

Tema 1. Conceptos Básicos en Química

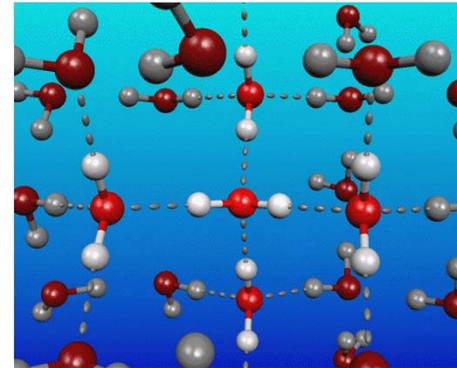
- Química
- Átomo: números másicos y atómicos
- Mol
- Fórmulas empíricas y moleculares
- Reacciones químicas
- Gases
- Disoluciones

¿Qué es la Química?

- Ciencia que estudia la composición y propiedades de las sustancias y las reacciones por las que unas sustancias se transforman en otras.



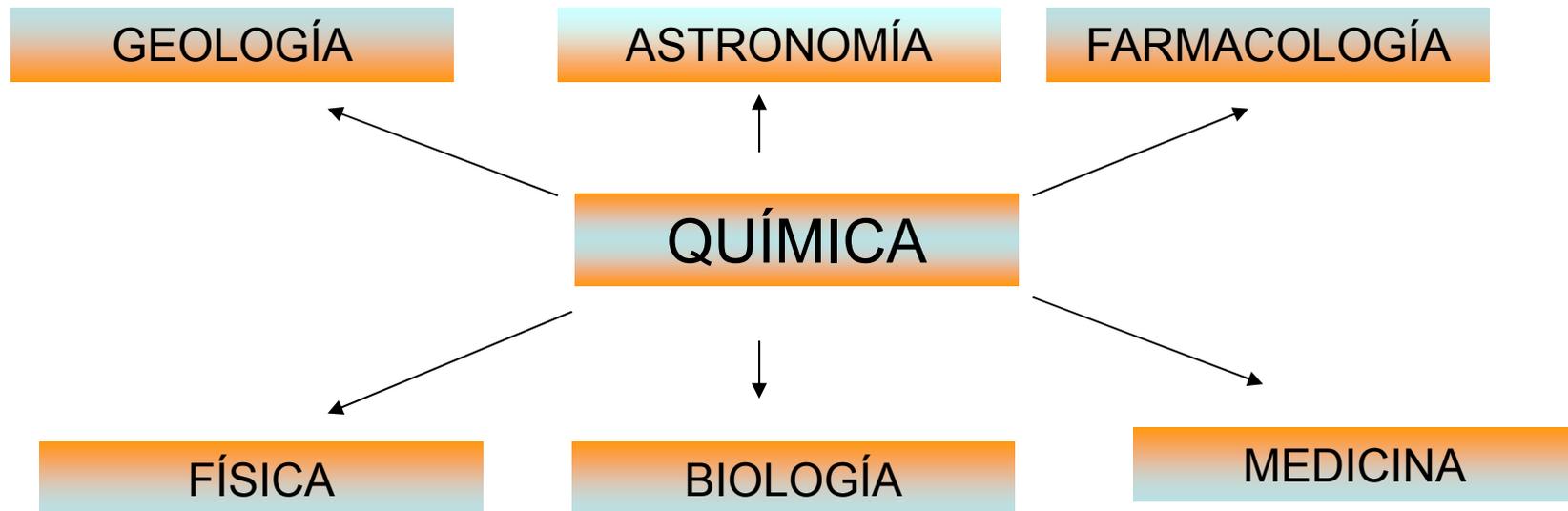
Visión macroscópica



Visión microscópica

¿Qué es la Química?

El lenguaje de la Química es un lenguaje científico universal que se emplea ampliamente fuera de la Química



El Átomo

Desde los tiempos de Rutherford, se han descubierto muchas partículas subatómicas. Sin embargo para los químicos para describir el átomo son suficientes tres partículas:

ELECTRÓN, PROTÓN, NEUTRÓN.

Electrones: carga -1 (unidad carga atómica = $1.602 \cdot 10^{-19}$ C)

Protones: carga $+1$

Neutrones: carga 0

En principio, los átomos son eléctricamente neutros

Número de electrones = número de protones

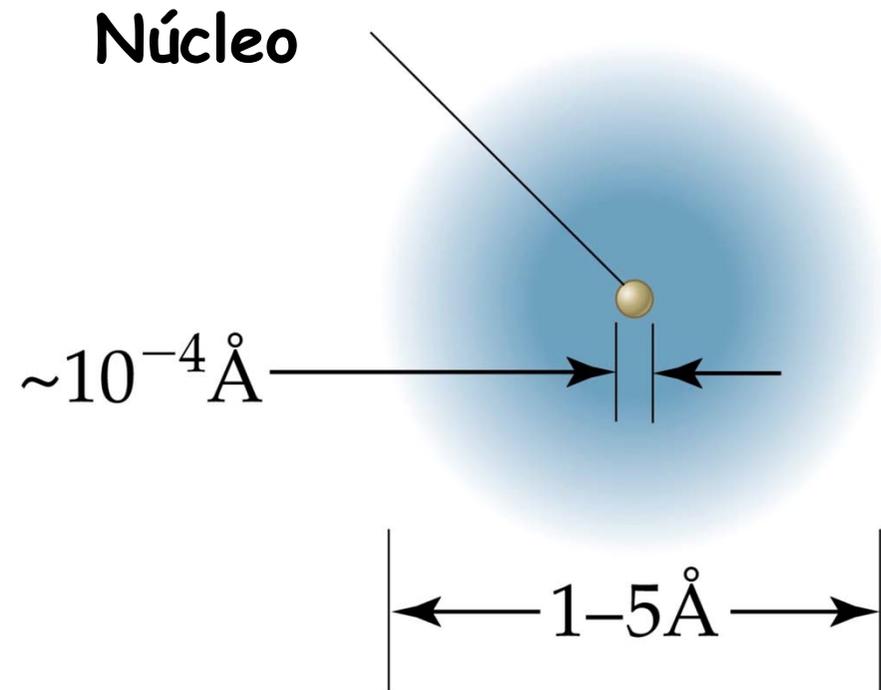
El Átomo

- Los átomos son muy pequeños, con diámetros comprendidos entre 1×10^{-10} m y 5×10^{-10} m, o 100-500 pm.

