

UNIDAD II

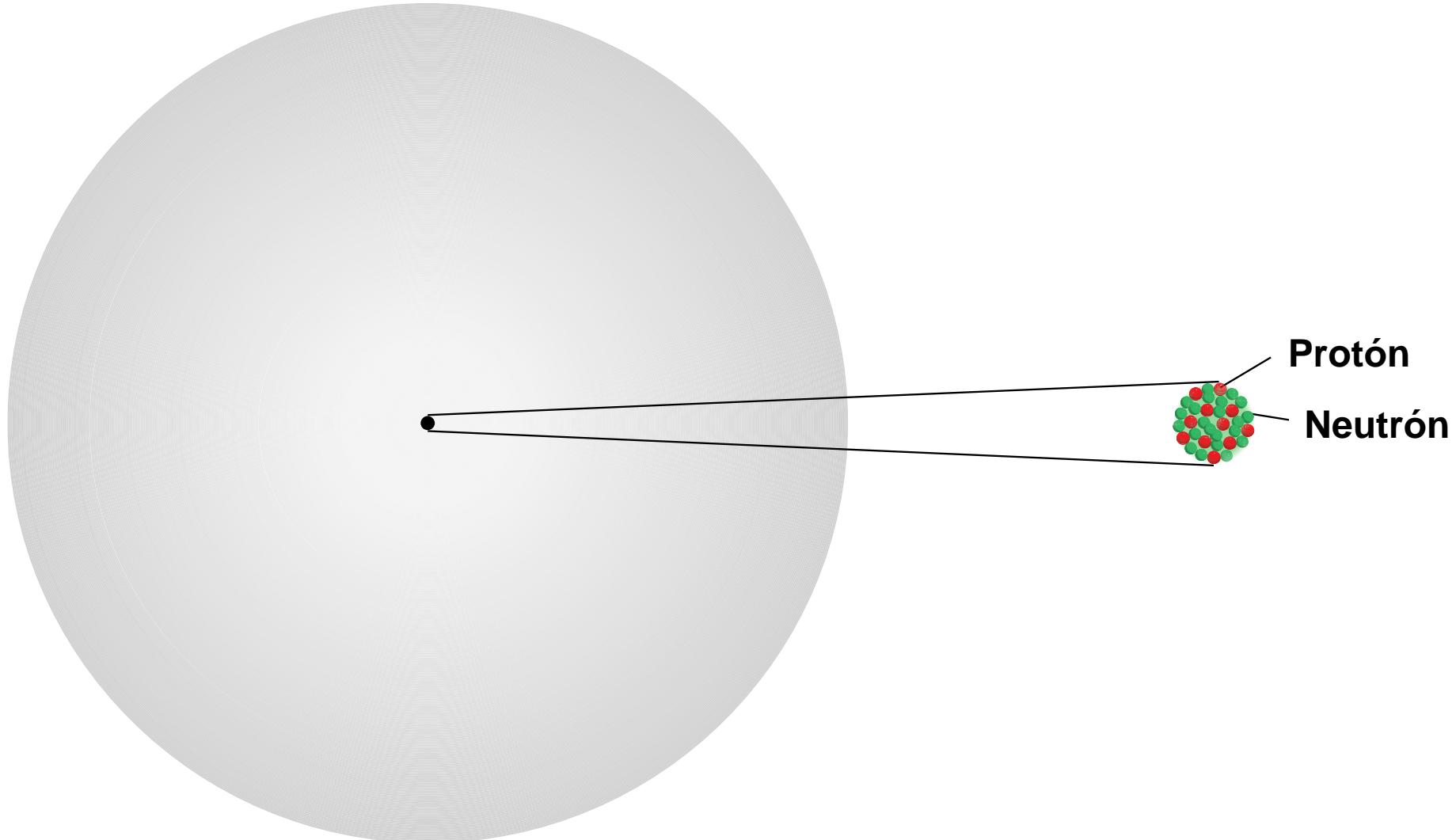
Chang: Capítulo 2 y 3
Brown: Capítulo 2 y 3

