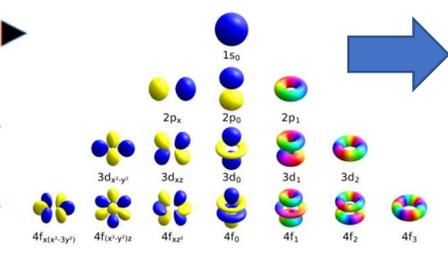
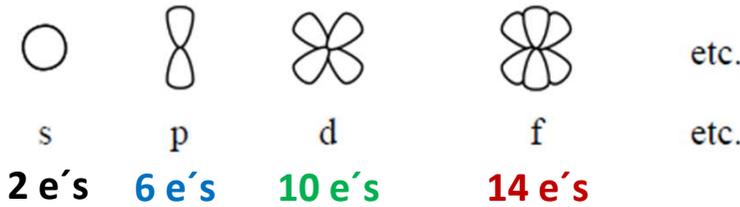


¿Cuáles son los números cuánticos?

# electrones (e's) >> ENERGÍA



**“Principio de Exclusión de Pauli”**  
 2 e's del mismo átomo NO pueden tener los mismos 4 números cuánticos.

$n$  ( $n > l$ )  
 $l$  ( $l = 0 \dots n - 1$ )  
 $m$  ( $m = -l \dots 0 \dots +l$ )  
 $s$  (+1/2, -1/2)

nivel energético (tamaño)  $1, 2, 3, 4 \dots$   
 subnivel energético (geometría)  $0 \rightarrow n - 1$   
 Orientación  $-l \dots 0 \dots +l$   
 sentido del giro  $1/2 \text{ ó } -1/2$



$n \quad l \quad m \quad s$   
 $(3, 0, 0, 1/2)$  ó  $(3, 0, 0, -1/2)$

$\uparrow$   $\downarrow$   
**3s** **3s**

¿Cuáles son los números cuánticos permitidos para el sodio?



- a)  $(3, 2, 0, 1/2)$     b)  $(2, 1, -1, 1/2)$     c)  $(1, 1, 0, -1/2)$

- d)  $(3, 3, 2, 1/2)$

¿Cuáles son los números cuánticos pueden existir en un átomo?

$(n, l, m, s)$

- a)  $(2, -1, 1, 1/2)$     b)  $(3, 1, 0, 1/2)$     c)  $(3, 1, 0, -1/2)$   
 d)  $(3, 0, 0, -1/2)$

NIVELES DE ENERGÍA "n"	SUBNIVELES "l"	ORBITALES "m"	ELECTRONES MAXIMO EN NIVEL $2n^2$
1	l=0 s	1 0	2 e 2
2	l=0 s l=1 p	1 0 3 -1, 0, +1	2 e 6 e 8
3	l=0 s l=1 p l=2 d	1 0 3 -1, 0, +1 5 -2, -1, 0, +1, +2	2 e 6 e 10 e 18
4	l=0 s l=1 p l=2 d l=3 f	1 0 3 -1, 0, +1 5 -2, -1, 0, +1, +2 7 -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	2 e 6 e 10 e 18 e 32



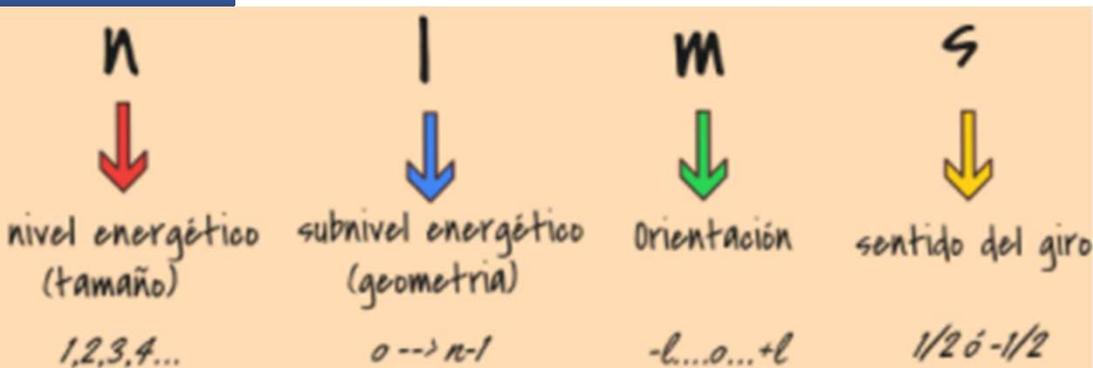
“QUÍMICA”

¿Cuáles son los números cuánticos?

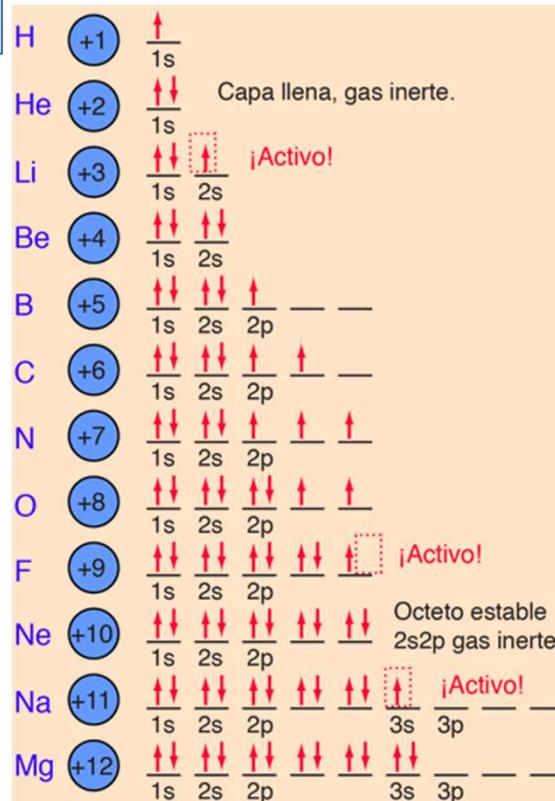
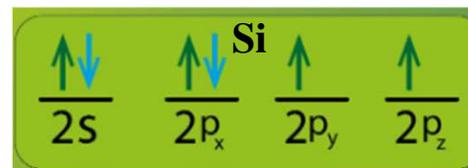
“Principio de Exclusión de Pauli”

2 e's del mismo átomo NO pueden tener los mismos

4 números cuánticos.



NIVELES DE ENERGÍA "n"	SUBNIVELES "l"	ORBITALES "m"	ELECTRONES MAXIMO EN NIVEL 2n <sup>2</sup>
1	l=0 s	1 0	2 e 2
2	l=0 s l=1 p	1 0 3 -1, 0, +1	2 e 6 e 8
3	l=0 s l=1 p l=2 d	1 0 3 -1, 0, +1 5 -2, -1, 0, +1, +2	2 e 6 e 10 e 18
4	l=0 s l=1 p l=2 d l=3 f	1 0 3 -1, 0, +1 5 -2, -1, 0, +1, +2 7 -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	2 e 6 e 10 e 18 e 32

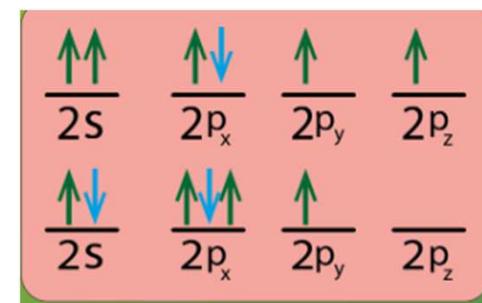


24Cr: [Ar] 4S<sup>2</sup> 3p<sup>4</sup>

(n, l, m, s)

(3, 1, 1, -1/2)

NO



(n, l, m, s)

84Po  
[Xe] 6s<sup>2</sup> 4f<sup>14</sup> 5d<sup>10</sup> 6p<sup>4</sup>

(6, 1, 0, 1/2)

(6, 1, 1, -1/2)

(6, 1, 1, 1/2)

(6, 1, 0, -1/2)

(6, 1, -1, 1/2)

(4, 5, 6, -1/2)



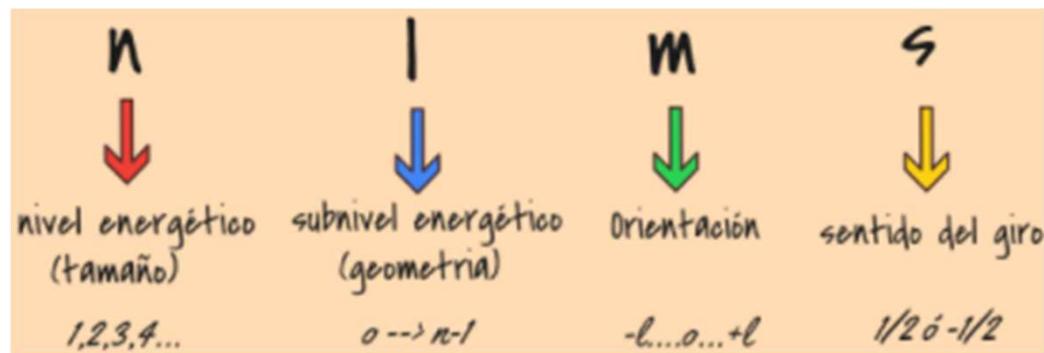
UNAM

“QUÍMICA”



UNAMATH

“QUÍMICA”



NIVELES DE ENERGÍA "n"	SUBNIVELES "l"	ORBITALES "m"	ELECTRONES MAXIMO EN NIVEL $2n^2$
1	l=0 s	1 0	2 e 2
2	l=0 s l=1 p	1 0 3 -1, 0, +1	2 e 6 e 8
3	l=0 s l=1 p l=2 d	1 0 3 -1, 0, +1 5 -2, -1, 0, +1, +2	2 e 6 e 10 e 18
4	l=0 s l=1 p l=2 d l=3 f	1 0 3 -1, 0, +1 5 -2, -1, 0, +1, +2 7 -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	2 e 6 e 10 e 18 e 32

01. De las siguientes combinaciones de números cuánticos, indique la que **no** es solución permitida de la ecuación de Schrödinger.

