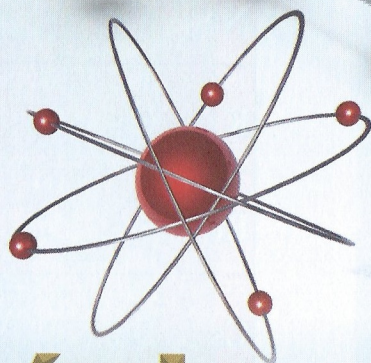
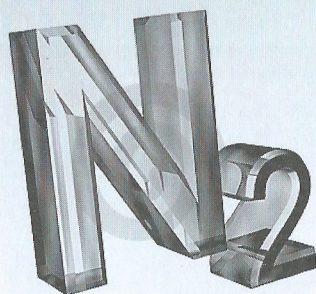
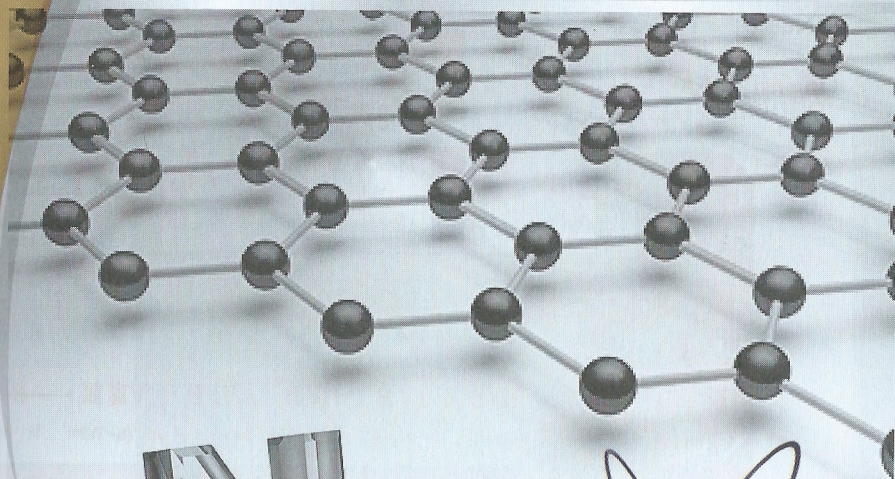


# Resumen Teórico



# Química

FONDO EDITORIAL  
**ARODO**



# TABLA PERIÓDICA

# DE LOS ELEMENTOS

(I) Nuevo 1

Original IA

ns<sup>1</sup> 2

1 H 2.1  
Hidrógeno

3 Li 1.0  
Litio

11 Na 0.9  
Sodio

19 K 0.8  
Potasio

55 Cs 0.7  
Cesio

87 Fr 0.7  
Francio

II A

4 Be 1.5  
Berilio

12 Mg 1.2  
Magnesio

20 Ca 1.0  
Calcio

56 Ba 0.9  
Bario

88 Ra 0.9  
Radio

- Alcalinos
- Alcalino Térreos
- Metales de Transición
- Lantánidos
- Actínidos
- Metales del Bloque p
- Metaloides
- No Metales
- Gases Nobles

- Sólidos
- Líquidos
- Gases
- Sintético

18

VIII A

13 14 15 16 17 ns<sup>2</sup> np<sup>6</sup> PERÍODO

III A IV A V A VI A VII A

ns<sup>2</sup> np<sup>1</sup> ns<sup>2</sup> np<sup>2</sup> ns<sup>2</sup> np<sup>3</sup> ns<sup>2</sup> np<sup>4</sup> ns<sup>2</sup> np<sup>5</sup>

2 He

1

5 B 2.0 Boro  
6 C 2.5 Carbono  
7 N 3.0 Nitrógeno  
8 O 3.5 Oxígeno  
9 F 4.0 Fluor  
10 Ne 0 Neón

2

13 Al 1.5 Aluminio  
14 Si 1.8 Silicio  
15 P 2.1 Fósforo  
16 S 2.5 Azufre  
17 Cl 3.0 Cloro  
18 Ar 0 Argón

3

21 Sc 1.3 Escandio  
22 Ti 1.5 Titanio  
23 V 1.6 Vanadio  
24 Cr 1.6 Cromo  
25 Mn 1.5 Manganeso  
26 Fe 1.8 Hierro  
27 Co 1.8 Cobalto

4

31 Ga 1.8 Galio  
32 Ge 1.8 Germanio  
33 As 2.0 Arsénico  
34 Se 2.4 Selenio  
35 Br 2.8 Bromo  
36 Kr 0 Kriptón

5

39 Y 1.3 Itrio  
40 Zr 1.4 Zirconio  
41 Nb 1.6 Niobio  
42 Mo 1.8 Molibdeno  
43 Tc 1.9 Tecnecio  
44 Ru 2.2 Rutenio  
45 Rh 1.8 Rodio

6

57 al 71 Hf 1.3 Hafnio  
58 Ta 1.5 Tántalo  
59 W 1.7 Wolframio  
60 Re 1.9 Renio  
61 Os 2.2 Osmio  
62 Ir 2.2 Iridio

7

89 al 103 Rf 1.3 Rutherfordio  
104 Db 1.3 Dubnio  
105 Sg 1.3 Seaborgio  
106 Bh 1.3 Bohrio  
107 Hs 1.3 Hassio  
108 Mt 1.3 Meitnerio

Los elementos encerrados son conocidos como metaloides,  
\* = 6, 7, 8. n = Número de Período

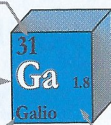
pero se está definiendo su estado natural.

## LEYENDA

Nº Atómico

Símbolo

Nombre



Electro -  
negatividad

(II)

57 La 1.1 Lantano	58 Ce 1.1 Cerio	59 Pr 1.1 Praseodimio	60 Nd 1.2 Neodimio	61 Pm --- Prometio	62 Sm 1.2 Samario
89 Ac 1.1 Actinio	90 Th 1.3 Torio	91 Pa 1.5 Protactinio	92 U 1.7 Uranio	93 Np 1.3 Neptunio	94 Pu 1.3 Plutonio

(I): Numeración de Grupos del 1 al 18 (Nuevo), adoptado por  
(II): Los elementos de transición interna tienen configuración

63 Eu --- Europio	64 Gd 1.1 Gadolinio	65 Tb 1.2 Terbio	66 Dy --- Disprobio	67 Ho 1.2 Holmio	68 Er 1.2 Erbio	69 Tm 1.1 Tulio	70 Yb 1.1 Iterbio	71 Lu 1.2 Lutecio
Am 1.1 Americio	Cm --- Curio	Bk --- Berkelio	Cf --- Californio	Es --- Einsteinio	Fm --- Fermio	Md --- Mendelevio	No --- Nobelio	Lw --- Lawrencio

la IUPAC desde 1984

electrónica ns<sup>2</sup>(n-2)f<sup>n</sup>(n-1)d<sup>1</sup> donde (\*) = 0, 1, 2, ..., 14



81.	Talio	204.37	3,1
82.	Plomo	207.19	4,2
83.	Bismuto	208.98	3,5
84.	Polonio	(209)	2,4
85.	Astato	(210)	4,2
86.	Radón	(222)	0
87.	Francio	(223)	1
88.	Raadio	(226)	2
89.	Actinio	(227)	3
90.	Torio	232.04	4
91.	Protactinio	(231)	5,4
92.	Uranio	238.03	6,5,4,3
93.	Neptunio	(237)	6,5,4,3
94.	Plutonio	(242)	6,5,4,3
95.	Americio	(243)	6,5,4,3
96.	Curio	(247)	3
97.	Berkelio	(247)	4,3
98.	Californio	(249)	3
99.	Einsteinio	(252)	0
100.	Fermio	(253)	0
101.	Mendelevio	(256)	0
102.	Nobelio	(254)	0
103.	Lawrencio	(257)	0
104.	Rutherfordio	(261)	0
105.	Dubnio	(262)	0
106.	Seaborgio	(266)	0
107.	Bohrio	(264)	0
108.	Hassio	(269)	0
109.	Meitnerio	(268)	0
110.	Darmstadtio	(271)	0
111.	Roentgenio	(272)	0
112.	Copernicio	(285)	0
113.	Ununtrio	(284)	0
114.	Flerovio	(289)	0
115.	Ununpentio	(288)	0
116.	Livermorio	(292)	0
117.	Ununseptio	0	0
118.	Ununoctio	0	0

Las masas atómicas entre paréntesis son de aquellos elementos más estables o el isótopo más común.

41.	Niobio	92.91	5,3
42.	Molibdeno	95.94	6,5,4,3,2
43.	Tecnecio	(98)	7
44.	Rutenio	101.07	2,3,4,6,8
45.	Rodio	102.90	2,3,4
46.	Paladio	106.40	2,4
47.	Plata	107.87	2,4
48.	Cadmio	112.40	2
49.	Indio	114.82	1,7
50.	Estaño	118.71	4,2
51.	Antimonio	121.75	±3,5
52.	Telurio	127.60	-2,4,6
53.	Yodo	126.90	±1,5,7
54.	Xenón	131.30	0
55.	Cesio	132.90	1
56.	Bario	137.34	2
57.	Lantano	138.90	3
58.	Cerio	140.12	3,4
59.	Praseodimio	140.91	3,4
60.	Neodimio	144.24	3
61.	Prometio	(147)	3
62.	Samario	150.35	3,2
63.	Europio	151.96	3,2
64.	Gadolinio	157.25	3
65.	Terbio	158.92	3,4
66.	Disproseo	162.50	3
67.	Holmio	164.93	3
68.	Erbio	167.26	3
69.	Tulio	168.93	3,2
70.	Yterbio	173.04	3,2
71.	Lutecio	174.97	3
72.	Hafnio	178.49	4
73.	Tántalo	180.94	3
74.	Wolframio	183.85	6,5,4,3,2
75.	Renio	186.20	7,6,4,2,-1
76.	Osmio	190.23	2,3,4,6,8
77.	Iridio	192.22	2,3,4,6
78.	Platino	195.09	2,4
79.	Oro	196.96	3,1
80.	Mercurio	200.59	2,1

1.	Hidrógeno	1.007	1
2.	Helio	4.006	0
3.	Litio	6.939	1
4.	Berilio	9.012	2
5.	Boro	10.81	3
6.	Carbono	12.01	±4,2
7.	Nitrógeno	14.00	±1,5,4,2
8.	Oxígeno	15.99	-2
9.	Fluor	18.99	-1
10.	Neón	20.18	0
11.	Sodio	22.98	1
12.	Magnesio	24.31	2
13.	Aluminio	26.96	3
14.	Silicio	28.08	4
15.	Fósforo	30.97	±3,5,4
16.	Azufre	32.06	±2,4,6
17.	Cloro	35.45	±1,3,5,7
18.	Argón	39.95	0
19.	Potasio	39.10	1
20.	Calcio	40.08	2
21.	Escandio	44.95	3
22.	Titanio	47.90	4,3
23.	Vanadio	50.94	5,4,3,2
24.	Cromo	51.99	6,3,2
25.	Manganeso	54.94	7,6,4,3,2
26.	Hierro	55.85	2,3
27.	Cobalto	58.93	2,3
28.	Níquel	58.71	2,3
29.	Cobre	63.54	2,3
30.	Cinc	65.37	2
31.	Galio	69.72	3
32.	Germanio	72.64	4
33.	Arsénico	74.92	±3,5
34.	Selenio	78.96	-2,4,6
35.	Bromo	79.90	±1,5
36.	Kriptón	83.80	0
37.	Rubidio	85.47	1
38.	Estroncio	87.62	2
39.	Ytrio	88.90	3
40.	Circonio	91.22	4

MATERIA Y ENERGÍA

MATERIA

Es todo aquello que tiene masa, ocupa un lugar en el espacio, se encuentra en movimiento y se puede transformar.

CUERPO

Es aquella porción de materia que vamos a analizar para conocer su composición, estructura y propiedades.

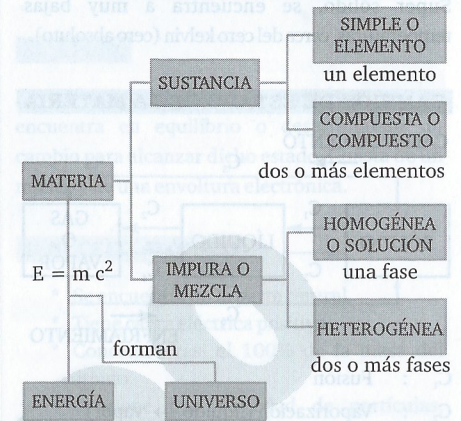


PROPIEDADES DE LA MATERIA

- PROPIEDADES QUÍMICAS:**  
Se determinan, mediante una reacción química. Es decir, alterando la composición de las sustancias analizadas; por ejemplo: Oxidabilidad, Acidez; Inflamabilidad.
- PROPIEDADES FÍSICAS:**  
Se miden sin alterar la composición química de las sustancias:
  - PROPIEDADES EXTENSIVAS:**  
Dependen de la cantidad de sustancia analizadas. Son aditivas; por ejemplo: Masa, volumen, inercia.
  - PROPIEDADES INTENSIVAS:**  
No dependen de la cantidad de sustancia analizada; por ejemplo: Densidad, color, sabor, olor, temperatura de fusión.

**OBSERVACIÓN**  
Las propiedades químicas son intensivas porque no dependen de la cantidad de la sustancia analizada.

CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA



Fase: Porción de materia uniforme.

ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

SÓLIDOS	LÍQUIDOS
<p>FA &gt;&gt; FR</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>* Forma propia.</li> <li>* Son los más densos.</li> <li>* Volumen constante.</li> <li>* Rígido e incompresible.</li> <li>* Las partículas vibran.</li> </ul>	<p>FA ≈ FR</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>* Forma del recipiente.</li> <li>* Volumen constante.</li> <li>* Fluido e incompresible.</li> <li>* Sus partículas se trasladan</li> </ul>
GASES	
<p>FA &lt;&lt; FR</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>* Forma del recipiente.</li> <li>* Volumen variable.</li> <li>* Fluido y compresible.</li> <li>* Partículas se trasladan.</li> <li>* Se difunde muy fácil.</li> </ul>	

FA: Fuerzas de Atracción.  
FR: Fuerzas de Repulsión.  
Además:

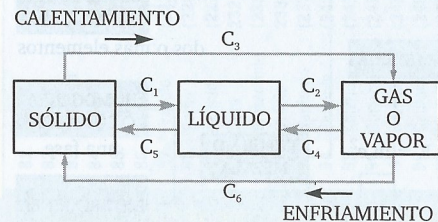
**PLASMÁTICO:**  
Es un gas ionizado a altas temperaturas, mayores a 10 000 °C, gran parte de la materia del universo se encuentra en este estado.



**CONDENSADO BOSE – EINSTEIN (CBE):**

Super sólido, se encuentra a muy bajas temperaturas, cerca del cero kelvin (cero absoluto).

**CAMBIOS DE ESTADO DE LA MATERIA**



- C<sub>1</sub> : Fusión
- C<sub>2</sub> : Vaporización (líquido → vapor)  
Gasificación (gas licuado → gas)
- C<sub>3</sub> : Sublimación
- C<sub>4</sub> : Condensación (vapor → líquido)  
Licuación (gas → líquido)
- C<sub>5</sub> : Solidificación
- C<sub>6</sub> : Deposición o sublimación inversa

**PROPIEDADES DE LA MATERIA**

PROPIEDAD	DETALLES	TIPO
PESO	Es la fuerza resultado de la acción de la gravedad.	Extensiva
TENSIÓN SUPERFICIAL	Es la fuerza acumulada en una unidad de longitud de superficie de un líquido.	Intensiva
PRESIÓN	Es la fuerza aplicada por unidad de área.	Intensiva
VISCOSIDAD	Mide la resistencia a fluir que ofrecen los cuerpos.	Intensiva
MALEABILIDAD	Facilidad para formar láminas.	Intensiva

**CAMBIOS EN LA MATERIA**

**FÍSICOS:** Cambios superficiales ya que el material inicial no modifica su identidad.

**Ejemplo:** Estirado de un metal.  
Licuación de un gas.

**QUÍMICOS:** Cambios internos que modifican la estructura e identidad del material.

**Ejemplo:** Quemar gas propano.  
Cocción de alimentos.

**NUCLEARES:** En estos procesos, el núcleo atómico se transforma de un elemento en otro con desprendimiento de grandes cantidades de energía.

**Ejemplo:** La bomba atómica.  
Transformación de hidrógeno en helio que ocurre en el sol.

**ALOTRÓPICO:** La alotropía es la existencia de un elemento químico en más de una forma. En el cambio alotrópico, la forma menos estable se convierte en la forma más estable.

**Ejemplo:** El diamante al cabo de millones de años queda convertido en grafito. Ambas son formas alotrópicas del carbono.

**REUNIÓN DE SUSTANCIAS**

**COMBINACIÓN:**  
Los componentes participan en proporciones definidas.

Las sustancias se transforman en otras. Se pueden separar por medios químicos de análisis (pirólisis, electrólisis, fotólisis).

**Ejemplo:** Hidrógeno + Oxígeno = Agua

**MEZCLA:**  
Los componentes participan en cualquier proporción. Las sustancias se conservan.

Se pueden separar por medios físicos (destilación, evaporación, decantación).

**Ejemplo:** Agua + Alcohol = Aguardiente

**ENERGÍA**

Es aquella propiedad intrínseca o cualidad de la materia por la cual produce trabajo (cambios o transformaciones).

ENERGÍA	DETALLES
CINÉTICA	Asociada al movimiento de los cuerpos.
CALÓRICA	Flujo de energía entre dos cuerpos a diferentes temperaturas.
NUCLEAR	Asociada a la ruptura o unión de los núcleos atómicos.
QUÍMICA	Asociada a la formación y ruptura de enlaces químicos.
BIOLÓGICA	Asociada al metabolismo de los alimentos.

**EQUIVALENTE ENERGÉTICO DE LA MATERIA**

$$E = mc^2$$

Donde:

E: Energía: joule (J) 1J = 1kg ×  $\frac{m^2}{s^2}$

m: Masa: kg

c: Velocidad luz: 3 × 10<sup>8</sup> m/s

**RELATIVIDAD DE LA MASA**

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

Donde:

m<sub>0</sub> : Masa inicial (en reposo)

m<sub>f</sub> : Masa final a la velocidad "v"

v : Velocidad del cuerpo

c : Velocidad luz

Se observa que al acercarse la velocidad del cuerpo a la velocidad luz su masa se incrementa.

**ESTRUCTURA ATÓMICA ACTUAL**

**EL ÁTOMO**

Es un sistema material y energético que se encuentra en equilibrio o desarrollando un cambio para alcanzar dicho estado. Consta de un núcleo y de una envoltura electrónica.

**1. NÚCLEO ATÓMICO**

- \* Se encuentra en la parte central.
- \* Tiene carga eléctrica positiva.
- \* Concentra casi el 100% de la masa del átomo.
- \* Contiene una variedad de partículas, principalmente protones y neutrones.
- \* Presenta una elevada densidad.

**2. ENVOLTURA ELECTRÓNICA**

- \* Rodea al núcleo atómico.
- \* Es casi un vacío.
- \* Tiene carga eléctrica negativa.
- \* Según Rutherford, el diámetro del átomo de hidrógeno es 10<sup>4</sup> veces el diámetro del núcleo.
- \* Contiene electrones.

Para el átomo neutro de cualquier elemento se cumple:

$$\# \text{ protones (+)} = \# \text{ electrones (-)}$$

El núcleo es extremadamente pequeño. Para el hidrógeno:

$$\frac{\text{Diámetro átomo}}{\text{Diámetro núcleo}} = \frac{10^{-8} \text{ cm}}{10^{-12} \text{ cm}}$$

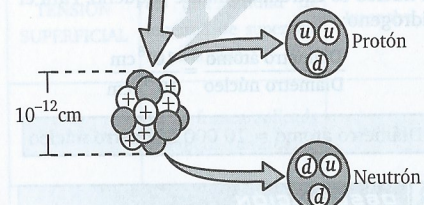
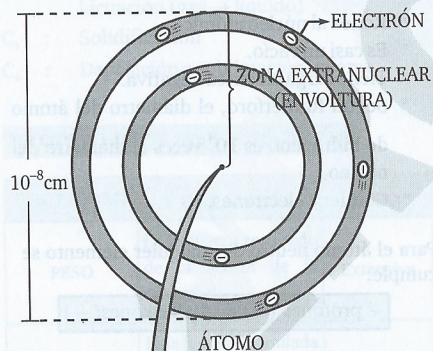
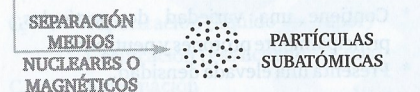
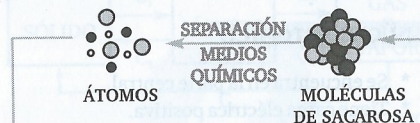
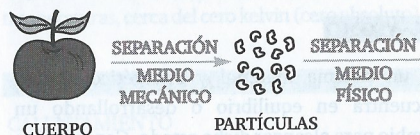
$$\text{Diámetro átomo} = 10\,000 \text{ Diámetro núcleo}$$

**OBSERVACIÓN**

El modelo actual del átomo se explica con las ecuaciones desarrolladas por Paul Dirac. Es decir, que se trata de un modelo esencialmente matemático.



CONCEPTO ACTUAL DEL ÁTOMO



ESTUDIO DE LAS PARTÍCULAS DEL ÁTOMO O SUBATÓMICAS

1. LOS QUARKS:

Su existencia fue propuesta por Murray Gellman y George Zweig en 1964

Arriba (up) Abajo (down)

Encanto (charm) Extraño (strange)

Cima (top) Fondo (bottom)

CARGA RELATIVA up (arriba): +2/3 CARGA RELATIVA down (abajo): -1/3

2. CLASIFICACIÓN DE PARTÍCULAS

TIPO	PARTÍCULA	SÍMBOLO	COMPOSICIÓN				
Leptón (liviano)	Electrón	$e^-$	No tiene quark				
	Positrón	$\beta^+$					
	Muón	$\mu$					
	Tauón	$\tau$					
	Neutrino	$\nu$					
HADRÓN (Mediano)	Mesón	<table border="1"> <tr> <td> <math>\begin{matrix} u &amp; d \\ \hline \pi \end{matrix}</math> </td> <td><math>\pi</math></td> <td rowspan="2">Un quark y un antiquark</td> </tr> <tr> <td> <math>\begin{matrix} u &amp; u \\ \hline k \end{matrix}</math> </td> <td>k</td> </tr> </table>	$\begin{matrix} u & d \\ \hline \pi \end{matrix}$	$\pi$	Un quark y un antiquark	$\begin{matrix} u & u \\ \hline k \end{matrix}$	k
	$\begin{matrix} u & d \\ \hline \pi \end{matrix}$	$\pi$	Un quark y un antiquark				
$\begin{matrix} u & u \\ \hline k \end{matrix}$	k						
HADRÓN (Pesado)	Protón	$p^+$	3 quark				
	Neutrón	n					
	Lambda	$\lambda$					
	Sigma	$\Sigma$					

3. PARTÍCULAS ELEMENTALES

Son aquellas que no se componen de otras partículas más sencillas. Así tenemos:  
Quark: u, d, c, s, t, b.

Leptón:  $e^-, \beta^+, \mu, \tau, \nu$ .

3. PARTÍCULAS FUNDAMENTALES

Determinan las propiedades físicas y químicas de la materia.

PROPIEDAD	PARTÍCULAS		
	NEUTRÓN	PROTÓN	ELECTRÓN
Símbolo	$n$ ( ${}^0_1n$ )	$p^+$ ( ${}^1_1H$ )	$e^-$ ( ${}^0_{-1}e$ )
Descubridor	Chadwick (1932)	Rutherford (1919)	Thompson (1897)
Masa Absoluta (g)	$1,675 \times 10^{-24}$	$1,672 \times 10^{-24}$	$9,11 \times 10^{-28}$
Masa Relativa (UMA)	1,0086	1,0078	0,00055
Carga Absoluta (C)	0	$+1,6 \times 10^{-19}$	$-1,6 \times 10^{-19}$
Carga Convencional	0	+1	-1

REPRESENTACIÓN DEL NÚCLEO DE UN ELEMENTO QUÍMICO (NÚCLIDO)



Donde:

- E: Símbolo del elemento
- Z: Número atómico, número de protones, carga nuclear de cada átomo
- A: Número de masa, nucleones fundamentales de un átomo.
- N: Número de neutrones.

NÚMERO ATÓMICO (Z)

$$Z = \#p^+$$

NÚMERO DE MASA (A)

$$\begin{matrix} A = \#p^+ + \#n \\ A = Z + N \end{matrix} \quad \Leftrightarrow \quad N = A - Z$$

PARA UN ÁTOMO NEUTRO

$$\#p^+ = \#e^- = Z$$

Núclidos de elementos más utilizados:

ÁTOMO	A	Z	#p	#e	n
${}^{14}_7N$	14	7	7	7	7
${}^{27}_{13}Al$	27	13	13	13	14
${}^{39}_{19}K$	39	19	19	19	20
${}^{65}_{30}Zn$	60	30	30	30	35

ION

Átomos con carga eléctrica, que pueden ser:

\* CATION:

Átomo con carga eléctrica positiva debido a la pérdida de electrones.

\* ANIÓN:

Átomo con carga eléctrica negativa debido a la ganancia de electrones.

OBSERVACIÓN

Comparando los radios de los átomos e iones:  
\* Átomo neutro > Cation.  
\* Átomo neutro < Anión.

RELACIONES ENTRE ÁTOMOS

\* ISÓTOPOS O HÍLIDOS:

Son núclidos que pertenecen a un mismo elemento químico, por esta razón poseen igual número atómico (Z); pero diferentes números de neutrones.

\* ISÓBAROS:

Son núclidos que pertenecen a diferentes elementos químico, poseen igual número de masa (A).

\* ISÓTONOS:

Son núclidos que pertenecen a diferentes elementos químicos, poseen igual número de neutrones (N).



QUÍMICA NUCLEAR

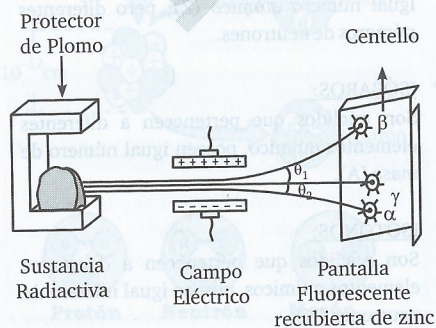
RADIATIVIDAD

Fenómeno que se origina por la desintegración del núcleo atómico, debido a su inestabilidad produciendo nuevos núcleos con la emisión de partículas y radiaciones electromagnéticas (energía) dicho fenómeno puede ser dado en forma espontánea (natural) o de manera inducida (artificial).

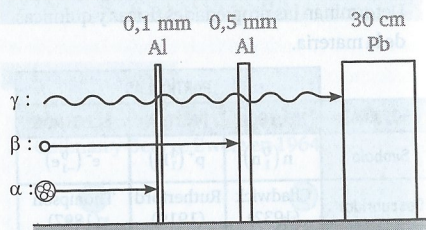
TIPOS DE RADIACIONES

RAYOS	ALFA	BETA	GAMMA
Notación	${}^4_2\text{He}, \alpha$	${}^0_{-1}\text{e}, \beta$	${}^0_0\gamma, \gamma$
Naturaleza	Corpuscular	Corpuscular	Radiación Electro magnética
Velocidad de emisión (km/s)	20 000	270 000	300 000
Carga Relativa	+2	-1	0
Masa (UMA) Relativa	4,002	0,00055	0

Por la desviación que experimentan las radiaciones, quedó demostrado que poseen carga eléctrica, siendo estas los rayos o partículas alfa ( $\alpha$ ) y rayos o partículas beta ( $\beta$ ). La radiación que no experimenta desviación son los rayos gamma ( $\gamma$ ).



ORDEN DE PENETRACIÓN



$$\gamma > \beta > \alpha$$

ORDEN DE IONIZACIÓN

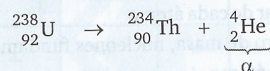
$${}^4_2\text{He}^{+2} > {}^0_{-1}\text{e} > {}^0_0\gamma$$

$$\alpha > \beta > \gamma$$

TRANSMUTACIÓN NATURAL

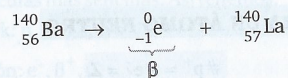
• EMISIÓN ALFA ( $\alpha$ )

Emisiones que se presentan en núcleos pesados cuyos números atómicos son mayores a 82. El núcleo resultante posee un número de masa (A) inferior en 4 unidades y su número atómico (Z) inferior en 2 unidades respecto al inicial. Por ejemplo:



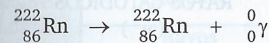
• EMISIÓN BETA ( $\beta$ )

Es la emisión de un electrón por parte de un núcleo inestable, generalmente debido a un exceso de neutrones con respecto al número de protones. Como resultado el nuevo núcleo aumenta en uno su número atómico (Z) y su número de masa (A) no se altera. Por ejemplo:



• EMISIÓN GAMMA ( $\gamma$ )

Emisiones propias de núcleos meta estables; puesto que luego de la emisión no cambia su identidad, pero existe en ellos reacomodo de nucleones, acompañan las emisiones alfa ( $\alpha$ ) y beta ( $\beta$ ). Por ejemplo:



OBSERVACIÓN

La Transmutación natural es la conversión espontánea de un núcleo en otro debido a su inestabilidad, emitiendo para ello partículas y radiaciones (energía). En toda ecuación nuclear se cumple la conservación de los números de masa (A) y carga nuclear (Z) en ambos miembros.