$$1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$$

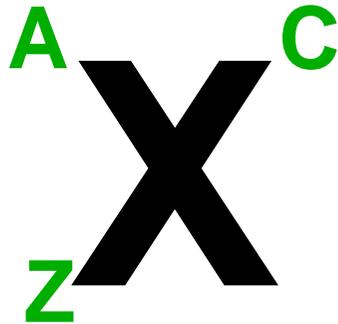
- Una unidad muy extendida para medir dimensiones a escala atómica es el angstrom (Å).

$$1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m}$$



Partícula	Localización	Carga relativa	Masa relativa
Protón	Núcleo	+1	1.00728
Neutrón	Núcleo	0	1.00867
Electrón	Fuera del núcleo	-1	0.00055

El Átomo



A – Masa atómica

Nº Total Protones y Neutrones

Z – Número atómico

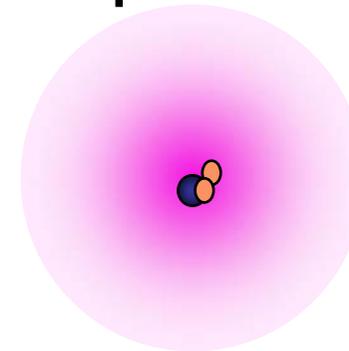
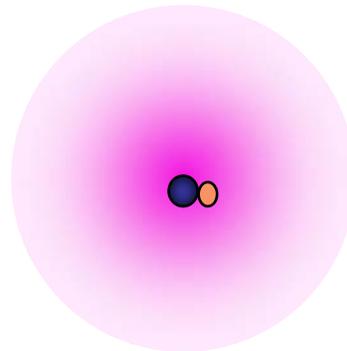
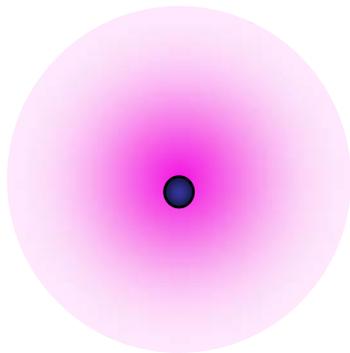
Nº Total Protones

C – Carga

Valores + o -

El número atómico caracteriza al elemento

Dos átomos con igual Z y diferente A se denominan **isótopos**



A - Z = número de neutrones

Z - C = número de electrones

El Átomo

Tabla periódica:

Grupos ↓

Period	1 Group IA	2 Group IIA	3 Group IIIB	4 Group IVB	5 Group VB	6 Group VIB	7 Group VIIB	8 Group VIII	9 Group VIII	10 Group VIII	11 Group IB	12 Group IIB	13 Group IIIA	14 Group IVA	15 Group VA	16 Group VIA	17 Group VIIA	18 Group VIIIA																									
1	1 H 1.01	2 He 4.00																																									
2	3 Li 6.94	4 Be 9.01											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18																									
3	11 Na 22.99	12 Mg 24.30											13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95																									
4	19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.87	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.38	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80																									
5	37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.60	53 I 126.90	54 Xe 131.29																									
6	55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57 La* 138.91	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.84	75 Re 186.21	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)																									
7	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 (271)	111 (272)	112 (277)		114 (289)		116 (289)		118 (293)																									
			<table border="1"> <tr> <td>58 Ce 140.12</td> <td>59 Pr 140.91</td> <td>60 Nd 144.24</td> <td>61 Pm (145)</td> <td>62 Sm 150.36</td> <td>63 Eu 151.96</td> <td>64 Gd 157.25</td> <td>65 Tb 158.93</td> <td>66 Dy 162.50</td> <td>67 Ho 164.93</td> <td>68 Er 167.26</td> <td>69 Tm 168.93</td> <td>70 Yb 173.04</td> <td>71 Lu 174.97</td> </tr> <tr> <td>90 Th (232)</td> <td>91 Pa (231)</td> <td>92 U (238)</td> <td>93 Np (237)</td> <td>94 Pu (242)</td> <td>95 Am (243)</td> <td>96 Cm (248)</td> <td>97 Bk (247)</td> <td>98 Cf (251)</td> <td>99 Es (252)</td> <td>100 Fm (257)</td> <td>101 Md (260)</td> <td>102 No (259)</td> <td>103 Lr (262)</td> </tr> </table>										58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.04	71 Lu 174.97	90 Th (232)	91 Pa (231)	92 U (238)	93 Np (237)	94 Pu (242)	95 Am (243)	96 Cm (248)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (260)	102 No (259)	103 Lr (262)			
58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.04	71 Lu 174.97																														
90 Th (232)	91 Pa (231)	92 U (238)	93 Np (237)	94 Pu (242)	95 Am (243)	96 Cm (248)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (260)	102 No (259)	103 Lr (262)																														

Metals — Non-metals

↑ Atomic number
Symbol
Atomic mass

Periodos →

El Átomo

47

Plata

Ag

107.87

Número Atómico
Nombre del elemento

Símbolo del Elemento

Masa atómica (peso)

- 87 son metales
 - 27 son radiactivos
 - 16 son artificiales (radiactivos)
 - 11 son gases
 - 2 son líquidos
- Se conocen ~110 elementos

El Átomo

Masas atómicas:

Se define **(DE FORMA ARBITRARIA)** la masa del isótopo ^{12}C como equivalente a 12 **unidades de masa atómica** (umas)

$$1 \text{ uma} = 1/12 \text{ la masa del } ^{12}\text{C} = 1.66054 \times 10^{-24} \text{ g}$$

De esta forma puede construirse una **escala relativa** de pesos atómicos, que suele aparecer en la Tabla Periódica.

