

UNIDAD IV

REACCIONES QUÍMICAS

- 4.1 Ecuaciones químicas: reactivos y productos.
- 4.2 Reacciones de oxidación-reducción. Agentes oxidantes y reductores.
- 4.3 Balanceo de ecuaciones de oxidación-reducción
- 4.4 [Unidades de concentración más utilizadas en química](#)
- 4.5 Cálculos estequiométricos. Reactivo limitante, reactivo en exceso, rendimiento teórico.
- 4.6 Equilibrio químico y constante de equilibrio de una reacción.
- 4.7 Teorías de acidez y basicidad. Reacciones ácido-base.

Masa atómica (peso atómico)

Masa de un átomo, en unidades de masa atómica (uma).

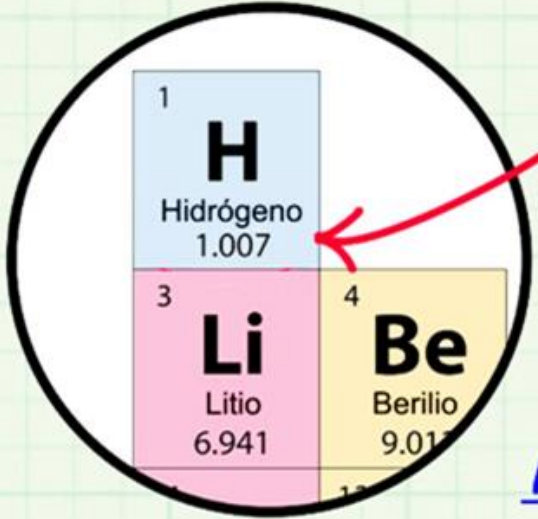


Diagram illustrating the relative atomic mass (masa atómica relativa) of elements, showing the first three elements in the periodic table:

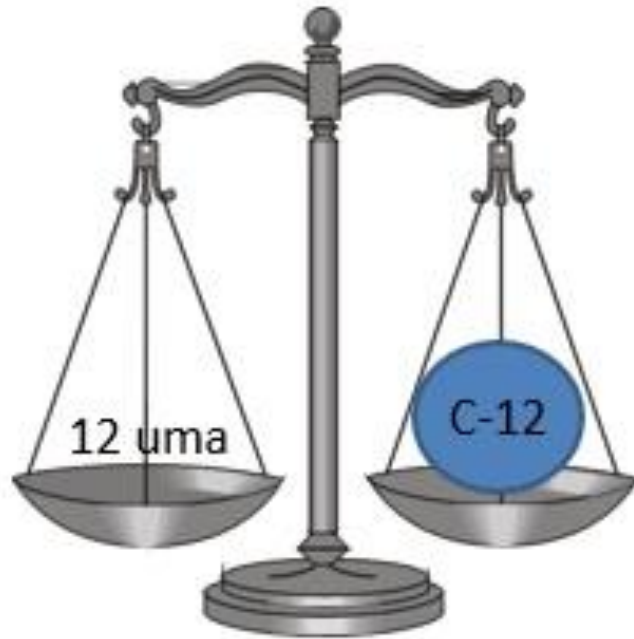
- Hydrogen (H): 1.007
- Lithium (Li): 6.941
- Beryllium (Be): 9.012

Masa atómica relativa

Hydrogen → 1.007
Carbon → 12.0107
Oxygen → 15.9994
Chlorine → 35.453

Masa atómica (peso atómico)

- Es la masa de un átomo, en unidades de masa atómica (uma).



uma = masa átomo hidrógeno DALTON

uma = 1/16 masa átomo oxígeno

uma = 1/100 masa átomo oxígeno (Berzelius)

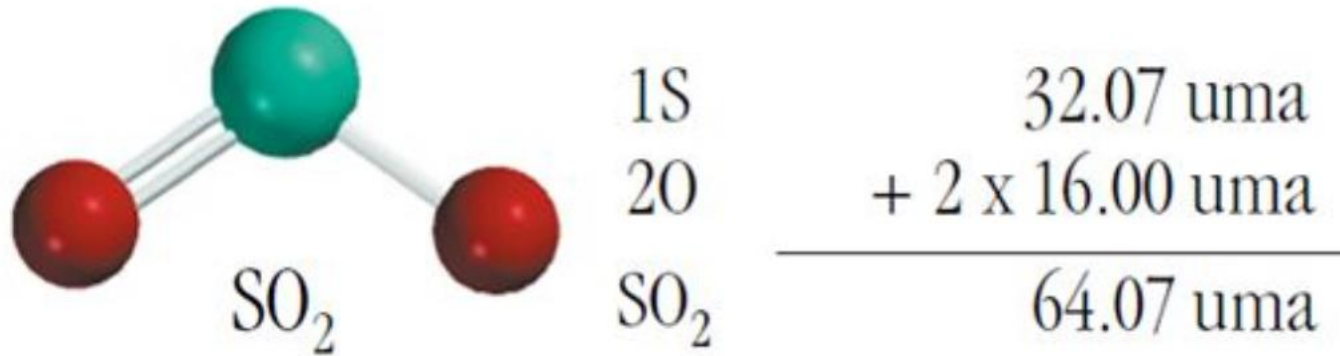
uma = masa átomo oxígeno (Dulong-Petit)

1 uma = 1/12 masa átomo ^{12}C ACTUALMENTE

$$1 \text{ g} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}$$

Masa molecular (peso molecular)

- Es la masa de una molécula (suma de las masas atómicas), en unidades de masa atómica (uma).