- a) 3, 2, 0, +1/2  
 b) 7, 0, 0, -1/2  
 c) 4, 3, -3, +1/2  
 d) 2, 2, 2, -1/2  
 e) 5, 4, 3, -1/2



02. Indicar qué representación cuántica es correcta:

- a) 2, 2, 0, -1/2  
 b) 2, 1, -2, +1/2  
 c) 3, 0, -3, +1/2  
 d) 4, 2, 2, +1/2  
 e) 5, 2, -1, -1/4

03. ¿Cuál de las representaciones correspondería un electrón ubicado en el subnivel 5p?

- a) 5, 0, 0, +1/2  
 b) 5, 1, 2, -1/2  
 c) 5, 2, 2, +1/2  
 d) 5, 2, 0, -1/2

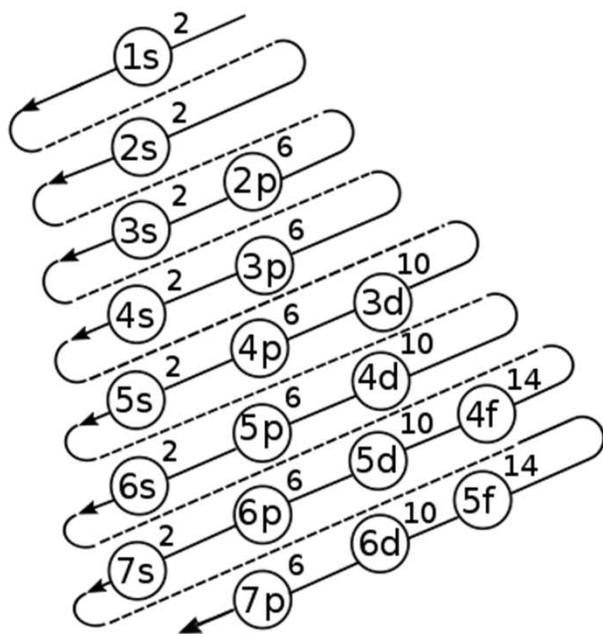


e) 5, 1, -1, +1/2

De acuerdo con su posición en la tabla periódica, ¿cuántos electrones tiene el átomo de carbono en su segundo nivel de energía?

- A) Dos.
- B) Cuatro. ←
- C) Ocho.
- D) Seis.

$^{31}\text{X}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$



Determine si las especies  $_{37}\text{Rb}$  ó  $_{39}\text{Y}^{2+}$  presentan la misma configuración electrónica.

- a) Sí.
- b) No.
- c) Tal vez.
- d) Faltan datos.
- e) Imposible saber.

¿Cuál es el Principio de incertidumbre de Heisenberg ?

- A) 2 e's del mismo átomo NO pueden tener los mismos 4 números cuánticos.
- B) Los átomos aislados, a pesar de ser neutros, generalmente no son estables.
- C) NO es posible determinar simultáneamente la posición y la velocidad del electrón
- D) Sólo se puede ocupar los orbitales con un máximo de dos electrones, en orden creciente de energía orbital; los orbitales de menor energía se llenan antes de los de mayor energía.

¿Cuál es el principio de construcción de Aufbau?

- A) 2 e's del mismo átomo NO pueden tener los mismos 4 números cuánticos.
- B) Los átomos aislados, a pesar de ser neutros, generalmente no son estables.
- C) NO es posible determinar simultáneamente la posición y la velocidad del electrón
- D) Sólo se puede ocupar los orbitales con un máximo de dos electrones, en orden creciente de energía orbital; los orbitales de menor energía se llenan antes de los de mayor energía.

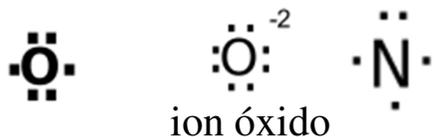
-La probabilidad de encontrar un electrón en una determinada región del espacio alrededor de un núcleo, viene regulada por la ecuación de:

- A) Ecuación de onda de Schödinger.
- B) Ecuación de la relatividad de Einstein.
- C) Ecuación de Heisenberg.
- D) Ecuaciones de Newton.

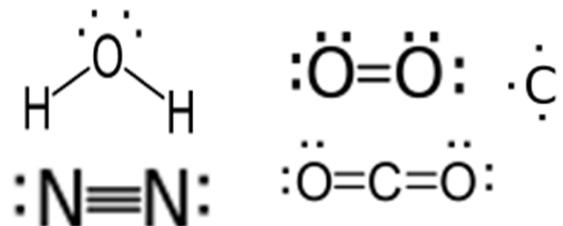
¿Cuál es el Principio de exclusión de Pauli?

- A) 2 e's del mismo átomo NO pueden tener los mismos 4 números cuánticos.
- B) Los átomos aislados, a pesar de ser neutros, generalmente no son estables.
- C) NO es posible determinar simultáneamente la posición y la velocidad del electrón
- D) Sólo se puede ocupar los orbitales con un máximo de dos electrones, en orden creciente de energía orbital; los orbitales de menor energía se llenan antes de los de mayor energía.

Los átomos aislados, a pesar de ser neutros, generalmente no son estables.



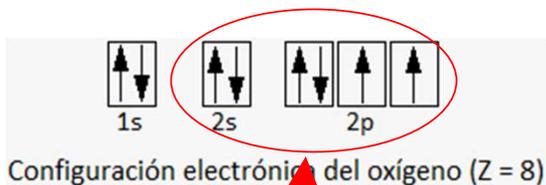
Formar enlaces químicos (moléculas)



¿Qué es la regla del octeto?

La estructura de Lewis (o regla de octeto), es una representación gráfica que muestra los pares de electrones en guiones o puntos de enlaces entre los átomos de una molécula y los pares de electrones solitarios.

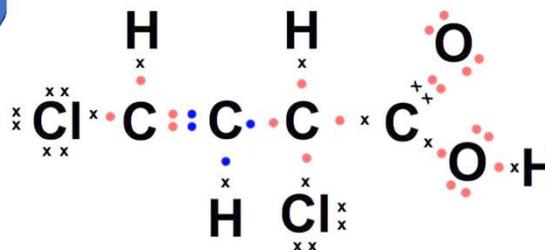
n	H 1											He 2
1												
2	Li 3	Be 4	B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10				
3	Na 11	Mg 12	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18				



Capa Valencia de los ATOMOS

Regla de octeto (ESTABILIDAD)

Capa Valencia de los



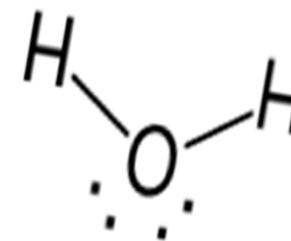
H	+1	$1s^1$			
He	+2	$1s^2$	Capa llena, gas inerte.		
Li	+3	$1s^2 2s^1$	$2s^1$	¡Activo!	
Be	+4	$1s^2 2s^2$			
B	+5	$1s^2 2s^2 2p^1$	$2p^1$		
C	+6	$1s^2 2s^2 2p^2$	$2p^2$		
N	+7	$1s^2 2s^2 2p^3$	$2p^3$		
O	+8	$1s^2 2s^2 2p^4$	$2p^4$		
F	+9	$1s^2 2s^2 2p^5$	$2p^5$	¡Activo!	
Ne	+10	$1s^2 2s^2 2p^6$	Octeto estable 2s2p gas inerte.		
Na	+11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$3s^1$	¡Activo!	
Mg	+12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$			

1	H •	
3	Li •	4 • Be •
11	Na •	12 • Mg •
19	K •	20 • Ca •
37	Rb •	38 • Sr •
55	Cs •	56 • Ba •
87	Fr •	88 • Ra •

5	B •	6 • C •	7 • N •	8 • O •	9 • F •	10 • Ne •
13	Al •	14 • Si •	15 • P •	16 • S •	17 • Cl •	18 • Ar •
31	Ga •	32 • Ge •	33 • As •	34 • Se •	35 • Br •	36 • Kr •
49	In •	50 • Sn •	51 • Sb •	52 • Te •	53 • I •	54 • Xe •
61	Tl •	62 • Pb •	63 • Bi •	64 • Po •	65 • At •	66 • Rn •

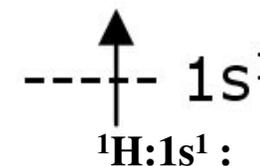
En la fórmula del H<sub>2</sub>O existen 2 \_\_\_\_\_ de hidrógeno y 1 \_\_\_\_\_ de oxígeno.

- A) moléculas – átomo
- B) átomos – átomo ←
- C) moléculas – molécula
- D) átomos – molécula

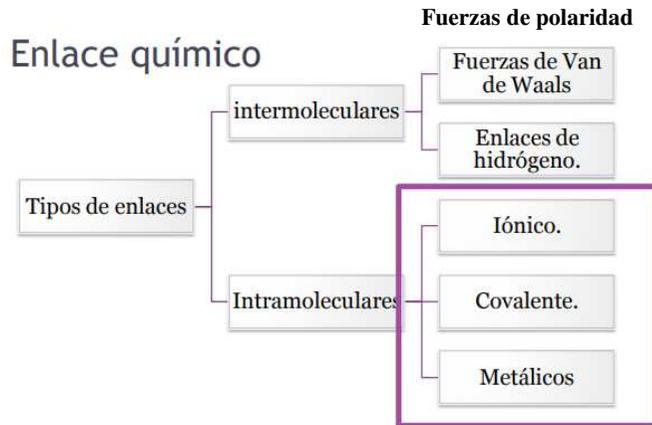


La estructura de Lewis del hidrógeno atómico es

- A) H–H
- B) H:H
- C) H<sub>2</sub>
- D) H • ←



¿Qué son las fuerzas inter- e intra- moleculares?  
¿Qué tipo de enlaces hay y cuales son más fuertes?

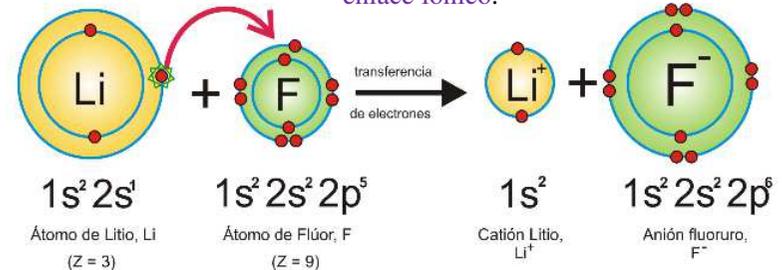


## Enlace iónico

-Los **átomos** con **características metálicas** (grupo 1 y 2) **ceden** **electrones** de valencia y se transforman en **cación (+)**.