Masas relativas:

A_r Masa atómica relativa

M_r Masa Molecular relativa

I_r Masa Isotópica relativa

El Átomo

Ejemplos de masas atómicas:

Elemento	C	H	O	Cl
$A_r(\text{uma})$	12.0107	1.0079	15.9994	35.453

El Átomo

- El carbono presenta tres isótopos en la Naturaleza: ^{12}C , ^{13}C y ^{14}C .
- La existencia de dos o más isótopos de un mismo elemento se puede demostrar utilizando un espectrómetro de masas.
- La masa atómica del elemento es la media proporcional de las masas de los isótopos que lo componen:

	Masa atómica	Abundancia (%)
^{35}Cl	34.97	75.53
^{37}Cl	36.97	24.47

La masa atómica relativa del cloro es:

$$34.97 \times \frac{75.53}{100} + 36.97 \times \frac{24.47}{100} = \boxed{35.45}$$

El Átomo

Masa Molecular

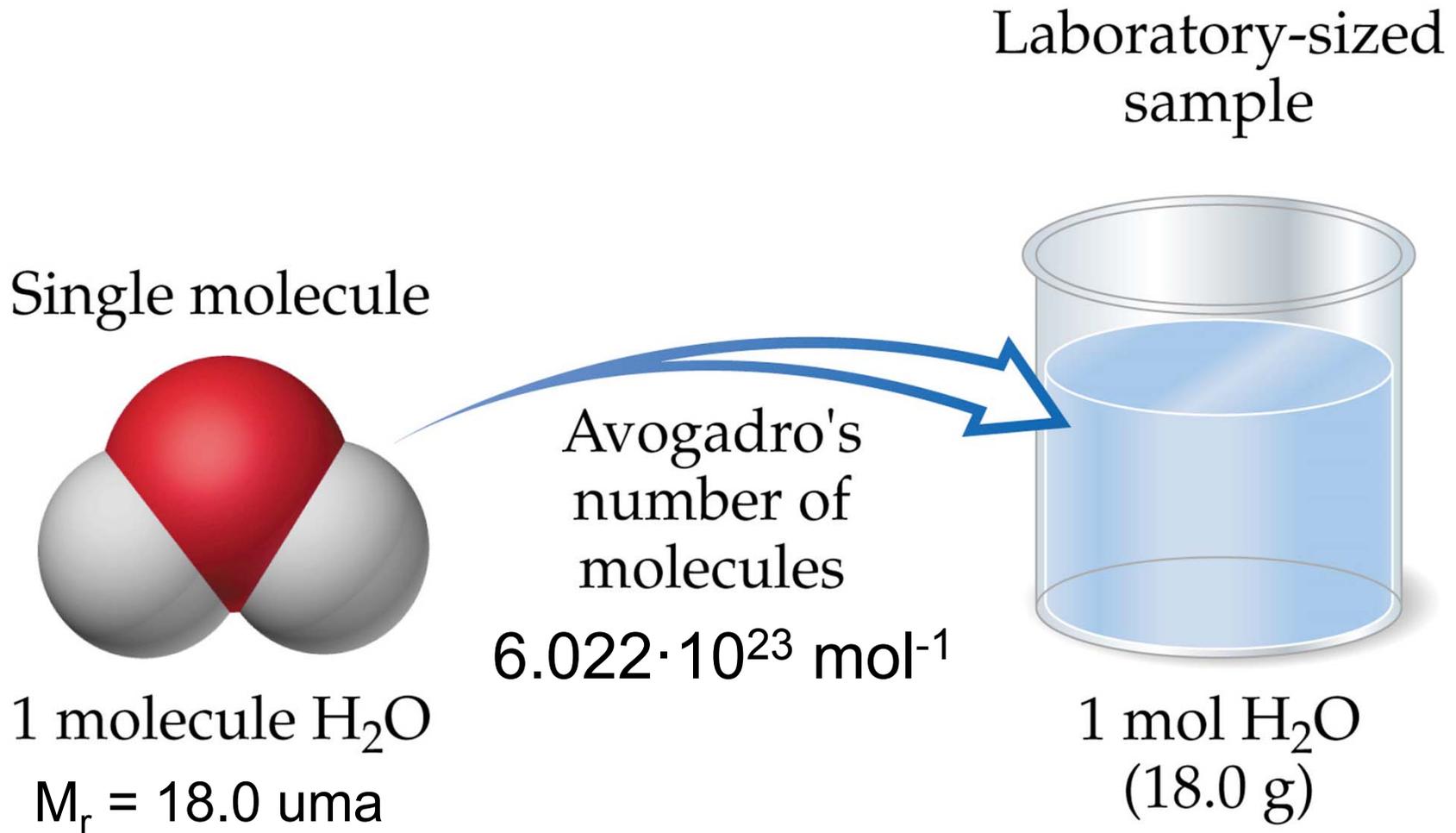
Dos o más átomos se combinan para formar estructuras estables denominadas moléculas. La unión entre átomos se denomina enlace (y lo estudiaremos en el tema siguiente)

La masa molecular (M_r) es igual a

la suma de las masas atómicas relativas de los átomos de la fórmula de dicha sustancia:

$$\begin{aligned}M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) &= 2 A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) + 4 A_r(\text{O}) = \\ &= 2 \times 1.0 + 32.0 + 4 \times 16.0 = 98.0\end{aligned}$$

El Mol



$$n_{\text{moles}} = N_{\text{moleculas}} / N_A$$

El Mol

El número de Avogadro se elige de tal forma que la masa atómica (y molecular) puede interpretarse bien como:

- La masa en umas de un átomo (o molécula)
- La masa en gramos de un mol de átomos (o moléculas)

Ej: la masa molecular del H_2SO_4 son 98:

- Una molécula de H_2SO_4 pesa 98 uma
- Un mol de moléculas de H_2SO_4 ($6.022 \cdot 10^{23}$ moléculas) pesan 98 gramos

$$n_{\text{moles}} = m(\text{g})/M_r(\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})$$

El Mol

Para convertir en moles (n) los gramos (m) de cualquier sustancia sólo hay que dividir por la masa molecular (M) de dicha sustancia:

$$n = \frac{m}{M}$$

¿Cuántos moles hay en 24.5 g de ácido sulfúrico (H₂SO₄)?

$$M = 98 \text{ g/mol} \quad \frac{24,5 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 / \text{mol de } \text{H}_2\text{SO}_4} = 0.25 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Para convertir en átomos o moléculas (N) en moles (n) hay que

dividir por el número de Avogadro: $n = \frac{N}{N_A}$

Fórmulas

FÓRMULA EMPÍRICA:

Es la relación más sencilla de números enteros entre los átomos que componen la molécula.

FÓRMULA MOLECULAR:

Los números relativos de los átomos son los de la molécula real del compuesto.

FÓRMULA ESTRUCTURAL:

Indica cómo están enlazados los átomos en la molécula.

Fórmulas

La **fórmula empírica** no tiene necesariamente que coincidir con la **fórmula molecular**.

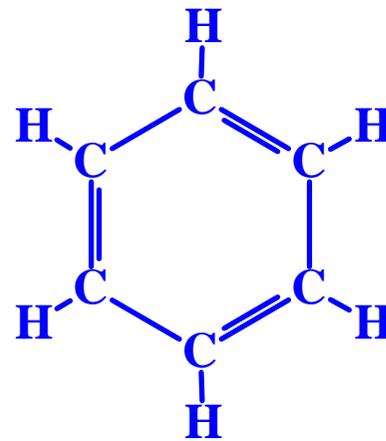
fórmula molecular = n × fórmula empírica

Por ejemplo, BENCENO:

Fórmula empírica: CH,

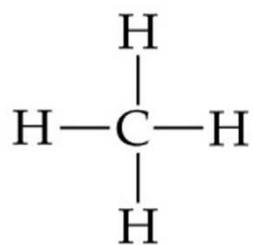
Fórmula molecular: C₆H₆.

Fórmula estructural:

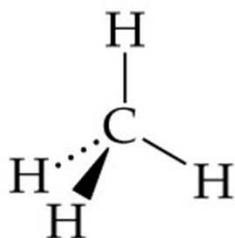


Fórmulas

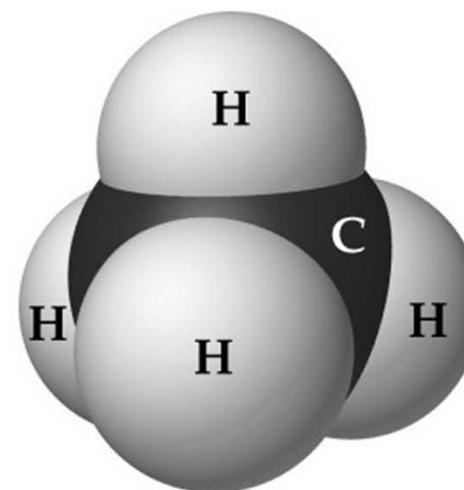
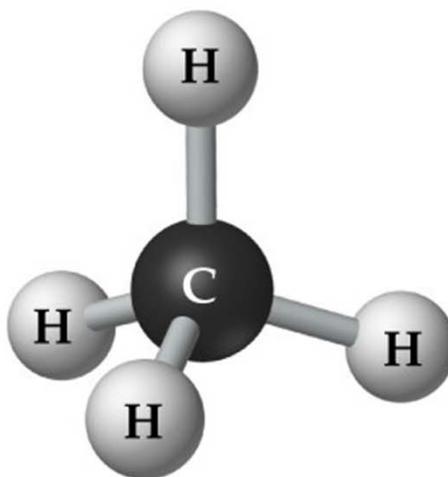
Una molécula puede representarse de distintas formas...