TRANSMUTACIÓN ARTIFICIAL



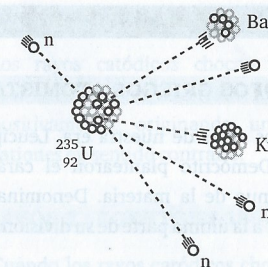
Emisiones producidas en la radiactividad artificial:

NOMBRE	NOTACIÓN
Protón	${}^1_1\text{H}$ ; p
Neutrón	${}^1_0\text{n}$ ; n
Positrón	${}^0_{+1}\text{e}$ ; $\beta^+$
Deuterón	${}^2_1\text{H}$ ; d
Tritón	${}^3_1\text{H}$ ; t

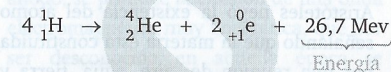
FISIÓN NUCLEAR

• CARACTERÍSTICAS:

- se produce gran cantidad de desechos radiactivos que son muy tóxicos y nocivos
- se produce una reacción en cadena a partir de una masa crítica.
- Es controlable y base de la bomba atómica



• FUSIÓN NUCLEAR



CARACTERÍSTICAS:

- Todavía no es controlable.
- Es el fundamento de la bomba de hidrógeno y de neutrones.
- No produce desechos radiactivos.

DESINTEGRACIÓN RADIATIVA

Observaciones experimentales sobre la radiactividad permitieron a Rutherford y Soddy formular la siguiente teoría: "La velocidad con que se desintegra una sustancia radiactiva es característica de dicho material radiactivo".

$$\frac{m_0}{m_f} = 2^n$$

Donde:  $m_0$ : Masa inicial  $m_f$ : Masa final  
 $n$ : Número de vidas medias

TIEMPO DE VIDA MEDIA ( $t_{1/2}$ )

Es el tiempo transcurrido para que se desintegre la mitad, de la sustancia radiactiva.

$$n = \frac{t}{t_{1/2}}$$

Donde:  $n$  : # de vidas medias  
 $t$  : Tiempo total transcurrido  
 $t_{1/2}$  : Tiempo de vida media (único para cada radio isótopo)



TEORÍAS Y MODELOS ATÓMICOS

1. FILÓSOFOS GRIEGOS ATOMISTAS

400 años antes de nuestra era, Leucipo y luego, Demócrito plantearon el carácter discontinuo de la materia. Denominando "átomo" a la última parte de su división.

OBSERVACIÓN

Aristóteles negó la existencia del átomo señalando que la materia está constituida por una reunión de: aire, agua, tierra y fuego, llamados "elementos aristotélicos".

2. TEORÍA DE DALTON (1808)

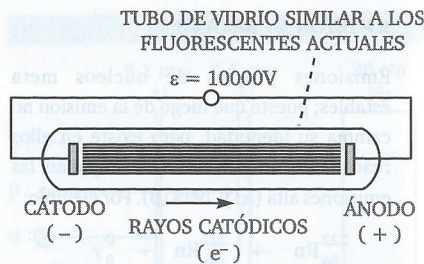
El átomo es la mínima porción de materia; compacta, indivisible e indestructible. Los átomos de un mismo elemento son idénticos, principalmente en masa. Permanecen invariables aún en la reacción química más violenta. Las combinaciones involucran cantidades enteras de átomo.

3. ELECTRÓLISIS, FARADAY (1833)

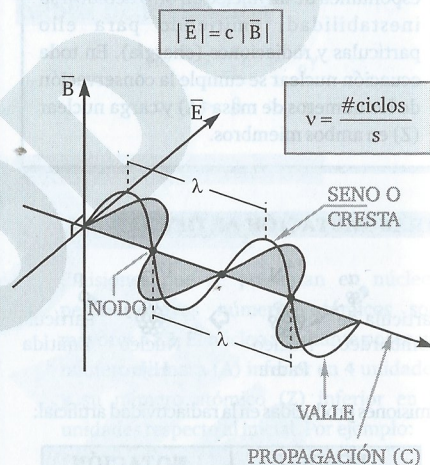
Al descomponer sustancias aplicando la corriente eléctrica, puso de manifiesto la relación que existe entre la electricidad y la estructura interna de la materia.

4. RAYOS CATÓDICOS (1850 APROX.)

Los gases son malos conductores eléctricos; pero a muy bajas presiones y elevados voltajes muestran conductividad mediante partículas negativas que salen del cátodo y se dirigen en línea recta hacia el ánodo. Posteriormente, se determinó que era un flujo de electrones.



5. RADIACIÓN ELECTROMAGNÉTICA REM. MAXWELL (1865)



B̄ : CAMPO MAGNÉTICO  
Ē : CAMPO ELÉCTRICO

$v \times \lambda = C$

$v \times \lambda = V$

Longitud de onda (λ).-

Es el tamaño de onda.

Frecuencia (ν).-

Es el número de oscilaciones o ciclos que pasan por un punto en un segundo.

Velocidad (V).-

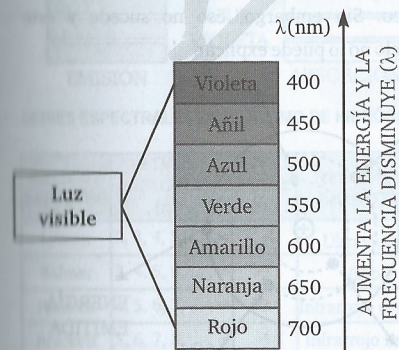
Nos indica la rapidez de propagación de la onda, la cual depende del medio. Se relaciona con la frecuencia y longitud.

ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO TOTAL

Reacciones nucleares	Rayos gamma (γ)	10 <sup>-4</sup>
Transiciones electrónicas a niveles internos	Rayos X	10 <sup>-3</sup>
	Rayos Ultravioleta (UV)	10 <sup>-2</sup>
Transiciones electrónicas a niveles externos	Luz visible	10
Vibraciones moleculares	Rayos infrarrojo (IR)	10 <sup>2</sup>
Rotaciones moleculares	Microondas	10 <sup>3</sup>
Circuitos electrónicos oscilantes	Ondas de radar	10 <sup>5</sup>
	Ondas de TV	10 <sup>7</sup>
	Ondas de radio	10 <sup>9</sup> a 10 <sup>13</sup>

• A partir de los rayos infrarrojo hacia abajo se denominan ondas hertzianas.

• En cuanto a los colores básicos de la luz visible se obtienen al hacer pasar luz blanca sobre un prisma y estos al reflejarse sobre los objetos determinan su coloración. Veamos:



6. RAYO CANAL (GOLDSTEIN, 1886)

Los rayos catódicos chocan contra las moléculas del gas encerrado ionizándolos positivamente, originando un flujo de cationes en sentido contrario.

7. RAYOS X. ROENTGEN, 1895

Cuando los rayos catódicos chocan contra la superficie de un metal, empleando como ánodo, se produce la emisión de una onda electromagnética muy energética, que por ser desconocida en aquella época se denominó "X".

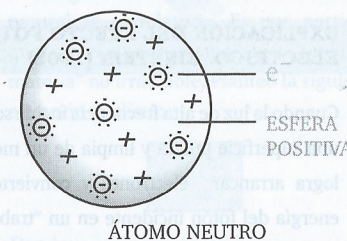
8. RADIOACTIVIDAD NATURAL

Descubierta por Becquerel (1896), es la emisión espontánea de partículas y de radiaciones electromagnéticas que se produce a partir de núcleos atómicos inestables.

9. DESCUBRIMIENTO DEL ELECTRÓN (1897). MODELO DE THOMSON

Demostró que los rayos catódicos son partículas que no dependen del material del que esté hecho el cátodo. Según su modelo el átomo es una masa homogénea positiva que contiene incrustados a los electrones.

ESQUEMA DEL "BUDÍN CON PASAS"



# CARGAS POSITIVAS (ESFERA) = # CARGAS NEGATIVAS (ELECTRONES)



Relación Carga masa del electrón (Thomson)

$$\frac{\text{carga (e)}}{\text{masa (m)}} = 1,758.10^8 \frac{\text{coulomb}}{\text{gramo}}$$

10. TEORÍA CUÁNTICA. PLANCK (1900)

Al estudiar la radiación del cuerpo negro. Planck determinó experimentalmente que la energía es absorbida o emitida en pequeñas cantidades que denominó "cuanto". Así mismo, estableció que la energía de un cuanto es directamente proporcional a la frecuencia de la radiación

$$E_{\text{cuanto}} = h \times \nu$$

h : Constante de Planck ( $6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ )

E: Energía de un paquete.

v: Frecuencia

OBSERVACIÓN

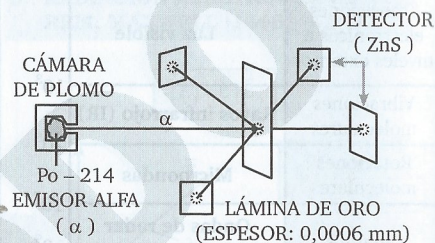
A cada "paquete" de energía, Einstein le asigna una naturaleza corpuscular que le denomina "fotón" (partícula de luz).

11. EXPLICACIÓN DEL EFECTO FOTO-ELECTRICO. EINSTEIN (1905)

Cuando la luz de alta frecuencia incide sobre una superficie pulida y limpia de un metal, logra arrancar electrones y convierte la energía del fotón incidente en un "trabajo" para separar al electrón de la superficie del metal y el resto en energía cinética del electrón liberado.

12. DESCUBRIMIENTO DEL NÚCLEO. MODELO DE RUTHERFORD (1909)

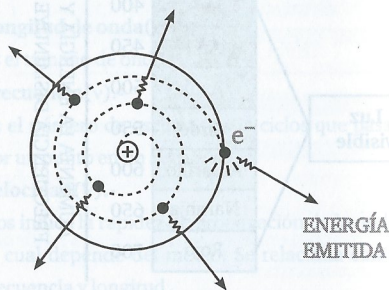
Bombardeó con partículas  $\alpha$  sobre una fina lámina de oro, observando que solo algunas rebotaban o se desviaban. Esto lo lleva a pensar que el átomo tiene un núcleo pesado, de la siguiente manera:



Plantea el modelo atómico "Sistema planetario" en miniatura; el cual es limitado por no explicar la irradiación de energía de los electrones.

ERROR EN EL MODELO DE RUTHERFORD

Según la física clásica se producirá una emisión de energía del  $e^-$  y la disminución de la velocidad, trae como consecuencia su caída al núcleo. Sin embargo, eso no sucede y éste modelo no lo puede explicar.



13. MODELO DE BOHR (1913)

En 1913 Niels Bohr propone su modelo atómico para el átomo de Hidrógeno cuyo desarrollo permite calcular para el electrón los siguientes términos. Es aplicable solo al átomo de Hidrógeno y las especies hidrogenoides:  $\text{He}^{+1}$ ,  $\text{Li}^{+2}$ . No explica el efecto Zeeman, lo que tiempo después demostraría la existencia de subniveles de energía.

Radio de la órbita electrónica ( $r_n$ o $R_n$ )	$R_n = 0,53 \text{ \AA} \times n^2$
Velocidad del electrón en una órbita ( $v_n$ )	$v_n = \frac{2,2 \times 10^6 \text{ m/s}}{n}$
Energía de la órbita electrónica ( $E_n$ )	$E_n = -\frac{13,6 \text{ eV}}{n^2}$
Energía absorbida o emitida en saltos electrónicos ( $\Delta E$ )	$\Delta E = E_a - E_b$

Donde:

- n : Número de órbita (n = 1 nivel basal, n > 1 órbitas excitadas)
- a > b: Se emite fotones en el salto electrónico
- a < b: Se absorbe fotones en el salto electrónico

ESPECTROS ATÓMICOS DEL HIDRÓGENO



SERIES ESPECTRALES EN EL ÁTOMO DE HIDRÓGENO

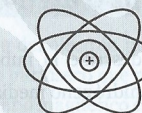
SERIE DE ESPECTRO	NIVEL INICIAL (n <sub>i</sub> )	NIVEL FINAL (n <sub>f</sub> )	REGIÓN DE ESPECTRO
Lyman	2, 3, 4, 5, ..., ∞	1	Ultravioleta
Balmer	3, 4, 5, 6, ..., ∞	2	Visible
Paschen	4, 5, 6, 7, ..., ∞	3	Infrarrojo cercano
Brackett	5, 6, 7, 8, ..., ∞	4	Infrarrojo medio
Pfund	6, 7, 8, 9, ..., ∞	5	Infrarrojo lejano

Donde la longitud de onda de los fotones emitidos se determina a partir de la siguiente relación:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \quad R_H : 109678 \text{ cm}^{-1}$$

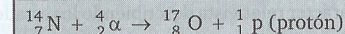
14. MODELO DE SOMMERFELD (1915)

Introduce el concepto de subnivel de energía al señalar que a partir del segundo nivel de energía, algunos electrones desarrollan órbitas elípticas.



15. DESCUBRIMIENTO DEL PROTÓN

Aunque la existencia de partículas positivas en el átomo fue señalada por Wein en 1898. Experimentalmente se determinó su existencia en 1919 cuando Rutherford analiza la transformación de nitrógeno en oxígeno al exponer aire a la emisión de las partículas  $\alpha$ .



16. DUALIDAD DEL ELECTRÓN (1924)

De Broglie estableció que el electrón tiene naturaleza ondulatoria. Es una partícula que se comporta como una "onda de materia" no irradiable. Planteó la siguiente ecuación dualista:

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

Donde:

$\lambda$ : Longitud de onda asociada al electrón.

h: constante de Planck.

m: masa

v: velocidad



**17. EL PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE HEISENBERG (1927)**

Es imposible determinar, para el electrón, la posición (x) y la cantidad de movimiento (m v) en forma exacta y simultánea. Todo calculo incluye una incertidumbre (Δ).

$$\Delta(x) \cdot \Delta(m v) \geq \frac{h}{2\pi}$$

**18. ECUACIÓN DE ONDA (1927)**

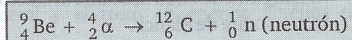
Schrödinger describe la nube electrónica del átomo de hidrógeno mediante regiones de probabilidad de manifestación del electrón (orbital) que, a su vez, se describen mediante ciertos parámetros: n, l, m<sub>l</sub> llamados "Números cuánticos"

**19. ECUACIÓN DE ONDA RELATIVISTA PAUL DIRAC (1928)**

Desarrolla una ecuación de onda dual con carácter relativista describiendo los estados probables para el electrón mediante cuatro números cuánticos: n, l, m<sub>l</sub>, m<sub>s</sub>. Además, obtiene soluciones para un electrón positivos que luego se descubre y se denomina positrón.

**20. DESCUBRIMIENTO DEL NEUTRÓN J. CHADWICK (1932)**

Al igual que el protón, el neutrón fue descubierto mediante una reacción nuclear



**CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA - NÚMEROS CUÁNTICOS**

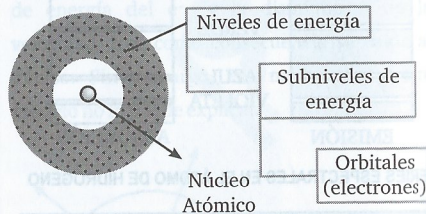
**NÚMEROS CUÁNTICOS**

En 1928 Erwin Schrödinger teniendo en cuenta el carácter ondulatorio del electrón desarrollo una ecuación matemática muy compleja denominado ecuación de onda cuya expresión es:

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

Con la cual describe los diferentes estados energéticos del electrón en su movimiento alrededor del núcleo, es decir en la zona extranuclear. En la solución de esta ecuación se introducen un conjunto de tres parámetros numéricos (n, l, m<sub>l</sub>) denominados números cuánticos asociados a las regiones de probabilidad de la zona extranuclear. Tiempo después se incluye un cuarto número cuántico:

**ESTRUCTURA DE CAPAS DE LA ZONA EXTRANUCLEAR**



**NIVEL DE ENERGÍA:** Contiene a los electrones cuyo alejamiento del núcleo es semejante.  
**SUBNIVEL DE ENERGÍA:** Reúne a los electrones que tienen la misma energía relativa.  
**ORBITAL (REEMPE):** Es la región con máxima probabilidad de "contener" electrones. Puede tener dos electrones como máximo.

**CARACTERÍSTICAS DE LOS NÚMEROS CUÁNTICOS**

NÚMERO CUÁNTICO	INDICA PARA EL ELECTRÓN	INDICA PARA EL ORBITAL
Principal o total (n)	El nivel principal de energía.	Tamaño o volumen de la nube electrónica.
Secundario o azimutal (l)	El subnivel de energía o subcapa contenido en un nivel determinado.	Forma geométrica espacial de la nube electrónica.
Magnético (m <sub>l</sub> )	El orbital "reempe" contenido en un determinado sub nivel.	Orientación espacial de la nube electrónica frente a un campo magnético exterior.
Espín magnético (m <sub>s</sub> )	El sentido de rotación sobre su eje imaginario	

El conjunto de números cuánticos se denota:

$$(n, l, m_l, m_s) \quad n > l$$

**LOS VALORES PERMITIDOS DE LOS NÚMEROS CUÁNTICOS Y SU INTERPRETACIÓN**

**1. Número Cuántico Principal**

$$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, \dots, \infty$$

K L M N O P Q

$$\# e^-_{\max} = 2 \times n^2$$

**2. Número Cuántico Secundario**

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

"n" valores

SUBNIVEL	NOTACIÓN	#e <sup>-</sup> <sub>max</sub> = 2(2l+1)	#orbitales = 2l + 1
Sharp (s)	l = 0 (s)	2	1
Principal (p)	l = 1 (p)	6	3
Diffuso (d)	l = 2 (d)	10	5
Fundamental (f)	l = 3 (f)	14	7

**OBSERVACIÓN**

l también se denomina número cuántico azimutal o de momento angular.

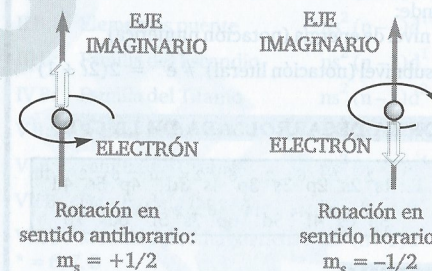
**3. Número Cuántico Magnético**

$$m_l = \overbrace{-l, \dots, 0, \dots, +l}^{\text{"2l + 1 valores"}}$$

**4. Número Cuántico Del Espín**

La rotación del electrón produce un campo magnético intrínseco que puede interactuar con un campo magnético externo.

$$m_s = +\frac{1}{2} \text{ y } -\frac{1}{2}$$



Los subniveles son:

SUBNIVEL	N. C. (l)	ORBITALES (m <sub>l</sub> )	#e <sup>-</sup> <sub>MÁX.</sub>
Sharp (s)	0	0	2 e <sup>-</sup>
Principal (p)	1	-1 0 +1	6 e <sup>-</sup>
Diffuso (d)	2	-2 -1 0 +1 +2	10 e <sup>-</sup>
Fundamental (f)	3	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3	14 e <sup>-</sup>



**CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA (C.E.)**

**PRINCIPIO DE MÁXIMA MULTIPLICIDAD**

En un subnivel, los electrones tienden a ocupar el mayor número de orbitales.

$3p^4 \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$  Así como también se puede  
 $m_l: \bar{1} \ 0 \ +1$  conocer si el átomo en  
 Orden de → mención es paramagnético  
 distribución o diamagnético.  
 (1 al 4)

**PRINCIPIO DE AUFBAU (CONSTRUCCIÓN)**

Los electrones se distribuyen en el átomo de tal manera que la suma total de sus energías relativas sea la menor posible, además se cumple que a mayor energía relativa, el orbital se vuelve menos estable.

**Energía Relativa Para subniveles**

$ER = n + \ell$

$n\ell \#e^-$

Donde:  
 n: nivel de energía (notación numérica)  
 ℓ: subnivel (notación literal)  $\#e^- = 2(2\ell + 1)$

**FORMA DESARROLLADA DE LA C. E.**

C. E.:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$

**ESQUEMA**

NIVEL	SUBNIVELES	# e <sup>-</sup> <sub>s</sub>
1, K	1s <sup>2</sup>	2
2, L	2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	8
3, M	3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 3d <sup>10</sup>	18
4, N	4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup> 4d <sup>10</sup> 4f <sup>14</sup>	32
5, O	5s <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup> 5d <sup>10</sup> 5f <sup>14</sup>	32
6, P	6s <sup>2</sup> 6p <sup>6</sup> 6d <sup>10</sup>	18
7, Q	7s <sup>2</sup> 7p <sup>6</sup>	8

**EXCEPCIONES A LAS REGLAS**

Presente en aquellos átomos neutros cuyas configuraciones culminan en subniveles tipo "d"

I.  $ns^2(n-1)d^4 \rightarrow ns^1(n-1)d^5$

II.  $ns^2(n-1)d^9 \rightarrow ns^1(n-1)d^9$

**CONFIGURACIÓN DE IONES**

- Se desarrolla la configuración del átomo neutro empleando el número atómico (Z).
- Se quita (a los cationes) o se agrega (a los aniones) electrones dependiendo del tipo de ión al último nivel de energía, considerando el siguiente orden de subniveles:  $f > d > p > s$ .

**OBSERVACIONES**

**ÁTOMOS ISOELECTRÓNICOS:**

Átomos e iones de diferentes elementos que tienen la misma configuración electrónica y misma cantidad de electrones.

**ÁTOMO DIAMAGNÉTICO ( $\mu = 0$ ):**

No tiene orbitales semillenos.

**ÁTOMO PARAMAGNÉTICO ( $\mu \neq 0$ ):**

Tiene al menos un orbital semilleno.

$\mu = \sqrt{k(k+2)}$

$\mu$  = susceptibilidad o momento magnético.

k = número de orbitales semillenos.

$\mu_B$  = unidad (magneton de Bohr).

**TABLA PERIÓDICA**

Es un sistema de clasificación de los elementos químicos basados en el orden creciente de su número atómico. El diseño actual de forma larga fue desarrollado por Werner y Paneth.

**LEY PERIÓDICA ACTUAL, 1913**

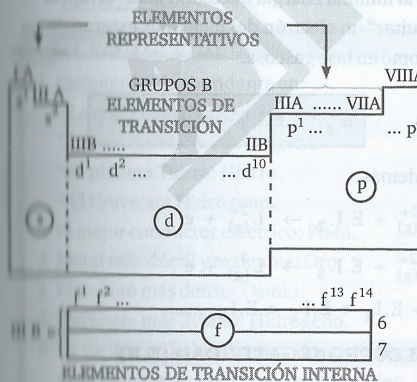
Propuesta por Moseley: "Las propiedades de los elementos y sus compuestos, son función periódica de sus números atómicos"

**DESCRIPCIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA ACTUAL**

ESTADO NATURAL	METAL	NO METAL	GAS NOBLE
Gas	—	N <sub>2</sub> , O <sub>2</sub> , F <sub>2</sub> , Cl <sub>2</sub> , H <sub>2</sub>	Todos
Líquido	Hg	Br <sub>2</sub>	—
Sólido	Restantes	Restantes	—

**NOTA**

El Cs, Ga, Fr a 30 °C se encuentran en estado líquido.



**NOTA**

Los períodos se determinan por niveles. Los grupos determinan propiedades.

**GRUPOS "A": ELEMENTOS REPRESENTATIVOS**

Configuración electrónica terminan en "s o p"

- IA : Metales alcalinos → ns<sup>1</sup>
- IIA : Alcalinos térreos → ns<sup>2</sup>
- IIIA : Térreos o Boroides → ns<sup>2</sup> np<sup>1</sup>
- IVA : Carbonoides → ns<sup>2</sup> np<sup>2</sup>
- VA : Nitrogenoides → ns<sup>2</sup> np<sup>3</sup>
- VIA : Anfígenos → ns<sup>2</sup> np<sup>4</sup>
- VIIA : Halógenos → ns<sup>2</sup> np<sup>5</sup>
- VIIIA: Gases Nobles → ns<sup>2</sup> np<sup>6</sup>

#GRUPO "A" : N° de electrones s + p ÚLTIMO NIVEL

**GRUPOS "B": ELEMENTOS DE TRANSICIÓN**

Configuración electrónica termina en "d"

- IB: Metales de acuñación ns<sup>2</sup>(n-1)d<sup>9</sup>
- II B: Elementos puente ns<sup>2</sup>(n-1)d<sup>10</sup>
- III B: Familia del Escandio ns<sup>2</sup>(n-1)d<sup>1</sup>
- IV B: Familia del Titanio ns<sup>2</sup>(n-1)d<sup>2</sup>
- V B: Familia del Vanadio ns<sup>2</sup>(n-1)d<sup>3</sup>
- VI B: Familia del Cromo ns<sup>2</sup>(n-1)d<sup>4</sup>
- VII B: Familia del Manganeso ns<sup>2</sup>(n-1)d<sup>5</sup>
- VIII B: Metales Ferromagnéticos ns<sup>2</sup>(n-1)d<sup>\*</sup>

\* = 6, 7, 8

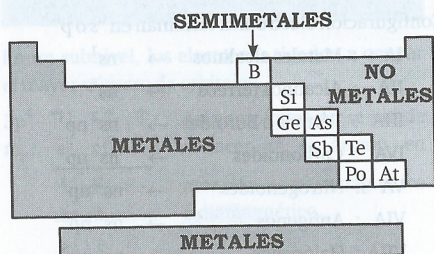
# GRUPO "B": ÚLTIMOS SUBNIVELES s + d

**OBSERVACIÓN**

Algunos elementos de transición interna se clasifican en Lantánidos (6to período) y Actínidos (7mo período), presentan "by pass" que consiste en pasar un electrón del subnivel "f" al subnivel siguiente, todos pertenecen al grupo IIIB. Actualmente, los grupos se enumeran del 1 a 18 según la IUPAC.



**CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS DE ACUERDO A SUS PROPIEDADES**



**METALES**

**PROPIEDADES FÍSICAS**

- \* Buenos conductores de calor.
- \* Maleables y dúctiles en estado sólido.
- \* Poseen brillo metálico y densidad variable.

**PROPIEDADES QUÍMICAS**

- \* Tienen 1 a 4 electrones en último nivel.
- \* Forman con facilidad cationes y óxidos básicos.
- \* Son buenos agentes reductores

**NO METALES**

**PROPIEDADES FÍSICAS**

- \* Malos conductores de calor excepto el grafito.
- \* Algunos elementos tienen el fenómeno de alotropía.
- \* No poseen brillo metálico y tienen baja densidad.

**PROPIEDADES QUÍMICAS**

- \* Tienen 4 a 8 electrones en último nivel.
- \* Forman con facilidad aniones y óxidos ácidos
- \* Los gases nobles son estables químicamente.
- \* Son buenos agentes oxidantes.

**SEMIMETALES**

- \* Propiedades intermedias de metales y no metales.
- \* Tienen baja conductividad eléctrica a temperatura ambiente pero aumenta al calentarse.
- \* Son 8: Boro, Silicio, Germanio, Astatio, Antimonio, Telurio, Polonio y Arsénico, siendo Si y Ge los más usados en transistores.

**PROPIEDADES PERIÓDICAS**

**RADIO ATÓMICO (R.A)**

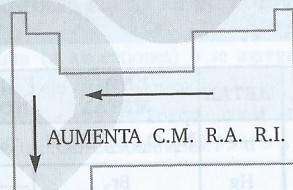
Distancia media entre el núcleo atómico y el orbital del último electrón de la nube electrónica. Nos proporciona el tamaño del átomo.

**RADIO IÓNICO (R.I)**

$$r_{\text{Cación}} < r_{\text{Átomo neutro}} < r_{\text{Anión}}$$

**CARÁCTER METÁLICO (C.M)**

METAL	NO METAL
* Pierde electrones por oxidación.	* Gana electrones por reducción.
* Forma cationes.	* Forma aniones.
* Es un agente reductor.	* Es un agente oxidante.
* Electropositivo.	* Electronegativo.
* Tiene baja afinidad electrónica.	* Tiene alta afinidad electrónica.

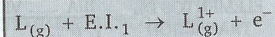


**CARÁCTER NO METÁLICO (C.N.M)**

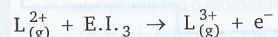
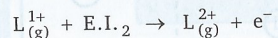
Es mayor mientras el elemento tienda a ganar más electrones.

**ENERGÍA DE IONIZACIÓN (E.I)**

Es la mínima energía necesaria para "arrancar" o "quitar" un electrón del nivel más externo de un átomo en fase gaseosa.



Además:



$$\Rightarrow E.I._1 < E.I._2 < E.I._3 \dots\dots$$

**ELECTRONEGATIVIDAD (E.N)**

Capacidad que tienen los átomos para atraer a los electrones de enlace mediante la acción de sus núcleos atómicos. Basados en la escala de Linus Pauling:  $0,7 \leq E.N. \leq 4,0$ . Ejemplo:

Li	Be	B	C	N	O	F
1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0,9	1,2	1,5	1,8	2,1	2,5	3,0
K	Cs	Fr	Fe	Zn	Se	Br
0,8	0,7	0,7	1,8	2,0	2,4	2,9

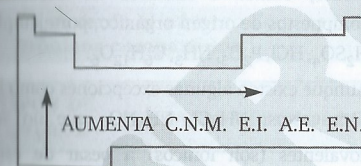
**AFINIDAD ELECTRÓNICA (A.E)**

También llamada electroafinidad, es la energía absorbida o liberada por un átomo en fase gaseosa cuando acepta un electrón. Es una propiedad difícil de medir experimentalmente. En general, se libera energía (exotérmico).