+ -Los **átomos** **no metálicos** (grupo 16 y 17) **reciben electrones** y se transforman en **anión (-)**.

En este proceso de **transferencia de electrones** se forman iones. y se conoce como **enlace iónico**.

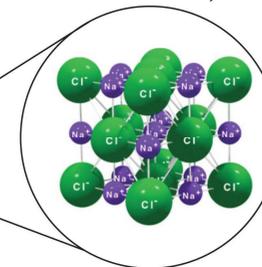


## Unión de iones

Los iones Na<sup>+</sup> y Cl<sup>-</sup> se atraen debido a que sus cargas son de signo contrario:

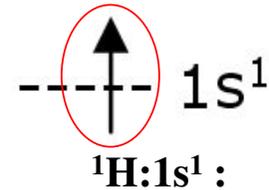
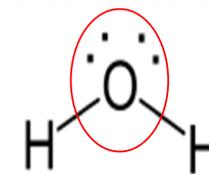
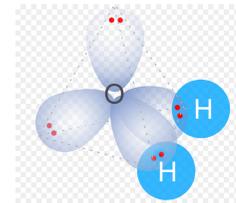
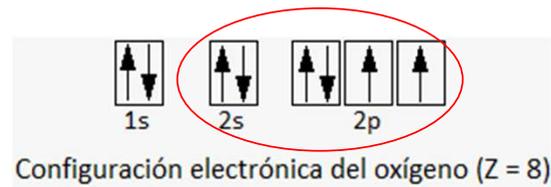
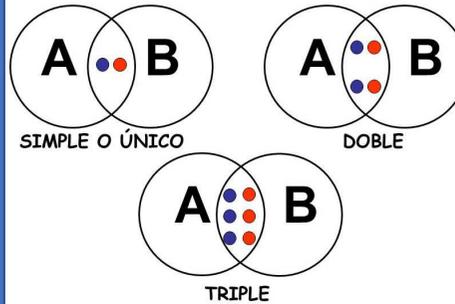
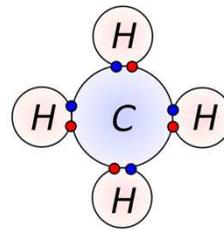
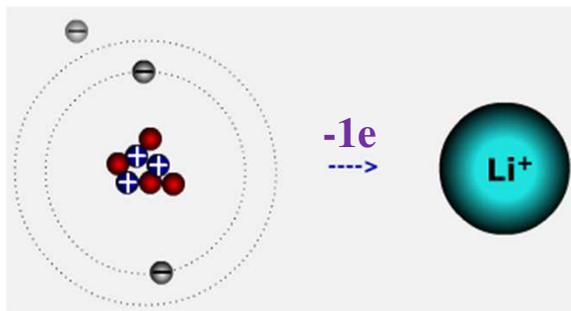
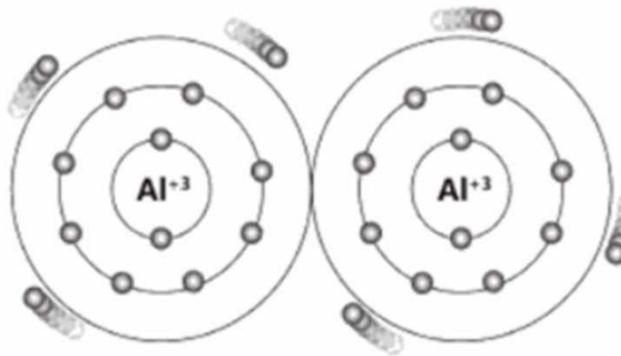
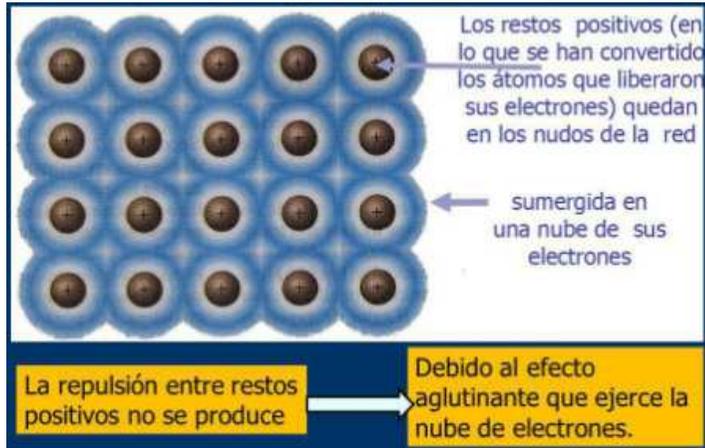


“Los iones se ubican de forma **ordenada** y forman una estructura tridimensional, llamada red cristalina.



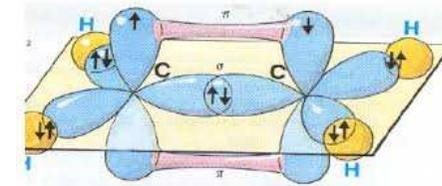
IÓNICO	COVALENTE	METÁLICO
Metal-No metal	No metal- No metal	Metal - Metal
Transferencia de electrones	Compartición de electrones	Compartición de electrones
Produce CRISTALES IÓNICOS	Puede producir CRISTALES COVALENTES (Atómicos) y MOLÉCULAS	Produce CRISTALES METÁLICOS
	FUERZAS INTERMOLECULARES	
 Cloruro sodio	 Diamante  Agua	 Oro
 Fluorita	 Sílice  Butano	 Aluminio

## Enlace metálico



## Enlace covalente

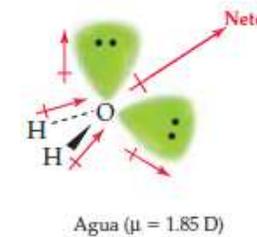
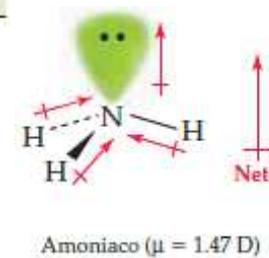
No metal- No metal  
Compartición de electrones



### Momentos dipolares de algunos compuestos comunes

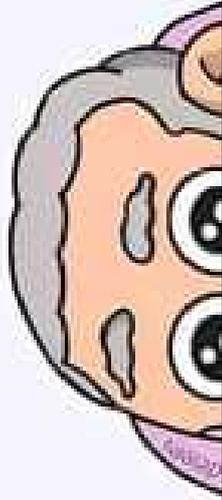
Compuesto	Momento dipolar (D)
NaCl*	9.0
CH₃Cl	1.87
H₂O	1.85
NH₃	1.47
CO₂	0
CCl₄	0

¿Qué molécula es más polar?  
R: la que tiene un mayor momento dipolar



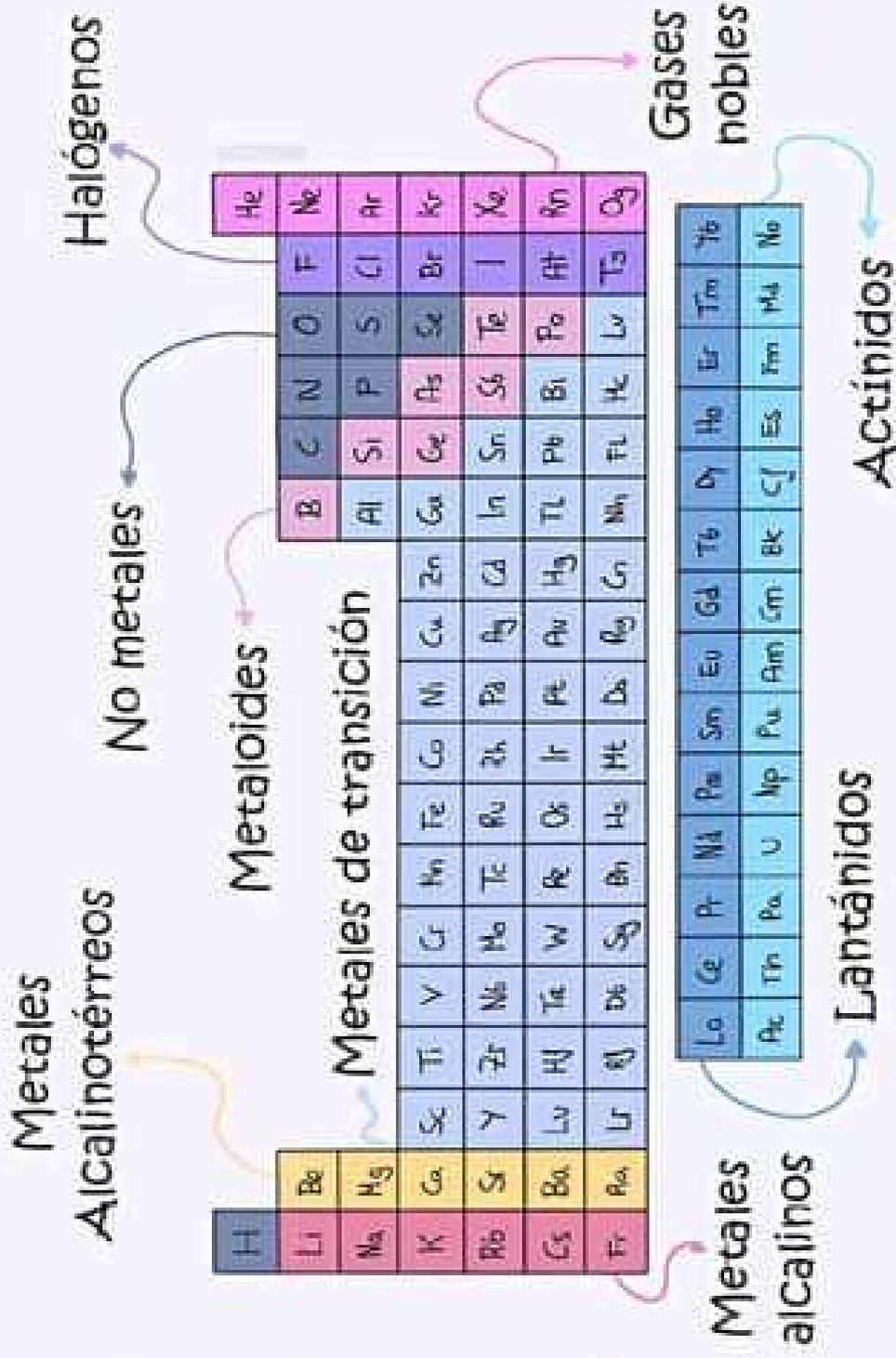
Selecciona la opción en la que únicamente se incluyen elementos metálicos.

