

# UNIDAD II

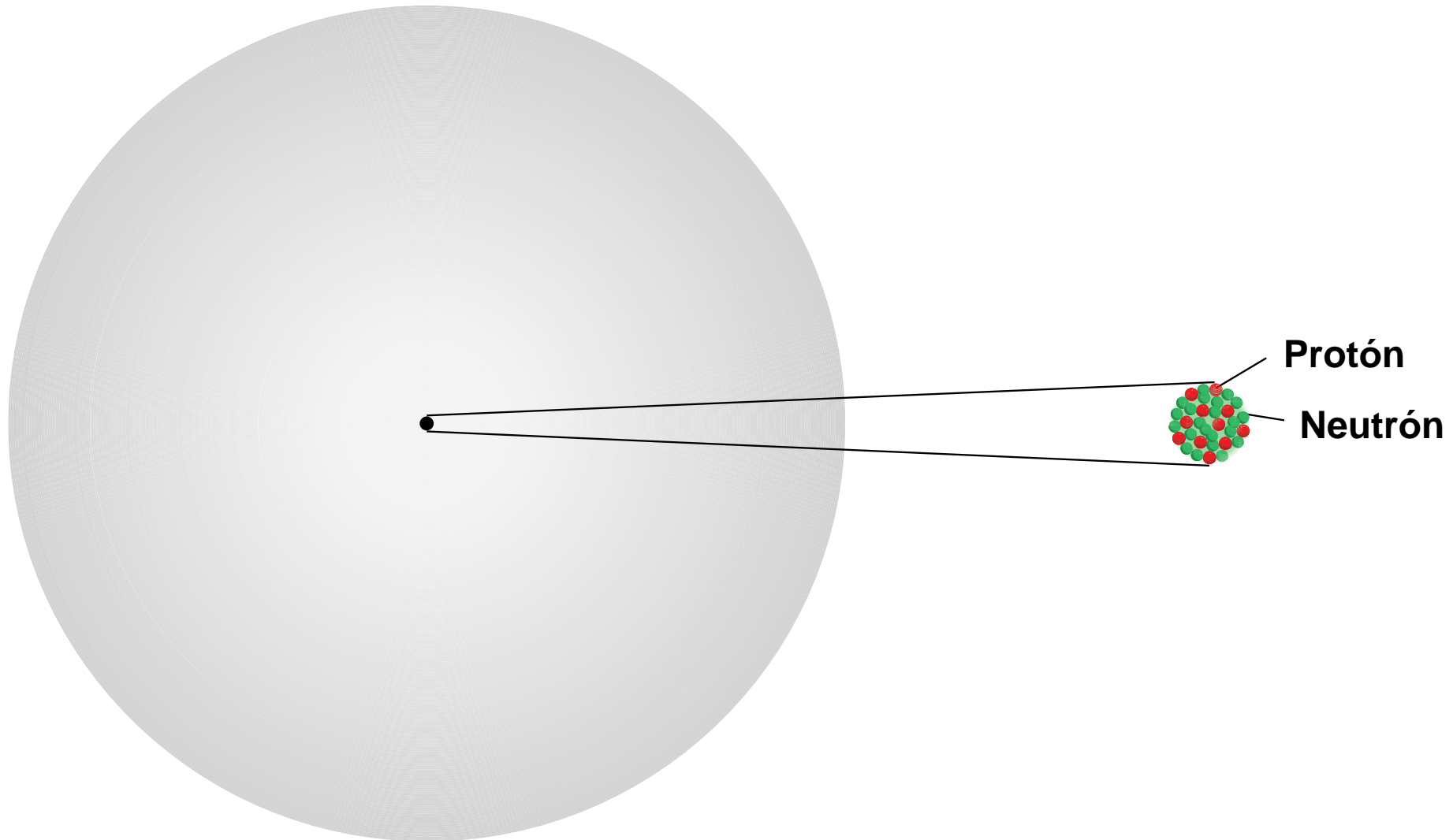
Chang: Capitulo 2 y 3  
Brown: Capitulo 2 y 3

- Estructura del átomo
- Relaciones de masa de los átomos
- Número atómico
- Número de masa isótopos
- Masa atómica y molecular
- Número de Avogadro

PROF. JORGE VERGARA C.

# ESTRUCTURA ATÓMICA

## Distribución de las partículas subatómicas en el átomo



# ESTRUCTURA ATÓMICA

## Masa y carga de las partículas subatómicas

PARTÍCULA	MASA (g)	CARGA Coulombs	CARGA UNITARIA
ELECTRÓN	$9.1939 \times 10^{-28}$	$-1.6022 \times 10^{-19}$	-1
PROTÓN	$1.67222 \times 10^{-24}$	$+1.6022 \times 10^{-19}$	+1
NEUTRÓN	$1.67493 \times 10^{-24}$	0	0

- La carga del protón es la misma cantidad que la de los electrones  $-1.6022 \times 10^{-19} \text{ C}$
- La masa del protón es de  $1.67262 \times 10^{-24} \text{ g}$ , aproximadamente **1840** veces mayor que la masa del electrón
- El núcleo contiene la mayor parte de la masa del átomo, pero ocupa solo  $1/10^{13}$  del volumen total del átomo

# ESTRUCTURA ATÓMICA

## NÚMERO ATÓMICO (Z), DE MASA (A) E ISÓTOPOS

**NÚMERO ATÓMICO (Z):** Es el número total de protones que tiene un átomo.

Sí el átomo es neutro el número de protones es igual al de electrones.



