

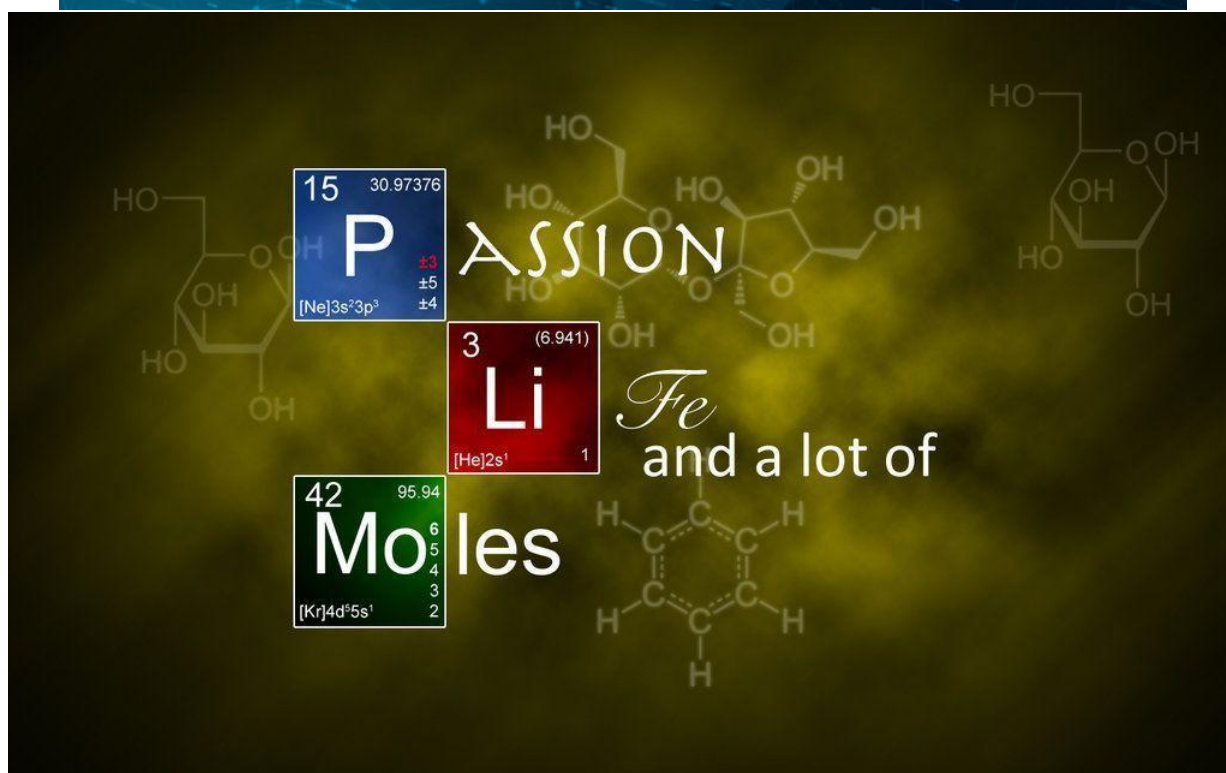
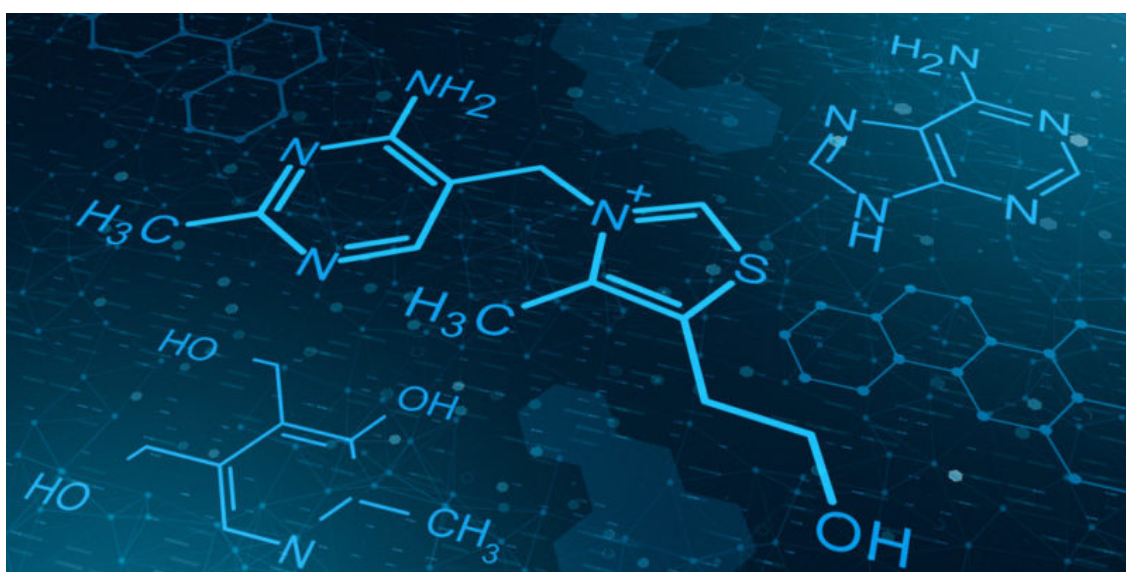
Fórmulas de Química 4^oESO: usos