- A) Al, Fe, S, I
- B) F, Cl, Br, I
- C) Sn, C, Cu, Fe
- D) Li, Fe, Al, Cu



El sodio es un \_\_\_\_\_ y se localiza a la \_\_\_\_\_ de la tabla periódica.

- A) metal – izquierda
- B) no metal – izquierda
- C) no metal – derecha
- D) metal – derecha





UNAM

“QUÍMICA”

## Estructura Atómica y Tabla Periódica

# ELECTRONEGATIVITY

H																	He
2,1																	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
1,0	1,6											2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
0,9	1,2											1,5	1,8	2,1	2,5	3,0	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
0,8	1,0	1,3	1,5	1,6	1,6	1,5	1,8	1,9	1,9	1,9	1,6	1,6	1,8	2,0	2,4	2,8	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
0,8	1,0	1,2	1,4	1,6	1,8	1,9	2,2	2,2	2,2	1,9	1,7	1,7	1,8	1,9	2,1	2,5	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
0,7	0,9	1,0	1,3	1,5	1,7	1,9	2,2	2,2	2,2	2,4	1,9	1,8	1,9	1,9	2,0	2,1	

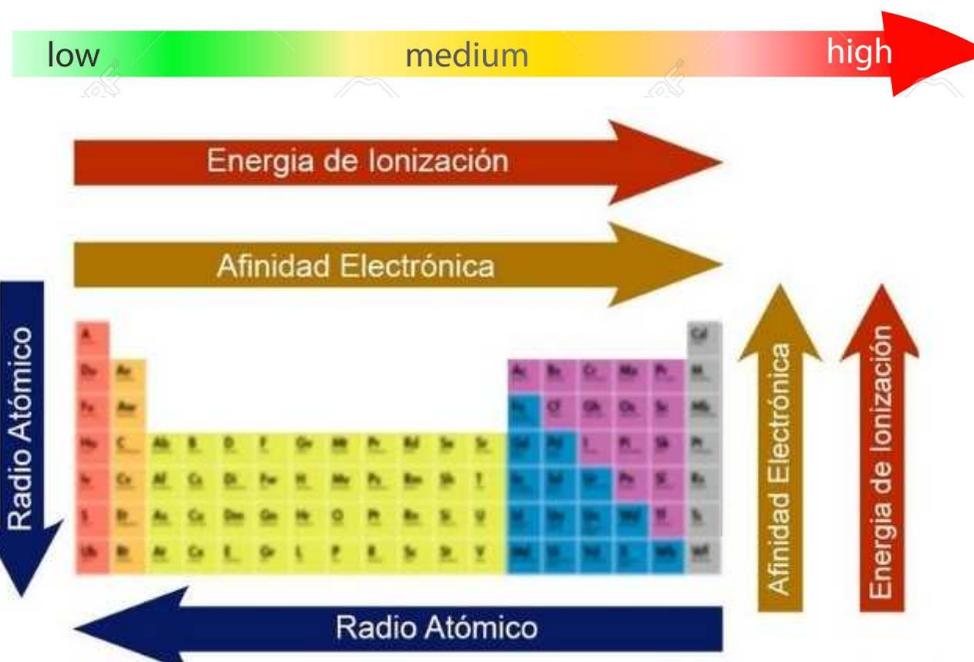


UNAMATH

“QUÍMICA”

De acuerdo con la ubicación de los elementos en la tabla periódica, a lo largo de un periodo de izquierda a derecha la energía de ionización

- A) aumenta.
- B) es constante.
- C) disminuye.
- D) se anula.





## Estructura Atómica y Tabla Periódica

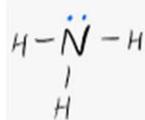
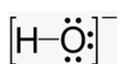
# ELECTRONEGATIVITY



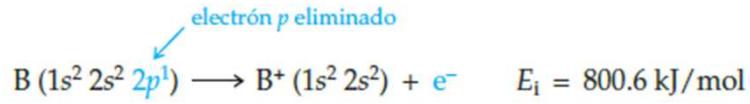
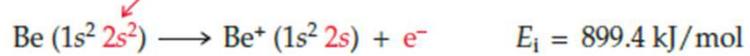
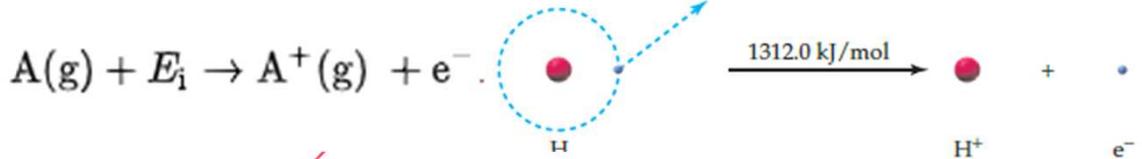
H																	He
2,1																	Ne
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
1,0	1,6											2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
0,9	1,2											1,5	1,8	2,1	2,5	3,0	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
0,8	1,0	1,3	1,5	1,6	1,6	1,5	1,8	1,9	1,9	1,9	1,6	1,6	1,8	2,0	2,4	2,8	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
0,8	1,0	1,2	1,4	1,6	1,8	1,9	2,2	2,2	2,2	1,9	1,7	1,7	1,8	1,9	2,1	2,5	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
0,7	0,9	1,0	1,3	1,5	1,7	1,9	2,2	2,2	2,2	2,4	1,9	1,8	1,9	1,9	2,0	2,1	



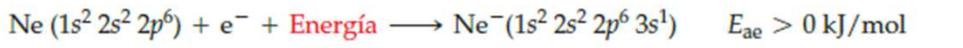
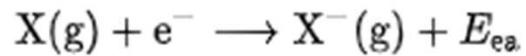
La **electronegatividad** es una medida de la capacidad de un átomo de atraer hacia sí mismo los electrones que comparte



**Energía de ionización** es la energía para separar un electrón en su estado fundamental de un átomo en estado gaseoso.



La **afinidad electrónica**. Energía liberada cuando un átomo gaseoso neutro en su estado fundamental (en su menor nivel de energía) captura un electrón y forma un ion mononegativo:





**MENDELEIEV, DIMITRI IVÁNOVICH** (1834-1907), químico ruso conocido sobre todo por haber elaborado la tabla periódica de los elementos químicos.

## TABLA PERIÓDICA

**Mendeleiev** intentó clasificar los elementos según sus propiedades químicas.

- En **1869** publicó la primera versión de la tabla periódica. En **1871**, publicó una versión corregida en la que dejaba **espacios vacíos** para elementos todavía **desconocidos**.

Galio, Germanio y Escandio.

## CRONOLOGÍA

→ **Döbereiner**, en 1817 y 1829, publicó algunos artículos → **Triadas**:

Si los **elementos de propiedades similares** se clasifican en **triadas** y en función **creciente a sus masas atómicas**, se observa que la **masa atómica** del **segundo** elemento es aproximadamente igual al **promedio** de las masas atómicas de **los otros dos elementos** del conjunto

TRIADA	Li	Na	K
Masa Atómica	7	23	39

$$m.A.(Na) = \frac{7 + 39}{2} = 23$$

## TABLA PERIÓDICA



→En 1864, el químico inglés **J. A. R. Newlands** dispuso a los elementos conocidos en orden de su masa atómica creciente observando que el octavo elemento tenía propiedades similares al primero.

Desafortunadamente; Su trabajo no fue tomado seriamente por otros químicos. octavas de las notas musicales

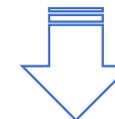
	<i>do</i>	<i>re</i>	<i>mi</i>	<i>fa</i>	<i>sol</i>	<i>la</i>	<i>si</i>
1ra Octava	Li	Be	Be	C	N	O	F
2da Octava	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
3ra Octava	K	Ca	.....	.....	.....	.....	.....

→En 1869, Dimitri Ivanovich **Mendeleiev** y **J. Lothar Meyer** publicaron, independientemente, tablas periódicas similares

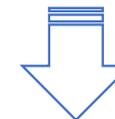
“En ambas tablas, los 63 elementos conocidos aparecen ordenados en función creciente de sus masas atómicas”.

- Se colocaron de manera que los elementos con propiedades similares estuvieran en línea horizontal.
- En 1871, **Mendeleiev** revisó su tabla y clasificó 8 grupos de elementos químicos, que colocó en columnas verticales formadas por elementos similares químicamente.

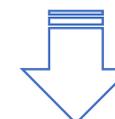
**Döbereiner**, en 1817 y 1829 → **Triadas**.



**J. A. R. Newlands**, en 1864 → **Octavas de Newlands**.



**Mendeleiev y J. Lothar Meyer 1869**  
“tabla periódica de los elementos”.



**Mendeleiev 1871**  
“tabla periódica de los elementos”.

➔ Los elementos de estos grupos fueron elegidos basándose en la composición de sus óxidos comunes

Completar el siguiente párrafo:

..... propuso un ordenamiento de los elementos en función creciente a sus pesos atómicos, observando que cada octavo elemento repetía aproximadamente las propiedades del primero.

- a) Newlands  b) Mendeleiev  
 c) Meyer d) Döbereiner  
 e) Moseley

¿Cuál fue el concepto químico que utilizó el ruso Dimitri Mendeleiev para organizar los elementos conocidos en su tiempo?

- A) Punto de ebullición.  
 B) Masa atómica.  
 C) Número atómico.  
 D) Punto de fusión.

**El elemento con un número atómico 17 y configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  se ubica en la familia**

- A) III A  
 B) III B  
 C) II A  
 D) VII A  17

**De acuerdo con la ubicación de los elementos en la tabla periódica, a lo largo de un periodo de izquierda a derecha la energía de ionización**

- A) aumenta.   
 B) es constante.  
 C) disminuye.  
 D) se anula.