- La identidad química de un átomo queda determinada por su número atómico.
- El número atómico del nitrógeno es 7. Si es neutro tiene 7 protones y 7 electrones.
- Cada átomo en el universo que contenga 7 protones se llama “nitrógeno”

# ESTRUCTURA ATÓMICA

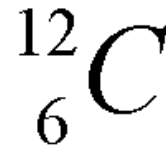
**NÚMERO DE MASA (A):** Es el número total de protones y neutrones que tiene un átomo.



**A = Protones + Neutrones**

**A = Z + Neutrones**

**HIDRÓGENO:** Excepción en su forma común tiene un protón y no tiene neutrón

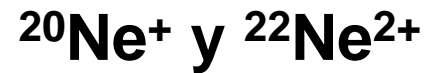


# ESTRUCTURA ATÓMICA

## IONES

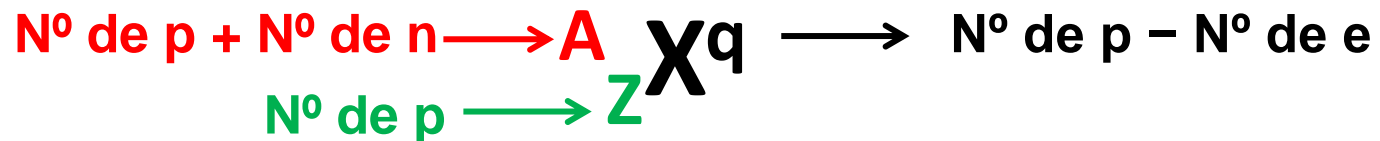
Cuando un átomo pierde o gana electrones, la especie formada es un ion y lleva una carga neta.

El número de protones no cambia cuando un átomo se convierte en un ion.



El primero tiene: 10 protones, 10 neutrones y 9 electrones

El segundo tiene: 10 protones, 12 neutrones y 8 electrones

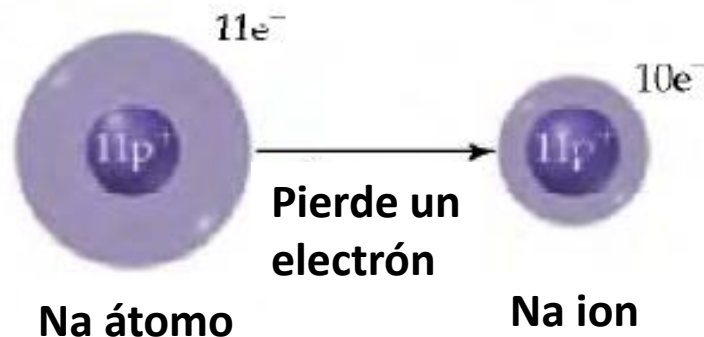


Cationes: Carga positiva

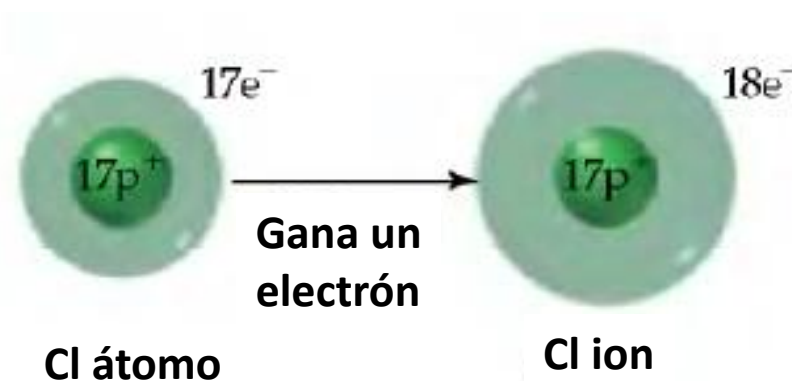
Aniones: Carga negativa

# ESTRUCTURA ATÓMICA

El Sodio (Na) en estado neutro tiene 11 protones y 11 electrones



El Cloro (Cl) en estado neutro tiene 17 protones y 17 electrones



# ESTRUCTURA ATÓMICA

	${}^{41}_{20}\text{X}^{+2}$	${}^{16}_8\text{X}^{-2}$	${}^{32}_{15}\text{X}$
Z			
A			
Electrones			
Neutrones			
elemento			

Período	Grupo																																																			
	1																		18																																	
1	1																		2																																	
	H																		He																																	
	Hidrógeno																		Helio																																	
2	3																		4		13		14		15		16		17		10																					
	Li																		Be		B		C		N		O		F		Ne																					
	Litio																		Berilio		Boro		Carbono		Nitrógeno		Oxígeno		Flúor		Neón																					
3	11																		12		13		14		15		16		17		18																					
	Na																		Mg		Al		Si		P		S		Cl		Ar																					
	Sodio																		Magnesio		Aluminio		Silicio		Fósforo		Azufre		Cloro		Argón																					
4	19																		20		21		22		23		24		25		26		27		28		29		30		31		32		33		34		35		36	
	K																		Ca		Sc		Ti		V		Cr		Mn		Fe		Co		Ni		Cu		Zn		Ga		Ge		As		Se		Br		Kr	
	Potasio																		Calcio		Escandio		Titanio		Vanadio		Cromo		Manganeso		Hierro		Cobalto		Níquel		Cobre		Zinc		Gallio		Germanio		Arsénico		Selenio		Bromo		Criptón	



# ESTRUCTURA ATÓMICA

## ISÓTOPOS

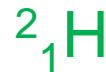
Son todos los tipos de átomos de un mismo elemento, que tienen igual número atómico (**Z**) pero se diferencian en el número de masa (**A**).

