

540  
Z250

# UNIVERSIDAD DE ATACAMA

FACULTAD DE INGENIERIA

ESC.  
ING.



## APUNTES

### NIVELACION

### QUIMICA

PROFESORES:

ROSA ZAMORA C.  
RURICO KOMORI R.  
RENE MAURELIA G.



## I N D I C E

MATERIA	PAGINA
CAPITULO I : NOTACION Y NOMENCLATURA INORGANICA	
1.1.- Notación y Nomenclatura.	1
1.2.- Clasificación de los elementos.	1
1.3.- Valencias de los principales elementos.	2
1.4.- Clasificación de los compuestos químicos.	3
1.5.- Compuestos Binarios.	4
1.6.- Compuestos Oxigenados.	6
1.7.- Sales y Compuestos covalentes.	9
1.8.- Compuestos Ternarios, Cuaternarios y otros.	10
1.9.- Iones complejos.	14
CAPITULO II	
2.1.- Introducción : Los estados de la materia.	1
2.2.- Elementos, compuestos y mezclas.	2
2.3.- Teoría Atómica de Dalton.	3
2.4.- Constitución Interna del átomo.	5
2.5.- Visión Moderna del Atomo.	9
2.6.- Estructura Electrónica de los Atomos.	13
2.7.- Modelo de Böhr para el átomo de Hidrógeno.	16
2.8.- Dualidad Onda-Partícula.	19
2.9.- Principio de Incertidumbre de Heisemberg.	19
2.10.- Imagen mecánico-ondulatoria del electrón en el atomo.	20
2.11.- Números Cuánticos y Orbitales.	21
2.12.- Representación Gráfica de Orbitales.	24
2.13.- Atomos Polieletrónicos.	25



### CAPITULO III

3.1.- Descripción del Sistema Periódico.	1
3.2.- Justificación del Sistema Periódico.	3
3.3.- Algunas Regularidades del Sistema Periódico.	4
Tamaño del átomo.	4
Energía de ionización	4
Factores que influyen en la $E_i$	6
Afinidad electrónica	7
Electronegatividad	8

### CAPITULO IV : EL ENLACE QUIMICO

4.1.- Introducción	1
4.2.- Enlace Iónico y Formación de Estructuras Reticulares	3
4.3.- El Enlace Covalente	5
4.4.- Orbitales Moleculares, Hibridación y Geometría Molecular	10
4.5.- El Enlace Metálico	17
4.6.- Uniones Intermoleculares	18
4.7.- Compuestos de Coordinación	21

### CAPITULO V : TEORIA ACIDO-BASE

5.1.- Introducción	1
5.2.- Teoría de Arrhenius	2
5.3.- Teoría de Brønsted y Lowry (protónica)	3
5.4.- Teoría de Lewis	7

# TABLA PERIODICA DE LOS ELEMENTOS

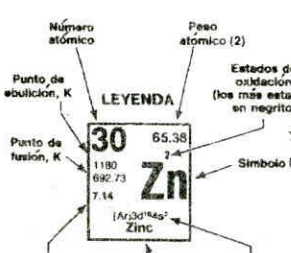
## Tabla de isótopos radioactivos seleccionados

Grupo IA		IIA										IIIB										IVB										VB										VIB										VIIIB										VIII									
1 1.0079 H 1.00819 1s <sup>1</sup> Hidrogeno	2 4.00260 He 1s <sup>2</sup> Helio	3 6.941 Li 1s <sup>2</sup> 2s <sup>1</sup> Litio	4 9.01218 Be 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> Berilio	5 10.81 B 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup> Boro	6 12.011 C 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup> Carbono	7 14.0067 N 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup> Nitrógeno	8 15.9994 O 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup> Oxígeno	9 18.998403 F 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup> Flúor	10 20.179 Ne 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> Neón	11 22.98977 Na 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>1</sup> Sodio	12 24.305 Mg 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> Magnesio	13 26.98154 Al 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup> Aluminio	14 28.0855 Si 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup> Silicio	15 30.97376 P 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup> Fósforo	16 32.06 S 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup> Azufre	17 35.453 Cl 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup> Cloro	18 39.948 Ar 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> Argón	19 39.0983 K 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>1</sup> Potasio	20 40.08 Ca 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> Calcio	21 44.9559 Sc [Ar]3d <sup>1</sup> 4s <sup>2</sup> Escandio	22 47.90 Ti [Ar]3d <sup>2</sup> 4s <sup>2</sup> Titanio	23 50.9415 V [Ar]3d <sup>3</sup> 4s <sup>2</sup> Vanadio	24 51.996 Cr [Ar]3d <sup>5</sup> 4s <sup>1</sup> Cromo	25 54.9380 Mn [Ar]3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup> Manganeso	26 55.847 Fe [Ar]3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> Hierro	27 58.9332 Co [Ar]3d <sup>7</sup> 4s <sup>2</sup> Cobalto	28 58.70 Ni [Ar]3d <sup>8</sup> 4s <sup>2</sup> Niquel	29 63.546 Cu [Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>1</sup> Cobre	30 65.38 Zn [Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> Cinc	31 69.72 Ga [Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>1</sup> Galio	32 72.59 Ge [Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>2</sup> Germanio	33 74.9216 As [Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>3</sup> Arsénico	34 78.96 Se [Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>4</sup> Selenio	35 79.904 Br [Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup> Bromo	36 83.80 Kr [Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup> Cripton	37 85.4678 Rb [Kr]4d <sup>5</sup> 5s <sup>1</sup> Rubidio	38 87.62 Sr [Kr]4d <sup>5</sup> 5s <sup>2</sup> Estroncio	39 88.9059 Y [Kr]4d <sup>1</sup> 5s <sup>2</sup> Itrio	40 91.22 Zr [Kr]4d <sup>2</sup> 5s <sup>2</sup> Zirconio	41 92.9064 Nb [Kr]4d <sup>4</sup> 5s <sup>1</sup> Niobio	42 95.94 Mo [Kr]4d <sup>5</sup> 5s <sup>1</sup> Molibdeno	43 98 Tc [Kr]4d <sup>5</sup> 5s <sup>2</sup> Tecnecio	44 101.07 Ru [Kr]4d <sup>7</sup> 5s <sup>1</sup> Rutenio	45 102.9055 Rh [Kr]4d <sup>8</sup> 5s <sup>1</sup> Rodio	46 106.4 Pd [Kr]4d <sup>10</sup> Paladio	47 107.868 Ag [Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>1</sup> Plata	48 112.41 Cd [Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> Cadmio	49 114.82 In [Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>1</sup> Indio	50 118.69 Sn [Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>2</sup> Estaño	51 121.75 Sb [Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>3</sup> Antimonio	52 127.60 Te [Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>4</sup> Telurio	53 126.9045 I [Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>5</sup> Yodo	54 131.30 Xe [Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup> Xenón	55 132.9054 Cs [Xe]5d <sup>1</sup> 6s <sup>1</sup> Cesio	56 137.33 Ba [Xe]5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> Bario	57 138.9055 La [Xe]5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> Lantano	58 178.49 Hf [Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>2</sup> 6s <sup>2</sup> Hafnio	59 180.9479 Ta [Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>3</sup> 6s <sup>2</sup> Tantalio	60 183.85 W [Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>4</sup> 6s <sup>2</sup> Tungsteno	61 186.207 Re [Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>5</sup> 6s <sup>1</sup> Renio	62 190.2 Os [Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup> Osmio	63 192.22 Ir [Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>7</sup> 6s <sup>2</sup> Iridio	64 195.09 Pt [Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>9</sup> 6s <sup>1</sup> Platino	65 196.9665 Au [Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>1</sup> Oro	66 200.59 Hg [Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> Mercurio	67 204.37 Tl [Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>1</sup> Talio	68 207.2 Pb [Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>2</sup> Plomo	69 208.9804 Bi [Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>3</sup> Bismuto	70 209 Po [Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>4</sup> Polonio	71 210 At [Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>5</sup> Astato	72 222 Rn [Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>6</sup> Radón

1 Los nombres y los símbolos de los elementos 104 al 106 son los recomendados por IUPAC como alternativas sistemáticas a las sugeridas por presuntos descubridores. Investigadores de Berkeley, Estados Unidos, han sugerido el nombre Rutherfordium, Rf para el elemento N° 104 y Hahnium, Ha, para el N° 105. Investigadores de Dubna (URSS), que también alegan haber descubierto estos elementos, han propuesto nombres (y símbolos) diferentes.

Las designaciones de los subgrupos A y B, que se aplican a los elementos de las líneas 4, 5, 6 y 7, son las recomendadas por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada. Nótese que algunos grupos y organizaciones utilizan la convención inversa para distinguir estos subgrupos.

\* Valores estimados



58 140.12 3699 1071 6.78 Ce [Xe]4f <sup>1</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> Cerio	59 140.9077 5785 1204 6.77 Pr [Xe]4f <sup>3</sup> 6s <sup>2</sup> Praseodimio	60 144.24 3311 1289 7.00 Nd [Xe]4f <sup>4</sup> 6s <sup>2</sup> Neodimio	61 (145) 3785 1204 6.475 Pm [Xe]4f <sup>5</sup> 6s <sup>2</sup> Promecio	62 150.4 2064 1345 7.54 Sm [Xe]4f <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup> Samario	63 151.96 1870 1090 5.26 Eu [Xe]4f <sup>7</sup> 6s <sup>2</sup> Europio	64 157.25 3539 1585 7.89 Gd [Xe]4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> Gadolinio	65 158.9254 3496 1630 8.27 Tb [Xe]4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup> Terbio	66 162.50 2835 1682 8.54 Dy [Xe]4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> Disprosio	67 164.9304 2968 1743 8.80 Ho [Xe]4f <sup>11</sup> 6s <sup>2</sup> Holmio	68 167.26 3136 1795 9.05 Er [Xe]4f <sup>12</sup> 6s <sup>2</sup> Erbio	69 168.9342 2220 1818 9.33 Tm [Xe]4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup> Tulio	70 173.04 1457 1936 6.98 Yb [Xe]4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup> Iterbio	71 174.967 3688 1936 9.84 Lu [Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> Lutecio
90 232.0381 5081 2028 11.7 Th [Rn]5f <sup>14</sup> 6d <sup>2</sup> 7s <sup>2</sup> Torio	91 231.0359 4407 1905 15.4 Pa [Rn]5f <sup>14</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup> Protactinio	92 238.029 4407 1905 18.90 U [Rn]5f <sup>3</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup> Uranio	93 237.0482 5033 1913 20.4 Np [Rn]5f <sup>4</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup> Neptunio	94 (244) 2880 1268 19.8 Pu [Rn]5f <sup>6</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup> Plutonio	95 (243) 2880 1268 13.6 Am [Rn]5f <sup>7</sup> 7s <sup>2</sup> Americio	96 (247) 1340 13.511 Cm [Rn]5f <sup>7</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup> Curio	97 (247) 1340 13.511 Bk [Rn]5f <sup>7</sup> 6d <sup>2</sup> 7s <sup>2</sup> Berkelio	98 (251) 900 13.511 Cf [Rn]5f <sup>10</sup> 7s <sup>2</sup> Californio	99 (252) Einsteinio	100 (257) Fermio	101 (258) Mendelevio	102 (259) Nobelio	103 (260) Laurencio

**NOTAS:**  
 (1) Negro - sólido  
 Rojo - gas  
 Azul - líquido  
 Contorno - producido sintéticamente

(2) Basado en el Carbono 12, ( ) indica el isótopo más estable o más bien conocido.  
 (3) Los ítems marcados con un asterisco se refieren al estado gaseoso a 273 K y 1 atm y son dados en g/L.



**SARGENT-WELCH**  
 SARGENT-WELCH SCIENTIFIC COMPANY  
 7300 N. LINDER AVENUE, SKOKIE, ILLINOIS 60077  
 USA

# TABLA DE LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

Porcentaje de carácter iónico de una única ligación química

Diferencia en electronegatividad	0.1	0.2	0.3	0.4	0.5	0.6	0.7	0.8	0.9	1.0	1.1	1.2	1.3	1.4	1.5	1.6	1.7	1.8	1.9	2.0	2.1	2.2	2.3	2.4	2.5	2.6	2.7	2.8	2.9	3.0	3.1	3.2
Porcentaje de carácter iónico %	0.5	1	2	4	6	9	12	15	19	22	26	30	34	39	43	47	51	55	59	62	67	70	74	76	79	81	84	86	88	91	92	

Grupo IA

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

Dados relativos a las partículas elementales (subatómicas) más estables

Símbolo	Neutrón <sup>n</sup>	Protón <sup>p</sup>	Electrón <sup>e</sup>	Neutrino <sup>ν</sup>	Fotón <sup>γ</sup>
Masa en reposo (kg)	1.67495 × 10 <sup>-27</sup>	1.67265 × 10 <sup>-27</sup>	9.1095 × 10 <sup>-31</sup>	0	0
Masa atómica relativa	1.008665	1.007276	0.00054858	0	0
Carga (C)	0	1.60219 × 10 <sup>-19</sup>	-1.60219 × 10 <sup>-19</sup>	0	0
Radio (m)	8 × 10 <sup>-16</sup>	1.5 × 10 <sup>-16</sup>	1 × 10 <sup>-16</sup>	0	0
Número cuántico spin	1/2	1/2	1/2	1/2	1
Momento magnético	1.113 × 10 <sup>-34</sup>	1.813 × 10 <sup>-34</sup>	9.285 × 10 <sup>-35</sup>	0	0

\* El positron (e<sup>+</sup>) posee características similares a las del electrón (negativo) o partícula beta, excepto por el hecho de que su carga tiene el signo opuesto (+). El antineutrino (ν̄) posee características similares a las del neutrino, excepto por el hecho de que su "spin" (o rotación) es opuesto a su dirección de propagación.  
 Un antineutrino acompaña la liberación de un electrón en la degradación por emisión de partícula beta (β<sup>-</sup>), mientras el neutrino acompaña la liberación de un positron en la degradación por β<sup>+</sup>.  
 μ<sub>B</sub> = Magneton Bohr y μ<sub>N</sub> = Magneton nuclear.

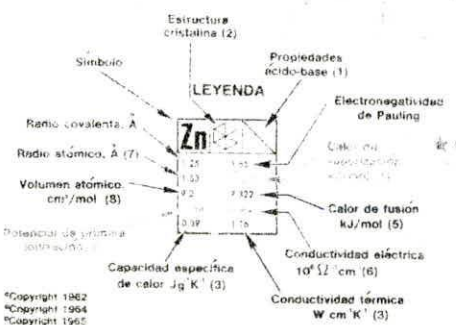
Grupos IIB, VB, VIB, VIIIB, VIII

B	C	N	O	F	Ne
Al	Si	P	S	Cl	Ar
Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

Grupos IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA, VIII, IB, IIB

K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Mn	Yb	Lu	

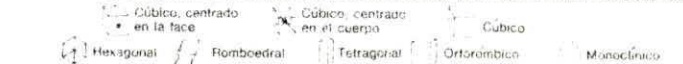
Los nombres y los símbolos de los elementos 104 al 106 son los recomendados por IUPAC como alternativas sistemáticas a las sugeridas por presuntos descubridores. Investigadores de Berkeley, Estados Unidos, han sugerido el nombre Rutherfordium, Rf para el elemento N° 104 y Hahnium, Ha, para el N° 105. Investigadores de Dubna (URSS), que también alegan haber descubierto estos elementos, han propuesto nombres (y símbolos) diferentes.



Grupos IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA, VIII, IB, IIB

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Mn	Yb	Lu

NOTAS: (1) Para los óxidos representativos (valencia más alta) del grupo, el óxido ácido se representa por el color rojo, el básico por el azul y el anfótero por ambos colores. La intensidad del color indica la acidez/basicidad relativa.



- (3) A 300 K (27°C)
- (4) Al punto de ebullición
- (5) Al punto de fusión
- (6) En general a 293 K (20°C)
- (7) Valor cuántico del átomo libre
- (8) De la densidad de los elementos líquidos y sólidos a 300 K (27°C), los valores de los elementos gaseosos se refieren al estado líquido al punto de ebullición.



## NOTACION Y NOMENCLATURA INORGANICA

## 1.1.- Notación y Nomenclatura

Persigue el conocimiento y clasificación de los compuestos químicos.

Lenguaje químico universal: permite referirse a un compuesto determinado identificando sus elementos constituyentes.

Este lenguaje químico universal comprende dos aspectos que son: Notación y Nomenclatura.

**Notación:** se refiere a como escribir o representar los compuestos.

La representación se realiza a través de fórmulas que contienen información cualitativa (todos los elementos que constituyen el compuesto) y cuantitativa (en que proporción se combinan los diversos elementos dentro de dicho compuesto). Para dicha representación se utiliza el símbolo del elemento símbolo abreviatura para representar el nombre de los elementos, corresponde a 1 ó 2 letras del nombre en latín o inglés.

Por ejemplo:  $\text{Na}_2\text{O}$  Esta fórmula indica que el compuesto está formado por sodio y oxígeno y que tiene 2 átomos de sodio y 1 átomo de oxígeno.

**Nomenclatura:** se refiere a como nombrar los compuestos químicos.

Para nombrar y formular los compuestos químicos, se debe establecer los conceptos de valencia y estado de oxidación.

**Valencia:** capacidad de combinación de los elementos.

**Estados de Oxidación:** carga adquirida por un átomo después de ceder o captar electrones.



## 1.2.- Clasificación de los elementos.

**Metal:** cede electrones. Se transforma en catión (ión de carga +). En sus combinaciones presenta estado oxidación (+).

**No metal:** gana electrones. Se transforma en anión (ión de carga -). En sus combinaciones presenta estado de oxidación (-).

**Inertidos:** no gana ni cede electrones. Niveles de energía completos.

## 1.3.- Valencias de los principales elementos.

### METALES

### VALENCIAS

Li, Na, K, Rb, Cs }  
Ag  
Hg, Cu  
Au

1  
1,2  
1,3

Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra }  
Zn, Cd  
Fe, Co, Ni  
Pb, Sn, Pd, Pt  
Al  
Ge

2  
2,3  
2,4  
3  
4

### NO METALES

F, H  
N  
P  
Cl, Br, I  
O  
S, Se, Te  
As, Sb  
C  
B  
Si  
Ga

1  
3,5 ; 4,2  
1,3 ; 4,5  
1,3,5,7  
2,1  
2,4,6  
3,5  
2,4  
3  
4  
3



Elementos Anfóteros (1)	Metal	(2)	No metal
W, Mo	2,3	4	5,6
V	2,3	4	5
Cr	2,3		6
Os	2,3	4	6,8
Mn	2,3	4	6,7
Bi	3		5
U	3		5,6

(1) Elementos que con su mayor valencia se comportan como no metal y con su menor valencia como metal.

(2) Valencia de transición.

#### 1.4.- Clasificación de los compuestos químicos

Se realiza desde dos puntos de vista:

- Según el número de elementos que forman el compuesto; se clasifican en: Binarios, Terciarios, Cuaternarios.

- Según su función química; se clasifican en óxidos, hidridos, ácidos, sales, etc.

**Función Química:** Está constituida por un grupo de compuestos que presenta en su estructura un grupo atómico característico denominado Grupo Funcional.

Ninguna de las dos clasificaciones permite una sistematización adecuada, por lo tanto se propone la siguiente clasificación:

#### I.- Compuestos Binarios

##### 1.- Compuestos hidrogenados

- Hidridos salinos
- Hidridos volátiles
- Hidridos intersticiales

##### 2.- Compuestos oxigenados

- Oxidos metálicos
- Oxidos no metales
- Peróxidos
- Superóxidos



## I.- Sales y Compuestos covalentes

### II.- Compuestos Ternarios, Cuaternarios y otros

#### 1.- Acidos

- a) Oxiácidos
- b) Tioácidos
- c) Peroxiácidos
- d) Acidos sustituidos y otros

#### 2.- Hidróxidos e Hidróxidos Oxidos

#### 3.- Sales

- a) Sales oxigenadas simples
- b) Tiosales
- c) Sales dobles
- d) Sales básicas
- e) Sales acidas

#### 4.- Oxicompuestos covalentes Tipo sales

#### 5.- Compuestos misceláneos

### III.- Compuestos de Coordinación (complejos)

- 1.- Iones Complejos Positivos
- 2.- Iones Complejos Negativos
- 3.- Complejos Neutros
- 4.- Sales y Acidos Complejos

A continuación se desarrollarán solo las funciones más importantes para este curso.

#### 1.5.- Compuestos Binarios

Están constituidos por dos elementos.

##### 1.5.1.- Compuestos Hidrogenados

###### Función Hidridos

Estan formados por un elemento químico que pueden ser metal o no metal más hidrógeno.



Según el tipo de enlace, se distinguen tres tipos de hidridos; salinos, volátiles e intersticiales.

#### - Hidridos Salinos

Se forman con el hidrógeno y los elementos del grupo IA (Na, K, Cs, Li, Rb) y IIA (Ca, Sr, Ba excepto Be y Mg). Tienen carácter salino y su enlace es de tipo iónico. El ión negativo es el ión hidruro ( $H^-$ ).

**Notación de Hidridos Salinos:** Se escribe primero el símbolo del elemento después símbolo del hidrógeno y luego se intercambia la valencia.

Tendrían una fórmula general.



donde: M : es el símbolo del elemento

H : símbolo del hidrógeno

n : valencia del elemento

**Nomenclatura:** Para nombrar un hidrido salino se utiliza la palabra hidruro y a continuación el nombre del elemento.

Ejemplo: hidruro de .... nombre del metal

#### - Hidridos Volátiles

Se forman con hidrógeno y los elementos de los grupos.

Grupo IIIA : B, Ga (valencia 3)

Grupo IV a : C, Si, Sn, Pb, Ge (hidridos homólogos) (valencia 4)

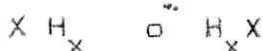
Grupo V a : N, P, As, Sb, Bi (hidridos básicos) (valencia 3)

Grupo VI a : S, Se, Te (Valencia 2) } Hidridos ácidos

Grupo VII a : Cl, Br, I, F (valencia 1) }

Generalmente los elementos actúan con la menor valencia y sus enlaces son covalentes.

Siguen la misma notación y nomenclatura que lo hidridos salinos a excepción de los hidridos ácidos que pueden escribirse como:





Donde: X es el elemento del grupo VI o VII  
x es la valencia que puede ser 2 ó 1 según sea el grupo II o I respectivamente.

Por Ejemplo:



Nomenclatura para nombrar se agrega el nombre del elemento, la terminación uto de hidrógeno o bien ácido nombre del elemento terminado en hídrico.

Por ejemplo:

$\text{SeH}_2$  seleniuro de hidrógeno

$\text{H}_2\text{Se}$  ácido selenhídrico

Nombres comunes aceptados por IUPAC.

$\text{BH}_3$  borano

$\text{N}_2\text{H}_4$  hidracina

$\text{SbH}_3$  estibina

$\text{SiH}_4$  silano

$\text{PH}_3$  fosfina

$\text{Si}_2\text{H}_6$  disilano

$\text{AsH}_3$  arsina

#### 1.6.1.- Compuestos Oxigenados. Función Oxidos.

Están formados por un elemento metálico o no metálico frente al oxígeno.

Fórmula general



E : símbolo del elemento

O : símbolo del oxígeno

2 : valencia del oxígeno

x : valencia del elemento

si x y 2 son múltiplos entre si, se simplifican.

Los óxidos metálicos, los óxidos salinos y los óxidos no metálicos se nombran utilizando la nomenclatura del stock.

**Sistema stock:** Indica el estado de oxidación del elemento o átomo central con números romanos en paréntesis colocado inmediatamente después del nombre del elemento.

En aquellos elementos que tienen solo un estado de oxidación, no se indica éste con número romano.



### 1.6.2.- Oxidos metálicos (básicos)

Se forman con un elemento metálico y el oxígeno con valencia 2. Presentan enlace iónico siguiendo la fórmula general  $E_2O_x$  tenemos:

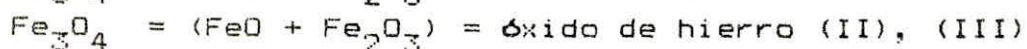
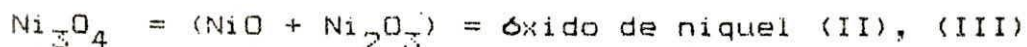
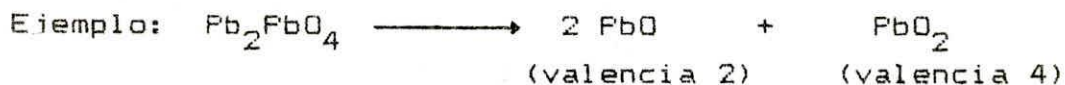
#### NOTACION

#### NOMENCLATURA

$K_2O$	Oxido de potasio (Potasio valencia única e igual a 1)
$Cu_2O$	Oxido de cobre (I) (Cobre valencia 1)
$CuO$	Oxido de cobre (II) (Cobre valencia 2)
$BaO$	Oxido de Bario (Bario valencia única e igual a 2)
$Fe_2O_3$	Oxido de fierro (III) (Fierro valencia 3)
	Oxido férrico

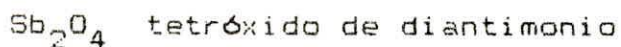
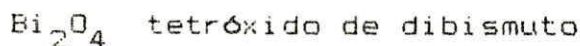
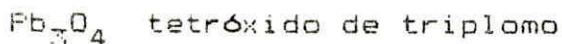
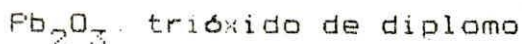
### 1.6.3.- Oxidos Salinos

El metal en este tipo de compuestos tiene dos estados de oxidación:



Para estructuras inciertas o estados de oxidación no bien definidos:

Los compuestos formados por elementos con estados de oxidación inciertos deben nombrarse utilizando el sistema de prefijos griegos. Estos se anteponen al nombre del elemento químico.





### 1.6.4.- Oxidos no metálicos (ácidos o anhídridos)

Se forman con un elemento no metálico y el oxígeno.