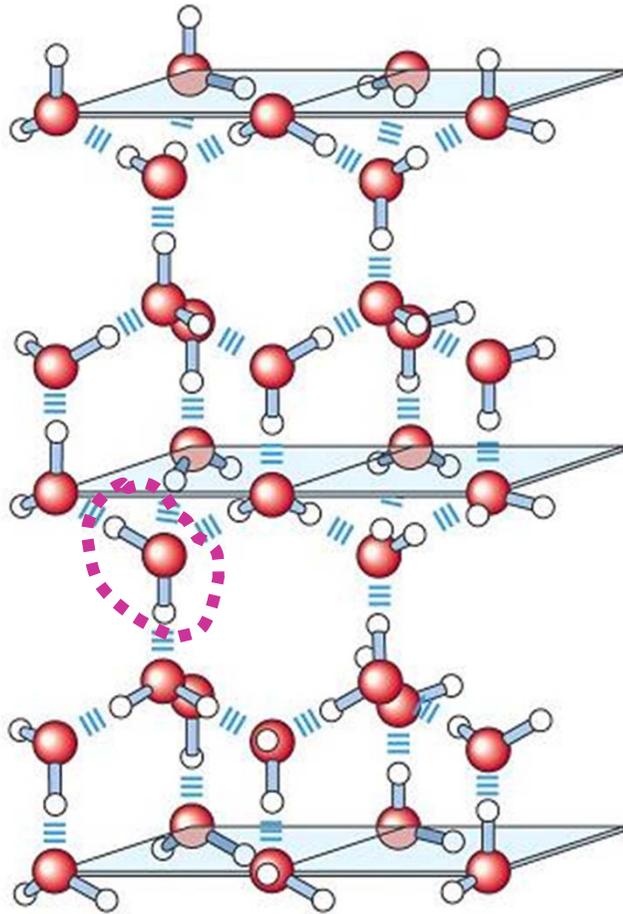


Fórmula Estructural

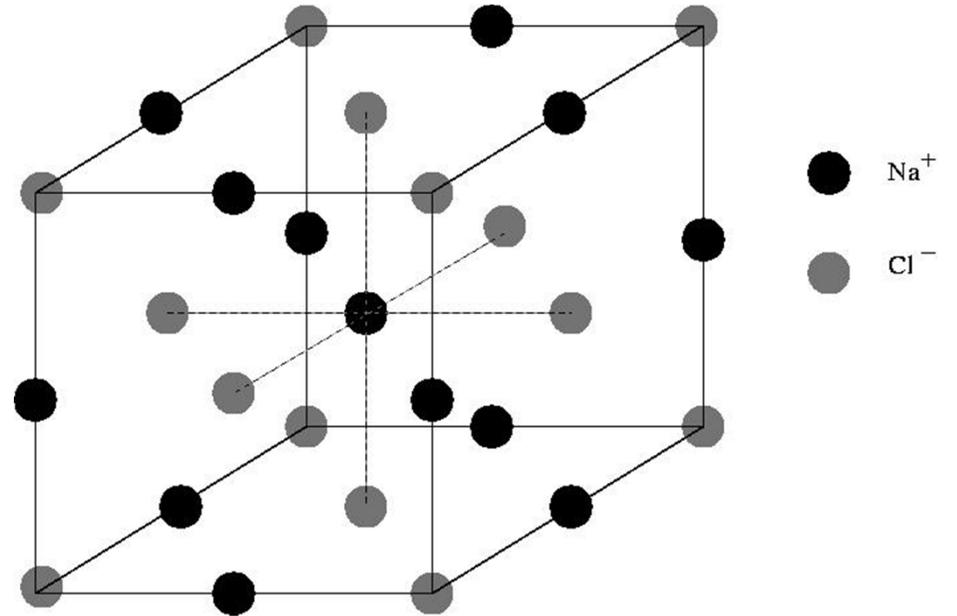


METANO CH_4

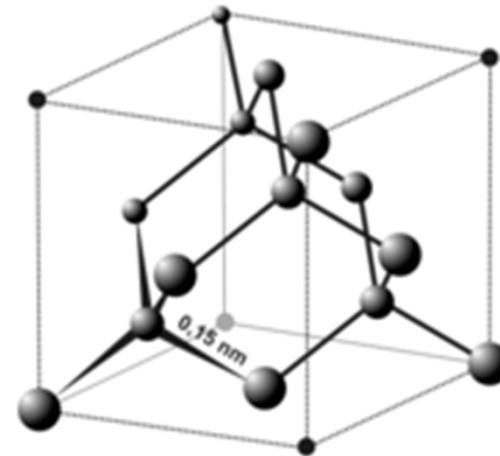




Hielo
H₂O



NaCl



C(diamante)

Fórmulas

Ejemplo: calcular la fórmula empírica para un compuesto que contiene 6.64 g de K, 8.84 g de Cr y 9.52 g de O.

a) Se calcula el número de moles de cada elemento: b) Y se divide por el menor número de moles

$$6.64 \text{ g de K} \times \frac{1 \text{ mol de K}}{39.1 \text{ g de K}} = 0.170 \text{ mol de K} / 0.170 \text{ mol K} = 1 \text{ mol K /mol K}$$

$$8.84 \text{ g de Cr} \times \frac{1 \text{ mol de Cr}}{52.0 \text{ g de Cr}} = 0.170 \text{ mol de Cr} / 0.170 \text{ mol K} = 1 \text{ mol Cr /mol K}$$

$$9.52 \text{ g de O} \times \frac{1 \text{ mol de O}}{16.0 \text{ g de O}} = 0.595 \text{ mol de O} / 0.170 \text{ mol K} = 3.5 \text{ mol O /mol K}$$



Fórmulas

Para poder calcular la fórmula molecular es preciso conocer:

- la fórmula empírica
- la masa molecular

Ejemplo: la fórmula empírica de la glucosa es CH_2O , y su masa molecular es 180. Escribir su fórmula molecular.

$$\text{fórmula molecular} = n \times (\text{CH}_2\text{O})$$

$$\text{Masa molecular} = n \times \text{Masa}(\text{CH}_2\text{O})$$

$$\text{Masa}(\text{CH}_2\text{O}) = 12 + 2 + 16 = 30$$

$$n = \frac{180 \text{ g/mol glucosa}}{30 \text{ g de CH}_2\text{O}} = 6 \Rightarrow (\text{CH}_2\text{O})_6 \Rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Reacciones Químicas

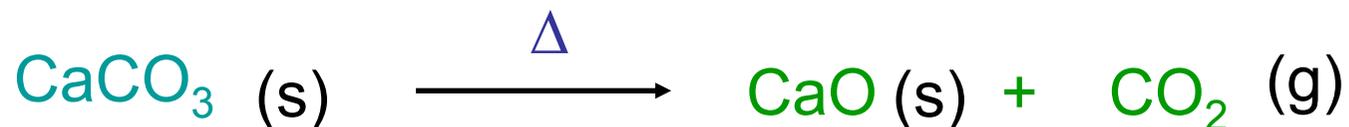
- Reacción Química: Proceso en el cual un conjunto de sustancias (reactivos) se transforma en otro conjunto de nuevas sustancias (productos).
- Ecuación Química: Indica las sustancias y la proporción en que participan en la reacción