- 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	9.1939×10^{-28}	-1.6022×10^{-19}	-1
PROTÓN	1.67222×10^{-24}	$+1.6022 \times 10^{-19}$	+1
NEUTRÓN	1.67493×10^{-24}	0	0

- La carga del protón es la misma cantidad que la de los electrones -1.6022×10^{-19} C
- La masa del protón es de 1.67262×10^{-24} 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

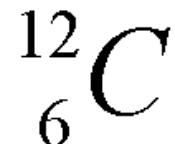
NÚMERO DE MASA (A): Es el número total de protones y neutrones que tiene un átomo.



$$\textcolor{red}{A} = \text{Protones} + \text{Neutrones}$$

$$\textcolor{red}{A} = \textcolor{blue}{Z} + \text{Neutrones}$$

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

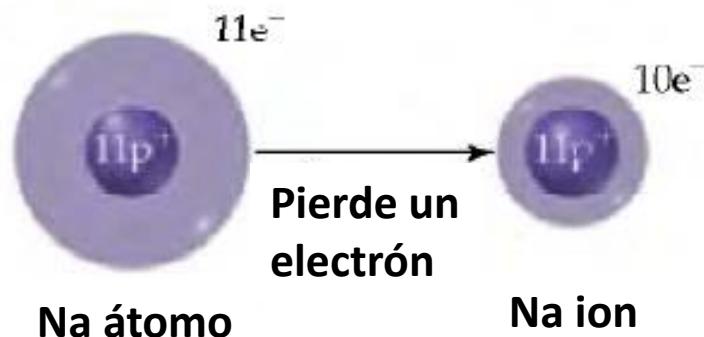
El segundo tiene: 10 protones, 12 neutrones y 8 electrones



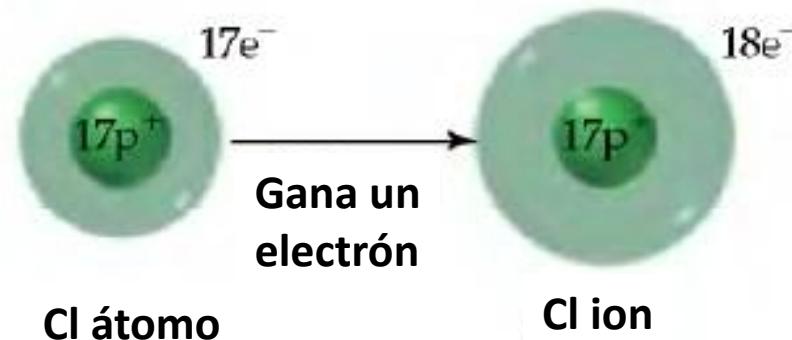
Cationes: Carga positiva
Aniones: Carga negativa

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

	${}_{20}^{41}X^{+2}$	${}_{8}^{16}X^{-2}$	${}_{15}^{32}X$
Z			
A			
Electrones			
Neutrones			
elemento			

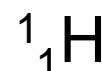
Periodo	Grupo																	
	1																	
1	1 H Hidrógeno	2																18 He Helio
2	3 Li Litio	4 Be Berilio																
3	11 Na Sodio	12 Mg Magnesio	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Boro	14 Carbono	15 Nitrógeno	16 Oxígeno	17 Flúor	10 Neón
4	19 K Potasio	20 Ca Calcio	21 Sc Escandio	22 Ti Titánio	23 V Vanadio	24 Cr Cromo	25 Mn Manganoso	26 Fe Hierro	27 Co Cobalto	28 Ni Níquel	29 Cu Cobre	30 Zn Cinc	31 Ga Galo	32 Ge Germanio	33 As Arsénico	34 Se Selenio	35 Br Bromo	36 Kr Criptón

ESTRUCTURA ATÓMICA

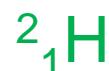
ISÓTOPOS

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}C , ^{13}C , ^{14}C Carbono -13



Hidrógeno



Deuterio



Tritio



Reactores
nucleares



No



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

* Datos con relación al C¹²

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}C : 98.89% (12.00000 uma)

^{13}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

MOL

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}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}C .

