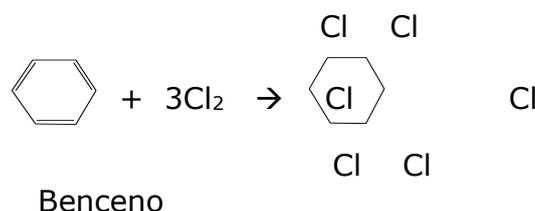
a. **Adición de Hidrógeno (Hidrogenización).**- En presencia de Ni.



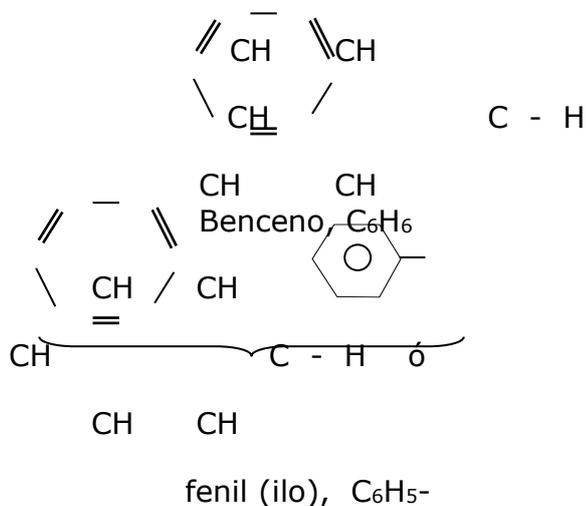
b. **Adición de Halógeno.**- Generalmente Cl y Br. Pueden adicionarse: un mol, 2 y hasta tres moles de halógeno.

Ejm.:

En ciertas condiciones el cloro puede saturar los 3 dobles enlaces.



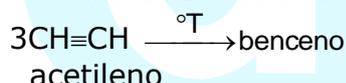
Cuando el benceno pierde un hidrógeno se obtiene un radical que se denomina: fenil o fenilo.



**OBTENCIÓN DEL BENCENO**

Se obtiene a partir de algunos petróleos y en especial por destilación fraccionada del alquitrán de la hulla. También por los siguientes métodos:

1. Síntesis de Berthelot:



2. Además por reducción del fenol o por hidrólisis del ácido bencensulfónico.

CARÁCTER AROMÁTICO

Para reconocer si un compuesto es aromático debe tener:

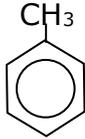
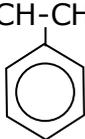
1. Cadena cerrada y enlaces dobles alternados.
2. La cantidad de dobles enlaces debe ser = 2n+1, para n = 0, 1,2,4, ..., enteros. Siendo siempre impar el número de dobles enlaces.

DERIVADOS DEL BENCENO

Entre los principales, tenemos: mono, di y trisustituidos.

1. Monosustituidos.- Cuando se ha sustituido un hidrógeno por un radical o un elemento monovalente. Tenemos:

2.

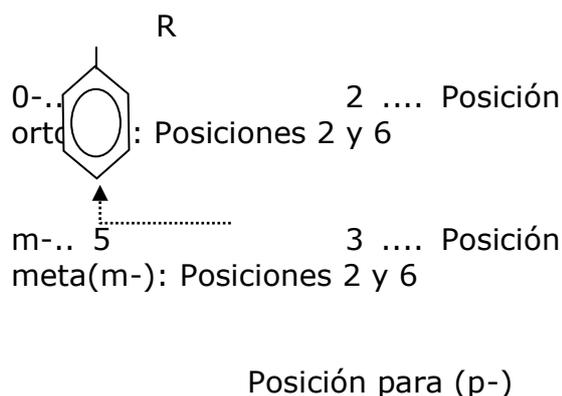
Alquilbencenos	
 Metilbenceno (Tolueno)	 Isopropilbenceno o 2-fenilpropano (Cumeno)
Alquilbencenos	Acetilbencenos
 vinilbenceno fenilbenceno (estireno)	 Acetilbenceno Fenilacetileno

Para grupos diferentes a los alquílicos:

 Hidroxibenceno (fenol)	 Fenilmetanol (alcohol bencílico)	 Benzaldehído (fenical)
---	---	---

 Ácido benzoico	 Aminobenceno (anilina)	 Nitrobenceno
---	---	---

3. **Derivados Disustituídos.**- Cuando se ha sustituido dos hidrógenos por grupos monovalentes (o elementos). Los sustituyentes pueden ser iguales o diferentes. Se dan tres casos de isomerismo, denominados: orto (o-), meta (m-) y para (p-).



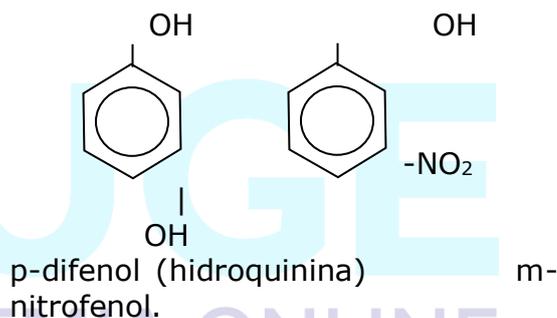
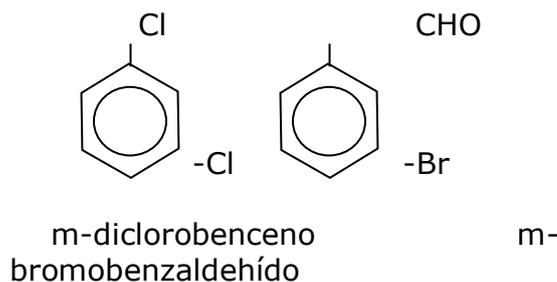
Xilenos o Xiloles		
-CH <sub>3</sub>	-CH <sub>3</sub>	-CH <sub>3</sub>
o-metiltolueno o-xileno	m-metiltolueno m-xileno	p-metiltolueno p-xileno.

Cresoles		
-OH	-OH	-OH
o-hidroxitolueno o-cresol	m-hidroxitolueno m-cresol	p-hidroxitolueno. p-cresol

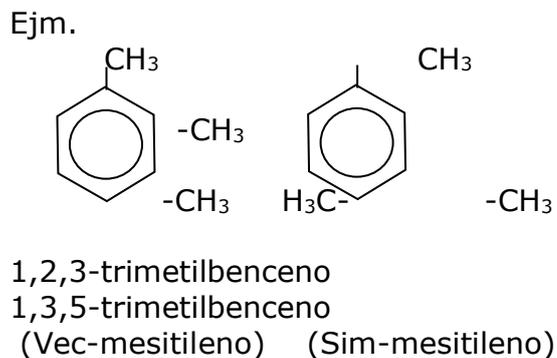
También se conocen otros disustituídos. Ejm.

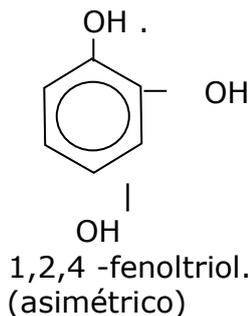
Difenoles: o-fenodiol, m-fenodiol y p-fenodiol.