Grupos representativos

1 1A H 1.00794	2 2A	Metales de transición										13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A He 4.002602		
3 Li 6.941	4 Be 9.01218	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9	10	11 1B	12 2B	13 Al 26.981538	14 Si 28.0855	15 P 30.973761	16 S 32.065	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948		
11 Na 22.989770	12 Mg 24.3050	19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.955910	22 Ti 47.867	23 V 50.9415	24 Cr 51.9961	25 Mn 54.938049	26 Fe 55.845	27 Co 58.933200	28 Ni 58.6934	29 Cu 63.546	30 Zn 65.39	31 Ga 69.723	32 Ge 72.64	33 As 74.92160	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.798
37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.90585	40 Zr 91.224	41 Nb 92.90638	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.90550	46 Pd 106.42	47 Ag 107.8682	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.760	52 Te 127.60	53 I 126.90447	54 Xe 131.293		
55 Cs 132.90545	56 Ba 137.327	71 *La 138.9055	72 Hf 178.49	73 Ta 180.9479	74 W 183.84	75 Re 186.207	76 Os 190.23	77 Ir 192.217	78 Pt 195.078	79 Au 196.96655	80 Hg 200.59	81 Tl 204.3833	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98038	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)		
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 †Ac (227)	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (266)	107 Bh (264)	108 Hs (269)	109 Mt (268)	110 Ds (271)	111 Rg (272)	112 †† (285)		114 (289)		116 (292)				

Grupos representativos

13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A He 4.002602
5 B 10.811	6 C 12.0107	7 N 14.0067	8 O 15.9994	9 F 18.998403	10 Ne 20.1797
13 Al 26.981538	14 Si 28.0855	15 P 30.973761	16 S 32.065	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948
31 Ga 69.723	32 Ge 72.64	33 As 74.92160	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.798
49 In 114.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.760	52 Te 127.60	53 I 126.90447	54 Xe 131.293
81 Tl 204.3833	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98038	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
	114 (289)		116 (292)		

*Serie de lantánidos	58 Ce 140.116	59 Pr 140.90765	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.964	64 Gd 157.25	65 Tb 158.92534	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93032	68 Er 167.259	69 Tm 168.93421	70 Yb 173.04	71 Lu 174.967
†Serie de actínidos	90 Th 232.0381	91 Pa 231.03588	92 U 238.02891	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)

## TABLA PERIÓDICA

### PROBLEMAS

varios pares de **elementos vecinos** violan la Ley de Mendeleiev. Por ejemplo, la masa atómica del **argón** (39,95 u) es mayor que la del **potasio** (39,1 u)

Dichas discrepancias sugirieron que otra propiedad, diferente a la masa atómica debería ser la base de la periodicidad observada

En 1914, **H. Moseley**, publicó los resultados en los que **bombardó** sucesivamente **42 elementos sólidos diferentes** con **rayos catódicos** en un tubo al vacío, con el objeto de producir **rayos X** de **diferentes longitudes de onda**.

- Las **frecuencias de los rayos X** emitidos cuando los **rayos catódicos golpean un ánodo metálico** puro **dependen** del **metal** que forma el **ánodo**.
- Cada **ánodo**, produce **diversas frecuencias** de **rayos X**.
- Moseley encontró que estas **frecuencias varían** en el **orden** en que los **elementos metálicos** aparecen en la tabla periódica.



Con muy pocas excepciones. Moseley encontró que el **número atómico** aumenta en el mismo orden que la **masa atómica**

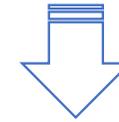
De esta manera se corrigieron las inconsistencias que presentaba el ordenamiento periódico de Mendeleiev.

## TABLA PERIÓDICA

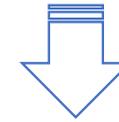
Como resultado del trabajo de Moseley, la **Ley periódica actual** puede expresarse de la siguiente manera: "Las propiedades de los elementos son función periódica de sus números atómicos".

4											5	6	7	8	9	2	
Be											B	C	N	O	F	He	
12											13	14	15	16	17	18	
Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	
Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	
Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
56	*	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
Ba		Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
88	**	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118
Ra		Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo
<b>Lantánidos</b> *		57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70		
		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb		
<b>Actínidos</b> **		89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102		
		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No		

**Döbereiner**, en 1817 y 1829 → **Triadas**.



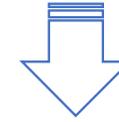
**J. A. R. Newlands**, en 1864 → **Octavas de Newlands**.



**Mendeleiev y J. Lothar Meyer 1869**  
"tabla periódica de los elementos".



**Mendeleiev 1871**  
"tabla periódica de los elementos".

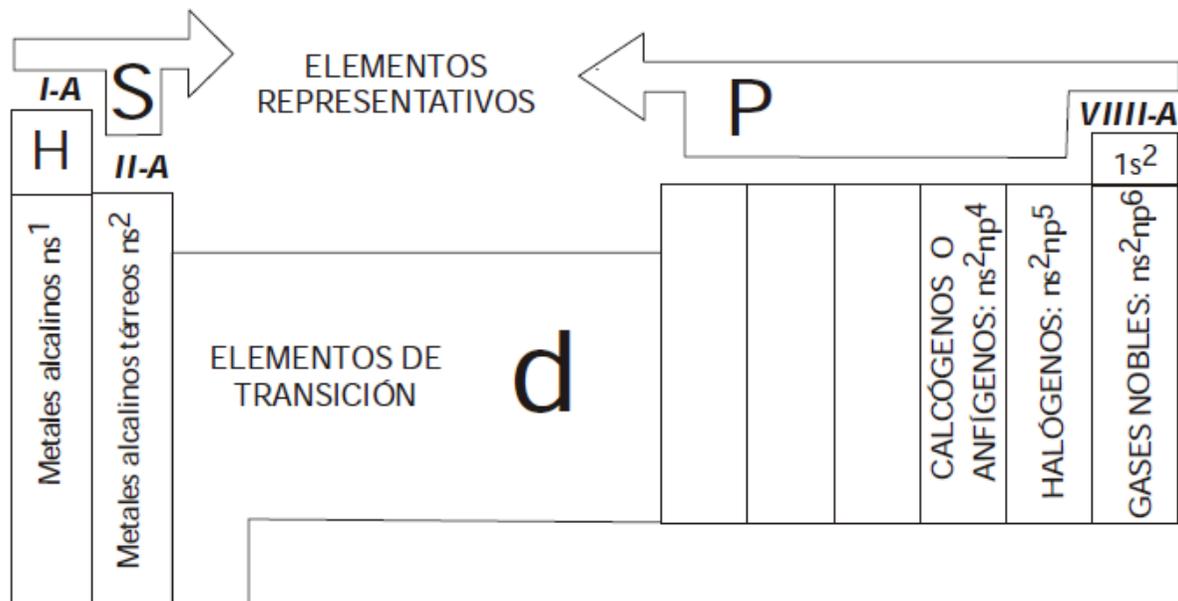


**H. Moseley 1914**  
"tabla periódica de los elementos".

Alcalinos	Alcalinotérreos	Lantánidos	Actínidos	Metales de transición
Metales del bloque p	Metaloides	No metales	Halógenos	Gases nobles

## TABLA PERIÓDICA

- La **Tabla Periódica actual** es el ordenamiento de los **elementos** químicos en forma **creciente** de sus **números atómicos**.
- Los **periodos** son sucesiones horizontales de elementos químicos. A lo largo de un periodo (de izquierda a derecha), aumenta el número atómico.
- Los **Grupos** son sucesiones verticales de elementos químicos. Los elementos que pertenecen a un mismo grupo deberían presentar propiedades químicas similares, debido a que tienen el mismo número de electrones de valencia, en el mismo tipo de orbitales atómicos.





UNAM

“QUÍMICA”



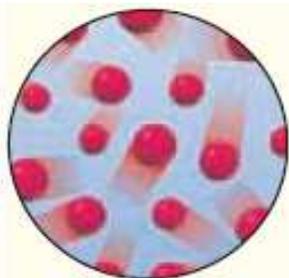
UNAMATH

“QUÍMICA”

## Fuerzas intermoleculares

“Las *fuerzas intermoleculares* son *fuerzas de atracción entre las moléculas*”.

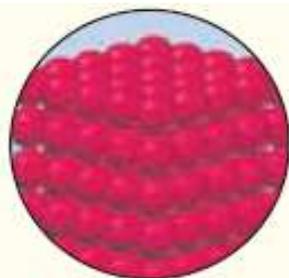
- ❖ Estas fuerzas son las responsables del comportamiento no ideal de los gases.
- ❖ Ejercen mas influencia en los líquidos y sólidos.



En los gases hay poca atracción entre las moléculas, por lo que tienen libertad para moverse al azar.



En los líquidos las partículas se mantienen unidas por las fuerzas de atracción, pero tienen libertad de moverse una sobre otra.



En los sólidos las partículas están en un arreglo ordenado que no permite su movimiento.

### Fuerzas intramoleculares:

- Mantienen juntos los átomos de una molécula (enlace químico).
- Estabilizan a las moléculas individuales



### Fuerzas intermoleculares

Son las principales responsables de las propiedades macroscópicas de la materia.



por ejemplo, **punto de fusión** y **punto de ebullición**.

## Fuerzas intermoleculares

Por lo general, las fuerzas intermoleculares en su conjunto reciben el nombre **de fuerzas de van der Waals**, en honor del científico holandés Johannes van der Waals (1837- 1923).



Su intensidad depende de la polaridad, del tamaño y del contenido electrónico de la molécula

- ❖ *Fuerzas de Keesom o dipolo-dipolo*
- ❖ *Fuerzas de dispersión de London.*
- ❖ *Fuerzas dipolo-dipolo inducido*
- ❖ **Puente o enlace de hidrógeno:** *interacción dipolo-dipolo particularmente fuerte.*

*Nota: Además, las fuerzas ion-dipolo entre iones y moléculas.*



UNAM

“QUÍMICA”

## Fuerzas intermoleculares

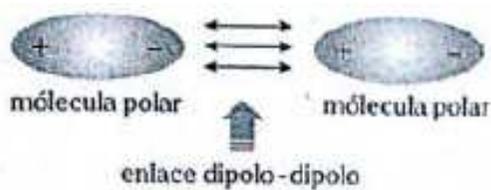
“Las *fuerzas intermoleculares* son *fuerzas de atracción entre las moléculas*”.