The Strange Doctor

Multiverse of Madness

Resumen

Resumen con \LaTeX en español de algunas fórmulas y deducciones de temas de Química: reacciones, disoluciones y estequiometría.



15 30.97376
P $\begin{matrix} +3 \\ \pm 5 \\ \pm 4 \end{matrix}$
[Ne]3s²3p³

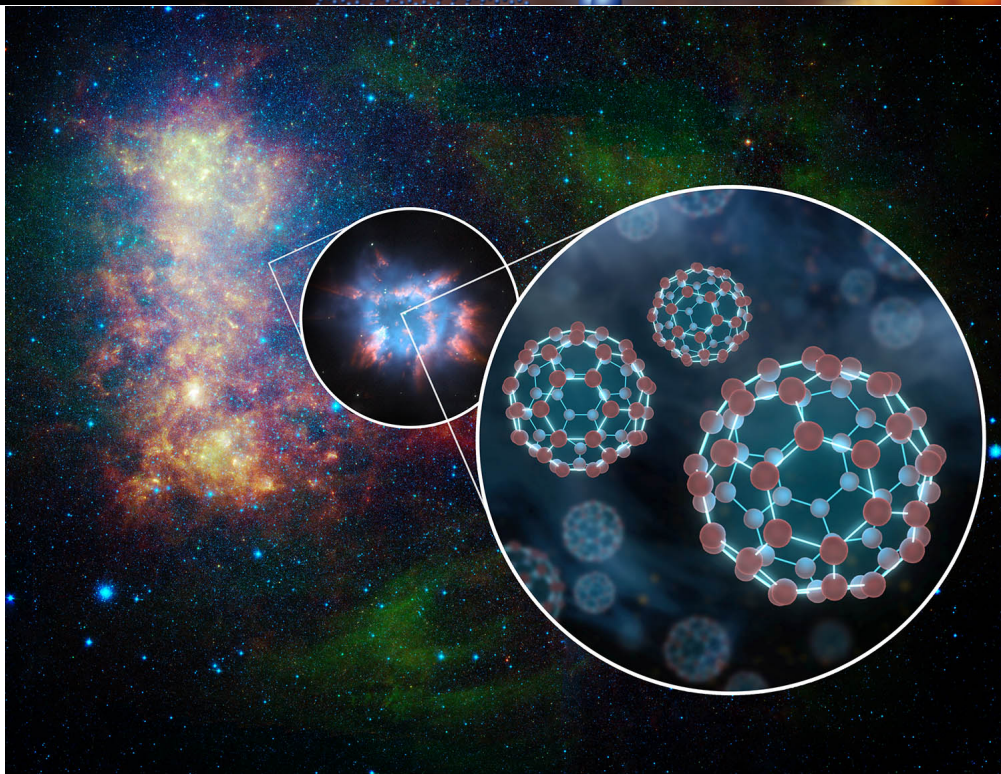
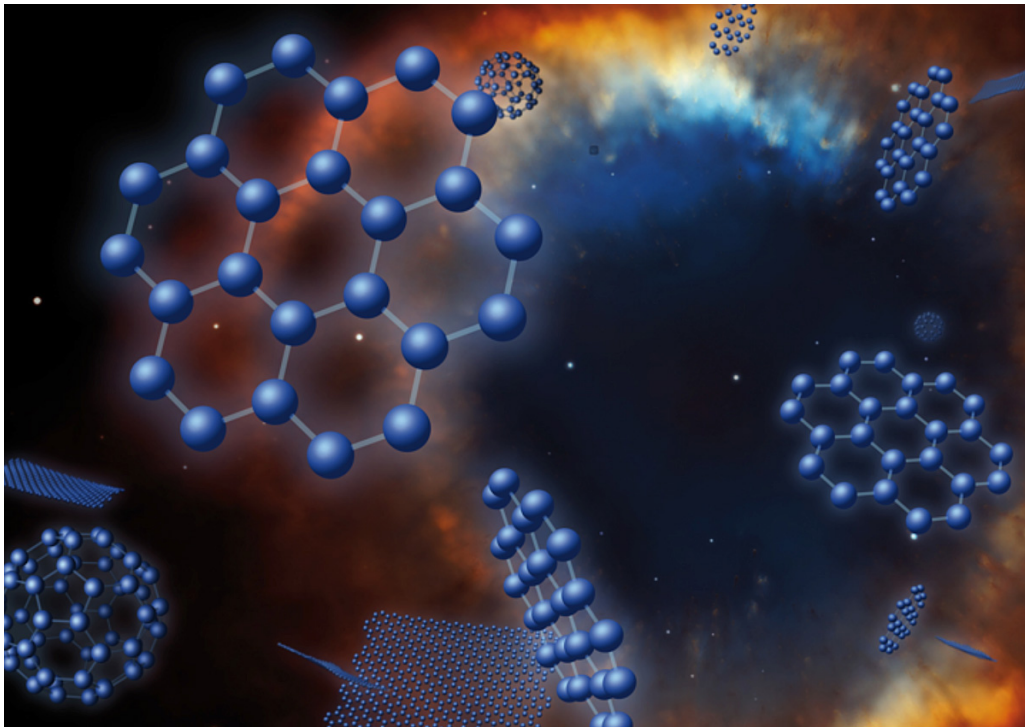
3 (6.941)
Li 1
[He]2s¹