Concepto de MOL

- Un mol de sustancia se define como la **cantidad de sustancia que contiene exactamente 6.022×10^{23} entidades elementales**. Esta cantidad es el llamado **número de Avogadro**, de símbolo N_A .
- Por entidades elementales se entiende átomos, moléculas, iones, electrones o cualquier otra **partícula elemental** que forme la sustancia en cuestión.



$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$$

Concepto de MOL

El concepto de **mol** es muy importante para los químicos porque conecta el mundo macroscópico del laboratorio (masas) con el mundo microscópico de los átomos y las moléculas que no podemos ver.

MACRO



MASA



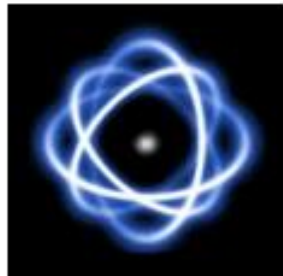
MASA MOLAR
(g/mol)

MOL



NÚMERO AVOGADRO
(partículas /mol)

PARTÍCULAS
(ÁTOMOS, MOLÉCULAS)



MICRO



$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$$

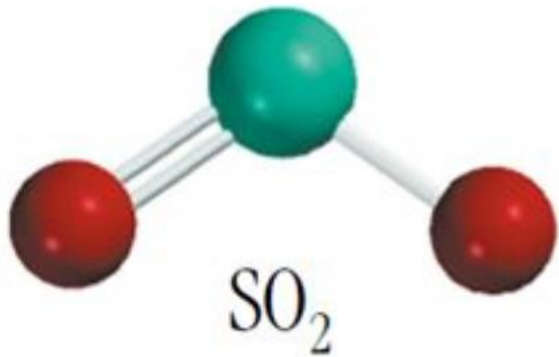
Número de moles

$$\# \text{ moles} = \frac{\text{masa de la sustancia}}{\text{peso atómico o molecular de la sustancia}}$$

Masa molar

- La **masa molar** (M) de una sustancia es la masa de esa sustancia que contiene un mol y equivale a la masa atómica o molecular expresada en gramos.

Para cualquier átomo o molécula:
masa atómica o molecular (uma) = masa molar (gramos)



$$\begin{array}{r} 1S \\ 20 \\ SO_2 \end{array} \quad \begin{array}{r} 32.07 \text{ uma} \\ + 2 \times 16.00 \text{ uma} \\ \hline 64.07 \text{ uma} \end{array}$$

Masa molecular SO₂ = 64,07 uma
Masa molar SO₂ = 64,07 g/mol

Masa molar

Todas estas cantidades de sustancia equivalen a 1 mol



S

32 g S

Fe

55.9 g Fe

NaCl

58.5 g NaCl

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

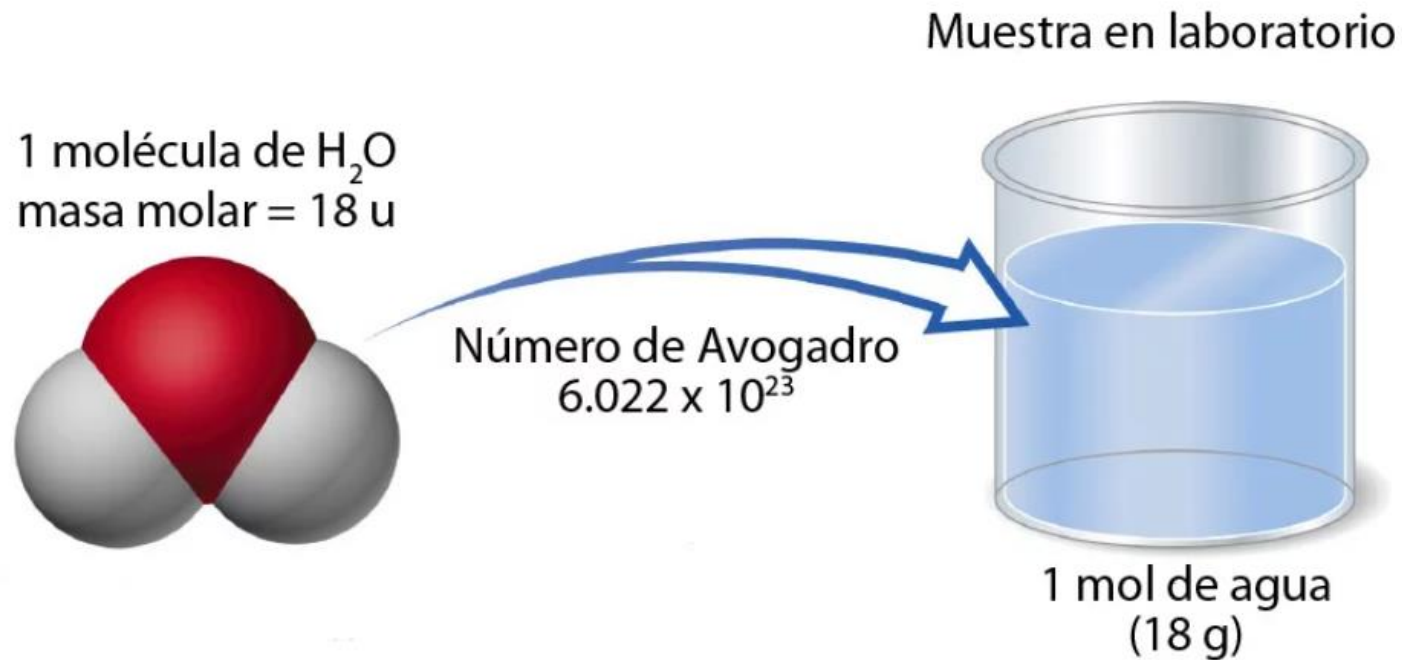
294 g $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

342 g $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

Ejemplo:

- El agua está formada por moléculas de H_2O .
- El peso atómico del hidrógeno es 1.00797 y el peso atómico del oxígeno es 15.9994, por lo que el peso o masa molecular del agua es de 18.01528.
- Así, 18.01528 g de agua contienen 1 mol de sustancia, es decir, 18 g de agua contienen 6.022×10^{23} moléculas de H_2O .