<u>NOTACION</u>	<u>NOMENCLATURA DE STOCK</u>	<u>NOMENCLATURA TRADICIONAL</u>
$SO_2$	Oxido de azufre (IV)	Anhídrido sulfúrico (4,6)
$As_2O_3$	Oxido de arsénico (III)	Anhídrido arsenioso
$CO_2$	Oxido de carbono (IV)	Anhídrido carbónico
$N_2O_5$	Oxido de nitrógeno (V)	Anhídrido nítrico
$P_2O_3$	Oxido de fósforo (III)	Anhídrido fosforoso

Los elementos Cl, Br, I presentan 4 valencias; en ese caso se emplea la siguiente convención para la nomenclatura tradicional:

	<u>VALENCIA</u>	<u>PREFIJO</u>	<u>SUFIJO</u>
Cl, Br, I	1	hipo..	oso
	3		oso
	5		ico
	7	per-	ico

Ejemplos:  $Cl_2O$  óxido de cloro I; anhídrido hipocloroso

$Br_2O_7$  óxido de Bromo VII; anhídrido perbrómico

Debe tenerse presente que algunos elementos se comportan como anfóteros, esto es con las menores valencias actúan como metales y con las mayores actúan como no metales.

	<u>METAL</u>	<u>NO METAL</u>
W, Mo	2,3 4	5,6
V	2,3 4	5
Cr	2,3	6
Os	2,3 4	6,8
Mn	2,3 4	6,7

Estados de oxidación inciertos.

$C_3O_2$  dióxido de tricarbóno

$I_4O_9$  nonaóxido de tetrayodo

$Br_3O_8$  octaóxido de tribromo

$NO_2$  dióxido de nitrógeno



## 1.7.- Sales y Compuestos Covalentes

Las sales binarias tradicionales se encuentran formadas por catión metálico y anión monoatómico.

Algunos aniones monoatómicos comunes son:

$S^{2-}$  = ión sulfuro       $N^{3-}$  = ión nitruro       $Sb^{3-}$  = ión antimonio  
 $Se^{2-}$  = ión selenio       $As^{3-}$  = ión arsenio       $B^{3-}$  = ión boro  
 $Te^{2-}$  = ión telururo       $P^{3-}$  = ión fosforo       $C^{4-}$  = ión carburo

$HN_3$

### 1.7.1.- Notación y Nomenclatura de sales binarias y compuestos covalentes.

Para escribir sales binarias y compuestos covalentes se escribe primero el símbolo del elemento nombrado, luego el anión monoatómico respectivo y por último se intercambia la carga del anión y la valencia del elemento.

Por ejemplo: Para escribir yoduro de sodio NaI.

Como el Na tiene valencia 1 y la carga del yoduro es -1 no se escriben.

Cloruro de cobre (II)	$CuCl_2$
Nitruro de silicio	$Si_3N_4$
Cloruro de Estaño (IV)	$SnCl_4$
Sulfuro de Sb (V)	$Sb_2S_5$

Para nombrar las sales binarias y compuestos covalentes se utiliza el sistema de stock. Para ello se agrega el sufijo uro a la raíz del nombre del elemento más electronegativo seguido del nombre del otro elemento acompañado de su estado de oxidación si es necesario.

Cs Cl	Cloruro de Cesio
Ga N	Nitruro de Galio
Li F	Fluoruro de Litio
V Br <sub>3</sub>	Bromuro de V (III)



### Compuestos covalentes binarios

$\text{Te F}_6$	Fluoruro de Teluro (VI)
$\text{PCl}_5$	Cloruro de fósforo (V)
$\text{CSe}_2$	Selenuro de carbono (IV)

### Compuestos con estados de oxidación inciertos

$\text{Al}_2 \text{Cl}_6$	Hexacloruro de dialuminio
$\text{P}_4 \text{F}_7$	Hepta fluoruro de tetrafósforo

## 1.8.- Compuestos Ternarios, Cuaternarios y otros

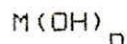
Se incluyen en esta categoría hidróxidos, ácidos, sales, oxicompuestos covalentes tipo sales y compuestos miscelaneos.

### 1.8.1.- Hidróxidos

Son compuestos ternarios constituidos por un metal + ión hidroxilo ( $\text{OH}^-$ ).

#### Notación:

Se escribe en primer lugar el símbolo del metal luego el ión hidroxilo, teniendo la siguiente fórmula general:



donde: Mn : símbolo del metal

n : valencia del metal

#### Nomenclatura:

Los hidróxidos se nombran utilizando la nomenclatura de stock. Se emplea la palabra hidróxido seguida del nombre del metal.

#### Ejemplo:

$\text{Ca(OH)}_2$	hidróxido de calcio
$\text{K(OH)}$	hidróxido de potasio
$\text{Fe(OH)}_3$	hidróxido de Fe (III)
$\text{Mn(OH)}_2$	hidróxido de manganeso (II)



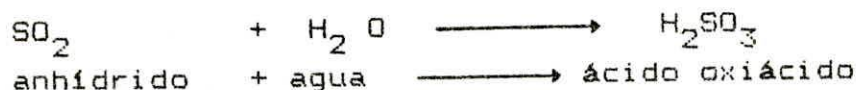
## 8.2.- Acidos

Los ácidos pueden clasificarse como oxiácidos, tioácidos, peroxiácidos y otros.

### Acidos oxiácidos

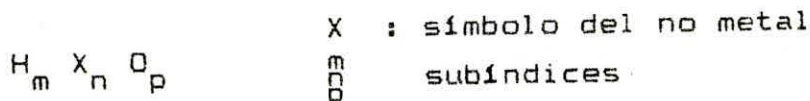
Los ácidos oxiácidos se forman al reaccionar un óxido no metálico (anhídrido) con agua.

Por ejemplo:



### Notación:

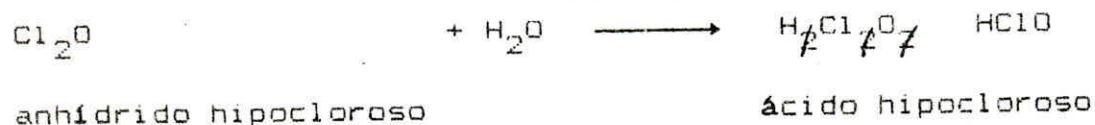
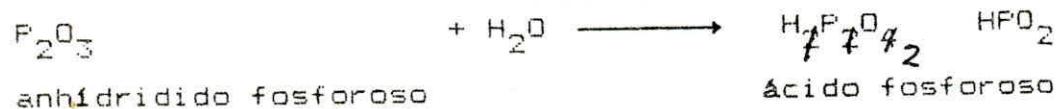
Para escribir un ácido oxiácido se escribe primero el hidrógeno enseguida el no metal y por último el oxígeno.



### Nomenclatura:

Los oxiácidos se nombran utilizando la nomenclatura tradicional aceptada por la IUPAC, incluyendo ligeras modificaciones.

Ejemplo:



Algunos anhídridos reaccionan con una, dos o tres moléculas de agua. En estos casos se utiliza la siguiente nomenclatura.

Para una molécula de agua de prefijo meta, para dos el prefijo piro y para tres orto.

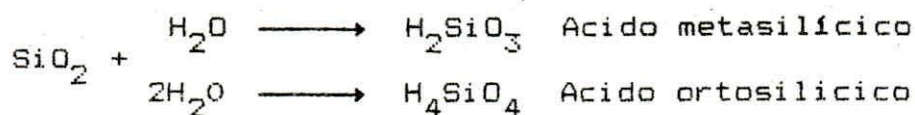


por ejemplo:

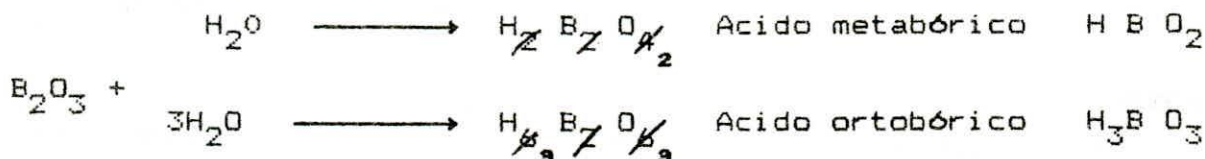


### Casos Especiales:

1) El silicio no reacciona con 3 moles de  $\text{H}_2\text{O}$ .

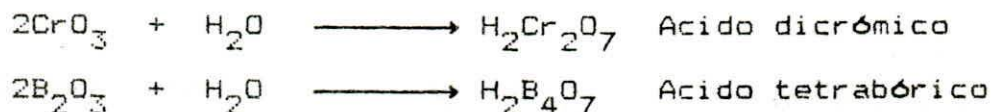


2) El Boro solo reacciona con 1 y 3 moléculas de agua.



3) Acidos condensados:

Una molécula de agua puede reaccionar con dos moléculas de anhídrido.



### 1.8.3.- Sales

Se consideran derivadas de la unión de cationes con aniones derivadas de ácidos. Las sales se clasifican como sales neutras, ácidas y básicas.

#### Sales Neutras

Están formadas por un metal y una base conjugada neutra.

La base conjugada neutra se forma al perder un ácido todos sus protones. Se nombran siguiendo la siguiente correspondencia de terminaciones.

Terminación del ácido

ico

oso

Terminación de base conjugada

ato

ito

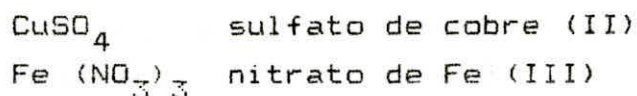


Ejemplos:

$\text{HNO}_3$	ácido nítrico	$\text{NO}_3^-$	ión nitrato
$\text{HClO}_4$	ácido perclórico	$\text{ClO}_4^-$	ión perclorato
$\text{HCNO}$	ácido ciánico	$\text{CNO}^-$	ión cianato
$\text{HNO}_2$	ácido nitroso	$\text{NO}_2^-$	ión nitrito
$\text{HIO}$	ácido hipoyodoso	$\text{IO}^-$	ión hipoyodito
$\text{HClO}_2$	ácido cloroso	$\text{ClO}_2^-$	ión clorito

### Notación y Nomenclatura de las sales neutras

Para escribir una sal neutra se escribe primero el símbolo del metal luego la base conjugada y por último se intercambia la valencia del metal y la carga de la base conjugada.



### Sales Ácidas

Constituídas por un catión y una base conjugada ácida. Contiene H ácidos en su molécula.

### Notación y Nomenclatura

Se escriben igual a las sales neutras y para nombrarlas se intercala la palabra hidrógeno precedida del prefijo numérico correspondiente cuando sea necesario.

Acidos	Bases Conjugadas Acidas
$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{HSO}_4^-$ ión sulfato hidrógeno
ácido sulfúrico	ión sulfato ácido
$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ión ortofosfato dihidrógeno
ácido ortofosfórico	ión ortofosfato diácido
	$\text{HPO}_4^{2-}$ ión ortofosfato hidrógeno
	ión ortofosfato ácido



## Sales Ácidas

Ejemplo:

$\text{KHSO}_4$  sulfato hidrógeno de potasio  
sulfato ácido de potasio

$\text{NaHCO}_3$  carbonato hidrógeno de sodio  
carbonato ácido de sodio

## Sales básicas

Están formadas por un catión, un anión y iones hidróxilos tienen la siguiente fórmula general.

$\text{M (OH) XO}$        $\text{M} = \text{metal}$   
                          $\text{XO} = \text{base conjugada}$

Se nombran similarmente, a los otros tipos de sales, intercalando la palabra hidróxido, precedida del prefijo numérico cuando sea necesario.

$\text{Mg(OH)I}$             Yoduro hidróxido de magnesio  
                         Yoduro básico de magnesio

$\text{Fe(OH)}_2\text{NO}_3$         Nitrato dihidróxido de Fe (III)  
                         Nitrato dibásico de Fe (III)

## 1.9.- Iones Complejos

Son compuestos que están formados por un átomo metálico central rodeado de átomos o grupos atómicos denominados ligando. El número de veces que se repite el grupo ligando se denomina número de coordinación.

Fórmula general del ión complejo

$\text{M(ligado)}_{\frac{+}{n}}$              $\text{M} = \text{metal}$   
                          $n = \text{número de coordinación}$   
                          $+ = \text{carga} + \text{o} -$

Existen grupos ligandos: negativos, neutros y positivos.



## Nomenclatura de ligando negativos

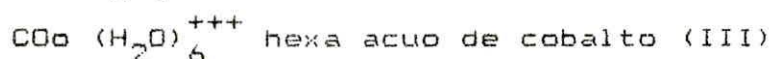
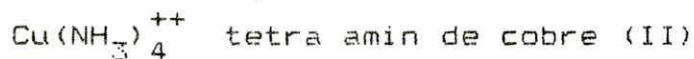
$F^-$	=	fluoro
$Cl^-$	=	cloro
$Br^-$	=	bromo
$I^-$	=	yodo
$O^{2-}$	=	oxo
$OH^-$	=	hidroxo
$CN^-$	=	ciano
$NH_2^-$	=	amido
$NO_2^-$	=	nitro
$HS^-$	=	tiol

## Nomenclatura de ligando neutros

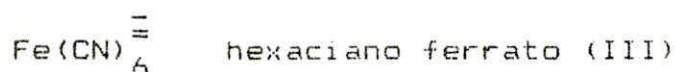
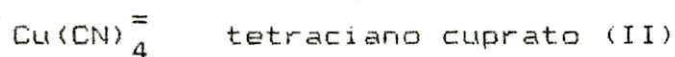
$H_2O$	=	acuo
$NH_3$	=	amin
$CO$	=	carbonil
$NO$	=	nitrosil

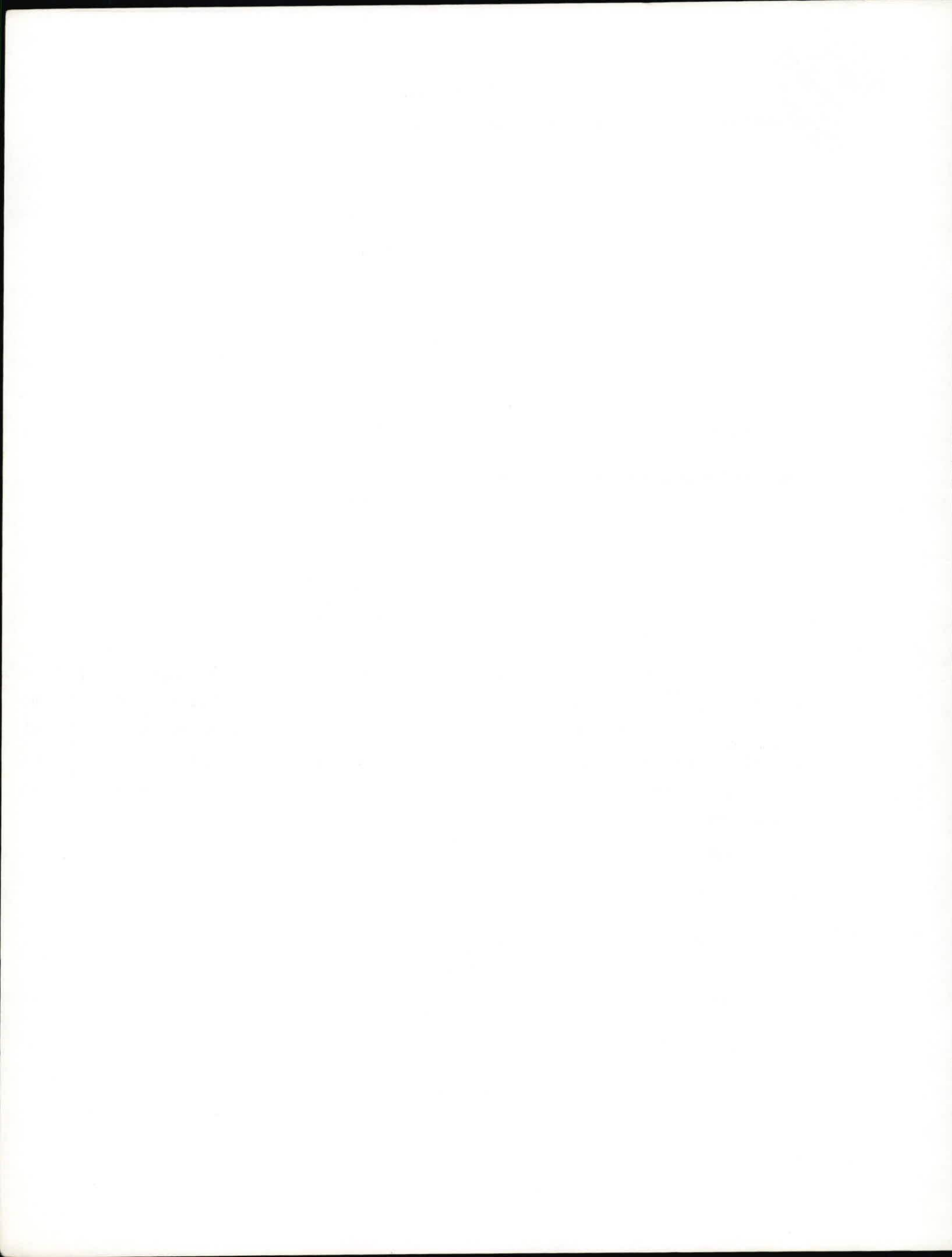
Para nombrar iones complejos, sea este catiónico, neutro o negativo, se enumeran los ligandos y luego, se menciona el átomo central, seguido de su estado de oxidación en paréntesis. Si el complejo es un anión (negativo) se agrega la terminación ato a la raíz del nombre central, seguido de su estado de oxidación en paréntesis.

Ejemplo de iones positivos.



Ejemplo de iones negativos.







## LA ESTRUCTURA DEL ATOMO

## 2.1.- Introducción: Los estados de la materia.

La materia existe en tres estados: gaseoso (conocido también como vapor), líquido y sólido.

Los gases, como por ejemplo el aire, no poseen forma propia ni volumen fijo. Adoptan la forma y el volumen del recipiente que los contiene. Pueden ser comprimidos en un recipiente muy pequeño o expandirse para ocupar uno de gran tamaño.

Los líquidos, como el agua, la gasolina, etc., no tienen forma definida y adoptan la del recipiente que los contienen. No se expanden hasta ocupar todo el volumen del recipiente, sino que poseen un volumen específico y se comprimen en forma limitada.

Los sólidos, se caracterizan por una dureza que los diferencia de gases y líquidos. Poseen forma y volúmenes fijos y son muy poco compresibles. Tal es el caso de los cuerpos metálicos.

El estado de una sustancia depende de la temperatura y la presión. Por ejemplo a presión normal, el agua está al estado de vapor cuando la temperatura es de  $100^{\circ}\text{C}$  o superior. Entre  $0^{\circ}\text{C}$  y  $100^{\circ}\text{C}$  se encuentra al estado líquido y bajo  $0^{\circ}\text{C}$ , como un sólido.

Los cambios de estado son ejemplos de cambios físicos: no provocan la creación de nuevas sustancias, no se produce cambio en la composición de la materia.

Los cambios químicos o reacciones químicas hacen que una sustancia se convierta en otra, es decir, provocan cambios en la composición de la materia. Esto es lo que ocurre por ejemplo en una combustión.

Sustancias puras son materiales o porciones de la materia cuya composición y propiedades intrínsecas son uniformes en todo, es decir, son homogéneas.

Todas las sustancias puras tienen un grupo único de propiedades (o características) que permiten distinguirlas unas de otras.

Propiedades químicas son las que nos indican la forma como



una sustancia puede convertirse en otra, es decir, su reactividad.

Propiedades físicas son las que no provocan cambios en la identidad química de la sustancia. Se emplean para diseñar métodos de separación.

## 2.2.- Elementos, compuestos y mezclas.

Según su composición, la materia puede clasificarse de la siguiente manera:

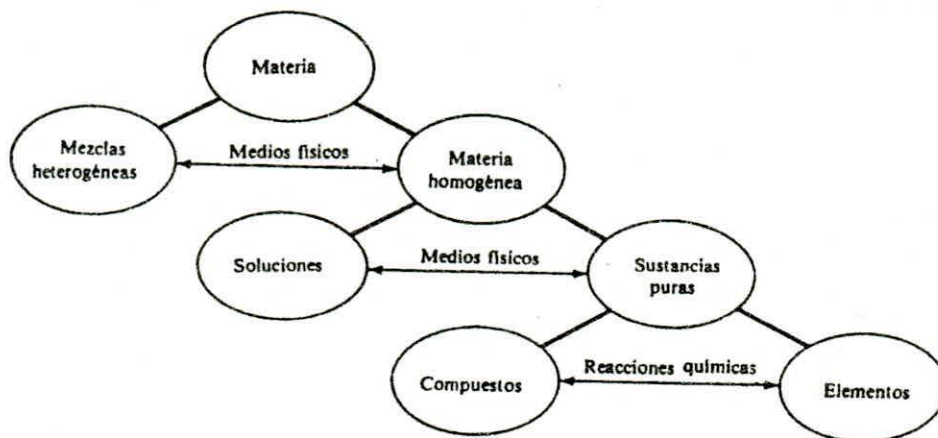


Fig. 2.1. Clasificación de la materia.

La mayor parte de la materia que nos rodea consiste en mezclas.

Las mezclas poseen composición variable y pueden separarse por medios físicos, basados en diferencias de propiedades físicas de sus componentes, como la destilación, centrifugación, etc.

Cuando los componentes de una mezcla son distinguibles con facilidad, se dice que ésta es heterogénea.

Las soluciones son mezclas homogéneas, por ejemplo un sistema constituido por agua y sal de cocina.

Las sustancias puras son también homogéneas, pero a diferencia de las soluciones, conservan su composición de manera invariable.

Existen dos tipos de sustancias puras, los elementos y los compuestos.

Elementos son aquellas sustancias que no pueden ser



descompuestas en sustancias más simples. Corresponden a las sustancias básicas que constituyen la materia. Aunque se conocen 106 elementos, no todos poseen la misma abundancia.

Compuestos son sustancias que por medios químicos pueden ser descompuestas en dos o más elementos químicamente unidos en una proporción de masa definida.

### 2.3.- Teoría Atómica de Dalton.

Los orígenes de la teoría atómica se remontan al año 400 A.C., con el atomismo de los filósofos griegos, el que continúa durante 2000 años en forma especulativa e ineficaz.

A comienzos del siglo XIX, John Dalton publica su teoría basada en observaciones experimentales y todavía vigente, con muy pocas alteraciones.

- 1.- Cada elemento está compuesto de partículas extremadamente pequeñas e indestructibles denominadas átomos.
- 2.- Todos los átomos de un elemento son idénticos.
- 3.- Los átomos de diferentes elementos tienen distintas propiedades, incluyendo diferentes masas.
- 4.- Los átomos de un elemento no pueden ser transformados en otro tipo de átomos mediante reacciones químicas.
- 5.- Los compuestos se forman cuando se combinan los átomos de más de un elemento.
- 6.- En un compuesto, el número relativo y la clase de átomos es constante.

Según esta teoría, los átomos son una especie de "ladrillos" básicos de la materia. Corresponden a las unidades más pequeñas de un elemento que son capaces de combinarse con otro. Los compuestos tienen átomos de dos o más elementos combinados en un orden definido.

La Teoría de Dalton explica varias Leyes simples de combinación química, que se enuncian a continuación.



i) Ley de Conservación de la Materia. Principio de Lavoisier

"En las reacciones químicas ordinarias, la masa no se crea ni se destruye, solo se transforma".

Dicho más precisamente, los átomos no se crean ni se destruyen, solo se realiza un intercambio de partículas que adquieren una nueva distribución.

Escapan a esta ley, las reacciones que se llevan a cabo en condiciones de excepción como temperaturas muy elevadas, como es el caso de la fusión y fisión nuclear.

ii) Ley de las Propiedades Definidas o de la Composición Constante.

"En un compuesto dado, los elementos constituyentes se combinan siempre en las mismas proporciones ponderales, prescindiendo del origen y modo de preparación de los compuestos".

Por ejemplo el agua presenta siempre la composición porcentual: 11.2% H y 88.8% O.

Esta relación puede llevarse a una relación de números enteros sencillos que se expresa en las fórmulas de los compuestos. En el caso del  $H_2O$ : un átomo de O, siempre se combina con 2 átomos de H.

iii) Ley de las Proporciones Múltiples.

"Si dos elementos forman más de un compuesto, los diferentes pesos de uno de ellos, que se combinan con el mismo peso del otro, están en una razón de números enteros y pequeños".

Ejemplo, consideremos la composición de 3 óxidos de Pb, indicada en la Tabla 2.1.

TABLA 2.1.  
COMPOSICION PORCENTUAL DE TRES OXIDOS DE Pb

Compuesto	% Pb	% O
Oxido 1	92.83	7.17
Oxido 2	90.67	9.33
Oxido 3	86.62	13.38



De estos valores, se deduce que 1 gramo de oxígeno se combina con 12.95, 9.72 y 6.47 gramos de Pb en los óxidos "1", "2" y "3" respectivamente. Puede verificarse que estos pesos están en la relación 4:3:2.

#### iv) Ley de las Proporciones Equivalentes.

"Los pesos de elementos diferentes que se combinan con un mismo peso de un elemento dado, son los pesos relativos de aquellos elementos cuando se combinan entre sí, o bien múltiplos o submúltiplos de estos pesos".

Luego, cada elemento tiene frente a otro, un peso relativo de combinación.

Para estandarizar, se eligió arbitrariamente al O, ya que se combina con la mayoría de los demás elementos. Se tomó como base, 8 gramos de oxígeno. Se define: **Equivalente Químico o Peso Equivalente de un Elemento.** Cantidad de elemento que se combina, reemplaza o equivale químicamente a 8 partes de oxígeno.

#### 2.4.- Constitución Interna del Atomo.

Dalton y sus contemporáneos concibieron al átomo como algo indivisible. Sin embargo, lentamente se fué demostrando que el átomo está constituido por pequeñas partículas. Algunos de los experimentos más importantes que condujeron a esta conclusión se detallan más adelante.

A principios del siglo XIX, con las experiencias desarrolladas por M. Faraday, se estableció que la materia tenía naturaleza eléctrica.