Ejemplos:  $^{12}\text{C}$ ,  $^{13}\text{C}$ ,  $^{14}\text{C}$

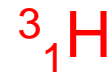
Carbono -13



Hidrógeno



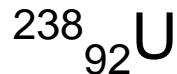
Deuterio



Tritio



Reactores  
nucleares



No

Uranio -235

# ESTRUCTURA ATÓMICA

## MASA ATÓMICA

**Acuerdo Internacional:** *“Átomo de isótopo de carbono que tiene 6 protones y 6 neutrones (carbono – 12) presenta exactamente 12 unidades de masa atómica (uma)”*

Se utiliza este convenio para no utilizar números con exponentes muy grandes.

Experimentos han demostrado que el átomo de hidrógeno tiene sólo 8.400% de la masa de carbono-12. Entonces la masa atómica del hidrógeno debe ser  $0.084 \times 12.00 \text{ uma} = 1.008 \text{ uma}$

Cálculos semejantes pueden demostrar la masa atómica del oxígeno 16.00 uma y la del hierro 55.85 uma

# ESTRUCTURA ATÓMICA

## ABUNDANCIA

Elemento	Isótopo	Masa*	Abundancia relativa	masa atómica
Hidrógeno	$^1\text{H}$	1,007825	99,985	1,00797
	$^2\text{H}$	2,010423	0,015	
	$^3\text{H}$	3,023751	0,000	
Boro	$^{10}\text{B}$	10,01293	19,780	10,811
	$^{11}\text{B}$	11,00931	80,220	
Carbono	$^{12}\text{C}$	12,00000	98,892	12,01115
	$^{13}\text{C}$	13,00335	1,117	
	$^{14}\text{C}$	14,01270	0,000	
Nitrógeno	$^{14}\text{N}$	14,00307	99,631	14,0067
	$^{15}\text{N}$	15,00011	0,369	
Oxígeno	$^{16}\text{O}$	15,99491	99,759	15,9994
	$^{17}\text{O}$	16,99884	0,037	
	$^{18}\text{O}$	17,99726	0,204	
Cloro	$^{35}\text{Cl}$	34,96885	75,531	35,453
	$^{37}\text{Cl}$	36,96600	24,469	

\* Datos con relación al  $\text{C}^{12}$

# MASA ATÓMICA PROMEDIO

## MASA ATÓMICA PROMEDIO

La denominada masa atómica de un elemento es una media de las masas de sus isótopos naturales ponderada de acuerdo a su abundancia relativa.

Masas para:  $^{12}\text{C}$ : 98.89% (12.00000 uma)

$^{13}\text{C}$ : 1.11% (13.00335 uma)

Masa atómica promedio:  $(0.9889 \times 12.00000 \text{ uma}) + (0.0111 \times 13.00335 \text{ uma})$   
12.01 uma

# MASA ATÓMICA PROMEDIO

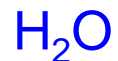
Las masas atómicas de sus dos isótopos estables,  $^{63}_{29}\text{Cu}$  (69.09%) y  $^{65}_{29}\text{Cu}$  (30.91%) son 62.93 uma y 64.9278 uma, respectivamente. Calcula la masa atómica promedio del cobre.

$$\text{Cu: } (0.6909 \times 62.93 \text{ uma}) + (0.3091 \times 64.9278 \text{ uma}) = 63.55 \text{ uma}$$

# MASA MOLECULAR

## MASA MOLECULAR

Es la suma de las masas atómicas de los elementos que constituyen la molécula



Elemento	Masa molecular (uma)
C	12.01
O	16.00
H	1.008
S	32.07
Cr	52.00
K	39.10

## CONCEPTO MOL Y NÚMERO DE AVOGADRO

Micro  
Átomos y moléculas



Macro  
Gramos

La *masa atómica* es la masa de un átomo en unidades de masa atómica (uma)

Por definición: 1 átomo  $^{12}\text{C}$  “pesa” 12 uma

En esta escala:

$^1\text{H} = 1.008 \text{ uma}$

$^{16}\text{O} = 16.00 \text{ uma}$

# MOL

DOCENA = 12



PAR = 2



© www.123rf.com

Un ***mol*** es la cantidad de sustancia que contiene tantos átomos como hay en exactamente 12.00 gramos de  $^{12}\text{C}$ .

$$1 \text{ mol} = N_A = 6.0221367 \times 10^{23}$$

El número de Avogadro ( $N_A$ )



# MOL

*Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro*

Esta cantidad es:

$$6.02 \times 10^{23}$$

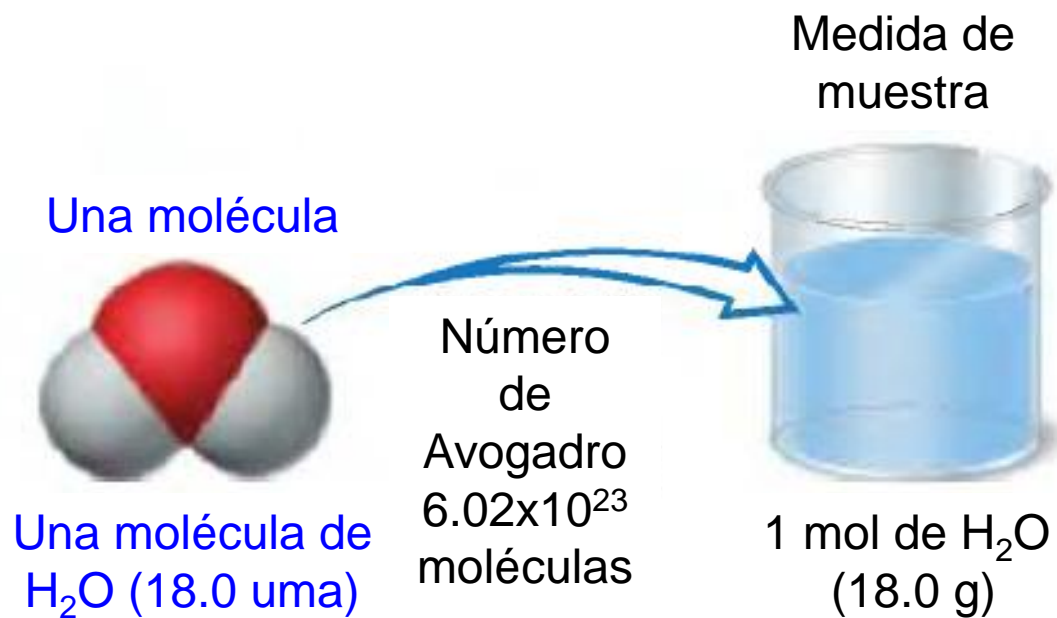
602.000.000.000.000.000.000.000

602 mil trillones de átomos, moléculas, etc.



*Amedeo Avogadro*

# MOL



# MOL

## MASA MOLAR

La masa molar es la masa molecular expresada en gramos

$$1 \text{ mol de átomos } ^{12}\text{C es} = 6.022 \times 10^{23} \text{ átomos} = 12.00 \text{ g}$$

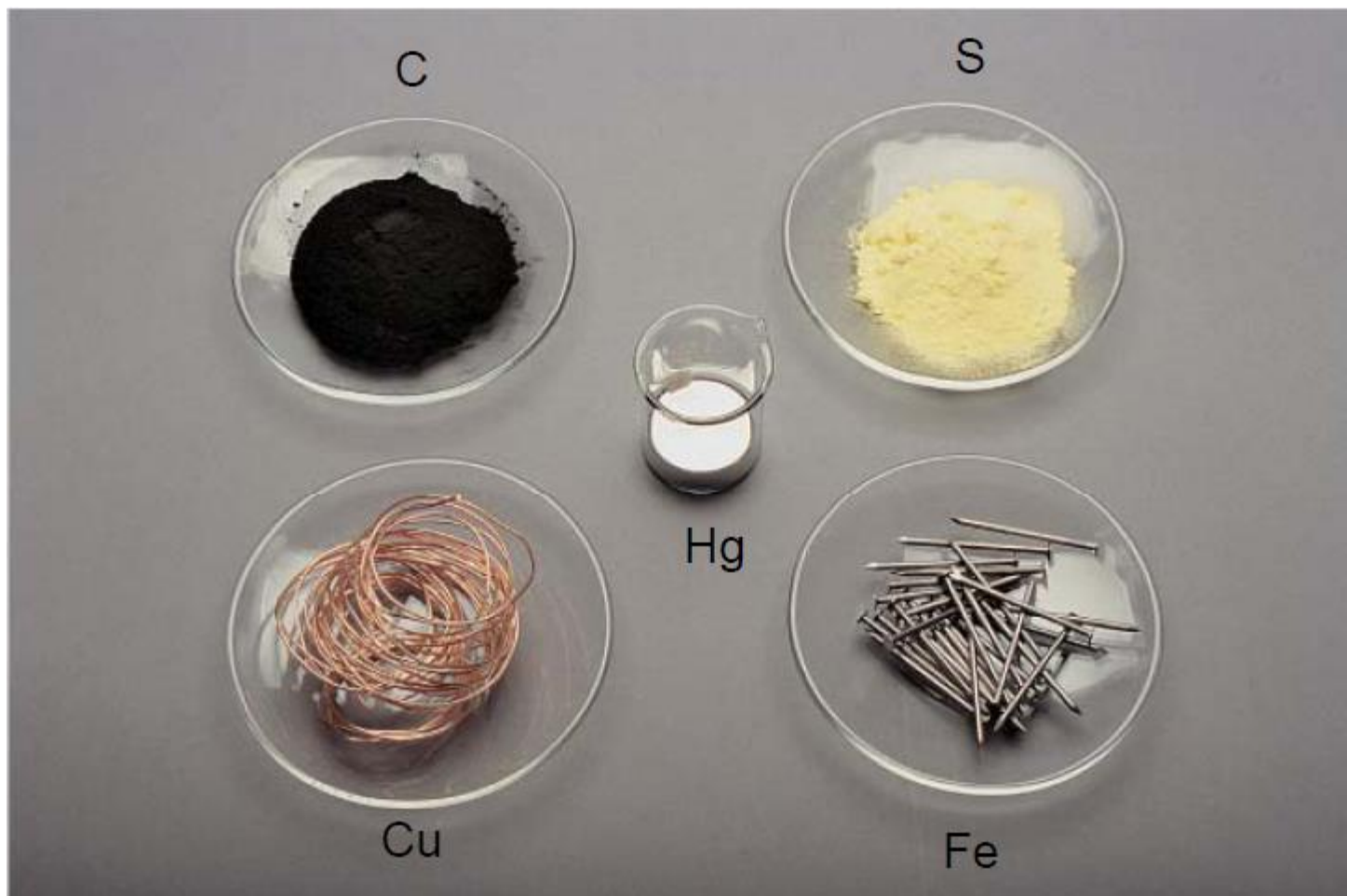
$$1 \text{ átomo } ^{12}\text{C} = 12.00 \text{ uma}$$

$$1 \text{ mol de átomos } ^{12}\text{C} = 12.00 \text{ g } ^{12}\text{C}$$

$$1 \text{ mol de átomos de litio} = 6.941 \text{ g de Li}$$

Para cualquier elemento  
masa atómica (uma) = masa molar (gramos)