Reacciones Químicas

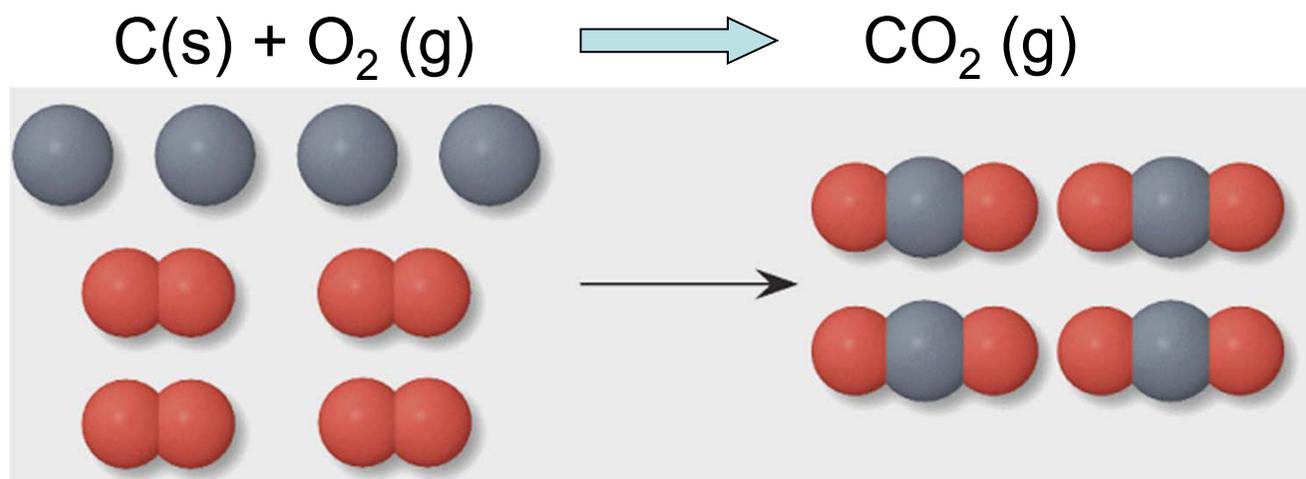
■ Una ecuación química debe contener:

- Todos los reactivos
- Todos los productos
- El estado físico de las sustancias
- Las condiciones de la reacción, P, T, cat,...
- Las proporciones de reactivos

y productos



Reacciones Químicas

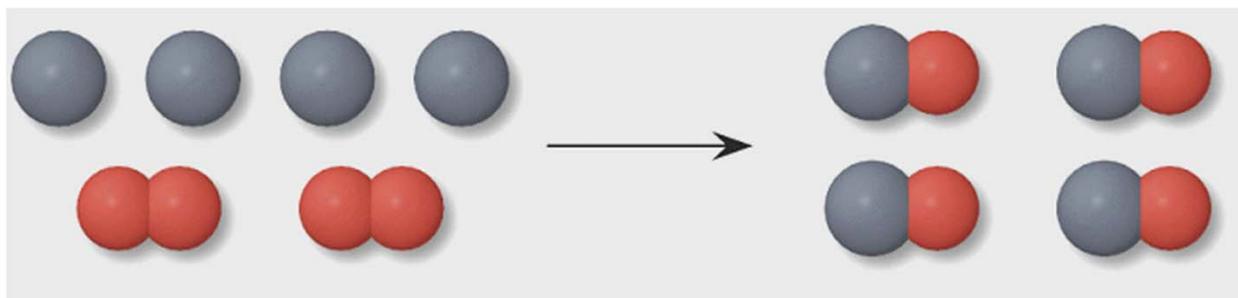
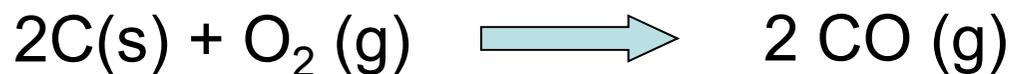


1 átomo de carbono combina con 2 de oxígeno (1 molécula de O_2) para dar una molécula de CO_2

1 mol de carbono combina con 2 moles de oxígeno (1 mol de O_2) para dar un mol de CO_2

12 gramos de carbono combinan con 32 gramos de oxígeno para dar 44 de CO_2

Reacciones Químicas



2 átomos de carbono combinan con 2 de oxígeno (1 molécula de O_2) para dar 2 moléculas de CO

2 moles de carbono combinan con 2 moles de oxígeno (1 mol de O_2) para dar 2 moles de CO

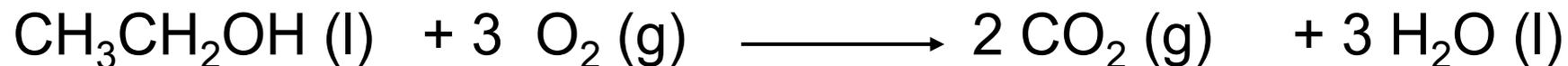
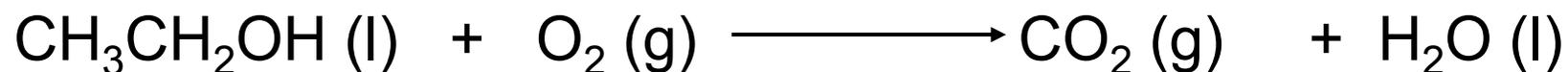
24 gramos de carbono combinan con 32 gramos de oxígeno para dar 56 de CO

Reacciones Químicas

Ajuste reacciones químicas

Debe cumplirse la ley de conservación de la masa.

Debe haber el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la ecuación, en los reactivos y en los productos.



Ley de conservación de la masa (Lavoisier, 1774):

La masa total de las sustancias antes y después de una reacción química es la misma.

Reacciones Químicas

- No poner fórmulas de sustancias que no intervienen.
- Ajustar primero los elementos que aparezcan solo en un compuesto a ambos lados de la ecuación
- Si un elemento aparece como elemento libre, ajustarlo el último.

Reacciones Químicas

Ejemplo: Ajustar la reacción de oxidación del hierro metálico para dar óxido férrico



4 moles de Fe reaccionan con 3 moles de O₂ para dar 2 moles de Fe₂O₃

Ejemplo: ¿Cuántos moles de Fe₂O₃ se producirán a partir de...

4 moles de Fe?

2

2 moles de Fe?

1

8 moles de Fe?