A mediados del siglo pasado, comenzaron a estudiarse descargas en tubos de rayos catódicos. Estos son tubos evacuados al vacío, en los que al aplicar alto voltaje emerge un rayo desde un electrodo (-) o cátodo. (Fig. 2.2)

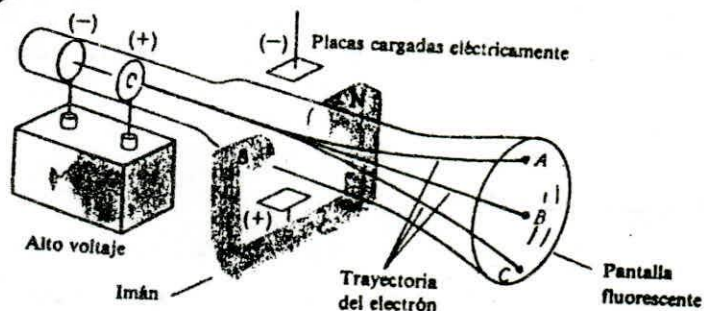


Fig. 2.2. Tubo de rayos catódicos con campos eléctricos y magnéticos perpendiculares.

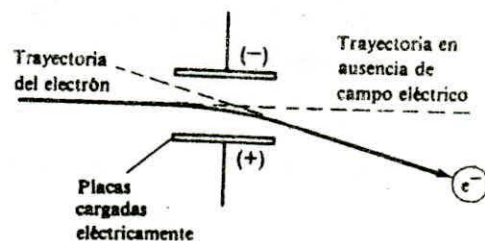


Fig. 2.3. Trayectoria de un electrón en un campo eléctrico.

Los rayos catódicos corresponden a partículas con carga negativa (-) que recibirían el nombre de electrones. La naturaleza de la carga se determinó por el tipo de desviación en un campo eléctrico o en un campo magnético.

Puesto que los rayos (electrones) son independientes de la naturaleza del material del cátodo, entonces toda la materia está compuesta de electrones.

Posteriormente, realizando cuidadosas determinaciones cuantitativas del efecto de los campos magnéticos y eléctricos sobre el movimiento de los rayos catódicos, Thomson logró determinar la relación carga - masa del electrón

$$\frac{e}{m} = 1.76 \times 10^8 \text{ coul/g} \quad (2.1)$$

En 1909 Robert Millikan determinó la carga de un electrón (e) midiendo el efecto de un campo eléctrico sobre la velocidad con que caían partículas de aceite cargadas, por efecto de la gravedad (Fig. 2.4).

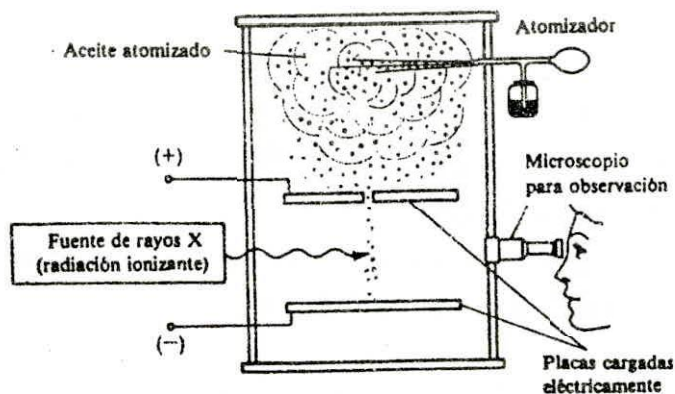


Fig. 2.4. Representación esquemática del aparato de Millikan para estudiar la velocidad con que caen las gotitas de aceite

Se verificó que la carga de cualquier gotita era un múltiplo entero de  $1.60 \times 10^{-19}$  coulombs, valor que se asignó a la carga del electrón ( $e$ ).

Por lo tanto, con este valor y la expresión (2.1), puede calcularse la masa del electrón  $m_e^-$ .

$$m_e^- = \frac{1.6 \times 10^{-19} \text{ coul}}{1.76 \times 10^8 \text{ (coul/g)}} = 9.11 \times 10^{-28} \text{ gramos}$$

### 2.4.1. Radioactividad

En 1896, Henri Becquerel se dió cuenta que ciertos minerales de Uranio alteran el papel fotográfico y son capaces de ionizar el aire. Concluyó que éstos producen una radiación espontánea que llamó radioactividad.

Posteriormente, los esposos Curie y luego Ernest Rutherford, se dedicaron a aislar los componentes radioactivos, descubriendo con la ayuda de campos magnéticos y eléctricos, tres tipos de radiación: alfa ( $\alpha$ ), beta ( $\beta$ ) y gamma ( $\gamma$ ).

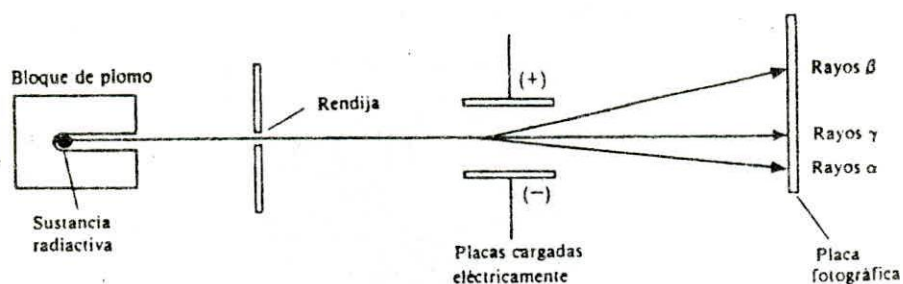
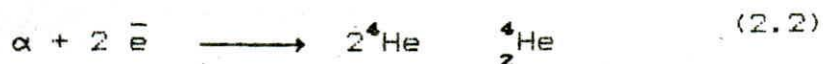


Fig. 2.5 Comportamiento de los rayos alfa( $\alpha$ ), beta( $\beta$ ) y gamma( $\gamma$ ) en un campo eléctrico.



Partículas  $\alpha$  o radiación  $\alpha$ , son partículas cargadas positivamente con una carga (+2). Poseen una masa mucho mayor que si se las compara con partículas  $\beta$ . Al descubrirse que en reacción con electrones originan Helio elemental, se estableció que corresponden a núcleos de Helio:



Partículas  $\beta$  o radiación  $\beta$ : es una radiación idéntica a una corriente de electrones de alta velocidad. Cada partícula tiene carga (-1). Estas partículas tienen menor energía que los rayos  $\alpha$ .

Radioactividad  $\gamma$  es una radiación de alta energía y al igual que los rayos X, no está formada por partículas y no tienen carga.

Tabla 2.2. Resumen de las propiedades de los rayos alfa, beta y gamma.

	Tipo de radiación		
	$\alpha$	$\beta$	$\gamma$
Carga	2+	1-	0
Masa	$6.64 \times 10^{-24}$ g	$9.11 \times 10^{-28}$ g	0
Fuerza relativa de penetración	1	100	1000
Identidad	Núcleo de ${}^4_2\text{He}$	Electrones	Radiación de alta energía

#### 2.4.2. El Atomo Nuclear

Al descubrir el electrón en 1904, Thomsom propuso un modelo de átomo que describió como un mar de electricidad positiva conteniendo electrones en su seno.

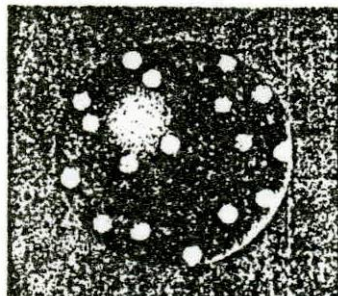


Fig. 2.6 Esquema del modelo atómico de Thomsom.



Según este modelo, los electrones se encontrarían como "pasas en un pastel".

Algunos años más tarde, Rutherford bombardeando una fina lámina metálica con partículas  $\alpha$ , se dió cuenta que un gran número de ellas no se desviaban o lo hacían en pequeño grado. Sólo unas pocas desviaban su curso en dirección contraria a la que llevaban (Fig. 2.7).

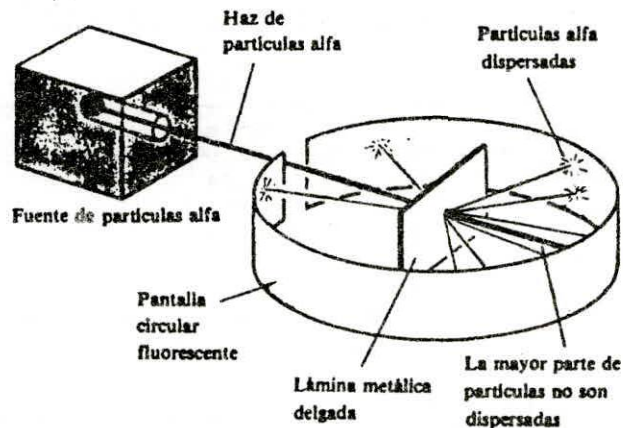


Fig. 2.7 Experimento de Rutherford sobre la dispersión de las partículas  $\alpha$ .

Sobre la base de estos resultados experimentales, Rutherford postuló el siguiente modelo atómico: "Toda la carga (+) y la mayor parte de la masa del átomo se encuentra en una pequeña región extremadamente densa, conocida con el nombre de núcleo.

Los electrones rodearían al núcleo y la mayor parte del átomo es vacío.

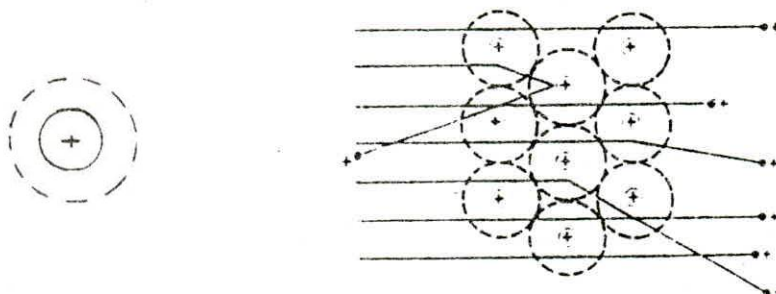


Fig. 2.8 Esquema del átomo de Rutherford

## 2.5.- Visión Moderna del Atomo

Aún cuando en la actualidad se conocen muchas partículas



subatómicas, para el químico, solo tres de ellas tienen importancia: el protón, el neutrón y el electrón.

Los protones tienen carga positiva, los electrones carga negativa y los neutrones no tienen carga. La simbología y propiedades de estas partículas se resumen en la Tabla 2.3.

TABLA 2.3  
CARACTERISTICAS DE PARTICULAS SUBATOMICAS

PARTICULA	CARGA	MASA
Protón $p^+$	$(1^+)$	$1.67 \times 10^{-24}$ g
Neutrón $n$	-	$1.67 \times 10^{-24}$ g
Electrón $e^-$	$(1^-)$	$9.11 \times 10^{-28}$ g

De la Tabla 2.3 puede apreciarse que:

- i) Las cargas de protones y electrones son de igual magnitud y signo contrario. Luego, puesto que los átomos no tienen carga eléctrica neta, deben contener igual número de protones y electrones.

Los protones y neutrones se ubican en una pequeña porción del átomo llamada núcleo, por lo que también se les denomina nucleones. El resto del átomo es el espacio donde se mueven los electrones que se mantienen girando alrededor del núcleo, atraídos por fuerzas electrostáticas o coulombicas.

- ii) Las masas de un protón y un electrón son prácticamente iguales y a la vez, superan 1.835 veces la masa del electrón. Por lo tanto, los núcleos contienen la mayor parte de la masa del átomo.

La identidad o características de un elemento dependen del número de protones que contenga en su núcleo. Según esto, puede definirse un elemento como una sustancia cuyos átomos tienen el mismo número de protones.

En este punto es importante establecer los siguientes conceptos:

Número Atómico (Z) es el número de protones contenidos en el



núcleo. Se indica con un subíndice, aunque puede omitirse.

Número Másico (A) es el número de protones más neutrones. Se indica con un superíndice.

Luego un núcleo específico o nucleótido puede representarse de la siguiente manera:



Isótopos son átomos de un elemento dado que difieren en el número de sus neutrones y en consecuencia en su masa.



Todos los átomos de C tienen 6 protones y 6 electrones; y la mayoría, pero no todos tienen 6 neutrones.

El Peso Atómico del elemento corresponde a un promedio que considera la abundancia de los isótopos.

La masa del núcleo se ve modificada en las llamadas **reacciones nucleares**; en este caso se producen cambios de masa pequeños comparados con la masa total del átomo, asociados a grandes cantidades de energía. Estas reacciones pueden ser naturales o producidas.

Radioactividad Natural es la que se produce en núcleos inestables, con Z superior a 83, especialmente en los elementos transuránicos.

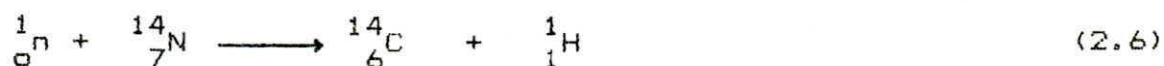
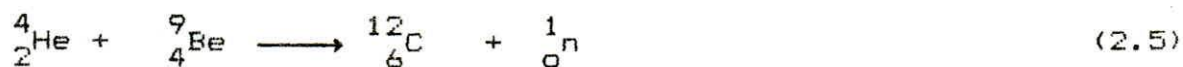
Algunos ejemplos de estas reacciones son:



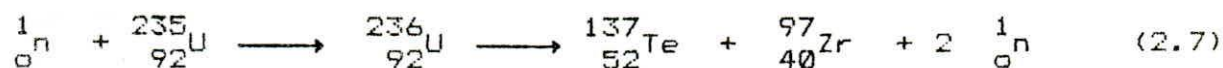
en que  ${}^{+1}_1\text{e}$  es un positrón.



Radioactividad Producida es la que se obtiene mediante el bombardeo de núcleos con partículas aceleradas a altas velocidades en ciclotrones que impactan el núcleo y desencadenan reacciones (2.5 y 2.6).



La fisión nuclear es un proceso en el cual un núcleo pesado se fragmenta en otras dos masas intermedias (2.7).



En estas reacciones se libera gran cantidad de energía y constituyen la base de la bomba atómica (bomba de Uranio) y de los reactores nucleares.

En la fusión nuclear, en cambio, dos o más núcleos ligeros se combinan, originando uno más pesado. En este caso, se desprende mayor energía que en la fisión y para iniciar la reacción se requieren temperaturas del orden de un millón de °C. Estos procesos se denominan también reacciones termonucleares y constituyen la base de la bomba de hidrógeno.

Hasta aquí se han descrito características atómicas



determinadas por el núcleo como la masa atómica, isotopía, radioactividad, etc., corresponde ahora, hacer lo propio con los electrones.

## 2.6.- Estructura Electrónica de los Átomos

### 2.6.1.- La Energía Radiante

Todos los tipos de energía radiante como el calor y la luz se denominan radiación electromagnética y algunas de sus características son las siguientes:

i) Se mueve en el vacío a la velocidad de la luz ( $c$ )

$$c = 3.00 \times 10^8 \text{ m/s}$$

ii) Tiene características ondulatorias

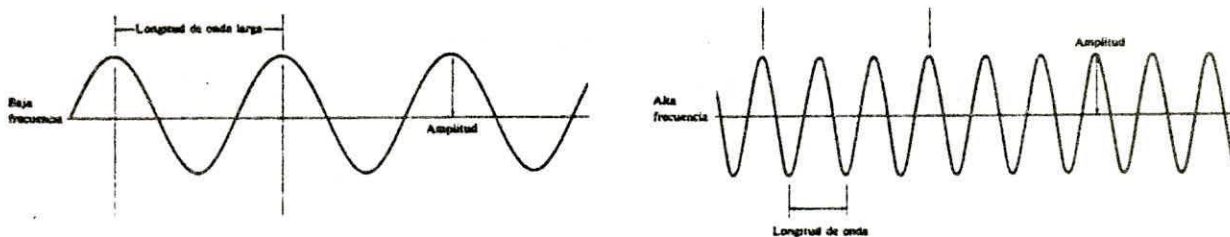


Fig.2.9 Características ondulatorias de la energía radiante

Algunas de las magnitudes físicas que caracterizan una onda son:

**Longitud de onda ( $\lambda$ )** que se define como la distancia entre puntos idénticos de ondas sucesivas.

**Frecuencia ( $\nu$ )** es número de veces por segundo que la onda se mueve durante un ciclo completo en ambos sentidos.

El producto de la frecuencia ( $\nu$ ) por la longitud de onda ( $\lambda$ ) es igual a la velocidad de la luz



$$\nu \lambda = c$$

(2.8)

La longitud de onda  $\lambda$  tiene unidades de longitud y es propia de cada tipo de radiación (Tabla 2.4).

TABLA 2.4 Unidades de longitud de onda para radiaciones electromagnéticas.

Unidad	Símbolo	Longitud (m)	Tipo de radiación
Ångstrom	Å	$10^{-10}$	Rayos X
Nanómetro	nm	$10^{-9}$	Ultravioleta
(o milimicrón) <sup>a</sup>	(m $\mu$ )		Visible
Micrómetro	$\mu$	$10^{-6}$	Infrarrojo
(o micrón)			
Milímetro	mm	$10^{-3}$	Infrarrojo
Centímetro	cm	$10^{-2}$	Microonda
Metro	m	1	TV, radio

<sup>a</sup>Los milimicrones son unidades del mismo tamaño que los nanómetros; pero se prefiere el uso de este último término.

Los colores pueden expresarse como  $\lambda$  o  $\nu$  en la región visible del espectro electromagnético.

La frecuencia se expresa en unidades de hertz (Hz) o ciclos por segundo.

Las radiaciones de alta  $\nu$  y  $\lambda$  más corta, son de mayor Energía.

### 2.6.2.- Teoría Cuántica

A fines del siglo pasado Max Plank desarrolló la teoría cuántica, que abriría paso a la mayor revolución intelectual en la historia de la ciencia. Algunas de sus ideas básicas son las siguientes:

- i) Los problemas de ganancia o pérdida de Energía en objetos de tamaño atómico o subatómico obedecen a reglas diferentes de las que se aplican a objetos de dimensiones ordinarias.
- ii) Existe un límite para el tamaño más pequeño de energía que se puede ganar o perder. Esta pequeña cantidad de energía se



llama quantum (o cuanto).

iii) La cantidad de energía ganada o perdida a nivel atómico por absorción o emisión de radiación es un número entero múltiplo de una constante multiplicado por la frecuencia de la energía radiante . (2.8)

$$\Delta E = h\nu , 2 h\nu , 3 h\nu \dots, \text{etc.} \quad (2.8)$$

$h$  = constante de Planck =  $6.63 \times 10^{-34}$  Joul/s

$h\nu$  = quantum o cuanto de energía

Los cuantos de luz se llaman fotones.

Los postulados de Plank sirvieron para interpretar tres fenómenos no explicados a la fecha por la física clásica: La radiación de cuerpo negro, el efecto fotoeléctrico y el espectro del hidrógeno.

### 2.6.3.- Espectro de Emisión del Hidrógeno

Las fuentes de energía radiante pueden ser de dos tipos: monocromática, que emite una sola longitud de onda ( $\lambda$ ) característica, como el rayo Laser. La fuente policromática como la luz de un foco o de una estrella contiene diferentes  $\lambda$ .

Cuando una radiación policromática como la luz blanca pasa a través de un prisma, se dispersa en una gama de colores. Este arcoiris de colores, contiene luz de todas  $\lambda$  y se denomina espectro continuo. (Fig. 2.10).

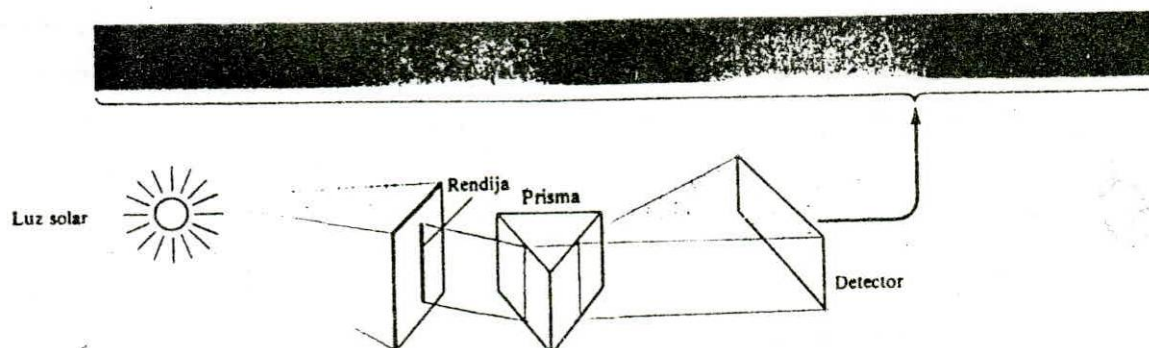


Fig. 2.10. Producción de un espectro visible continuo haciendo pasar un rayo de luz blanca a través de un prisma. La luz blanca puede ser luz solar o luz procedente de una lámpara incandescente.

Por el contrario, la radiación proveniente de un gas (como el hidrógeno) a vacío no emite todas las  $\lambda$ , sino solo algunas que le son características, por lo que se denomina **espectro lineal** (Fig. 2.11).

Es decir, la emisión solo ocurre a determinadas  $\lambda$ , lo que contradice la idea clásica de que una variable puede asumir cualquier valor. Si la energía es emitida a ciertas frecuencias bien precisas, el espectro de cada clase de átomo es altamente característico.

El paso de un rayo de luz blanca a través de hidrógeno atómico gaseoso produce el espectro de absorción que es el "negativo" del espectro de emisión.

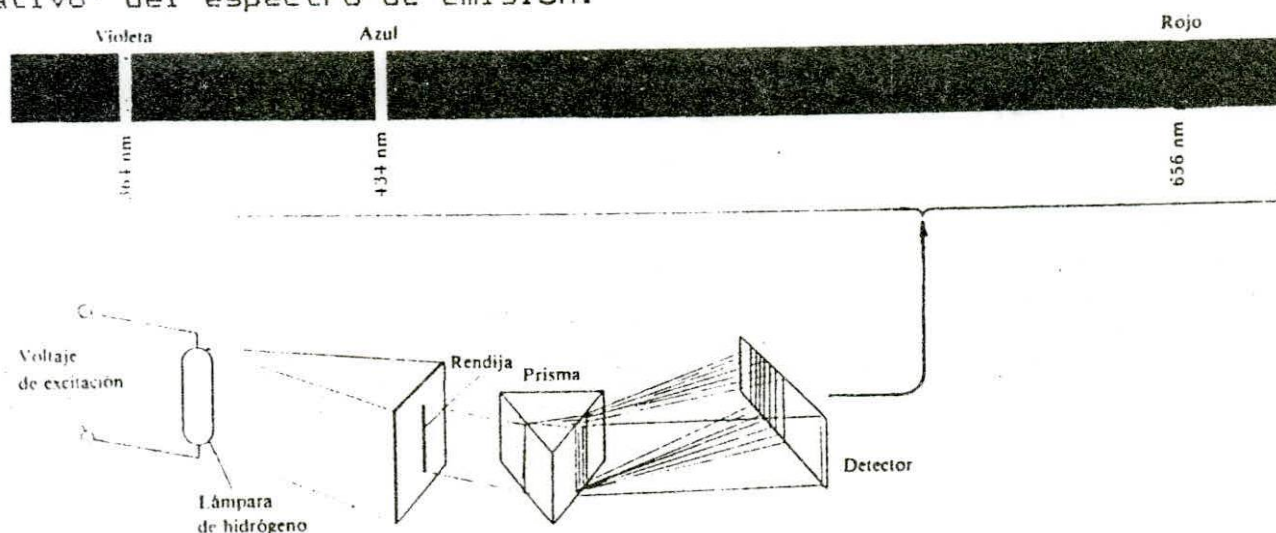


Fig. 2.11. Producción de la emisión del espectro lineal de hidrógeno haciendo pasar un rayo delgado de luz que ha sido emitido por una lámpara de hidrógeno a través de un prisma. La lámpara emite luz cuando los átomos de hidrógeno son excitados por una descarga eléctrica.

## 2.7.- Modelo de Bóhr para el Atomo de Hidrógeno



Para poder explicar el espectro del átomo de hidrógeno, Bóhr (1913) aplicó la cuantización de la Energía al átomo "planetario" postulado por Rutherford. Sus principales postulados son los siguientes:

- i) El electrón gira en órbitas circulares de radios definidos. Otras órbitas no están "permitidas". (Fig. 2.12).
- ii) Los electrones están en dichas órbitas en estados estacionarios de energía (en este estado no emiten ni absorben energía).

Cuando el electrón cae a un estado de menor energía, emite en forma de un fotón o cuanto de luz. Al absorber un cuanto de luz asciende a un estado superior, es decir, una órbita más alejada del núcleo, de mayor energía (Fig. 2.13).

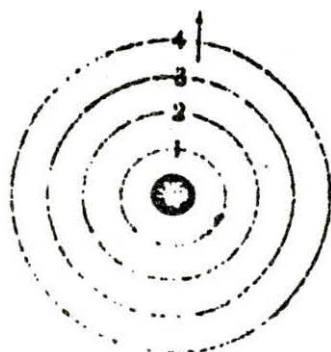


Fig. 2.12 Atomo de Hidrógeno de Bóhr.

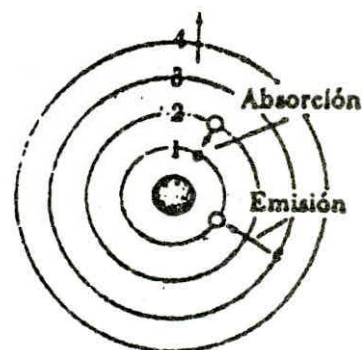


Fig. 2.13 Mecanismo de Absorción y Emisión.

- iii) La energía de un fotón emitido cuando un electrón desciende desde un estado estacionario a otro inferior, es igual a la diferencia de energía entre ambos estados.

$$E_{\text{fotón}} = \Delta E = E_f - E_i \quad (2.9)$$



La frecuencia del fotón puede calcularse de la Ecuación de Planck:

$$E_{\text{fotón}} = \Delta E = h\nu \quad (2.10)$$

Con este modelo, Böhr obtuvo expresiones para los radios ( $r_n$ ) y energías ( $E_n$ ) de las órbitas.

$$r_n = \frac{n^2 h^2}{(2\pi)^2 m e^2} \quad ; n = 1, 2, 3, \dots \quad (2.11)$$

$$E_n = - \frac{2\pi^2 m e^4}{n^2 h^2} \quad (2.12)$$

$m, e$  : masa y carga del electrón, respectivamente.