Diácidos carboxílicos: o-benzodíoico (ácido ftálico), m-benzodíoico (ácido isoftálico) y p-benzodíoico (ác. tereftálico). Otros ejemplos:

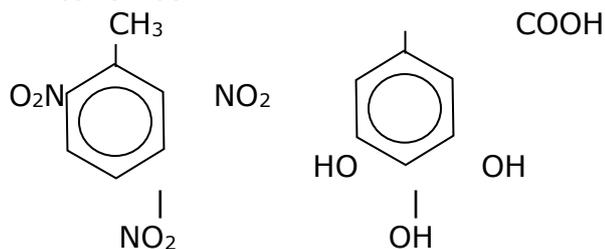


**Derivados Trisustituídos.**- Cuando se han sustituido tres hidrógenos del anillo bencénico, Se presentan tres isómeros: Vecinal o Vec-(en las posiciones 1, 2 y 3), Asimétrico o Asim-(posiciones: 1, 2 y 4) y simétrico o Sim-(posiciones: 1, 3 y 5); cuando los tres sustituyentes son iguales.





Entre los derivados tetrasustituídos, tenemos:



Trinitrotolueno  
(trilita o trotyl)  
(TNT)  
OH .

(ácido gálico)



Generalmente se disponen en forma simétrica.

**PROPIEDADES DE LOS DERIVADOS DEL BENCENO**

- a) **El Tolueno.**- Es un líquido incoloro, insoluble en agua. Se obtiene a partir del alquitrán de la hulla. Su derivado más importante es el trinitrotolueno ó 2, 4, 6-trinitrotolueno (TNT). Se usa: como solvente, en termómetros de bajas temperaturas. Más tóxico que el benceno.
- b) **El Fenol.**- Llamado ácido fénico o ácido carbólico, también se le obtiene del alquitrán de la hulla, es

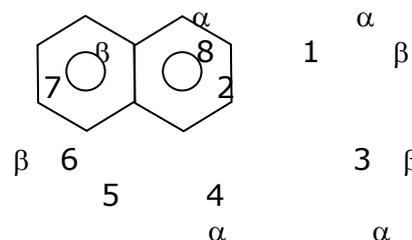
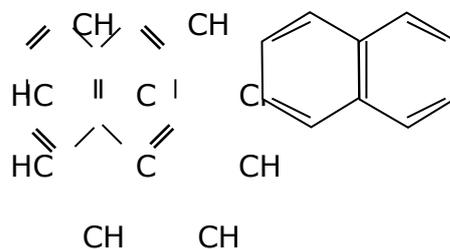
un sólido cristalino, poco soluble en agua; coagula la albúmina. Se usa en medicina (como antiséptico) y en la industria. Es tóxico y cáustico.

- c) **La Anilina.**- En un líquido oleoso, incoloro, tóxico, olor desagradable, poco soluble en agua. Es una sustancia básica para la obtención de colorantes.
- d) **Los cresoles.**- Se encuentran en el alquitrán de la hulla. Son desinfectantes.
- e) En general son líquidos, olor agradable e insolubles en agua. Al aldehído benzoico se le llama "esencia de almendras amargas". El TNT, es un poderoso explosivo.

**COMPUESTOS POLINUCLEARES AROMATICOS**

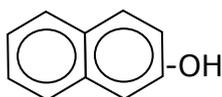
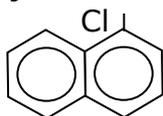
Tienen más de un anillo bencénico.

- 1. **Naftaleno.**- Comúnmente se conoce como naftalina. En un sólido cristalino blanco, insoluble en agua. Se sublima fácilmente. Se obtiene a partir del alquitrán de la hulla. Se usa como antiséptico e insecticida. Es más reactivo que el benceno. Su fórmula global es  $C_{10}H_8$ .



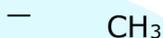
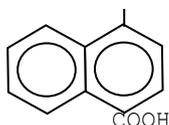
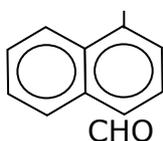
Las posiciones indicadas con letras griegas o con números son los carbonos con hidrógeno sustituible. La nomenclatura común usa letras griegas. La nomenclatura IUPAC usa los números.

Ejm.



1-cloronaftaleno

2-hidroxinaftaleno



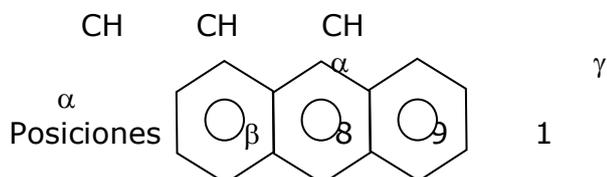
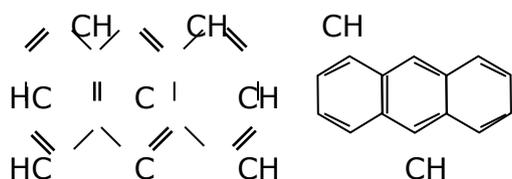
2-metil-1-naftal

3-bromo-1-naftoico.

El naftaleno también da reacciones de halogenación, nitración, sulfonación y alquilación, etc.

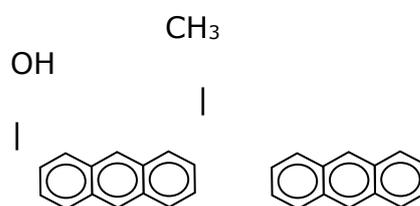
**Antraceno.**- Su fórmula general es C<sub>14</sub>H<sub>10</sub>. Resulta de la condensación de tres anillos bencénicos. Es sólido, insoluble en agua, cristaliza en láminas incoloras. Se encuentra en el alquitrán de la hulla. Se usa en la industria de los colorantes.

Sus principales reacciones son: cloración, nitración y sulfonación.



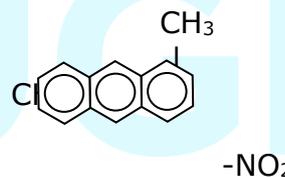
Sustituibles 2 7  
 2  
 beta 6  
 3 5 10 4  
 alpha alpha gamma

Las posiciones con letras griegas (sistema común) o números (sistema IUPAC) indican los C con hidrógeno sustituible. Ejm.



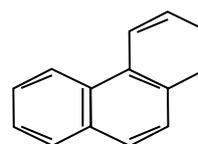
9-metilantraceno  
(gamma-metilantraceno)

1-hidroxiantraceno  
(alpha-antrol)