UNAMATH

“QUÍMICA”

### ❖ Fuerzas de Keesom o dipolo-dipolo

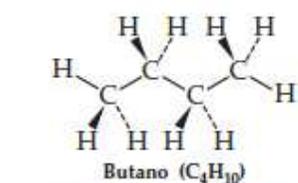


“fuerzas de atracción o repulsión entre moléculas que poseen momentos dipolares”.

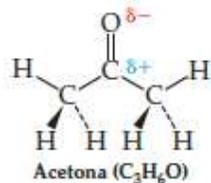
Compuesto	Momento dipolar (D)
NaCl*	9.0
CH <sub>3</sub> Cl	1.87
H <sub>2</sub> O	1.85
NH <sub>3</sub>	1.47
CO <sub>2</sub>	0
CCl <sub>4</sub>	0

Sustancia	Momento dipolar (D)	p eb (K)
CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>3</sub>	0.1	231
CH <sub>3</sub> OCH <sub>3</sub>	1.3	248
CH <sub>3</sub> Cl	1.9	249
CH <sub>3</sub> CN	3.9	355

- A mayor polaridad molecular, mayor será la fuerza dipolo-dipolo.



Masa molecular = 58 uma  
Punto de ebullición (p eb) = -0.5 °C



Masa molecular = 58 uma  
Punto de ebullición (p eb) = 56.2 °C

### ❖ Fuerzas ion-dipolo

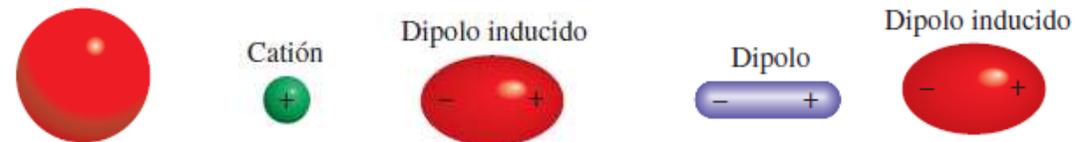
Las *fuerzas ion-dipolo*, las cuales atraen entre sí a un ion (ya sea un catión o un anión) y a una molécula polar.



La *intensidad* de esta *interacción* depende de la *carga y tamaño del ion* así como de la *magnitud del momento dipolar* y del *tamaño de la molécula*.

### ❖ Fuerzas de dispersión de London

- En un *dipolo inducido* → la *separación de sus cargas positiva y negativa* se debe a la *proximidad de un ion o una molécula polar*.



- a) Distribución esférica de la carga en un *átomo o molécula no polar*. b) *Distorsión* ocasionada por el acercamiento de un *catión*. c) *Distorsión* ocasionada por el acercamiento de un *dipolo*.



UNAM

“QUÍMICA”

### ❖ Fuerzas de dispersión de London

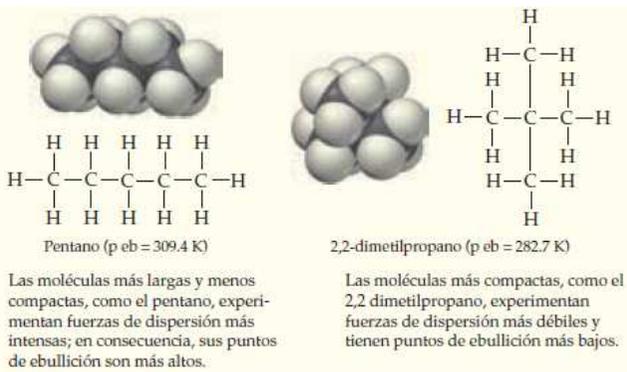
- Cuanto **más grandes** sean las moléculas, **mayor** será el grado de **polarizabilidad**. Por lo tanto, se **unirán** con **mayor intensidad**. Entre F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub> y I<sub>2</sub>, el yodo tiene **mayor** grado de **polarizabilidad**, ya que tiene **mayor tamaño**.
- En los **hidrocarburos**, las **fuerzas de London** son **más intensas** a medida que el **número de carbonos aumenta**. Por lo tanto, tendrán **mayor temperatura de ebullición**.

CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>CH<sub>2</sub>CH<sub>2</sub>CH<sub>3</sub>  
Pentano (Teb = 36 °C)

CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>CH<sub>2</sub>CH<sub>2</sub>CH<sub>2</sub>CH<sub>3</sub>  
hexano (Teb = 68 °C)

Puntos de fusión de compuestos no polares semejantes

Compuesto	Punto de fusión (°C)
CH <sub>4</sub>	-182.5
CF <sub>4</sub>	-150.0
CCl <sub>4</sub>	- 23.0
CBr <sub>4</sub>	90.0
Cl <sub>4</sub>	171.0



La interacción atractiva entre:

un ion y el **dipolo inducido**

“**interacción ion-dipolo inducido**”

La atracción entre:

una molécula polar y el **dipolo inducido**

“**interacción dipolo-dipolo inducido**”

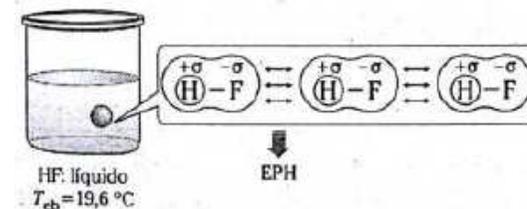
### ❖ Puente o enlace de hidrógeno (interacción dipolo-dipolo fuerte).

Un **puente de hidrógeno** es una **interacción de atracción** entre un **átomo de hidrógeno enlazado** a un **átomo electronegativo** (O, N o F) y **un par de electrones no compartido** en otro **átomo electronegativo**.

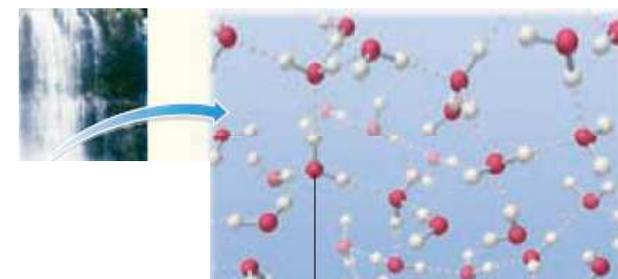


Para que las moléculas se unan por puente de hidrógeno, es necesario que contengan enlaces muy polares como H-F, H-O y H-N.

Los líquidos cuyas moléculas se unen por puente de hidrógeno se denominan **líquidos asociados**. La temperatura de **ebullición** depende directamente de la intensidad de las **fuerzas intermoleculares**.



El **agua**, en particular, es capaz de formar una **vasta red tridimensional de puentes de hidrógeno** porque cada molécula de H<sub>2</sub>O tiene dos hidrógenos y dos pares de electrones



UNAMATH

“QUÍMICA”



UNAM

“QUÍMICA”

### ❖ *Puente o enlace de hidrógeno (interacción dipolo-dipolo fuerte).*

Para que los elementos **puedan establecer** enlaces por puentes de hidrógeno, es necesario que reúnan dos condiciones:

- 1) Ser muy electronegativos con dobletes electrónicos sin compartir.
- 2) Ser de muy pequeño tamaño, capaces por tanto de aproximarse al núcleo de hidrogeno.

En la tabla se presentan las **distancias entre los átomos enlazados** mediante un **puente de hidrógeno**, medidas en unidades de Angström ( $10^{-8}$  cm).

Atomos enlazados	Ejemplos	Distancia total
F — H ... F	HF <sub>2</sub> <sup>-</sup> , (KHF <sub>2</sub> )	2,26
O — H ... O	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , (KHCO <sub>3</sub> )	2,61
O — H ... O	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	2,71
O — H ... O	Hielo	2,76
N — H ... O	Proteínas	2,80



UNAMATH

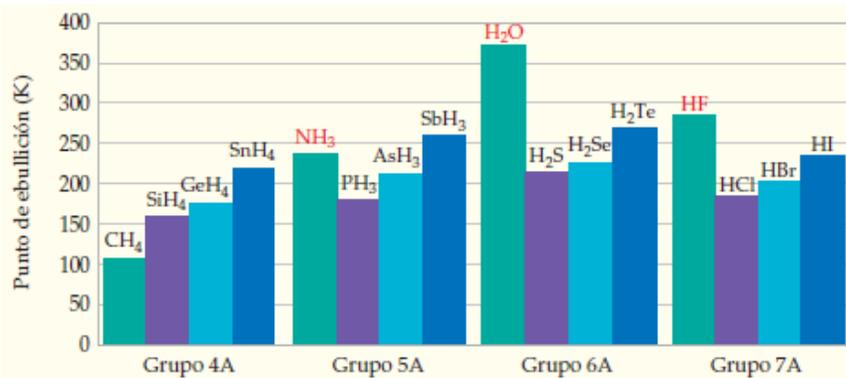
“QUÍMICA”

La fuerza de un puente de hidrógeno es determinada por la **interacción coulombica** entre el **par libre** de electrones del átomo electronegativo y el **núcleo de hidrogeno**.

Por ejemplo, el **flúor** es **más electronegativo** que el **oxígeno**, por lo que esperaríamos que los **puentes de hidrógeno** en el **HF** líquido fueran **más fuertes** que en el **H<sub>2</sub>O**.

El **HF** tiene un **punto de ebullición menor** que el del agua por que cada molécula de **H<sub>2</sub>O** toma parte en **cuatro puentes de hidrógeno** intermoleculares.

**Puntos de ebullición de los hidruros binarios covalentes de los grupos 4A, 5A, 6A y 7A**



Generalmente, el orden es respecto de la intensidad de las fuerzas intermoleculares.

enlace puente de hidrógeno > fuerza de London > fuerza dipolo-dipolo

El **puente de hidrogeno**, aparte de **conferir las propiedades especiales del agua**, constituye una de las **fuerzas intermoleculares de mayor importancia en la Bioquímica y Biología Molecular**.

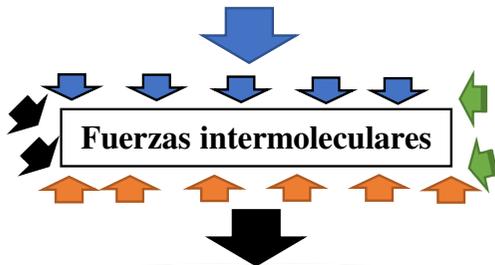
**Fuerzas intramoleculares:**

- Mantienen juntos los átomos de una molécula (enlace químico).
- Estabilizan a las moléculas individuales

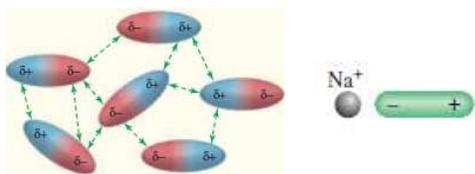
**Fuerzas intermoleculares**

Son las principales responsables de las propiedades macroscópicas de la materia.