$h$  : constante de Planck

$n$  : número de órbita o estado estacionario; nivel cuántico (nivel de energía).

Reemplazando los valores numéricos de las constantes:

$$E_n = - \frac{2.1797 \times 10^{-11}}{n^2} \quad (\text{erg}) \quad (2.13)$$

Haciendo

$$a_0 = \frac{h^2}{(2\pi)^2 m e^2} = 0.529 \text{ (A}^\circ\text{)} \quad (2.14)$$

Reemplazando en (2.11)

$$r_n = n^2 a_0 = 0.529 n^2 \text{ (A}^\circ\text{)} \quad (2.15)$$

La energía más baja (estado más estable), para  $n = 1$ ,  $E = -2.1797 \times 10^{-11}$  (erg) y  $r = 0.529 \text{ A}^\circ$ , se denomina estado basal. Cualquier estado con  $n > 1$  corresponde a un estado excitado.

Tradicionalmente los estados energéticos caracterizados por  $n = 1, 2, 3, 4, 5, \dots$ , etc se han denominado "capas" K, L, M, N,



0,...., respectivamente.

No obstante el éxito de Bóhr para describir el átomo de hidrógeno, su modelo no es aplicable para átomos de más de un electrón.

## 2.8.- Dualidad Onda-Partícula

A comienzos de los años 20, Einstein había demostrado con ciertas experiencias que las ondas de luz tenían propiedades de partículas o fotones.

Apoyándose en lo anterior, Luis De Broglie postuló que si la energía radiante bajo condiciones apropiadas puede comportarse como un haz de partículas, también es posible que otras partículas pequeñas materiales como los electrones podrían exhibir propiedades de una onda.\*

Luego, el electrón en su órbita circular alrededor del núcleo estaría asociada a una  $\lambda$  particular, la que depende de su masa "m" y su velocidad "v". (2.16).

$$\lambda = \frac{h}{m v} \quad (2.16)$$

m v : momentum (o momento)

La mecánica ondulatoria describe la onda característica de las partículas materiales.

(\* Con el tiempo se demostró que un haz de electrones es capaz de difractarse, fenómeno propio de una onda)

## 2.9.- Principio de Incertidumbre de Heisenberg

Werner Heisenberg (1927) estableció que a nivel subatómico existe una limitación en la manera de precisar la localización y el momento de una partícula:

"Es imposible saber el momento exacto del electrón y su localización en el espacio. Por este motivo no es apropiado imaginar a los electrones moviéndose en órbitas circulares bien definidas alrededor del núcleo y siempre con el mismo radio".



Con un "super microscopio" de  $\lambda$  muy pequeña podría intentarse determinar la posición del electrón en un instante determinado. Pero los fotones de  $\lambda$  corta tienen una gran energía y un gran momento, por lo que al chocar con el electrón, le modifican instantáneamente su momento.

Luego, a medida que se determina la posición del electrón con más exactitud, la cantidad de movimiento (momento) se hace más imprecisa.

La Hipótesis de De Broglie y el Principio de Incertidumbre de Heisenberg establecen las bases de una Teoría Atómica nueva y más amplia. Ya no se intenta definir con precisión la localización y el momento de los electrones, se les reconoce su naturaleza ondulatoria y se les describe en estos términos.

## 2.10.- Imagen mecánico-ondulatoria del electrón en el átomo

Erwin Schrödinger (1927) propuso una ecuación matemática, una ecuación de onda para describir el comportamiento de un electrón. (su resolución trasciende los objetivos de esta monografía).

Uno de los términos de la ecuación es  $\psi$  (psi), llamada función de onda, que puede ser considerada como la amplitud de la onda asociada al electrón y describe su estado de energía permitido.

A su vez,  $(\psi^2)$  representa la probabilidad de que el electrón sea encontrado en cierta localización alrededor del núcleo.

Si en un experimento imaginario (e imposible), pudiese "fotografiarse" un átomo de hidrógeno en su estado fundamental de energía, miles de veces, empleando la misma placa fotográfica se obtendría una imagen análoga a la Fig. 2.14.

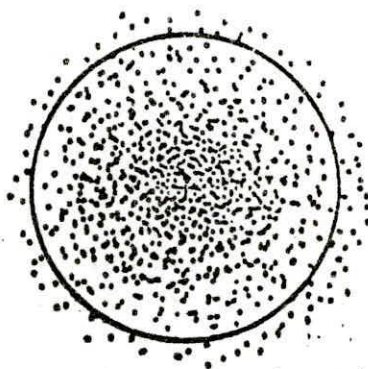


Fig. 2.14: 90-99% de probabilidad de un orbital 1s. El electrón debería encontrarse al interior de la esfera durante el 90-99% del tiempo.

La representación de la probabilidad electrónica se llama **densidad electrónica** o **nube electrónica**. Obsérvese que ésta es mayor cerca del núcleo y disminuye a medida que aumenta la distancia a él.

En la fig. 2.14, el límite no está definido y arbitrariamente, se fija a la superficie que encierra el 90-99% de la densidad electrónica.

Resumiendo, los "estados del electrón" que gobiernan sus propiedades pueden describirse mediante una onda o el cuadrado de una onda. Estas ondas y su correspondiente energía se caracterizan mediante un número, que se denomina **número cuántico**.

En lugar de órbitas planetarias, se define **orbital** como la representación de probabilidad de densidad que describe el movimiento del electrón como si estuviera concentrado en una región de forma determinada alrededor del núcleo.

El orbital puede escribirse mediante una función matemática de la probabilidad.

## 2.11.- Números Cuánticos y Orbitales

Aplicando la ecuación de Schrödinger al átomo de hidrógeno, por requerimientos matemáticos, aparecen en forma natural tres



números cuánticos. Estos se asocian con la energía ( $n$ ), la forma de la nube electrónica ( $l$ ) y la probable ubicación de los electrones ( $m$ ).

El Número Cuántico Principal ( $n$ ) representa el nivel de energía del electrón. Podría decirse que determina el volumen efectivo del orbital atómico.

A mayor " $n$ ", mayor es la energía y la distancia al núcleo de un electrón.

$$E_{\text{Schrödinger}} = E_{\text{Böhr}} = - \frac{2\pi^2 m e^4 z^2}{n^2 h^2} \quad (2.17)$$

$z$  : carga nuclear

para el hidrógeno,  $z = 1$  y (2.17) es equivalente a (2.12) valores posibles:  $n = 1, 2, 3, \dots, \infty$ .

El Número Cuántico Secundario ( $l$ ) se llama también número cuántico azimutal y determina la forma general de la región en que se mueve el electrón. Sus valores posibles dependen de " $n$ ":

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

Por convención, a cada valor " $l$ " se le asigna una letra:

Valor de $l$	:	0	1	2	3
Representación	:	s	p	d	f

Ejemplo: "1s" es un orbital en que  $n = 1$  y  $l = 0$ .

Número Cuántico Magnético ( $m$  o  $m_l$ ) determina la orientación de la nube de electrones en un campo magnético.

Debido a su carga, el electrón produce un campo magnético perpendicular a la dirección de su movimiento; por lo tanto, la nube es afectada por un campo externo, aunque solo en ciertas orientaciones permitidas. Los valores de  $m$  son:

$$m = 0, \pm 1, \pm 2, \dots, \pm l$$

La multiplicidad:  $2l + 1$  corresponde a los distintos valores posibles de  $m$  y es igual al número de orbitales de un determinado



valor de "1".

Tabla 2.5

Número y tipos de orbitales en los niveles cuánticos

Tipo de Orbital	Números Cuánticos de Orbitales	Total de orbitales en el conjunto	Conjuntos orbitales
			s, p, d, f
			Número total de electrones que pueden ser alojados
s	$l=0; m=0$	1	2
p	$l=1; m=1,0,-1$	3	6
d	$l=2; m=2,1,0,-1,-2$	5	10
f	$l=3; m=3,2,1,0,-1,-2,-3$	7	14

Para explicar todas las propiedades observadas del electrón, fue necesario introducir un cuarto número cuántico, denominado número cuántico de Spin ( $s$  o  $m_s$ ).

Ciertas determinaciones experimentales han movido a pensar que un electrón rota sobre un eje de la misma manera que la Tierra rota sobre el suyo, al mismo tiempo que realiza su recorrido alrededor del sol.

Solamente existen dos orientaciones del Spin electrónico en un campo magnético (Fig. 2.15).

Valores posibles:  $s = +1/2$  ;  $s = -1/2$

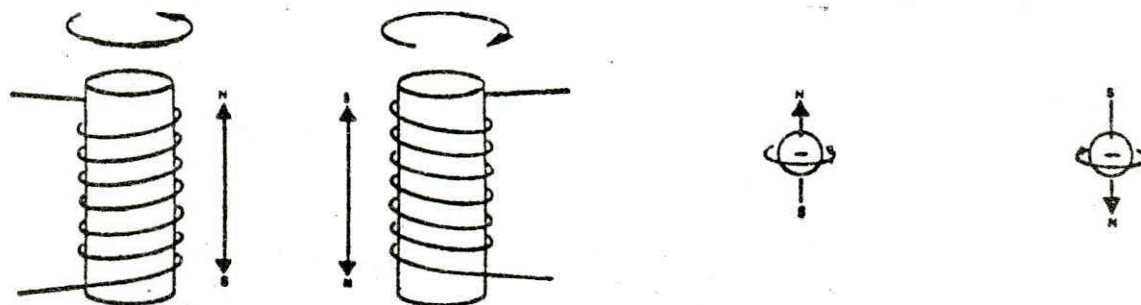


Fig. 2.15. "Spin" de un electrón y su simil eléctrico imán-conductor.

Para cada valor de "m", se puede asignar ambos valores de  $s$ :  $+1/2$  y  $-1/2$ , en consecuencia, en un orbital solo se pueden ubicar dos electrones como máximo, siempre que sus spines sean antiparalelos. Este hecho se desprende de un Principio más



general:

Principio de Exclusión de Pauli: Dos electrones de un átomo no pueden tener el mismo conjunto de cuatro números cuánticos.

Tabla 2.6

Resumen de valores de los números cuánticos

Número Cuántico	Valores Permitidos	Total de Valores
$n$	$1, 2, 3, \dots$	$\infty$
$l$	$0, 1, 2, \dots (n-1)$	$n$
$m$	$-1, \dots, 0, \dots, +1$	$2l + 1$
$s$	$\pm 1/2$	$2$

### 2.12.- Representación Gráfica de orbitales

Esta representación se obtiene dibujando superficies límites, empleando coordenadas ortogonales centradas en el núcleo atómico.

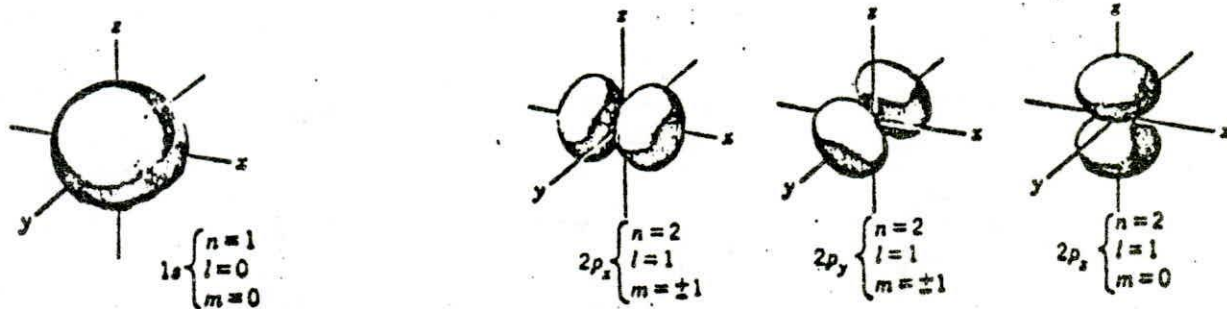


Fig. 2.16 Orientación espacial de los orbitales s y p

De la Fig. 2.16, se desprende:

- i) Los orbitales "s" poseen forma esférica, por lo que la probabilidad es independiente de la dirección considerada.



ii) Para  $l = 1$ ;  $m = +1, 0, -1$ . Estos tres valores permitidos de "m", confieren a los orbitales "p" un carácter direccional que se expresa en la existencia de tres orbitales iguales orientados a lo largo de los tres ejes espaciales ( $p_x$ ,  $p_y$ ,  $p_z$ ). Cada uno de los orbitales "p" un plano nodal donde la probabilidad es nula.

### 2.13.- Átomos Polieletrónicos

Con resultados aceptables, es posible extrapolar las características de los orbitales del átomo de hidrógeno a átomos más complejos de más de un electrón.

Esta extrapolación puede resumirse del modo siguiente:

- i) A cada electrón se le asignan los cuatro números cuánticos.
- ii) La energía de un electrón está determinada por los valores de  $n$  y  $l$  (en el electrón del átomo de H, solo era " $n$ ").
- iii) El "Build up", "Aufbau" o construcción de un átomo complejo de  $z$  electrones puede imaginarse por adición de éstos, de uno en uno a un núcleo de  $z$  protones. Se considera a cada electrón como independiente de los demás, y solo vinculado al núcleo.
- iv) Para describir en forma resumida, el valor de los números cuánticos de cada electrón, se utiliza la siguiente simbología:

$$\begin{array}{c} \times \\ n \ l \ m \end{array}$$

- $n$  : valor del número cuántico principal
- $l$  : letra representativa del valor del número cuántico secundario
- $m$  : coordenada espacial (asignada a algún valor de "m")
- $\times$  : número de electrones

Por ejemplo:  $2p_x^1$  significa un electrón con  $n = 2$ ,  $l = 1$  y  $m = -1$ .

Se denomina configuración electrónica a la representación de la estructura electrónica de un átomo (en su estado fundamental).



Así, el átomo de F ( $z = 9$ ), se tiene la configuración:  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$ .

Para estructurar la configuración electrónica de un elemento, debe tenerse en cuenta el Principio de Exclusión de Pauli. También debe considerarse el Principio de Menor Energía: Un electrón ocupa siempre el orbital de menor energía disponible.

Para un valor de "n" dado, la energía aumenta al aumentar el valor de "l", en consecuencia, para dos orbitales dados, el de menor energía es el de menor ( $n + l$ ). Así, algunos orbitales tienen menor energía que otros de nivel cuántico inferior, pero en los cuales "l" es superior. Por ejemplo la energía de 4s es inferior a la de 3d. Todas estas consideraciones se resumen en la Fig. 2.17.

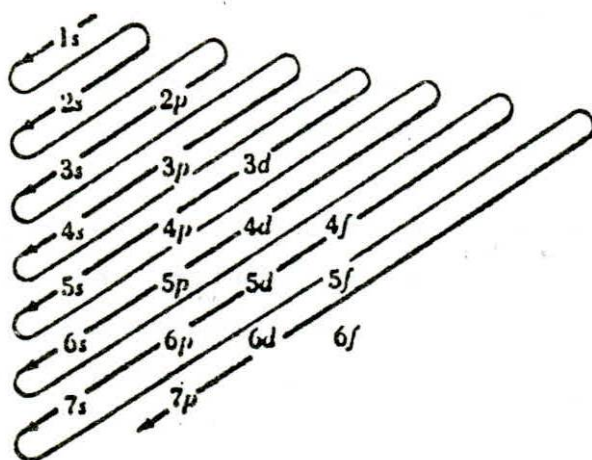


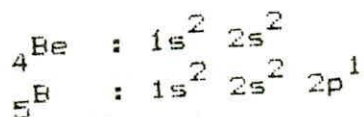
Fig. 2.18. Orden de energías orbitales en átomos polieletrónicos

Ejemplo: escribir la configuración electrónica del litio, cuyo  $z$  es 3.

Los dos primeros electrones se ubican en el primer nivel energético con  $n = 1$ . El tercero en el orbital 2s, con  $n = 2$ ,  $l = 0$ ,  $m = 0$  y  $s = -1/2$  (arbitrario).

Luego, configuración electrónica de  ${}^3\text{Li}$  :  $1s^2 2s^1$

Por consideraciones análogas:

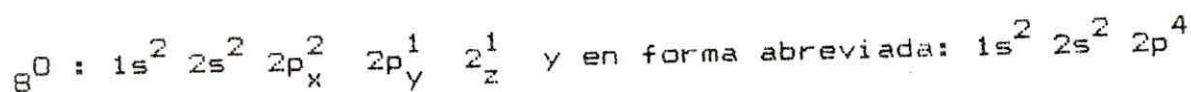




**Principio de Máxima Multiplicidad:** Cuando hay electrones que entran a orbitales de un mismo valor de "n" y "l", cada electrón los ocupa de uno en uno, de acuerdo a distinto valor de "m". Solo entonces, se produce el apareamiento.

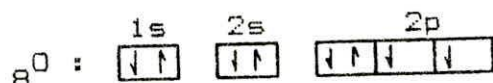
Ejemplo: escribir la configuración del oxígeno:  $8^0$

Los primeros cuatro electrones llevarán los orbitales 1s y 2s. Hay otros cuatro electrones disponibles para los tres orbitales 2p. Tres ocupan estos orbitales de a uno para  $m = -1$  y  $+1$ , teniendo el mismo valor de  $s = -1/2$ . El cuarto forma la pareja en  $m = -1$  y con  $s = +1/2$ . De esta manera se obtiene la configuración:

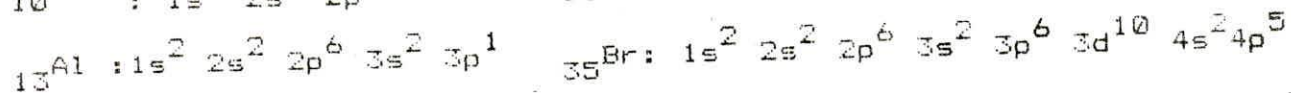
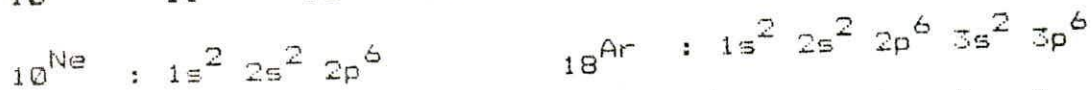
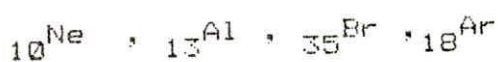


Observación: En este estado fundamental de energía, el átomo de oxígeno contiene dos electrones "celibatarios" (no apareados).

Una forma esquemática de expresar lo mismo es:

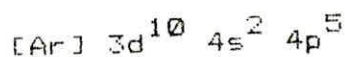


Consideremos las configuraciones de los elementos:



Puede observarse que los 10 primeros electrones del Al corresponden a la configuración del Ne, luego, es posible abreviar la configuración del aluminio:  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ .

Análogamente, la configuración del Bromo puede abreviarse:





La Tabla (2.7) contiene las configuraciones electrónicas de los elementos, obtenidas a partir de espectros y a partir de cálculos teóricos.

TABLA 2-7

Configuraciones electrónicas de los elementos

Elemento	Número atómico	Estructura electrónica	Elemento	Número atómico	Estructura electrónica
H	1	1s <sup>1</sup>	I	53	[Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>3</sup>
He	2	1s <sup>2</sup>	Xe	54	[Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup>
Li	3	1s <sup>2</sup> 2s <sup>1</sup>	Cs	55	[Xe] 6s <sup>1</sup>
Be	4	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup>	Ba	56	[Xe] 6s <sup>2</sup>
B	5	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	La	57	[Xe] 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>
C	6	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	Ce	58	[Xe] 4f <sup>2</sup> 6s <sup>2</sup>
N	7	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	Pr	59	[Xe] 4f <sup>3</sup> 6s <sup>2</sup>
O	8	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	Nd	60	[Xe] 4f <sup>4</sup> 6s <sup>2</sup>
F	9	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	Pm	61	[Xe] 4f <sup>5</sup> 6s <sup>2</sup>
Ne	10	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	Sm	62	[Xe] 4f <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup>
Na	11	[Ne] 3s <sup>1</sup>	Eu	63	[Xe] 4f <sup>7</sup> 6s <sup>2</sup>
Mg	12	[Ne] 3s <sup>2</sup>	Gd	64	[Xe] 4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>
Al	13	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	Tb	65	[Xe] 4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup>
Si	14	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	Dy	66	[Xe] 4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup>
P	15	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	Hf	67	[Xe] 4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup>
S	16	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	Ho	68	[Xe] 4f <sup>12</sup> 6s <sup>2</sup>
Cl	17	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	Er	68	[Xe] 4f <sup>12</sup> 6s <sup>2</sup>
Ar	18	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>	Tm	69	[Xe] 4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup>
K	19	[Ar] 4s <sup>1</sup>	Yb	70	[Xe] 4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup>
Ca	20	[Ar] 4s <sup>2</sup>	Lu	71	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>
Sc	21	[Ar] 3d <sup>1</sup> 4s <sup>2</sup>	Hf	72	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>2</sup> 6s <sup>2</sup>
Ti	22	[Ar] 3d <sup>2</sup> 4s <sup>2</sup>	Ta	73	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>3</sup> 6s <sup>2</sup>
V	23	[Ar] 3d <sup>3</sup> 4s <sup>2</sup>	W	74	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>4</sup> 6s <sup>2</sup>
Cr	24	[Ar] 3d <sup>5</sup> 4s <sup>1</sup>	Re	75	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>5</sup> 6s <sup>2</sup>
Mn	25	[Ar] 3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup>	Os	76	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup>
Fe	26	[Ar] 3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>	Ir	77	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>7</sup> 6s <sup>2</sup>
Co	27	[Ar] 3d <sup>7</sup> 4s <sup>2</sup>	Pt	78	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>9</sup> 6s <sup>1</sup>
Ni	28	[Ar] 3d <sup>8</sup> 4s <sup>2</sup>	Au	79	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>1</sup>
Cu	29	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>1</sup>	Hg	80	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup>
Zn	30	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup>	Tl	81	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>1</sup>
Ga	31	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>1</sup>	Pb	82	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>2</sup>
Ge	32	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>2</sup>	Bi	83	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>3</sup>
As	33	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>3</sup>	Po	84	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>4</sup>
Se	34	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>4</sup>	At	85	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>5</sup>
Br	35	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>	Rn	86	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>6</sup>
Kr	36	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup>	Fr	87	[Rn] 7s <sup>1</sup>
Rb	37	[Kr] 5s <sup>1</sup>	Ra	88	[Rn] 7s <sup>2</sup>
Sr	38	[Kr] 5s <sup>2</sup>	Ac	89	[Rn] 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>
Y	39	[Kr] 4d <sup>1</sup> 5s <sup>2</sup>	Th	90	[Rn] 6d <sup>2</sup> 7s <sup>2</sup>
Zr	40	[Kr] 4d <sup>2</sup> 5s <sup>2</sup>	Pa	91	[Rn] 5f <sup>2</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>
Nb	41	[Kr] 4d <sup>4</sup> 5s <sup>1</sup>	U	92	[Rn] 5f <sup>3</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>
Mo	42	[Kr] 4d <sup>5</sup> 5s <sup>1</sup>	Np	93	[Rn] 5f <sup>4</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>
Tc	43	[Kr] 4d <sup>6</sup> 5s <sup>1</sup>	Pu	94	[Rn] 5f <sup>6</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>
Ru	44	[Kr] 4d <sup>7</sup> 5s <sup>1</sup>	Am	95	[Rn] 5f <sup>7</sup> 7s <sup>2</sup>
Rh	45	[Kr] 4d <sup>8</sup> 5s <sup>1</sup>	Cm	96	[Rn] 5f <sup>7</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>
Pd	46	[Kr] 4d <sup>10</sup>	Bk	97	[Rn] 5f <sup>9</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>
Ag	47	[Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>1</sup>	Cf	98	[Rn] 5f <sup>10</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>
Cd	48	[Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup>	Es	99	[Rn] 5f <sup>11</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>
In	49	[Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>1</sup>	Fm	100	[Rn] 5f <sup>11</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>
Sn	50	[Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>2</sup>	Md	101	[Rn] 5f <sup>12</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>
Sb	51	[Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>3</sup>	No	102	[Rn] 5f <sup>14</sup> 7s <sup>2</sup>
Te	52	[Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>4</sup>	Lr	103	[Rn] 5f <sup>14</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>
				104	[Rn]



Fue descubierta simultáneamente hacia 1869 por Mendeleieff y Meyer, aunque en vez de hacer mención al número atómico (desconocido entonces) la referían al peso atómico, y de ahí algunas anomalías surgidas en la primitiva tabla de Mendeleieff. Fue Moseley quien estudiando los espectros de rayos X de los elementos (1913), descubrió que las frecuencias estaban en función no exactamente del peso atómico, sino del número atómico, Z. Este, pues, era el verdadero criterio a tomar para la construcción de la tabla. Con él desaparecían todas las anomalías surgidas en un principio.

Desde la primitiva tabla dada por Mendeleieff ha habido una gran variedad de formas propuestas para la tabla periódica. La que nosotros utilizaremos, la más generalizada hoy en día, se muestra en 3.1.

Los elementos de propiedades parecidas se hallan en la misma columna vertical constituyendo "un grupo o familia". Los elementos de una misma fila horizontal forman un "período".

Existen dieciséis familias o grupos. Ocho de ellas van anotadas con números romanos seguido de una "A" y otras ocho con una "B". Los grupos A, situados en ambos extremos, están constituidos por los llamados "elementos representativos" (ER). Los grupos B (y el grupo VII B, que son las tríadas), colocados en el centro, están formados por los "elementos de transición" (E de T).

En cuanto a los períodos, empiezan siempre (excepto el primero) con un metal alcalino (IA) y terminan con un halógeno (VII A) seguido de un gas noble (VIII A), que es el que cierra el período. Para graficar mejor el concepto, podríamos decir que son las barras horizontales del sistema periódico que representan los niveles de energía o capas (son siete en total). (3.2).