10-cloro-3-nitro-1,7-dimetilantraceno

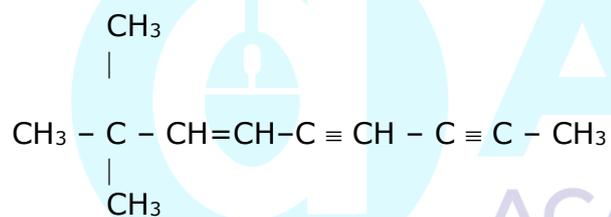
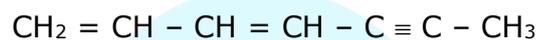
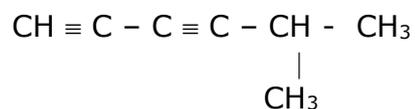
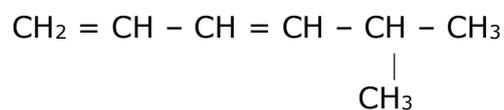
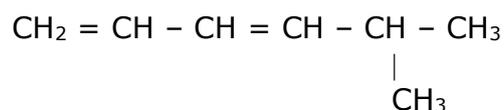
Además se conoce:



fenantreno

## PROBLEMAS PROPUESTOS

1. ¿Qué propiedad no corresponde al carbono?
- Se combina por covalencia
  - Es tetravalente
  - Se autostura
  - Al combinarse forma orbitales híbridos  $sp$ ,  $sp^2$ ,  $sp^3$ .
  - Sus alótropos tienen propiedades iguales.
2. ¿Cuántos carbonos primarios y secundarios tienen la molécula: 2,2,4 - trimetil pentano?
- 5,1
  - 5,2
  - 4, 3
  - 3,2
  - 6,3
3. ¿Cuántos enlaces sigma y pi hay en una estructura siguiente?  
 $CH \equiv C - CH_2 - CH = CH_2$
- 10;3
  - 8,2
  - 10,4
  - 9;2
  - 9;3
4. ¿Cuál es el nombre IUPAC del siguiente hidrocarburo?
- $$\begin{array}{c}
 CH_3 - CH_2 - CH - CH_3 \\
 | \\
 CH_2 - CH_3
 \end{array}$$
- 2-etilbutano
  - 3-metilpentano
  - 3-metilhexano
  - Isohexano
  - Neopentano
5. ¿Cuál de los siguientes hidrocarburos presenta mayor atomicidad?
- 2,2 - dimetil pentano
  - heptano
  - octeno
  - 2,3 - dimetilhexano
  - ciclo pentano
6. ¿Cuántos isómeros de cadena tiene el pentano,  $C_5H_{12}$ ?
- 4
  - 3
  - 2
  - 5
  - 6
7. ¿Cuántos carbonos presenta hibridación  $sp^2$  la siguiente molécula?
- $$CH_2 = CH - CH_2 - CH = CH - C \equiv CH$$
8. Establezca la relación correcta
- $CH_4$ ;  $sp^2$
  - $C_3H_8$ ;  $sp$
  - $C_2H_2$ ;  $sp^3$
  - $C_2H_4$ ;  $sp^2$
  - $CCl_4$ ;  $sp^2$
9. Señalar la relación no correcta.
- $C_3H_6$  Ciclo propano
  - $C_2H_5$  - ETIL
  - $CH_2 = CH_2$  eteno
  - $CH_3 - CH - CH_2$  - Isobutil
  - $CH_3 - CH = CH - CH_3$  Buteno
10. ¿Cuáles son las siguientes sustancias no productos de la combustión del gas propano?
- C
  - CO
  - $CO_2$
  - $H_2O$
  - $SO_2$
11. El nombre IUPAC a los compuestos siguientes:
- $$\begin{array}{c}
 CH_3 - CH - (CH)_2 - CH - CH - CH_3 \\
 | \quad \quad \quad | \quad | \\
 CH_2 \quad \quad \quad Cl \quad CH_3 \\
 | \\
 CH_3
 \end{array}$$
- $$\begin{array}{c}
 CH_3 - CH - CH - CH_2 - CH - CH_3 \\
 | \quad | \quad \quad | \\
 CH_3 \quad C_2H_5 \quad CH_3
 \end{array}$$
- $$\begin{array}{c}
 CH_3 - CH - CH_2 - CH - CH_3 \\
 | \quad \quad | \\
 C_2H_5 \quad CH_3
 \end{array}$$



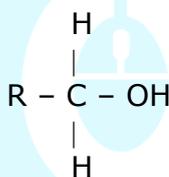
# FUNCIONES OXIGENADAS Y NITROGENADAS

## I. FUNCIONES OXIGENADAS

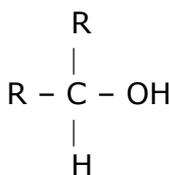
### 1.1 ALCOHOLES

- Son compuestos que tienen como fórmula global: R-OH donde R: es radical no aromático y OH<sup>-</sup> es el radical oxidrilo o hidroxilo.
- Los alcoholes se pueden obtener, de la oxidación primaria de los hidrocarburos, donde un átomo de "H" se sustituye por el radical: OH<sup>-</sup>
- Los alcoholes se dividen en tres clases:

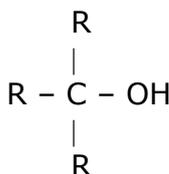
#### a) Alcohol primario (1°)



#### b) Alcohol secundario (2°)



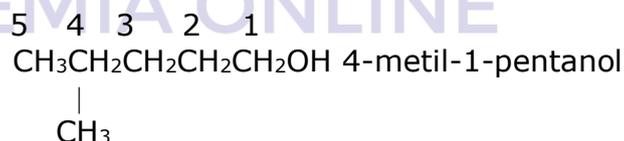
#### c) Alcohol terciario (3°)



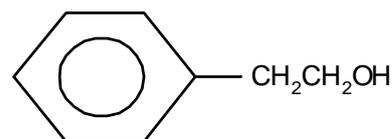
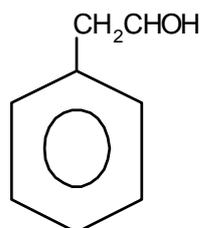
- Los alcoholes son compuestos en los cuales un grupo oxidrilo está unido a un carbono saturado.
- **Nomenclatura UIQPA**

- Se selecciona la cadena de carbonos continua más larga a la cual esté directamente unido el oxidrilo. Cambiar el nombre del alcano correspondiente de esta cadena eliminando la "o" final y agregando la terminación "ol". Esto proporciona el nombre base del Alcohol.
- Se enumera la cadena de carbonos continua más larga, de manera que el carbono que contiene el grupo oxidrilo utilizando este número; además indicar las posiciones de otros sustituyentes (o enlaces múltiples) utilizando los números correspondientes a su posición a lo largo de la cadena de carbonos.

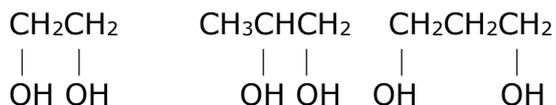
Ejemplo:



3-cloro-1-propanol      4-penteno-2-OL



Los alcoholes que contienen dos grupos oxidrilo se conocen comúnmente con GLICOLES. En el sistema UIQPA se llaman DIOLES.



Etien glicol (común) Propoilenglicol(común)  
 Trimetilén glicol (común)  
 1,2-Etano diol (UIQPA) 1,2-Propanodiol(UIQPA)  
 1,3-Propanodiol(UIQPA)

**Nomenclatura común**

Con frecuencia, los alcoholes simples se identifican por sus nombres comunes para el cual se antecede el término ALCOHOL y se le a la terminación ILICO.