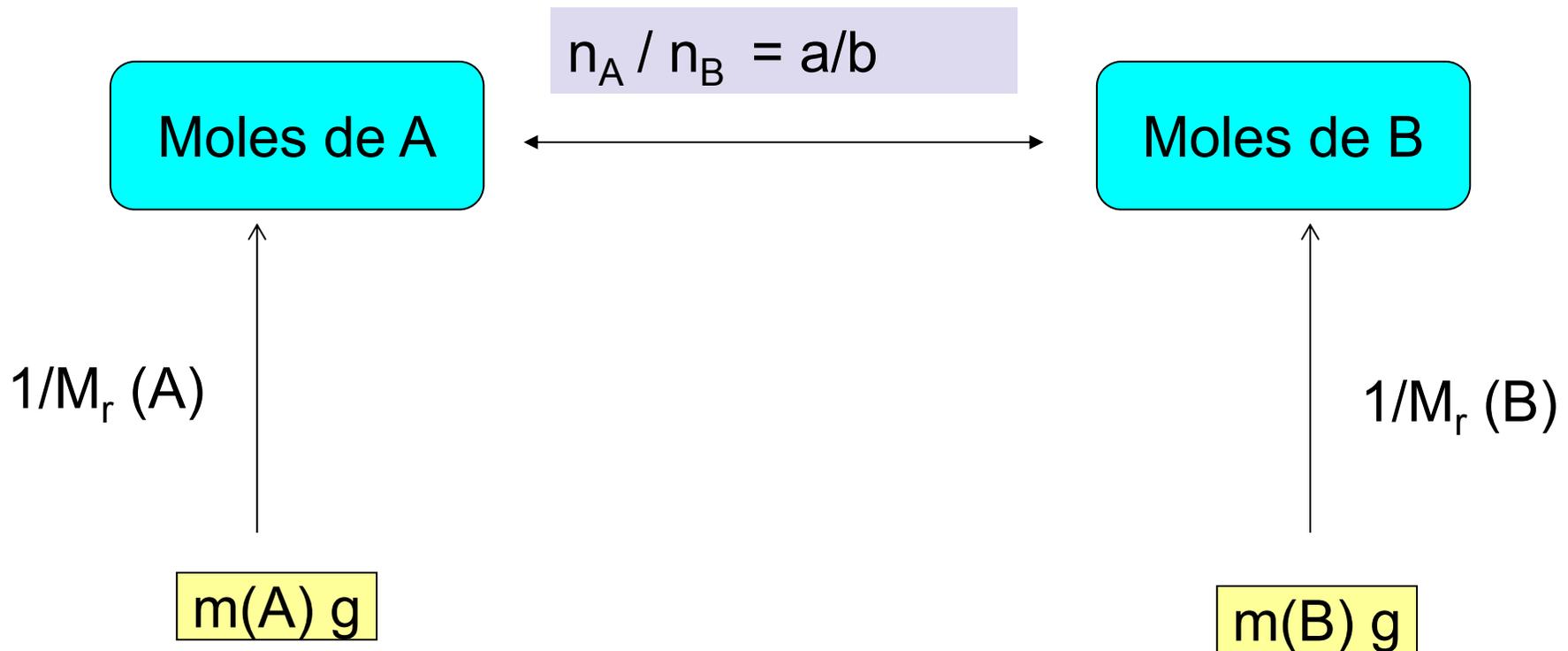
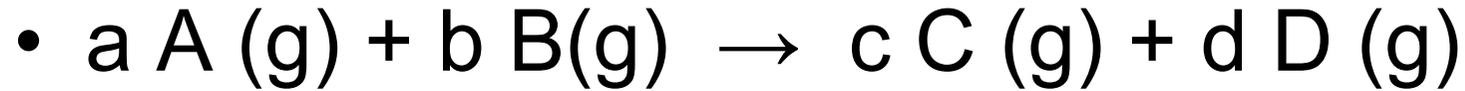
4

1 mol de Fe?

0.5

Reacciones Químicas

Cálculos con reacciones químicas



Reacciones Químicas

- $a A (g) + b B(g) \rightarrow c C (g) + d D (g)$
- El paso clave es utilizar correctamente el factor estequiométrico entre los componentes de interés.

$$\begin{array}{l} n_A / n_B = a/b \\ \\ n_B / n_C = b/c \end{array} \quad \begin{array}{l} \longrightarrow \\ \\ \longrightarrow \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} n_A = (a/b) n_B \\ n_B = (b/a) n_A \\ \\ n_B = (b/c) n_C \\ n_C = (c/b) n_B \end{array} \right.$$

Reacciones Químicas

Ejemplo: para la reacción



1. ¿Cuántos moles de H_2SO_4 se necesitan para producir 8.0 moles de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?

$$8 \text{ mol } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \times \frac{3 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 24 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

2. ¿Cuántos moles de H_2O se obtendrán a partir de 234 g de Al(OH)_3 ?

$$\frac{234 \text{ g de Al(OH)}_3}{78 \text{ g de Al(OH)}_3 / \text{mol Al(OH)}_3} = 3 \text{ moles de Al(OH)}_3$$

$$3 \text{ mol de Al(OH)}_3 \times \frac{6 \text{ mol de H}_2\text{O}}{2 \text{ mol Al(OH)}_3} = 9 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

Gases

La fuerza por unidad de área o presión (**P**) ejercida por las moléculas de un gas sobre las paredes internas de un recipiente de volumen **V** depende de la cantidad de gas presente (número de moles, **n**) y la temperatura **T**

La relación existente entre esas magnitudes se conoce como **ecuación de estado** del gas

Muchos gases, en condiciones en que la concentración no sea muy alta siguen una misma ecuación de estado conocida como del **ley de los gases ideales**:

$$pV = nRT$$

Gases

$$pV = nRT$$

- p ó P = presión

Se mide en Pascales (Newton/m²); atmósferas (1 atm = 101325 Pa); milímetros de mercurio o Torricelis (760 mmHg = 1 atms) o Bar (1bar =100000 Pa)

- V = volumen

Se mide en metros cúbicos (SI) o en litros (1000 L = 1 m³)

- n = moles

- T = temperatura

Se mide en Kelvin ($T(K) = T(^{\circ}C) + 273.15$)

- R = constante de los gases ideales

0.08206 L atm mol⁻¹ K⁻¹

8,3145 J mol⁻¹ K⁻¹

Gases

Ley de Dalton de las presiones parciales

- La presión total de una mezcla de gases es la suma de la presión que cada gas ejercería si estuviera sólo (válido estrictamente para gases ideales).

$$P_{\text{total}} = P_a + P_b + P_c + \dots$$

- La presión ejercida por cada componente individual de la mezcla de gases se denomina “presión parcial”.
- Se aplica a mezclas de gases que no reaccionan (por ejemplo, aire).

