

# TEMA 5

---

## SISTEMAS MATERIALES

FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO



## CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA

La clasificación más general de la materia es la que se basa en sus constituyentes. Se distinguen así:

- **Sustancias puras.** Son aquellas que no pueden dar lugar a otras sustancias más sencillas mediante procesos físicos. Las sustancias puras se clasifican a su vez en elementos y compuestos. Los elementos no pueden descomponerse en otras sustancias mediante procesos químicos, mientras que los compuestos dan lugar a diferentes sustancias después de un cambio químico. Además los compuestos están formados por elementos en una proporción determinada. Ejemplos de elementos son, Na, Li, Fe, Co, etc.; y compuestos son, por ejemplo,  $H_2O$ ,  $H_2SO_4$ ,  $NaOH$ ,  $HCl$ ,  $Na_2SO_4$ , etc.
- **Mezclas.** Son sistemas materiales a partir de las cuales es posible obtener dos o más sustancias mediante procesos físicos, siendo la proporción que las forman variable. Se dividen en homogéneas y heterogéneas. Una mezcla es homogénea cuando no pueden distinguirse sus componentes, mientras que es heterogénea cuando pueden distinguirse sus componentes a simple vista. Ejemplos de mezclas homogéneas son las aleaciones, el aire, las disoluciones, etc.; ejemplos de mezclas heterogéneas son el granito, las emulsiones (mezcla de aceite en agua), etc.

Resumiendo:



## SEPARACIÓN DE MEZCLAS

Los componentes de una mezcla pueden separarse mediante procesos físicos, que son aquellos que no cambian la naturaleza de las sustancias sobre las que actúan. Existen varios métodos para separar las mezclas. La elección de uno u otro depende del tipo de mezcla y de su estado físico. Veamos algunos ejemplos:

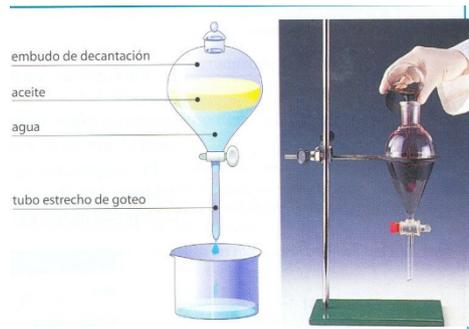
### a) Filtración.

Se utiliza para separar mezclas heterogéneas de un sólido en un líquido. Se utiliza un embudo de vidrio equipado con papel de filtro (liso o con pliegues), que deja pasar el líquido y retiene las partículas sólidas.



### b) Decantación.

Se utiliza para separar dos líquidos inmiscibles de distinta densidad, como agua y aceite. Se usa para ello un embudo de decantación, de forma que el líquido menos denso se queda flotando sobre el más denso:



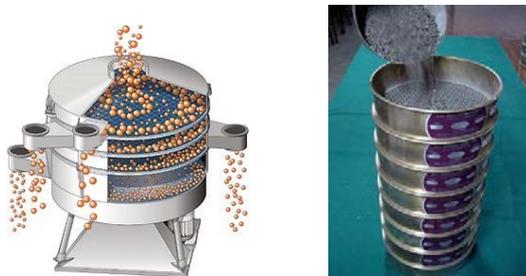
**c) Centrifugación.**

Se utiliza para separar suspensiones de sólidos en líquidos. Se hace girar la mezcla a gran velocidad en un tubo de ensayo, mediante un aparato llamado centrífuga, de forma que el sólido se deposita en el fondo del tubo.



**d) Tamizado.**

Se usa para separar los compuestos de una mezcla sólida según el tamaño de las partículas, utilizando tamices, de forma que se separan las partículas más gruesas de las más finas.



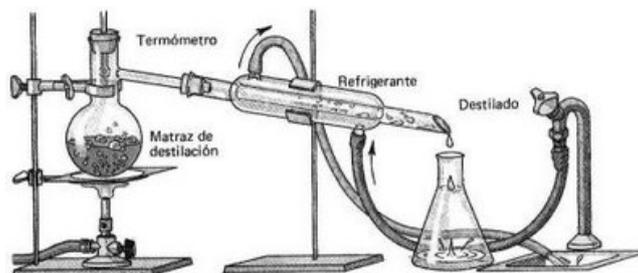
**e) Cristalización.**

Se emplea para separar mezclas homogéneas de sólidos en líquidos. Se lleva a cabo en un cristalizador, evaporando el líquido. Si la evaporación se realiza lentamente, se obtienen cristales de estructura geométrica definida.