Ejemplo 1: Calcular cuántos moles de Fe hay en un clavo de 5 g.

$$n = \frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)}} = \frac{5 \text{ g}}{55,8 \text{ g/mol}} = \mathbf{0,089 \text{ moles Fe}}$$

Ejemplo 2: Calcular cuántos moles de CO₂ hay en 100 g de dicha sustancia.

$$n = \frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)}} = \frac{100 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} = \mathbf{2,27 \text{ moles CO}_2}$$

Ejemplo 3: Calcular la masa en gramos de 0,25 moles de butano C₄H₁₀.

$$n = \frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)}} ; \quad m \text{ (g)} = n \cdot M = 0,25 \cdot 58 = \mathbf{14,5 \text{ g de butano.}}$$

Ejemplo 4: Calcular cuántos moles de NH₃ son 10²⁴ moléculas de NH₃.

$$n = \frac{10^{24} \text{ moléculas}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ (moléc/mol)}} = \mathbf{1,66 \text{ moles NH}_3}$$

Si partimos de masas, calcularemos el número de moles y, a continuación, el número de partículas. En el primer cálculo se usará la masa molar y en el segundo el número de Avogadro.

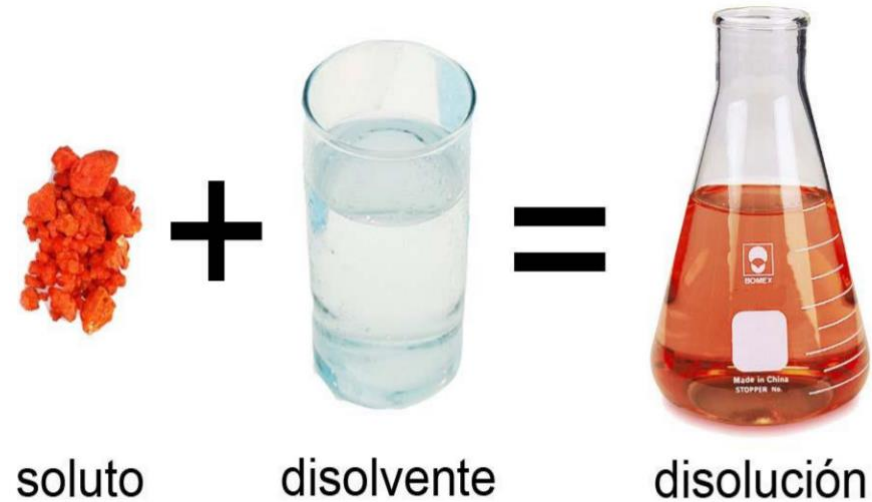
MASA		Factor conversión		CANTIDAD SUSTANCIA		Factor conversión		NÚMERO PARTÍCULAS
gramos	x	$\frac{1}{\text{masa molar (g/mol)}}$	=	moles	x	$\frac{\text{Nº Avogadro partículas}}{1 \text{ mol}}$	=	Átomos, moléculas ...
10 g C	x	$\frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}}$	=	0,83 mol C	x	$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos C}}{1 \text{ mol C}}$	=	$5,0 \cdot 10^{22}$ átomos C
20 g HCl	x	$\frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}}$	=	0,548 mol HCl	x	$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas HCl}}{1 \text{ mol HCl}}$	=	$3,3 \cdot 10^{22}$ moléculas HCl
30 g CaO	x	$\frac{1 \text{ mol CaO}}{56,0 \text{ g CaO}}$	=	0,536 mol CaO	x	$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ un.fórmula CaO}}{1 \text{ mol CaO}}$	=	$3,23 \cdot 10^{22}$ un.fórmula CaO

Si partimos del número de partículas, calcularemos el número de moles y, a continuación, la masa. En el primer cálculo se usará el número de Avogadro y en el segundo la masa molar

NÚMERO PARTÍCULAS	Factor conversión	CANTIDAD SUSTANCIA	Factor conversión	MASA
Átomos, moléculas ...	$\times \frac{1 \text{ mol}}{\text{N}^\circ \text{ Avogadro partículas}}$	= moles	$\times \text{masa molar (g/mol)}$	= gramos
$5,0 \cdot 10^{22}$ átomos C	$\times \frac{1 \text{ mol C}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos C}}$	= 0,83 mol C	$\times \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}}$	= 10 g C
$3,3 \cdot 10^{22}$ moléculas HCl	$\times \frac{1 \text{ mol HCl}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas HCl}}$	= 0,548 mol HCl	$\times \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}}$	= 20 g HCl
$3,23 \cdot 10^{22}$ un.fórmula CaO	$\times \frac{1 \text{ mol CaO}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ un.fórmula CaO}}$	= 0,536 mol CaO	$\times \frac{56,0 \text{ g CaO}}{1 \text{ mol CaO}}$	= 30 g CaO

Soluciones (o Disoluciones)

- Una solución o disolución es una mezcla homogénea de dos o mas componentes, aquel que se encuentra en mayor proporción se llama solvente y las demás sustancias se denominan solutos y decimos que están disueltas en el disolvente.