**OBSERVACIÓN**

Se desarrolla con absorción de energía en los aniones y en elementos de los grupos II A y VIII A

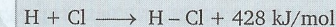
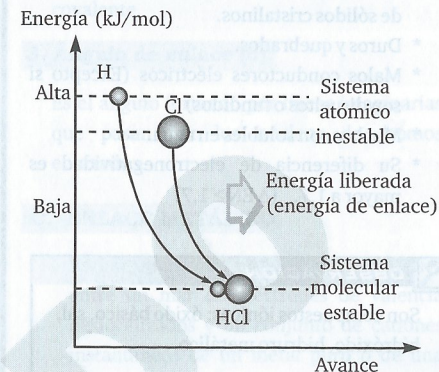


**OBSERVACIONES**

1. Elemento más abundante en:
  - \* La atmósfera: Nitrógeno.
  - \* La corteza terrestre: Oxígeno.
  - \* El planeta Tierra: Hierro.
  - \* El Universo: Hidrógeno.
2. El mejor conductor eléctrico: Plata.
3. Metal más dúctil y maleable: Oro.
4. Elemento más denso: Osmio.
5. Elemento más liviano: Hidrógeno.
6. La variación de las propiedades periódicas en la TPA presenta algunas irregularidades:
  - \* RA (hidrógeno) < RA (Helio)
  - \*  $E.I._1(N) > E.I._1(O)$  y  $E.I._1(Be) > E.I._1(B)$
  - \* En VA, Fósforo más reactivo que nitrógeno

**ENLACES INTERATÓMICOS**

**FORMACIÓN DEL ENLACE QUÍMICO**



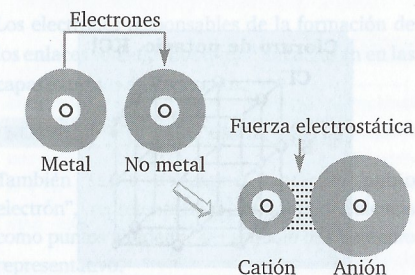
**TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS**

INTERATÓMICOS	INTERMOLECULARES
• Iónico o electrovalente	• Dipolo - dipolo
• Covalente	• Puente de hidrógeno
• Metálico	• Fuerzas de London

**ENLACES INTERATÓMICOS**

**A. ENLACE IÓNICO**

**Mecanismo de transferencia de electrones**





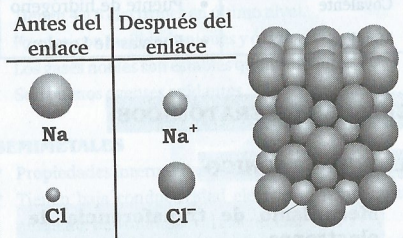
**Propiedades y características de los compuestos iónicos**

- \* A condiciones ambientales, tienen forma de sólidos cristalinos.
- \* Duros y quebrados.
- \* Malos conductores eléctricos (Excepto si son disueltos o fundidos)
- \* Muchos son solubles en agua.
- \* Su diferencia de electronegatividad es mayor a 1,7. ( $\Delta EN \geq 1,7$ )

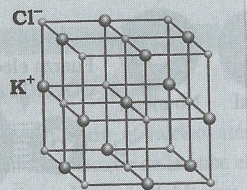
**OBSERVACIÓN**

Son compuestos iónicos: óxido básico, sal, hidróxido, hidruro metálico.

COMPUESTO	ELECTRONEGATIVIDAD (EN)	$\Delta EN$
NaCl	Na: 0,9 Cl: 3,0	2,1
CaO	Ca: 1,00 O: 3,5	2,5
MgF <sub>2</sub>	Mg: 1,2 F: 4,0	2,8

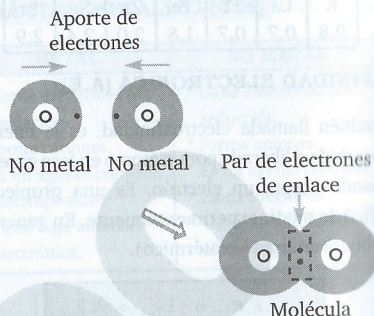


Cloruro de potasio, KCl



**B. ENLACE COVALENTE**

**Mecanismo de compartición de electrones**



**Propiedades y características de los compuestos covalentes**

$\Delta EN < 1,7$

Se consideran compuestos covalentes a los ácidos, óxidos e hidruros no metálicos, compuestos de origen orgánico, por ejemplo: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HCl, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, NH<sub>3</sub>, C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>.

Aunque existen algunas excepciones como los compuestos: NH<sub>4</sub>Cl, NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub> que no son covalentes (son iónicos) a pesar de estar formados únicamente por no metales.

No son buenos conductores de electricidad.

**VARIEDADES DE ENLACE COVALENTE**

**a) De acuerdo al modo de aporte de los electrones a compartirse**

**ENLACE COVALENTE NORMAL:**

Se presenta cuando ambos átomos que lo forman aportan los electrones que al final van a ser compartidos.

**ENLACE COVALENTE COORDINADO:**

Se presenta cuando solo uno de los átomos aporta el par de electrones pero es compartido por ambos. También se conoce como dativo.

**b) De acuerdo a la polaridad del enlace**

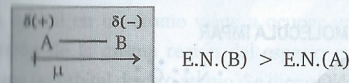
**ENLACE COVALENTE APOLAR:**

Llamado también homopolar (sin polos) o covalente puro, se presenta cuando la compartición de los pares electrónicos se produce entre átomos del mismo elemento químico.

**ENLACE COVALENTE POLAR:**

Llamado también heteropolar (presenta polos) o parcialmente iónico, se presenta cuando la compartición de los pares electrónicos se produce entre átomos de diferentes elementos químicos.

Para un enlace polar en general, se cumple:



donde:  $\delta$ : carga parcial.  $\vec{\mu}$ : momento dipolar

**b) De acuerdo al número de pares electrónicos compartidos**

TIPOS DE ENLACE	NOTACIÓN	SIMBOLOGÍA
Simple (un par de electrones de enlace)	A — B	1 $\sigma$ : un enlace tipo sigma
Doble (dos pares de electrones de enlace)	A = B	1 $\sigma$ : un enlace tipo sigma 1 $\pi$ : un enlace tipo pi
Triple (tres pares de electrones de enlace)	A $\equiv$ B	1 $\sigma$ : un enlace tipo sigma 2 $\pi$ : un enlace tipo pi

**PARÁMETROS DEL ENLACE**

**1. Energía del enlace**

Mínima cantidad de energía requerida para romper una mol de enlace covalente en fase gaseosa.

**2. Longitud de enlace (L):**

Es la distancia promedio que existe sobre los núcleos de dos átomos enlazados de forma covalente.

**3. Ángulo de enlace ( $\alpha$ ):**

Es el ángulo formado por líneas imaginarias que pasan por los núcleos de átomos enlazados.

**C. ENLACE METÁLICO**

Es una fuerza de atracción electrostática entre un mar de electrones de valencia deslocalizados y un conjunto de cationes instantáneos de un metal puro o de una aleación.

**Propiedades y características de las sustancias metálicas**

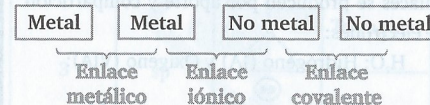
Tienen brillo metálico.

Presentan conductividad eléctrica y térmica.

Presentan Ductibilidad y Maleabilidad

**DESARROLLO DE ESTRUCTURAS DE MOLÉCULAS Y UNIDADES FÓRMULA**

**ANÁLISIS DE LA COMPOSICIÓN**



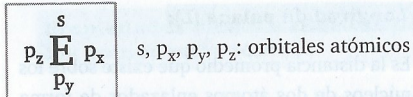
**ELECTRONES DE VALENCIA**

Los electrones responsables de la formación de los enlaces son aquellos que se encuentran en las capas externas de los átomos.

**NOTACIÓN O DIAGRAMA LEWIS**

También se le denomina “notación punto electrón”, representa a los electrones de valencia como puntos alrededor del símbolo del elemento representativo.





Para los elementos representativos:

IA	IIA	IIIA	IVA
Na	Mg	B	C
VA	VIA	VIIA	VIIIA
N	O	Cl	Ar

**A. ESTRUCTURAS DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS**

Para los compuestos: NaCl, CaO, K<sub>2</sub>S, MgCl<sub>2</sub> y Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>: el enlace se produce por transferencia de electrones:

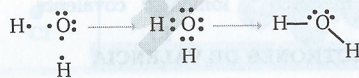
NaCl: Sodio (IA) y Cloro (VII A)



**B. ESTRUCTURAS PARA ESPECIES COVALENTES**

Para las moléculas: H<sub>2</sub>O, O<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>, PH<sub>3</sub>, HBr: los enlaces se producen por aporte y compartición de electrones:

H<sub>2</sub>O: Hidrógeno (IA) y Oxígeno (VIA):

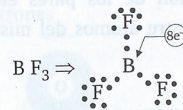
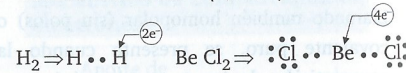


**REGLA DEL OCTETO**

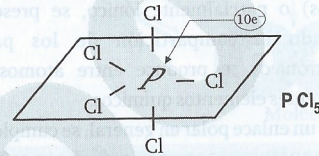
Establece que los átomos adquieren mayor estabilidad al presentar ocho electrones en su capa de valencia, los únicos elementos que de forma natural cumplen con esta regla son los gases nobles, el hidrógeno <sup>1</sup>H y el helio <sup>2</sup>He sólo necesitan dos electrones para estabilizarse.

**EXCEPCIONES DE LA REGLA**

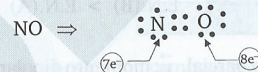
**A. OCTETO INCOMPLETO (H, Be, B)**



**B. OCTETO EXPANDIDO (P Cl<sub>5</sub>, S F<sub>6</sub>, Xe F<sub>4</sub>, I F<sub>7</sub>)**



**C. MOLÉCULA IMPAR**



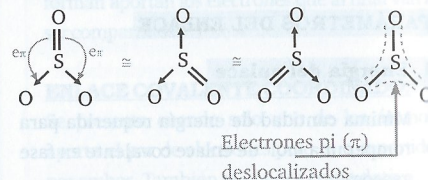
**OBSERVACIÓN**

Al formar enlace químico los átomos liberan energía a los alrededores y adquieren un estado energético más estable y duradero.

**RESONANCIA**

Se presenta en ciertas moléculas y especies iónicas cuyas estructuras se pueden representar por más de una fórmula Lewis posible, debido a la deslocalización de sus electrones tipo pi (π), el fenómeno explica la igualdad en longitud y ángulos de enlaces.

Resonancia en el trióxido de azufre SO<sub>3</sub>:



**FUERZAS Y ENLACES INTERMOLECULARES**

Las fuerzas de cohesión que se producen entre moléculas y explican las principales propiedades físicas de las sustancias (solubilidad, punto de fusión y ebullición).

**MOLÉCULA**

Partícula discreta con una cantidad determinada y fija de átomos covalentemente enlazados.

**TEORÍA ENLACE DE VALENCIA (TEV)**

Plantea que se forma un enlace covalente entre dos átomos cuando se satisfacen las condiciones:

1. Un orbital en un átomo viene a ocupar una porción de la misma región del espacio que ocupa un orbital de otro átomo. Se dice que los dos orbitales se traslapan u ocurre el solapamiento de orbitales.
2. El número de electrones en ambos orbitales es dos por cada orbital.

**HIBRIDACIÓN (Hibridización)**

Combinación y reacomodo de los orbitales de la zona de valencia. Se reúne cierto número de orbitales atómicos puros diferentes y se obtiene el mismo número de orbitales híbridos equivalentes.

**OBSERVACIONES**

1. La hibridación no se aplica a átomos aislados, es la combinación de dos o más orbitales atómicos no equivalentes.
2. El número de orbitales híbridos generados es igual al número total de orbitales atómicos puros que participan en la combinación, ayuda a explicar la geometría molecular.

**ALGUNOS ORBITALES HÍBRIDOS IMPORTANTES Y SU FORMA**

ORBITALES ATÓMICOS PUROS	HIBRIDACIÓN	NÚMERO DE ORBITALES HÍBRIDOS	FORMA DE LOS ORBITALES HÍBRIDOS
# orbitales que se combinan = 2 	Hibridación sp $\begin{matrix} \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ 2s & 2p_x & 2p_y & 2p_z \\ \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ sp^1 & sp^1 & 2p_y & 2p_z \end{matrix}$	2 orbitales híbridos $\begin{matrix} 2p_z & 2p_y \\ \uparrow & \uparrow \\ sp & sp \end{matrix}$	Lineal $180^\circ$
# orbitales que se combinan = 3 	Hibridación sp <sup>2</sup> $\begin{matrix} \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ 2s & 2p_x & 2p_y & 2p_z \\ \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ sp^2 & sp^2 & sp^2 & 2p_z \end{matrix}$	3 orbitales híbridos $\begin{matrix} 2p_z & 2p_y \\ \uparrow & \uparrow \\ sp^2 & sp^2 \end{matrix}$	Triangular $120^\circ$
# orbitales que se combinan = 4 	Hibridación sp <sup>3</sup> $\begin{matrix} \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ 2s & 2p_x & 2p_y & 2p_z \\ \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ sp^3 & sp^3 & sp^3 & sp^3 \end{matrix}$	4 orbitales híbridos $\begin{matrix} sp^3 & sp^3 \\ \uparrow & \uparrow \\ sp^3 & sp^3 \end{matrix}$	Tetraédrica $109^\circ 28'$

**TIPO DE ORBITALES HÍBRIDOS EN LOS ENLACES SIMPLES**

Nº PARES ELECTRONES	TIPO HÍBRIDO	GEOMETRÍA MOLECULAR
2	sp	X—A—X Lineal
3	sp <sup>2</sup>	X   X—A—X Triangular
		⊙   X—A—X Angular
4	sp <sup>3</sup>	X   X—A—X Tetraédrica
		⊙   X—A—X Piramidal
		⊙   X—A—X Angular



**APLICACIÓN DE LA TEORÍA DE LA REPULSIÓN DE PARES ELECTRÓNICOS EN LA CAPA DE VALENCIA (TRPECV)**

1. Se dibuja la estructura de Lewis de la molécula.
2. Se cuenta el número de pares de electrones enlazantes y no enlazantes que rodean al átomo central y se predice su distribución espacial de manera que las repulsiones entre los pares electrónicos sea mínima.
3. Se predicen los ángulos de enlace sabiendo que las repulsiones par libre - par libre es mayor que las repulsiones par libre - par enlazante que a su vez son mayores que las repulsiones entre pares enlazantes.

La geometría alrededor de un átomo central de una molécula, es aquella que hace mínima la repulsión de los pares de electrones, los usados para formar enlaces y los no usados que quedan como pares libres alrededor de cada átomo en la molécula.

**OBSERVACIÓN**

Una región de máxima densidad electrónica puede ser:

- \* Enlace simple normal. (—)
- \* Enlace simple dativo. (→)
- \* Enlace doble. (=)
- \* Enlace Triple. (≡)
- \* Par de electrones libres. (:)

**Geometría Electrónica (G. E.):**

Disposición espacial de los orbitales híbridos.

**Geometría Molecular (G. M.):**

Es la disposición de los átomos en una molécula.

En la tabla se resume las posibles geometrías moleculares cuando una molécula  $AB_n$  tiene cuatro o menos pares de electrones en torno a A. Estas geometrías influyen todas las formas que se observan comúnmente en las moléculas o iones que obedecen la regla del octeto.

Total pares de e <sup>-</sup>	Geometría de pares de electrones	Pares que enlazan	Pares que no enlazan	Geometría molecular
2	Lineal	2	0	Lineal
3	Plana trigonal	3	0	Plana trigonal
		2	1	Angular
4	Tetraédrica	4	0	Tetraédrica
		3	1	Piramidal trigonal
		2	2	Angular

**POLARIDAD Y APOLARIDAD DE LAS MOLÉCULAS**

**Moléculas Polares.-**

Moléculas que presentan polos debido a la disposición asimétrica o irregular de las nubes electrónicas (densidades electrónicas) de los átomos enlazados al átomo central. Generan dipolos permanentes

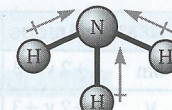
**Moléculas Apolares.-**

Moléculas que carecen de polos, esto debido a la disposición simétrica o regular de las nubes electrónicas de los átomos enlazados al átomo central. Generan dipolos instantáneos.

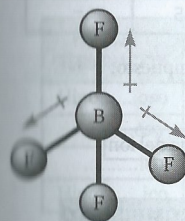
**EJEMPLOS DE MOLÉCULAS CON ENLACES POLARES O APOLARES**



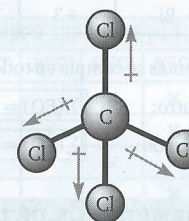
**Molécula polar**  
 $\mu_R = 1,08 \text{ D}$   
**Ácido Clorhídrico**



**Molécula polar**  
 $\mu_R = 1,46 \text{ D}$   
**Amoníaco**



**Molécula apolar**  
**Trifluoruro de boro**  
 $\mu_R = 0 \text{ D}$



**Molécula apolar**  
**Tetracloruro de carbono**  
 $\mu_R = 0 \text{ D}$

Donde:  $\mu_R$  = Momento dipolar resultante.

$\mu$  se mide en debye (D).

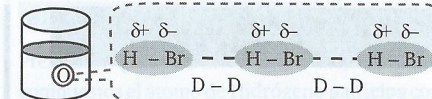
1 D =  $3,33 \cdot 10^{-30}$  C. m

**FUERZA INTERMOLECULAR**

- 1. Fuerza que une a dos moléculas idénticas o diferentes; son mucho más débiles que las fuerzas interatómicas.
- 2. Agrupa el conjunto de fuerzas de naturaleza eléctrica. Estos enlaces son los responsables sobre todo de justificar las propiedades macroscópicas de las diferentes sustancias.
- 3. Tradicionalmente las fuerzas intermoleculares también se les denomina fuerzas de Van Der Walls.

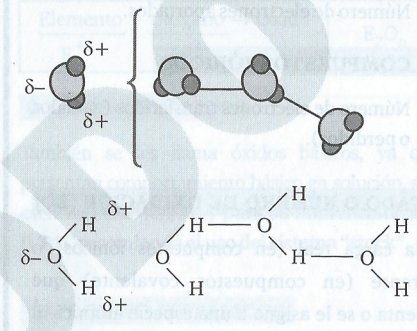
**Fuerza Dipolo - Dipolo (D - D)**

Las fuerzas de atracción eléctrica entre polos opuestos de moléculas polares, es decir moléculas con dipolo permanente, su origen es electrostático y se pueden entender en términos de la ley de Coulomb.



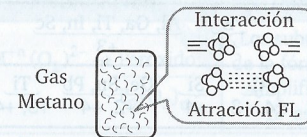
**Fuerza Puente de Hidrógeno (P. H)**

Es un tipo de enlace especial dipolo dipolo muy fuerte y se manifiesta entre el par electrónico libre de un átomo de F, O, N y el núcleo de un átomo de hidrogeno prácticamente libre de electrones.



**Fuerzas de Dispersión de London**

Este enlace se presenta en moléculas apolares y también en moléculas polares que se atraen entre sí debido a la polarización que se origina por la distorsión de sus nubes electrónicas. Por ejemplo se presenta en compuestos orgánicos que son apolares, como: el gas metano ( $CH_4$ ):



**OBSERVACIÓN**

Esta interacción provoca su polarización con gran atracción molecular. Además la fuerza de London es proporcionalmente directa a su masa molecular. Permite la licuación de los gases.



**FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA INORGÁNICA**

**VALENCIA (VAL)**

Es la capacidad de combinación de los átomos relacionados con el número de enlaces que pueden formar, según el compuesto.

**COMPUESTOS COVALENTES**

Número de electrones aportados.

**COMPUESTOS IÓNICOS**

Número de electrones transferidos (ganados o perdidos).

**ESTADO O NÚMERO DE OXIDACIÓN (EO)**

Es la carga real (en compuestos iónicos) o aparente (en compuestos covalente) que presenta o se le asigna a una especie atómica al formar parte de un compuesto.

**ESTADO DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS COMUNES**

BLOQUE	ELEMENTOS
I	Li, Na, K, Rb, Cs, Ag, <u>Cu</u> , <u>Au</u> +1, +1, +2, +1, +3
II	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Zn, Cd, <u>Hg</u> +2, +1, +2
III	<u>B</u> , Al, Ga, Tl, In, Sc ±3, +3
IV	<u>C</u> , <u>Si</u> , Ge, Sn, Pb, <u>Ti</u> ±4, +2, +4, +2, +4, +3, +4
V	<u>N</u> , <u>P</u> , As, Sb, Bi +1, +2, ±3, +4, +5, +1, ±3, +5, ±3, +5
VI	S, Se, Te, Po ±2, +4, +6
VII	<u>F</u> , Cl, Br, I -1, ±1, +3, +5, +7
VIII	Fe, Co, Ni +2, +3

**ANOMALÍAS DE LOS E. O. (PARA SUS COMPUESTOS)**

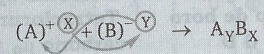
ELEMENTO	BÁSICOS	ÁCIDOS	NEUTROS
Mn	+2 y +3	+4, +6, +7	-
V	+2 y +3	+4 y +5	-
Cr	+2 y +3	+3 y +6	-
N	-	+3 y +5	+1, +2, +4
Bi	+3	+5	-

Además se cumple en todo compuesto:

Neutro:  $\sum(\text{EO}) = 0$

Ionizado:  $\sum(\text{EO}) = \text{Carga del ión}$

**FORMULACIÓN DE UN COMPUESTO**



Donde: A y B: Especies químicas (átomos, iones simples o poli atómicos)

x, y: Valencias

+x, -y: Estados o números de oxidación.

x e y, se pueden simplificar si tienen factores en común.

**NOMENCLATURA DE UN COMPUESTO**

**CUADRO DE LAS PRINCIPALES FUNCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS**

FUNCIÓN	COMPOSICIÓN	NOTACIÓN	GRUPO FUNCIONAL
HIDRURO (binario)	Elemento e Hidrógeno	EH <sub>n</sub>	H <sup>-1</sup> : Hidruro
ÓXIDO (binario)	Elemento y Oxígeno	E <sub>2</sub> O <sub>n</sub>	O <sup>-2</sup> : Óxido
HIDRÓXIDO (ternario)	Metal (M) y grupo (OH)	M(OH) <sub>n</sub>	OH <sup>-1</sup> : Ión hidróxido
ÁCIDO (ternario)	"H", no metal y "O"	H <sub>m</sub> (anión)	H <sup>+1</sup> : Ión hidrógeno
SAL (ternario)	Metal, no metal y "O"	M <sub>m</sub> (anión) <sub>n</sub>	Catión y anión

Donde: E : Elemento químico

n : Valencia de los elementos

m : Valencia del anión

**SISTEMAS DE NOMENCLATURA**

**CLÁSICA O TRADICIONAL**

función - elemento - terminación

PREFJO Y TERMINACIÓN	ORDEN CRECIENTE (↓)			
	1(EO)	2(EO)	3(EO)	4(EO)
Hipo.....oso			x	x
.....oso		x	x	x
.....ico	x	x	x	x
Hiper.....ico				x

**NOMENCLATURA STOCK**

función - elemento - (valencia)

**NOMENCLATURA SISTEMÁTICA**

prefijo - función - prefijo - elemento

PREFJO	CANTIDAD	PREFJO	CANTIDAD
mono	1	hexa	6
di	2	hepta	7
tri	3	octa	8
tetra	4	nona	9
penta	5	deca	10

**FUNCIÓN HIDRURO**

FORMULACIÓN	FÓRMULA
Elemento + Hidrógeno → Hidruro	EH <sub>n</sub>
$E^m + H^1$	

**HIDRUROS METÁLICOS**

Presentan gran carácter iónico, en estos compuestos de Hidrógeno participa con una EO = -1. Para su nomenclatura la IUPAC recomienda el sistema "stock".

**HIDRUROS NO METÁLICOS**

Presentan gran carácter covalente, en estos compuestos el átomo de Hidrógeno participa con EO = +1, para su nomenclatura la IUPAC recomienda el sistema "sistemático" acepta la utilización de nombres comunes.

**FUNCIÓN ÓXIDO**

FORMULACIÓN	FÓRMULA
Elemento + Oxígeno → Óxido	E <sub>2</sub> O <sub>n</sub>
$E^{+n} + O^{-2}$	

**ÓXIDOS METÁLICOS**

También se les llama óxidos básicos, ya que presentan comportamiento básico en solución, son esencialmente iónicos y para su nomenclatura la IUPAC recomienda el uso del sistema "stock".

**ÓXIDOS NO METÁLICOS**

Denominados también óxidos ácidos (anhídridos), ya que muestra comportamiento ácido en solución, son covalentes, para su nomenclatura la IUPAC recomienda el sistema "sistemático".

**PERÓXIDOS**

FORMULACIÓN	NOTA
$M^{+n} (O_2)^{2-} \rightarrow \text{Peróxido}$	Los subíndices de la fórmula se simplifican si "n" es par
$E_2(O_2)_n$	

**ÓXIDOS DOBLES**

Se denomina también óxidos salinos, se originan por la unión de los óxidos metálicos de un mismo elemento donde este posee estados de oxidación que pueden ser +2 y +3 o en todo caso +2 y +4, presentan por fórmula general M<sub>3</sub>O<sub>4</sub>.



• COMPUESTOS OXIGENADOS

Número de oxidación frente al oxígeno

METAL

- + 1: Li, Na, K, Rb, Cs, Ag
- + 2: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Zn, Cd
- + 3: Al
- + 1; + 2: Cu, Hg
- + 1; + 3: Au
- + 2; + 3: Fe, Co, Ni
- + 2; + 4: Sn, Pb, Pt, Pd

NO METAL

- + 1: B
- + 4: Si
- + 2; + 4: C
- + 3; + 5: N, As, Sb
- + 1; + 3; + 5: P
- + 2; + 4; + 6: S, Se, Te
- + 1; + 3; + 5; + 7: Cl, Br, I

ANOMALÍAS

ELEMENTO	METAL	NO METAL
Bi	+3	+5
V	+2 y +3	+4 y +5
Cr	+2 y +3	+3 y +6
Mn	+2 y +3	+6 y +7

🔍 OBSERVACIÓN

Los compuestos: N<sub>2</sub>O, NO, NO<sub>2</sub>, CO, MnO<sub>2</sub> se consideran óxidos "neutros" porque no forman oxácidos con los números o estados de oxidación mencionados.

FUNCIÓN HIDRÓXIDO

FORMULACIÓN	FÓRMULA
Óxido básico + H <sub>2</sub> O → Hidróxido	M(OH) <sub>n</sub>
M <sub>2</sub> O <sub>n</sub>	

Agrupar a compuestos ternarios en cuya estructura encontramos a un catión metálico unido al ión hidroxilo (OH<sup>-</sup>), estos compuestos se le conoce comúnmente como bases, generalmente se producen de la combinación de un óxido básico con el agua, para nombrarlos la IUPAC, recomienda el sistema "stock".

FUNCIÓN ÁCIDO

ÁCIDO OXÁCIDO

FORMULACIÓN	FÓRMULA
Óxido no metálico + H <sub>2</sub> O → Ácido oxácido	H <sub>m</sub> (anión)
Reacción de adición	

Agrupar a compuestos ternarios en cuya estructura encontramos a un anión poli atómico unido al ión Hidrógeno (H<sup>+</sup>) el cual en solución acuosa es liberado, estos compuestos se originan por combinación de un óxido ácido con el agua, para su nomenclatura se emplea los sistemas tradicional y sistemática.

FORMULACIÓN DIRECTA DE OXÁCIDOS:

Oxácido de elemento (E)	Fórmula	Nº átomos de oxígeno
Valencia impar = x	HEO <sub>n</sub>	$n = \frac{x+1}{2}$
Valencia par = x	H <sub>2</sub> EO <sub>n</sub>	$n = \frac{x+2}{2}$
B; P; As; Sb	H <sub>3</sub> EO <sub>n</sub>	$n = \frac{x+3}{2}$

ÁCIDOS HIDRÁCIDOS

Son ácidos binarios que se originan por disolución en agua de hidruros correspondientes a los no metales de los grupos VIA (S; Se; Te) y VIIA (F; Cl; Br; I), poseen propiedades similares a los oxácidos pero el anión correspondientes es monoatómico, estos ácidos se nombran empleando:

- Nomenclatura tradicional: Ácido / No metal hídrico (más usado en solución acuosa)
- Nomenclatura sistemática: No metal hidruro de hidrogeno

FUNCIÓN SAL

FORMULACIÓN	FÓRMULA
Hidróxido + ácido → Sal + H <sub>2</sub> O	M(OH) <sub>n</sub>
M(OH) <sub>n</sub> H <sub>m</sub> (anión)	

Agrupar a compuestos binarios (sales haloideas) o ternarios (sales oxisales) que se originan por reacción de neutralización entre hidróxido y un ácido de elevado carácter iónico, para nombrarlos la IUPAC recomienda el sistema "stock", indicando primero el nombre del anión seguido del catión, su formulación presenta la forma general siguiente:

NOMENCLATURA DE ANIONES

TIPO DE ÁCIDO	SUFIJO EN ÁCIDO	SUFIJO DE ANIÓN	SAL QUE FORMA
oxácido	.....oso	.....ito	oxisal
	.....ico	.....ato	
hidrácido	.....hídrico	.....uro	haloidea

SALES HALOIDEAS

Participa un ácido hidrácido en el proceso de neutralización. Son sales binarias.



SALES OXISALES

Participa un ácido oxácido en el proceso de neutralización. Son sales ternarias.