42 95.94
Mn $\begin{matrix} 6 \\ 5 \\ 4 \\ 3 \\ 2 \end{matrix}$
[Kr]4d⁵5s¹

PASSION
and a lot of
Moles

Índice

1. Moles y masa	3
2. Número de partículas y número de Avogadro	3
3. Masa y partículas	4
4. Leyes de los gases ideales	4
5. Disoluciones	7



1. Moles y masa

Moles y masa molar

El número de moles (n) de una sustancia o especie química se calcula dividiendo la masa en gramos $m(s)$ entre la masa molar de dicha sustancia. Matemáticamente:

$$n = \frac{m(g)}{MM}$$

Uso: cuando me dan la masa en gramos y puedo calcular o me dan la masa molar de la sustancia.

Uso(II): cuando me dan los moles y la masa molar, puedo calcular los gramos, despejando

$$m(g) = n \cdot MM$$

Abundancia relativa y masa molar de un elemento X

Todo elemento de la Tabla Periódica viene en forma de varios isótopos, que tienen ciertas abundancias isotópicas relativas $A_i(X)$. La masa atómica de un elemento que figura en la Tabla Periódica es, en realidad, la suma ponderada de las masas atómicas de los diferentes isótopos de X , que podemos denotar por X_i , cada uno con una abundancia relativa natural $A_i(X_i)$ en tanto por uno (o por ciento). Entonces, la masa atómica molar de un elemento es

$$m(X) = MM(X) = \sum_i A_i(X_i) m_i(X_i) \quad (1)$$

y donde $A_i(X_i)$ es la abundancia relativa del isótopo X_i , con masa molar $m_i(X_i)$.