**La teoría cinética molecular de la materia**



*menos fuertes*



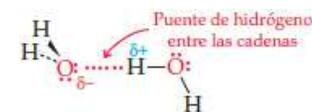
**Fuerzas de Van de Waals**



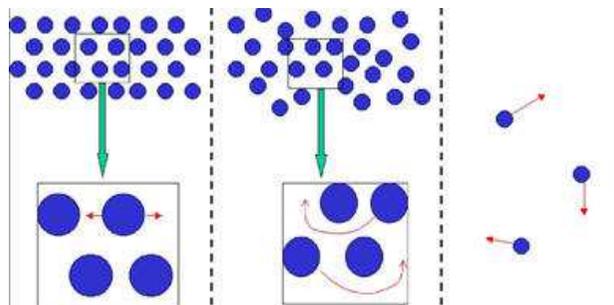
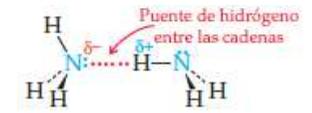
***Fuerzas de atracción entre las moléculas (Fa-m).***

***Fa-m (sólidos) > Fa-m (líquidos) > Fa-m (gases)***

*Mas fuertes*



**Puentes de Hidrogeno**





UNAM

“QUÍMICA”



UNAMATH

“QUÍMICA”

En general, las propiedades de los líquidos dependen:  
*fuerzas intermoleculares y de la temperatura.*

Fuerzas intermoleculares

Temperatura

Relaciones directa

Relación inversa

Relaciones directa

Relación inversa

-Viscosidad.  
-Tensión superficial

Presión de vapor

Presión de vapor

-Viscosidad.  
-Tensión superficial



- ◆ El poder del jabón para eliminar la mugre.
- ◆ La formación de espumas (cerveza, jabón).
- ◆ El que los patos no mojen sus plumas mientras nadan.
- ◆ La forma que adquieren las superficies líquidas en pequeños ductos (popotes, por ejemplo).



**El agua es un disolvente polar debido a**

- A) su elevado punto de ebullición.
- B) la alta capacidad calorífica que presenta.
- C) su elevada constante dieléctrica.
- D) la estructura angular de sus moléculas.

La estructura interna de la materia se encuentra constituida por

- A) mezclas, elementos y compuestos.
- B) iones, moléculas y átomos.
- C) mezclas, átomos y compuestos.
- D) átomos, moléculas y coloides.

**Factor estructural que determina el punto de ebullición y la capacidad calorífica característica del agua.**

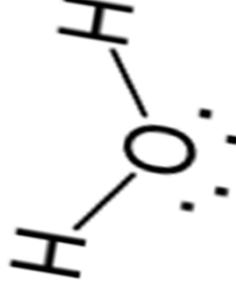
- A) Las fuerzas ión-dipolo entre moléculas adyacentes.
- B) Formación de polos opuestos entre moléculas contiguas.
- C) La distancia de separación entre moléculas contiguas.
- D) Los puentes de hidrógeno entre moléculas adyacentes.

De los siguientes postulados de la Teoría Atómica de Dalton, ¿cuál prevalece en nuestros días?

- A) Los átomos permanecen indivisibles, incluso en la reacción química más violenta.
- B) Los elementos están formados por partículas diminutas e indivisibles llamadas átomos.
- C) Los átomos de un mismo elemento son iguales en masa y tamaño.
- D) Los átomos de dos elementos se pueden combinar entre sí en distintas proporciones para formar más de un compuesto.

10.-En un enlace iónico ocurre una ..... de electrones periféricos, en cambio en un enlace covalente ocurre una ..... de electrones periféricos. Del párrafo anterior, completar con la alternativa correcta.

- a) compartición - transferencia.
- b) migración - transferencia.
- c) transferencia - compartición.
- d) transferencia - repulsión.
- e) a y b.



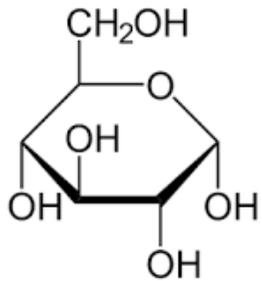
ATOMOS



MOLECULAS



-BAJA MASA MOLECULAR: Agua, CO<sub>2</sub>, Glucosa, etc



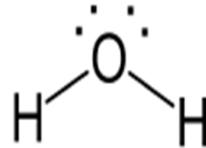
-ALTA MASA MOLECULAR: Carbohidratos, proteínas, ADN,

Masa atómica



Masa molecular de H<sub>2</sub>O: O (1) + H (2)

masa de "O"1\*(16) + H 2\*(1) = 18 g H<sub>2</sub>O



1 mol de H<sub>2</sub>O

Masa molecular de CO<sub>2</sub>: C (1) + O (2)

masa de "C"1\*(12) + O 2\*(16) = 44 g CO<sub>2</sub>

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

1 mol de CO<sub>2</sub>

1 mole C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> → 6 moles C 6.12=72g  
 1 mole C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> → 12 moles H 12.1=12g  
 1 mole C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> → 6 moles O 6.16=96g  
 +  
 molar mass of C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>=180g

Grupos representativos																	
1	2	Metales de transición										Grupos representativos					
1A	2A	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H	He	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	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	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	Ba	La
Rf	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uu	Uu	Uu	Uu	Uu	Uu	Uu
*Serie de lanfánidos																	
†Serie de actínidos																	

1 mol de glucosa



## MEZCLAS

<<La concentración determina las propiedades de una solución.>>

Cantidad de “soluto” disuelta en una determinada cantidad de “solvente” o “solución”.

ejemplo:



-Soluto(s): Azúcar, saborizantes, preservantes, ácido fosfórico, cafeína, CO<sub>2</sub> etc.  
-“solvente” o “solución” → Agua.



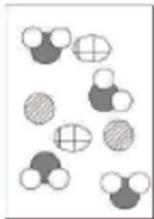
-Soluto(s): Azúcar, saborizantes, preservantes, ácido fosfórico, colorantes, vitaminas, etc.  
-“solvente” o “solución” → Agua.



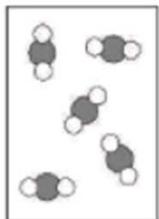
Se le llama \_\_\_\_\_ a la sustancia formada por dos o más componentes, en la cual éstos conservan sus propiedades originales.

- A) compuesto
- B) elemento
- C) mezcla
- D) molécula

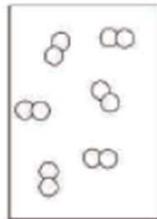
A partir de los siguientes modelos X, Q y Z se puede afirmar que X es \_\_\_\_\_, Q \_\_\_\_\_ y Z \_\_\_\_\_.



X



Y



Z

- A) compuesto – mezcla – elemento.
- B) mezcla – compuesto – elemento
- C) elemento – compuesto – mezcla.
- D) mezcla – elemento – compuesto.

Se le llama \_\_\_\_\_ a la sustancia formada por dos o más componentes, en la cual éstos conservan sus propiedades originales.

- A) compuesto
- B) elemento
- C) mezcla
- D) molécula

**Mezcla heterogénea.** Un material de aspecto heterogéneo constituido por varias sustancias. *Se distinguen a simple vista dos o más sustancias* (de ahí su aspecto heterogéneo).

**Mezcla homogénea.** Un material de aspecto homogéneo constituido por varias sustancias. *No se distingue a simple vista que estén formados por dos o más sustancias* (por eso su aspecto homogéneo).

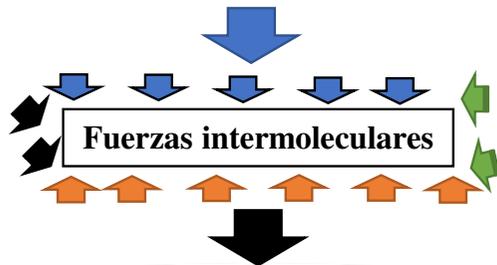
**Fuerzas intramoleculares:**

- Mantienen juntos los átomos de una molécula (enlace químico).
- Estabilizan a las moléculas individuales

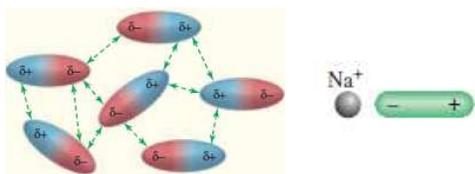
**Fuerzas intermoleculares**

Son las principales responsables de las propiedades macroscópicas de la materia.

**La teoría cinética molecular de la materia**



*menos fuertes*



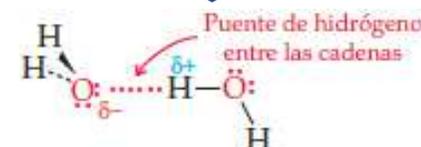
**Fuerzas de Van de Waals**



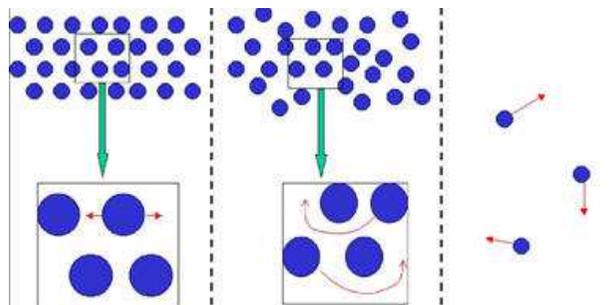
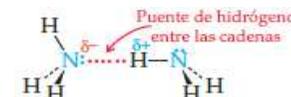
***Fuerzas de atracción entre las moléculas (Fa-m).***

***Fa-m (sólidos) > Fa-m (líquidos) > Fa-m (gases)***

*Mas fuertes*



**Puentes de Hidrogeno**



Los dos principales componentes del aire son

- A) oxígeno y dióxido de carbono.
- B) nitrógeno y oxígeno. ←
- C) ozono y dióxido de carbono.
- D) nitrógeno y ozono.