Ejemplo:

CH<sub>3</sub>OH Alcohol metílico

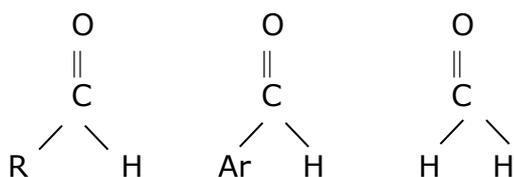
CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH Alcohol etílico  
 |  
 OH

CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>CH<sub>2</sub>CH<sub>2</sub>OH Alcohol n-butílico

CH<sub>3</sub>  
 |  
 CH<sub>3</sub>CCH<sub>2</sub>OH Alcohol neopentílico  
 |  
 CH<sub>3</sub>

**1.2 Aldehido**

- Compuestos en los cuales el grupo "carbonilo" (> c = O) está enlazado al carbono y al hidrógeno. Teóricamente se sustituyen dos átomos de hidrógeno de un carbono primario por un átomo de oxígeno.
- Los aldehidos pueden tener las siguientes fórmulas generales:



Donde:

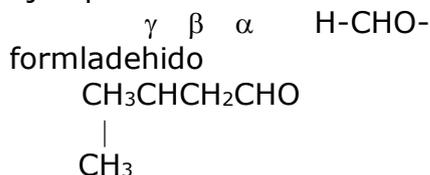
R : grupo alquilo

Ar: Grupo Arilo (grupo aromático)

- **Nomenclatura común**

- Se le da la terminación Aldehído.
- Para designar la ubicación de un grupo sustituyente se le asignan letras griegas a los átomos de carbono de la cadena unida al grupo aldehído.

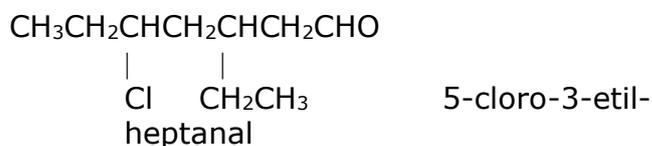
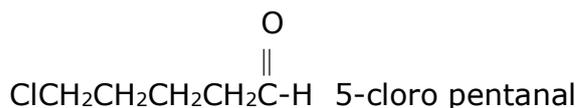
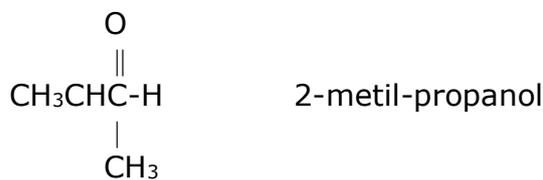
Ejemplo:



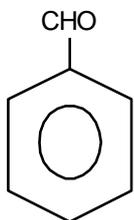
**Nomenclatura UIQPA**

- Primero se escoge la cadena continua más larga que posee el grupo aldehído, se reemplaza la "o" final del nombre del correspondiente alcano principal por el sufijo "AL".
- Se enumera la cadena de tal manera que el grupo aldehído sea el carbono 1 y se escribe en orden alfabético el nombre de los otros grupos orgánicos sustituyentes.

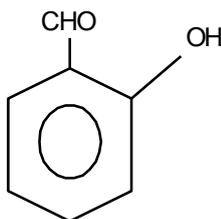
Ejemplo:



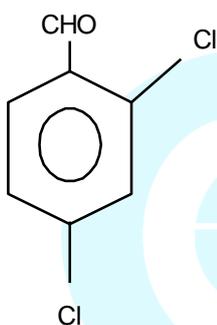
- A los aldehídos aromáticos se les asignan nombres derivados del benzaldehído, el aldehído aromático más simple:



Benzaldehído



O - hidroxibenzaldehído



2,4 - dicloro benzaldehído

**NOTA:**

Al metanol en solución acuosa diluida al 33% se le llama: Formol.

**OBSERVACIONES**

- El formaldehído (metanol) a temperatura ambiente, es un gas incoloro de olor irritante, ebulle a  $-21^{\circ}\text{C}$ , es soluble en agua, ya que reacciona con ella y produce hidratos.
- Las soluciones acuosas de formaldehído se denominan soluciones de formalina, el cual se utiliza como preservativo de especímenes biológicos algunos líquidos embalsamantes también contienen formalina.

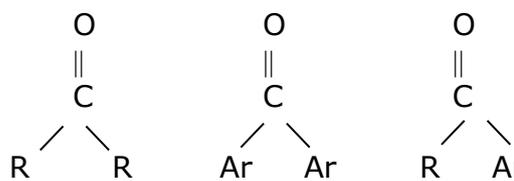
- Otras aplicaciones del formaldehído son: producción del papel, madera triplex, aislantes caseros, cueros, drogas, cosméticos, etc.
- Si se polimeriza el formaldehído con el fenol, se libera agua y se sintetiza el polímero llamado baquelita.
- Otro polímero del formaldehído es la fórmica, la cual se utiliza para laminar la superficie de muebles y otros productos.
- Otro polímero del formaldehído es el melmac, el cual se utiliza en vajillas.

**1.3 cetonas**

- Proviene de la oxidación de los alcoholes secundarios, eliminando una molécula de agua. Teóricamente se sustituyen 2 átomos de hidrógeno de un carbono secundario por un átomo de oxígeno.
- Grupo característico.



- Las cetonas pueden tener las siguientes fórmulas:



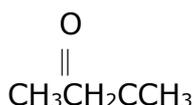
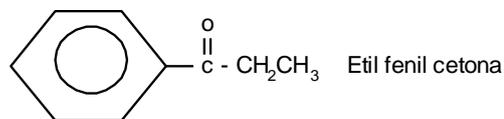
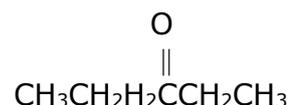
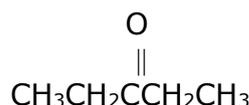
Donde : R = grupo alquilo  
Ar = arilo

**- Nomenclatura común:**

Se derivan de los nombres de los dos grupos unidos al carbono carbonilo, seguido por la palabra cetona.



Acetona

metil etil cetona  
Dimetil cetona

### Nomenclatura UIQPA

- La terminación es "ONA"
- Para cetonas con cinco o más átomos de carbono, se enumera la cadena y se coloca el número más bajo posible al átomo de carbono del grupo carbonilo. Este número se utiliza para ubicar el grupo carbonilo, el cual separa mediante un guión el nombre de la cadena principal.

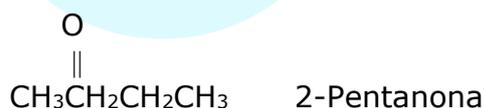
Ejemplo:



Propanona



Butanona



### Observaciones

- La cetona (propanona) es un solvente excelente, disuelve muchos compuestos orgánicos y también es miscible con agua.
- Los removedores de esmaltes son soluciones que contienen acetona. También se utiliza en la producción de colorantes, cloroformo y explosivos.

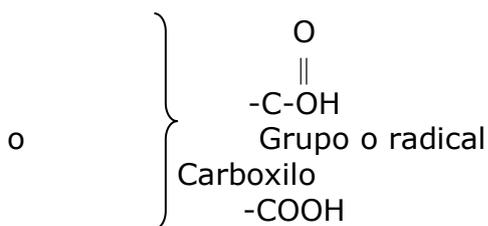
- En individuos normales la concentración de acetona en la sangre nunca es mayor de  $1\text{mg}/100\text{cm}^3$  de sangre. Sin embargo, en los diabéticos sin control la concentración de acetona se hace muy alta: mayor de  $50\text{mg}/100\text{cm}^3$  de sangre.

### Observaciones adicionales

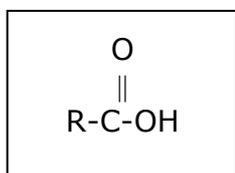
- Los Aldehidos y las cetonas tienen puntos de ebullición más bajos que los de los alcoholes con masas moleculares similares.
- Los aldehidos y las cetonas de alto peso molecular tiene olores agradables, algunos de los compuestos carbonílicos de bajo peso molecular tienen olores agrios y penetrantes.
- Los aldehidos y las cetonas de bajo peso molecular son solubles en agua, no pueden formar enlaces de hidrógeno entre sí, pero si lo hacen con el agua.
- Los compuestos carbonílicos de alto peso molecular son insolubles en agua debido a que los grupos alquilo y arilo incrementan el carácter no polar de la molécula.