NOMBRE COMERCIAL DE ALGUNOS COMPUESTOS

- CaO: Cal viva
- Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>: Alúmina
- Na(OH)<sub>(ac)</sub>: Soda cáustica
- KOH<sub>(ac)</sub>: Potasa cáustica
- Ca(OH)<sub>2</sub>(ac): Cal apagada
- Mg(OH)<sub>2</sub>(ac): Leche de magnesia
- HNO<sub>3</sub>(ac): Agua fuerte
- H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>(ac): Aceite de vitriolo
- HCl<sub>(ac)</sub>: Ácido muriático
- FeS<sub>2</sub>: Pirita
- CaSO<sub>4</sub> · 1/2 H<sub>2</sub>O: Yeso

UNIDADES QUÍMICAS DE MASA

UNIDAD DE MASA ATÓMICA (u)

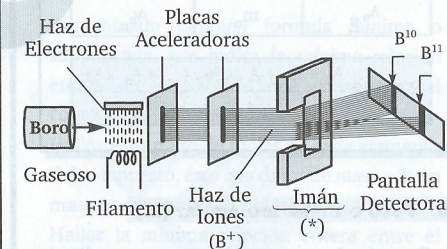
Es la unidad patrón para expresar las masas de especies atómicas, partículas subatómicas, iones, moléculas. Se define como la doceava parte de la masa del átomo patrón el isótopo de carbono (C - 12). También se le representa por "uma".

$$1 u = \frac{\text{masa - isótopo (C - 12)}}{12} = 1,66 \times 10^{-24} g$$

MASA ISOTÓPICA

Es la masa relativa de un isótopo que es expresado en "uma" que nos indica el porcentaje de abundancia de cada isótopo, es medible con un espectrógrafo de masas.

ESQUEMA PARA ISÓTOPOS DEL BORO



(\*) La intensidad del campo magnético provocará una desviación característica de los iones de Boro.

a. Peso o masa atómica promedio (P.A)

Es la masa de un átomo que se determina por el espectrógrafo de masas

Muestra de Carbono	masas isotópicas (%)	
	isótopos	existencia (uma)
	C - 12	12,0000 98,89
	C - 13	13,0033 01,11



$$PA(C) = \frac{(12,0000)98,89 + (13,0033)01,11}{100}$$

$$PA(C) = 12,011 = 12 \text{ uma}$$

Peso atómico de las especies más conocidas:

Elemento	H	C	N	O	Na	S	Fe
P.A (uma)	1	12	14	16	23	32	56

**OBSERVACIÓN**

Si el elemento presenta varios isótopos se determina el peso atómico promedio:

Isótopos de elemento E	Masa isotópica	% de abundancia
$A_1 E$	$m_1$	$\%_1$
$A_2 E$	$m_2$	$\%_2$
$\vdots$	$\vdots$	$\vdots$
$A_n E$	$m_n$	$\%_n$

$$P.A.(E) = \frac{A_1 \times \%_1 + A_2 \times \%_2 + \dots + A_n \times \%_n}{\%_1 + \%_2 + \dots + \%_n}$$

**b. Peso o masa molecular (M)**

Este término expresa la masa promedio de cada moléculas de una sustancia química (covalente), su valor se determina sumando los pesos atómicos de todos los átomos que forma la molécula.

**c. Peso o masa fórmula (PF)**

Este término expresa la masa promedio de las unidades formulas para los compuestos iónicos (recuérdese que ellos no forman moléculas) su valor se calcula igual que el peso molecular.

**SUSTANCIAS QUÍMICAS COMUNES**

ÁTOMO	P.A. (uma)	MOLÉCULAS / UNID. FÓRMULA	M̄ y P.F. (uma)
Na	23	CO <sub>2</sub>	44
C	40	NaCl	58,5
S	32	NaOH	40
Fe	56	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	98
Cl	35,5	NH <sub>3</sub>	17
N	14	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	160
C	12	CaCO <sub>3</sub>	100
Cu	63,5	O <sub>3</sub>	48
Mg	24	C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub>	180
P	31	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	98

**MASAS DE LAS MUESTRAS QUÍMICAS**

**a. Concepto de mol**

El mol es un término de conteo que se utiliza para expresar las cantidades enormes de átomos, iones y moléculas principalmente en las muestras químicas.

$$1 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23} = 1 N_0$$

$N_0$ : Número de Avogadro =  $6,02 \times 10^{23}$

**b. Masa molar**

1 mol de átomos	Masa = (PA)g a estos se denomina comúnmente átomo gramo (At - g) 1 mol = $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos
1 mol de moléculas	Masa = (M)g a estos se denomina comúnmente molécula gramo (mol - g) 1 mol = $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas

**MOL DE ÁTOMOS (At-g)**

Nos indica la masa de un mol de átomos y este es equivalente al peso atómico en gramos de la sustancia.

$$n = \frac{m}{P.A} = \frac{\# \text{ átomos}}{N_0}$$

**MOL DE MOLÉCULAS (mol-g)**

Nos indica la masa de un mol de moléculas y este es equivalente al peso molecular expresado en gramos de la sustancia estudiada.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{\# \text{ moléculas}}{N_0}$$

n: número de moles.

**ANÁLISIS CUANTITATIVO DE LOS COMPUESTOS QUÍMICOS**

**a. Relación molar**

Se emplea para determinar la cantidad de moles (incluye el numero de partículas) de cada componente de una sustancia.

**Ejemplo:**

Si tenemos 5 mol de C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> su contenido de átomos será:

- 5(3) = 15 mol de átomos de C
- 5(8) = 40 mol de átomos de H

**b. Relación ponderal**

Se emplea para determinar la masa de cada componente de un compuesto, ya que la masa de este depende de las masas de sus constituyentes.

**Ejemplo:**

Si tenemos: 10 mol de H<sub>2</sub>O

$$10 \text{ mol de H}_2\text{O} \begin{cases} 20 \text{ mol H} = 20(1\text{g}) \\ 20 \text{ mol H} = 20\text{g} \\ 10 \text{ mol O} = 10(16\text{g}) \\ 10 \text{ mol O} = 160\text{g} \end{cases}$$

**c. Relación porcentual o composición centesimal**

A esto se denomina también composición centesimal (CC) expresa el porcentaje en masa de cada componente en el compuesto.

Sea el compuesto; A<sub>x</sub>B<sub>y</sub>

$$\%A = \frac{x \cdot P.A(A)}{M_{A_x B_y}} \times 100 \quad \%B = \frac{y \cdot P.A(B)}{M_{A_x B_y}} \times 100$$

**d. Volumen Molar Normal (V<sub>m,0</sub>)**

Para un gas a condición normal (T = 273 K y P = 760 mmHg) se cumple:

$$V_{m,0} = 22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$$

**MASAS DE LAS MUESTRAS QUÍMICAS**

**a. Fórmula empírica (FE)**

Denominado también formula mínima o simplificada, nos indica la mínima relación entera de los átomos que constituyen el compuesto. Se determina según:

Hallar el número de moles de cada elemento del compuesto, esto con datos de masa o % en masa (o de reacciones químicas).

Hallar la mínima relación entera entre el número de moles de cada elemento, que corresponden a los subíndices de cada átomo en la fórmula empírica.

**b. Fórmula molecular (FM)**

Denominada formula verdadera, nos indica la cantidad real de átomos que constituyen el compuesto, se determina a partir de la formula empírica por comparación de pesos moleculares (o tomando la atomicidad).

Se cumple:

$$K = \frac{M.F. \text{ Molecular}}{M.F. \text{ Empírica}}$$

Donde: K = 1, 2, 3, 4, ...



**DENSIDAD PRESIÓN Y TEMPERATURA**

**DENSIDAD**

Propiedad intensiva de la materia; que indica la masa del cuerpo por unidad de volumen.

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Donde:

m : Masa del cuerpo o sustancia (kg, g)

V : Volumen de la sustancia (m<sup>3</sup>, L, mL)

ρ : Densidad de la sustancia (kg/m<sup>3</sup>, g/mL, g/L)

**EQUIVALENCIAS**

1 kg = 1000 g    1 m<sup>3</sup> = 1000 L

1 L = 1000 mL<sup>3</sup>    1 mL = 1 cm<sup>3</sup>

**Densidad media de algunos cuerpos en g/mL a 4°C y 1 atm**

Agua	1,00
Agua de mar	1,026
Alcohol	0,83
Cinc	7,20
Cobre	8,94
Diamante	3,52
Gasolina	0,72
Hielo	0,92
Madera de pino	0,60
Oro	19,32

**DENSIDAD DE UNA MEZCLA (d<sub>M</sub>)**

$$\rho_{MEZCLA} = \frac{m_{MEZCLA}}{V_{MEZCLA}} = \frac{m_A + m_B}{V_A + V_B}$$

También se cumple que:

\* Para mezcla de dos sustancias en el mismo estado con volúmenes iguales:

$$\rho_{MEZCLA} = \frac{\rho_A + \rho_B}{2}$$

\* Media aritmética de las densidades

Donde: ρ<sub>A</sub>, ρ<sub>B</sub>: Densidad de "A" y de "B" respectivamente.

\* Para la mezcla de dos sustancias con masas iguales:

$$\rho_{MEZCLA} = \frac{2}{\frac{1}{\rho_A} + \frac{1}{\rho_B}} = \frac{2 \rho_A \cdot \rho_B}{\rho_A + \rho_B}$$

\* Media armónica de las densidades

**DENSIDAD RELATIVA**

Es una comparación de las densidades de dos sustancias que se encuentran en el mismo estado.

$$\rho_{AB} = \frac{\text{densidad A}}{\text{densidad B}} = \frac{\rho_A}{\rho_B}$$

**PRESIÓN**

Es la magnitud física que se manifiesta cuando una fuerza actúa perpendicularmente sobre una superficie.

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

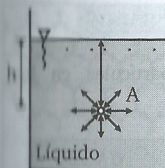
Donde: F : Fuerza (Newton: N)

A : Área de la superficie (m<sup>2</sup>)

P : Presión (pascal: Pa = N/m<sup>2</sup>)

**PRESIÓN HIDROSTÁTICA**

Es la presión ejercida por todos los líquidos sobre cualquier punto o cuerpo ubicado dentro del líquido, debido a la columna del líquido que se encuentra sobre el punto.



En el punto A se cumple:

$$P_A = \rho_L \times g \times h$$

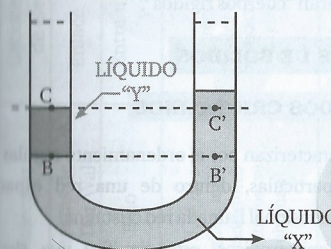
Donde: ρ<sub>L</sub> : Densidad del líquido (kg/m<sup>3</sup>)

g : Aceleración de la gravedad (m/s<sup>2</sup>)

h : Profundidad (m)

P<sub>A</sub> : Presión Hidrostática (Pa)

Para un mismo líquido a la misma profundidad.

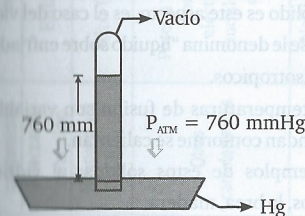


se cumple:

$$P_B = P_{B'} \quad P_C \neq P_{C'}$$

**PRESIÓN ATMOSFÉRICA (P<sub>atm</sub>)**

Presión ejercida por la atmósfera y representa el peso de una columna de aire desde el nivel del mar hasta el punto más alto de la atmósfera. A nivel del mar, la presión atmosférica tiene un valor medio de 760 mmHg, que es equivalente a una presión de 101 300 Pa ó 1033 g/cm<sup>2</sup> (10,33 m H<sub>2</sub>O).



**VARIACIÓN DE LA PRESIÓN ATMOSFÉRICA CON LA ALTURA**

Altura (m)	Presión (mmHg)
0	760
500	716
1000	674,1
1500	634,2

**TEMPERATURA**

**ESCALAS TERMOMÉTRICAS**

**ESCALAS RELATIVAS**

Se caracterizan por tomar como punto referencia alguna propiedad física de cierta sustancia conocida.

**1. Escala celsius (°C)**

Toma como referencia algunas propiedades físicas del agua, estas son:

- Punto de congelación del agua ..... 0 °C
- Punto de ebullición del agua ..... 100 °C

**2. Escala fahrenheit (°F)**

Escala del sistema inglés, toma como puntos de referencia a lo siguiente:

- Temperatura de solidificación de una mezcla de agua y sales amoniacales ..... 0 °F

**ESCALAS ABSOLUTAS**

Se caracterizan por ser más exactas, ya que toman como referencia el cero absoluto.

**CERO ABSOLUTO:** Temperatura donde cesa el movimiento molecular y equivale a cero (0°) en cualquier escala absoluta, las más comunes son:



1. Escala kelvin (K)

Escala del sistema internacional (S.I.) toma como base al cero absoluto (0K) el aumento de 1K equivale al aumento en 1°C.

2. Escala rankine (R)

Escala absoluta del sistema inglés, en donde el aumento de 1R equivale al incremento en 1°F.

CUADRO COMPARATIVO DE LAS ESCALAS

	°C	°F	K	R
Punto de Ebullición del Agua	100	212	373	672
Punto de Congelación del Agua	0	32	273	492
Cero absoluto	-273	-460	0	0

CONVERSIÓN ENTRE ESCALAS

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

Además:

$$K = °C + 273$$

$$R = °F + 460$$

OBSERVACIÓN

Para crear una nueva escala y saber su equivalencia con otra conocida debe tener dos puntos de coincidencia

VARIACIÓN DE TEMPERATURA

Se define:  $\Delta T = T_f - T_i$

Donde:  $\Delta T$  : Variación de temperatura  
 $T_i$  e  $T_f$  : Temperaturas inicial y final

Equivalencias:

$$1 °C \llcorner \llcorner 1,8 °F \llcorner \llcorner 1 K \llcorner \llcorner 1,8 R$$

ESTADOS CONDENSADOS

Distancias relativas entre partículas en los sólidos, líquidos y gases:

SÓLIDOS	LÍQUIDOS	GASES
1	1,5	10

ESTADO SÓLIDO

Cuerpos formados por partículas donde predominen las fuerzas de atracción, razón por la cual tienen movimiento vibratorio. Se consideran "cuerpos rígidos".

TIPOS DE SÓLIDOS

SÓLIDOS CRISTALINOS

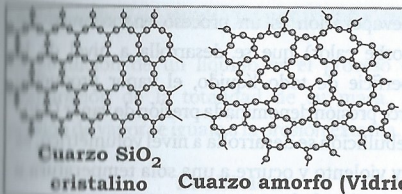
- Se caracterizan por el ordenamiento regular de sus partículas, dentro de una red espacial tridimensional llamada red cristalina.
- Son anisotropicos, esto significa que ciertas propiedades físicas dependen de la orientación espacial del cristal o del instrumento de medida.
- Sus temperaturas de fusión son definidas.
- Se presentan en la naturaleza en forma de cristales con formas geométricas definidas al cual se le denomina "hábito del cristal".

Son ejemplos de estos sólidos: las sales como el NaCl, los metales, algunos no metales como el grafito y el diamante, el hielo.

SÓLIDOS AMORFOS

- Se caracterizan por la distribución irregular de sus partículas, parecen más a un líquido que a un sólido es este aspecto, es el caso del vidrio al cual se le denomina "líquido sobre enfriado".
- Son isotropicos.
- Sus temperaturas de fusión son variables, se ablandan conforme se calientan.

Son ejemplos de estos sólidos: el vidrio, los plásticos, la brea, madera.



TIPOS DE SÓLIDOS CRISTALINOS

Partículas contenidas	Fuerza de atracción	Temperatura de fusión	Otras características	Ejemplos
IONES	Enlace iónico	Alto (> a 400°C)	Poseen mayor dureza, conducen la electricidad solo fundidos o disueltos en agua	NaCl, KCl, KNO <sub>3</sub> , Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , CaCO <sub>3</sub>
MOLECULAS	Enlace covalente	Muy alto (> a 1000°C)	Poseen elevada dureza, malos conductores de electricidad, excepto el grafito	Grafito y diamante, cuarzo (SiO <sub>2</sub> ), SiC
MOLECULAS	Fuerzas de Van Der Waals	Bajo	Baja dureza, son frágiles, malos conductores eléctricos, se subliman	Glucosa, hielo, CO <sub>2</sub> sólido, S <sub>8</sub>
IONES EN MAR DE ELECTRONES	Enlace metálico	Entre moderado y alto	Dureza variable, dúctiles y maleables, buenos conductores eléctricos	Todos los metales (excepto el Hg)

Se observa respecto a los puntos o temperaturas de fusión, generalmente el orden:

$$\text{covalente} > \text{iónico} > \text{metálico} > \text{molecular}$$

Además debemos tomar en cuenta que estos sólidos, tienden a sublimarse, es decir pasan directamente a la forma de vapor, dicho vapor ejerce una presión denominada presión de vapor simbolizado por (Pv)

Presión de vapor (Pv):

Generalmente se cumple:

$$\text{molecular} > \text{metálico} > \text{covalente} > \text{iónico}$$

Este orden también se indica la facilidad de sublimación.

SISTEMAS CRISTALINOS

SISTEMA	DETALLES	EJEMPLOS	CELDA UNITARIA
Cúbico	a = b = c α = β = γ = 90°	Diamante NaCl	
Tetragonal	a = b ≠ c α = β = γ = 90°	Sn SnO <sub>2</sub>	
Ortorrómbico	a ≠ b ≠ c α = β = γ = 90°	BaSO <sub>4</sub> S <sub>8</sub>	
Monoclínico	a ≠ b ≠ c α = 90°; β ≠ 90°	CaSO <sub>4</sub> ·2H <sub>2</sub> O As <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	
Romboédrico	a = b = c α = β = γ ≠ 90°	Bi, CaSO <sub>3</sub>	
Hexagonal	a = b ≠ c α = 120°; β = γ = 90°	Grafito Hielo	
Triclínico	a ≠ b ≠ c α ≠ β ≠ γ ≠ 90°	CuO H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	



**POLIMORFISMO**

Propiedad que presentan algunas sustancias de cristalizar en más de un sistema dependiendo de la forma de cristalización

**ISOMORFISMO**

Cuando más de una sustancia cristalizan en el mismo sistema cristalino.

**CELDA UNITARIA**

Es la mínima porción de sólido que representa la forma de cristalización. En la estructura del sólido se repite en todas las direcciones.

**PROPIEDADES DE LOS SÓLIDOS CRISTALINOS**

- \* No se ablandan al ser calentados.
- \* Tienen su punto de fusión definido.
- \* Sus propiedades físicas tienen valores definidos.
- \* Son anisotrópicos. Es decir, sus propiedades son diferentes según la dirección en que se midan.

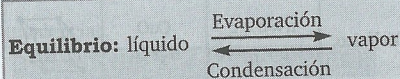
**ESTADO LÍQUIDO**

Sustancias formadas por partículas donde las fuerzas de atracción y repulsión se encuentran casi en equilibrio, razón por la cual se desplazan de manera limitada, se les considera fluidos ya que tienen forma variable y se adaptan al lugar o recipiente que lo contienen, además son muy incompresibles por su volumen definido.

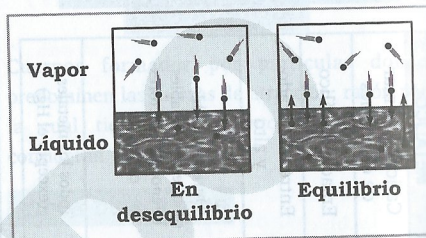
**PROPIEDADES DE LOS LÍQUIDOS**

**PRESIÓN DE VAPOR (P<sub>v</sub>)**

Es la máxima presión que ejerce el vapor de un líquido a determinada temperatura.



La evaporación es un proceso endotérmico (se absorbe calor) que se desarrolla a nivel de la superficie de todo líquido, el vapor producido ejerce presión denominada presión de vapor (P<sub>v</sub>). La ebullición se desarrolla a nivel volumétrico, es muy violento y ocurre a una sola temperatura a una presión dada.



**Presiones de vapor de algunos líquidos expresado en (mmHg)**

LÍQUIDOS	0° C	50° C	100 °C
Agua	4,6	92,5	760
Alcohol etílico	12,2	222,2	1693,3
Tetracloruro de carbono (C Cl <sub>4</sub> )	33	317	1463

**CARACTERÍSTICAS**

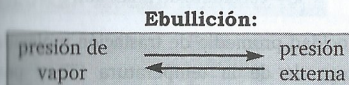
- \* Es Independiente de la cantidad de líquido.
- \* Es creciente a mayor temperatura.
- \* Para dos líquidos a la misma presión con diferentes temperaturas se cumple que a menor temperatura, mayor volatilidad.

**HUMEDAD RELATIVA (H. R.)**

$$H. R. = \frac{P_v \text{ no saturada}}{P_v \text{ saturada}} \times 100\%$$

**TEMPERATURA O PUNTO DE EBULLICIÓN (T<sub>eb</sub>)**

La ebullición de un líquido es el proceso de evaporación de la totalidad de su masa. La presión de vapor se iguala a la presión externa.



**VISCOSIDAD (μ)**

Propiedad que mide la resistencia que ofrecen los cuerpos (en este caso los líquidos) a fluir o desplazarse.

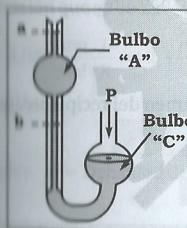
**Viscosidad:** sólidos > líquidos > gases

También se interpreta la viscosidad como la resistencia que ofrece un líquido al paso de un sólido a través de su masa.

Matemáticamente la viscosidad se mide:

$$\mu = \frac{F \times \ell}{v \times A}$$

**VISCOSÍMETRO CREADO POR OSTWALD**



$$\frac{\mu_1}{\mu_2} = \frac{\rho_1 \times t_1}{\rho_2 \times t_2}$$

Para la medición con el viscosímetro tenemos:

1. Líquido que se desea determinar.
2. Líquido a comparar (agua)

**FACTORES QUE INFLUYEN EN LA VISCOSIDAD**

A mayor temperatura, menor viscosidad. Si aumentan las fuerzas intermoleculares así como la masa molecular, la viscosidad también aumenta.

**TENSIÓN SUPERFICIAL**

Es la energía que se requiere para incrementar en una unidad el área superficial de un líquido. Es el resultado de la acción de las fuerzas no compensadas que actúan sobre las moléculas superficiales de un líquido.

$$\gamma = \frac{F}{\ell} = \frac{E}{\Delta A} \dots \left( \frac{J}{m^2}; \frac{N}{m} \right)$$

Donde:

F: Fuerza elástica.

ℓ: longitud

E: Energía necesaria para estirar la superficie (A)

γ: Tensión superficial.

**CARACTERÍSTICAS**

- \* La forma esférica de las gotas líquidas es consecuencia de la tensión superficial.
- \* Es como si formara una película superficial.
- \* Los detergentes son agentes tenso activos pues disminuyen la γ del agua.
- \* Las sales incrementan la γ del agua.
- \* La γ es mayor para los líquidos que forman cuerpos geométricos regulares.

**CAPILARIDAD**

Desplazamiento de las moléculas de un líquido a través de ductos de diámetro muy fino.

**ADHESIÓN:**

Atracción de moléculas de cuerpos diferentes.

**COHESIÓN:**

Atracción entre moléculas iguales.

$$\gamma = \frac{h \times \rho \times r \times g}{2}$$

Donde:

"h": elevación o descenso del líquido.

"ρ": densidad.

"γ": tensión superficial.

"r": el radio del capilar

"g": aceleración de la gravedad.



**FUNDAMENTOS DEL COMPORTAMIENTO DE LOS GASES**

Es el estado de agregación molecular, donde las moléculas se encuentran en movimiento caótico debido a su alta energía cinética, sus moléculas están separadas debido a la fuerza de repulsión que prevalece sobre la fuerza de atracción. Porque se cumple:  $F_R > F_A$

Donde:  $F_R$ : Fuerza de repulsión  
 $F_A$ : Fuerza de atracción

**DIFUSIÓN**

Consiste en que las moléculas gaseosas se trasladan a través de otro cuerpo material (gas, líquido o sólidos).

**EFUSIÓN**

Consiste en la salida de las moléculas gaseosas a través de orificios pequeños en la pared del recipiente que contiene el gas.

**TEORÍA CINÉTICA MOLECULAR DE LOS GASES**

La teoría cinética molecular se basa en los siguientes postulados:

1. Las moléculas son puntuales.
2. Las moléculas están en movimiento continuo, rápido y al azar.
3. No existe fuerza de repulsión ni atracción molecular, son libres.
4. Los choques intermoleculares o contra las paredes del recipiente son perfectamente elásticas.
5. La energía cinética media ( $\bar{E}_c$ ) de las moléculas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

Para una molécula  $\bar{E}_c = \frac{3}{2}kT$  ;

$$\left\{ \begin{aligned} k &= 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{J}{K \cdot molécula} \\ k &= \text{constante de Boltzman} \end{aligned} \right.$$

La velocidad promedio de traslación molecular ( $\bar{v}$ ) depende de la temperatura (T) y peso molecular (M)

$$\bar{v} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \text{ en } \frac{m}{s}$$

Donde:  $R = 8,314 \cdot 10^{-3} \frac{J}{mol \cdot K}$   
 $\bar{M}$ : se multiplica por  $10^{-3}$

**VARIABLES DE ESTADO**

**PRESIÓN (P)**

Se debe al choque de las moléculas contra las paredes del recipiente que lo contiene. Se denomina presión manométrica, pero solo se considera a la presión absoluta resultado de agregarle la presión atmosférica (cuyo valor es 760 mmHg, 1 atm); excepto si el recipiente está cerrado y se asume que no hay aire.

**VOLUMEN (V)**

El gas ocupa todo el volumen del recipiente, que lo contiene.

**TEMPERATURA (T)**

Es la medida de la energía cinética media (promedio) de las moléculas gaseosas.

**CONCEPTOS IMPORTANTES**

**CONDICIONES NORMALES (C.N.)**

Un gas se encuentra a condiciones normales (C.N.) cuando:  
 $P = 1 \text{ atm} \leftrightarrow 760 \text{ mmHg}$   $T = 273 \text{ K} \leftrightarrow 0^\circ \text{C}$

**VOLUMEN MOLAR (Vm)**

$$V_m = \frac{V}{n} \text{ unidades: L/mol}$$

**VOLUMEN MOLAR NORMAL (Vm)**

Entonces:  $V = 22,4 \text{ L}$  (ocupa)  
 $m = \bar{M}(g)$  (masa)  
 $6,02 \times 10^{23}$  (contiene) moléculas

$V_m = 22,4 \frac{L}{mol}$  1 mol-g

**ECUACIÓN UNIVERSAL DE LOS GASES IDEALES**

$$PV = nRT$$

- Donde:
- P: Presión absoluta
  - V: Volumen
  - T: Temperatura absoluta:  $K = ^\circ C + 273$
  - n: Número de moles del gas:  $n = \frac{m}{M}$
  - R: Constante universal de los gases ideales o de Regnault.

Los valores de R sólo dependen de las unidades de presión que se deben emplear.

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot L}{\text{mol} \cdot K} = 62,4 \frac{\text{mmHg} \cdot L}{\text{mol} \cdot K} = 8,3 \frac{\text{kPa} \cdot L}{\text{mol} \cdot K}$$

También:  $P\bar{M} = \rho RT$   
Donde:  $\rho$  = Densidad del gas (g/L)

**ECUACIÓN GENERAL DE LOS GASES IDEALES**

También conocido como: Proceso General Isomérico

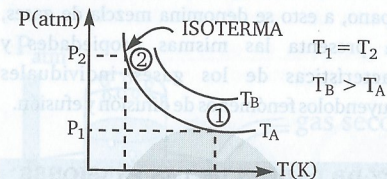
$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \dots = \text{Constante (k)}$$

Donde: 1, 2, ... son los estados que se comparan. Relaciona los cambios que experimenta una misma masa de gas.

**PROCESOS RESTRINGIDOS**

- **Ley de Robert Boyle (1662):**  
**Proceso isotérmico**

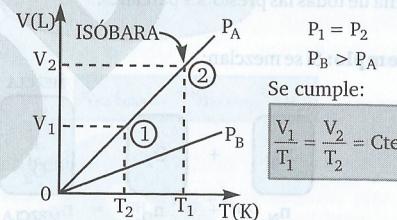
**Gráficamente:**



Se cumple:  $P_1 V_1 = P_2 V_2 = \text{cte}$

- **Ley de Jacques Charles (1787):**  
**Proceso isobárico**

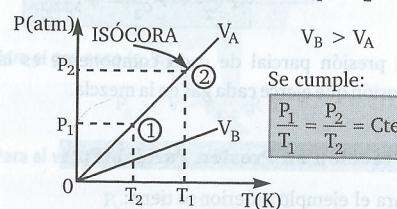
**Gráficamente:**



Se cumple:  $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \text{Cte}$

- **Ley de Gay - Lussac (1802):**  
**Proceso isocórico o isométrico**

**Gráficamente:**



Se cumple:  $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = \text{Cte}$

Además:  $\frac{P_1}{\rho_1 \cdot T_1} = \frac{P_2}{\rho_2 \cdot T_2}$   $\rho$ : densidad

con el cambio en el número de moles:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1 \cdot n_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2 \cdot n_2}$$



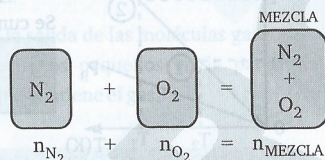
**MEZCLA DE GASES**

Muchos de los gases que se encuentran en la naturaleza, se hallan conformando la unión de dos o más gases por ejemplo: aire, gas natural, propano, a esto se denomina mezcla de gases, esta presenta las mismas propiedades y características de los gases individuales incluyendolos fenómenos de difusión y efusión.

**LEY DE DALTON DE LAS PRESIONES PARCIALES**

Esta ley señala que los componentes en una mezcla gaseosa ejercen una presión parcial como si cada uno de ellos ocupara todo el volumen del recipiente de tal manera que la presión total es la suma de todas las presiones parciales.

**Ejemplo:** Si se mezclan:



V : Volumen de mezcla  
T : Temperatura absoluta (K)  
Se cumple:

$$P_{\text{N}_2} + P_{\text{O}_2} = P_{\text{MEZCLA}}$$

La presión parcial de cada componente es la presión que ejerce cada gas en la mezcla.