Gases

La ley de Dalton puede deducirse admitiendo que cada uno de los gases de la mezcla cumple la ecuación de los gases ideales:

$$P_j V = n_j RT$$

Comprobación:

$$P = \frac{RT}{V} n = \frac{RT}{V} \sum_j n_j = \sum_j \frac{n_j RT}{V} = \sum_j P_j$$

La relación entre la presión parcial del gas j y la presión total depende de la relación entre los moles de j y los totales:

$$\frac{P_j}{P} = \frac{n_j}{n} = X_j$$

La relación entre el número de moles de un compuesto j y el número de moles totales se conoce como **fracción molar del compuesto j**

Gases

Ejemplo: ¿Cuál es la fracción molar de O_2 , CO_2 y N_2 en una mezcla de gases 0.2 mol O_2 , 0.3 mol CO_2 , 0.7 mol N_2 ?

Moles totales = 1.2 mol

$$x_{O_2} = 0.2 \text{ mol} / 1.2 \text{ mol} = 0.17$$

$$x_{CO_2} = 0.3 \text{ mol} / 1.2 \text{ mol} = 0.25$$

$$x_{N_2} = 0.7 \text{ mol} / 1.2 \text{ mol} = 0.58$$

$$x_{O_2} + x_{CO_2} + x_{N_2} = 0.17 + 0.25 + 0.58 = 1.0$$

Disoluciones

- **Disolución:** mezcla homogénea de dos o más sustancias.
- **Disolvente:** componente que está presente en mayor cantidad y determina el estado de agregación en el que existe una disolución.
- **Solutos:** Los restantes componentes

Disoluciones

Formas de expresar la concentración:

MOLARIDAD

Unidades: mol·L⁻¹ (molar, M)

$$M_i = \frac{n_i}{L \text{ disolución}}$$

Desventaja: Varía con T

Ventaja: Facilidad para medir V

molalidad

Unidades: mol·kg⁻¹ (molal, m)

$$m_i = \frac{n_i}{\text{kg disolvente}}$$

Ventaja: **No** varía con T

Disoluciones

Fracción molar

$$X_i = \frac{n_i}{n_{\text{Tot}}}$$

Representa el tanto por uno en moles de i Adimensional $0 < x_i < 1$

Porcentaje en peso (% p/p)

$$\% \text{ peso} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 100$$

Partes por millón:

$$\text{ppm} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 10^6$$

Determinación del número de moles

sólido

$$n = \frac{m(g)}{M_r(g/mol)}$$

gas

$$n = \frac{P(atm)V(L)}{R(atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1})T(K)}$$

disolución

$$n = M(mol/L) \cdot V(L)$$

	1 Group IA												13 Group IIIA					14 Group IVA	15 Group VA	16 Group VIA	17 Group VIIA	18 Group VIIIA																											
1	1 H 1.01	2 He 4.00																																															
2	3 Li 6.94	4 Be 9.01											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18																															
3	11 Na 22.99	12 Mg 24.30	3 Group IIIB	4 Group IVB	5 Group VB	6 Group VIB	7 Group VIIB	8 Group VIII	9 Group VIII	10 Group VIII	11 Group IB	12 Group IIB	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95																															
4	19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.87	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.38	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80																															
5	37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.60	53 I 126.90	54 Xe 131.29																															
6	55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57 La* 138.91	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.84	75 Re 186.21	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)																															
7	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 (271)	111 (272)	112 (277)		114 (289)		116 (289)		118 (293)																															
			Metals														Non-metals																																
			<table border="1"> <tbody> <tr> <td>58 Ce 140.12</td> <td>59 Pr 140.91</td> <td>60 Nd 144.24</td> <td>61 Pm (145)</td> <td>62 Sm 150.36</td> <td>63 Eu 151.96</td> <td>64 Gd 157.25</td> <td>65 Tb 158.93</td> <td>66 Dy 162.50</td> <td>67 Ho 164.93</td> <td>68 Er 167.26</td> <td>69 Tm 168.93</td> <td>70 Yb 173.04</td> <td>71 Lu 174.97</td> </tr> <tr> <td>90 Th (232)</td> <td>91 Pa (231)</td> <td>92 U (238)</td> <td>93 Np (237)</td> <td>94 Pu (242)</td> <td>95 Am (243)</td> <td>96 Cm (248)</td> <td>97 Bk (247)</td> <td>98 Cf (251)</td> <td>99 Es (252)</td> <td>100 Fm (257)</td> <td>101 Md (260)</td> <td>102 No (259)</td> <td>103 Lr (262)</td> </tr> </tbody> </table>														58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.04	71 Lu 174.97	90 Th (232)	91 Pa (231)	92 U (238)	93 Np (237)	94 Pu (242)	95 Am (243)	96 Cm (248)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (260)	102 No (259)	103 Lr (262)					
58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.04	71 Lu 174.97																																				
90 Th (232)	91 Pa (231)	92 U (238)	93 Np (237)	94 Pu (242)	95 Am (243)	96 Cm (248)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (260)	102 No (259)	103 Lr (262)																																				

24 — Atomic number
 Cr — Symbol
 52.00 — Atomic mass