Un mol de:



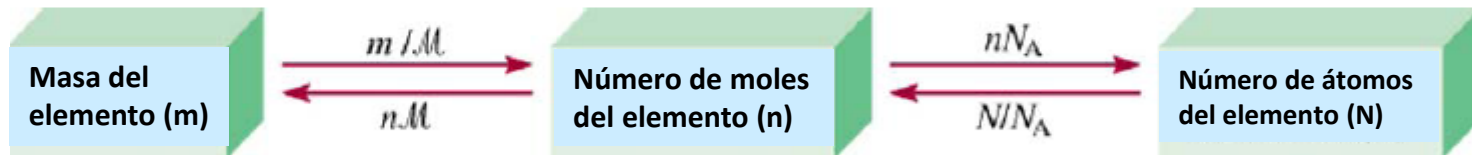
# MASA MOLAR

Nombre	Formula	Masa atómica (uma)	Masa Molar (g/mol)	Numero y tipo de partículas en un mol
Átomo de nitrógeno	N	14.0	14.0	$6.022 \times 10^{23}$ átomos de N
Nitrógeno molecular	N <sub>2</sub>	28.0	28.0	$6.022 \times 10^{23}$ moléculas de N <sub>2</sub> <b>2x</b> $6.022 \times 10^{23}$ átomos de N
Plata	Ag	107.9	107.9	$6.022 \times 10^{23}$ átomos de Ag
Ión plata	Ag <sup>+</sup>	107.9	107.9	$6.022 \times 10^{23}$ iones de Ag <sup>+</sup>
Cloruro de bario	BaCl <sub>2</sub>	208.2	208.2	$6.022 \times 10^{23}$ moléculas de BaCl <sub>2</sub> $6.022 \times 10^{23}$ iones de Ba <sup>2+</sup> <b>2x</b> $6.022 \times 10^{23}$ iones de Cl <sup>-</sup>

# MASA MOLAR

Gramos  $\longleftrightarrow$  Mol  $\longleftrightarrow$  Átomos  
Moléculas

$$1 \text{ uma} = 1.66 \times 10^{-24} \text{ g} \quad \text{o} \quad 1 \text{ g} = 6.022 \times 10^{23} \text{ uma}$$



$M$  = masa molar en g/mol

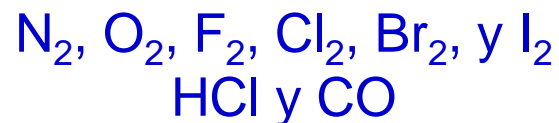
$N_A$  = Número de Avogadro (partículas/mol)

¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 25.00 g de etanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ )?

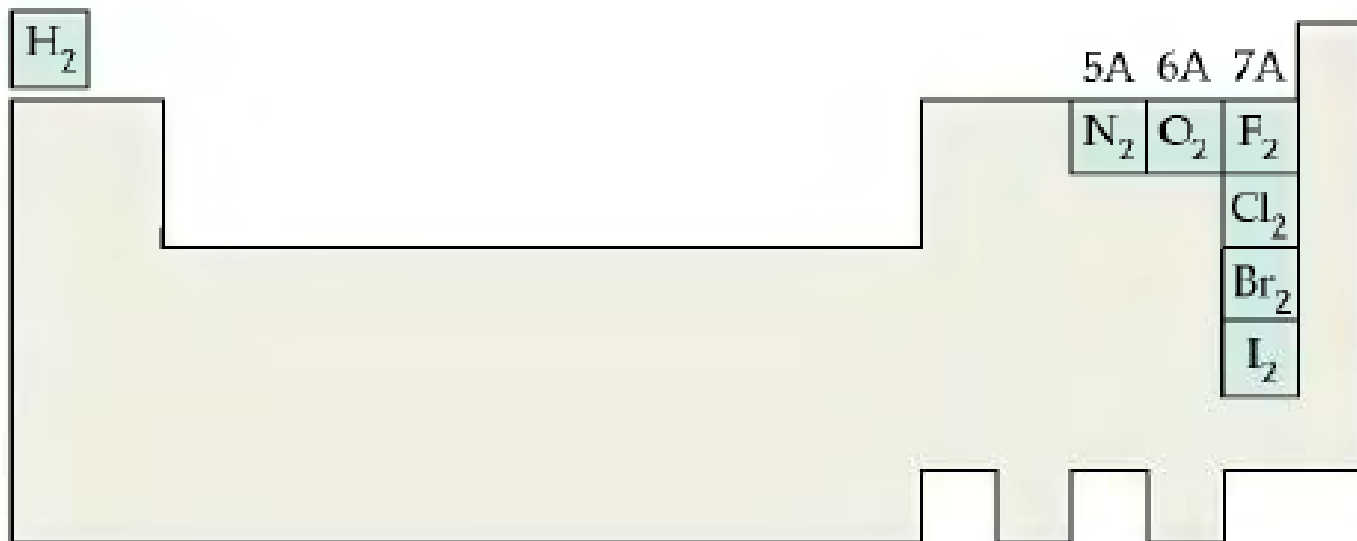
Dato: C: 12.01 g/mol; H: 1.008 g/mol; O: 16.00 g/mol

# IONES Y MOLÉCULAS

**Moléculas diatómicas:** moléculas contienen sólo dos átomos



**Moléculas poliatómicas:** moléculas que contienen mas de dos átomos





# IONES Y MOLÉCULAS

## IONES

Es un átomo o un grupo de átomos que tienen carga neta positiva o negativa.