**Fracción en Presión Parcial (Fp)**

Para el ejemplo anterior se tiene:

$$F_{P_{\text{N}_2}} = \frac{P_{\text{N}_2}}{P_{\text{MEZCLA}}}$$

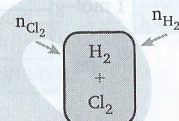
$$F_{P_{\text{O}_2}} = \frac{P_{\text{O}_2}}{P_{\text{MEZCLA}}}$$

Además:  $F_{P_{\text{N}_2}} + F_{P_{\text{O}_2}} = 1$

**LEY DE AMAGAT DE LOS VOLÚMENES PARCIALES**

Los componentes en una mezcla gaseosa ejercen un volumen parcial como si cada uno soportara toda la presión del sistema ( $P_{\text{MEZCLA}}$ ) siendo el volumen total la suma de volúmenes parciales de cada uno de los componentes.

**Ejemplo:** Si se mezclan:



$P_{\text{MEZCLA}}$   
T : Temperatura absoluta

Se cumple:

$$V_{\text{H}_2} + V_{\text{Cl}_2} = V_{\text{MEZCLA}}$$

**Fracción en Volumen Parcial (Fv)**

$$F_{V_{\text{H}_2}} = \frac{V_{\text{H}_2}}{V_{\text{MEZCLA}}} \quad F_{V_{\text{Cl}_2}} = \frac{V_{\text{Cl}_2}}{V_{\text{MEZCLA}}}$$

Además:  $F_{V_{\text{H}_2}} + F_{V_{\text{Cl}_2}} = 1$

**Fracción Molar (X o fm)**

$$\begin{array}{l}
 X_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{TOTAL}}} \\
 X_{\text{Cl}_2} = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{n_{\text{MEZCLA}}}
 \end{array}$$

También:  $X_{\text{H}_2} + X_{\text{Cl}_2} = 1$

**OBSERVACIÓN**

En toda mezcla gaseosa se cumple:

$$F_{m_i} = F_{p_i} = F_{v_i} \quad \text{Con } i: \text{ gas componente.}$$

$$\begin{array}{l}
 \% \text{ moles} = \% \text{ volumen} = \% \text{ presión} \\
 \% \text{ moles} = F_{m_i} \times 100
 \end{array}$$

**Masa molecular promedio o aparente de una mezcla ( $M_{\text{MEZCLA}}$ )**

$$\bar{M}_{\text{MEZCLA}} = x_A \cdot \bar{M}_A + x_B \cdot \bar{M}_B + \dots$$

**DIFUSIÓN GASEOSA**

La difusión gaseosa es la distribución de las moléculas de un gas en el seno de otro.

$$\begin{array}{l}
 \text{Velocidad de difusión del gas A} = \sqrt{\frac{\bar{M}_B}{\bar{M}_A}} = \sqrt{\frac{\rho_B}{\rho_A}} \\
 \text{Velocidad de difusión del gas B} = \sqrt{\frac{\bar{M}_B}{\bar{M}_A}} = \sqrt{\frac{\rho_B}{\rho_A}}
 \end{array}$$

Si los volúmenes son iguales se cumple:

$$\frac{t_B}{t_A} = \sqrt{\frac{\bar{M}_B}{\bar{M}_A}}$$

Además:  $\bar{v}_{\text{GAS}} = \frac{\text{Volumen (V)}}{\text{Tiempo (t)}}$

**NOTA**

La efusión gaseosa es el escape de un gas a través de un pequeño orificio.

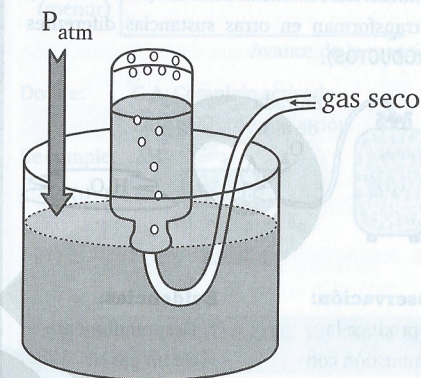
**LA PRESIÓN DE VAPOR**

**PRESIONES DE VAPOR DE AGUA A DIFERENTES TEMPERATURAS**

temperatura °C	Pv torr	temperatura °C	Pv torr
0	4,6	25	23,8
5	6,5	30	31,8
10	9,2	35	42,2
15	12,8	40	55,3
20	17,5	50	92,5

**GASES HÚMEDOS O RECOGIDOS SOBRE AGUA**

Se llaman así a los gases que contienen vapor de agua, formando una mezcla gaseosa.



$$P_{\text{Gas húmedo}} = P_{\text{Gas seco}} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$

También:

$$P_{\text{GH}} = P_{\text{GS}} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$

Considerando %H. R

$$P_{\text{GH}} = P_{\text{GS}} + \frac{\%HR}{100} \times P_{\text{V}_{\text{H}_2\text{O}}}^{T^\circ\text{C}}$$

Para el gas seco (g. s.)

$$P_{\text{g.s.}} \cdot V = n_{\text{g.s.}} \cdot R \cdot T$$

Para el vapor de agua:

$$P_{\text{V}_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot V = n_{\text{H}_2\text{O}(v)} \cdot R \cdot T$$

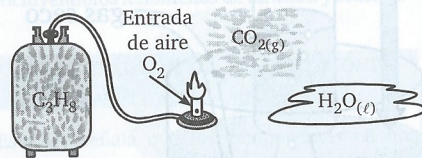
Si el ambiente está saturado de agua (%H. R = 100%)

$$\Rightarrow P_{\text{H}_2\text{O}} = P_{\text{V}_{\text{H}_2\text{O}}}^{T^\circ\text{C}}$$



REACCIONES QUÍMICAS

Son aquellas transformaciones de la materia en las que se modifica su composición química mediante la ruptura y formación de enlaces químicos. Las sustancias iniciales (REACTANTES) se transforman en otras sustancias diferentes (PRODUCTOS).



Observación:

Se produce la combustión con el oxígeno del aire.

Evidencias:

- \* Desprendimiento de un gas
- \* Liberación del calor

ECUACIÓN QUÍMICA

Es la representación simbólica de lo que ocurre en una reacción química. Debe estar debidamente balanceada. Del gráfico anterior:



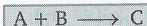
1, 5, 3, 4: Coeficientes de la reacción      Sentido de la reacción química

CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

POR LA FORMA COMO SE ORIGINAN LOS PRODUCTOS

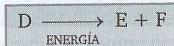
1. Reacción de Combinación (Síntesis o Adición)

Reaccionan dos o más sustancias (elementos o compuestos) para producir una sustancia.



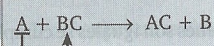
2. Reacción de Descomposición

A partir de un compuesto se puede formar dos o más sustancias químicas



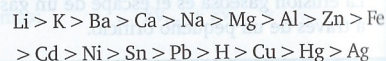
3. Reacción de Simple Desplazamiento (Sustitución Única)

Cuando un elemento de mayor reactividad reemplaza a otro que se encuentra formando parte de un compuesto químico.

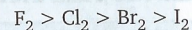


Donde: Elemento A es más activo que el elemento B

- Un metal sustituye a un catión metálico en su sal o al hidrógeno en un ácido, de acuerdo a su actividad química.



- Un no metal sustituye a un anión no metálico en su sal o ácido. Para halógenos la actividad química:



4. Reacción de Doble Desplazamiento (Metátesis)

Es aquella reacción en la cual dos elementos en dos compuestos diferentes intercambian posición. Generalmente los reactantes están en solución acuosa.



SEGÚN LA VARIACIÓN DE ENERGÍA

Definiciones Previas

ENTALPIA (H):

Calor medido a presión constante.

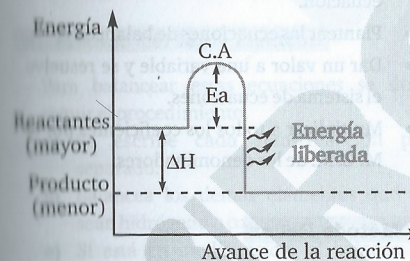
ENTALPIA DE REACCIÓN (ΔH):

Presenta la variación de energía en el desarrollo de una reacción química.

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

1. Reacción Exotérmica (ΔH < 0)

Reacción, donde hay una pérdida neta de energía.



$$E_p < E_R \quad \Delta H < 0$$

Donde: C. A. : Complejo activado

Ea : Energía de activación

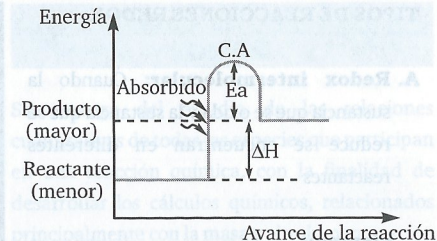
ΔH : Entalpía o calor de reacción

ΔH : Energía de - Energía de  
Productos Reactantes

$$\Delta H = E_p - E_R$$

2. Reacción Endotérmica (ΔH > 0)

Reacción que absorbe energía por lo tanto la energía de los productos es mayor al de los reactantes.



Donde: C.A.: Complejo activado

Ea: Energía de activación

Se cumple: ΔH

$$\Delta H > 0$$

$$\Delta H = E_p - E_R$$

$$E_p > E_R$$

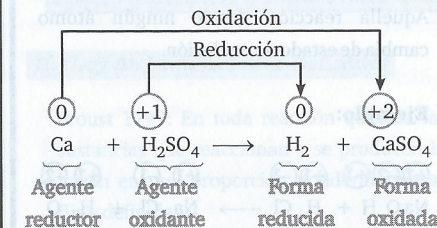
POR LA VARIACIÓN DEL ESTADO DE OXIDACIÓN (E.O)

1. Reacción Redox

Reducción	Oxidación
Se gana electrones	Se pierde electrones
Estado de Oxidación disminuye	Estado de Oxidación aumenta
Actúa como agente oxidante	Actúa como agente reductor

Donde: E.O.: Estado de oxidación

Ejemplo:

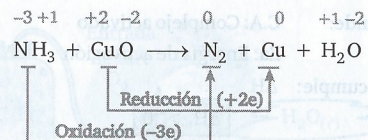




TIPOS DE REACCIONES REDOX:

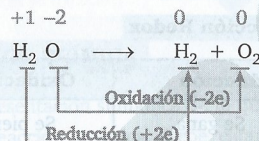
**A. Redox intermolecular:** Cuando la sustancia que se oxida y la sustancia que se reduce se encuentran en diferentes reactantes

**Ejemplo:**



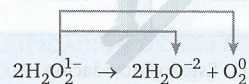
**B. Redox intramolecular:** La oxidación y reducción ocurre en una misma molécula de los reactantes.

**Ejemplo:**



**C. Redox dismutación:** Se produce cuando una elemento químico se oxida y se reduce a la vez, también se le conoce como "Redox de desproporción".

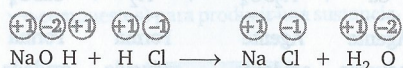
**Ejemplo:**



2. Reacción No Redox

Aquella reacción donde ningún átomo cambia de estado de oxidación.

**Ejemplo:**



MÉTODOS BALANCE DE ECUACIONES

1. Método de tanteo o simple inspección

Se efectúa por simple inspección visual, en ecuaciones cortas, es recomendable seguir el siguiente orden.

ORDEN	1er	2do	3er	4to
ELEMENTOS	Metal	No Metal	H	O

2. Método de los coeficientes indeterminados

**Procedimiento:**

- Cumplir condición:  
# componente - # elementos = 1
- Asignar coeficientes literales a la ecuación.
- Plantear las ecuaciones de balance.
- Dar un valor a una variable y se resuelve el sistema de ecuaciones.
- Multiplicar a todos los coeficientes por el M. C. M. de los denominadores.

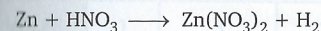
3. Método Redox

Se aplican a ecuaciones que no son tan simples, donde existe reducción y oxidación.

- Se determina el estado de oxidación de cada átomo.
- Balancear independientemente la reducción y la oxidación.
- Igualar el número de electrones ganados y perdidos, para lo cual se multiplican las semi-reacciones por cierto número entero mínimo apropiado.
- Se termina el balance por tanteo, éste último paso es necesario, porque los elementos que no participan en el balance, normalmente no están balanceados.

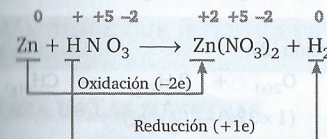
**Ejemplo:**

Balancear la reacción:

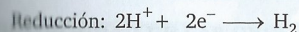


**Resolución:**

Hallamos los estados de oxidación de cada elemento en la reacción:



Plantear las semireacciones para hallar los electrones transferidos:



4. Método del ión - electrón

Para balancear estas ecuaciones se debe seguir el procedimiento.

- Se escribe cada semirreacción por separado.
- Balancea los demás elementos que no sean hidrógeno u oxígeno.
- Si está en medio ácido, el balance de oxígeno se realizará con moléculas de agua y el de hidrógeno con  $\text{H}^+$
- Si está en medio básico, El balance de oxígeno se realizará con moléculas de agua y el de  $\text{OH}^-$

Donde falta "O"	Donde sobra "O"
$n\text{H}_2\text{O}$	$2n\text{H}^+$

Donde falta "O"	Donde sobra "O"
$2n(\text{OH})^-$	$n\text{H}_2\text{O}$

- En cada semirreacción se balancean las cargas adicionando electrones.
- Se suman las semirreacciones y eliminan electrones y se obtiene la reacción total.

ESTEQUIOMETRIA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Se encarga del estudio de las relaciones cuantitativas de todas las especies que participan en una reacción química, con la finalidad de desarrollar los cálculos químicos, relacionados principalmente con la masa y el volumen.

RELACIONES ESTEQUIOMÉTRICAS

LEYES PONDERALES

1. Ley de Conservación de Masa

Lavoisier, 1789: En toda reacción química la masa total de las sustancias que reaccionan es igual a la masa total de los productos que se obtienen a partir de esta reacción, la masa se conserva ya que esta no se crea ni se destruye solo se transforma.

Para explicar la validez de esta ley tomamos como ejemplo, la reacción de síntesis del agua comúnmente llamada "síntesis de Lavoisier", cuya ecuación balanceada es:

REACCIÓN	$2\text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$		
MOLES	2	1	2
MASAS	2 (2g)	1 (32g)	2 (18g)
MASAS	36g		36g

$\Sigma \text{masas (reactantes)} = \Sigma \text{masas (productos)}$

2. Ley de Proporciones Definidas

Proust 1799: En toda reacción química las sustancias que reaccionan y se producen lo hacen en una proporción ponderal (masa) fija y definida.



Con esta ley se realizan los cálculos propiamente dichos, por ejemplo consideremos la reacción de oxidación del hierro (PA = 56), cuya ecuación balanceada es:

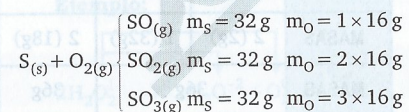
REACCIÓN	4 Fe <sub>(s)</sub> + 3 O <sub>2(g)</sub> → 2 Fe <sub>2</sub> O <sub>3(s)</sub>		
MOLES	4	3	2
MASAS	4(56g)	3(32g)	2(160g)
MASAS	224g	96g	320g

$$\frac{m_{Fe}}{224} = \frac{m_{O_2}}{96} = \frac{m_{Fe_2O_3}}{320}$$

### 3. Ley de Proporciones Múltiples

Dalton, 1804: Cuando un mismo elemento químico forma más de un compuesto distinto con otro elemento donde el primero participa con una masa constante, la masa del segundo se encuentra en una proporción sencilla de números enteros.

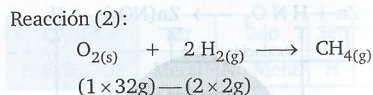
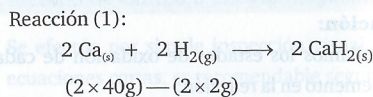
Por ejemplo el elemento azufre (PA = 32) al combinarse con el oxígeno (PA = 16) puede formar tres óxidos cuya composición en términos de masa es:



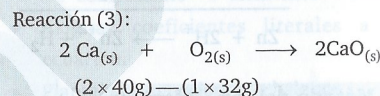
### 4. Ley de Proporciones Recíprocas

Richter y Wenzel, 1792: Cuando dos elementos distintos se combinan con otro en común cuya masa es constante, se cumple que las masas de los dos primeros al combinarse entre sí presentan una proporción definida.

Se aplica para predecir la proporción en masa entre dos sustancias



Como la masa del gas hidrógeno en ambas reacciones es constante, se cumple que la masa del calcio y del oxígeno representan una proporción definida:



### LEYES VOLUMÉTRICAS

### 5. Ley de Volúmenes de Combinación

Gay-Lussac, 1808: A iguales condiciones de presión y temperatura los volúmenes de los gases que participan en una reacción química se encuentran en una relación de números enteros sencillos, los cuales son proporcionales sus coeficientes estequiométricos. Esta ley se aplica solo a aquellas reacciones donde participen gases, no siendo válida los componentes sólidos y líquidos.

$$\frac{V_{N_2}}{1} = \frac{V_{H_2}}{3} = \frac{V_{NH_3}}{2}$$

La relación anterior pertenece a la síntesis del amoníaco (NH<sub>3</sub>) comúnmente llamada "síntesis de Haber", cuya ecuación balanceada es:

REACCIÓN	N <sub>2(g)</sub> + 3 H <sub>2(g)</sub> → 2 NH <sub>3(g)</sub>		
MOLES	1	3	2
VOLUMENES	1	3	2

### PARÁMETROS QUE INFLUYEN EN LOS CÁLCULOS

#### PUREZA DE LAS MUESTRAS

Se debe tener presente que solo la parte pura de los reactivos forma los productos deseados, en los problemas la pureza se indica en términos de porcentajes ya sea en masa o volumen.

#### UNIFORMIDAD DE LAS UNIDADES

Por lo general los cálculos estequiométricos son de los tipos: masa – masa y volumen – volumen, pero también existen cálculos del tipo masa – volumen o viceversa para los cuales se requieren las siguientes relaciones de conversión de masa a volumen o de volumen a masa:

- Para los sólidos y los líquidos, emplea la densidad (m/V).
- Para los gases, se emplea la ecuación universal de gases ideales (PV = nRT) o la relación de condiciones normales (CN).

#### REACTIVO LIMITANTE (RL)

$$R = \frac{\text{cantidad dato}}{\text{cantidad reacción}}$$

#### RENDIMIENTO

$$\% \text{ Rend.} = \frac{\text{cantidad real}}{\text{cantidad teórica}} \times 100$$

#### SUBTRACCIÓN VOLUMÉTRICA (CV)

$$\sum \text{coef (reactantes)} - \sum \text{coef (productos)}$$

$$\sum \text{coef (reactantes)}$$

### MASA O PESO EQUIVALENTE (PE)

$$PE_x = \frac{PA_x}{\theta} = \frac{\bar{M}_x}{\theta}$$

SUSTANCIA	PARÁMETRO COMBINACIÓN (Para reacciones no redox)
Elemento químico	θ = valencia
Hidróxido	θ = número de iones OH <sup>-</sup> libres
Ácido	θ = número de iones H <sup>+</sup> libres
Sal y óxido básico	θ = carga neta del catión

### • Procesos que involucran reacciones redox:

En estos procesos el valor del parámetro "θ" es igual al número de electrones transferidos (ganados o perdidos) por la sustancia, independientemente del tipo de función química a la que pertenece.

### EL EQUIVALENTE GRAMO

$$1 \text{ eq-g}_{(x)} = (PE_x)g \quad \# \text{eq-g}_x = \frac{m_x}{PE_x}$$

### LEY DEL EQUIVALENTE

Ley de combinación química, establece que en toda reacción química las sustancias que reaccionan y se producen lo hacen siempre en igual número de eq-g.



- #eq-g(A) = #eq-g(B) = #eq-g(C)
- #eq-g(A) = #eq-g(D)



**DISPERSIONES**

Consisten en la distribución de una o más sustancias en el seno de la otra. Son mezclas que pueden ser homogéneas o heterogéneas. Los componentes se separan por medios físicos.

**TIPOS DE DISPERSIONES**

**SUSPENSIÓN**

Mezclas heterogéneas donde las partículas dispersas son relativamente grandes, y que por la poca afinidad que tiene la fase dispersa por la dispersante tienden a sedimentar. Sus partículas son de un tamaño mayor a 1 µm y tienen un movimiento gravitacional. Son sistemas muy inestables compuestos de dos fases; se pueden considerar como mezclas heterogéneas; para separar sus componentes se puede usar una decantación o una centrifugación.

**COLOIDES**

Tipo de dispersión donde las partículas dispersas, llamadas micelas tienen diámetros mayores que las moléculas pero menores que en un suspensión, aunque este criterio es un tanto arbitrario. Una dispersión coloidal puede formarse por unión de dos sustancias en cualquier fase, siempre que estas sustancias sean inmiscibles.

**CARACTERÍSTICAS**

- \* **MICELA:** Grupo de moléculas reunidas, es la partícula de los sistemas coloidales.
- \* **MOVIMIENTO BROWNIANO:** Es el incesante movimiento en zig zag que da estabilidad a los coloides.
- \* **ELECTROFORESIS:** Separación de micelas mediante la acción de un campo eléctrico.
- \* **FLOCULACIÓN:** Agrupamiento de micelas en torno a una partícula colectora, se forma una reunión de partículas que sedimenta debido a su peso.
- \* **EFFECTO TYNDALL:** La mayoría de coloides dispersa la luz debido a los choques de los fotones con las micelas.

**TIPOS DE MICELAS**

- \* **LIOFÍLICA:**  
Son las que muestran afinidad por el medio dispersante.
- \* **LIOFÓBICA:**  
Son las que muestran repulsión por las moléculas de la fase dispersante.

**TIPOS DE COLOIDES**

FASE DISPERSA	MEDIO DISPERSIÓN	SISTEMA	EJEMPLO
Sólido	Líquido	Sol	Gelatina
Líquido	Líquido	Emulsión	Mayonesa
Gas	Líquido	Espuma	Crema batida
Sólido	Sólido	Sol sólido	Cristal de rubí
Líquido	Sólido	Emulsión sólida	Algunos geles
Gas	Sólido	Espuma sólida	Piedra Pomez
Sólido	Gas	Aerosol sólido	Humo
Líquido	Gas	Aerosol líquido	Niebla

**SOLUCIONES**

Mezclas homogéneas conformados por la unión de dos o más sustancias en una sola fase, la distribución uniforme de las partículas llega al nivel atómico, iónico y molecular.

**Componentes de una solución**

Como mínimo puede estar conformado por dos componentes (solución binaria) donde en este sistema la sustancia dispersante se denomina solvente o disolvente (ste) y la sustancia dispersa soluto (sto). Generalmente el solvente se encuentra en mayor proporción con respecto al soluto.

**Preparación de una solución**

**1. NATURALEZA DE COMPONENTES:**

Antes de mezclar los componentes se deben tener en cuenta sus propiedades físicas así como tipos de enlace, polaridad.

**2. SOLUBILIDAD (S):**

Es la máxima cantidad de soluto que, a una determinada temperatura puede disolverse en cierta cantidad de solvente. La solubilidad de una sustancia en un disolvente depende de la naturaleza química y física de la sustancia, de la temperatura, de la presión en el caso de un gas. Se expresa así:

$$S^{\circ T} = \frac{\text{masa de sto (g)}}{100 \text{g (ste)}}$$

**3. SOLVATACIÓN:**

Fenómeno donde ocurre la interacción entre las partículas del solvente y del soluto, para que se forme la solución, la afinidad entre las partículas del soluto y solvente debe ser mayor que la afinidad entre las partículas de los componentes puros.

**TIPOS DE SOLUCIONES SEGÚN ESTADO FÍSICO DE SOLVENTE**

SOLUCIÓN	SOLVENTE	SOLUTO	EJEMPLO
Sólida	Sólido	Sólido	Bronce (Cu + Sn)
		Líquido	Amalgama Metal + Hg
		Gaseoso	H <sub>2</sub> ocluido en paladio
Líquida	Líquido	Sólido	Salmuera
		Líquido	Aguardiente
		Gaseoso	O <sub>2</sub> disuelto en agua de mar
Gaseosa	Gaseoso	Gaseoso	Aire

**UNIDADES DE CONCENTRACIÓN**

**UNIDADES FÍSICAS**

**1. PORCENTAJE EN MASA O VOLUMEN**

$$\% \text{ Soluto (Sto)} = \frac{\text{Masa o volumen soluto}}{\text{Masa o volumen total (solución)}} \times 100\%$$

**2. Densidad (ρ)**

$$\text{Densidad } (\rho) = \frac{\text{Masa (m)}}{\text{Volumen (V)}}$$

**3. PARTE POR MILLÓN**

$$\text{ppm} = \frac{m_{\text{STO}} \text{ (mg.)}}{V_{\text{SOLUC}} \text{ (L)}}$$

**4. PORCENTAJE EN MASA X VOLUMEN**

$$\frac{\%m}{V} = \frac{m_{\text{STO}} \text{ (mg.)}}{100 \text{ mL}_{\text{SOLUC}}}$$

**UNIDADES QUÍMICAS**

**1. MOLARIDAD (M)**

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{n_{\text{Sto.}}}{V_{\text{SOL}} \text{ (L)}}$$

**2. NORMALIDAD (N)**

$$\text{Normalidad (N)} = \frac{\# \text{ eq - g (Sto)}}{V_{\text{SOL}}}$$

**3. MOLALIDAD (m)**

$$\text{Molalidad (m)} = \frac{n_{\text{STO}}}{m_{\text{STE}} \text{ (Kg)}}$$



4. FRACCIÓN MOLAR (X)

$$X_{STO} = \frac{n_{STO}}{n_{STO} + n_{STE}}$$

**OBSERVACIÓN**

Equivalencias de las unidades químicas de concentración:

Molaridad :  $M = \frac{10 \cdot \rho_{SOL} \cdot \%m_{STO}}{\bar{M}_{STO}}$

Normalidad :  $N = M \cdot \theta_{STO}$

Molalidad :  $m = \frac{10^3 \cdot \%m_{STO}}{\bar{M}_{STO} \cdot \%m_{STE}}$

Fracción molar :  $X_{STO} + X_{STE} = 1$

OPERACIONES ENTRE SOLUCIONES

DILUCIÓN DE UNA SOLUCIÓN

Ley de dilución:

$$\frac{\# \text{ moles (sto 1)}}{\text{Sol. concentrada}} = \frac{\# \text{ moles (sto 2)}}{\text{Sol. diluida}}$$

$$(M V)_1 = (M V)_2$$

$$(N V)_1 = (N V)_2$$

$$(\%m \cdot m_{SOL})_1 = (\%m \cdot m_{SOL})_2$$

$$(\%V \cdot V_{SOL})_1 = (\%V \cdot V_{SOL})_2$$

MEZCLA DE SOLUCIONES

Para soluciones del mismo soluto, este proceso crea una solución resultante cuyo número de moles de soluto y volumen de solución resulta de la adición de las soluciones utilizadas.

$$(M V)_1 + (M V)_2 = M_F V_T$$

$$(N V)_1 + (N V)_2 = N_F V_T$$

$$(\%m \cdot m_{SOL})_1 + (\%m \cdot m_{SOL})_2 = \%m_F \cdot m_T$$

$$(\%V \cdot V_{SOL})_1 + (\%V \cdot V_{SOL})_2 = \%V_F \cdot V_T$$

VALORACIÓN DE UNA SOLUCIÓN

Se rige mediante la ley de combinación:



Se cumple:  $\#Eq - g_{(HCl)} = \#eq - g_{(NaOH)}$

$$(NV)_{HCl} = (NV)_{NaOH}$$

$$(NV)_1 = (NV)_2$$

ESTEQUIOMETRÍA CON SOLUCIONES

A. EN SOLUCIONES MOLARES

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow n = M \cdot V$$

B. EN SOLUCIONES NORMALES

Se aplica la ley del equivalente químico.

$$N^{\circ} eq - g = N \cdot V$$

EXTRACCIÓN POR SOLVENTE

Un soluto se distribuye entre dos solventes no miscibles (insolubles) en forma proporcional a la solubilidad de cada uno de ellos.

$$K_D = \frac{S_1}{S_2}$$

Donde:

$K_D$ : Constante de distribución

CINÉTICA Y EQUILIBRIO QUÍMICOS

CINÉTICA QUÍMICA

Parte de la química que se encarga del estudio de la velocidad con la que se lleva a cabo una reacción química.

VELOCIDAD DE REACCIÓN ( $\bar{r}$ )

Nos indica la rapidez con la cual, se consumen los reactivos y con la que se forman los productos con relación al tiempo.

$$\bar{r} = \pm \frac{\Delta [ ]}{\Delta t}$$

Donde:

$\Delta [ ]$ : Variación en la concentración molar (M)

$\Delta [ ] < 0 \rightarrow$  reactante (se consume).

$\Delta [ ] > 0 \rightarrow$  producto (se forma).

$\Delta t$ : Variación de tiempo (s, min)

$-$ : Empleado en consumo de reactivos

$+$ : Empleado en formación de productos.

A esta expresión se denomina velocidad media o rapidez de reacción de una sustancia.

Si consideramos la siguiente reacción genérica las velocidades de consumo y formación de las sustancias involucradas será:

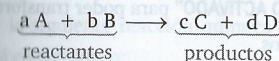


Se cumple:

$$\frac{r_A}{a} = \frac{r_B}{b} = \frac{r_C}{c} = \frac{r_D}{d}$$

LEY DE ACCIÓN DE MASAS

(Gulberg y Wagge) La velocidad de una reacción es proporcional a las masas activas de los reactivos.