<u>Período</u>	<u>No. de elementos</u>	<u>Orbitales</u>	(3.2)
1	2	s	
2	8	s,p	
3	8		
4	18	s,p,d	
5	18		
6	32		
7	20 (incompleto)	s,p,d,f	



SISTEMA PERIODICO



Descripción del Sistema Periódico

La química descriptiva de los elementos, y en general toda la química, sería un campo confuso y enciclopédico si no fuera por el hecho de que los elementos pueden disponerse en grupos de propiedades generales. ¿Cuáles son estos grupos? ¿Son totalmente independientes entre sí o están insertos todos en una ordenación común?

El sistema periódico de los elementos es una tabla en la que se encuentran agrupados todos ellos, de tal forma que pueden apreciarse fácilmente los grupos de comportamiento químico parecido (Tabla 3.1).

TABLA 3-1. Sistema periódico de los elementos

	IA																										VIIIA	
1.º	H 1	IIA																										He 2
2.º	Li 3	Be 4																	B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10				
3.º	Na 11	Mg 12	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIIIIB			IB	IIB	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18										
4.º	K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36										
5.º	Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54										
6.º	Cs 55	Ba 56	La 57	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86										
7.º	Fr 87	Ra 88	Ac 89	Ku 104	Ha 105																							

*Lantánidos	Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70	Lu 71
**Actinidos	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102	Lr 103

¿Cómo se construye el sistema periódico? ¿En qué se basa la ordenación de los elementos?

Cuando se ordenan los elementos "según su número atómico creciente" se pone de manifiesto la llamada "ley periódica", que dice: "las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos".



Fue descubierta simultáneamente hacia 1869 por Mendeleieff y Meyer, aunque en vez de hacer mención al número atómico (desconocido entonces) la referían al peso atómico, y de ahí algunas anomalías surgidas en la primitiva tabla de Mendeleieff. Fue Moseley quien estudiando los espectros de rayos X de los elementos (1913), descubrió que las frecuencias estaban en función no exactamente del peso atómico, sino del número atómico,  $Z$ . Este, pues, era el verdadero criterio a tomar para la construcción de la tabla. Con él desaparecían todas las anomalías surgidas en un principio.

Desde la primitiva tabla dada por Mendeleieff ha habido una gran variedad de formas propuestas para la tabla periódica. La que nosotros utilizaremos, la más generalizada hoy en día, se muestra en 3.1.

Los elementos de propiedades parecidas se hallan en la misma columna vertical constituyendo "un grupo o familia". Los elementos de una misma fila horizontal forman un "período".

Existen dieciséis familias o grupos. Ocho de ellas van anotadas con números romanos seguido de una "A" y otras ocho con una "B". Los grupos A, situados en ambos extremos, están constituidos por los llamados "elementos representativos" (ER). Los grupos B (y el grupo VII B, que son las tríadas), colocados en el centro, están formados por los "elementos de transición" (E de T).

En cuanto a los períodos, empiezan siempre (excepto el primero) con un metal alcalino (IA) y terminan con un halógeno (VII A) seguido de un gas noble (VIII A), que es el que cierra el período. Para graficar mejor el concepto, podríamos decir que son las barras horizontales del sistema periódico que representan los niveles de energía o capas (son siete en total). (3.2).

Período	No. de elementos	Orbitales	(3.2)
1	2	s	
2	8	s,p	
3	8		
4	18	s,p,d	
5	18		
6	32		
7	20 (incompleto)	s,p,d,f	

TABLA 2-7

Configuraciones electrónicas de los elementos

Elemento	Número atómico	Estructura electrónica	Elemento	Número atómico	Estructura electrónica
H	1	1s <sup>1</sup>	I	53	[Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>5</sup>
He	2	1s <sup>2</sup>	Xe	54	[Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup>
Li	3	1s <sup>2</sup> 2s <sup>1</sup>	Cs	55	[Xe] 6s <sup>1</sup>
Be	4	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup>	Ba	56	[Xe] 6s <sup>2</sup>
B	5	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	La	57	[Xe] 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>
C	6	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	Ce	58	[Xe] 4f <sup>2</sup> 6s <sup>2</sup>
N	7	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	Pr	59	[Xe] 4f <sup>3</sup> 6s <sup>2</sup>
O	8	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	Nd	60	[Xe] 4f <sup>4</sup> 6s <sup>2</sup>
F	9	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	Pm	61	[Xe] 4f <sup>5</sup> 6s <sup>2</sup>
Ne	10	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	Sm	62	[Xe] 4f <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup>
Na	11	[Ne] 3s <sup>1</sup>	Eu	63	[Xe] 4f <sup>7</sup> 6s <sup>2</sup>
Mg	12	[Ne] 3s <sup>2</sup>	Gd	64	[Xe] 4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>
Al	13	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	Tb	65	[Xe] 4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup>
Si	14	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	Dy	66	[Xe] 4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup>
P	15	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	Ho	67	[Xe] 4f <sup>11</sup> 6s <sup>2</sup>
S	16	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	Er	68	[Xe] 4f <sup>12</sup> 6s <sup>2</sup>
Cl	17	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	Tm	69	[Xe] 4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup>
Ar	18	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>	Yb	70	[Xe] 4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup>
K	19	[Ar] 4s <sup>1</sup>	Lu	71	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>
Ca	20	[Ar] 4s <sup>2</sup>	Hf	72	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>2</sup> 6s <sup>2</sup>
Sc	21	[Ar] 3d <sup>1</sup> 4s <sup>2</sup>	Ta	73	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>3</sup> 6s <sup>2</sup>
Ti	22	[Ar] 3d <sup>2</sup> 4s <sup>2</sup>	W	74	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>4</sup> 6s <sup>2</sup>
V	23	[Ar] 3d <sup>3</sup> 4s <sup>2</sup>	Re	75	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>5</sup> 6s <sup>2</sup>
Cr	24	[Ar] 3d <sup>5</sup> 4s <sup>1</sup>	Os	76	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup>
Mn	25	[Ar] 3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup>	Ir	77	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>7</sup> 6s <sup>2</sup>
Fe	26	[Ar] 3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>	Pt	78	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>9</sup> 6s <sup>1</sup>
Co	27	[Ar] 3d <sup>7</sup> 4s <sup>2</sup>	Au	79	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>1</sup>
Ni	28	[Ar] 3d <sup>8</sup> 4s <sup>2</sup>	Hg	80	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup>
Cu	29	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>1</sup>	Tl	81	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>1</sup>
Zn	30	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup>	Pb	82	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>2</sup>
Ga	31	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>1</sup>	Bi	83	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>3</sup>
Ge	32	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>2</sup>	Po	84	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>4</sup>
As	33	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>3</sup>	At	85	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>5</sup>
Se	34	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>4</sup>	Rn	86	[Xe] 4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>6</sup>
Br	35	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>	Fr	87	[Rn] 7s <sup>1</sup>
Kr	36	[Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup>	Ra	88	[Rn] 7s <sup>2</sup>
Rb	37	[Kr] 5s <sup>1</sup>	Ac	89	[Rn] 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>
Sr	38	[Kr] 5s <sup>2</sup>	Th	90	[Rn] 6d <sup>2</sup> 7s <sup>2</sup>
Y	39	[Kr] 4d <sup>1</sup> 5s <sup>2</sup>	Pa	91	[Rn] 5f <sup>2</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>
Zr	40	[Kr] 4d <sup>2</sup> 5s <sup>2</sup>	U	92	[Rn] 5f <sup>3</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>
Nb	41	[Kr] 4d <sup>4</sup> 5s <sup>1</sup>	Np	93	[Rn] 5f <sup>4</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>
Mo	42	[Kr] 4d <sup>5</sup> 5s <sup>1</sup>	Pu	94	[Rn] 5f <sup>6</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>
Tc	43	[Kr] 4d <sup>6</sup> 5s <sup>1</sup>	Am	95	[Rn] 5f <sup>7</sup> 7s <sup>2</sup>
Ru	44	[Kr] 4d <sup>7</sup> 5s <sup>1</sup>	Cm	96	[Rn] 5f <sup>7</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>
Rh	45	[Kr] 4d <sup>8</sup> 5s <sup>1</sup>	Bk	97	[Rn] 5f <sup>9</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>
Pd	46	[Kr] 4d <sup>10</sup>	Cf	98	[Rn] 5f <sup>10</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>
Ag	47	[Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>1</sup>	Es	99	[Rn] 5f <sup>11</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>
Cd	48	[Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup>	Fm	100	[Rn] 5f <sup>11</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>
In	49	[Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>1</sup>	Md	101	[Rn] 5f <sup>12</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>
Sn	50	[Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>2</sup>	No	102	[Rn] 5f <sup>14</sup> 7s <sup>2</sup>
Sb	51	[Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>3</sup>	Lr	103	[Rn] 5f <sup>14</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>
Te	52	[Kr] 4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>4</sup>	—	104	[Rn] —





De esta manera se puede observar el número de elementos que contienen cada periodo (3.2).

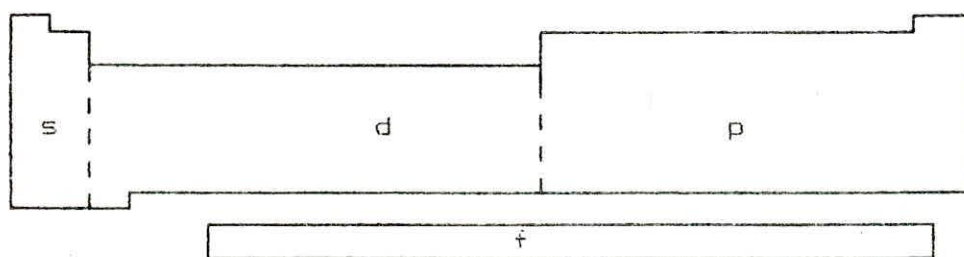
### Justificación del Sistema Periódico

¿Tiene algún fundamento científico la ley periódica, descubierta de un modo totalmente empírico? ¿Por qué existen familias de elementos con propiedades parecidas?

La respuesta a estas preguntas vino al enunciar Pauli su principio (véase Capítulo 2), que permitió deducir cómo se distribuían los electrones en los orbitales. Es precisamente esta "distribución" la que determina las propiedades de los elementos. Más concretamente: "las propiedades químicas de un elemento dependen casi exclusivamente de la distribución electrónica del nivel energético externo."

### SISTEMA PERIODICO DISTRIBUIDO EN BLOQUES DE ELEMENTOS SEGUN EL ORDEN DE OCUPACION DE LOS ORBITALES

(3.3)



En la figura 3.3 se da un esquema del sistema periódico, donde se resaltan en bloques los elementos en los que se van llenando los orbitales s, p, d, f (véase llenado de orbitales en el Capítulo 2).

Ejemplo. Los elementos que forman el grupo IA (Excepto el H) forman la familia de los alcalinos, que acomodan su último electrón en el orbital "s", que les da propiedades parecidas desde el punto de vista químico.



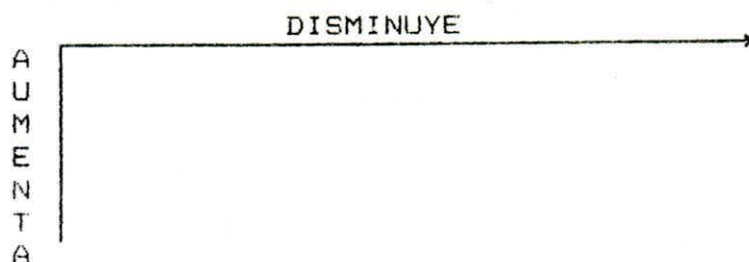
## Algunas regularidades del Sistema Periódico

Un enfoque más o menos general de muchos conceptos químicos, es posibles obtenerlos, estudiando la regularidad periódica que presentan muchas propiedades. De momento vamos a considerar sólo cuatro de ellas, estrechamente relacionadas con la actividad química de los elementos.

### 1.- Tamaño del Atomo (volumen y radio atómico)

Los radios atómicos se determinan principalmente por medidas de las longitudes de los enlaces (se trata concretamente del "radio covalente" del átomo). Son en realidad valores medios de datos de diversas moléculas que contienen al átomo en estudio.

Dentro de un grupo, el volumen del átomo aumenta con  $Z$  (de arriba hacia abajo), ya que el número de niveles poblados de electrones crece gradualmente.



En un período el tamaño del átomo disminuye, de izquierda hacia derecha, debido a que el nivel electrónico es el mismo (igual nivel de energía), pero, la carga nuclear aumenta progresivamente (al ir aumentando  $Z$ ), con lo que atrae cada vez más a los electrones periféricos, provocando la atracción a lo largo del período.

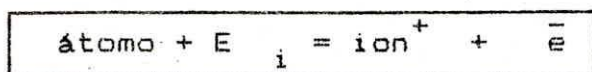
### 2.- Energía de ionización

Con mucha frecuencia se le llama también, "Potencial de ionización" (en este caso se mide en voltios "v", mientras que la energía de ionización se mide en unidades de energía "ev").



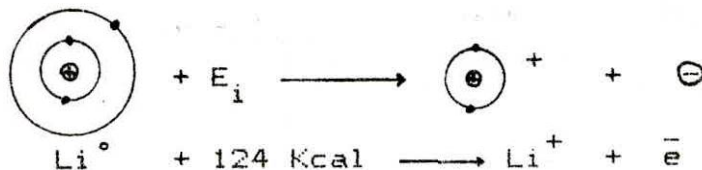
Se define como:

La energía mínima que se requiere para "quitar" un electrón de un átomo gaseoso (aislado) y transformarlo en un ión gaseoso positivo o catión".



( $E_i$  = energía de ionización).

Ejemplo:



Se puede apreciar que el tamaño del átomo es "mayor" que el tamaño del ión.

D	Li= 5,4 ev.	Be= 9,3	B=8,3	C=11,3	N=14,5	O=13,6	F=17,4	Ne=21.5
I								
S	Na= 5.1 ev							
M	K = 4.3 ev							
I	Rb= 4.2 ev							
N	Cs= 3,9 ev							
U								
Y								
E								

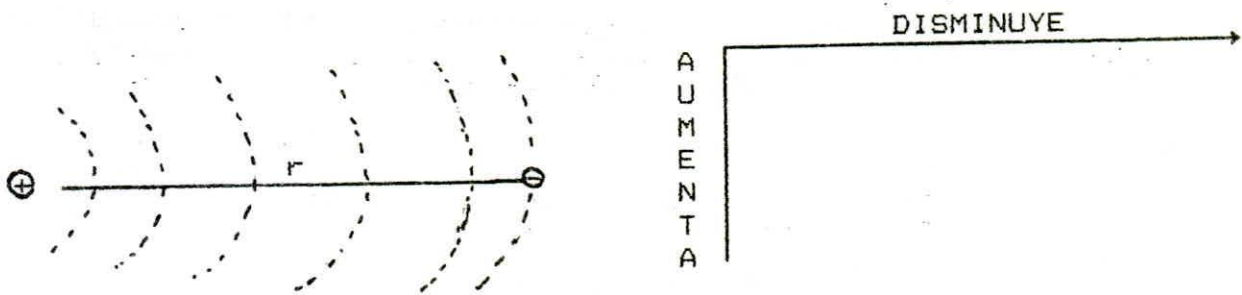
En un grupo, la energía de ionización ( $E_i$ ) "disminuye", de arriba hacia abajo, debido que al aumentar las capas o niveles de energía, los electrones periféricos, al estar más alejados del núcleo, éste los atrae más débilmente.

En un período aumenta debido a que aumenta  $Z$  (de izquierda hacia derecha) debido a la creciente carga nuclear y la disminución del tamaño del átomo.



## Factores que influyen en la $E_i$

a) Radio atómico. Se define como: "La distancia del núcleo al último electrón periférico".



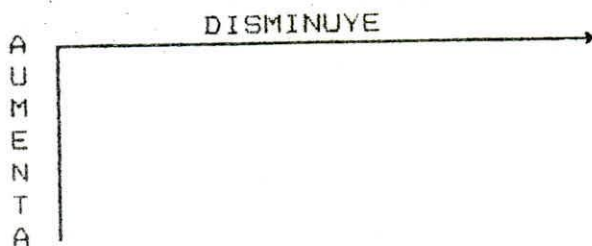
Aumenta al bajar en un grupo, ya que aumentan los niveles de energía y disminuye en un período de izquierda a derecha debido al aumento de la carga del núcleo ( $Z$ ).

Se deduce por lo tanto que, el radio atómico es inversamente proporcional a la energía de ionización.

b) Efecto Pantalla. Corresponde al efecto que ejercen los electrones intermedios, sobre la fuerza de atracción del núcleo, para con los electrones más externos.

Aumenta en un grupo de arriba hacia abajo, debido que al aumentar el número de capas, aumenta el número de electrones internos, mientras que los electrones del último nivel permanecen constantes.

En un período disminuye debido a que los electrones internos permanecen constantes (igual número de niveles de energía) y al ir aumentando el número atómico, se van incrementando los electrones de la última capa o nivel de energía. Excepto el átomo de H.



Es inversamente proporcional a la  $E_i$ .



c) Carga Nuclear. Es la carga con que realmente el núcleo atrae a un electrón.

Es necesario distinguir entre carga nuclear real (Z) (dada por el número de protones del núcleo) y carga nuclear efectiva (Z<sub>ef</sub>) la cual depende del efecto pantalla (S). Se calcula restando a la carga nuclear real el efecto pantalla.

Fórmula:

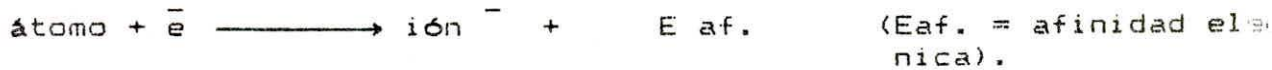
$$Z_{ef} = Z - S$$



Es directamente proporcional a la E<sub>i</sub>.

### 3.- Afinidad Electrónica

Se define como: La energía desprendida cuando un átomo capta un electrón.



También depende del:



- Radio atómico
- No. de electrones que han de ser aceptados.
- Carga nuclear



Esta tendencia la manifiestan especialmente los átomos con el nivel externo casi completo (no metales).

La afinidad electrónica o electro afinidad, es una propiedad, en cierto modo, inversa a la energía de ionización.

Cuando un átomo coge un electrón, el ión negativo resultante, siempre posee mayor volumen que el átomo neutro, pues el "electrón capturado" se va sometiendo a las "repulsiones" de los electrones que ya se encuentran en el último nivel, lo que produce el aumento.

#### 4.- Electronegatividad

Se define como: "La tendencia que poseen los átomos para atraer electrones". Es decir, mide la mayor o menor atracción que un átomo ejerce sobre el "par de electrones", de un enlace, con otro átomo.

Está en íntima conexión con las propiedades anteriores. Así, las electronegatividades elevadas, concuerdan con las mayores afinidades electrónicas y mayores energía de ionización.

Pauling, considerando la energía de los enlaces del átomo en estudio con otros átomos, construyó una escala de electronegatividades, asignándole a cada elemento valores comprendidos aproximadamente entre 0 y 4.

Las electronegatividades varían periódicamente. En un período aumentar hacia la derecha y en un grupo de abajo hacia arriba (Tabla 3.4).

TABLA 3-4. *Electronegatividades de los elementos representativos*

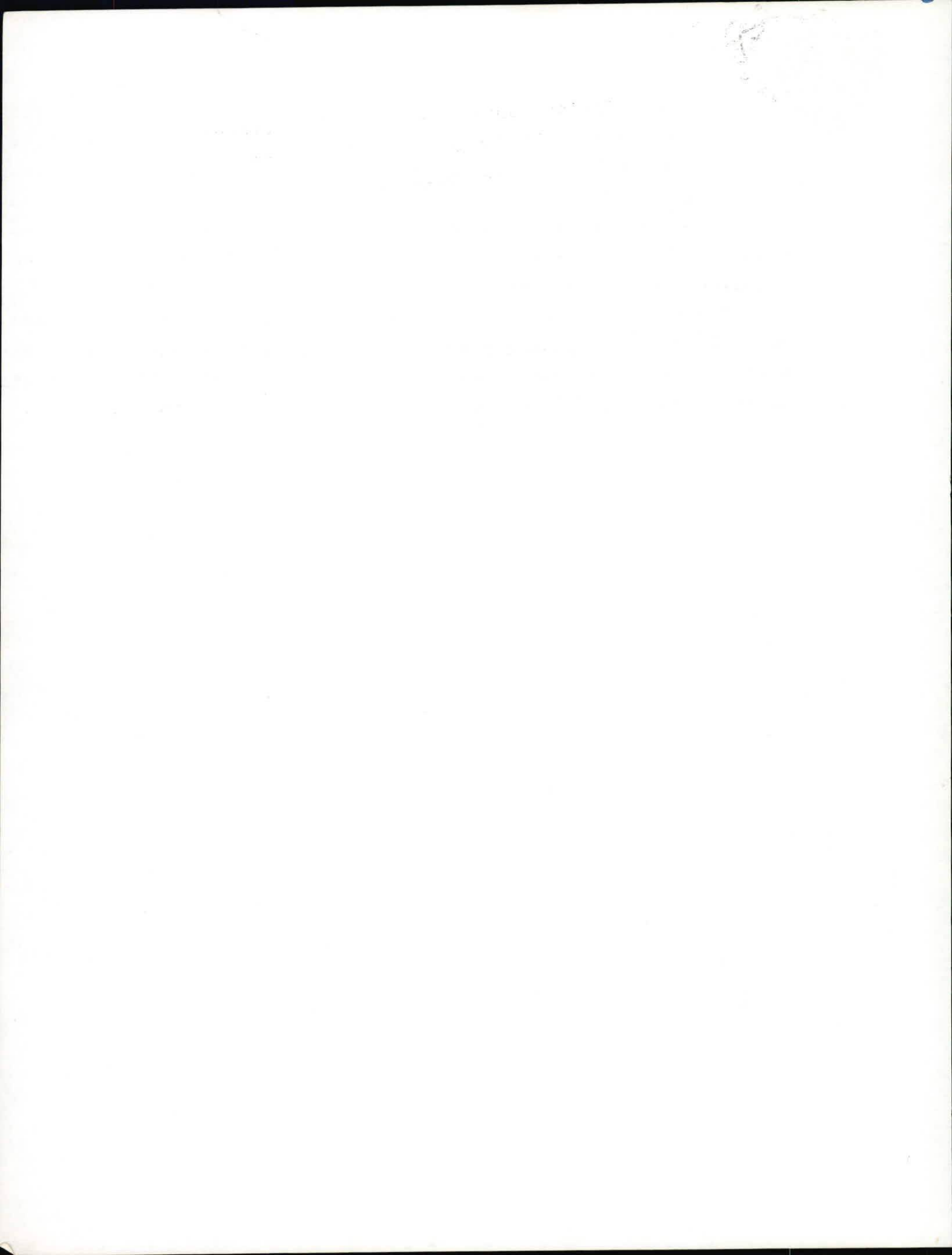
H 2,1						
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,3	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
Cs 0,7	Ba 0,9	La-Lu 1,0-1,2	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2



Los metales poseen pequeñas electronegatividades y los no-metales, las electronegatividades mayores. Por ello se dice que son elementos más electronegativos que los metales (a los cuales se les llama también electropositivos).

La electronegatividad es la propiedad que suele tomarse como base para establecer el carácter más o menos metálico (o no metálico) de un elemento con relación a otro.

Cuanto mayor sea la electronegatividad de un elemento, más no-metálico será, y viceversa. Así tenemos por ejemplo que, el fluor (F) es el elemento más no metálico y el cesio (Cs) el menos no metálico (o sea el más metálico).





## EL ENLACE QUIMICO

## 4.1.- Introducción

Millones de años atrás cuando se secaron algunos mares que se extendían por la superficie terrestre, se depositaron sobre ciertos lugares de ella, enormes cantidades de un mineral blanco llamado halita. Esta sustancia es conocida también como cloruro de sodio y más familiarmente como sal de cocina. Se encuentra disuelta en el agua de mar y en los tejidos del cuerpo humano; y está constituida de iones sodio y iones cloruro,  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$ .

Por otro lado, el agua  $\text{H}_2\text{O}$ , es otra sustancia muy abundante. La bebemos, nadamos en ella y la utilizamos como refrigerante. Sabemos que es indispensable para la vida. A diferencia del cloruro de sodio, esta sustancia se compone de moléculas.

¿Por qué unas sustancias se componen de iones y otras se componen de moléculas? La clave de esta pregunta se encuentra en la estructura electrónica de los átomos de los cuales están formados y la naturaleza de las fuerzas químicas dentro de los mismos compuestos. En este capítulo, se examinarán las relaciones entre la estructura electrónica, las fuerzas de enlaces químicos y las propiedades de una sustancia. Al hacerlo se encontrará que es útil clasificar las fuerzas químicas en tres grandes grupos: Enlaces iónicos, enlaces covalentes y enlaces metálicos.

Para tratar los enlaces iónicos y los enlaces covalentes, se utiliza el concepto de valencia, o capacidad que tiene un elemento para formar enlaces químicos.

Esta capacidad está determinada por los electrones de valencia, que son aquellos que toman parte en los enlaces químicos y se encuentran en la capa de electrónica más externa del átomo o capa de valencia.

Los símbolos electrón punto, también conocidos como símbolos de Lewis constituyen una manera simple y conveniente de mostrar los electrones de valencia de los átomos y tenerlos presentes en el curso de la formación de enlaces. Estos símbolos están



constituídos por el símbolo químico del elemento en cuestión, más un punto por cada electrón de valencia.

TABLA 4.1. Algunos Símbolos de electrón punto

ELEMENTO	CONFIGURACION ELECTRONICA	SIMBOLOS ELECTRON-PUNTO
Li	$(\text{He})2s^1$	Li·
Be	$(\text{He})2s^2$	·Be·
B	$(\text{He})2s^22p^1$	·B·
C	$(\text{He})2s^22p^2$	·C·
N	$(\text{He})2s^22p^3$	·N·
O	$(\text{He})2s^22p^4$	·O·
F	$(\text{He})2s^22p^5$	·F·
Ne	$(\text{He})2s^22p^6$	·Ne·

El número de electrones de valencia de cualquier metal activo o elemento representativo es el mismo que el número de la columna del elemento en la tabla periódica. De esta manera, el símbolo electrón-punto tanto para el oxígeno como para el azufre que son miembros de la familias 6A, se muestra con seis puntos.