### 1.3 Ácidos Carboxílicos o Ácidos Orgánicos

Son derivados hidrocarbonados que contienen un grupo carboxilo.

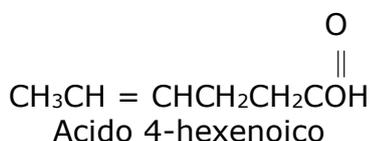
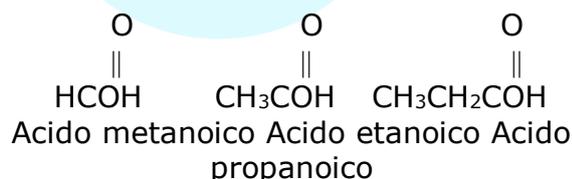


Los ácidos carboxílicos tienen un grupo "R: radical" o un átomo de hidrógeno unido al grupo carboxilo, es por ello que la fórmula general de los ácidos orgánicos son:



**- Nomenclatura UIQPA**

- Se obtienen eliminando la "o" final del nombre del alcano correspondiente a la cadena más larga del ácido, adicionando la terminación OICO y anteponiendo la palabra ácido.

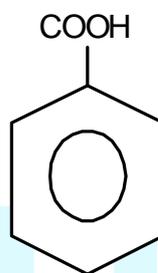


**- Nomenclatura común**

- Muchos ácidos carboxílicos tienen nombres comunes derivados de palabras griegas o latinas que inician una de sus fuentes naturales.

IUDAC	NOMBRE COMÚN	FUENTE
Ac. Metanoico	Ac. fórmico	Hormiga
Ac. Etanoico	Ac. acético	Vinagre
Ac. Butanoico	Ac. butírico	Mantequilla
Ac. Hexanoico	Ac. caproico	rancia
Ac. Pentanoico	Ac. valérico	Caper o
Ac.	Ac.	cabra
Octadecanoico	esteárico	Valerum, fuerte Cebo

El ácido benzoico es el ácido aromático más sencillo tiene un grupo carboxílico unido a un anillo bencénico.



Acido Benzoico

**Observaciones**

- El ácido fórmico: HCOOH; es uno de sus componentes altamente irritantes del fluido inyectado en la picadura de una hormiga o abeja.
- El ácido acético CH<sub>3</sub>COOH: es el ácido carboxílico comercial más importante. Uno de sus usos principales es como acidulante (sustancia que de las condiciones ácidas adecuadas para una reacción química). El ácido acético también se puede adquirir en una forma relativamente pura (cerca del 100%) denominada ácido acético glacial.
- Las sales de los ácidos carboxílicos reciben el nombre de SALES CARBOXILADAS. Los cuales en su nomenclatura común, terminan en "ATOS" y en su nomenclatura UIQPA terminan en "OATOS".

**Ejemplo:**

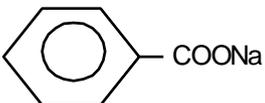
CH<sub>3</sub>COONa: Acetato de sodio/etanoato de sodio

**Además:**

Las sales de sodio y calcio del ácido propionico se utilizan como compuestos preservativos de alimentos.

CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>COONa      (CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>COO)<sub>2</sub>Ca  
 Propionato de sodio    Propionato de calcio

Estas sales se agregan a los quesos y productos horneados para inhibir el crecimiento de microorganismos, especialmente hongos.

El benzoato de sodio 

inhibe en forma efectiva, el crecimiento de hongos en los productos relativamente ácidos, cuyos valores de pH están por debajo de 4,5.

El benzoato de sodio es un ingrediente utilizado en las bebidas carbonatadas, mermeladas, melazas, drogas y cosméticos.

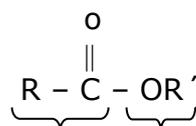
El sorbato de potasio (CH<sub>3</sub>CH=CHCH=CHCOOK) se encuentra en los productos alimenticios que tienen valores de pH por encima de 4,5. Estos incluyen carnes, frutas y jugos.

**1.4 ESTERES**

- Las moléculas de éster contienen un grupo carbonilo unido a un grupo -OR, así:



Donde



Derivado del ácido

Derivado del alcohol

**- Nomenclatura UIQPA**

\* Primero, se suprime la palabra ácido y se sustituye el sufijo ICO del nombre de ácido por "ATO", a continuación se escribe la preposición "de" seguida del nombre del grupo alquilo o arilo del correspondiente alcohol.

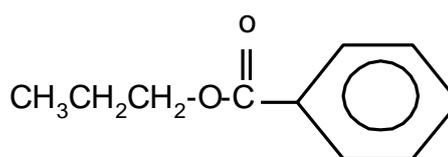
Ejemplo:



Butanoato de etilo (UIQPA)

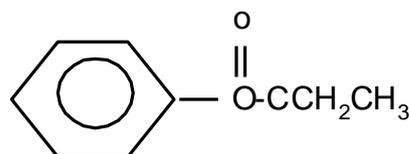
O  
 Butirato de etilo (nombre común)

Ejemplo:



benzoato n-propilo

Ejemplo:



Propoanoato de fenilo (UIQPA)

**Observaciones**

- Muchos de los ésteres tienen agradables olores a frutas, motivo

por el cual son buenos agentes aromatizantes para los alimentos.

- En la naturaleza existen muchos ésteres, tal como las CERAS, que son ésteres de ácidos grasos y alcoholes de cadena largas.

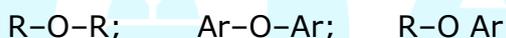


molécula de cera

Las ceras se utilizan en la producción de cosméticos, abrillantadores y elementos médicos.

### 1.5 Eteres

Son el grupo de los derivados hidrocarbonados que contienen las siguientes estructuras:



Donde

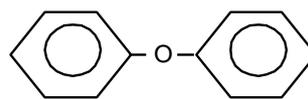
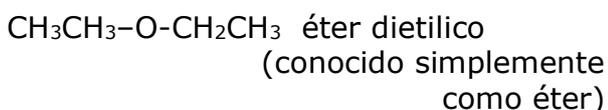
R = grupo alquilo

Ar = grupo arilo (grupo aromático)

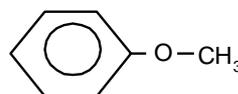
### Nomenclatura común

- Se indican los 2 grupos, unidos al oxígeno, precedidos por la palabra "éter"

Ejemplo:



éter difenílico



éter metilfenílico (Anisol)

### Observaciones

- El éter dietílico fue uno de los primeros anestésicos generales, su uso irrita las vías respiratorias y produce náuseas; además es altamente inflamable y explosivo.
- Entre las moléculas de éter existen fuerzas dipolo-dipolo.