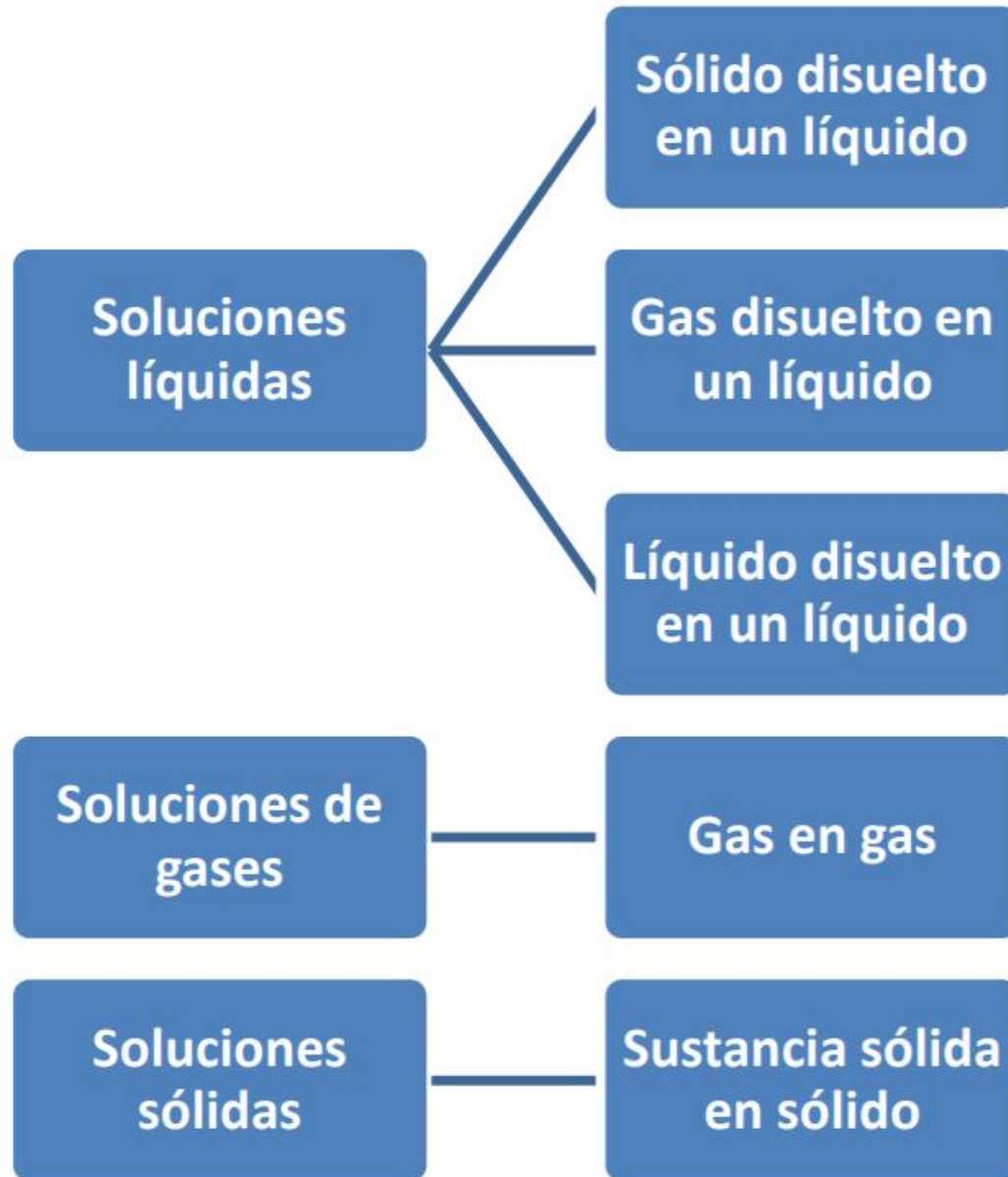


Solvente

Soluto



Azúcar + Agua



Soluciones (o Disoluciones)

Soluciones líquidas



Refresco: solución de azúcar, colorantes, saborizantes y CO_2 gaseoso en agua.



Vinagre: solución de ácido acético al 5 % en agua

Soluciones sólidas.

Aleaciones: son mezclas homogéneas y solidificadas de dos o más metales que se han fundido juntos. Ejemplos: el bronce es una aleación de cobre y estaño.

Amalgamas: son aleaciones de mercurio en oro o plata. Como las que se utilizan en la obturaciones dentales.



Objeto de bronce:
aleación de cobre y estaño

Soluciones (o Disoluciones)

Soluciones gaseosas

- Toda mezcla gaseosa forma una solución.

Ejemplos:

- el aire puro es una mezcla de: 78 % de nitrógeno, 21 % de oxígeno, y 1% de: H_2 , CO_2 , gases nobles He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.
- El gas para buceo es una mezcla de oxígeno y helio, es una solución gaseosa.