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

El número de Avogadro (N_A)

MOL

Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro



Amedeo Avogadro

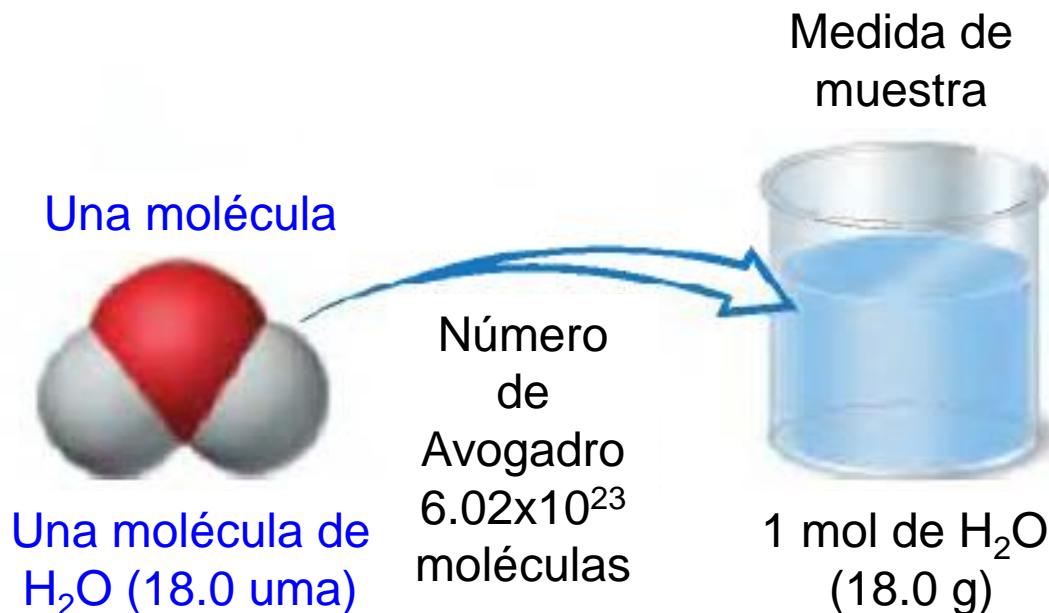
Esta cantidad es:

6.02×10^{23}

$602.000.000.000.000.000.000$

602 mil trillones de átomos, moléculas, etc.