### f) Destilación.

Se utiliza para separar mezclas homogéneas de líquidos con diferente punto de ebullición. La mezcla se calienta en un destilador de forma que el líquido con menor punto de ebullición se vaporiza pasando a través de un refrigerante donde condensa y puede recogerse en estado puro.



### MASA MOLECULAR DE UNA SUSTANCIA.

Una sustancia química está formada por la unión de distintos tipos de átomos mediante enlaces químicos dando lugar a estructuras más complejas como son las moléculas y los cristales.

La masa molecular de un compuesto químico es la suma de las masas de todos los átomos indicados en la fórmula. Su valor se expresa en unidades de masa atómica (u) y se suele representar como  $M_r$ .

Ejemplo: Calcular la masa molecular del ácido sulfúrico,  $H_2SO_4$ .

En la fórmula hay dos átomos de hidrógeno, un átomo de azufre y cuatro átomos de oxígeno. Buscamos las masas atómicas del H, S y O en el Sistema Periódico:

$A_r(H) = 1.01$  u;  $A_r(S) = 32.06$  u;  $A_r(O) = 16$  u

Por tanto, la masa molecular del ácido sulfúrico es:

$M_r(H_2SO_4) = 2 \cdot 1.01 + 32.06 + 4 \cdot 16 = 98.08$  u

### COMPOSICIÓN CENTESIMAL

La composición centesimal de un compuesto consiste en determinar el tanto por cien de cada elemento que forma un compuesto. Podemos decir que es los gramos de cada elemento que existen en 100 g de compuesto. Para calcular el tanto por cien de un elemento en un compuesto podemos usar la fórmula:

$$\%A = \frac{n \cdot \text{Masa relativa de } A}{\text{Masa Molecular del compuesto}} \cdot 100$$

Por ejemplo, la masa molecular del agua,  $H_2O$ , es 18 u, por tanto su composición centesimal es:

$$\%H = \frac{2 \cdot 1.01}{18} \cdot 100 = 11.1\% \text{ de hidrógeno.}$$

$$\%O = \frac{1 \cdot 16}{18} \cdot 100 = 88.9\% \text{ de oxígeno}$$

## DISOLUCIONES

Son mezclas homogéneas de dos o más sustancias. El componente que se encuentra en mayor cantidad se denomina disolvente, mientras que el que esté en menor proporción se denomina soluto.

Las disoluciones se pueden clasificar atendiendo a varios criterios. Uno de ellos es el estado de agregación del soluto y del disolvente:

DISOLVENTE	SOLUTO	EJEMPLO
Gas	Gas	Aire
	Líquido	Niebla
	Sólido	Polvo
Líquido	Gas	Oxígeno en agua
	Líquido	Alcohol en agua
	Sólido	Agua de mar
Sólido	Gas	Hidrógeno en paladio
	Líquido	Amalgamas (Hg con metales)
	Sólido	Aleaciones

Según la cantidad de soluto disuelto en relación con el disolvente, se clasifican en:

- **Diluidas**, son aquellas que contienen muy poca cantidad de soluto respecto al disolvente.
- **Concentradas**, son aquellas que contienen una cantidad importante de soluto frente al disolvente.
- **Saturadas**, son aquellas que se obtienen al añadir la cantidad la máxima cantidad de soluto que es posible disolver en el disolvente.
- **Sobresaturadas**, se producen cuando se añade más soluto a una disolución saturada y conseguimos disolver un poco más de él.

## SOLUBILIDAD

La solubilidad se define como la cantidad máxima de soluto, expresada en gramos, que es posible disolver en 100 gramos de disolvente a una temperatura determinada.

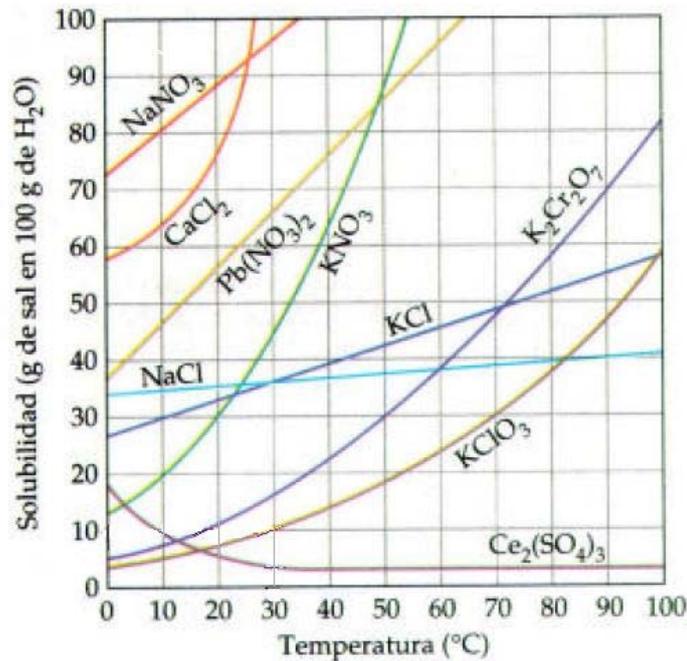
Por ejemplo, el NaCl a 25°C tiene una solubilidad de 36 g/100 g de agua y el LiCl tiene una solubilidad de 84.7 g/100 g de agua, a la misma temperatura. Por tanto, el LiCl es más soluble que el NaCl a 25°C.