**Catión:** un ión con carga neta positiva



**Anión:** un ión con carga neta negativa



# IONES Y MOLÉCULAS

## COMPUESTO IÓNICO

Son compuestos formados por cationes y aniones



**Iones monoatómicos:** contienen solamente un átomo



**Iones poliatómicos:** contienen mas de un átomo



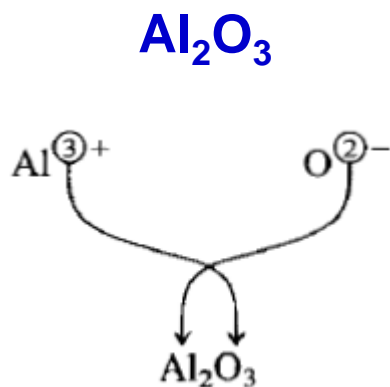
# COMPOSICIÓN PORCENTUAL

## FÓRMULAS DE LOS COMPUESTO IÓNICOS

Para que los compuestos iónicos sean neutros, la suma de las cargas de los cationes y aniones de una formula debe ser igual a cero.

Si las cargas de los cationes y aniones son numéricamente diferente entonces, el subíndice del catión debe ser numéricamente igual a la carga del anión, y el subíndice del anión debe ser numéricamente igual a la carga del catión.

Por lo tanto las formulas iónicas son formulas empíricas



# IONES Y MOLÉCULAS

## MOLÉCULAS Y COMPUESTOS MOLECULARES

Formulas químicas son expresiones de la composición de las moléculas y los compuestos iónicos, por medio de símbolos químicos.

La composición no solo significa los elementos presentes, sino también la proporción en la cual se combinan los átomos

Existen dos tipos de moléculas:

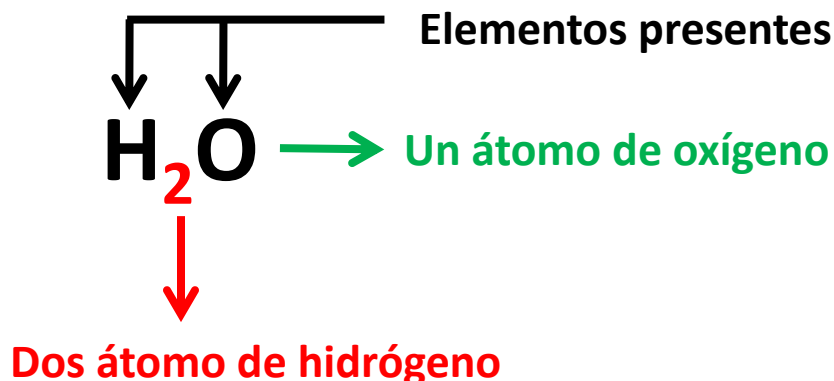
- Fórmulas moleculares
- Fórmulas empíricas

# COMPOSICIÓN PORCENTUAL

**Compuesto molecular:** esta formado por unidades discretas de denominadas moléculas, que generalmente consisten en un número pequeño de átomos no metálicos que se mantienen unidos mediante un enlace covalente.

**Formula química:** una representación simbólica, que, como mínimo indica:

- Los elementos presentes
- El número relativo de átomos de cada elemento



# COMPOSICIÓN PORCENTUAL

**Formula Molecular:** Indica el número de átomos existentes en cada molécula.

**Formula empírica:** Es la formula mas sencilla para un compuesto, muestra los tipos de átomos diferentes y sus números relativos.

Los subíndices se reducen a la razón de números enteros mas sencilla.

Generalmente las fórmulas empíricas no nos dan mucha información sobre un compuesto.

Formula molecular	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$	$\text{CH}_2\text{O}$	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
	Ác. acético	Formaldehído	Glucosa
Formula empírica	$\text{CH}_2\text{O}$	$\text{CH}_2\text{O}$	$\text{CH}_2\text{O}$

# COMPOSICIÓN PORCENTUAL

## COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE LOS COMPUESTOS

*Es el porcentaje en masa de cada elemento presente en un compuesto*

Se utiliza para determinar la pureza de un compuesto comparando la composición porcentual experimental con la teórica.

$$\text{Composición porcentual de un elemento} = \frac{n \times \text{masa molar del elemento}}{\text{masa molar del compuesto}} \times 100$$

# COMPOSICIÓN PORCENTUAL

## COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE LOS COMPUESTOS

Esta magnitud especifica los porcentajes en masa de cada uno de los elementos presentes en un compuesto.

$$\% \text{ elemento} = \frac{\text{masa del elemento}}{\text{masa total del compuesto}} \times 100$$