MOL



MOL

MASA MOLAR

La masa molar es la masa molecular expresada en gramos

1 mol de átomos ^{12}C es = 6.022×10^{23} átomos = 12.00 g

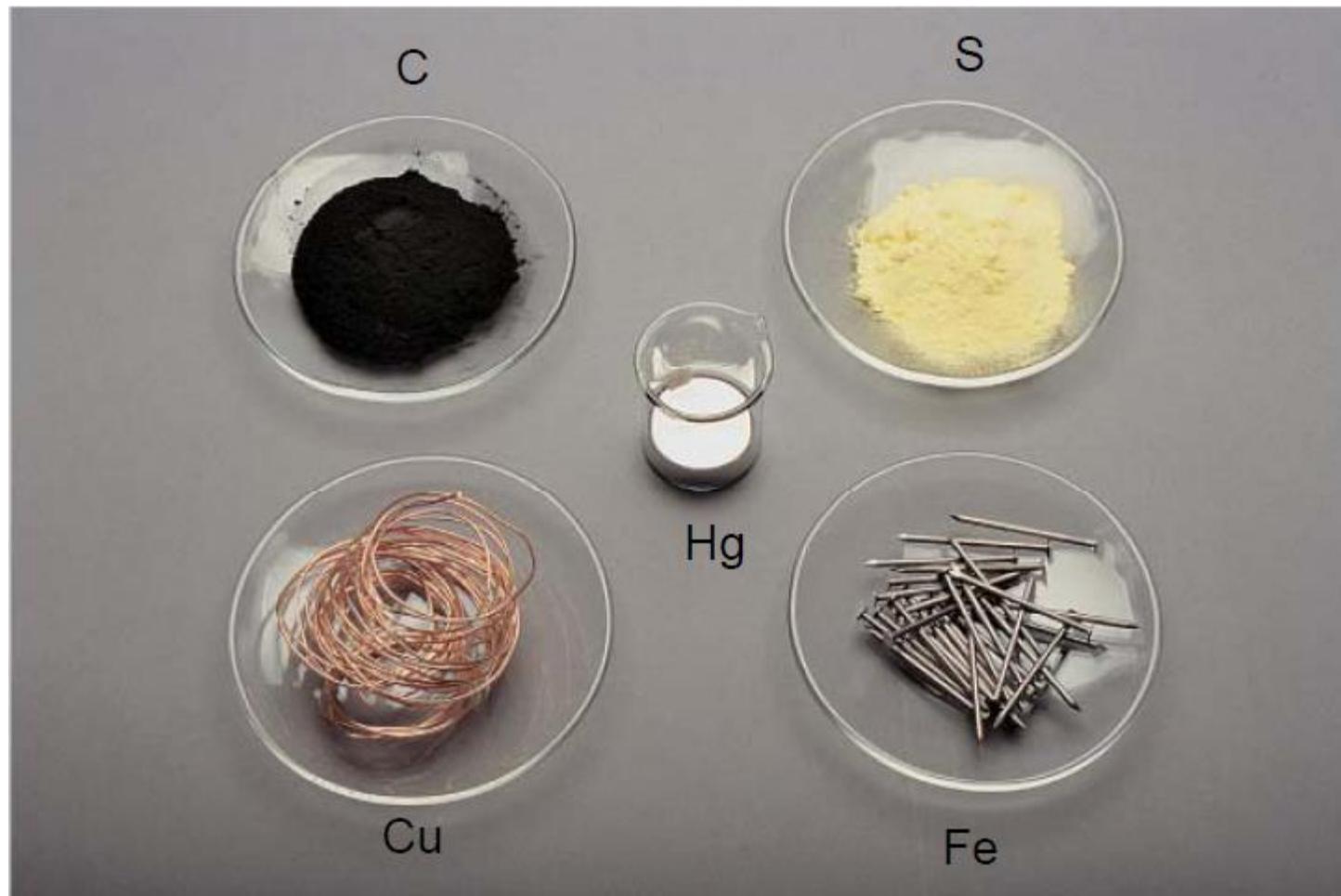
1 átomo ^{12}C = 12.00 uma

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

1 mol de átomos de litio = 6.941 g de Li

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

Un mol de:



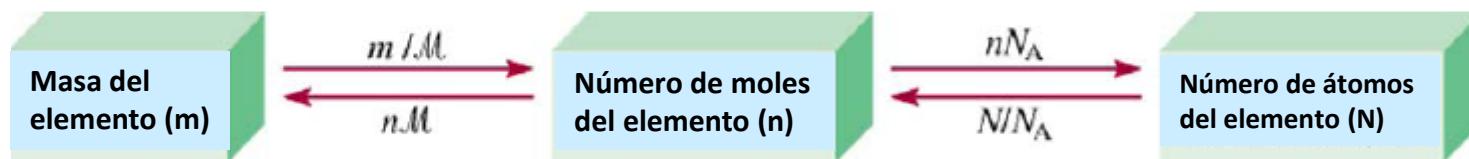
MASA MOLAR

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	6.022×10^{23} átomos de N
Nitrógeno molecular	N ₂	28.0	28.0	6.022×10^{23} moléculas de N ₂ 2x 6.022×10^{23} átomos de N
Plata	Ag	107.9	107.9	6.022×10^{23} átomos de Ag
Ión plata	Ag ⁺	107.9	107.9	6.022×10^{23} iones de Ag ⁺
Cloruro de bario	BaCl ₂	208.2	208.2	6.022×10^{23} moléculas de BaCl ₂ 6.022×10^{23} iones de Ba ²⁺ 2x 6.022×10^{23} iones de Cl ⁻

MASA MOLAR



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



M = masa molar en g/mol

N_A = Número de Avogadro (partículas/mol)

¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 25.00 g de etanol (C_2H_5OH)?