2. Número de partículas y número de Avogadro

Un mol, en el S.I., está relacionado con la constante de Avogadro

$$N_A \approx 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}.$$

Entonces, el número de partículas en una determinada cantidad de moles se puede calcular por proporcionalidad simple y directa:

Ecuaciones para el número de partículas y moles

El número N de partículas de una sustancia, que hay en una cantidad de moles dada n , se calcula mediante la expresión

$$N = n \cdot N_A$$

Uso: Calcular el número de partículas (átomos, moléculas, iones,...) en una determinada cantidad de moles.

Uso(II): Calcular el número de moles si se da una determinada cantidad de partículas, despejando

$$n = \frac{N}{N_A}$$

3. Masa y partículas

Combinando los casos anteriores, podemos calcular la masa de un determinado número de partículas porque igualando

$$\frac{N}{N_A} = \frac{m(g)}{MM}$$

Por tanto, tendremos que

Masa y número de partículas

Para calcular la masa de un determinado número de partículas N , sabiendo la masa molar y el valor de la constante o número de Avogadro N_A , se usa la expresión:

$$m(g) = \frac{N}{N_A} \cdot MM$$

4. Leyes de los gases ideales

Para un gas igual o perfecto, las leyes de los gases ideales de Boyle-Mariotte, Gay-Lussac, Charles, Avogadro y combinada (general) de Clapeyron pueden sintetizarse en una simple ecuación de estado denominada ecuación del gas ideal, que tiene la forma siguiente.

Ecuación de estado del gas ideal

Para todo gas ideal o perfecto, se cumple la ecuación

$$PV = nRT$$

donde P es la presión, V es el volumen, n es el número de moles, T es la temperatura absoluta en kelvin y R es la constante de los gases ideales.

Uso: Hallar el volumen conocida la presión P , la temperatura T , y los moles n , o bien calcular cualquiera de las 4 variables (P, V, n, T), conocidas 3 de ellas.

Generalmente, P se da en atmósferas (atm), V en litros, y T en kelvin, por lo que la constante de los gases en estas unidades es

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

En unidades del S.I.:

$$R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Comentario: la constante R está relacionada con el número de Avogadro y la constante de Boltzmann de la teoría cinética y termodinámica estadística mediante la relación

$$R = k_B \cdot N_A$$

Recuerda: $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 1013 \text{ mb} = 101300 \text{ Pa} = 1013 \text{ hPa}$.

Recuerda(II): $T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273$.

Recuerda(III): $k_B = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$.

Mnemotecnia: PaVo=RaTón. O también, frases como

Pues Vale, no Recuerdo Todo

Poderes Valiosos (Venusianos) no Requieren Telequinesis (Teletransportación)
o cualquier otra que produzca vuestra imaginación.

Ley de Dalton de las presiones parciales

En una mezcla gaseosa con varias componentes, la presión total es la suma de las presiones parciales de cada gas, siendo la presión parcial del gas igual a la fracción molar de la componente por la presión total. Matemáticamente:

$$P_T = \sum_i^n p_i = p_1 + p_2 + \dots + p_n \quad p_i = \chi_i P_T \quad (2)$$

y donde

$$\chi_i = \frac{n_i}{n_T} \quad (3)$$

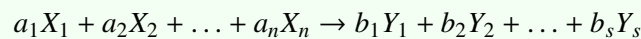
es la fracción molar de la componente o fase i-ésima.

Reacciones químicas y estequiometría

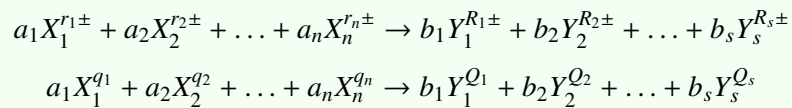
Reacción química: es toda transformación de unas sustancias o especies químicas llamadas REACTIVOS en otras sustancias o especies químicas llamadas PRODUCTOS:

Reactivos \rightarrow Productos

o bien



Para una reacción química en la que las especies estén eléctricamente cargadas, se tiene la expresión general