Los gases nobles poseen una distribución electrónica muy estable, la que se manifiesta por su alta energía de ionización, su baja afinidad por los electrones "intentando" alcanzar el mismo número de electrones que los gases nobles que se encuentran cercanos a ellos en la tabla periódica, para alcanzar su estabilidad.

#### Regla del Octeto

Debido a que todos los gases nobles (excepto el He) tienen ocho electrones de valencia, muchos átomos sometidos a reacciones también terminan con ocho electrones de valencia. Esta observación es conocida como regla del octeto. Puesto que el He tiene solamente dos electrones, el átomo más cercano a él en la tabla periódica es el H, el cual tiende a obtener dos electrones (regla del dueto).



Si bien la regla del octeto admite algunas excepciones, ofrece una forma útil para introducir algunos conceptos importantes acerca de los enlaces.

#### 4.2.- Enlace iónico y formación de estructuras reticulares

Si el metal sodio entra en contacto con el gas cloro,  $\text{Cl}_2$ , se provoca una violenta reacción cuyo producto es el cloruro de sodio,  $\text{NaCl}$ , que es una sustancia compuesta de iones  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$ .



La formación de  $\text{Na}^+$  a partir del  $\text{Na}$  y la del  $\text{Cl}^-$  a partir del  $\text{Cl}_2$  indican que el átomo de sodio ha perdido un electrón, ganado por el átomo de cloro.

Como se ha ilustrado en el ejemplo anterior, un enlace iónico consiste en la transferencia de electrones desde un metal de baja energía de ionización a un elemento no metálico con alta electroafinidad. Resumiendo, puede definirse como una transferencia electrónica entre dos átomos que poseen una apreciable diferencia de electronegatividad.

Por lo tanto es frecuente de formar entre elementos pertenecientes a los grupos:

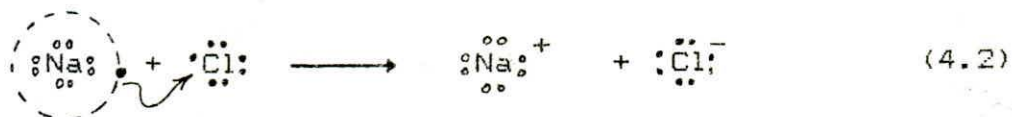
IA y IIA	con	VIA y VIIA
Li, Na, K, Rb, Cs, Ca, Ba		O, S, Se, F, Cl, Br, I
Baja electronegatividad		Alta electronegatividad

Formado el enlace, cada ión obtiene un octeto de electrones; en el ejemplo anterior, el octeto del  $\text{Na}^+$  es  $2s^2 2p^6$ , el cual se encuentra entre los electrones de valencia  $3s$  del átomo de  $\text{Na}$ .

Utilizando símbolos electrón-punto, la reacción puede representarse como sigue:

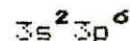
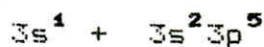


Símbolos



Lewis

Electrones  
de valencia



Configuración gas  
noble alcanzada

Ne

Ar

La formación de Mg O constituye otro ejemplo:

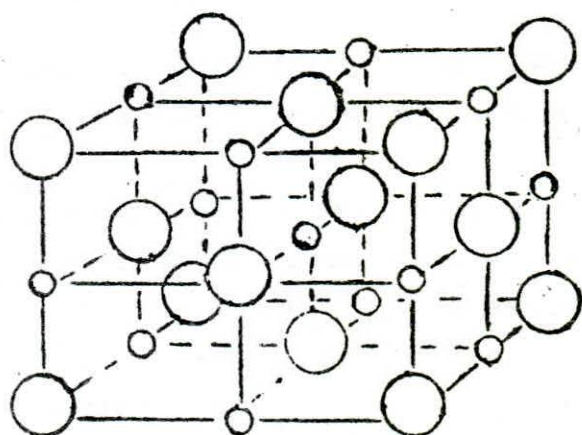
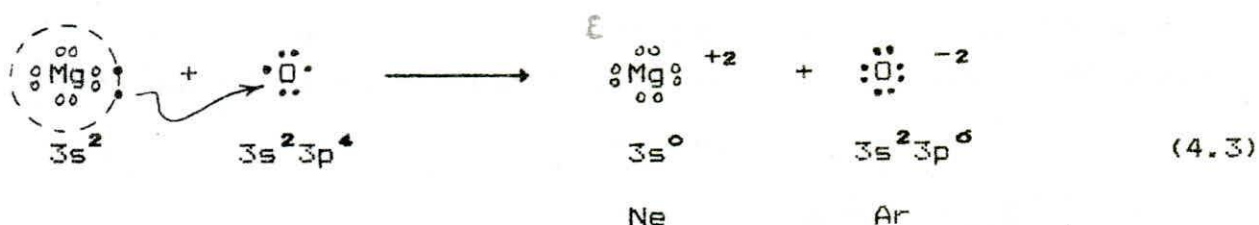
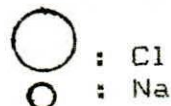


Fig. 4.1. Estructura de red del NaCl.



En la estructura reticular del NaCl, cada ión sodio está rodeado por seis iones cloruros, de carga opuesta. Similarmente, cada ión cloruro está rodeado por seis iones sodio. La fuerza de atracción entre cada ión y sus vecinos de carga opuesta suministra la mayor parte de la energía de estabilización de red. Además cada ión también experimenta interacciones repulsivas con los iones de carga similar en la red y atracción con los iones de carga opuesta que se encuentran en sus cercanías. La energía de red es el resultado de todas las interacciones electrostáticas sobre toda la red.



Los iones se distribuyen en las redes, adoptando geometrías tales que se optimicen las fuerzas de atracción entre los iones de carga opuesta y se reduzcan al mínimo las fuerzas de repulsión entre los iones de carga similar. En consecuencia la estructura completa depende de las cargas y los radios de los iones. Del mismo modo, la energía de red aumenta con la carga y disminuye con el aumento del radio iónico.

Las sustancias iónicas poseen varias propiedades características: Casi siempre se trata de sustancias quebradizas con un punto de fusión muy alto. Casi siempre son cristalinas, lo que significa que los sólidos tienen superficies planas que hacen ángulos característicos entre sí. Los cristales iónicos a menudo pueden ser cortados, es decir, pueden romperse a lo largo de sus superficies planas y lisas.

Sus puntos de ebullición son también muy altas y se solubilizan en solventes polares como el  $H_2O$ .

#### 4.3.- El Enlace Covalente

Las sustancias que no se comportan en forma similar a las sustancias con enlaces iónicos, requieren un modelo diferente para los enlaces dentro de la molécula. Al respecto G.N. Lewis ha dicho que un átomo puede adquirir la configuración electrónica de un gas noble, compartiendo sus electrones con otros átomos.

##### Enlace Covalente

Consiste en una compartición de electrones entre átomos de elementos con valores de electronegatividad próximos.

Las moléculas de  $H_2$  y  $Cl_2$  constituyen ejemplos de un enlace covalente. Utilizando los símbolos de electrón punto, pueden representarse de la siguiente manera:

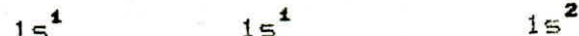


Símbolos Lewis



(4.4)

Electrones de valencia



Configuración gas noble alcanzada

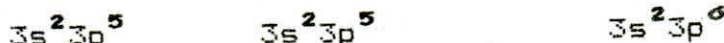
He

Símbolos Lewis



(4.5)

Electrones de valencia

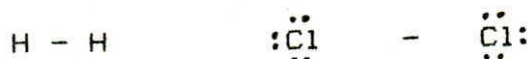


Configuración gas noble alcanzada

Ar

Las estructuras que se han mostrado para representar las moléculas de  $\text{H}_2$  y  $\text{Cl}_2$  se denominan estructuras de Lewis. En estas estructuras se suelen simbolizar los electrones no compartidos como puntos y cada par de electrones compartidos entre los átomos como una línea.

Luego  $\text{H}_2$  y  $\text{Cl}_2$  pueden representarse como:

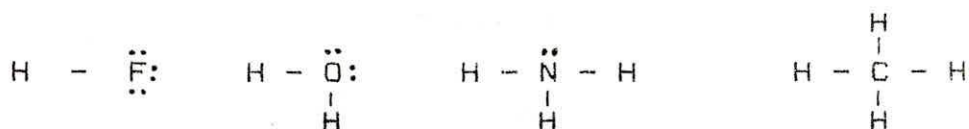


En este modelo de Lewis, la valencia de un elemento se asocia con el número de pares de electrones compartidos para completar el octeto de electrones. Dado que el número de electrones de valencia es el mismo que el número del grupo para los casos de los metales, se puede predecir que para alcanzar un octeto:

- Los elementos del grupo 7A (Ej.F) pueden formar 1 enlace covalente
- Los elementos del grupo 6A (Ej.O) pueden formar 2 enlace covalente
- Los elementos del grupo 5A (Ej.N) pueden formar 3 enlace covalente
- Los elementos del grupo 4A (Ej.C) pueden formar 4 enlace covalente



Estas predicciones se cumplen para muchos compuestos, por ejemplo:



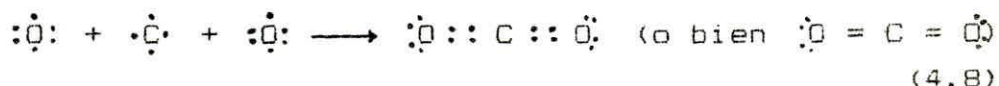
En la mayoría de los enlaces por compartición de pares electrónicos se cumple la regla del octeto para ambos átomos; pero existen excepciones, ejemplos:



Pero en todos los enlaces, siempre se comparte una pareja de electrones por lo que la regla del dueto es más fundamental que la regla del octeto.

Si los átomos completan un octeto compartiendo más de un par de electrones, se forman enlaces múltiples.

Las moléculas de  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$  y  $\text{CO}_2$  constituyen ejemplos de enlaces múltiples.



En general, las moléculas diatómicas como  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{Cl}_2$  y otras más complejas como  $\text{PCl}_3$  están constituidas por enlaces covalentes. Las uniones C - C, C - H, Cl - Cl, C - O, C - N, C - S habituales en compuestos orgánicos, son también de tipo covalente.

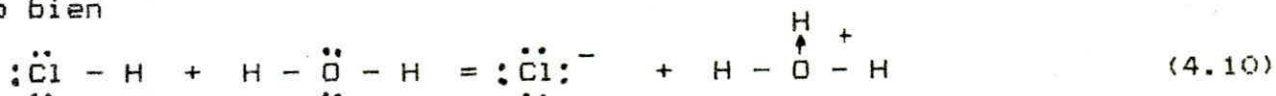


Además del enlace covalente descrito hasta ahora en que cada átomo suministra uno de los electrones de cada par, existe también el enlace covalente coordinado o covalente dativo. En este caso, uno de los átomos participantes, proporciona los dos electrones que constituyen el enlace.

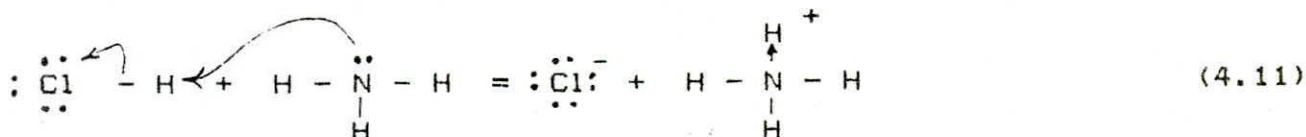
La formación de los iones hidronio,  $\text{H}_3\text{O}^+$  y amonio  $\text{NH}_4^+$ , presentes en soluciones acuosas ácidas son ejemplos de enlaces covalentes coordinados.



o bien



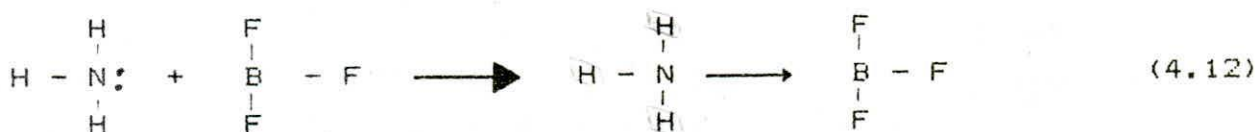
En las estructuras de Lewis, la covalencia coordinada se representa por una flecha apuntando desde el átomo dador al aceptor.



Debe destacarse que una vez que se ha generado un enlace de este tipo no hay forma de distinguirlo de un enlace covalente simple; la expresión covalencia coordinada es solamente por conveniencia.

Las estructuras de Lewis de los oxácidos y sus aniones, pueden describirse con participación de enlaces covalentes coordinados.

Otro ejemplo interesante de enlace covalente coordinado es la unión del trifluoruro de boro con el amoníaco.





La gran mayoría de las sustancias constituidas por enlaces covalentes (hay excepciones), son aquellas con las cuales tenemos contacto diariamente y tienden a ser gases, líquidos o sólidos con puntos de fusión muy bajos; muchas de ellas se evaporan con facilidad; por ejemplo, los cristales de una bola de naftalina. Muchos de ellos en sus formas sólidas son plásticos y no cristalinos rígidos pues están constituidos por moléculas ( y no por redes iónicas), por ejemplo, la parafina, las grasas animales o las bolsas plásticas. (Pueden existir compuestos covalentes extraordinariamente compactos como es el caso del diamante, pero sus características escapan al contenido de este curso).



#### 4.- Orbitales Moleculares, Hibridación y Geometría molecular

Imaginemos un proceso en el que se acercan dos átomos de H desde una distancia infinita, hasta juntarse; mientras permanezcan bastante distantes se puede considerar su energía de interacción como nula. Cuando los átomos se ponen en contacto íntimo, ambos núcleos y los dos electrones deben ordenarse de tal modo que las fuerzas atractivas entre ellos sean un máximo y la energía de interacción sea mínima. El arreglo más estable correspondiente a la molécula de  $H_2$  es aquel en que los dos electrones se encuentran entre ambos núcleos atómicos. Si los núcleos atómicos (protones) fueran forzados a aproximarse más allá de un cierto límite, se desarrollaría entre ellos una fuerza repulsiva muy intensa. En consecuencia hay una energía de enlace y una separación nuclear, o longitud de enlace, características para la molécula de  $H_2$ .

La mecánica cuántica describe Orbitales Moleculares definiéndolos como regiones moleculares en las que existe una probabilidad elevada de encontrar electrones. Estos orbitales moleculares pueden ser concebidos como el traslapo o superposición de orbitales atómicos simples de los átomos enlazados y siguen sus mismas reglas.

El número de enlaces covalentes entre los átomos de una molécula es tal que todos los electrones originalmente no pareados logran parearse, y que la distribución electrónica resultante deja a cada átomo enlazado con el equivalente de una configuración electrónica de gas noble. Aunque hay excepciones, este es un principio muy útil.

Por ejemplo, si consideramos que la configuración de valencia del H es  $1s^1$ , este tendrá posibilidades de formar un solo enlace covalente:

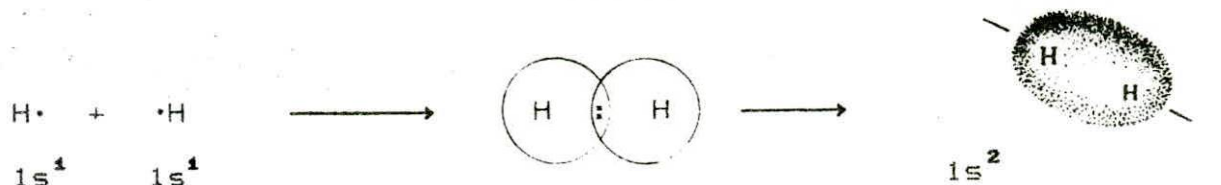


Fig. 4.2. Formación del orbital molecular s-s.

Orbital molecular con unión s-s



En el caso de la molécula de  $F_2$ , ocurre algo similar:  
La configuración de valencia del F es:  $2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$ .  
Si se considera solamente el orbital "p" desapareado:

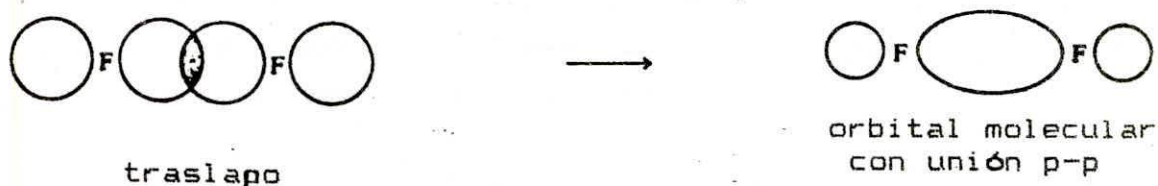


Fig. 4.3. Formación del orbital molecular p-p. Enlace.

Obsérvese en este último caso, la mayor densidad electrónica, en la zona entre los núcleos de F.

Los orbitales moleculares de este tipo, que se forman mediante el traslapo o interpenetración frontal de dos orbitales atómicos y cuya densidad electrónica resultante se concentra en forma simétrica entre los núcleos, a lo largo de una línea que los une se denominan orbitales  $\sigma$  (sigma). Por cierto, los enlaces constituidos por este tipo de orbitales reciben el nombre de enlace  $\sigma$ .

La configuración de valencia del Be es  $2s^2$ . Si se tiene en cuenta el principio de que el número de enlaces covalentes corresponde al número de electrones desapareados, no podría explicarse la existencia del  $BeCl_2$ , ya que careciendo de estos últimos el Be no podría formar enlaces con átomos de Cl.

Esta aparente contradicción puede salvarse con el concepto de hibridización de orbitales.

En el caso del Be, para obtener la capacidad de formar dos enlaces, uno de los electrones  $2s$  debe ser "promovido" a un orbital "p" vacío. Debido a que el orbital  $2p$  es de mayor energía que el  $2s$ , esta promoción consume energía.

Sería de esperar que el Be formara en estas condiciones, un enlace de un tipo empleando el orbital "p" y uno de otro tipo usando el orbital "s", pero se sabe que los dos enlaces del  $BeCl_2$  son idénticos.



Lo que ocurre en realidad es que el orbital  $2s$  y el  $2p$  se combinan entre sí, para originar dos orbitales nuevos y equivalentes denominados orbitales híbridos  $sp$ . Cada uno de estos orbitales híbridos tiene cierto grado de características " $2s$ " y cierto grado de características " $2p$ ". Por estar constituidos de un orbital " $s$ " y un orbital " $p$ ", se denominan " $sp$ ".

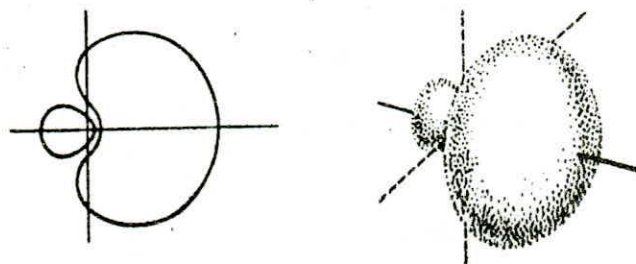
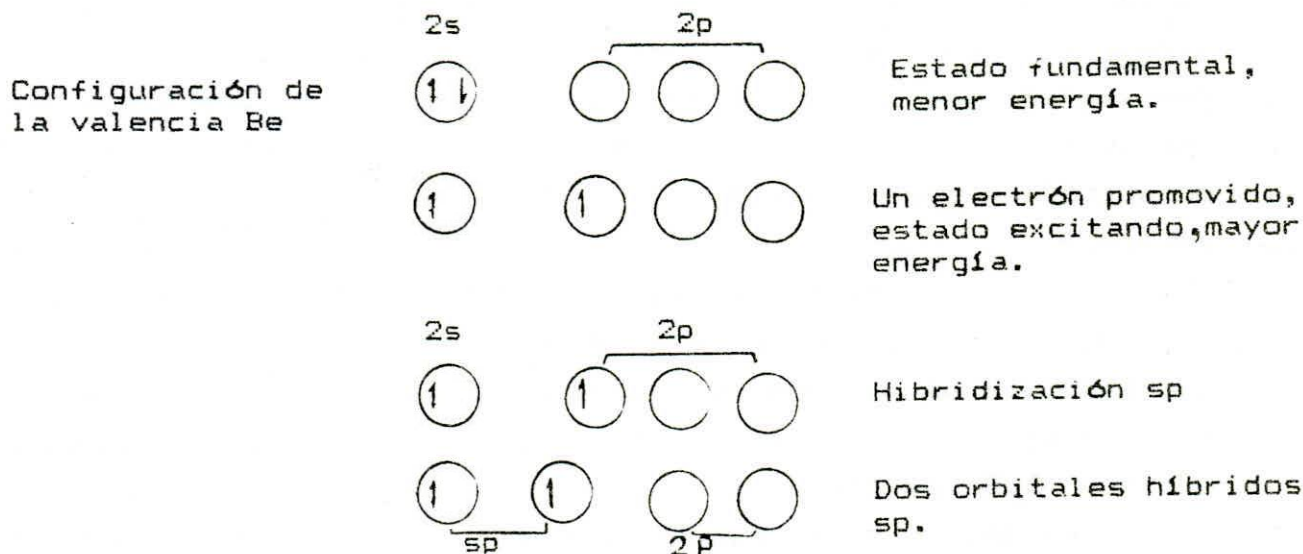


Fig. 4.4. Orbital híbrido  $sp$

Lo anterior se puede resumir en el esquema siguiente:



Ambos orbitales híbridos  $sp$ , se orientan en direcciones opuestas, formando un ángulo de  $180^\circ$  entre sí, para alejar al máximo sus nubes electrónicas.

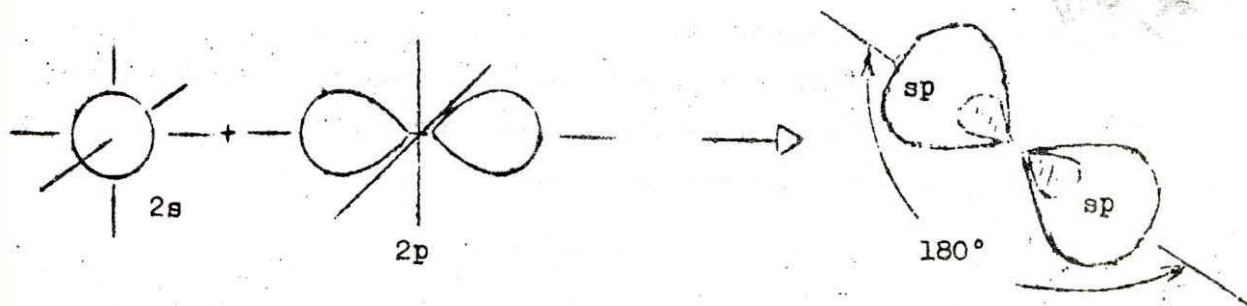


Fig. 4.5. Formación de orbitales híbridos  $sp$ .

En estas condiciones puede plantearse la formación de la molécula  $BeCl_2$ . Mostrando en el Be, solo los orbitales híbridos  $sp$  y en el Cl, solo los orbitales "p" desapareados (config. valencia:  $3s^2 3p^2 3p^2 3p^1$ ), se tiene:

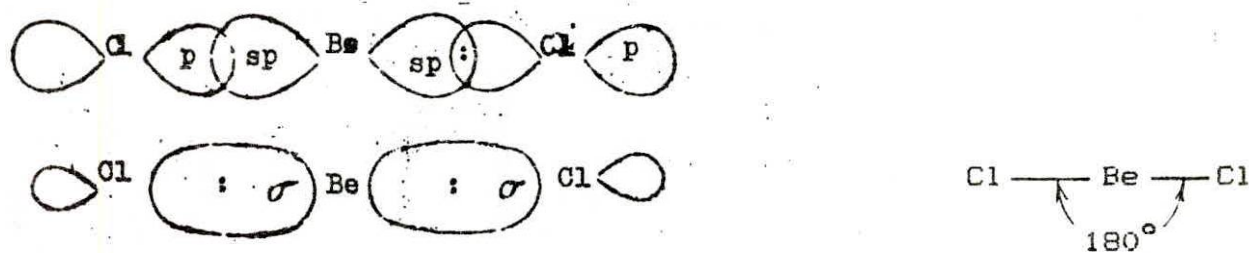


Fig.4.6. Enlaces de la molécula de  $BeCl_2$

La geometría lineal permite el "traslapo" máximo entre orbitales "sp" del Be y el "p" del Cl.

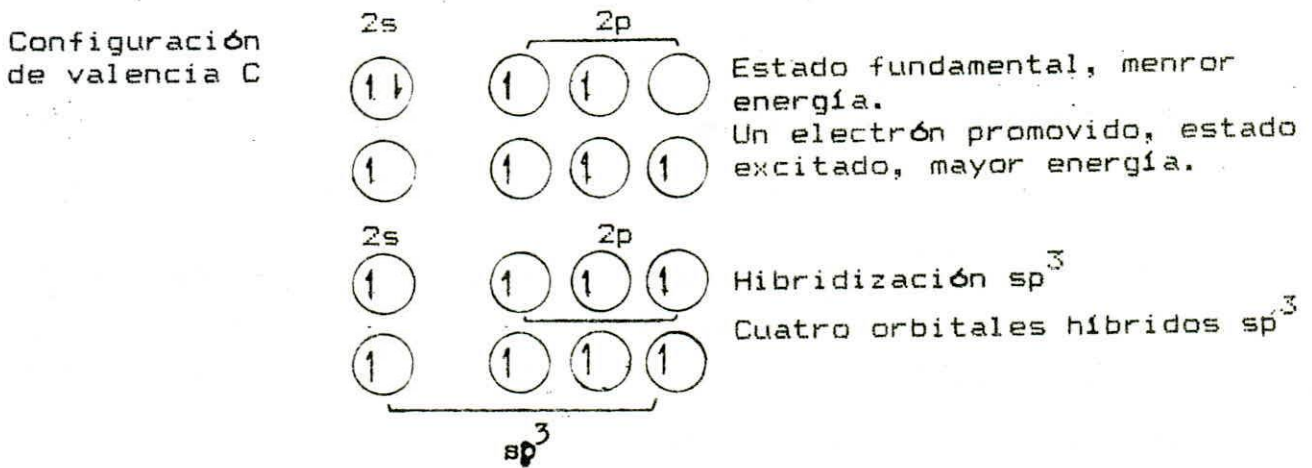
Se pueden hacer consideraciones similares para el caso de la combinación entre C e H:

La configuración de valencia del C es  $2s^2 2p^1 2p^1$  por lo que podría esperarse que forme con el hidrógeno, el compuesto:





En esta estructura, el C no ha completado el octeto electrónico, por lo cual es altamente reactivo y solo puede obtenerse en condiciones muy especiales. La especie química que realmente existe en la naturaleza es el  $\text{CH}_4$ , cuya constitución puede resumirse como sigue:



Tal como los orbitales híbridos  $sp$  (y los  $sp^2$ ), los orbitales  $sp^3$  tienen una forma intermedia entre los orbitales "s" y los "p".