Concentración de una solución

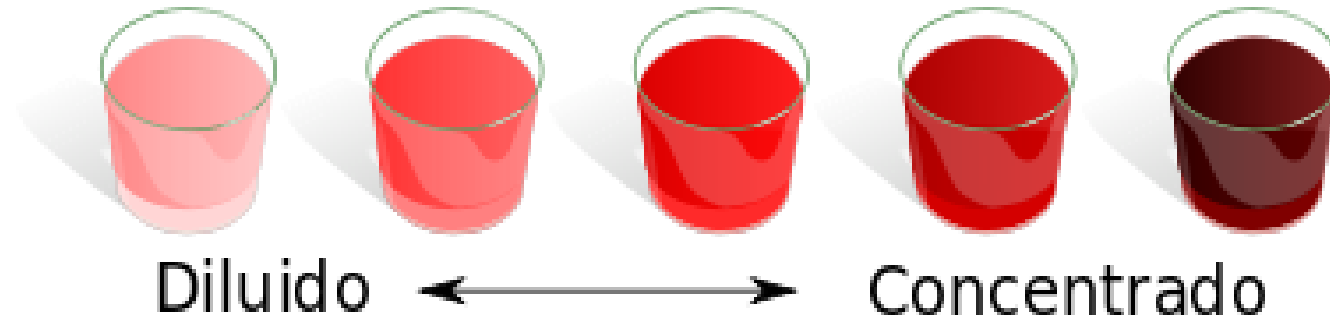
- La [concentración](#) de una solución expresa la cantidad de soluto presente en una cantidad dada de solvente o de solución. En términos cuantitativos, esto es, la relación o proporción matemática entre la cantidad de soluto y la cantidad de solvente. Esta relación suele expresarse en porcentaje.

$$\text{Concentración} = \frac{\text{Cantidad de soluto}}{\text{Cantidad de disolución (o disolvente)}}$$

- El **análisis cuantitativo** se basa en la determinación de la cantidad de analito (sustancia que se desea analizar) en una muestra que se disuelve y se hace reaccionar con otra de concentración conocida.
- La determinación se puede llevar a cabo por peso (**gravimetría**) o por relación con el volumen gastado de reactivo (**volumetría o titulometría**).

Concentración de una solución

- Entre mayor sea la cantidad de soluto disuelta, más concentrada estará la solución.





Unidades de concentración

- Molaridad
- Molalidad
- Fracción molar
- Porcentaje masa-masa
- Porcentaje masa-volumen
- Porcentaje volumen-volumen
- Normalidad

Molaridad (concentración molar)

- Es el número de moles de soluto que se encuentran disueltos o contenidos en un litro de solución.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}}$$

- Cuando se dice que una disolución tiene una concentración X [M], significa que para cada 1L de disolución, se tienen X moles de soluto.

$$\left(\frac{X \text{ [mol] soluto}}{1 \text{ [L] disolución}} \right)$$

- Ejemplo: ¿Qué significa una disolución 1 M de bicarbonato de sodio?

R: Que un 1 mol de bicarbonato de sodio está disuelto en 1L de disolución acuosa.

Molaridad (concentración molar)

Como se prepara una solución Molar en el laboratorio:

- Para preparar soluciones cuya concentración se expresa en molaridad, se utiliza un matraz aforado.
- Para preparar una solución 1 M, se coloca un mol de soluto en el matraz y se va agregando agua hasta la marca de aforo de un litro.



← Aforo

$$\# \text{ moles soluto} = \frac{g \text{ de soluto}}{\text{peso molecular del soluto}}$$

Molaridad (concentración molar)

- **Ejercicio 1.** Calcule la molaridad de una solución que contiene 0.75 moles de soluto en 850 mL de solución.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}} = \frac{0.75 \text{ moles}}{0.85 \text{ L}} = \mathbf{0.88 \text{ M}}$$

- **Ejercicio 2.** ¿Qué significa 0.88 M?

R: Que en cada litro de esta disolución están contenidos o disueltos 0.88 moles de soluto.

Molalidad

- Indica el número de moles de soluto por 1 kg de disolvente (agua).

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg de disolvente}}$$

- Cuando se dice que una disolución tiene una concentración X [m], significa que para cada 1 kg de disolvente, se tienen X [mol] de soluto. Esto se puede expresar de esta forma:

$$\left(\frac{\text{X [mol] soluto}}{\text{1 [kg] disolución}} \right)$$

Molalidad

- **Ejercicio 1.** Calcule la molalidad de una solución que se preparó disolviendo 700 g de glucosa en 750 g de agua.

$$1 \text{ Kg agua} = 1000 \text{ g} \rightarrow 750 \text{ g} = 0.75 \text{ Kg}$$

$$1 \text{ mol de glucosa} = 180 \text{ g} \rightarrow 700 \text{ g} = 3.89 \text{ mol}$$

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Kilogramo de solvente}}$$

$$m = 3.89 / 0.75 = 5.19 \text{ molal}$$

- **Ejercicio 2.** ¿Qué significa 5.18 molal ?

R: Que en cada kg de solvente o agua, están contenidos o disueltos 5.18 moles de soluto.

Fracción molar

- Permite expresar la concentración en función de cada uno de los componentes de la disolución, ya que relaciona el número de moles de cada uno de los componentes y el número total de moles de todas las sustancias presentes en la disolución.

$$x = \frac{\textit{moles de un componente}}{\textit{moles totales}}$$

- Cuando se dice que el soluto de una disolución tiene X fracción molar, significa que se tienen X [mol] de soluto por cada 1 [mol] total. Esto se puede expresar de esta forma:

$$\chi_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{\text{nº moles soluto}}{\text{nº moles soluto} + \text{nº moles disolvente}}$$

Fracción molar

- **Ejercicio 1.** Una solución gaseosa contiene 2g de He y 4g de O. ¿Cuáles son las fracciones molares de He y O en la solución?

1 mol de He 4 g

moles He = 2 g / 4 g = 0.5 moles He

1 mol de O₂ 32 g

moles O₂ = 4 g / 32 g = 0.125 moles O₂

n totales = 0.5 + 0.125 = 0.625 moles

$X_{\text{He}} = 0.5 / 0.625 = 0.8$

$X_{\text{O}_2} = 0.125 / 0.625 = 0.2$

Ejercicio 1.