## II. FUNCIONES NITROGENADAS

### 2.1 AMINAS

Son derivados orgánicos del amoníaco ( $\text{NH}_3$ )

Clases:

- Amina Primaria** ( $1^\circ$ ). Un grupo "R" o "Ar" reemplaza uno de los átomos de Hidrógeno de una molécula de amoníaco ( $\text{R}-\text{NH}_2$ )
- Amina Secundaria** ( $2^\circ$ ). Se obtienen al reemplazar dos átomos de hidrógeno del  $\text{NH}_3$  por grupos "R" o "Ar" ( $\text{R}_2-\text{NH}$ )
- Amina Terciaria** ( $3^\circ$ ). Se obtienen al reemplazar los 3 átomos de hidrógeno del  $\text{NH}_3$  por grupos "R" o "Ar" ( $\text{R}_3-\text{N}$ )

### Nomenclatura de las aminas

#### - Nomenclatura común

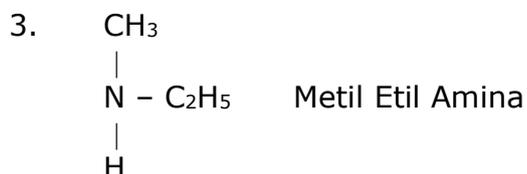
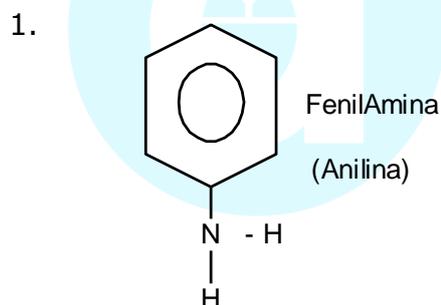
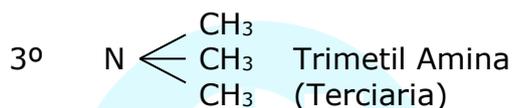
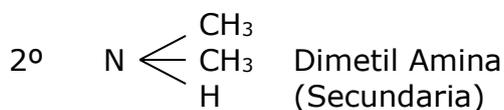
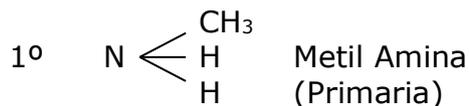
Se escribe el nombre de los grupos alquilo o arilo que está unido al átomo de Nitrógeno y se agrega la terminación Amina. Si hay dos o tres grupos diferentes de átomo de Nitrógeno, se escriben sus nombres en forma alfabética, seguido por la palabra amina.

**I. AMINAS**

Se denomina el "Radical - Amina"



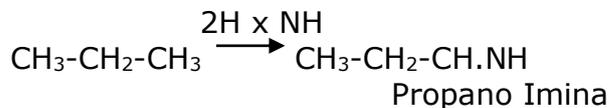
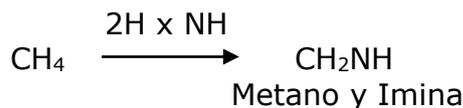
Amoniaco



**II. IMINAS**

Se nombran "Alcano-Imina"

Ejemplo:



**III. AMIDAS**

Se nombra "Alcano Amida"

G. Funcional: R - CO . NH<sub>2</sub>

Ejemplos:

- $\text{CH}_3 - \text{COOH} \xrightarrow{\text{OH} \times \text{NH}_2} \text{CH}_3\text{-CO.NH}_2$   
Ac. Etanoico Etano Amida
- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CO.NH}_2$   
Butano Amida
- $\text{NH}_2\text{-CO-NH}_2$   
Metano Diamida (Urea)

**IV. NITRILOS**

Se nombra "Alcano-Nitrilo"

Se sustituye "3H" x 1"N" trivalente.

G. Funcional.



Se nombra: Alcano - Vocablo:  
Nitrilo

Ejemplos:

- $\text{CH}_4 \rightarrow \text{H-C}\equiv\text{N}$   
Metano Nitrilo  
(Ac. Cianhídrico)
- $\text{CH}_3\text{-CH}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{N}$   
Etano Nitrilo

## PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Marque la relación incorrecta
  - a) Alcohol: R - OH
  - b) Aldehído: R - CHO
  - c) Eter: R - O - R'
  - d) Cetona: R - CO - R'
  - e) Acido Carboxílico: R - COOR'
2. ¿Qué hidrocarburos es saturado?
  - a) Eteno
  - b) Acetileno
  - c) Propano
  - d) Butanona
  - e) Propino
3. El olor de las naranjas se debe al Acetato de Octilo ¿Cuál es su fórmula?
  - a)  $\text{CH}_3 \cdot \text{CO} \cdot \text{C}_8\text{H}_{17}$
  - b)  $\text{CH}_3 \cdot \text{COO} \cdot \text{C}_8\text{H}_{15}$
  - c)  $\text{CH}_3 \cdot \text{CO} \cdot \text{C}_8\text{H}_{15}$
  - d)  $\text{CH}_3 \cdot \text{COO} \cdot \text{C}_8\text{H}_{17}$
  - e)  $\text{CH}_3 \cdot \text{COO} \cdot \text{C}_8\text{H}_{17}$
4. ¿Cuál de las fórmulas es una cetona?
  - a)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOCH}_3$
  - b)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COCH}_3$
  - c)  $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH} \cdot \text{CH}_3$
  - d)  $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$
  - e)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{O}$

# CONTAMINACIÓN AMBIENTAL

## 1. CONTAMINACIÓN DEL MEDIO AMBIENTE

Se produce por la presencia de una sustancia capaz de provocar el desequilibrio natural de un sistema (agua, aire, suelo, etc.) produciendo efectos perjudiciales o impurificando parcial o totalmente. Una sustancia contaminante puede afectar también a varios sistemas simultáneamente.

## 2. AGENTES CONTAMINANTES

Son todas aquellas sustancias que afectan en forma directa a las personas, animales, plantas.

## 3. CLASIFICACIÓN DE LA CONTAMINACIÓN AMBIENTAL

### CONTAMINACIÓN NATURAL

- Erupciones volcánicas
- Aludes
- Huaycos
- Terremotos
- Sequías
- Inundaciones
- Incendios
- Radiación cósmica

### CONTAMINACIÓN ARTIFICIAL

#### Fuentes Fijas

- Industria minera
- Industria metalúrgica
- Industria química
- Industria del Petróleo
- Incineradores
- Desechos – Basuras
- Aguas negras "Contaminación Biológica"

#### Fuentes Móviles

- Vehículos motorizados
- Trenes diesel
- Barcos
- Aviones

#### Otras fuentes

- Radiactividad, pruebas atómicas
- Ruido
- Campos electromagnéticos

## CONTAMINACIÓN ATMOSFÉRICA

Se define como la presencia en el aire de sustancias extrañas, sean estas gaseosas, sólidas o una combinación de ambas, en cantidad y durante un tiempo de permanencia tal que puedan producir efectos nocivos para la salud humana, y deterioro de los bienes de uso y el paisaje.

### Composición del Aire Atmosférico

El aire está formado por gases cuya mezcla, se distribuye de forma siguiente:

<u>Componente</u>	<u>Porcentaje en</u>
<u>Volúmen</u>	
Nitrógeno	78.09
Oxígeno	20.94
Argón	0.93
Dióxido de Carbono	0.033
Neón	0.0018
Gases Varios	<u>0.0052</u>
TOTAL	100

Cualquier sustancia diferente a las indicadas en la tabla, significa de por sí contaminación, la que puede producirse a través de 3 clases de sistemas:

**a) GASES:**

Los gases contaminantes más comunes en la atmósfera son:  $\text{SO}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{O}_3$  hidrocarburos y otros más específicos de condiciones especiales como los mecaptenos, plomos, etc.