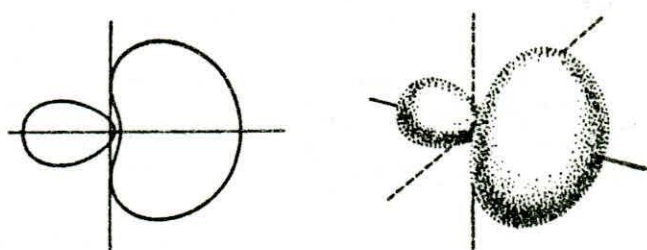


Fig. 4.7. Orbital híbrido  $sp^3$

Para evitar al máximo las repulsiones eléctricas de sus nubes electrónicas, los 4 orbitales  $sp^3$  se alejan formando entre sí ángulo de  $109,5^\circ$  y orientándose hacia los vértices de un tetraedro regular. En estas condiciones pueden formar los 4 orbitales moleculares necesarios para los enlaces, con los orbitales atómicos 1s del hidrógeno.



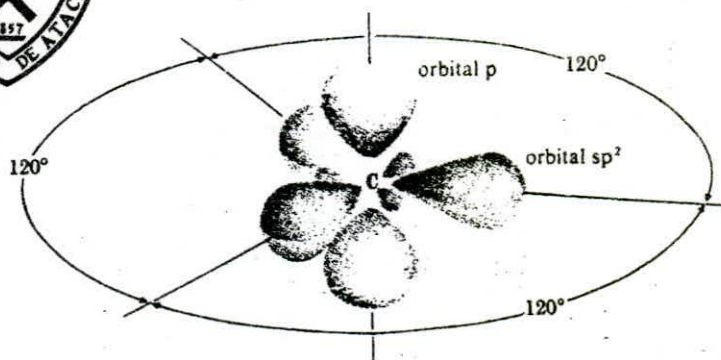
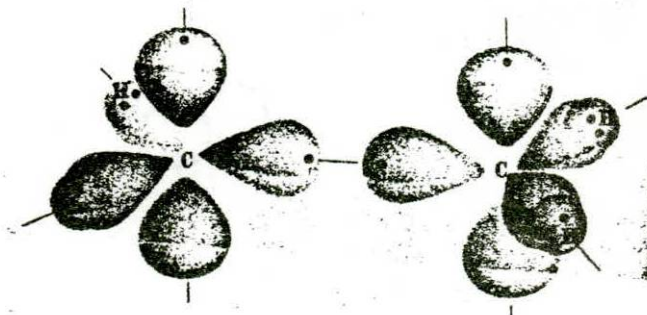


Fig. 4.9. Conjunto de orbitales  $sp^2 + p$



Enlaces  $sp^2 - s$  y  $sp^2 - sp^2$

Como resultado de esto, la molécula de  $C_2H_4$  adopta una geometría plana. Los dos orbitales "p" que han quedado paralelos entre sí y perpendicular al plano de la molécula, se traslapan lateralmente, dando origen a una nube electrónica distribuida sobre y bajo el plano. Esta nube es un orbital molecular  $\pi$  y da origen a un segundo enlace covalente denominado enlace  $\pi$ .

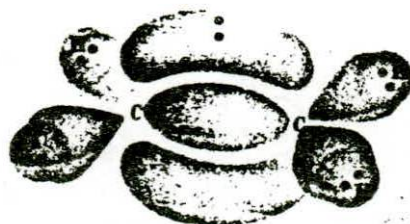


Fig. 4.10. Enlace  $\pi$  en la molécula de etileno.

Luego, un enlace doble  $C = C$  está constituido de un enlace  $\sigma$  y un enlace  $\pi$ .

Como puede deducirse de lo anterior, las repulsiones electrostáticas entre los orbitales moleculares, sean éstos híbridos o no, determina la forma geométrica de las moléculas. A continuación se agrega una lista con las geometrías moleculares más comunes.



TABLA 4.2. Hibridizaciones más comunes y sus características

TIPO FORMULA	GEOMETRIA MOLECULAR	HIBRIDIZACION	ANGULOS DE ENLACE	EJEMPLO
A B	Lineal	-	-	HCl
A B <sub>2</sub>	Lineal	sp	180°	BeCl <sub>2</sub>
A B <sub>2</sub>	Angular	sp <sup>3</sup>	105°	H <sub>2</sub> O
A B <sub>3</sub>	Plano triangul	sp <sup>2</sup>	120°	BF <sub>3</sub>
A B <sub>3</sub>	Piramidal	sp <sup>3</sup>	107°	NH <sub>3</sub>
A B <sub>4</sub>	Tetraédrica	sp <sup>3</sup>	109,5°	CH <sub>4</sub>
A B <sub>5</sub>	Bipiramidal triangular	dsp <sup>3</sup>	90° y 120°	PCl <sub>5</sub>
A B <sub>6</sub>	Octaédrica	d <sup>2</sup> sp <sup>3</sup>	90°	SF <sub>6</sub>
A <sub>2</sub> B <sub>4</sub>	Plana	sp <sup>2</sup>	117,5° 121°	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>

#### 4.5.- El Enlace Metálico

Los elementos metálicos y semi metálicos poseen Energías de Ionización pequeñas, por lo que sus átomos libres poseen poca afinidad por los electrones, no pudiendo compartirlos ni mucho menos captarlos.

Los cristales constituidos por este tipo de elementos son mucho más estables que los átomos libres, ya que los electrones de valencia se mueven en el campo de varios núcleos.

Según lo anterior, el enlace entre los átomos que constituyen un cristal de Li, conocido como enlace metálico puede describirse como una serie de iones Li iguales, sumergidos en un "mar" de electrones de valencia móviles. Este "mar" de electrones deslocalizados sería la causa de la cohesión de los metales, responsable de sus propiedades mecánicas y explicaría su elevada conductividad eléctrica y térmica. Los metales poseen en general puntos de fusión y ebullición elevados; y un característico brillo metálico.



#### 4.6.- Uniones Intermoleculares

Las moléculas que constituyen las sustancias no iónicas experimentan entre sí dos tipos de fuerzas:

##### Fuerzas intramoleculares

Como su nombre lo indica, son aquellas que se establecen al interior de la molécula. Existen fuerzas de repulsión entre partículas subatómicas con cargas de igual signo, es decir, de los electrones entre sí y también de los núcleos atómicos entre sí. También se producen fuerzas de atracción entre partículas con cargas opuestas, es decir, entre el núcleo y los electrones. Por tal razón los electrones se ubican preferentemente entre dos núcleos.

La resultante de todas estas fuerzas determinará la energía de enlace, la longitud de enlace y en consecuencia, el tamaño molecular.

Además de las anteriores, existen fuerzas que asocian a las moléculas entre sí y que por lo tanto se llaman fuerzas intermoleculares, las cuales se discuten a continuación.

Cuando dos átomos de elementos con electronegatividades distintas forman un enlace covalente, el par electrónico no se comparte equitativamente, sino que se desplaza acercándose en mayor proporción al átomo de mayor electronegatividad. De este modo, se produce una polarización de la nube electrónica.

Como resultado de lo anterior, aumenta la densidad de carga negativa en el átomo con mayor electronegatividad y en consecuencia, aumenta la densidad de carga positiva en el átomo con menor electronegatividad. Se dice que cada uno de ellos adquiere una carga parcial ( $\delta$ ).

Ejemplo:  $\delta$  (+) H ;  $\delta$  (-) F

La electrostática define como dipolo eléctrico a un sistema de dos cargas iguales de distinto signo y separados por una cierta distancia. Por tal razón, un enlace como el anterior se dice que es polar (o dipolar).



Cada enlace polar, tiene asociado un momento dipolar ( $\mu$ ) que apunta hacia el polo negativo y se mide en Debye (D). En moléculas que poseen más de un enlace polar, los pares electrónicos sin compartir y la geometría molecular, determinan la polaridad global de la estructura. Los momentos dipolares, cual vectores se suman algebraicamente.

Ejemplo:

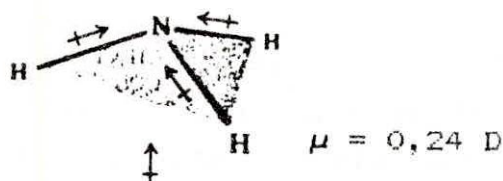
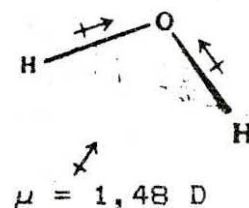
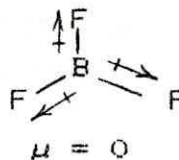
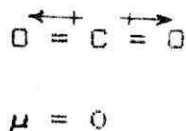
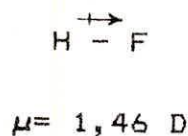


Fig. 4.11. Momentos dipolares de algunas moléculas

#### Fuerzas de atracción dipolo-dipolo

Son aquellas que mantienen unidas entre si a las moléculas polares como el  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{HCl}$ . Los dipolos se atraen mediante fuerzas electrostáticas a través de sus polos opuestos:



Fig. 4.12. Atracciones dipolo-dipolo entre moléculas.

Las sustancias polares poseen propiedades físicas (como puntos de fusión y ebullición), de magnitudes intermedias entre las de compuestos iónicos y los compuestos covalentes.



## Enlace puente de hidrógeno

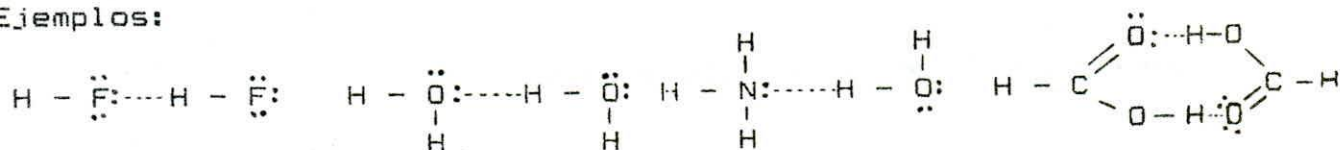
Es un tipo de atracción dipolar bastante intensa que se produce entre moléculas que contienen enlaces polares formados por átomos de H. Estos enlaces son importantes en sustancias en las cuales el H se encuentra directamente unido al nitrógeno, oxígeno o flúor.

Cada uno de estos enlaces dipolares es capaz de interactuar con un par de electrones no compartidos de un átomo de nitrógeno, oxígeno o flúor de una molécula adyacente y se define:

### Puente de hidrógeno

Interacción electrostática entre un enlace dipolar X-H de una molécula (en donde X es un átomo electronegativo y el par de electrones no compartidos de un átomo electronegativos en otra molécula. Normalmente, se simboliza con una línea segmentada.

Ejemplos:



El enlace puente de hidrógeno permite explicar una serie de fenómenos naturales como la estructura abierta del hielo, la transferencia de protones entre las moléculas y la estructura helicoidal de macromoléculas biológicas como las proteínas y ácidos ribonucleicos.

### Atracción ión-dipolo

Como su nombre lo indica, se produce entre un extremo de moléculas dipolares, con el ión de carga opuesta a dicho extremo. Cada una de estas interacciones es relativamente débil, pero en conjunto aportan suficiente energía para vencer las fuerzas interniónicas.

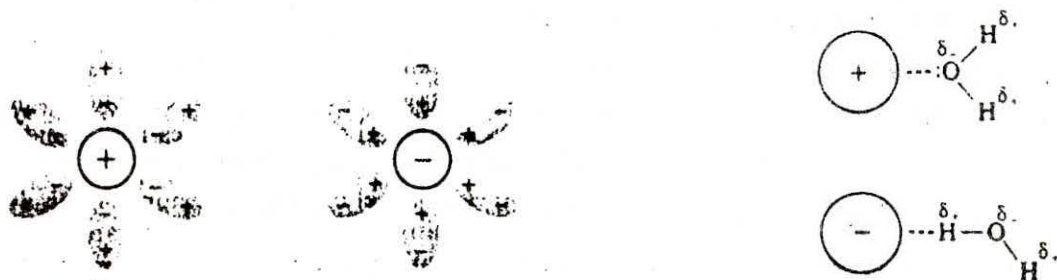


Fig. 4.13. Interacciones ión-dipolo

Este tipo de interacción explica la capacidad del  $H_2O$  que es un líquido polar, para solubilizar cristales iónicos como  $NaCl$ ; y para separar cargas de signo opuesto, es decir actuar como dieléctrico.

Para explicar la unión de moléculas apolares se ha postulado la existencia de ciertas interacciones denominadas:

#### Fuerzas de Van der Waals

En las moléculas apolares, como  $CCl_4$ , hidrocarburos, etc. coinciden los centros de carga positiva y negativa, por lo que el  $\mu$  neto es nulo. Sin embargo, producto de los choques y vibraciones moleculares, dichos centros se desplazan, estableciéndose un  $\mu$  momentáneo. A su vez, este  $\mu$  induce la polarización en moléculas vecinas. Si bien estos dipolos momentáneos e inducidos cambian constantemente, resulta una atracción neta entre ambas moléculas.

#### 4.7.- Compuestos de Coordinación

Ya se ha mencionado anteriormente la tendencia de los elementos metálicos a perder electrones cuando participan en reacciones químicas. Los iones metálicos cargados positivamente (cationes), se "acompañan" de iones negativos (aniones) para mantener un balance de carga. Por otra parte, iones adicionales a los necesarios para el balance de cargas y moléculas neutras que contienen pares electrónicos sin compartir, pueden unirse también al ión metálico que recibe el nombre de átomo central. Tal es el caso de los siguientes iones.  $[Au(CN)_2]^-$ ,  $[Cu(CN)_4]^-$  y

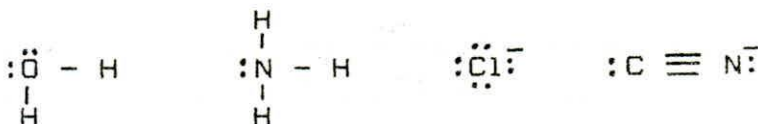


$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ . Este tipo de iones, reciben el nombre de iones complejos o simplemente complejos.

Normalmente, la capacidad de los iones metálicos para formar complejos aumenta, conforme aumenta la carga positiva del catión y disminuye su tamaño. Esta capacidad es notable en los elementos de transición, los cuales contienen orbitales "d" parcialmente llenos; particularmente en sus estados de oxidación +2 y +3.

Aquellos compuestos que contienen iones complejos se denominan Compuestos de Coordinación. Por ejemplo el  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{+3}$  y aniones simple  $\text{Cl}^-$ . Convencionalmente, los iones complejos se representan en un paréntesis cuadrado.

Las moléculas o iones que rodean a un ión metálico a átomo central reciben el nombre de ligantes o ligandos (del latín ligare= enlazar). Normalmente se trata de aniones o moléculas polares que deben tener por lo menos, un par de electrones no compartidos, ejemplos:



El átomo central y los ligandos enlazados constituyen la denominada esfera de coordinación.

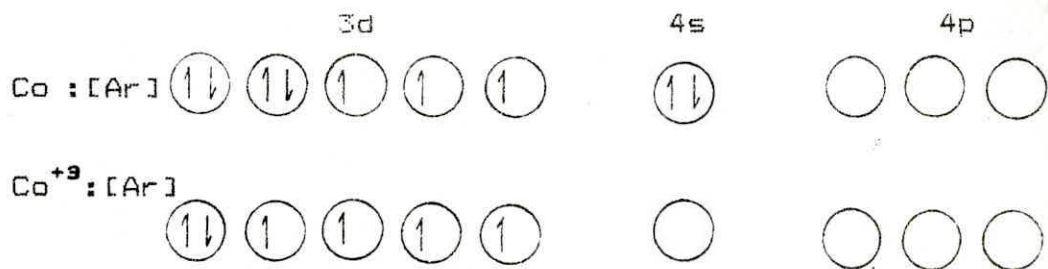
### Enlace átomo central / ligando y geometría de los complejos

Una forma de describir el enlace ión metálico/ligado es a través de la covalencia coordinada: el ión central aporta los orbitales vacíos y los ligandos asociados al átomo central y la estructura geométrica del complejo.

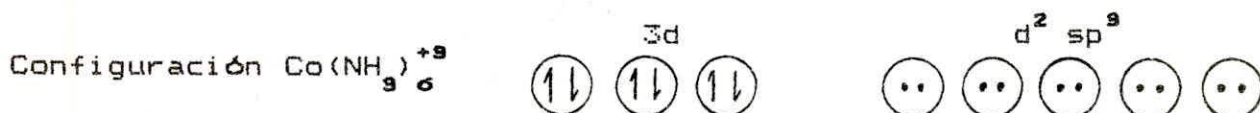
A continuación se muestra un esquema de hibridación y enlaces que explica la fórmula y estructura del ión complejo  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{+3}$



Configuración de valencia.



Para que se pueda formar el complejo en cuestión, se plantea primero un reordenamiento de los electrones para proporcionar dos orbitales "d" vacíos. Los orbitales vacíos "d", "s" y "p" enseguida se hibridan y reciben los pares electrónicos de los ligandos NH<sub>3</sub> (que se representan por círculos):



Nótese que el Co<sup>+3</sup>, adquiere así la configuración del gas noble Kr.

Por las razones expuestas en 4.4 el [Co(NH<sub>3</sub>)<sub>6</sub>]<sup>+3</sup> adquiere una geometría octaédrica.

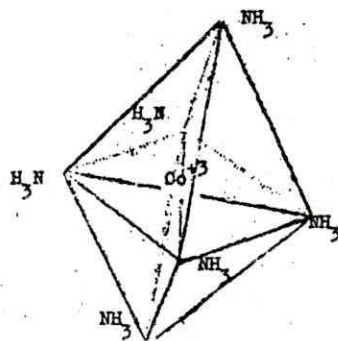


Fig. 4.14. Estructura geométrica del [Co(NH<sub>3</sub>)<sub>6</sub>]<sup>+3</sup>

A continuación, siguiendo las mismas consideraciones, se resume la formación de [(MnBr<sub>4</sub>)]<sup>-2</sup>, [Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]<sup>+</sup> y [Ni(CN)<sub>4</sub>]<sup>-2</sup>.

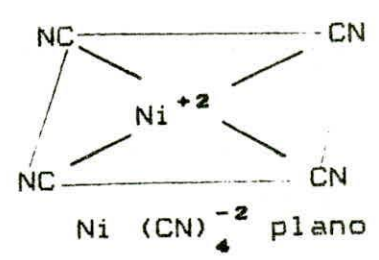
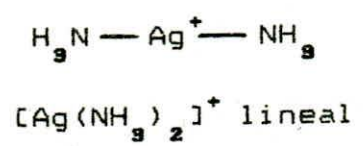
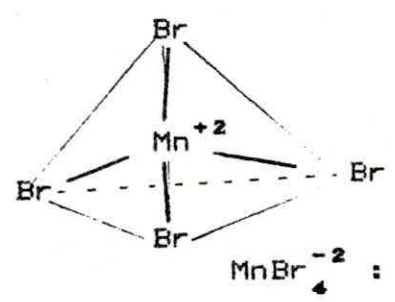
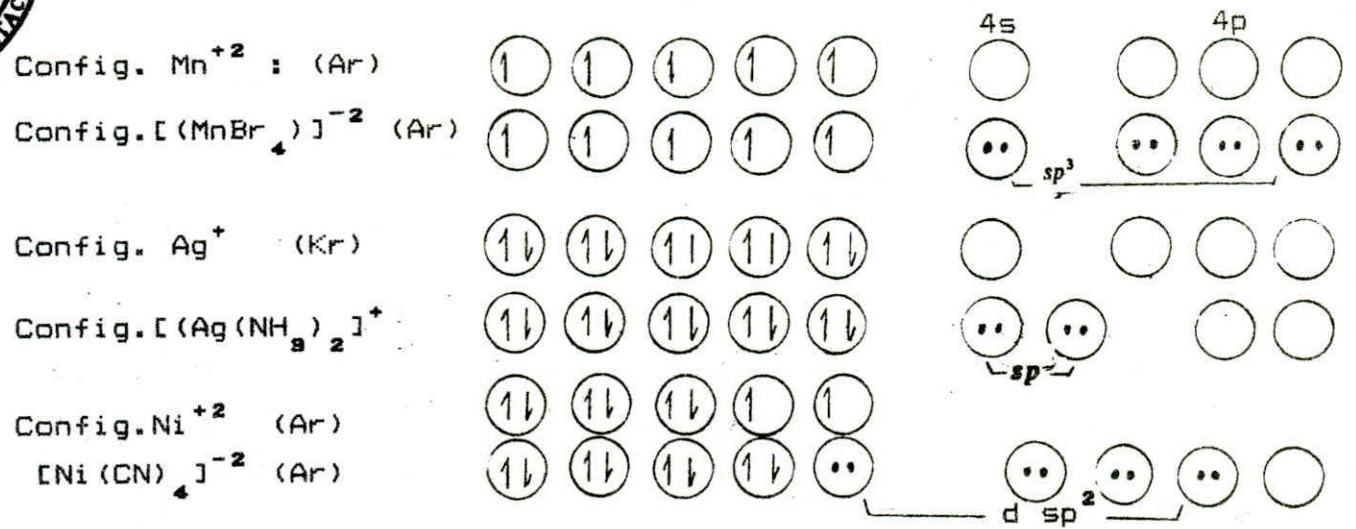


Fig. 4.15. Estructuras geométricas de  $[MnBr_4]^{-2}$ ,  $[Ag(NH_3)_2]^+$  y  $[Ni(CN)_4]^{-2}$ .

El átomo del ligando que se une directamente al metal se conoce como Atomo Donador.

El número de átomos donadores unidos al átomo central se denomina número de coordinación. En el caso de los ejemplos anteriores tenemos:

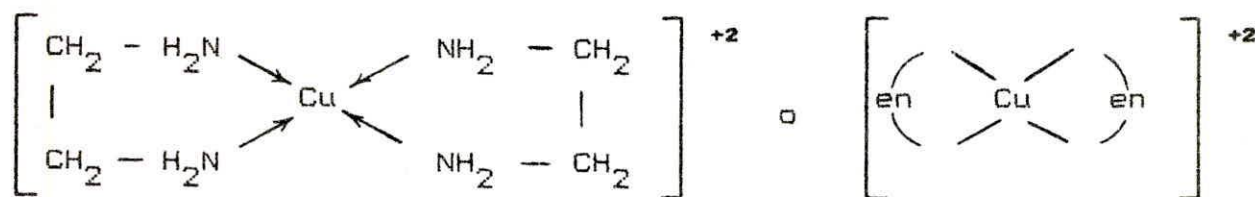
TABLA 4.3. Características de Complejos

COMPLEJO	$[Co(NH_3)_6]^{+3}$	$[MnBr_4]^{-2}$	$[Ag(NH_3)_2]^+$
No. Coordinac.	6	4	2
Atomo Donador	N	Br	N



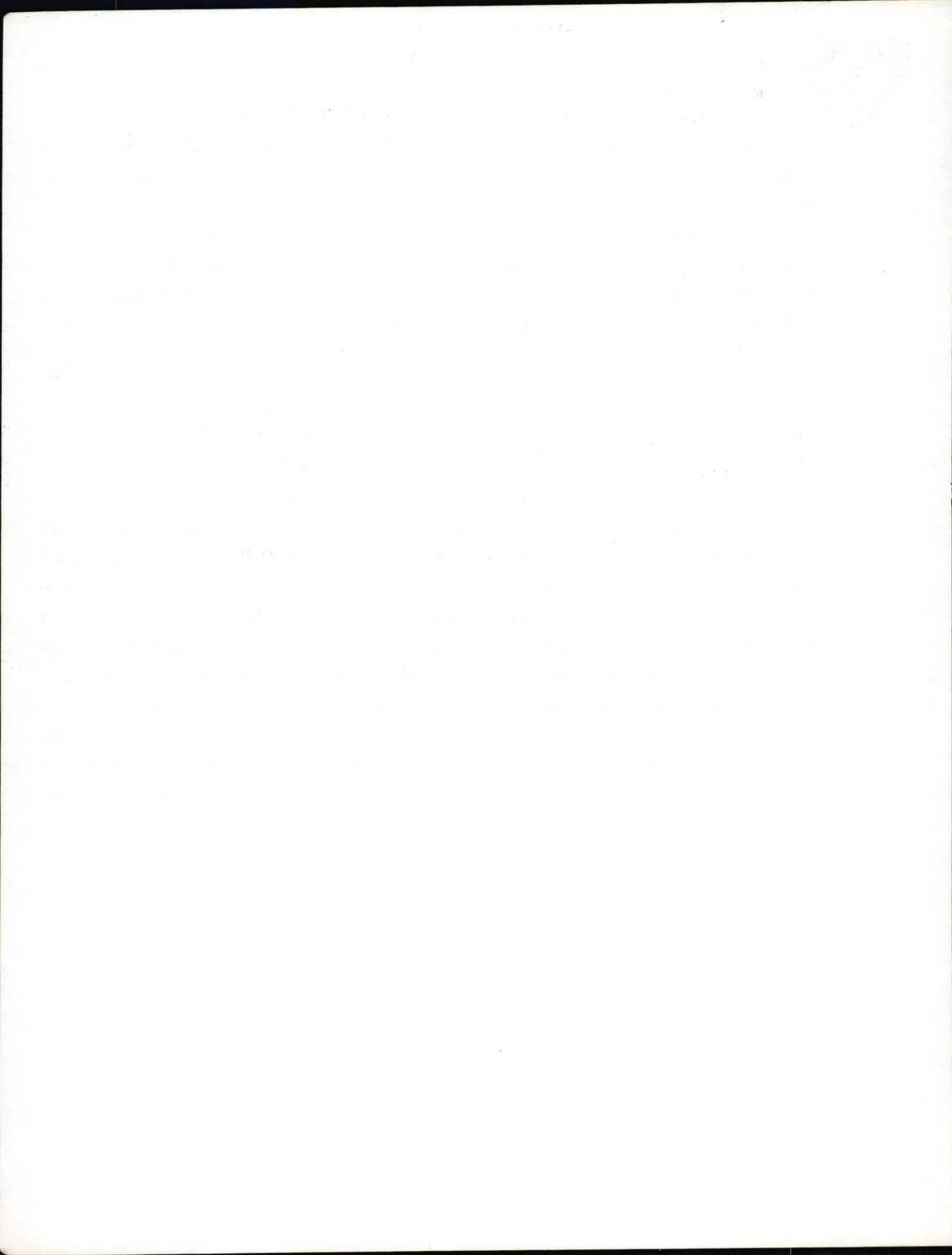
Existen ligandos que poseen dos o más átomos donadores situados de modo que se pueden coordinar simultáneamente con un ión metálico. Estos reciben el nombre de ligandos polidentados, a diferencia de los que se han discutido hasta ahora, que se llaman monodentados.