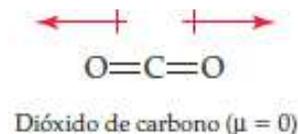
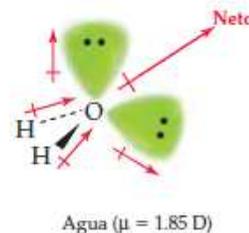
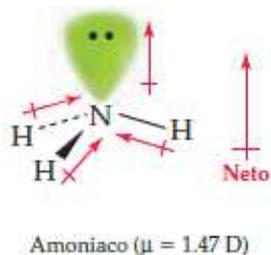
### Composición del aire seco a nivel del mar [1].

Constituyente	% del volumen	% de la masa
N <sub>2</sub>	78.08	75.52
O <sub>2</sub>	20.95	23.14
Ar	0.93	1.29
CO <sub>2</sub>	0.038	0.05
Ne	$1.82 \times 10^{-3}$	$1.27 \times 10^{-3}$
He	$5.24 \times 10^{-4}$	$7.24 \times 10^{-5}$
CH <sub>4</sub>	$1.7 \times 10^{-4}$	$9.4 \times 10^{-5}$
Kr	$1.14 \times 10^{-4}$	$3.3 \times 10^{-4}$

El agua es un disolvente polar debido a

- A) su elevado punto de ebullición.
- B) la alta capacidad calorífica que presenta.
- C) su elevada constante dieléctrica. ←
- D) la estructura angular de sus moléculas.

¿Qué molécula es más polar? R: la que tiene un mayor momento dipolar

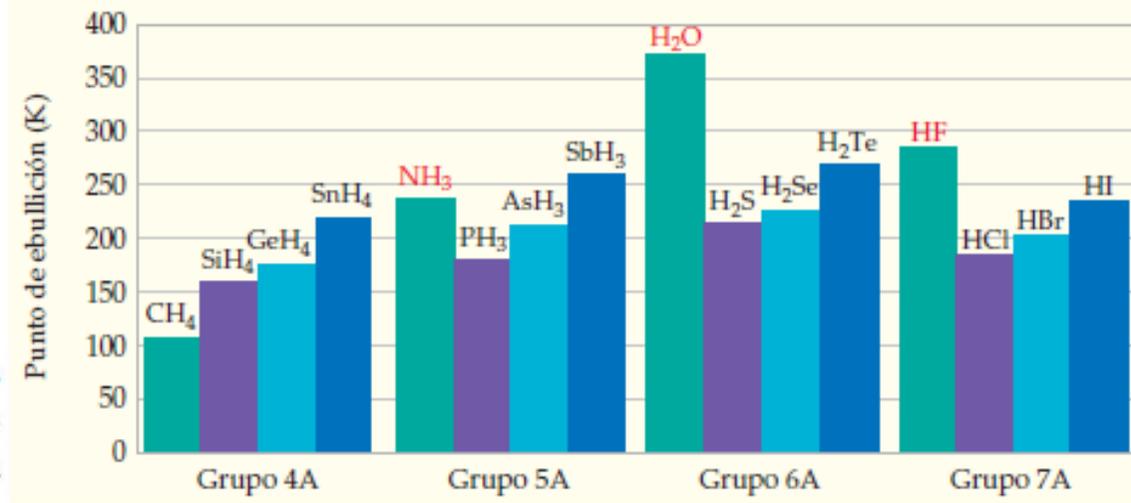


### Momentos dipolares de algunos compuestos comunes

Compuesto	Momento dipolar (D)
NaCl*	9.0
CH <sub>3</sub> Cl	1.87
H <sub>2</sub> O	1.85
NH <sub>3</sub>	1.47
CO <sub>2</sub>	0
CCl <sub>4</sub>	0

Factor estructural que determina el punto de ebullición y la capacidad calorífica característica del agua.

- A) Las fuerzas ión-dipolo entre moléculas adyacentes.
- B) Formación de polos opuestos entre moléculas contiguas.
- C) La distancia de separación entre moléculas contiguas.
- D) Los puentes de hidrógeno entre moléculas adyacentes. ←



10.-En un enlace iónico ocurre una ..... de electrones periféricos, en cambio en un enlace covalente ocurre una ..... de electrones periféricos. Del párrafo anterior, completar con la alternativa correcta.

- a) compartición - transferencia.
- b) migración - transferencia.
- c) transferencia - compartición. ←
- d) transferencia - repulsión.
- e) a y b.

¿Cuántos puentes de hidrogeno puede formar una molécula de agua?

- A) 1
- B) 2
- C) 4 ←
- D) 5

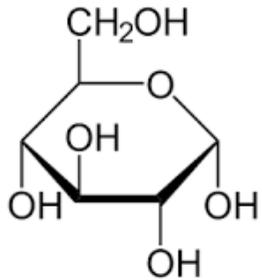
ATOMOS



MOLECULAS



-BAJA MASA MOLECULAR: Agua, CO<sub>2</sub>, Glucosa, etc



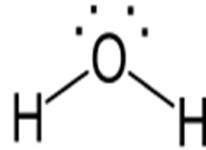
-ALTA MASA MOLECULAR: Carbohidratos, proteínas, ADN,

Masa atómica



Masa molecular de H<sub>2</sub>O: O (1) + H (2)

masa de "O"1\*(16) + H 2\*(1) = **18 g H2O**



1 mol de H2O

Masa molecular de CO<sub>2</sub>: C (1) + O (2)

masa de "C"1\*(12) + O 2\*(16) = **44 g CO2**

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

1 mol de CO<sub>2</sub>

1 mole C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> → 6 moles C 6.12=72g  
 1 mole C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> → 12 moles H 12.1=12g  
 1 mole C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> → 6 moles O 6.16=96g  
 +  
 molar mass of C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>=180g

Grupos representativos																																				
1	2	Metales de transición										13	14	15	16	17	18																			
1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A																			
H	He											B	C	N	O	F	Ne																			
Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar																			
Na	Mg											K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr							
K	Ca											Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe							
Rb	Sr											Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg			
Fr	Ra											Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	Rf	Mo	Tc	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

1 mol de glucosa

## Un mol de distintas sustancias

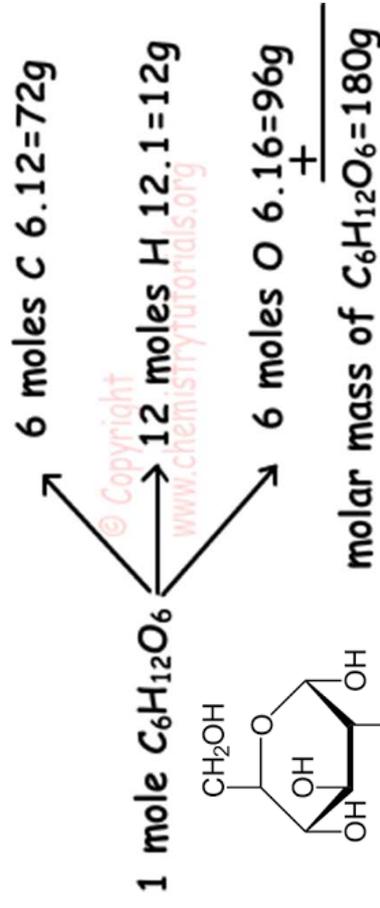


**1 mol de S:**  
Cantidad de S que contiene el  $N_A$  de azufre. Su masa es 32,0 g.

**1 mol de Fe:**  
Cantidad de Fe que contiene el  $N_A$  de átomos de hierro. Su masa es 55,6 g.

**1 mol de Zn:**  
Cantidad de Zn que contiene el  $N_A$  de átomos de zinc. Su masa es 65,5 g.

**1 mol de H<sub>2</sub>O:**  
Cantidad de H<sub>2</sub>O que contiene el  $N_A$  de moléculas de agua. Su masa es 18,0 g.



El concepto de mol es universal para cualquier tipo de partículas, correspondiendo:

1 mol = a un numero N (Número de Avogadro) ( $N = 6.02 \times 10^{23}$ );

N = moléculas, átomos, iones o electrones.

1 mol =

N # de moléculas ( $N = 6.02 \times 10^{23}$ );

N # de átomos ( $N = 6.02 \times 10^{23}$ );

N # de iones ( $N = 6.02 \times 10^{23}$ );

N # de electrones ( $N = 6.02 \times 10^{23}$ );

Densidad	Masa
$d = \frac{m}{v}$	$v d = m$

Compro 700 ml agua



Densidad del agua =  $1 \text{ g/ml}$

Compro 1 botella de agua de 700 mL.

Densidad de agua  $\sim 1 \text{ g/mL}$ .

700 mL =  $700 \text{ g agua}$

Masa atómica de  $\text{H}_2\text{O}$  = masa de "O" $1 \times (16)$  + H  $2 \times (1)$  =  $18 \text{ g H}_2\text{O}$

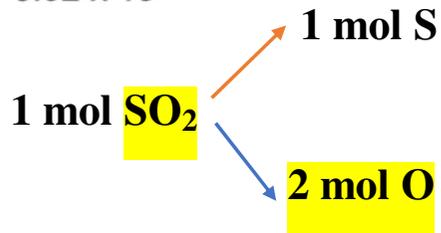
$$700 \text{ g H}_2\text{O} \left( \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \right) = 38.9 \text{ mol H}_2\text{O} \left( \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \right) = 2.34 \times 10^{25} \text{ moléculas de agua (H}_2\text{O)}$$



$$m \text{ g H}_2\text{O} \left( \frac{n \text{ mol}}{PMX} \right) =$$

¿Cuál es la cantidad de átomos de oxígeno que existen en 1 mol de moléculas de SO<sub>2</sub>?

- A)  $6.02 \times 10^{23}$
- B)  $1.20 \times 10^{24}$
- C)  $1.20 \times 10^{23}$
- D)  $6.02 \times 10^{24}$



2 mol O  $\left( \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ ATOMOS "O"}}{1 \text{ mol O}} \right) = 1.20 \times 10^{24} \text{ ATOMOS "O"}$

**1 mol =**

N # de moléculas (N =  $6.02 \times 10^{23}$ );

N # de átomos (N =  $6.02 \times 10^{23}$ );

N # de iones (N =  $6.02 \times 10^{23}$ );

N # de electrones (N =  $6.02 \times 10^{23}$ );