Leyes de conservación de las reacciones químicas

La ley de conservación de la masa de las reacciones químicas, o de Lavoisier, indica que la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos. Matemáticamente

$$\sum M(\text{reactivos}) = \sum M(\text{productos}) \quad \sum_{i=1}^n M(X_i) = \sum_{j=1}^s M(Y_j)$$

$$M(X_1) + M(X_2) + \dots + M(X_n) = M(Y_1) + M(Y_2) + \dots + M(Y_s)$$

La ley de conservación de la carga eléctrica de las reacciones químicas indica que la carga eléctrica total de los reactivos es igual a la carga eléctrica total de los productos. Matemáticamente

$$\sum q(\text{reactivos}) = \sum Q(\text{productos})$$

$$\sum_{i=1}^n q(X_i) = \sum_{j=1}^s Q(Y_j)$$

$$q(X_1) + q(X_2) + \dots + q(X_n) = Q(Y_1) + Q(Y_2) + \dots + Q(Y_s)$$

$$q_1 + q_2 + \dots + q_n = Q_1 + Q_2 + \dots + Q_s$$

En una reacción química con varios números cuánticos, bajo ciertas simetrías S_i , se conservan ciertas cargas (masa, carga eléctrica, carga de color, ...) con lo que hay igual carga de tipo Q. Toda reacción química puede entenderse con un proceso de transferencia de cierto tipo de cargas entre diferentes tipos de sustancias u objetos elementales/compuestos.

5. Disoluciones

Las disoluciones son mezclas homogéneas con un soluto y disolvente. La concentración es la medida de cuánto soluto hay en la disolución. Hay varias formas de medir la concentración

Gramos por litro

Si simplemente dividimos la masa en gramos de soluto M_s entre el volumen en litros de disolución V , tenemos la concentración de una disolución en g/L (ó g/mL u otras unidades)

$$C(g/L) = \frac{\text{Masa en gramos de soluto}}{\text{Volumen en litros de disolución}} = \frac{M_s(g)}{V(L)}$$

Porcentaje en masa y volumen

Si conocemos la masa de soluto y disolvente M_s, M_d , o el volumen de soluto y disolvente V_s, V_d , conocemos la masa total y el volumen total de disolución $m = M_s + M_d$, y $V = V_s + V_d$. Entonces definimos la concentración en porcentaje de masa y volumen como sigue:

$$C(\%, m) = \frac{M_s}{m} \cdot 100 = \frac{\text{Masa de soluto}}{\text{Masa de disolución}} \cdot 100$$

y donde la masa de soluto y disolvente está en las mismas unidades, generalmente en gramos en Química.

$$C(\%, V) = \frac{V_s}{V} \cdot 100 = \frac{\text{Volumen de soluto}}{\text{Volumen de disolución}} \cdot 100$$

Molaridad y molalidad

En Química, es frecuente trabajar con moles, por lo que hay varias formas de dar la concentración con moles. La más frecuente es la molaridad M que mide los moles por litro (partido por litro, L) de disolución $M = mol/L$:

$$M = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Volumen de disolución en litros}} = \frac{n_s}{V_d(L)}$$

La otra medida de concentración molar es la llamada molalidad m (no confundir con masa), que mide los moles por kilogramo de disolvente $m = mol/kg$:

$$m = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Masa en kg de disolvente}} = \frac{n_s}{M_d(kg)}$$

Finalmente, hay otra medida de concentración de disoluciones, llamada fracción molar

Fracción molar

La fracción molar X_i (sin unidades) de una especie química o compuesto/sustancia i es igual al número de moles de la sustancia i (n_i) entre el número de moles totales n_t :

$$X_i = \frac{n_i}{n_t}$$

Si solamente hay un soluto y un disolvente, las fracciones molares de soluto X_s y disolvente X_d satisfacen las ecuaciones:

$$X_s = \frac{n_s}{n_t}$$

$$X_d = \frac{n_d}{n_t}$$

$$n_t = n_s + n_d$$

$$X_s + X_d = 1$$

¿Cuándo se usan unas formas de concentración y cuándo otras? Depende del contexto y la situación. En industria alimentaria, y otras áreas, se prefiere los tantos por ciento en masa y volumen o el g/L (ó g/mL). En Química, es más habitual usar la molaridad y la fracción molar, en menor medida la molalidad.