Ejemplo:  $\text{H}_2\text{SO}_4$

Masa molecular = 98 grs

$$\text{H} : 2 \text{ mol} \times 1. \text{ grs/mol} = 2 \text{ grs} \quad \Rightarrow \quad \% \text{ H} = \frac{2}{98} \times 100 = 2.04 \% \text{ de H}$$

$$\text{O} = 4 \text{ mol} \times 16 \text{ grs/mol} = 64 \text{ grs} \quad \Rightarrow \quad \% \text{ O} = \frac{64}{98} \times 100 = 65.3 \% \text{ de O}$$

$$\text{S} = 1 \text{ mol} \times 32 \text{ grs/mol} = 32 \text{ grs} \quad \Rightarrow \quad \% \text{ S} = \frac{32}{98} \times 100 = 32.65 \% \text{ de S}$$



# COMPOSICIÓN PORCENTUAL

## DETERMINACIÓN DE FORMULAS A PARTIR DE LA COMPOSICIÓN CENTESIMAL

La composición centesimal de un compuesto proporciona datos que pueden utilizarse para determinar su fórmula.

La composición centesimal establece las proporciones relativas en *masa* de los elementos en un compuesto.

Este método se utiliza para confirmar la pureza y obtención de compuestos orgánicos.

# COMPOSICIÓN PORCENTUAL

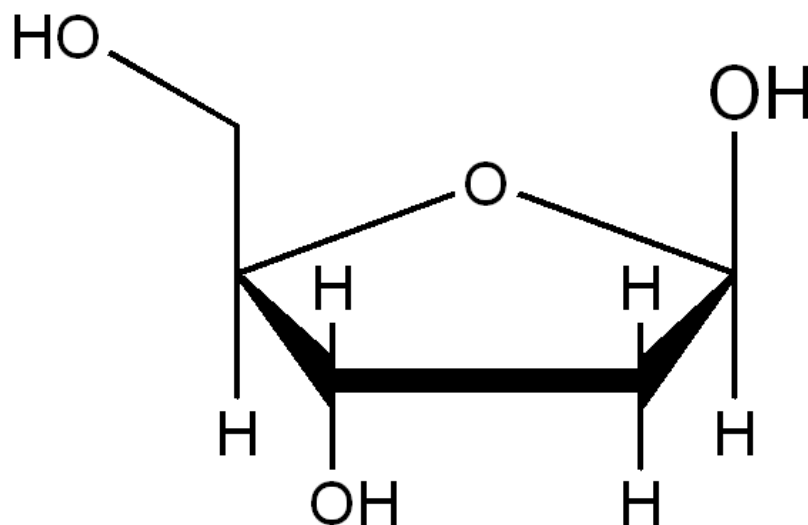
## CÁLCULO DE LA FÓRMULA EMPÍRICA.

- Supongamos que partimos de 100 g de sustancia.
- Si dividimos el % de cada átomo entre su masa atómica ( $A$ ), obtendremos el número de moles (átomos-gramo) de dicho átomo.
- La proporción en moles es igual a la que debe haber en átomos en cada molécula.
- Posteriormente, se divide por el que tenga menor  $n^{\circ}$  de moles.
- Por último, si quedan números fraccionarios, se multiplica a todos por un mismo número con objeto de que queden números enteros.

# COMPOSICIÓN PORCENTUAL

La composición en masa, de 2-desoxirribosa es 44.77% de C; 7.520% de H y 47.71% de O.

Determinar su fórmula empírica.



# DETERMINACIÓN DE FORMULAS MOLECULARES

Si deseamos determinar la formula molecular a partir de una composición porcentual, siempre se debe conocer la masa molar aproximada del compuesto además de su formula empírica..

Conociendo la masa molar de un compuesto debe ser un múltiplo entero de la masa molar de su formula empírica.

$$M \text{ Formula molecular} = n \times M \text{ Formula Empírica}$$

$$n=1, 2, 3, 4 \dots\dots$$

5.000 g de Aspirina contiene un 60.00 % de carbono, 0.2238 g de hidrógeno, y  $6.682 \times 10^{22}$  átomos de oxígeno determine

- a) La fórmula empírica de la Aspirina
- b) La fórmula molecular si su masa molar es 180.16 g/mol