- Si se tienen 350 mL de una disolución acuosa de H₂SO₄ cuya concentración es de 0.7 M; determine los gramos de H₂SO₄ que hay en la disolución.

Resolución

Para aplicar el factor de conversión de la unidad de concentración, es necesario convertir los [mL] de disolución a [L] de disolución; y posteriormente, emplear otro factor que permita obtener los gramos deseados, este ultimo factor se obtiene de la masa molecular del H₂SO₄. El cálculo quedaría como se muestra enseguida:

$$350 \text{ [mL] disolución} \cdot \left(\frac{1 \text{ [L] disolución}}{1000 \text{ [mL] disolución}} \right) \cdot \left(\frac{0.7 \text{ [mol] H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ [L] disolución}} \right) \cdot \left(\frac{98 \text{ [g] H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ [mol] H}_2\text{SO}_4} \right) = 24.01 \text{ [g] H}_2\text{SO}_4$$

Ejercicio 2.

- Se desea preparar una disolución de concentración 1.4 m de Ca(OH)₂ empleando 490 g de agua. Determine los g de Ca(OH)₂ que se requieren para preparar dicha disolución.

Resolución

Empleando los factores de conversión adecuados, se tiene el cálculo siguiente:

$$490 \text{ [mL] H}_2\text{O} \cdot \left(\frac{1 \text{ [kg] H}_2\text{O}}{1000 \text{ [mL] H}_2\text{O}} \right) \cdot \left(\frac{1.4 \text{ [mol] Ca(OH)}_2}{1 \text{ [kg] H}_2\text{O}} \right) \cdot \left(\frac{74 \text{ [g] Ca(OH)}_2}{1 \text{ [mol] Ca(OH)}_2} \right) = 50.764 \text{ [g] Ca(OH)}_2$$

Ejercicio 3.

Una disolución que se preparó con 700 g de agua, contiene los solutos Ca(OH)_2 y NaOH . Si las fracciones molares de los solutos son 0.07 y 0.14, respectivamente, determine los g de cada soluto en la disolución.

Solución:

La suma de las fracciones molares de solutos y disolvente debe ser igual a la unidad. Por lo tanto, la fracción molar del agua es 0.79.

Se establece que por cada 0.79 mol de agua se tendrían 0.07 mol de Ca(OH)_2 y 0.14 mol de NaOH . Si estas cantidades se convierten en g, se tendrían 14.22 g de agua, 5.18 g de Ca(OH)_2 y 5.6 g de NaOH .

Para determinar los g de Ca(OH)_2 y NaOH que se disuelven en 700 g de agua las operaciones serían:

$$700 \text{ [g] H}_2\text{O} \cdot \left(\frac{5.18 \text{ [g] Ca(OH)}_2}{14.22 \text{ [g] H}_2\text{O}} \right) = 254.9929 \text{ [g] Ca(OH)}_2$$

$$700 \text{ [g] H}_2\text{O} \cdot \left(\frac{5.6 \text{ [g] NaOH}}{14.22 \text{ [g] H}_2\text{O}} \right) = 275.6680 \text{ [g] CaOH}$$

Ejercicios

1. Describe como prepararías 2 litros de cloruro de bario (BaCl_2) 0.108 M.
2. Calcula la molaridad de una solución acuosa 1.52 m de CaCl_2 . La densidad de la solución es 1.129 g/mL.
3. Calcula la molalidad de una solución de ácido sulfúrico concentrado 98% en peso y densidad 1.15g/mL.
4. Calcula la molaridad de la solución que resulta de mezclar 15 mL de una solución 0.240 M con 35 mL de agua.
4. Calcula la fracción molar de una solución al 30% en peso de NaCl.

Ejercicios

1. Describe como prepararías 2 litros de cloruro de bario (BaCl_2) 0.108 M.

44.94 g de BaCl_2

2. Calcula la molaridad de una solución acuosa 1.52 m de CaCl_2 . La densidad de la solución es 1.129 g/mL.

Molaridad = 1.47 M

3. Calcula la molalidad de una solución de ácido sulfúrico concentrado 98% en peso y densidad 1.15g/mL.

Molalidad = 500 m

4. Calcula la molaridad de la solución que resulta de mezclar 15 mL de una solución 0.240 M con 35 mL de agua.

Molaridad = 0.072 M

4. Calcula la fracción molar de una solución al 30% en peso de NaCl.

X = 0.1167

Porcentaje Masa-Masa

- Indica la masa de soluto en gramos, presente en 100 gramos de solución.

$$\% m/m = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa total (g)}} \cdot 100$$

- Cuando se dice que una disolución tiene una concentración **X % m/m**, significa que se tienen **X [g] de soluto** por cada **100 [g] de disolución**. Esto se puede expresar analíticamente de esta forma:

$$\left(\frac{\text{X [g] soluto}}{\text{100 [g] disolución}} \right)$$

Porcentaje Masa-Volúmen

- Indica la masa de soluto en gramos, disuelto en 100 mL de solución.

$$\% m/v = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{volúmen total (mL)}} \cdot 100$$

- Cuando se dice que una disolución tiene una concentración **X % m/v**, significa que se tienen **X [g] de soluto** por cada **100 [mL] de disolución**. Esto se puede expresar analíticamente de esta forma:

$$\left(\frac{X [g] \text{ soluto}}{100 [mL] \text{ disolución}} \right)$$

Porcentaje Volúmen-Volúmen

- Indica el volumen de soluto en mL, presente en 100 mL de solución.

$$\% v/v = \frac{\text{volúmen de soluto (mL)}}{\text{volúmen total (mL)}} \cdot 100$$

- Cuando se dice que una disolución tiene una concentración **X % v/v**, significa que se tienen **X [mL] de soluto** por cada **100 [mL] de disolución**. Esto se puede expresar analíticamente de esta forma:

$$\left(\frac{X \text{ [mL] soluto}}{100 \text{ [mL] disolución}} \right)$$

Porcentaje Volúmen-Volúmen

Ejemplo:

El porcentaje en volumen se usa para expresar la concentración de alcohol en las bebidas. Los vinos contienen casi siempre 12 mL de alcohol en cada 100 mL de vino (12 %).