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

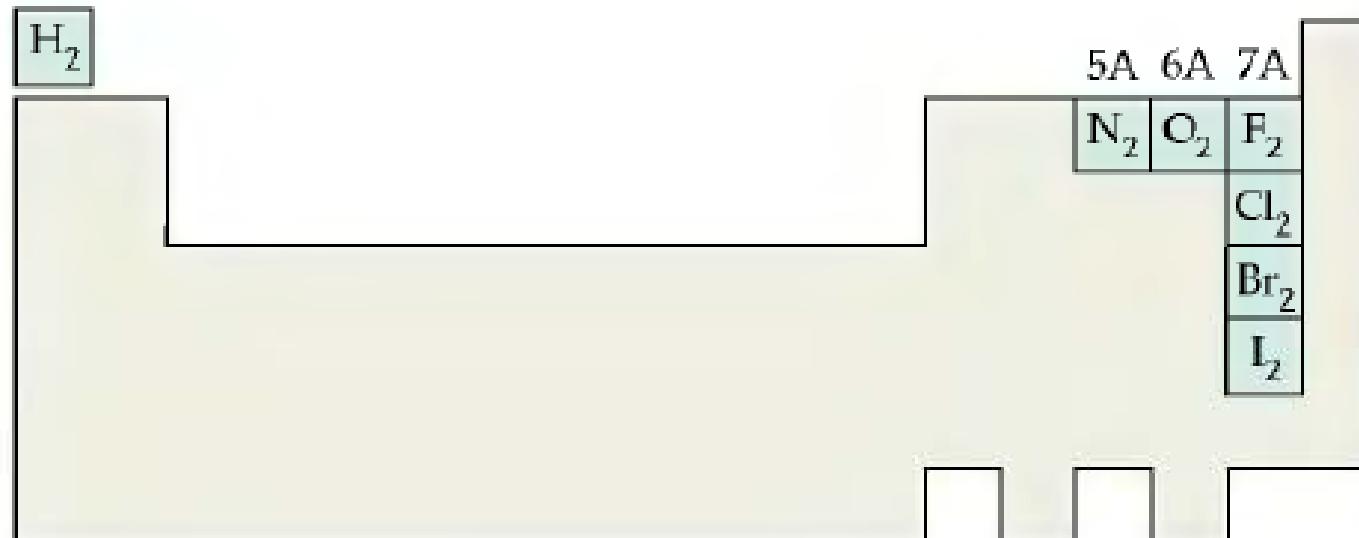
IONES Y MOLÉCULAS

Moléculas diatómicas: moléculas contienen sólo dos átomos

N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , y I_2
HCl y CO

Moléculas poliatómicas: moléculas que contienen mas de dos átomos

O_3 , H_2O , NH_3



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



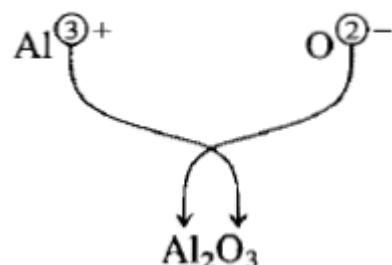
COMPOSICIÓN PORCENTUAL

FÓRMULAS DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS

Para que los compuestos iónicos sean neutros, la suma de las cargas de los cationes y aniones de una fórmula 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 fórmulas iónicas son fórmulas 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:

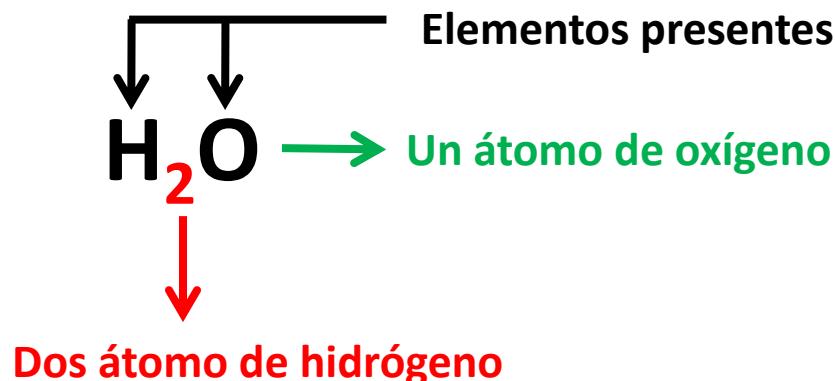
- Fórmulas moleculares
- Fórmulas empíricas

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



Ác. acético

Formaldehído

Glucosa

Formula empírica



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: H_2SO_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 formula.

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

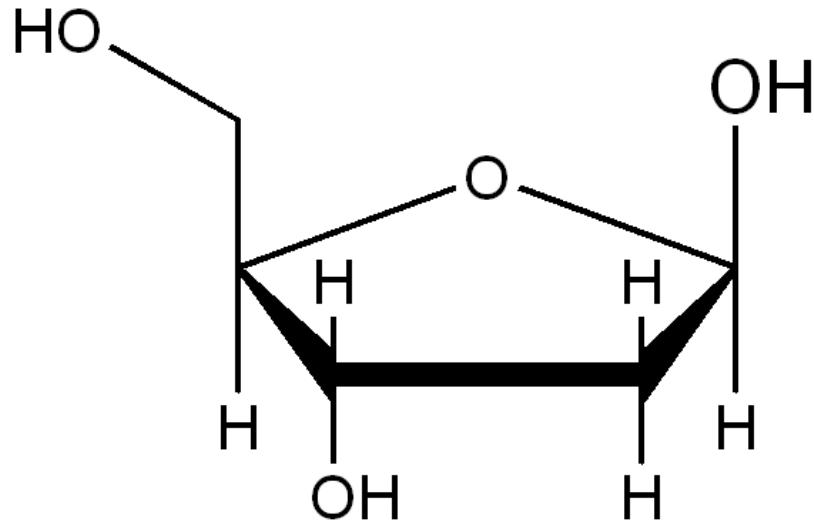
CÁLCULO DE LA FÓRMULA EMPÍRICA.

- 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 nº 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.

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

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

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

- a) La formula empírica del la Aspirina
- b) La formula 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