**b) PARTÍCULAS**

Son los contaminantes no gaseosos que inclusive pueden tomar la forma de gotas no quemados.

**c) AEROSOL**

Son producto de la contaminación de contaminantes sólidos y líquidos. Se presentan bajo la forma de suspensiones coloidales de un tamaño y peso tales que pueden mantenerse en suspensión durante cierto tiempo (partículas)

- La dispersión ocurre cuando la luz solar atraviesa las capas bajas y densa de la atmósfera, alcanzando parte de ella la superficie de la tierra.
- La porción reflejada por la tierra lo hacen en forma de radiación infrarroja (IR) y el  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  y otras moléculas que se encuentran en la atmósfera absorben fuertemente esta radiación. El incremento y acumulación de estas sustancias en

la atmósfera hace que una cantidad creciente de energía IR sea retenida por la atmósfera terrestre. Esto incrementa la temperatura de la tierra y se le conoce como; efecto invernadero.

**PRINCIPALES CONTAMINANTES****a) Dióxido de Azufre ( $\text{SO}_2$ )**

Es un contaminante del aire que proviene de los procesos actuales de combustión. La mayoría de los combustibles conocidos, excepto la madera, contiene alguna proporción de azufre en distintos estados. Los combustibles derivados del petróleo contienen cantidades proporcionales de  $\text{SO}_2$ , pero es evidente que la contaminación general en una ciudad de alta población se debe a la densidad del tráfico automotor. Los principales emisores de  $\text{SO}_2$  son:

- Calefacciones domésticas
- Quemadores industriales
- Centrales térmicas
- Industrias petroquímicas
- Industria de ácido sulfúrico
- Erupción de los volcanes

**b. Monóxido de carbono ( $\text{CO}$ ).**

Es producido por los procesos de combustión de vehículos automotores. Es muy tóxico para las personas por sus efectos directos sobre los sistemas circulatorios y respiratorio, pues la inhibición y fijación del  $\text{CO}$  en la sangre

reduce su capacidad normal para transportar el  $O_2$  necesario, produciéndose trastornos. En un ambiente poco aireado, pequeñas cantidades de  $CO$  en el aire son suficientes para provocar la muerte. El  $CO$  reacciona con el oxígeno del aire formando  $CO_2$ .

#### c. Dióxido de Carbono ( $CO_2$ )

Como contaminante se produce por la combustión de derivados del petróleo, llegando a ser muy abundante en ciudades de alta densidad poblacional. Tiene su origen en la respiración de los animales y de las plantas de fermentación de sustancias orgánicas. Es un gas más denso que la del aire, no es combustible, ni venenoso.

#### d. Óxido de Nitrógeno ( $NO_2$ )

Los más característicos son: el dióxido de Nitrógeno ( $NO$ ) y el dióxido de nitrógeno ( $NO_2$ ). Estos 2 óxidos provienen de los procesos de combustión cuando alcanzan temperaturas muy elevadas.

Los fondos emisores del  $NO$  y  $NO_2$  son los escapes de los vehículos automotores, procesos de combustión en la industria del acero, industrias petroquímicas, centrales termoeléctricas, etc.

El  $NO$  es un gas incoloro, de olor y sabor desconocido y en contacto con el

aire reacciona con el oxígeno y forma  $NO_2$ .

#### e) Ozono ( $O_3$ )

Es un agente de origen fotoquímico, producido por la acción de la luz al incidir sobre capas de la baja atmósfera terrestre.

El  $O_3$  es considerado como un contaminante que puede ser muy peligrosos en concentraciones superiores a 0.1 ppm durante 1 hora, produciéndose una calcificación acelerada de los huesos del cuerpo humano, afectando asimismo la visión, sistema respiratorio y circulatorio. Es un gas incoloro, en gruesas capas es azul y de color penetrante fosforado. El  $O_3$  es un agente oxidante y al descomponerse forma óxido atómico.



Corroe y destruye las materias orgánicas y es venenoso.

#### f. Hidrocarburos

Son un conjunto de familias que contienen  $C$  e  $H$ . Entre estos los hidrocarburos no saturados, son los más peligrosos por su facilidad de reaccionar con la radiación solar, originando el smog fotoquímico.

Los hidrocarburos son contaminantes importantes debido primordialmente a los escapes de los automóviles,

también en la forma de disolventes de una gran cantidad de procesos industriales.

**g. Clorofluocarbonos (Freones)**

Son contaminantes que disminuyen la capa rica en ozono en la parte superior de la atmósfera terrestre (**estratósfera**) permitiendo radiación ultravioleta adicional a partir del sol. Actualmente existe un **"hueco"** en la capa de ozono a la altura del Artico y el Antártico y el exceso de **radiación ultravioleta** puede tener una variedad de efectos dañinos sobre las personas, debido a que no están protegidas del sol, pudiendo tener cáncer a la piel o el envejecimiento prematuro.

**CONTAMINACIÓN POR GASES  
TABLA**

<b>GAS</b>	<b>EMISIONES DEL HOMBRE/TOTAL ANUAL (MILLONES DE TN)</b>	<b>TIEMPO DE PERMANENCIA EN LA ATMÓSFERA</b>
Monóxido de Carbono (CO)	700/2.000	Varios meses
Dióxido de Carbono (CO <sub>2</sub> )	5.500/~5.500	100 años
Gases NO	20 a 30 30 a 50	Varios días
Oxidantoso (N <sub>2</sub> O)	6/25	285
Dióxido de azufre (SO <sub>3</sub> )	100 a 130/ 150 a 200	De varios días a semanas
Metano (CH <sub>4</sub> )	300 a 400/500	10 años

<b>CONCENTRACIÓN HACE 100 AÑOS (PARTES POR MIL MILLONES)</b>	<b>CONCENTRACIÓN EL AÑO 1990 (PARTES POR MIL MILLONES)</b>	<b>CONCENTRACIÓN EN EL AÑO 2000 (PARTES POR MIL MILLONES)</b>
40 a 80	100 a 200 Hemis N 40 a 80 Hemis S	Probablemente Aumentado
290.00	350.000	400.000 a 550.000
0.001	0.001 a 50	0.01 a 50
285	310	330 a 350
0.03	0.03 a 50	0.03 a 50
900	1.700	2200 a 2.500

**5. CONTAMINACIÓN POR METALES**

Por diversas vías el ser humano termina absorbiendo los elementos metálicos que vierte en el medio ambiente.

**a)Contaminación por Mercurio (Hg)**

Son producidos por la industria minera, del acero, pintura para barcos, fotográfica, pila, fungicidas, curtidos de pieles, etc. Una vez liberado en el medio ambiente, el mercurio (**Hg**) se ioniza y se transforma en una serie de compuestos que pueden entrar en los organismos tanto por inhalación como por vía digestiva o a través de la piel. En los ecosistemas acuáticos se forma un compuesto orgánico peligroso el **metil-mercurio** que es causante de muchas intoxicaciones.

**b) Contaminación por Plomo (Pb)**

Son producidos por la industria cerámica, reactivos, armamentos, insecticidas, pigmentos, protección contra rayos x aditivos antidetonantes para la gasolina, etc.