Normalidad (concentración normal)

- Indica el número de Equivalentes Químicos (EQ) o equivalentes-gramo de soluto en un volumen de 1L de solución.

$$N = \frac{\# \text{ equivalentes soluto}}{\text{volúmen total (L)}}$$

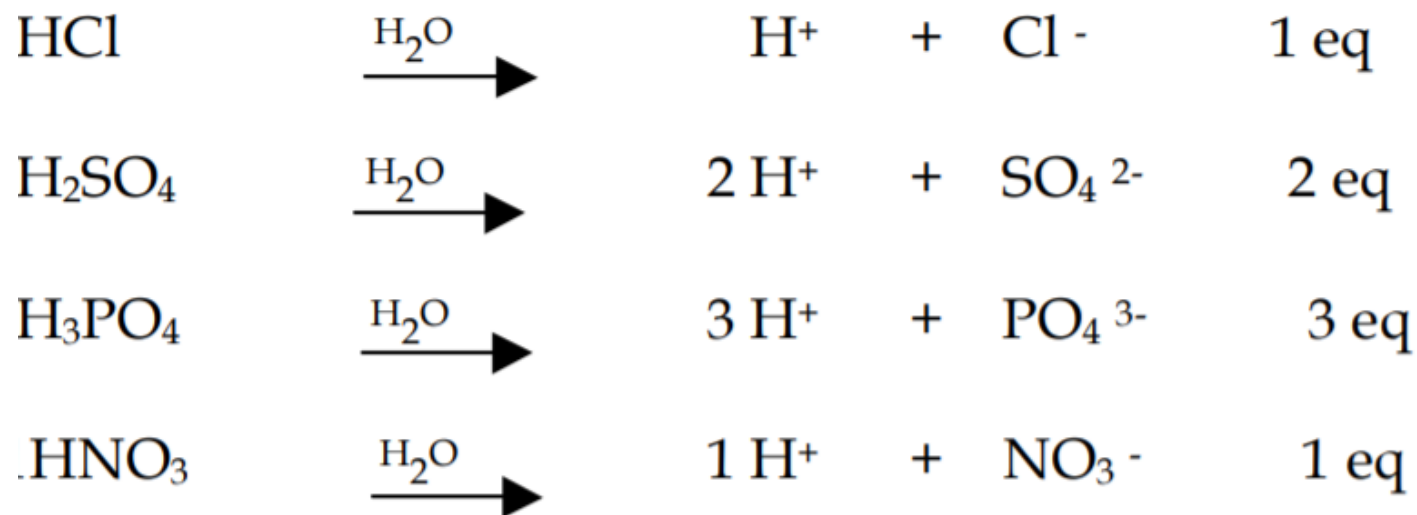
- Cuando se dice que una disolución tiene una concentración **X [N]**, significa que se tienen **X [equivalentes] de soluto** por cada **1 [L] de disolución**. Esto se puede expresar analíticamente de esta forma:

$$\left(\frac{X [\text{equivalentes}] \text{ soluto}}{1 [L] \text{ disolución}} \right)$$

Normalidad

- Equivalente de un ácido:

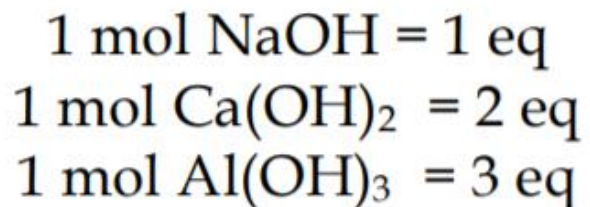
Es la cantidad de moles de H^+ proporcionado por un mol de ácido cuando se disuelve en agua.



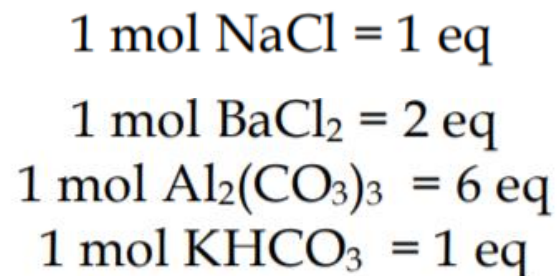
Normalidad

- Equivalente de una base:

Es la cantidad de moles de OH – proporcionados por un mol de base cuando se disuelve en agua.



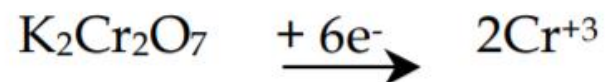
- Equivalente de una Sal: Es la cantidad de moles de cargas positivas proporcionada por un mol de sal al disolverse en agua.



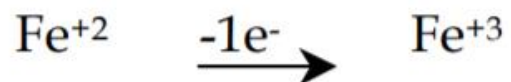
Normalidad

- Equivalente para compuestos que actúan en una reacción REDOX.