En base a esta ley la velocidad de reacción toma la siguiente forma:

$$r = k[A]^x \cdot [B]^y \dots\dots(\beta)$$

Se determina en forma experimental

Donde:

$x$  e  $y$ : Orden respecto A y B respectivamente.

$x + y$ : Orden la reacción

$K$ : Constante específica, velocidad de reacción

A la expresión ( $\beta$ ) se le denomina velocidad de reacción o ley de velocidad. El término " $x + y$ " se deduce de forma experimental en base al mecanismo de la reacción.

MOLECULARIDAD

Indica la suma de los coeficientes de los reactivos ( $a + b$ ).

REACCIÓN ELEMENTAL

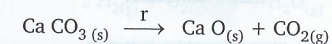
Se desarrolla en una sola etapa.

Además:  $x = a$ ;  $y = b$

$$r = k [A]^a \cdot [B]^b$$

REACCIÓN DE ORDEN CERO

se desarrolla con velocidad constante, generalmente en la superficie de sólidos.



$$\rightarrow r = k [Ca CO_3]^0 \rightarrow r = k$$

**OBSERVACIONES**

- \* Los líquidos puros y los sólidos no se incluyen en la Ley de Velocidad.
- \* La velocidad es máxima al inicio de la reacción



**FACTORES QUE PUEDEN AFECTAR LA VELOCIDAD DE REACCIÓN**

**A. CONCENTRACIÓN DE REACTANTES**

De acuerdo a la ley de acción de masas la velocidad de reacción es proporcional a la concentración de reactantes, por lo tanto disminuye a medida que estos se consumen. Por ejemplo la reacción de hidrólisis de la sacarosa (azúcar de caña):

VELOCIDAD (n)	TIEMPO (min)	[SACAROSA]
0,00020	0,00	0,53 mol/L
0,00018	9,80	0,51 mol/L
0,00001	143,00	0,31 mol/L

**B. TEMPERATURA**

Por lo general una reacción incrementa su velocidad al aumentar la temperatura esto debido a que la relación entre constante de velocidad depende de la temperatura. La relación entre constante y temperatura se observa en base a la ecuación de Arrhenius.

$$K = Ae^{\frac{-E_A}{RT}}$$

Donde: T : Temperatura absoluta (K)  
 E<sub>A</sub>: Energía de activación  
 A : Factor de frecuencia  
 R = 8,314 J . mol/K  
 e = 2,71

Se ha establecido que en muchas reacciones el incremento de temperatura en 10°C hace que la velocidad de reacción se duplique (esto para cambios pequeños de temperatura).

**C. CATALIZADORES**

Son sustancias que se emplean para modificar la velocidad de reacción manteniendo su identidad al final del proceso. La función del catalizador es modificar la energía de activación haciendo la reacción mas rápida (catalizador positivo) o sino mas lenta (catalizador negativo o inhibidor).

**D. NATURALEZA DE LOS REACTANTES**

La velocidad de reacción de las moléculas de un compuesto iónico en solución acuosa es mayor que el de un compuesto covalente.

**E. GRADO DE DIVISIÓN**

La velocidad de reacción aumenta mientras el tamaño de las partículas de un compuesto disminuya.

**TEORÍA DE CHOQUES**

Para que haya transformación de los reactantes en productos, se deben producir entre ellos choques efectivos.

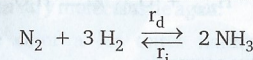
Es decir que estos choques tengan una suficiente energía cinética y una adecuada orientación espacial.

**TEORÍA DEL COMPLEJO ACTIVADO**

Los reactantes siempre deben absorber energía hasta llegar a un estado transitorio denominado "COMPLEJO ACTIVADO" para poder transformarse en productos.

**EQUILIBRIO QUÍMICO**

Es el estado que alcanza una reacción química reversible, donde al cabo de cierto tiempo la concentración de reactantes y productos permanece constante; a temperatura constante la velocidad de formación de productos es igual a la velocidad con la cual se regeneran los reactantes. La síntesis del amoníaco a 727 °C se inicia con 3 mol de H<sub>2</sub> y 1 mol de N<sub>2</sub> en un recipiente de 1 litro. Según la ecuación:



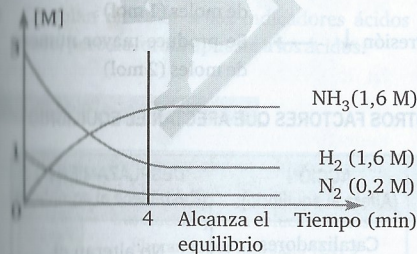
n <sub>INICIO</sub>	1	3	—
n <sub>REACCIÓN</sub>	0,8	2,4	1,6
n <sub>EQUILIBRIO</sub>	$\frac{1-0,8}{0,2}$	$\frac{3-2,4}{0,6}$	1,6

Donde:

$$r_d = k_d [A]^a \cdot [B]^b \quad (\text{Velocidad directa})$$

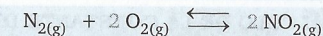
$$r_i = k_i [C]^c \cdot [D]^d \quad (\text{Velocidad inversa})$$

Gráficamente:



**A. CÁLCULO DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO (K<sub>C</sub>)**

En la siguiente reacción química reversible está en equilibrio:



Se cumple:

$$\bar{r}_{directa} = \bar{r}_{inversa}$$

Reemplazando velocidades:

$$k[N_2][O_2]^2 = k_i[NO_2]^2$$

Despejando:

$$K_C = \frac{k}{k_i} = \frac{[NO_2]^2}{[N_2][O_2]^2}$$

$$K_C = \frac{[\text{Productos}]}{[\text{Reactantes}]}$$

Donde:

K<sub>C</sub>: Constante de equilibrio en concentración molar (Molaridad)

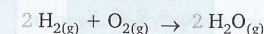
**OBSERVACIÓN**

Las constantes de equilibrio depende solo de la temperatura y no tiene unidades.

Para K<sub>C</sub> también se cumple.

$$K_C = \frac{\left(\frac{n_{NO_2}}{v}\right)^2}{\left(\frac{n_{N_2}}{v}\right) \cdot \left(\frac{n_{O_2}}{v}\right)^2}$$

**B. CÁLCULO DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO (K<sub>P</sub>)**



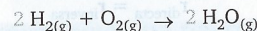
$$K_P = \frac{(P_{H_2O})^2}{(P_{H_2})^2 (P_{O_2})}$$

Donde: P<sub>H<sub>2</sub>O</sub>, P<sub>H<sub>2</sub></sub>, P<sub>O<sub>2</sub></sub>: Presiones parciales de cada componente.

Además:

- Si K<sub>p</sub> > 1 Reactantes → Productos
- Si K<sub>p</sub> < 1 Reactantes ← Productos



C. CÁLCULO DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO ( $K_x$ )

$$K_x = \frac{(X_{\text{H}_2\text{O}})^2}{(X_{\text{H}_2})^2 (X_{\text{O}_2})}$$

Donde:  $X_{\text{H}_2\text{O}}$ ,  $X_{\text{H}_2}$ ,  $X_{\text{O}_2}$ : Fracciones molares de cada componente.

## RELACIÓN ENTRE LAS CONSTANTES

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

Donde:

R = 0,082: Constante universal de los gases

T: Temperatura absoluta (K)

$\Delta n$ : Variación de moles.

$$\Delta n = \sum \text{COEF. PROD.} - \sum \text{COEF. REACT.}$$

$$K_p = K_x (P_T)^{\Delta n}$$

Donde:

$P_T$ : Presión total

$\Delta n$ : Variación de moles.

## OBSERVACIÓN

Si la variación de moles es igual a cero se cumple:

$$K_p = K_c = K_x$$

## PRINCIPIO DE LE CHATELIER

Si sobre un sistema que se encuentra en el equilibrio químico, se realiza algún cambio o variación que altere dicho estado, los componentes reaccionan en el sentido que tienda a contrarrestar la variación producida para restablecer un nuevo estado de equilibrio.

## 1. Efecto de la Temperatura

Para la reacción exotérmica:

Si la temperatura  $\uparrow \leftarrow$ : hacia la izquierda

Si la temperatura  $\downarrow \rightarrow$ : hacia la derecha

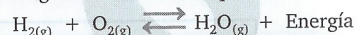
Para la reacción endotérmica:

Si la temperatura  $\uparrow \rightarrow$ : hacia la izquierda

Si la temperatura  $\downarrow \leftarrow$ : hacia la derecha

## 2. Efecto de la Concentración

En el siguiente sistema en equilibrio:



Que ocurre si:

$[\text{H}_2]$  y/o  $[\text{O}_2] \uparrow \rightarrow$  Hacia la derecha

$[\text{H}_2]$  y/o  $[\text{O}_2] \downarrow \leftarrow$  Hacia la izquierda

Hacia la derecha  $\rightarrow [\text{H}_2\text{O}] \downarrow$

Hacia la izquierda  $\leftarrow [\text{H}_2\text{O}] \uparrow$

## 3. Efecto de la Presión

El incremento de la presión provoca una disminución en el volumen, esto hace que el equilibrio se desplace donde se produzca menor número de moles.



Presión  $\uparrow \leftarrow$  Se produce menor número de moles (1 mol)

Presión  $\downarrow \rightarrow$  Se produce mayor número de moles (2 mol)

## OTROS FACTORES QUE AFECTAN EL EQUILIBRIO

ACCIÓN (Altera el equilibrio)	DESPLAZAMIENTO (Restablece el equilibrio)
Catalizadores	No alteran el equilibrio
Gases Inertes	
$\Delta T$ hacia la derecha	Aumentar el valor de constante de equilibrio
$\Delta T$ hacia la izquierda	Disminuir el valor de constante de equilibrio

## ÁCIDOS Y BASES

## ÁCIDOS

- Atacan a los metales activos (Zn, Fe, Al) provocando su oxidación y como resultado se desprende gas hidrógeno ( $\text{H}_2$ ).
- Pueden descomponer a los carbonatos y a los bicarbonatos liberándose gas dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ).
- Neutralizan a las bases generando como productos una sal y moléculas de agua.
- Cambian de color a los tintes naturales conocidos comúnmente como indicadores ácido base.

## BASES

- Las bases que se pueden degustar poseen sabor amargo, es el caso de las infusiones de té y el café.
- Al igual que los ácidos sus soluciones conducen la electricidad por lo que también se les considera electrólitos.
- Neutralizan a los ácidos, por esa razón se les conoce comúnmente como antiácidos, la reacción genera como productos una sal y moléculas de agua.
- Cambian de color a los indicadores ácidos base, pero de forma opuesta a los ácidos.

## A. TEORÍA ARRHENIUS

Ácidos	Sustancias que en solución acuosa liberan iones hidrógeno ( $\text{H}^+$ )
Bases	Sustancias que en solución acuosa liberan iones hidroxilo ( $\text{OH}^-$ )

## LIMITACIONES

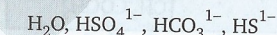
- No considera otro solvente distinto al agua.
- No explica las propiedades básicas del  $\text{NH}_3$  (amoníaco).
- Considera al ión  $\text{H}^{1+}$  y no al hidrato  $\text{H}_3\text{O}^{1+}$

## B. TEORÍA DE BRÖNSTED Y LOWRY

Ácidos	Sustancias neutras o ionizadas que al actuar en contacto con otras especies realizan el papel de ser donadores de protones ( $\text{H}^+$ ), y se transforman en bases conjugadas.
Bases	Sustancias químicas neutras o ionizadas que al actuar en contacto con otras especies realizan el papel de ser aceptores de protones ( $\text{H}^+$ ), y se transforman en ácidos conjugados.

## ANFÓTERO

Sustancia que puede actuar como ácido o como base. Entre ellas tenemos:



## AUTOPROTÓLISIS

Es la transferencia de  $\text{H}^{1+}$  entre moléculas de un anfótero.

## C. TEORÍA DE LEWIS

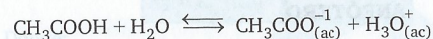
Ácidos	Sustancias químicas neutras o ionizadas aceptores de pares electrónicos en la formación de un enlace dativo. Debe disponer al menos de un orbital vacío. Cationes: $\text{H}^{1+}$ , $\text{Ag}^{1+}$ , $\text{Cd}^{1+}$ Octeto incompleto: $\text{BF}_3$ , $\text{BeCl}_2$
Bases	Sustancias químicas neutras o ionizadas donadores de pares electrónicos en la formación de un enlace dativo. Debe disponer al menos dos electrones libres. Aniones: $\text{OH}^{1-}$ , $\text{CN}^{1-}$ , $\text{Cl}^{1-}$ Átomo con par libre: $\text{NH}_3$ , $\text{PCl}_3$



**EQUILIBRIO IÓNICO**

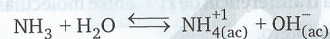
Los ácidos y bases que se consideran débiles, se disocian parcialmente produciendo reacciones reversibles que pueden alcanzar el equilibrio químico. Estas reacciones generan "Ka" y "Kb" que se conocen como constantes de acidez y de basicidad que expresan el equilibrio de ácidos débiles y bases débiles.

Consideremos las soluciones acuosas del ácido acético CH<sub>3</sub>COOH que es un ácido débil y de amoníaco NH<sub>3</sub> que es una base débil:



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

La especie H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> es el ión hidronio o protón hidratado, que es equivalente al ión (H<sup>+</sup>).



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Como en estos equilibrios los ácidos y bases débiles se disocian en muy pequeñas o ínfimas proporciones, su concentración permanece casi constante, además las concentraciones de su disociación son iguales:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-]$$

Las concentraciones de los iones hidronio (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) y de los iones hidroxilo (OH<sup>-</sup>) se calcula según:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{C_o \times K_a}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{C_o \times K_b}$$

Donde: "C<sub>o</sub>" es la concentración inicial del ácido o de la base débil.

Otros parámetros que son necesarios conocer son el grado de ionización (α) y el porcentaje de ionización (%α).

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_i}{C_o}}$$

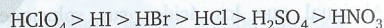
$$\% \alpha = \sqrt{\frac{K_i}{C_o}} \times 100$$

Donde: "K<sub>i</sub>", es la constante de ionización, el cual puede ser K<sub>a</sub> o K<sub>b</sub>, dependiendo de la solución.

**FUERZA RELATIVA DE ÁCIDOS Y BASES**

- Se consideran ácidos y bases fuertes a aquellas especies que en sus soluciones se disocian totalmente (al 100%), ejemplo:

Ácidos:



Bases:

Los hidróxidos de los metales alcalinos (IA) y alcalinos térreos (IIA) muy diluidos: LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH y Ca(OH)<sub>2</sub>, Sr(OH)<sub>2</sub> y Ba(OH)<sub>2</sub>. El resto de sustancias se consideran ácidos o bases débiles.

- En los ácidos y bases débiles, su fuerza relativa es proporcional a su constante de ionización (K<sub>a</sub>, K<sub>b</sub>).
- Para oxácidos e hidruros de no metales del mismo periodo la fuerza ácida aumenta con la electronegatividad del no metal.
- Para hidrácidos de no metales del mismo grupo la fuerza ácida es inversa a la electronegatividad del no metal.
- Para oxácidos de un mismo no metal la fuerza ácida aumenta con el estado de oxidación del no metal.

**POTENCIAL DE IONES HIDRÓGENO (pH) E IONES HIDROXILO (pOH)**

Se caracteriza en término de la constante "K<sub>w</sub>".

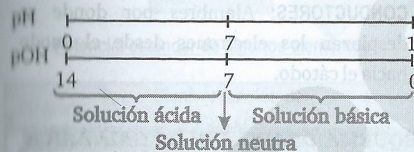
$$K_w = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

La fuerza ácida o básica de estas soluciones se pueden cuantificar mediante el potencial de iones hidrógeno "pH" (solución ácida) o el potencial de los iones hidroxilo "pOH" (básica). Según:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

A la temperatura de 25 °C  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

**ESCALA DE pH Y pOH**



Substancias	pH	Ácido
Ácido clorhídrico	0.0	Ácido
Jugos gástricos	1.0	
Jugo de limón	2.3	
Vinagre	2.9	
Vino	3.5	
Jugo de tomate	4.1	
Café	5.0	
Lluvia ácida	5.6	
Orina	6.0	
Agua de lluvia	6.5	
Leche	6.6	Neutro
Agua destilada	7.0	
Sangre	7.4	
Levadura	8.4	
Disolución de bórax	9.2	
Pasta de dientes	9.9	
Leche de magnesia	10.5	
Agua de cal	11.0	
Amoníaco doméstico	11.9	
Hidróxido de sodio	14.0	

**INDICADORES COLORIMÉTRICOS**

Son pigmentos, generalmente orgánicos que adoptan un color cuando se encuentran en medio ácido y otro color en medio básico. Son ácidos o bases débiles que varían su color al pasar de la forma molecular a la forma iónica.

INDICADOR	MEDIO ÁCIDO	MEDIO BÁSICO
Tornasol	Roja	Azul
Fenolftaleína	Incolora	Rojo grosella
Azul de Bromotolol	Amarillo	Azul

**SOLUCIÓN TAMPÓN**

Amortiguador o Buffer. Es aquella solución que tiende a mantener su pH constante ante la adición moderada de un ácido o base.

**A. TAMPÓN ÁCIDO (pH < 7)**

Contiene un ácido débil y su sal con una base fuerte:

$$[\text{H}^+] = \frac{K_a \cdot C_A}{C_{\text{SAL}}}$$

C<sub>A</sub>: Concentración del ácido.

C<sub>SAL</sub>: Concentración de la sal.

**B. TAMPÓN BÁSICO (pH > 7)**

Contiene una base débil y su sal con un ácido fuerte:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_b \cdot C_B}{C_{\text{SAL}}}$$

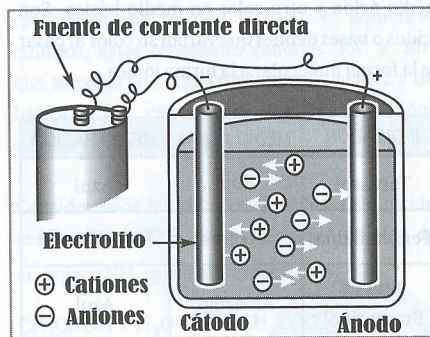
C<sub>B</sub>: Concentración de la base.

C<sub>SAL</sub>: Concentración de la sal.



**ELECTROQUÍMICA**

**ELECTRÓLISIS**



En la cuál se puede distinguir las sgtes. partes: Cuba o recipiente, contiene a la sustancia. El electrolito, que es una sustancia ionizada conductora de la electricidad. Los electrodos, que son terminales o bornes del circuito eléctrico externo. La fuerza de corriente eléctrica externa, llamado también fuerza electromotriz (fem).

<b>CATIONES</b>	De metales alcalinos (IA) y alcalinos térreos (IIA) permanecen en solución, en su lugar se reduce el agua y se libera gas hidrógeno, el resto de cationes se deposita en el electrodo cátodo donde se reducen (ganan electrones) y se convierten en sustancias neutras.
<b>ANIONES</b>	Oxigenados (oxianiones) de elementos con su mayor estado de oxidación permanecen en solución, en su lugar el agua se oxida y se libera gas oxígeno, el resto de aniones produce no metales de forma molecular los cuales se depositan o liberan como gases en el electrodo ánodo donde se oxidan. Esto quiere decir que los electrones fluyen desde el ánodo hacia el cátodo.

**CELDA GALVÁNICA**

Son dispositivos en cuyo interior se desarrollan de forma espontánea reacciones redox, lo que permite producir corriente eléctrica.

**CARACTERÍSTICAS**

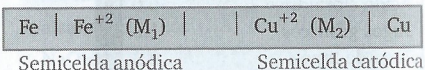
- \* Procesos rédox espontáneos.
- \* Produce corriente continua.
- \* Se aplica en la producción de pilas y baterías.

**ELEMENTOS:**

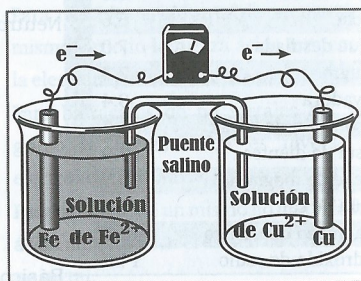
- ELECTRODOS:** Generalmente son metales en cuya superficie se realiza la transferencia de electrones.
- ELECTROLITOS:** Masa que contiene iones.
- PUENTE SALINO:** Tubo en forma de U que contiene, en suspensión, cationes y aniones.
- CONDUCTORES:** Alambres por donde se desplazan los electrones desde el ánodo hacia el cátodo.

**ESQUEMA DE UNA CELDA GALVÁNICA**

Tomemos el siguiente ejemplo:



Ánodo: oxidación  $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{+2} + 2\text{e}^-$   
 Cátodo: reducción  $\text{Cu}^{+2} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$   
 Reacción neta es:  $\text{Fe} + \text{Cu}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^{+2} + \text{Cu}$

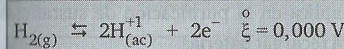


**POTENCIALES ESTÁNDAR DE ELECTRODOS**

Puede ser de oxidación o reducción nos indican la tendencia de una sustancia a oxidarse y reducirse, nos sirve para conocer el potencial (voltaje) o fuerza electromotriz (fem) que produce una celda galvánica, según:

$$\xi_{\text{celda}}^{\circ} = \xi_{\text{oxi}}^{\circ} + \xi_{\text{red}}^{\circ}$$

Estos se miden a 25 °C, 1 atm y molaridad de 1, la referencia es el electrodo patrón de hidrógeno al cual se le asigna un voltaje de 0,000V; para sus procesos de oxidación y reducción:



$$\xi_{\text{oxi}}^{\circ} = -\xi_{\text{red}}^{\circ}$$

**Potencial estándar de algunos elementos**

Elemento	Semi - reacción de reducción	$\xi_{\text{c}}^{\circ}$ (voltio)
K	$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{K}$	-2,93
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ca}$	-2,87
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$	-2,37
Al	$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$	-1,66
Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76
Cr	$\text{Cr}^{3+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}$	-0,74
Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$	-0,44
H <sub>2</sub>	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$	0,00
Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,34
I <sub>2</sub>	$\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-$	+0,54
Hg	$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg}$	+0,79
Ag	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$	+0,80
Br <sub>2</sub>	$\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-$	+1,08
Cl <sub>2</sub>	$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$	+1,36
Au	$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Au}$	+1,50
Fe <sub>2</sub>	$\text{Fe}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Fe}^-$	+2,87

**OBSERVACIONES**

La corrosión es un proceso electroquímico de oxidación de un metal expuesto a un medio agresivo. Por ejemplo: el hierro se oxida en presencia de O<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O. Dado dos o más potenciales de reducción, se reduce el de mayor voltaje, los demás se oxidan.

**POTENCIAL DE UNA CELDA GALVÁNICA EN CONDICIONES NO ESTÁNDAR**

$$\xi_{\text{celda}}^{\circ} = \xi_{\text{celda}}^{\circ} - \frac{0,0592}{n} \times \log Q$$

Donde:

$$Q = \frac{[\text{Productos}]^r}{[\text{Reactantes}]^p}$$

$\xi$ : potencial no estándar  
 n: número de electrones transferidos.  
 $\alpha, \beta$ : coeficientes estequiométricos.

**CELDA DE CONCENTRACIÓN**

En estas celdas como el cátodo y el ánodo son del mismo material se cumple:

$$\xi_{\text{celda}}^{\circ} = 0 \text{ V}$$

Por lo tanto el potencial de la celda se determina según:

$$\xi_{\text{celda}}^{\circ} = -\frac{0,0591}{n} \times \log \frac{[\text{ánodo}]}{[\text{cátodo}]}$$

**CRITERIO DE ESPONTANEIDAD DE UNA CELDA GALVÁNICA**

$\xi_{\text{celda}} > 0 \Rightarrow$	Proceso espontáneo (celda galvánica)
$\xi_{\text{celda}} < 0 \Rightarrow$	Proceso no espontáneo (celda electrolítica)
$\xi_{\text{celda}} = 0 \Rightarrow$	Celda en equilibrio químico

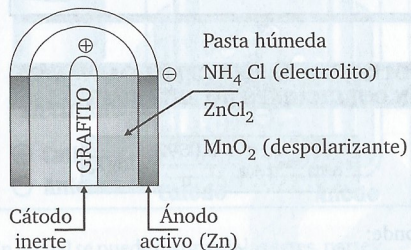


ELECTRODO NO ESTÁNDAR DE HIDRÓGENO

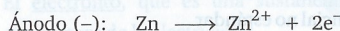
$$\epsilon_{\text{red}} = -0,0592 \text{ pH}$$

PILA SECA (PILA DE LE CLANCHÉ)

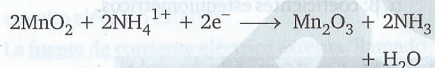
- \* La pila primaria no es recargable.
- \* Se carga con un voltaje de 1,5 V.



Semirreacciones:

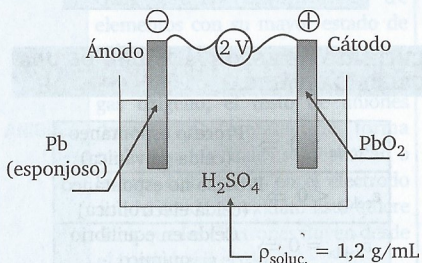


Cátodo (+; más probable):

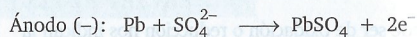


ACUMULADOR DEL PLOMO

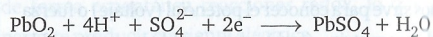
- \* La pila secundaria es recargable.
- \* La descarga es espontánea ( $\epsilon > 0$ ) es una celda galvánica.
- \* La recarga no es espontánea ( $\epsilon < 0$ ) es una electrólisis.
- \* Se desarrolla con un voltaje de 2V.



Semirreacciones:



Cátodo (+):



CELDA ELECTROLÍTICAS

Es la descomposición de sustancias mediante la aplicación de corriente eléctrica continua, en ellas se produce el proceso de electrólisis.

CARACTERÍSTICAS

- \* Procesos rédox no espontáneos.
- \* Se aplica en la purificación de sustancias y para recargar baterías.
- \* Permite obtener metales alcalinos por electrólisis de sus sales fundidas.
- \* Se aplica en recubrimiento metálico de superficies.

ELEMENTOS:

- VOLTÁMETRO:** Es el recipiente donde se desarrolla la electrólisis.
- ELECTROLITOS:** Es la masa líquida que contiene iones.
- ELECTRODO:** Aporta la superficie para que se desarrolle la oxidación o reducción.
  - A. INERTE:** No es afectado por la corriente. Ejemplo: grafito, platino.
  - B. ACTIVO:** Participa en el proceso rédox, su masa se modifica. Ejemplo: Hierro, cinc.
- CONDUCTORES:** Alambres por donde fluyen los electrones desde el ánodo hacia el cátodo.
- FUENTE DE ENERGÍA:** Es una pila o batería, que proporciona corriente continua.

ELECTRODO	CAMBIO RÉDOX	SIGNO EN CELDA GALVÁNICA	SIGNO EN ELECTROLISIS
Ánodo	Oxidación	-	+
Cátodo	Reducción	+	-

1. ELECTRÓLISIS DE AGUA ACIDULADA

ⓐ	$2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$
ⓑ	$2(2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{OH}^- + \text{H}_2)$
T	$2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$

Donde:

ⓐ Cátodo - : Ánodo

T Total de la reacción de electrólisis.

2. ELECTRÓLISIS DE SAL FUNDIDA

ⓐ	$2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cl}_2$
ⓑ	$2(\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Na})$
T	$2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ \rightleftharpoons \text{Cl}_2 + 2\text{Na}$

Donde:

ⓐ Cátodo - : Ánodo

T Total de la reacción de electrólisis.

3. ELECTRÓLISIS DE SOLUCIONES ACUOSAS

CACIONES	ANIONES
No se reducen (metales activos)	$\text{Li}^{1+}, \text{Na}^{1+}, \text{K}^{1+}$
Si se reducen (metales poco activos)	$\text{Fe}^{2+}, \text{Ag}^{1+}, \text{Zn}^{2+}, \text{Cu}^{2+}$
No se oxidan (Están con su mayor Estado de oxidación)	$\text{SO}_4^{2-}, \text{NO}_3^{1-}, \text{ClO}_4^{1+}$
Si se oxidan (Están con su menor Estado de oxidación)	$\text{SO}_3^{2-}, \text{Cl}^{1-}, \text{S}^{2-}, \text{ClO}_3^{1-}$

FARADAY

$$1 \text{ F} \leftrightarrow 1 \text{ mol de electrones} \leftrightarrow 96\,500 \text{ C}$$

Un faraday produce en cada electrodo un equivalente gramo de sustancia.

EQUIVALENTE ELECTROQUÍMICO (K)

Es la masa de sustancia producida por cada coulomb de electricidad.

$$K = \frac{1 \text{ eq} - \text{g}}{96500\text{C}} \dots \text{g/C}$$

LEYES DE FARADAY

PRIMERA LEY

La cantidad de sustancia producida en cada electrodo es proporcional a la cantidad de electricidad que pasa por la celda electrolítica.

$$m = kQ = \frac{1 \text{ eq} - \text{g} Q}{96500\text{C}}; Q = I \cdot t$$

$$m_x = \frac{(\text{PE}_x) \text{g} \times Q}{96500} \quad m_x = \frac{(\text{PE}_x) \text{g} \times I \times t}{96500}$$

Donde:

$\text{PE}_x$ : Peso equivalente de la sustancia "X"

$m_x$ : Masa producida de la sustancia "X"

Q: Carga eléctrica (C). t: Tiempo (s).

I: Intensidad de corriente eléctrica (ampere).