Un ejemplo de ligando polidentado es la etilendiamina:  $\text{NH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{NH}_2$ , que puede donar dos pares electrónicos, uno por cada átomo de N, por lo que es un ligando bidentado. La estructura del ión complejo  $[\text{Cu}(\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2)_2]^{+2}$  es la siguiente:



Los átomos de Cu, N y C se unen formando anillos. Cuando los enlaces entre un ión metálico y ligandos multidentados generan anillos, se habla de un proceso de quelación; la molécula que resulta es un quelato y el ligando multidentado es un agente quelante. La expresión quelato deriva del griego; Chela: pinza de cangrejo. La forma con que un agente quelante se une a un ión metálico tiene cierta semejanza con una pinza de cangrejo.

El número y la variedad de las aplicaciones de la química de coordinación es impresionante. Entre otras, pueden mencionarse: El proceso fotográfico, análisis cualitativo, galvanoplastia, tratamiento de aguas, etc.





## CAPITULO 5

### ACIDO - BASE

#### 5.1.- Introducción

Desde la antigüedad era conocido el "sabor ácido" de diferentes sustancias como el ácido acético (vinagre), el zumo de limón, la lecha agria, etc. Pero sólo Boyle (1663) introdujo una definición de "ácido" de carácter general: "Los ácidos son aquellas sustancias que dan color "rojo" a determinados pigmentos vegetales de color azul, que disuelven al mármol ( $\text{CaCO}_3$ ) y separan azufre de las disoluciones de determinados compuestos (Ej.;  $\text{Na}_2\text{S}$ ). Las disoluciones que no tienen sabor ácido, sino a lejía o jabón y que cuando se mezclan con los ácidos pueden neutralizarlos, haciendo desaparecer sus acciones reciben el nombre de soluciones alcalinas ( del árabe, al kali = cenizas vegetales). Más tarde se demostró que al mezclar disoluciones ácidas y alcalinas se pueden obtener sales y se les dio el nombre de "bases" (del griego, basis fundamento (en este caso para formar una sal)).

En el siglo pasado, los estudios hechos acerca de la disociación iónica, confieren a los ácidos y bases el carácter de electrolito (sustancias o soluciones conductoras de la electricidad).

Todo se puede resumir de ésta manera: ácido, es una sustancia que contiene hidrógeno en solución acuosa; tiene sabor agrio, enrojece algunos colorantes vegetales (como el tornasol), reacciona con los metales desprendiendo hidrógeno y se comporta como electrolito. Mientras que las bases son sustancias que en solución acuosa; tiene sabor a lejía o jabón, es suave al tacto, vuelve azul algunos colorantes vegetales y se comporta como electrolito.



## 5.2.- Teoría de Arrhenius

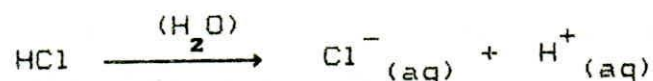
Arrhenius, en 1887, llegó a la conclusión de que las propiedades características de las disoluciones acuosas de los ácidos se debían a los iones hidrógeno,  $H^+$ , mientras que las propiedades típicas de las bases se debían a los iones hidróxilo,  $\bar{O}H$ . Por ello, propuso la siguiente definición:

En disolución acuosa:

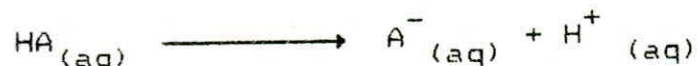
Acido es una sustancia que se disocia produciendo iones hidrógeno,  $H^+$ .

Base es una sustancia que se disocia produciendo iones hidróxilo,  $\bar{O}H$ .

Ejemplos típicos de ácidos, según la definición de Arrhenius, son todos los ácidos clásicos,  $HCl$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$ , etc., que al disolverse en agua se disocian o ionizan en la forma:



se puede generalizar la reacción iónica de la siguiente manera:



También, son ácidos para Arrhenius, las bases conjugadas ácidas:



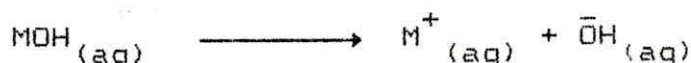
Todas las propiedades "comunes" de las soluciones ácidas se deberían al ión hidrógeno  $H^+$ .

Ejemplo de bases son todos los hidróxidos de metales (en particular de los metales alcalinos y alcalinotérreos) que al disolverse en agua se disocian en la forma:





se puede generalizar la reacción iónica de la siguiente manera:

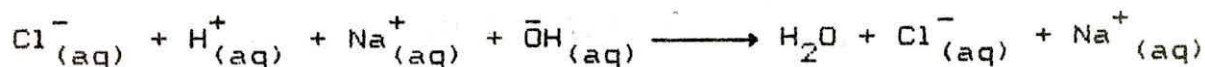


También son bases las sales básicas que poseen iones hidróxilos en su molécula. Ejemplos:  $\text{Ca OHCl}$ ,  $\text{Al(OH)}_2\text{Cl}$ , etc.

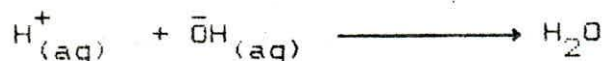
Las propiedades comunes de todas las soluciones básicas, serían debidas, entonces, a la existencia del ión  $\bar{\text{O}}\text{H}$ .

Con la teoría de Arrhenius se comprende fácilmente la capacidad de ácidos y bases de "neutralizar" sus propiedades características entre sí, lo que se llama por esto "reacción de neutralización". Ello debe suponer la desaparición de los iones característicos,  $\text{H}^+$  y  $\bar{\text{O}}\text{H}$ , que se combinan para formar moléculas de agua.

Así, por ejemplo, cuando se mezcla una solución acuosa de ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ ) con otra de hidróxido de sodio ( $\text{NaOH}$ ), la reacción de neutralización puede escribirse en la siguiente forma:



Los iones  $\text{Cl}^-_{(aq)}$  y  $\text{Na}^+_{(aq)}$  prácticamente no han sufrido ninguna modificación (estos iones se encuentran igual que cuando se disuelve  $\text{NaCl}$  en agua), a veces se llaman "iones espectadores", por lo que la reacción de neutralización puede escribirse en la forma iónica neta:



### 5.3.- Teoría de Brönsted y Lowry (PROTONICA)

La teoría de ácidos y bases de Arrhenius supuso un gran avance, pero pronto empezaron a surgir algunas dificultades. Una de las principales es: ¿Cómo sustancias que no contienen grupos  $\text{OH}$  pueden actuar como bases? Este es el caso, por ejemplo, del amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) o del carbonato sódico ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ), una de las bases



más antiguas. Esto hizo necesario ampliar el concepto de ácido y base, a la vez que se extendía a disoluciones no acuosas.

La definición ácido-base de Arrhenius fue ampliada considerablemente por las definiciones propuestas independientemente en 1923 por los químicos: Brønsted (Danés) y Lowry (Inglés). Además de incluirla.

Como se sabe el ión hidrógeno,  $H^+$ , no puede existir como tal en disolución acuosa, sino que se encuentra en forma de ión hidronio,  $H_3O^+$ .

Cuando un ácido se disuelve en agua, es lógico suponer que el ión  $H_3O^+$  se forma por la "transferencia de un protón" desde la molécula del ácido a una molécula de agua.

Ejemplo: Disociación del HCl:



si se generaliza la reacción tenemos:



Estas consideraciones condujeron a los químicos J.N. Brønsted y T.M. Lowry a proponer, la nueva teoría llamada "protónica" por algunos autores.

La ecuación anteriormente descrita, nos explica la ventaja de hacer intervenir explícitamente al disolvente, que juega un papel importante en las reacciones Acido-Base.

De esta forma se define los ácidos y bases, así:

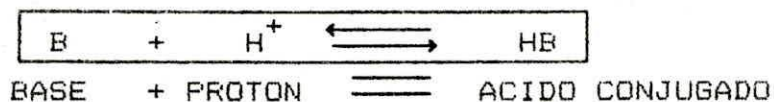
- Acido: Es una sustancia capaz de ceder un protón (a una base)



ACIDO = BASE CONJUGADA + PROTON

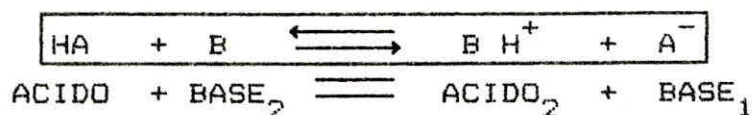


- **Base:** Es una sustancia capaz de aceptar un protón (de un ácido).



Las reacciones ácido-base, según esta definición, son reacciones de transferencia de "protones".

Una reacción ácido-base se puede escribir en forma general, de la siguiente manera:



Las especies de cada pareja, HA/A<sup>-</sup> y BH<sup>+</sup>/B, que forman parte, en toda reacción ácido-base, reciben el nombre de "pares ácidos-base conjugados".

**NOTA:** Tanto los "ácidos" como las "bases" solamente presentan su propiedad de "ceder protones" o de "capturar protones", cuando se encuentran en presencia de otras sustancias en capacidad para aceptarlas respectivamente.

Por lo tanto, los conceptos "ácido" y de "base" "no" caracterizan "un estado" de una partícula o sustancia, sino una "función" de la misma. Es decir, el concepto de "ácido" o de "base" es relativo.

**Por ejemplo:** El agua actúa como **base** frente al HCl, aceptando un protón; en cambio, actúa como **ácido** cediendo un protón, frente al NH<sub>3</sub> y carbonato.

Las sustancias que pueden comportarse, como ácido o como base se llaman **ANFIPROTICAS** (o anfólitos).

Ejemplo: H<sub>2</sub>O, HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>, NH<sub>3</sub>, etc.

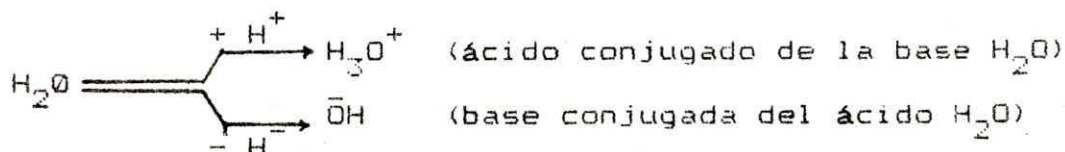
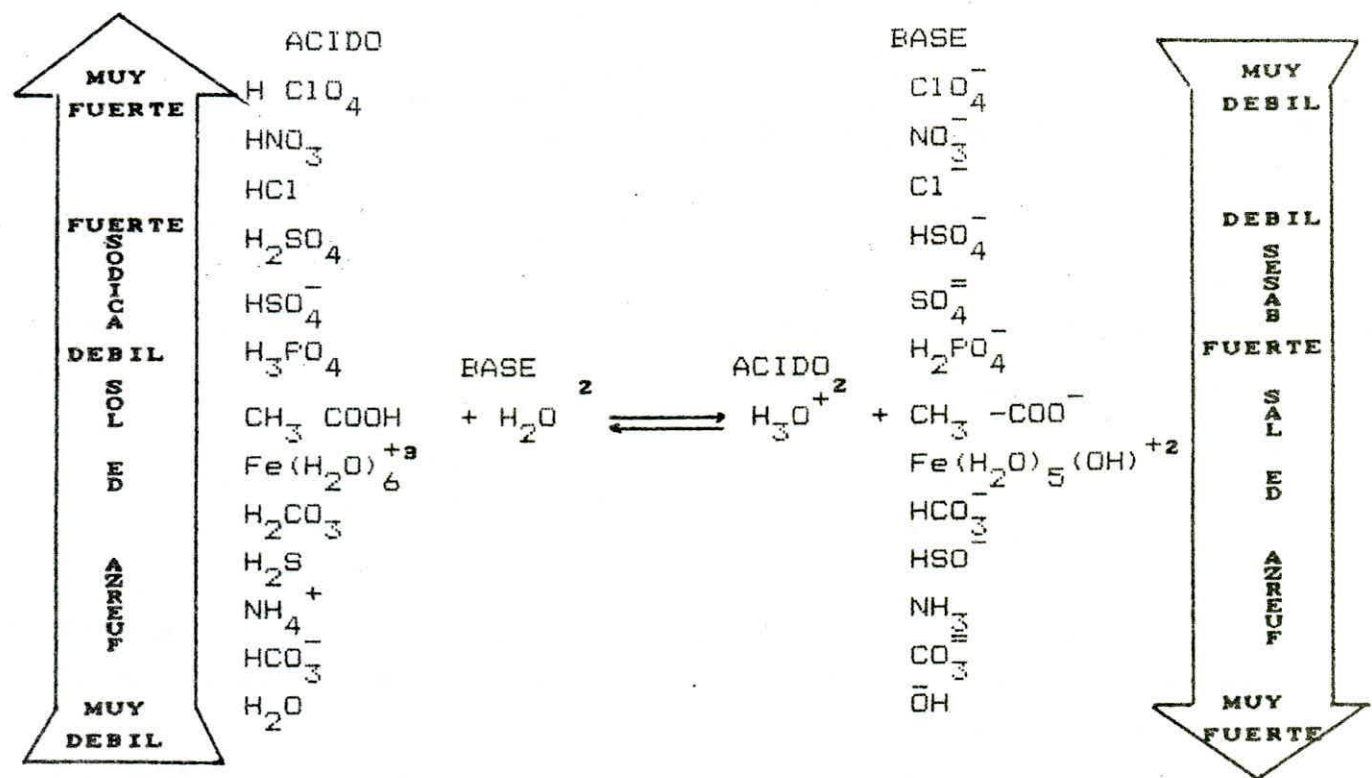


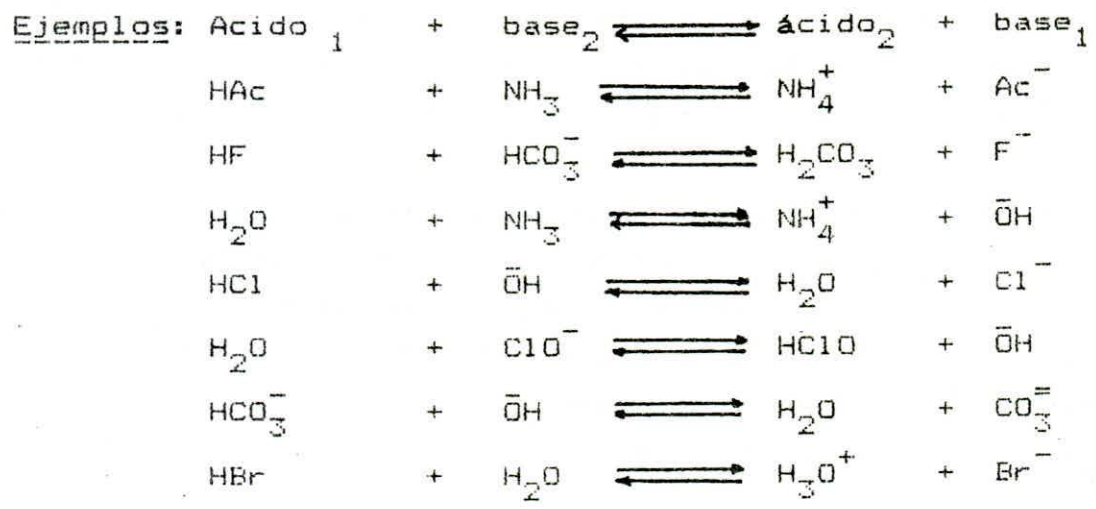


TABLA DE EQUILIBRIOS ACIDO-BASE TÍPICOS EN EL SENO DEL H<sub>2</sub>O



"La neutralización"

Según Brønsted-Lowry, es la reacción que ocurre cuando se transfiere el protón de un ácido a una base.



Se puede concluir que los procesos de captura o cesión de protones (Protólisis) transcurren en forma reversible y que el "ácido" y su "base conjugada" forman un par "ácido/base". Además, es evidente

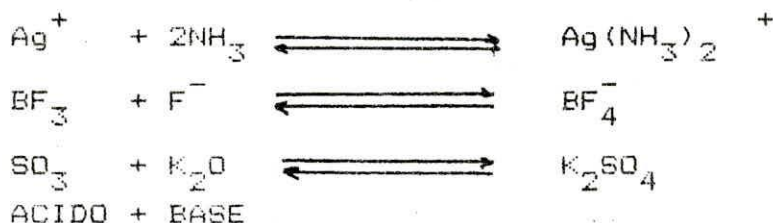


que si un "ácido es fuerte" (gran tendencia a ceder un protón) su "base conjugada" mostrará muy poca tendencia a aceptar de nuevo el protón, esto es, será débil. En cambio, si un "ácido es débil", su "base conjugada" será fuerte. En general, "cuanto más fuerte sea un ácido tanto más débil será su base conjugada, y viceversa.

#### 5.4.- Teoría de Lewis

La teoría de Bröndsted-Lowry comprende practicamente a todas las sustancias que se comportan como ácidos. En cambio, existen muchas sustancias que no contienen hidrógeno (por lo que no pueden ceder protones) y, sin embargo, se comportan como ácidos. Cómo puede explicarse este comportamiento? Para ello fue necesario, de nuevo, ampliar dicha teoría.

Como hemos indicado anteriormente, la teoría protónica, por definición, limita el concepto de ácido a sustancias que contengan hidrógeno. Sin embargo, moléculas neutras o iones, que no contienen hidrógeno, como:  $\text{SO}_3$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{BF}_3$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Al}^{+++}$  etc., pueden comportarse como ácidos y reaccionar con bases, a las que neutralizar, bien en disolución (acuosa o no acuosa) o incluso en ausencia de disolvente. Por ejemplo:



Teniendo en cuenta como se forma el "enlace" entre la pareja ácido-base, G.N. Lewis, primero en 1923, enunció una teoría más general de ácidos y bases, que desarrolló más tarde, en 1938, según la cual:

Acido : es una sustancia que puede "aceptar la compartición de una pareja de electrones.



**Base** : es una sustancia que puede "ceder, para compartir, una pareja de electrones.

Las moléculas de los ácidos, frecuentemente tienen 6 electrones en vez de 8 en su capa de valencia. Como ocurre por ejemplo en  $\text{BF}_3$ ,  $\text{AlCl}_3$ , así como en los óxidos de no-metales (anhídridos), y en muchos cationes metálicos (especialmente los metales de transición) que al perder electrones adquieren "carácter electrófilo", es decir, atraen electrones, como son:  $\text{Al}^{+++}$ ,  $\text{Fe}^{+3}$ ,  $\text{Cu}^{++}$ , etc. Ahora bien, el protón ( $\text{H}^+$ ) como es obvio, tiene vacío el orbital  $1s$ , por lo que se comporta como un ácido de Lewis.

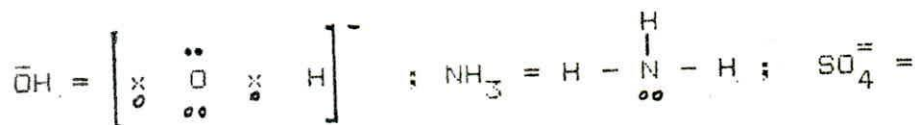
Las moléculas de las bases, presentan "nucleofilia", es decir, atacan de preferencia las zonas desprovistas de electrones.

Son bases típicas, algunas moléculas como ocurre en  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{R}_3\text{N}$  (aminas),  $\text{R}_2\text{O}$  (éteres) y los iones como:  $\text{OH}^-$ ,  $\text{O}^{2-}$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{O}_2^-$ ,  $\text{CN}^-$ , etc.

Es evidente que; los "ácidos" y las "bases" son sustancias descritas comunmente como "aceptoras" o "dadoras" de pares electrónicos.

Ver los  $e^-$  libres de una base

Ejemplo:



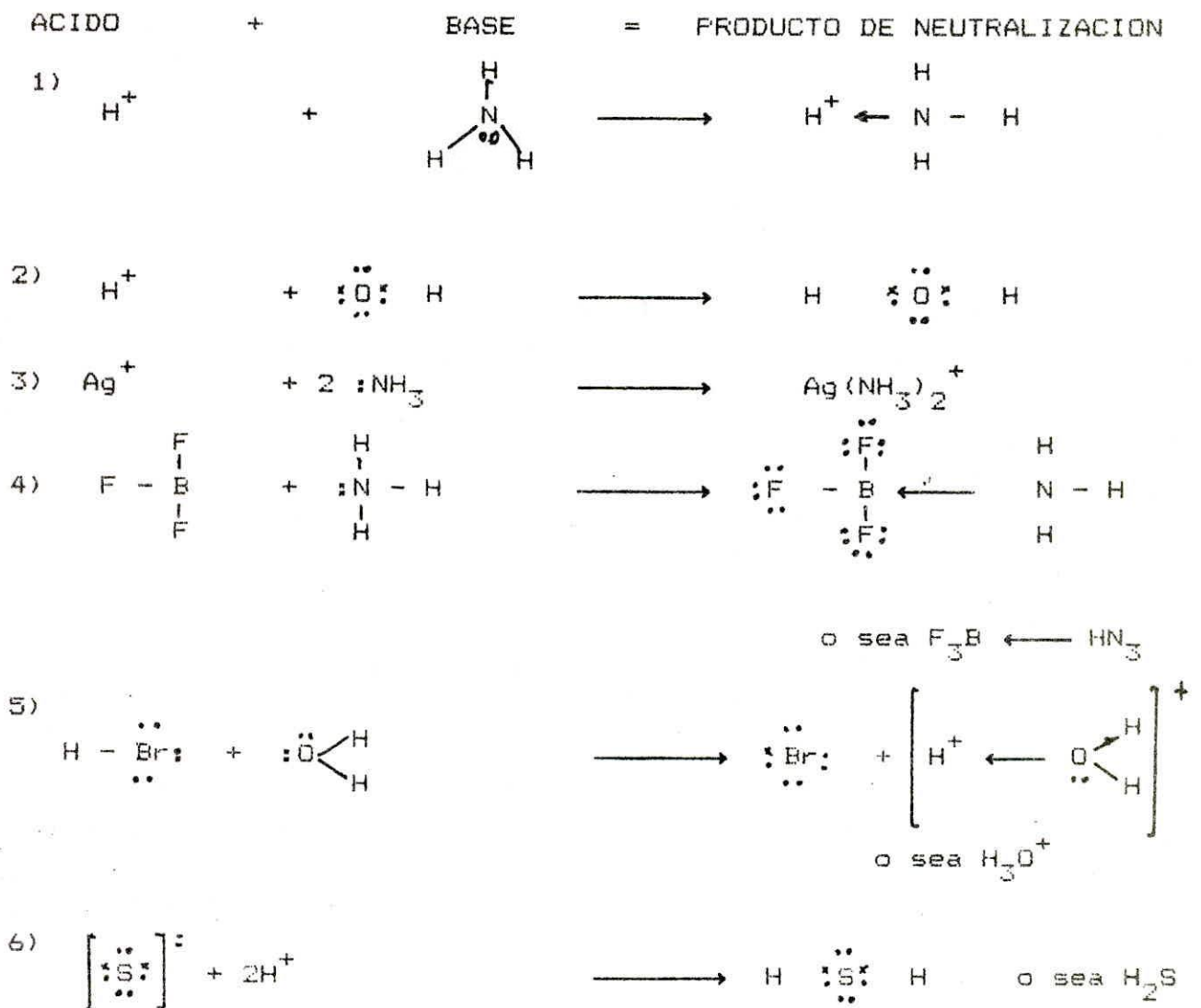
Como se puede ver Lewis no ha hecho otra cosa, que hacer una "radiografía" acerca de la estructura interna de las bases de Brönsted-Lowry; quienes sólo se preocuparon del  $\text{H}^+$  como signo inequívoco del carácter ácido.



## La neutralización

Es el resultado de la reacción entre un ácido y una base, es un producto con la formación de "enlace covalente coordinado" (o dativo).

Este concepto incorpora la teoría de Brönsted y además muchos otros, como los realizados en "fase sólida" y en "fase gaseosa", además de reacciones de compuestos orgánicos. Utilizando los diagramas de Lewis, observamos las siguientes reacciones. Ejemplo:





Esta teoría es de gran amplitud, por cuanto, no está vinculada a ningún "ión determinado", ni necesita la presencia de disolvente.

La teoría de Lewis por ser más general que las dos anteriores, es necesaria para explicar el comportamiento como ácidos de algunas sustancias. No obstante, en disoluciones acuosas y, en general, en disolventes hidrogenados como amoníaco, alcoholes, ácido acético, etc.) es suficiente la teoría de Brönsted-Lowry.