También a las cadenas alimenticias. Entra en el organismo humano junto con los alimentos o por vías respiratorias, acumulándose en el hígado, riñones y huesos. Produce aberraciones cromosómica y otras alteraciones especialmente en el espermatozoide.

**c) Contaminación por Cadmio (Cd)**

Son producidos por la industria de galvanizados, aleaciones, baterías, joyería, electroplateado, reactores nucleares, **PUC** refinación de cinc, etc.

El cadmio es considerado uno de los metales más tóxicos, porque se acumula en los seres vivos de manera permanente. En el suelo, el cadmio tiende a disolverse. Las plantas lo asimilan con facilidad. Las personas lo absorben a través de los alimentos lo que provoca vómitos y trastornos gastrointestinales, o por inhalación acumulándose en los alvéolos pulmonares.

La intoxicación crónica produce afecciones en riñones y huesos.

**d) Contaminantes por Arsénico (As)**

Son producidos en las fundiciones de semiconductores, etc. en la naturaleza se encuentra en estado libre como combinado.

La intoxicación puede producirse por ingestión de aguas contaminadas y de alimentos. Una vez absorbido, el arsénico se distribuye por las distintas partes del cuerpo y se acumula en el hígado, los riñones, pulmones, dientes, pelo, uñas.

Sus efectos pueden ser cancerígenos en piel y pulmones y metágenos, provocando esterilidad, muerte de feto y anomalías congénitas.

**6. CONTAMINACIÓN DEL AGUA (MAR)**

Al contaminar los mares el hombre, amenaza el equilibrio climático de la tierra, principal función de las aguas oceánicas. El océano regula la presencia de oxígeno y del dióxido de carbono en la atmósfera, el motor de esta bomba biológica es el fitoplancton, que fija el carbono en la atmósfera. El principal peligro que se cierne sobre los océanos es la muerte del fitoplancton, uno de los organismos más sensibles a la contaminación.

**Forma de contaminación marina****a) Proceso de lavado de los Tanques de los Grandes Petroleros**

El 32% de los vertidos de petróleo al mar corresponde a tales procesos de lavados.

### **b) Playas Contaminantes**

Por microorganismos patógenos, como consecuencia de desechos, desperdicios, que viene de la ciudad al mar.

### **c) Accidente Marítimos**

A pesar de la espectacularidad de los accidentes de los grandes petroleros, el petróleo que se vierte en el mar por esta causa solo representa el 13% del total de esta clase de vertidos.

### **d) Mediante la Atmósfera.**

La atmósfera alivia su carga contaminante disolviendo en las aguas oceánicas las sustancias que transporta. El 90% de los contaminantes marinos procede de esta fuente.

### **e) Disminución de Fitoplancton**

Es el mayor peligro de la contaminación marina y quizás el menos conocido, ya que el fitoplancton es la base de todas las redes tróficas marinas y controlador del  $\text{CO}_2$  atmosférico.

### **f) El Efecto Invernadero**

A pesar de que el dióxido de carbono constituye solo una mínima parte de la atmósfera terrestre, con una concentración de 0.03% en volumen

<http://www.academiaauge.com>

juega un papel crítico en el control de nuestro clima.

La influencia del dióxido de carbono sobre la temperatura de la tierra se denomina: Efecto Invernadero. El techo de vidrio de un invernadero transmite la luz visible y absorbe algo de la radiación infrarroja emitidas atrapando así el calor.

El dióxido de carbono actúa en cierto modo como un techo de vidrio, excepción hecha de que la elevación de temperatura de invernadero se debe principalmente a la circulación limitada del aire en el interior.

El dióxido de carbono es el culpable principal del calentamiento de la atmósfera terrestre no obstante otros gases como el metano (del gas natural, del tratamiento de desechos y de la ingestión del ganado), los clorofluro carbonos y los óxidos de nitrógeno (de las emisiones de los autos). También contribuyen al calentamiento de la tierra.

A pesar de que una elevación de temperatura de 3 a 5°C puede parecer insignificante, en realidad es lo suficientemente grande para afectar el delicado balance término de la tierra y podría provocar que se derritieran los glaciales y las capas de hielo. Esto a su vez, elevaría el nivel del mar, con la

CUESTIONARIO DESARROLLADO

consiguiente inundación de áreas costeras. Las mediciones ordinarias muestran que la temperatura de la tierra en verdad se está elevando y se necesita mucho trabajo para entender como afectará el efecto invernadero, el clima terrestre. Esta claro que el efecto invernadero al igual que la lluvia ácida y el deterioro de la capa de ozono de la estratosfera, son los aspectos ambientales mas presionantes que tiene que encarar el mundo de hoy.

### PROBLEMAS PROPUESTOS

- Marque la secuencia correcta respecto a las emisiones de los motores de combustión.

I) Son gases contaminantes como: **SO<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>, NO<sub>2</sub>, CO**

II) Algunos contienen vapores de plomo.

III) Causan solo contaminación líquida.

a) VFF            b) FVF            c) FVV  
d) FFV            e) VVF
- Marque la secuencia correcta:

I) El **CO<sub>2</sub>** no es venenoso y el **CO** si, aún así son contaminantes

II) El **SO<sub>2</sub>** genera lluvia ácida

III) Los **CFC** contiene halógenos.

IV) El **O<sub>3</sub>** se descompone con al luz **IR**

V) La gasolina ecológica es de color verde de ahí su nombre.

- a) VVVV    b) FVFVF  
c) VVVFVF    d) FFVVF  
e) VVFFF
- El contaminante atmosférico a partir del cual puede obtener un carbohidrato, es:

a) CO            b) NO<sub>2</sub>            c) SO<sub>2</sub>  
d) CO<sub>2</sub>            e) NO
  - El contaminante que no causa efecto tóxico en el hombre es:

a) SO<sub>2</sub>            b) CO            c) O<sub>3</sub>  
d) Freón            e) NO
  - ¿Cuál de los gases no es venenoso ni tóxico?

a) Cl<sub>2</sub>            b) O<sub>3</sub>            c) NH<sub>3</sub>  
d) N<sub>2</sub>            e) CO
  - La alternativa que corresponde a la fuente emisora y el contaminante es:

a) Centrales térmicas: **CH<sub>4</sub>**  
b) Erupción de volcanes: **NO<sub>2</sub>**  
c) Abonos Inorgánicos: **SO<sub>2</sub>**  
d) Proceso metalúrgico: **NH<sub>3</sub>**  
e) Tostación de minerales: **SO<sub>2</sub>**
  - Establecer la correspondencia:

a) Freones ( ) Efecto invernadero  
b) Ozono ( ) Alteración en la estructura de la hemoglobina  
c) **CO<sub>2</sub>** ( ) Destruye la capa de ozono  
d) **CO** ( ) Oxidante fuerte en la baja atmósfera.

8. La contaminación de \_\_\_\_\_ son perjudiciales para el hombre, animales y plantas.
- a) Atmósfera, mar, bosque
  - b) Suelo, agua, atmósfera
  - c) Río, lagos, ciudad
  - d) Campo, ciudad, atmósfera
  - e) Desierto, bosque, ciudad
9. La contaminación de \_\_\_\_\_ son perjudiciales para el hombre, animales y plantas.
- a) Atmósfera, mar, bosque
  - b) Suelo, agua, atmósfera
  - c) Río, lagos, ciudad
  - d) Campo, ciudad, atmósfera
  - e) Desierto, bosque, ciudad