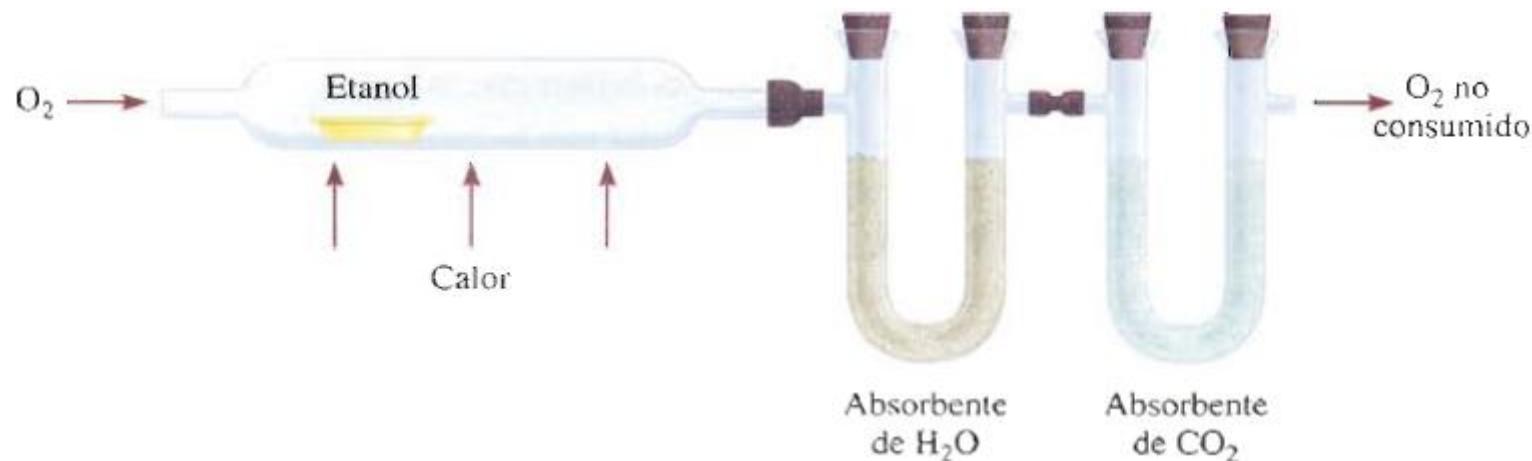
COMPOSICIÓN PORCENTUAL

DETERMINACION 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.



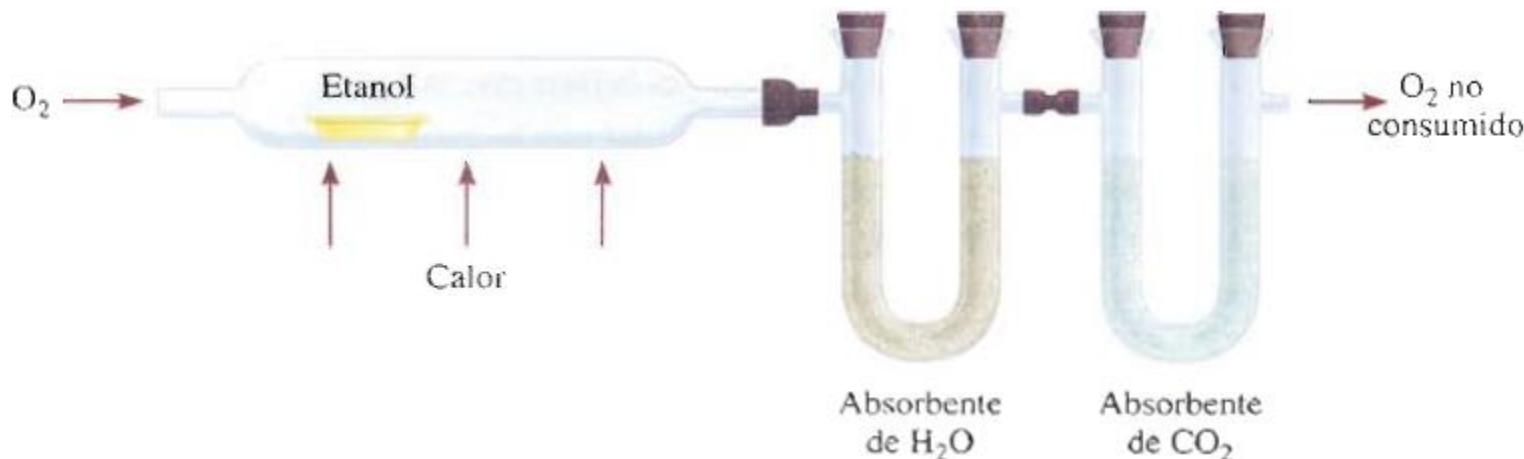
COMPOSICIÓN PORCENTUAL

Si deseamos determinar la formula empírica del etanol:

El etanol se quema formando dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O).

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 CO_2 y de H_2O producidas se pueden determinar midiendo el aumento de combustión de 11.50 g de etanol produjo 22.00 g de CO_2 y 13.50 g de H_2O



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.

$$\text{masa de O} = \text{masa muestra} - (\text{masa de C} + \text{masa de H})$$

$$\text{masa de O} = 11.5 \text{ g} - (6.00 \text{ g} + 1.51 \text{ g})$$

$$\text{masa de O} = 4.0 \text{ g}$$

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

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

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

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 ello

Se obtiene la fórmula empírica C_2H_6O .

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