Dato: C: 12.01 g/mol; H: 1.008 g/mol; O: 16.00 g/mol

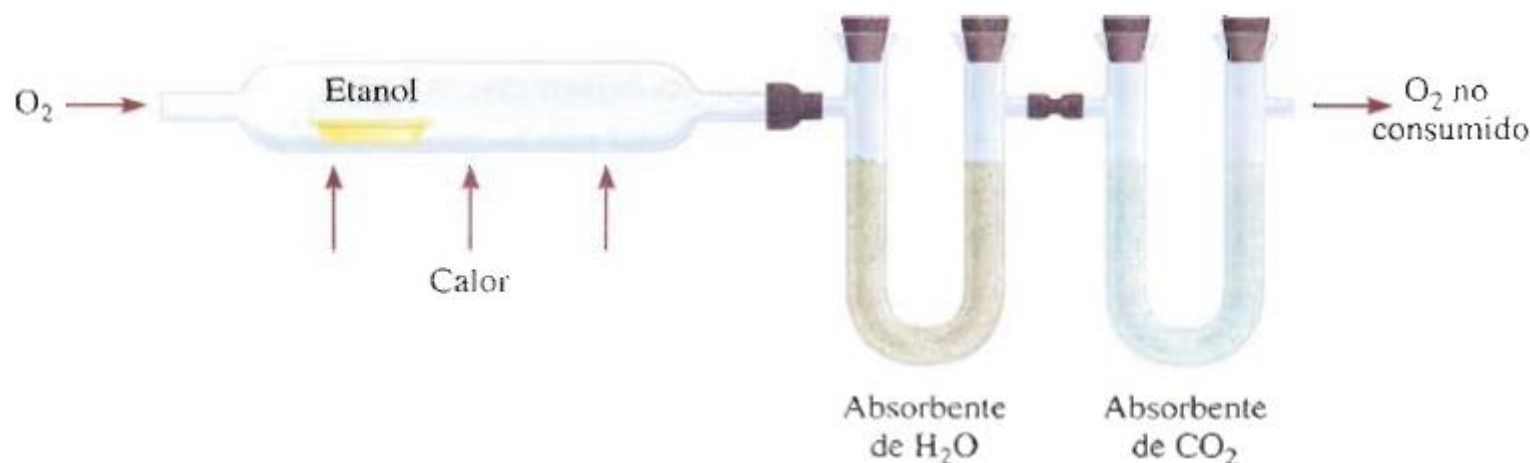
# COMPOSICIÓN PORCENTUAL

## DETERMINACIÓN EXPERIMENTAL DE FORMULA EMPÍRICA.

Si es posible determinar la fórmula empírica de un compuesto conociendo su composición porcentual, permite identificar experimentalmente los compuestos.

Primero, el análisis químico indica el número de gramos de cada elemento presente en una determinada cantidad del compuesto.

Por último se determina la fórmula empírica del compuesto.



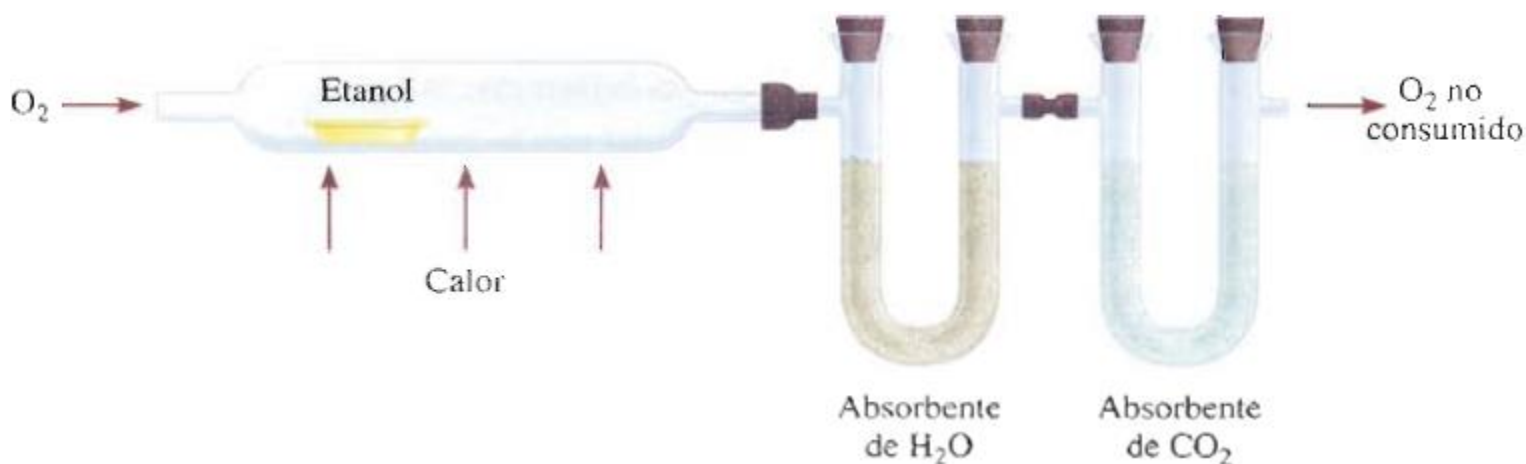
# COMPOSICIÓN PORCENTUAL

Si deseamos determinar la formula empírica del etanol:

El etanol se quema formando dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) y agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ).

Como el gas del aparato no contiene hidrógeno ni carbono, entonces el carbono y el hidrógeno son los que están presentes en la muestra de etanol.

Las masas de  $\text{CO}_2$  y de  $\text{H}_2\text{O}$  producidas se pueden determinar midiendo el aumento de combustión de 11.50 g de etanol produjo 22.00 g de  $\text{CO}_2$  y 13.50 g de  $\text{H}_2\text{O}$



11.5 g de etanol ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ) contienen 6.00 g de Carbono y 1.51 g de hidrógeno. El resto debe ser oxígeno.

masa de O = masa muestra – (masa de C + masa de H)

masa de O = 11.5 g – (6.00 g + 1.51 g)

masa de O = 4.0 g

$$\text{Moles de C} = \frac{1 \text{ mol}}{12.01 \text{ g C}} \times 6.00 \text{ g C} = 0.500 \text{ mol C}$$

$$\text{Moles de H} = \frac{1 \text{ mol}}{1.008 \text{ g H}} \times 1.51 \text{ g H} = 1.500 \text{ mol H}$$

$$\text{Moles de O} = \frac{1 \text{ mol}}{16.00 \text{ g O}} \times 4.0 \text{ g O} = 0.25 \text{ mol O}$$



Entonces la formula del etanol es  $C_{0.50}H_{1.25}O_{0.25}$ .

Debido a que los números de átomos debe ser entero, los subíndices se dividen entre 0.25, que es el menor de ellos

Se obtiene la fórmula empírica  $C_2H_6O$ .

Formula empírica: *basada solo e la observación y en las mediciones*