Recuerda: no confundir concentración con densidad. La densidad mide la masa total (no solamente la de soluto) en un volumen

$$d = \frac{m}{V}$$

La densidad se mide en $kg \cdot m^{-3}$ o en g/cm^3 ($g/c.c.$) habitualmente.

Leyes importantes de los gases:

Ley de Boyle-Mariotte: a temperatura constante (**proceso isotérmico**), presión y volumen son inversamente proporcionales y su producto permanece constante

$$PV = constante \quad \text{o bien} \quad P_1V_1 = P_2V_2$$

Ley de Charles: a presión constante (**proceso isobárico**), volumen y temperatura son directamente proporcionales y su cociente permanece constante

$$\frac{V}{T} = constante \quad \text{o bien} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Ley de Gay-Lussac: a volumen constante (**proceso isócoro**), presión y temperatura son directamente proporcionales y su cociente permanece constante

$$\frac{P}{T} = constante \quad \text{o bien} \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Ley de Avogadro o de los volúmenes de combinación: en las reacciones gaseosas, los volúmenes de reactivos y productos de cualquier gas ideal, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura (es decir, a presión y temperatura constantes), contienen el mismo número de partículas/moléculas/moles, es decir, volumen y número de moléculas/átomos/partículas o moles son directamente proporcionales (el cociente de volumen con número de moles o moléculas permanece constante)

$$V/n = constante, \quad V/N = constante, \quad V_1/n_1 = V_2/n_2, \quad V_1/N_1 = V_2/N_2$$

Ley de Clapeyron o ley general de los gases ideales: a una determinada cantidad de sustancia gaseosa ideal dada fija, el cociente entre el producto de la presión por el volumen entre la temperatura permanece constante, es decir,

$$\frac{PV}{T} = constante, \quad \text{o bien} \quad \frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

$$R = 0.082 \text{atmL/Kmol} = 0.082 \text{atmLK}^{-1} \text{mol}^{-1} = 8.31 \text{J/Kmol}$$

Consecuencia de la ecuación del gas ideal: 1 mol de gas ideal en condiciones normales de presión y temperatura ocupa 22.4L aproximadamente. Condiciones normales se abrevia como c.n. y equivalen a tener $P = 1 \text{atm}$ y $T = 0^\circ\text{C} = 273\text{K}$. También existen las condiciones estándar, que equivalen a tener $P = 1 \text{atm}$ y $T = 25^\circ\text{C} = 298\text{K}$. 1 mol de gas ideal en c.e. son unos 24.44 litros.

Curiosidad: a una temperatura de 293K, 1 mol de gas ideal ocupan aproximadamente 24L, y hay aproximadamente una densidad molar de 42mol/m^3 , es decir, a presión atmosférica y 20 grados centígrados, un gas ideal tiene una densidad molar de 42 moles/metro cúbico.

Un **gas ideal** es un gas que sigue las hipótesis básicas de la teoría cinética, es decir, ocupa poco volumen (molecularmente) en comparación al volumen del recipiente que lo contiene, sus interacciones moleculares son débiles, y la energía por partícula está distribuida uniformemente por molécula, de forma que está directamente relacionada la energía cinética de sus moléculas con la temperatura.

Hipótesis de Avogadro: volúmenes iguales de gases diferentes, contienen en mismo número de moléculas si se miden en las mismas condiciones de presión y temperatura.

La **masa atómica** (M_a) de un elemento es la masa expresada en u.m.a.(u) o equivalentemente en g/mol. La masa molecular (MM) es la suma de las masas de todos los átomos de la molécula o compuesto, expresada en u o g/mol.