SEGUNDA LEY

Si por dos o más celdas electrolíticas circula la misma cantidad de electricidad, entonces, en los electrodos se produce el mismo número de eq-g.

$$N^\circ \text{ eq-g}_A = N^\circ \text{ eq-g}_B = N^\circ \text{ eq-g}_C$$

$$\left(\frac{m}{\text{PE}}\right)_A = \left(\frac{m}{\text{PE}}\right)_B = \left(\frac{m}{\text{PE}}\right)_C$$



**HIDROCARBUROS, PROPIEDADES Y FORMAS DE OBTENCIÓN**

**QUÍMICA ORGÁNICA**

Estudia a los compuestos orgánicos generados por el carbono.

**SÍNTESIS DE WHÖLER (1828)**

Permitió obtener por primera vez un compuesto orgánico de manera artificial; a partir del Cianato de amonio (NH<sub>4</sub>CNO) Whöler obtuvo Úrea carbodiamida ((NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub>CO)

**EL CARBONO**

Es un no metal, sólido, inodoro, insípido e insoluble en agua, de carácter reductor. El carbono en su forma libre presenta dos formas alotrópicas grafito y diamante.



**GRAFITO**  
Sistema Hexagonal

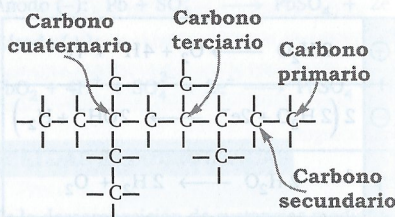


**DIAMANTE**  
Sistema Cúbico

El carbono presenta las siguientes propiedades:

- TETRAVALENCIA**  
Forma cuatro enlaces.
- COVALENCIA**  
Comparte electrones con otros no metales formando enlaces covalentes.
- AUTOSATURACIÓN**  
Forma cadenas lineales, ramificadas o cíclicas (cerradas) para poder satisfacer su tetravalencia.
- HIBRIDACIÓN**  
Combinación de orbitales atómicos y forman orbitales idénticos más estables, forman los enlaces sigma.

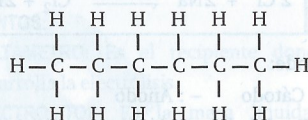
**TIPOS DE CARBONO**



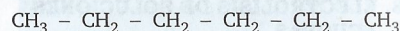
PRIMARIO	SECUNDARIO	TERCIARIO	CUATERNARIO
-CH <sub>3</sub> -	-CH <sub>2</sub> -	-CH-	-C-
3 H primarios	2 H secundarios	1 H terciario	—

**TIPOS DE FÓRMULA**

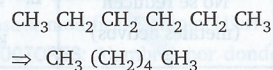
**1. DESARROLLADA**



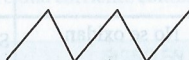
**2. SEMIDESARROLLADA**



**3. CONDENSADA**

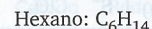


**4. DE LÍNEAS**



Cada vértice representa un carbono.

**5. GLOBAL (FÓRMULA MOLECULAR)**



**TIPOS DE CADENA**

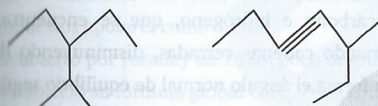
- SATURADA:**  
Sólo enlace simples entre átomos de carbono.
- NO SATURADA:**  
Al menos un enlace pi (π) entre los átomos de carbono

**1. CADENA LINEAL**



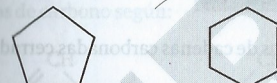
Saturada No saturada

**2. CADENA RAMIFICADA**



Saturada No saturada

**3. CADENA CERRADA**



Saturada No saturada

**NOMENCLATURA ORGÁNICA**

Esta conformado por:  $\frac{\text{PREFIJO}}{* 1}$   $\frac{\text{SUFIJO}}{* 2}$

- El prefijo lo determina el número de carbonos de la cadena principal.

- El sufijo o terminación la determina el grupo funcional al cual pertenece el compuesto.

ALCANO	→	“ANO”
ALQUENO	→	“ENO”
ALQUINO	→	“INO”
ALCOHOL	→	“OL”
ALDEHÍDO	→	“AL”

N °C	PREFIJO	N °C	PREFIJO
1	MET	8	OCT
2	ET	9	NON
3	PROP	10	DEC
4	BUT	11	UNDEC
5	PENT	12	DODEC
6	HEX	15	PENTADEC
7	HEPT	20	EICOS

**HIDROCARBUROS**

Compuestos binarios formados exclusivamente por átomos de carbono y de hidrógeno, clasificados en diversas series, basadas en las formas de las moléculas y el tipo de enlace entre átomos de carbono. Se clasifican en:

ALIFÁTICO	Acíclicos	
	Saturados:	Alcanos
Cíclicos	Insaturados:	Alquenos
		Alquinos
	Ciclo alcanos	
	Ciclo alquenos	

AROMÁTICOS { Derivados del Benceno (C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>)

**ALCANOS**

Se denominan parafinas, debido a su poca reactividad, frente a reactivos comunes como agentes oxidantes. Presentan enlace simple entre los átomos de carbono, por lo tanto la hibridación del carbono es sp<sup>3</sup>. Su fórmula general es:



Donde:

n: número de carbonos = 1, 2, 3, .....

Nomenclatura:

Agregar la terminación “ANO”



**RADICALES ALQUILO (R-)**

Teóricamente se obtienen al quitar un hidrógeno "H" de los alcanos; para nombrarlos se le agrega la terminación IL o ILO.

**NOMENCLATURA DE CADENAS RAMIFICADAS**

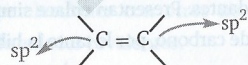
Forma:

RADICALES	CADENA PRINCIPAL
* 1	* 2

- Los radicales se nombran alfabéticamente: etil, metil, propil
- La cadena principal del nombre del compuesto contiene:
  - La mayor cantidad de carbonos o grupos funcionales.
  - Se enumera y enuncia por el extremo más próximo al grupo funcional.
  - En el nombre se indica la ubicación del radical y de los grupos funcionales en la cadena principal si se repita si se repita colocar los prefijos, di, tri, tetra.

**ALQUENOS**

Son también conocidos como olefinas, debido que el etileno o eteno C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, se designa como gas oléfico, presentan por lo menos un enlace doble entre átomos de carbono:



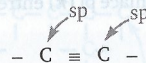
Fórmula general: C<sub>n</sub>H<sub>2n</sub>; n = 2, 3, 4, ...

Nomenclatura: Agregar la terminación "ENO"

**DIENOS.** Tanto de origen natural como sintético, se conocen compuestos que contienen dos enlaces etilénico en la molécula.

**ALQUINOS**

También llamados hidrocarburos acetilénicos, su característica estructural es poseer como mínimo un triple enlace entre átomos de carbono.



Fórmula general: C<sub>n</sub>H<sub>2n-2</sub>; n = 2, 3, 4, ...

Nomenclatura: Agregar la terminación "INO"

**HIDROCARBUROS CÍCLICOS**

Son aquellos compuestos formados por átomos de carbono e hidrógeno, que se encuentran formando cadenas cerradas, disminuyendo de esta forma el ángulo normal de equilibrio según la geometría, lo que ocasiona una tensión angular, haciéndolos reactivos e inestables.

**CICLO ALCANOS**

Son parafinas de cadenas carbonadas cerradas.

Fórmula general: C<sub>n</sub>H<sub>2n</sub>; n = 3, 4, 5, ...

Nomenclatura:

Para nombrarlos se le antepone la palabra "ciclo"

**CICLO ALQUENOS**

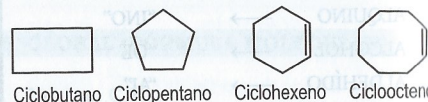
Son olefinas de cadena carbonada cerrada.

Fórmula general: C<sub>n</sub>H<sub>2n-2</sub>; n = 4, 5, 6, ...

Nomenclatura:

Para nombrarlos se le antepone la palabra ciclo.

**ALGUNOS HIDROCARBUROS CÍCLICOS**

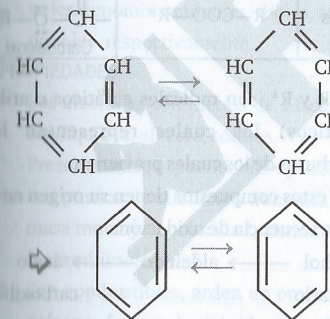


**HIDROCARBUROS AROMÁTICOS**

Es el benceno (C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>) y todos los compuestos de comportamiento similar, cuyas propiedades aromáticas los diferencian de los hidrocarburos alifáticos. Se obtienen al realizar una destilación seca del alquitrán de hulla o por reformación catalítica de los hidrocarburos obtenidos del petróleo.

**BENCENO**

Es un líquido incoloro, apolar, inflamable, sus vapores son muy tóxicos, es menos denso que el agua e insoluble en ella, pero soluble en compuestos apolares como el éter. Descubierta por Faraday en 1826, poco después se estableció su fórmula global C<sub>6</sub>H<sub>6</sub> y en 1865, August Kekule propuso que la mejor estructura del benceno sería una estructura anular, un compuesto cíclico resonante que consta de 6 átomos de carbono según:



**OBSERVACIÓN**

La resonancia del benceno (deslocalización de enlaces π) hace que este compuesto sea altamente estable en comparación al alqueno presentando solo reacciones de sustitución.

**AROMATICIDAD**

Regla de Huckel : # e π = 4n + 2

**DERIVADOS DEL BENCENO**

La estabilidad del benceno se verifica en su comportamiento químico debido a que se produce reacciones de sustitución heterolítica (de sus hidrógenos), comportándose como una parafina (alcano). En estas sustituciones no se rompe el anillo bencénico.

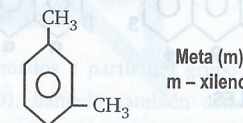
**A. DERIVADOS MONOSUSTITUIDOS**

Sus nombres comunes se emplean también en la nomenclatura IUPAC como base para el sistema anular.

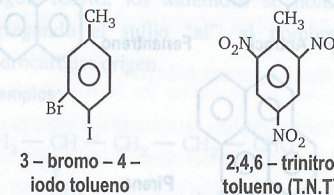


**B. DERIVADOS DISUSTITUIDOS**

Cuando hay 2 sustitutos en el anillo, las posiciones relativas; se indican por términos ORTO, META Y PARA (isómeros de posición).



**C. DERIVADOS POLISUSTITUIDOS**

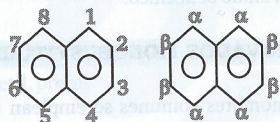




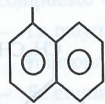
## ANILLOS FUSIONADOS DEL BENCENO

A. NAFTALENO (C<sub>10</sub>H<sub>8</sub>)

Es un sólido de color blanco, descubierto en el alquitrán de hulla en 1819 su temperatura de fusión es 80°C y de ebullición de 218°C. Como sublima fácilmente y el tóxico para los insectos y pequeñas larvas, se han usado contra las polillas durante muchos años.



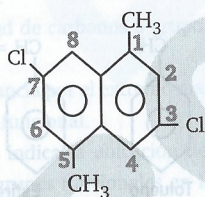
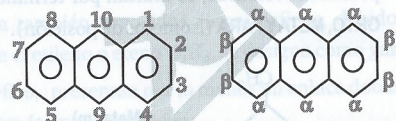
## Radicales:



α - Naftil



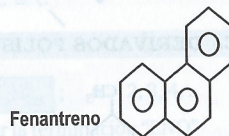
β - Naftil

3,7 - dicloro - 1,5  
dimetil - naftalenoB. Antraceno (C<sub>14</sub>H<sub>10</sub>)

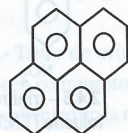
## RADICALES:



γ - Antracil



Fenantreno



Pireno

## COMPUESTOS ORGÁNICOS OXIGENADOS

Los compuestos orgánicos oxigenados son compuestos ternarios (C, H y O) que resultan de la oxidación selectiva (controlada) de los hidrocarburos, para lo cual se emplea los agentes oxidantes: KMnO<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>.

Entre los compuestos más comunes, tenemos:

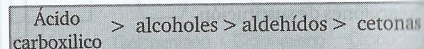
COMPUESTO	FÓRMULA GENERAL	GRUPO FUNCIONAL
Alcoholes	R — OH	$\begin{array}{c} \text{—} \ddot{\text{O}} \text{—} \text{H} \\   \\ \text{Hidroxilo} \end{array}$
Aldehídos	R — CHO	$\begin{array}{c} \text{—} \text{C} \text{—} \text{H} \\ // \quad \cdot \\ \text{O} \\ \text{Carbonilo} \end{array}$
Cetonas	R — CO — R*	$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \text{—} \text{C} \text{—} \\ // \\ \text{O} \\ \text{Carbonilo} \end{array}$
Ácidos carboxílicos	R — COOH	$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \text{—} \text{C} \text{—} \ddot{\text{O}} \text{—} \text{H} \\ // \\ \text{O} \\ \text{Carboxilo} \end{array}$
Ésteres	R — COO — R*	$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \text{—} \text{C} \text{—} \ddot{\text{O}} \text{—} \text{R}' \\ // \\ \text{O} \\ \text{Carboalcóxi} \end{array}$

Donde: R y R\*, son radicales alifáticos o arilos (aromáticos) los cuales representan los hidrocarburos de los cuales provienen.

Además estos compuestos tienen su origen en la siguiente secuencia de oxidación:

- Alcohol → aldehído → ácido primario carboxílico
- Alcohol secundario → cetona

Debido a la presencia del átomo de oxígeno en su estructura, las moléculas de dichos compuestos son polares, la intensidad de los dipolos para compuestos de igual número de carbonos presenta el orden:



## PRINCIPALES FUNCIONES ORGÁNICAS OXIGENADAS

## A) ALCOHOLES

Son compuestos que presentan al grupo hidroxilo (—OH), el cual se encuentra unido a un átomo de carbono del tipo "sp<sup>3</sup>". Se representa así:



Según IUPAC, los alcoholes se nombran agregando el sufijo "ol", al nombre de hidrocarburo origen.

Hay dos tipos de alcoholes:

## • POR LA POSICIÓN DEL GRUPO FUNCIONAL HIDROXILO EN LA CADENA CARBONADA:

Se consideran tres variedades que son los alcoholes primarios, secundarios y terciarios.

## • POR EL NÚMERO DE GRUPOS FUNCIONALES HIDROXILOS EN LA CADENA CARBONADA:

Los alcoholes pueden poseer 1, 2, 3 o más grupos funcionales oxhidrilos, según esto se les denomina monoles, dioles, trioles o polioles respectivamente.

## PROPIEDADES

Los alcoholes con menos de 11 carbonos son líquidos, el resto, sólidos.

Presenta enlaces puente hidrógeno.

Los puntos de ebullición aumenta con la masa molar y la polaridad, disminuye con las ramificaciones.

Son combustibles, arden en presencia de oxígeno, formando dióxido de carbono y vapor de agua.

Por deshidratación en medio ácido puede formar alquenos o éteres.

La oxidación de alcoholes primarios forman aldehídos, de los secundarios se produce cetona.

Poseen acción antiséptica, es decir son desinfectantes.

## ALCOHOLES COMUNES

1. Metanol o alcohol metílico (CH<sub>3</sub> — OH)

Llamado también espíritu de la madera, ya que en la antigüedad se obtenía por destilación destructiva de la madera, es altamente tóxico su consumo causa ceguera y en dosis alta la muerte, forma parte del ron de quemar.

2. Etanol o alcohol etílico (CH<sub>3</sub> — CH<sub>2</sub> — OH)

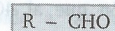
Llamado también espíritu del vino ya que se obtiene de la destilación de la uva, aunque también se obtiene por fermentación de granos como maíz, cebada, trigo, etc. es el alcohol contenido en las bebidas alcohólicas.

3. Alcohol isopropílico (CH<sub>3</sub> — CH(OH) — CH<sub>3</sub>)

Llamado también 2 - propanol, es el más sencillo de los alcoholes secundarios, se vende a nivel de boticas y farmacias como alcohol de fricciones, se emplea como desinfectante en los procesos de vacunación.

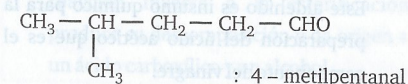
## B) ALDEHÍDOS

Son formados a partir del grupo funcional (—CHO), llamado también carbonilo, su representación general es:



Según IUPAC, los aldehídos se nombran agregando el sufijo "al", al nombre de hidrocarburo origen.

## Ejemplos:





$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CHO}$   
: Butanal

$\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CHO}$   
: 4-hexenal

**PROPIEDADES**

- \* El aldehído más simple que posee un átomo de carbono es gaseoso, mientras los que poseen 2, 3, 4, etc. son líquidos, los aldehídos superiores son sólidos.
- \* Al igual que los alcoholes los aldehídos presentan moléculas polares, pero no forman enlace puente de hidrógeno, solo dipolo-dipolo, por esta razón son menos solubles que los alcoholes en agua, así como también sus temperaturas de ebullición son menores.
- \* Los aldehídos derivados de hidrocarburos aromáticos presentan olores agradables a diferencia de los aldehídos alifáticos que poseen olores desagradables.
- \* Por lo general se obtienen por oxidación de alcoholes primarios, además la oxidación de los aldehídos producen ácidos orgánicos o carboxílicos.

**ALDEHÍDOS COMUNES****1. Metanol o formaldehído (H - CHO)**

Es el aldehído más simple ya que posee un solo átomo de carbono es un gas de olor irritante, soluble en agua forma con este una solución que al 40% en masa se denomina "formol", el cual se emplea para conservar preparados anatómicos

**2. Etanal o acetaldehído ( $\text{CH}_3 - \text{CHO}$ )**

Este aldehído es insumo químico para la preparación del ácido acético que es el componente del vinagre.

**C) CETONAS**

Estructuras orgánicas en las que se encuentra presente el grupo funcional carbonilo ( $-\text{CO}-$ ), su representación general es:



Según las reglas IUPAC, las cetonas se nombran agregando el sufijo "ona", al nombre del hidrocarburo origen, el cual se reconoce por el número de átomos de carbono.

**PROPIEDADES**

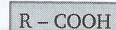
- \* A 20°C las cetonas de 3 a 10 átomos de carbono son líquidas, mientras que el resto se encuentra en estado sólido.
- \* Presentan moléculas polares las cuales se atraen debido a las fuerzas dipolo-dipolo, esta polaridad es mayor que los aldehídos pero menor que los alcoholes, son solubles en agua.
- \* Presentan menores puntos de ebullición que los alcoholes pero mayores que los aldehídos.
- \* Por lo general se producen por oxidación de alcoholes secundarios, por lo que presentan isomería de posición.
- \* En general a los aldehídos y cetonas se les conoce como compuestos carbonilo, ya que en su estructura ambos presentan el grupo carbonilo ( $-\text{CO}-$ ), pero en posiciones diferentes de la cadena carbonada, su diferenciación práctica se desarrolla empleando los reactivos de Fehling y Tollens.

**CETONA COMÚN****Propanona o acetona ( $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3$ )**

Llamado también dimetil cetona, es un líquido volátil que se usa como disolventes de lacas y barnices como es el caso de los esmaltes de uñas.

**D) ÁCIDOS CARBOXÍLICOS**

Llamados ácidos orgánicos, en su estructura se encuentra presente el grupo funcional carboxilo ( $-\text{COOH}$ ), su representación general es:



De acuerdo con la IUPAC, se nombran agregando el prefijo "ácido" seguido del nombre del hidrocarburo que le dio origen al cual se le agrega el sufijo "oico".

**PROPIEDADES**

- \* A 20°C los ácidos carboxílicos que poseen de 1 a 9 átomos de carbono son líquidos, mientras que el resto es sólido.
- \* Los ácidos carboxílicos que poseen de 11 a más átomos de carbono se denominan ácidos grasos superiores, forman parte de las grasas y aceites naturales.
- \* Sus moléculas son más polares que las moléculas de los alcoholes, presentan enlace puente de hidrógeno.
- \* Por lo general se producen por oxidación de los aldehídos y también a partir de la hidrólisis de los ésteres, grasas, etc.
- \* Son ácidos débiles de acuerdo con la teoría de Brønsted y Lowry, por lo que ionizan débilmente en agua.

**ÁCIDOS CARBOXÍLICOS COMUNES****1. Ácido metanoico o ácido fórmico (H - COOH)**

Es el ácido orgánico más sencillo y más fuerte (corrosivo), se encuentra presente en la saliva de algunas hormigas.

**2. Ácido dietanoico o ácido oxálico ( $\text{HOOC} - \text{COOH}$ )**

Este ácido dicarboxílico se encuentra presente en algunos vegetales como la ortiga y los ajíes es bastante corrosivo.

**3. Ácido etanoico o ácido acético ( $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ )**

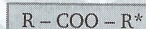
Este ácido se obtiene a partir del vino, y forma parte del vinagre.

**4. Ácido butanoico o ácido butírico ( $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$ )**

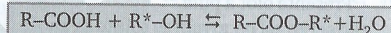
Este ácido se encuentra presente dentro de la mantequilla.

**E) ÉSTERES**

Su representación es:



Se producen de la reacción entre un ácido carboxílico y un alcohol en medio ácido: "esterificación".



Parte del ácido      Parte del alcohol

Según IUPAC los ésteres se nombran cambiando la terminación "oico" del ácido carboxílico por "ato" luego el conector "de" y al final el nombre del alcohol al cual se cambia la terminación "ol" por "ilo".

**PROPIEDADES**

- \* Los ésteres de bajo peso molecular son líquidos volátiles, los cuales poseen olores y sabores a frutas y flores por ello se emplea en la industria de saborizantes y aromatizantes (perfumería), los de mayor masa molecular son sólidos.
- \* Presentan moléculas polares las cuales se atraen debido a las fuerzas dipolo-dipolo, por lo que son solubles en agua pero en menor grado que los alcoholes y ácidos carboxílicos.
- \* Su hidrólisis en medio ácido que es la reacción inversa a la esterificación produce su descomposición y da origen a un ácido carboxílico y un alcohol.



**ÉSTERES COMUNES**

- 1. Metanoato de etilo o formiato de etilo**  
(H-COO-CH<sub>2</sub>-CH<sub>3</sub>)  
  
Presenta olor a ron.
- 2. Etanoato de pentilo o acetato de pentilo**  
(CH<sub>3</sub>-COO-(CH<sub>2</sub>)<sub>4</sub>-CH<sub>3</sub>)  
  
Presenta olor a plátano.
- 3. Etanoato de octilo o acetato de octilo**  
(CH<sub>3</sub>-COO-(CH<sub>2</sub>)<sub>7</sub>-CH<sub>3</sub>)  
  
Presenta olor a naranja.
- 4. Butanoato de etilo o butirato de etilo**  
(CH<sub>3</sub>-(CH<sub>2</sub>)<sub>2</sub>-COO-CH<sub>2</sub>-CH<sub>3</sub>)  
  
Presenta olor a piña.
- 5. Butanoato de bencilo o butirato de bencilo**  
(CH<sub>3</sub>-(CH<sub>2</sub>)<sub>2</sub>-COO-C<sub>7</sub>H<sub>7</sub>)  
  
Presenta olor a rosas.

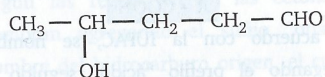
**COMPUESTOS POLIFUNCIONALES**

Cambiamos los sufijos del grupo funcional principal (GFP) con el sufijo del grupo secundario (GFS) así:

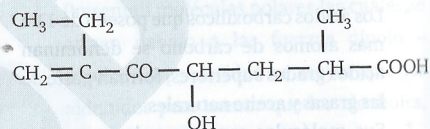
FUNCIÓN	GRUPO FUNC. PRINCIPAL (SUFIJO)	GRUPO FUNC. SECUNDARIO (PREFIJO)
Ácido carboxílico (-COOH)	...oico	Carboxi
Aldehído (-CHO)	...al	Formil
Cetona (-CO-)	...ona	Oxo
Alcohol (-OH)	...ol	Hidroxi

**OBTENCIÓN DE SU NOMENCLATURA**

Primero se observa la cadena carbonada del compuesto y se identifica al grupo funcional principal de acuerdo al orden indicado en el cuadro anterior. **Ejemplo:**

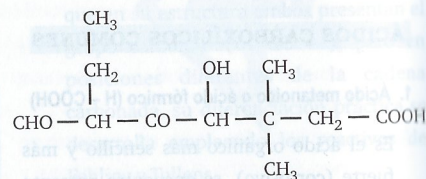


En este primer compuesto se presentan los grupos funcionales: aldehído (-CHO) y alcohol (-OH), siendo el primero el grupo funcional principal (aldehído de 5 carbonos en el ejemplo) Su nombre es: "4-hidroxipentanal"



En este segundo compuesto se presentan los grupos funcionales: ácido (-COOH), cetona (-CO-) y alcohol (-OH), siendo el primero el grupo funcional principal (el compuesto es un ácido de 7 carbonos), su nombre es:

"Ácido 6-etil-2-metil-4-hidroxi-5-oxo-6-heptenoico"



En este tercer compuesto se presentan los grupos funcionales: ácido (-COOH), aldehído (-CHO), cetona (-CO-) y alcohol (-OH), siendo el primero el grupo funcional principal (el compuesto es un ácido de 8 carbonos), su nombre es: "Ácido 6-formil-4-hidroxi-3,3-dimetil-5-oxo octanoico"

**COMPUESTOS ORGÁNICOS**

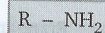
**NITROGENADOS**

Los compuestos orgánicos nitrogenados son compuestos químicos que suelen ser ternarios (C, H y N) o cuaternarios (C, H, N y O) que por lo general son derivados del amoníaco, hidrocarburos y ácidos carboxílicos.

**PRINCIPALES FUNCIONES**

**A) AMINAS**

Son compuestos nitrogenados ternarios derivados del amoníaco (NH<sub>3</sub>) donde uno o más de sus átomos de hidrógeno han sido sustituidos por radicales alquílicos o arílicos, su notación general es:



Donde: "R" representa el radical alquílico (alifático) o arilo (aromático), aunque la representación anterior corresponde a una amina simple ya que el amoníaco puede sustituir más de uno de sus carbonos.

**TIPOS DE AMINAS**

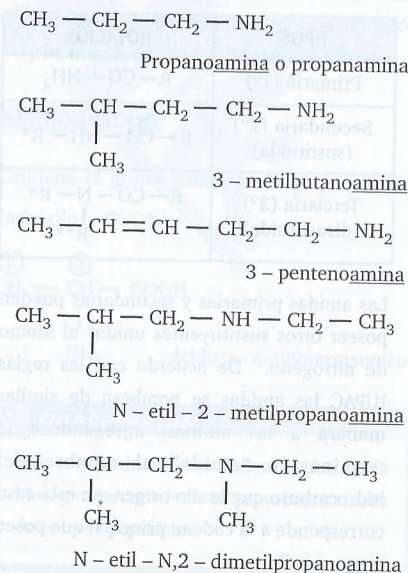
TIPOS	NOTACIÓN
Primaria (1°)	R - NH <sub>2</sub>
Secundaria (2°)	R - NH - R*
Terciaria (3°)	R - N - R*   R**

De acuerdo con las reglas IUPAC las aminas primarias se nombran colocando el sufijo "amina" al nombre del hidrocarburo que le dio origen, en el caso de las aminas secundarias y terciarias los radicales unidos al nitrógeno se nombran anteponiendo el símbolo "N".

**PROPIEDADES**

- \* A 20 °C las aminas ligeras de uno y dos carbonos son gases, mientras que de 3 a 9 carbonos son líquidos, el resto sólidos.
- \* Presentan moléculas polares con enlaces puente de hidrógeno por lo que son solubles en agua, pero disminuye con la masa molecular.
- \* Poseen mayores puntos de ebullición que los hidrocarburos origen, pero menores que los alcoholes y ácidos orgánicos, siendo las aminas primarias las de mayores valores.
- \* Por ser derivados del amoníaco, son bases débiles de Brønsted y Lowry, se reconocen por su olor cáustico desagradable, su fuerza básica es mayor en las terciarias.
- \* Por lo general se obtienen por alquilación del amoníaco, reducción de amidas, o a partir de los aldehídos.

**ALGUNAS AMINAS**





**AMINAS COMUNES**1. **1,4-butanodiamina o putrescina**  
( $\text{NH}_2-\text{CH}_2-(\text{CH}_2)_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$ )

Responsable del olor ha pescado podrido.

2. **1,5-pentanodiamina o cadaverina**  
( $\text{NH}_2-\text{CH}_2-(\text{CH}_2)_3-\text{CH}_2-\text{NH}_2$ )

Responsable del olor ha carne podrida.

**B) AMIDAS**

Son compuestos nitrogenados cuaternarios derivados del amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) por reacción con ácidos carboxílicos, su notación es:



Donde: “ $-\text{CO}-\text{NH}_2$ ” representa el grupo funcional amida, pero lo que corresponde al ácido carboxílico “ $\text{R}-\text{CO}-$ ” se denomina grupo “acilo”.

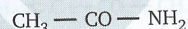
**TIPOS DE AMIDAS**

TIPOS	NOTACIÓN
Primaria (1°)	$\text{R}-\text{CO}-\text{NH}_2$
Secundaria (2°) (sustituída)	$\text{R}-\text{CO}-\text{NH}-\text{R}^*$
Terciaria (3°) (disustituída)	$\text{R}-\text{CO}-\text{N}-\text{R}^*$   $\text{R}^{**}$

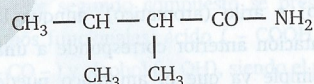
Las amidas primarias y secundarias pueden poseer otros sustituyentes unidos al átomo de nitrógeno. De acuerdo con las reglas IUPAC las amidas se nombran de similar manera a las aminas, agregándose la terminación “amida” al nombre del hidrocarburo que le dio origen, en este caso corresponde a la cadena principal que posee el grupo acilo.