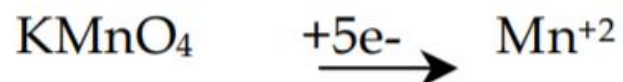
Es la cantidad de moles de electrones transferidos cuando se oxida o se reduce un mol de compuesto.



$$1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 6 \text{ eq}$$



$$1 \text{ mol Fe} = 1 \text{ eq}$$



$$1 \text{ mol KmnO}_4 = 5 \text{ eq}$$

Normalidad

- El **equivalente-gramo de un ácido** es igual a su peso molecular dividido por la basicidad del ácido, es decir, por el número de los átomos de H contenidos en su molécula y capaces de ser sustituidos por un metal.

Ejemplo: El peso molecular del H_3PO_4 es igual a 98 uma, y su equivalente es:

$$\frac{98 \text{ g/mol}}{3} = 32.67 \text{ g/mol}$$

- El **equivalente-gramo de una base** es igual a su peso molecular dividido por la valencia del metal o del número de los grupos OH contenidos en la molécula de la base.

Ejemplo: El peso molecular del Ca(OH)_2 es igual a 74.09 uma, y su equivalente es:

$$\frac{74.09 \text{ g/mol}}{2} = 37.05 \text{ g/mol}$$

Normalidad

- El **equivalente-gramo de una sal** resulta de dividir la masa de un mol por el número de cargas positivas (o el de cargas negativas) del compuesto libre al ionizarse.

Ejemplo: El peso molecular del $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ es igual a 342.14 uma, y su equivalente es:

$$\frac{342.14 \text{ g/mol}}{3 \cdot 2} = 57.02 \text{ g/mol}$$

Partes por millón (ppm)

- La concentración de una solución muy diluida se puede expresar en partes por millón o ppm. Esta unidad se define como el número de miligramos de soluto presentes en un kilogramo de solución.
- 1 ppm corresponde a 1 mg de soluto por litro de solución.
- Las concentraciones máximas aceptables de sustancias tóxicas se expresan comúnmente en ppm.

Ejemplo:

La concentración máxima permisible de arsénico en agua potable es de 0.05 ppm, esto es, 0.05 mg de arsénico por litro de agua.



Ejercicios

1. ¿Cuál será la normalidad de 250 mL de solución que se preparó disolviendo 16 g de dicromato de potasio en agua?

$$R = 0.435 \text{ N}$$

2. ¿Cuántos gramos de BaCl_2 se requieren para preparar 125 mL de una solución 0.25 N de dicha sal?

$$R = 3.23 \text{ g}$$

3. ¿Cuál es la normalidad de una solución que se prepara agregando 50 mL de agua a 25 mL de KMnO_4 0.5 N?

$$R = 0.166 \text{ N}$$

4. Calcula la normalidad de una solución de H_2SO_4 1.4 M.

$$R = 2.8 \text{ N}$$

5. ¿Cuántos moles y cuántos equivalentes de soluto hay en 225 mL de HCl 0.15 M?

$$R = 0.0337 \text{ mol} = 0.0337 \text{ eq}$$

Ejercicios

6. ¿Cuántas moles y equivalentes hay en 44 mL de una solución de H_2SO_4 1.28 M?

$$R = 0.0563 \text{ mol} = 0.1126 \text{ eq}$$

7. Calcula la molaridad de una solución 0.5 N de dicromato de potasio que se reduce a Cr^{+3} .

$$R = 0.0833 \text{ M}$$

Problema

Una solución de H_2SO_4 contiene 270 gramos de soluto por litro de disolución y una densidad de 1.32 g/mL. Determina la molaridad, molalidad, fracción molar y normalidad de la solución.

Problema

Una solución de H_2SO_4 contiene 270 gramos de soluto por litro de disolución y una densidad de 1.32 g/mL. Determina la molaridad, molalidad, fracción molar y normalidad de la solución.

SOLUCIÓN:

La masa molecular del soluto es: $(2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16) = \mathbf{98 \text{ g/mol}}$

Convertimos la masa de H_2SO_4 en moles:

$$270 \text{ g } H_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{98 \text{ g}} = 2,76 \text{ mol } H_2SO_4$$

Como el enunciado refiere la masa de soluto a un litro de disolución, la **molaridad** de la solución es inmediata:

$$M = \frac{n_S}{V_D (L)} = \frac{2,76 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = \mathbf{2,76 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}$$

La normalidad de la solución es inmediata porque basta con multiplicar la molaridad por el número de hidrógenos que tiene el ácido, es decir, dos:

$$N = n_H \cdot M = 2 \cdot 2,76 = \mathbf{5,52 \frac{eq}{L}}$$

Calculamos la masa de disolución que corresponde al litro considerado:

$$10^3 \text{ mL } D \cdot \frac{1,32 \text{ g}}{1 \text{ mL}} = 1\,320 \text{ g } D$$

Como esa masa de solución contiene 270 g de H_2SO_4 quiere decir que el resto es masa de agua, es decir, **1 050 g de agua**.

Aplicamos la definición de molalidad:

$$m = \frac{n_S}{m_d \text{ (kg)}} = \frac{2,76 \text{ mol}}{1,05 \text{ kg}} = \mathbf{2,63 \frac{mol}{kg}}$$

Convertimos en moles la masa de agua:

$$1\,050\text{ g } H_2O \cdot \frac{1\text{ mol}}{18\text{ g}} = 58,33\text{ mol } H_2O$$

La fracción molar del H_2SO_4 es el cociente entre los moles de soluto y los moles totales:

$$x_{H_2SO_4} = \frac{2,76\text{ mol}}{(2,76 + 58,33)\text{ mol}} = \mathbf{0,045}$$

La fracción molar del agua se obtiene por diferencia:

$$x_{H_2O} = 1 - x_{H_2SO_4} = \mathbf{0,995}$$