Mol (unidad fundamental de cantidad de sustancia en el S.I., generalmente representado con la letra n): es la cantidad de sustancia que contiene tantas unidades elementales (partículas, átomos, moléculas, iones, ...) como átomos hay en 12 g (equivalentemente 0.012kg) de carbono-12 ($^{12}_6\text{C}$). En 1 mol hay exactamente una cantidad igual al número de Avogadro (N_A) objetos. El número de Avogadro vale aproximadamente:

$$N_A = 6.022 \cdot 10^{23}$$

Formas de calcular los moles (2 ecuaciones muy útiles y usadas en Química/Física):

$$n = \frac{m(g)}{MM}$$

$$n = \frac{N}{N_A}$$

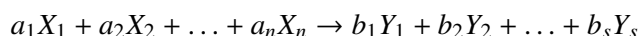
Curiosidad: el inverso de una u.m.a. expresada en gramos coincide con el valor del N_A , es decir,

$$1/u = 1/1.66 \cdot 10^{-24} = N_A$$

Comentario: En las leyes de los gases, hay que usar temperaturas absolutas, en grados kelvin (K), la presión en atmósferas y n en moles, para $R=0.082 \text{atmL/Kmol}$.

Disoluciones: mezclas homogéneas formadas por un soluto y un disolvente. El soluto es el componente en menor cantidad.

Ajustar una ecuación o reacción química es lograr que haya el mismo número de átomos de cada tipo en los reactivos y productos. Para ello, se deben introducir unos números llamados coeficientes estequiométricos, en las reacciones que preceden a la fórmula de cada compuesto. Así, en la reacción general



los coeficientes a_1, a_2, \dots y b_1, b_2, \dots son los coeficientes estequiométricos.

Interpretación de los coeficientes estequiométricos: indican la cantidad de átomos, moléculas, iones,...de cada tipo de reactivo que se requieren para que tenga lugar, y la cantidad de átomos, moléculas, iones,...de cada tipo de producto que se producen. El reactivo que está en menor cantidad se llama **REACTIVO LIMITANTE**. Los cálculos químicos deben realizarse con reactivo limitante (si lo hay de forma clara). Si nos dan las masas atómicas, y conocemos las masas moleculares, mediante proporciones y factores de conversión, podemos calcular no solamente los moles y número de moléculas, sino también cantidades de masa y cantidades de volúmenes en gases (usando la ecuación de estado del gas ideal).

Fórmula empírica: es una fórmula que sólo indica la proporción de moles de átomos en una molécula pero no su cantidad.

Fórmula molecular: es una fórmula que indica la proporción de átomos y su masa, de forma que sabemos cuántos átomos hay de cada tipo exactamente. Para conocer la fórmula molecular es imprescindible saber la masa molecular del compuesto, no sólo la denominada composición centesimal (porcentaje de masa de cada átomo en el compuesto).

Pasos para calcular la fórmula molecular:

- 1) A partir de la composición centesimal, calcular la masa de cada átomo en gramos de la sustancia dada.
- 2) Dividir la masa obtenida de cada átomo entre la masa atómica de cada átomo para hallar los moles de cada átomo.
- 3) Dividir los números obtenidos en el paso 2) entre el número más pequeño, redondeando a números enteros (con cuidado, si es .4, .5, .6 conviene dejarlos sin redondear).
- 4) Usando la masa molecular que nos den, determinar el número de veces que se repite cada número hallado en el paso 3).
- 5) Escribir la fórmula molecular final.

Para resolver cualquier problema de estequiometría, disoluciones y reacciones hay que tener ajustada siempre las reacciones químicas correspondientes o tener claro los datos dados de cada magnitud química, así como su significado e interpretación.

FACTORES DE CONVERSIÓN DE ALGUNAS UNIDADES

Presión:

$$1\text{atm} = 760\text{mmHg} = 760\text{Torr} = 1013\text{mb} = 101300\text{Pa} = 1.013 \cdot 10^5\text{Pa} = 101.3\text{kPa}$$

Temperatura:

$$T(K) = T(^{\circ}C) + 273$$

Relación grados Fahrenheit y grados Celsius (no es necesario saberla):

$$\frac{T(^{\circ}C)}{100} = \frac{T(^{\circ}F) - 32}{180}$$

Doctor Who?

ϺΔΞΘΣΠΧΚΙΟ

$$|\Psi\rangle = \frac{1}{\sqrt{2}} (|\heartsuit\heartsuit\rangle + |\spadesuit\spadesuit\rangle) \quad \oint_{\partial\Sigma} \Theta = \int_{\Sigma} d\Theta$$