**PROPIEDADES**

- \* A 20 °C la metanamida es la única amida que se encuentra en estado líquido, el resto se encuentra de forma sólida.
- \* Al igual que las aminas, las amidas presentan moléculas polares con enlaces puente de hidrógeno, pero esta polaridad es mayor, son solubles en agua.
- \* Su alta polaridad hace que presenten elevados puntos de ebullición incluso mayores a los ácidos carboxílicos.
- \* Al igual también que las aminas, las amidas son bases débiles de Lewis, pero su fuerza básica es menor que las aminas.

**ALGUNAS AMIDAS**

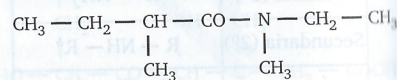
Etanoamida o etanamida



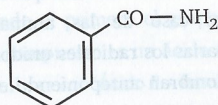
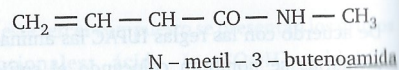
2,3-dimetilbutanoamida



Etanodiamida o dietanoamida



N-etil-N,2-dimetilbutanoamida



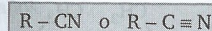
Fenilamida o benzamida

**AMIDA COMÚN****Urea o carbodiamida ( $\text{NH}_2-\text{CO}-\text{NH}_2$ )**

Se forma como producto del metabolismo celular de las sustancias nitrogenadas (proteínas) y es expulsado a partir de la orina de los mamíferos, se emplea como abono natural, estabilizador de la nitrocelulosa, fabricaron de bakelita, etc.

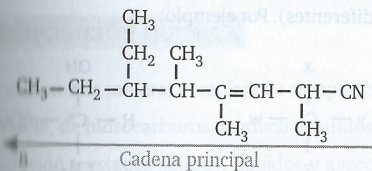
**C) NITRILIS**

Los nitrilos o ciano compuestos también se les conoce como cianuros orgánicos, son compuestos nitrogenados ternarios derivados de las amidas ya que se obtienen por deshidratación de estas, su notación general es:



Donde: “ $-\text{CN}$ ” representa el grupo funcional nitrilo o “cianuro”. Se observa que el átomo de nitrógeno ya o posee hidrógenos sustituible, por lo que no presenta variedades como las aminas y amidas.

De acuerdo con las reglas IUPAC los nitrilos se nombran agregando la terminación “nitrilo” al hidrocarburo que le dio origen, el cual se reconoce por el número de átomos de carbono de la cadena carbonada (incluyendo el grupo funcional), por ejemplo, tenemos:



Cadena principal

1

su nombre es:

6-etil-24,5-trimetil octanonitrilo.

**PROPIEDADES**

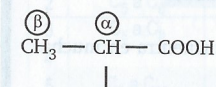
- \* Los nitrilos de bajo peso molecular son líquidos mientras que los más pesados se encuentran en estado sólido.
- \* Presentan moléculas polares los cuales se encuentran unidos por fuerzas dipolo-dipolo, por lo que son solubles en agua, no poseen puente de hidrógeno.
- \* Sus puntos de ebullición son menores que los compuestos nitrogenados.
- \* Son bases de Brønsted y Lowry debido a que el par de electrones libres de átomo de nitrógeno puede aceptar un protón.
- \* Por lo general se obtienen por deshidratación de amidas o también a partir de halogenuros de alquilo.

**NITRILIS COMÚN****Propenenitrilo o acronitrilo ( $\text{CH}_2=\text{CN}-\text{CN}$ )**

Es el monómero del acrilan llamado también “orlon”, que es un polímero sintético, es una fibra de alta resistencia a la tensión, abrasión y flexión, se usa para fabricar hule sintético.

**AMINOÁCIDOS**

Contiene el grupo amino ( $-\text{NH}_2$ ) y el grupo carboxilo ( $-\text{COOH}$ )



ácido  $\alpha$ -aminopropanoico

**OBSERVACIÓN**

Los  $\alpha$ -aminoácidos tienen importancia biológica porque forman proteínas a través de enlaces peptídicos.



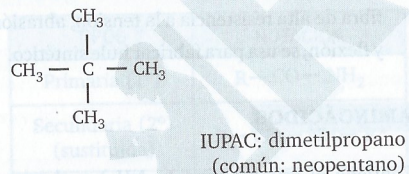
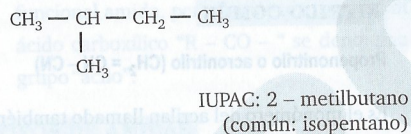
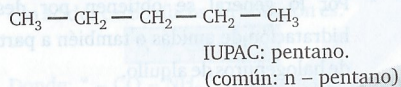
**ISOMERÍA**

Se presenta en compuestos que tienen la misma fórmula global; pero, diferente estructura de moléculas. Sus propiedades físicas y químicas son diferentes.

**ISOMERÍA PLANA O ESTRUCTURAL**

**1. ISOMERÍA DE CADENA**

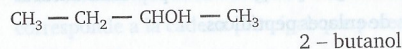
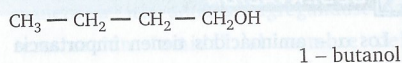
Presentan diferentes cadenas carbonadas. Por ejemplo, los isómeros de cadena del pentano (C<sub>5</sub>H<sub>12</sub>)



**2. ISOMERÍA DE POSICIÓN**

El grupo funcional se encuentra en muchas posiciones diferentes.

Por ejemplo, los isómeros de posición del butanol (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>O)



**3. ISOMERÍA DE COMPENSACIÓN FUNCIONAL**

Corresponden a compuestos de funciones químicas diferentes.

Por ejemplo:

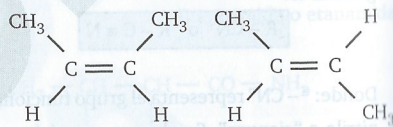


**ISOMERÍA ESPACIAL**

**1. ISOMERÍA GEOMÉTRICA**

Se origina debido a la rigidez del enlace doble o en hidrocarburos cíclicos.

Por ejemplo, isómeros geométricos del hidrocarburo 2 - buteno.

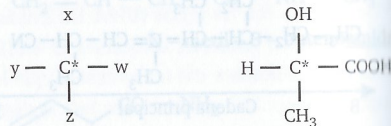


Cis - 2 - buteno Trans - 2 - buteno

**2. ISOMERÍA ÓPTICA**

Se presenta en compuestos ópticamente activos. Es decir, que desvían el plano de la luz polarizada.

Una sustancia ópticamente activa es aquella que tiene al menos un átomo de carbono asimétrico C\* (unido a 4 grupos químicos diferentes). Por ejemplo:



Forma general ácido láctico

**PETRÓLEO - CONTAMINACIÓN AMBIENTAL**

**PETRÓLEO**

Recurso energético no renovable constituido principalmente por una mezcla de hidrocarburos gaseosos y sólidos disueltos en líquidos.

**ORIGEN DEL PETRÓLEO**

TEORÍA ORGÁNICA: El petróleo se origina por la descomposición bacteriana de restos orgánicos, que fueron depositados junto con diversos sedimentos (limo y arcilla) en el fondo de antiguos mares poco profundos, en ausencia de oxígeno. Por su elevada temperatura y presión del interior de la tierra se produjo la transformación de dichos residuos en unos 100 millones de años.

**ETAPAS EN LA EXPLOTACIÓN DEL PETRÓLEO**

1. Exploración / Prospección.
2. Perforación.
3. Transporte:
4. Tratamientos previos a la destilación:
  - a) Almacenamiento / decantación.
  - b) Desalinización.
  - c) Endulzamiento.
5. Destilación fraccionada o atmosférica.
6. Destilación a presión reducida (0,8 atm.)

**COMPOSICIÓN QUÍMICA**

Es una mezcla mineral compleja de composición variable, de hidrocarburos de muchos puntos de ebullición y estados sólidos, líquidos y gaseoso, que se disuelven unos en otros para formar una solución de viscosidad variable. Contiene:

- \* Hidrocarburos saturados o parafinas.
- \* Hidrocarburos etilénicos u olefinas.
- \* Hidrocarburos acetilénicos.
- \* Hidrocarburos cíclicos ciclánicos.
- \* Hidrocarburos bencénicos o aromáticos.
- \* Compuestos oxigenados (derivados de hidrocarburos etilénicos, por oxidación y polimerización).
- \* Compuestos sulfurados (tiofeno, etc.).
- \* Compuestos nitrogenados cíclicos (piridina).

**1<sup>ERA</sup> REFINACIÓN POR DESTILACIÓN**

Nº	TEMPERATURA DE DESTILACIÓN (°C)	FRACCIÓN
1	< 20°	Gas de Petróleo
2	30° a 70°	Éter de petróleo
3	30° a 70°	Ligroina
4	70° a 100°	Gasolina para avión
5	100° a 120°	Gasolina para autos
6	120° a 180°	Otras gasolinas
7	180° a 270°	Querosene
8	270° a 360°	Aceite diesel (Gas oil)
9	280° a 380°	Aceites lubricantes
10	> 38° semisólida	Vaselinas o petrolatos
11	sólida (50° a 60°)*	Parafinas
12	sólido	Alquitrán de Petróleo
13	sólido	Core de Petróleo

\* Temperatura de Fusión

Nº	Nº CARBONOS	USOS O APLICACIONES
1	C <sub>1</sub> a C <sub>4</sub>	Combustible doméstico
2	C <sub>5</sub> a C <sub>6</sub>	Disolvente
3	C <sub>6</sub> a C <sub>8</sub>	Disolvente combustible
4	C <sub>6</sub> a C <sub>10</sub>	Motores de Combustión Interna
5		Motores diesel.
6	C <sub>11</sub> a C <sub>16</sub>	Aceites lubricantes.
7	C <sub>15</sub> a C <sub>18</sub>	Lubricación
8	C <sub>16</sub> a C <sub>18</sub>	Lubricantes, cremas, pomadas
9	C <sub>18</sub> a C <sub>22</sub>	Velas, impermeables.
10	C <sub>20</sub> a C <sub>30</sub>	Asfalto, briquetas, impermeables
11	> C <sub>30</sub>	Combustible sólido, electrodos
12	> C <sub>30</sub>	Combustible sólido, electrodos

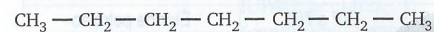
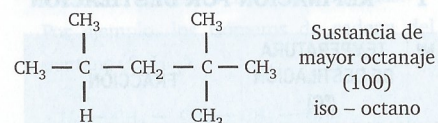


**GASOLINA**

Es una mezcla de hidrocarburos líquidos, de los que principalmente tienen de 6 a 10 átomos de carbono. Se utiliza, esencialmente, como un combustible de motores de combustión interna.

**ÍNDICE DE OCTANO (I.O.) U OCTANAJE**

Es una medida de la calidad de un combustible relacionada a la compresibilidad de su vapor y de su combustión antidetonante.



Sustancia de menor octanaje (0) n - heptano

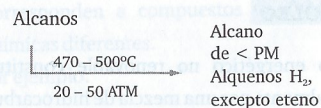
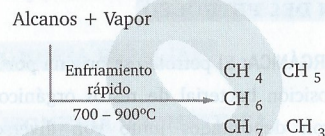
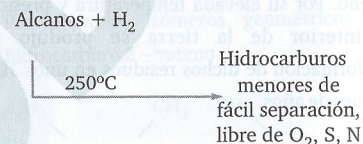
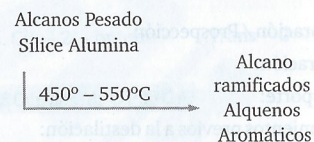
**VARIACIÓN DE OCTANAJE DE HIDROCARBUROS**

Aromáticos > Insaturados > Cíclicos

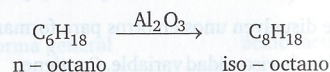
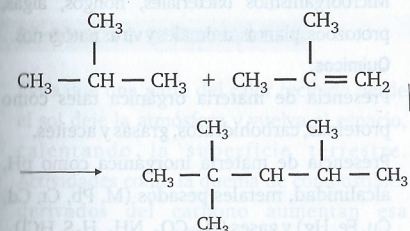
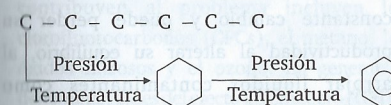
Cíclicos > Ramificados > Lineales

**GASOLINA NATURAL**

Se llama así a la fracción que destila entre 70 - 180 °C, es de bajo octanaje. La calidad de la gasolina natural se mejora adicionando aditivos como tetraetilplomo, así añadiendo 0,75 - 3,00 mL/galón de T. E. P aumenta de 20 - 70 octanos a 80 octanos, esto ocurre porque los polvillos de Pb generados amortigua la combustión.  
 $(\text{CH}_3\text{CH}_2)_4\text{Pb} + \text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Pb}$

**TÉCNICAS PARA ELEVAR EL OCTANAJE DE LA GASOLINA****1. FRACCIÓN LÍQUIDA PESADA****ISOMERIZACIÓN CATALÍTICA****PROCESOS CRACKING****C. TÉRMICO****C. AL VAPOR****HIDROCRACKING****C. CATALÍTICO****2. ADITIVOS****A) GASOLINA NO ECOLÓGICA:****B) GASOLINA ECOLÓGICA**

Metilterbutiléter (MTBE)  
Gasohol: Gasolina + alcohol

**3. ISOMERIZACIÓN****4. ALQUILACIÓN****5. REFORMING (PARA OBTENCIÓN DE GASOLINA AROMÁTICA)****OBSERVACIONES**

La gasolina Patrón se prepara en laboratorios y contiene n - heptano e iso - octano. El porcentaje en volumen de iso - octano indica el octanaje del Patrón. También podemos elevar el octanaje a través de craking catalítico explicado en el diagrama de procesos craking.

**CONTAMINACIÓN AMBIENTAL****ECOLOGÍA**

Parte de la Biología que estudia las relaciones que existen entre los seres vivos y su entorno.

**SISTEMA ECOLÓGICO**

Está constituido por todos los seres vivos (reino vegetal, reino animal, seres humanos) llamados factores bióticos y por los factores abióticos o seres inanimados (aire, agua, luz solar, suelo, ...) en los que se desarrollan estos seres.

**CONTAMINANTE**

Todo elemento, compuesto o sustancia, así como todo tipo de energía, radiación, vibración o ruido que, incorporados en cierta cantidad al medio ambiente por un período de tiempo, puede ser dañinos a la salud humana, flora y fauna o causar un deterioro en la calidad de aire, suelos o recursos en general.

También se dice que son agentes químicos, físicos o biológicos capaz de afectar a algún componente de un sistema ecológico. Su origen puede ser natural (erupción volcánica) o antropogénica (producto de la actividad humana).

Se divide en:

**CONTAMINANTE PRIMARIO**

Es emitido directamente por la fuente de contaminación: SO<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>, NO<sub>x</sub>.

**CONTAMINANTE SECUNDARIO**

Se produce por la transformación química de contaminantes primarios: SO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.

**TIPOS DE CONTAMINACIÓN****I. CONTAMINACIÓN ATMOSFÉRICA****FUENTES PRINCIPALES DE CONTAMINACIÓN:**

- Industria Minero Metalúrgica
- Industria química y de alimentos
- Transporte
- Construcción

**CLASES DE CONTAMINANTES:**

- Químicos: Entre ellos tenemos gases (CO, SO<sub>2</sub>, Hidrocarburos, NO<sub>x</sub>, Pb), y materiales particulados.
- Físicos: tenemos al ruido, radiaciones u vibraciones.



**PRINCIPALES CONTAMINANTES**

**Dióxido de Azufre (SO<sub>2</sub>):** Emitido por los autos, plantas eléctricas, industrias; producen olor desagradable e irritación de ojos y piel.

**Monóxido de carbono (CO):** Producido por la combustión incompleta; disminuye la capacidad de la sangre para llevar oxígeno.

**Dióxido de Carbono (CO<sub>2</sub>):** Es emitido por la combustión de compuestos orgánicos; es la causa principal del efecto invernadero.

**Óxidos de Nitrógeno:** Calefacción de autos; combustiones a elevadas temperaturas produce irritación a los ojos y pulmones,

**Material particulado (polvo y cenizas):** Emitido por todas las industrias; producen molestias respiratorias y altera temperatura ambiental,

**Plomo:** Emitido por industrias metalúrgicas en pinturas, gasolinas; es altamente venenoso y se acumula en sangre y huesos.

**Compuestos halogenados (Cl y F):** Emitido por industrias químicas e industriales; es dañino para las plantas y causa irritación pulmonar

**Ozono:** Emitido por la descomposición de solventes y combustibles; su peor efecto es que produce incapacidad para respirar.

**II. CONTAMINACIÓN DEL AGUA**

**Las fuentes de aguas residuales son:**

Aguas doméstico urbanas, residuos industriales, escorrentías de uso agrícola, pluviales.

**CARACTERÍSTICAS**

**Físicas:**

Sólidos, suspendidos y disueltos; fuerte olor de la descomposición orgánica, la alta temperatura, altera la actividad biológica, absorción de O<sub>2</sub>, precipitación de compuestos; color, por presentar de hierro y otros compuestos; turbiedad por los sólidos.

**Biológicas:**

Microorganismos bacteriales, hongos, algas, protozoos, plantas, animales y virus patógenos.

**Químicos:**

Presencia de materia orgánica tales como proteínas, carbohidratos, grasas y aceites.

Presencia de materia inorgánica como pH, alcalinidad, metales pesados (M, Pb, Cr, Cd, Cu, Fe, Hg) y gases (N<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S, HCl).

**III. CONTAMINACIÓN DEL SUELO**

El suelo constituye un medio complejo en constante cambio y puede perder su productividad al alterar su equilibrio, al arrojar líquidos contaminantes como insecticidas, combustibles, petróleo, aguas servidas, o sólidos como desperdicios, basura. Algunos contaminantes se originan y causan los siguientes efectos:

**RESIDUOS SÓLIDOS (BASURA)**

Plásticos, vidrios, residuos domésticos e industriales; que ocasionan enfermedades infecciosas.

**CONTAMINANTES INDUSTRIALES**

Aceites de vehículos, polvos de cemento, origina destrucción del suelo por aceite y muertes de microorganismos por lluvia ácida y metales pesados.

**ABONOS SINTÉTICOS**

Urea, nitratos, fosfatos, el abuso de ellos origina la muerte de la flora y fauna del suelo por destrucción de la cadena alimenticia.

**PESTICIDAS**

DDT y otros hidrocarburos clorados, origina efectos residuales en la salud humana y alta resistencia de las plagas.

**CASOS CRÍTICOS DE CONTAMINACIÓN****1. EL EFECTO INVERNADERO**

Evita que una parte del calor recibido desde el sol deje la atmósfera y vuelva al espacio, calentando la superficie terrestre. Actividades como la quema de combustibles derivados del carbono aumentan esa proporción y el efecto invernadero aumenta. Muchos científicos consideran que como consecuencia se produce en la actualidad el calentamiento global. Otros gases que contribuyen al problema incluyen los clorofluorocarbonos (CFCs), el metano, los óxidos nitrosos y el ozono. En general se denominan gases del efecto invernadero (GEI).

**CONTAMINANTES PRINCIPALES**

- \* Dióxido de carbono: CO<sub>2</sub>
- \* Vapor de agua: H<sub>2</sub>O<sub>(gas)</sub>
- \* Metano: CH<sub>4</sub>
- \* Ozono: O<sub>3</sub>
- \* Todos los óxidos del nitrógeno: NO<sub>x</sub>

**2. LA LLUVIA ÁCIDA**

Se forma cuando la humedad en el aire se combina con el óxido de nitrógeno o el dióxido de azufre emitido por fábricas, centrales eléctricas y automotores que queman carbón o aceite.

Esta combinación química de gases con el vapor de agua forma el ácido sulfúrico y los ácidos nítricos, sustancias que caen en el suelo en forma de precipitación o la conocida lluvia ácida.

**CONTAMINANTES PRINCIPALES:**

- \* Todos los óxidos del nitrógeno: NO<sub>x</sub>.
- \* Ácido Sulfuroso: SO<sub>2</sub>.

**3. EL DAÑO A LA CAPA DE OZONO**

Se produce principalmente por el uso de clorofluorocarbonos (CFCs). El ozono es una forma de oxígeno que se encuentra en la atmósfera superior de la tierra.

La capa fina de moléculas de ozono en la atmósfera absorbe algunos de los rayos ultravioleta (UV) antes de que lleguen a la superficie de la tierra, con lo cual se hace posible la vida en la tierra.

El agotamiento del ozono produce niveles más altos de radiación UV en la tierra, con lo cual se pone en peligro tanto a plantas como animales y seres humanos.

**CONTAMINANTES PRINCIPALES**

- \* Compuestos Clorofluorocarbonados.

**4. SMOG O HUMO DE NIEBLA**

Los óxidos del nitrógeno son emitidos principalmente por la combustión interna de los vehículos y se disuelven en la neblina formada por la inversión térmica. Es una mezcla muy tóxica.

**CONTAMINANTES PRINCIPALES**

- \* Todos los óxidos del nitrógeno.
- \* El ozono creado: O<sub>3</sub> (smog fotoquímico).

**5. EUTROFICACIÓN**

Los nutrientes aumentan la cantidad de fitoplancton en el agua, disminuyendo la fotosíntesis por falta de luz y aumenta la descomposición de materia orgánica.

**CONTAMINANTES PRINCIPALES**

- \* Nitratos y Fosfatos provenientes de los Detergentes y Fertilizantes.



## QUÍMICA APLICADA

## NUEVAS TECNOLOGÍAS

## 1. NANOTECNOLOGÍA

Es el estudio, diseño y manipulación de las estructuras que se encuentran en nanoescala

( $10^{-9}$  m) donde la materia presenta nuevas y diferentes propiedades.

## APLICACIONES:

- \* A esta escala se trabaja con átomos y/o moléculas.
- \* Permiten una mayor capacidad para almacenar información.
- \* Se pueden crear fullerenos, nanotubos.
- \* Permite la creación y manipulación de nanorobots aplicables en microcirugía.

## 2. BIOTECNOLOGÍA

Es la transformación, aprovechamiento y desarrollo de materia biológica para crear y producir alimentos, medicamentos, células recombinantes, mejora de semillas y frutos.

## APLICACIONES:

- \* Producción de conservas (fruta, pescado).
- \* Da un gran apoyo a la genética.
- \* Permite crear injertos de especies.
- \* Creación de productos lácteos.
- \* Creación de embutidos cárnicos.

## 3. CELDAS DE COMBUSTIÓN

Dispositivo galvánico que produce energía eléctrica a partir de la combustión de  $H_2$ ,  $CH_4$ ,  $C_3H_8$ . Si se mantiene las condiciones de operación son de muy larga duración.

## APLICACIONES:

- \* Producción de energía eléctrica.
- \* Se disipa calor por intercambio.
- \*  $2H_2$  (ánodo) +  $O_2$  (cátodo)  $\rightarrow H_2O$  es la celda más común.

## MATERIALES MODERNOS

## 1. CRISTALES LÍQUIDOS

Estructuras ordenadas de líquidos de cadena larga. Su diagrama de fase presenta dos puntos triples. Pueden ser: Nemático, esméctico o colestérico.

## APLICACIONES:

- \* Pantallas LCD.
- \* Sensores para sistemas de control.
- \* Termómetros.

## 2. POLÍMEROS

Macromoléculas que se forman mediante la reacción de muchas moléculas iguales o diferentes llamados monómeros (Polietileno, caucho, baquelita, nylon, celofán).

## APLICACIONES:

- \* Recipientes plásticos.
- \* Bolsas y juguetes.
- \* Chalecos antibalas y fibras textiles.

## 3. SUPERCONDUCTORES

Metales a bajas temperaturas, no presentan resistencia al paso de la corriente eléctrica y desarrollan enormes campos magnéticos como el mercurio.

## APLICACIONES:

- \* Se encuentra en proceso de desarrollo en su aplicación a gran escala.
- \* Se plantea la levitación magnética. Como por ejemplo los Trenes Maglev.

## 4. PLASMA

Gas ionizado a muy altas temperaturas. Con protones y electrones libres. Es un sistema neutro donde se equilibran dichas cargas.

## APLICACIONES:

- \* Lámparas y televisores de plasma.
- \* Plasmatrón, para cortar metales.
- \* Procesos de fusión nuclear.

## TRATAMIENTO DE DESECHOS NUCLEARES

## RESIDUOS RADIATIVOS

Dos características hacen especiales a los residuos radiactivos:

1. **Su gran peligrosidad.** Cantidades muy pequeñas pueden originar dosis de radiación peligrosa para la salud humana. Algunos de estos isótopos permanecerán emitiendo radiaciones miles y decenas de miles de años.

2. **Su complejidad,** ya que aunque la cantidad de residuos radiactivos que se producen en un país sea comparativamente mucho menor que la de otros tipos; sus tecnologías y métodos de tratamiento son muy complejos y difíciles de manipular.

Hay dos grandes grupos de residuos radiactivos:

- a) **Residuos de alta actividad.** Son los que emiten altas dosis de radiación. Están formados fundamentalmente, por los restos que quedan de las varillas del uranio que se usa como combustible en las centrales nucleares y otras sustancias que están en el reactor y pos residuos de la fabricación de armas atómicas.
- b) **Residuos de media o baja actividad.** Emiten cantidades pequeñas de radiación. Están formados por herramientas, ropas, piezas de repuesto, lodo, etc. de las centrales nucleares y la Universidad, hospitales, organismos de investigación, industrias, etc.

## DESMANTELAMIENTO DE LAS CENTRALES

Cuando una central ha sido cerrada luego de 35 o 40 años hay varias posibilidades para su desinstalación.

1. Dejarla custodiada por la compañía que la ha explotado durante un largo período de hasta 100 años, esperando a que disminuya

la radiación y sea más seguro dismantelar.

2. Cubrirla totalmente de hormigón, como se ha hecho en Chernobyl, siendo esta técnica poco segura porque esta "tumba" tendría que permanecer sin fisuras durante cientos de años, algo imposible de garantizar.
3. Lo más adecuado es dismantelar la planta llevando los materiales contaminados a almacenes para este tipo de materiales con los equipos adecuados de protección para los operarios.

## GESTIÓN DE DESECHOS RADIATIVOS

Los residuos de media o baja actividad se introducen en contenedores especiales que se almacenan durante un tiempo en superficie hasta que se llevan a vertederos de seguridad. Hasta el año 1992 algunos países vertían estos barriles al mar, pero ese año se prohibió dicha práctica. Los almacenes definitivos para estos residuos en general, son subterráneos, asegurando que no sufrirán filtraciones de agua que pudieran arrastrar isótopos radiactivos fuera del vertedero.

Los residuos de alta actividad son los más difíciles de tratar. El volumen del combustible gastado que queda en las centrales de energía nuclear normales se puede reducir mucho si se vuelve a utilizar en plantas especiales. Esto se hace en algunos casos, pero presenta la dificultad de que hay que transportar una sustancia muy peligrosa desde las centrales normales a las especiales.

Se están estudiando varios emplazamientos para este tipo de almacenes, pero en el mundo no existe ninguno, por lo que por ahora, la mayoría de los residuos de alta actividad se almacenan en lugares provisionales o en las piscinas de las mismas centrales.



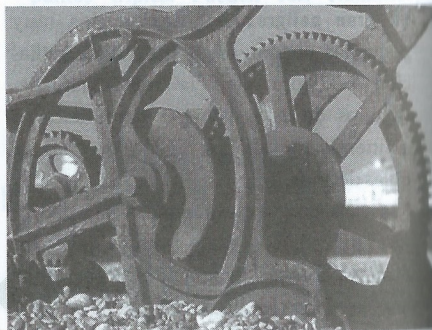
**CORROSIÓN****CONCEPTO**

La corrosión es la interacción de un metal con el medio que lo rodea, produciendo el consiguiente deterioro de sus propiedades tanto físicas como químicas. La característica fundamental de este fenómeno, es que sólo ocurre en presencia de un electrolito, ocasionando regiones plenamente identificadas, llamadas anódicas y catódicas: una reacción de oxidación es una reacción anódica, en la cual los electrones son liberados dirigiéndose a otras regiones catódicas. En la región anódica se producirá la disolución del metal (corrosión) y, consecuentemente en la región catódica la inmunidad del metal.

En el caso de los aceros que en su estado natural son óxidos de hierro, evidentemente trata de volver a su "estado natural" combinándose con el oxígeno del ambiente y comenzando el proceso de oxidación natural si éste no se protege convenientemente. Los enlaces metálicos tienden a convertirse en enlaces iónicos, lo favorece que el metal puede en cierto momento transferir y recibir electrones, creando zonas catódicas y zonas anódicas en su estructura.

La protección catódica es un método electroquímico cada vez más utilizado hoy en día, el cual aprovecha el mismo principio electroquímico de la corrosión, transportando un gran cátodo a una estructura metálica. Para este fin será necesario la utilización de fuentes de energía externa mediante el empleo de ánodos galvánicos, que difunden la corriente suministrada por un transformador rectificador de corriente.

El mecanismo implicará una migración de electrones hacia el metal a proteger, los mismos que viajarán desde ánodos externos que estarán ubicados en sitios plenamente identificados, cumpliendo así su función.



EFECTOS DE LA CORROSIÓN

**TIPOS DE CORROSIÓN**

1. **Uniforme:** Donde la corrosión química o electrolítica actúa uniformemente sobre toda la superficie del metal.
2. **Galvánica.**- Ocurre cuando metales diferentes se encuentran en contacto, ambos metales poseen potenciales eléctricos diferentes, lo cual favorece la aparición de un metal como ánodo y otro como cátodo, a mayor diferencia de potencial el material con más activo será el ánodo.
3. **Por picaduras.**- Aquí se producen hoyos o agujeros por agentes químicos.
4. **Intergranular.**- Es la que se encuentra localizada en los límites de grano, esto origina pérdidas en la resistencia que desintegran los bordes de los granos.
5. **Por esfuerzo.**- Se refiere a las tensiones internas luego de una deformación en frío.