La solubilidad depende de la naturaleza del soluto y el disolvente. Así, el NaCl se disuelve en agua, pero los hidrocarburos no lo hacen. En cambio, éstos pueden disolverse en tetracloruro de carbono.

Otro factor del que depende la solubilidad es la temperatura. En general, la disolución de un sólido en un líquido aumenta con la temperatura, aunque en el caso de los gases ocurre lo contrario y éstos se disuelven mejor a temperaturas más bajas.

	SOLUBILIDAD (g/100 g de agua)		
	20°C	40°C	60°C
<b>NaCl</b>	36	37	38
<b>Azúcar</b>	203	237	286
<b>KNO<sub>3</sub></b>	31	59	105

Los datos de solubilidad se representan por medio de gráficas llamadas curvas de solubilidad donde la temperatura se sitúa en el eje de abscisas y la temperatura en el de ordenadas.



## CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN

Hemos dicho que las disoluciones tienen composición variable, es decir, podemos preparar con el mismo soluto y disolvente disoluciones de diferente proporción. Debido a esto interesa saber dicha proporción y se recurre al término de concentración.

La concentración de una disolución expresa mediante un número las cantidades relativas de soluto y disolvente.

Existen varias formas de expresar la concentración. Sólo vamos a ver tres de estas formas:

### a) Porcentaje en masa.

Es la masa de soluto disuelta en 100 g de disolución:

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

Por ejemplo, una disolución de azúcar en agua contiene 36 g de azúcar y 144 g de agua, por tanto:

Masa de soluto = 36 g

Masa de disolución = 36 + 144 = 180 g

$$\%Masa \text{ de azúcar} = \frac{36}{180} \cdot 100 = 20\%$$

### b) Porcentaje en volumen.

Se utiliza para disoluciones de líquido en líquido. Equivale al grado alcohólico en las disoluciones alcohólicas.

$$\%vol = \frac{\text{Volumen de soluto}}{\text{Volumen de disolución}} \cdot 100$$

### c) Masa por unidad de volumen (C)

Se define como la masa de soluto disuelta en un litro de disolución. Se expresa en g/L:

$$C = \frac{\text{Masa de soluto}(g)}{\text{Volumen de disolución}(L)}$$

Por ejemplo, se han disuelto 30 g de  $\text{CuSO}_4$  en agua, resultando un volumen de disolución de 2.5 L, por tanto su concentración en g/L es:

Masa de soluto = 30 g

Volumen de disolución = 2.5 L

$$C = \frac{30}{2.50} = 12 \text{ g/L}$$

### CONCEPTO DE MOL

Una de las unidades más utilizadas en Química es el mol. Recordarás que el mol es una unidad del Sistema Internacional de Unidades: es la unidad en la que se mide la cantidad de sustancia. La definición de mol es:

*Un mol es la cantidad de sustancia que contiene  $6.023 \cdot 10^{23}$  unidades elementales de sustancia*

El número  $6.023 \cdot 10^{23}$  se llama número de Avogadro,  $N_A$ :

$$N_A = 6.023 \cdot 10^{23} \frac{\text{partículas}}{\text{mol}}$$

En cuanto al número de partículas que contiene, el mol es un concepto similar al de docena:

- 1 docena contiene 12 partículas.
- 1 mol contiene  $6.02 \cdot 10^{23}$  partículas.
- 1 docena de átomos contiene 12 átomos.
- 1 mol de átomos contiene  $6.02 \cdot 10^{23}$  átomos.
- 1 mol de átomos de C contiene  $6.023 \cdot 10^{23}$  átomos.
- 1 mol de moléculas de  $\text{O}_2$  contiene  $6.023 \cdot 10^{23}$  moléculas.



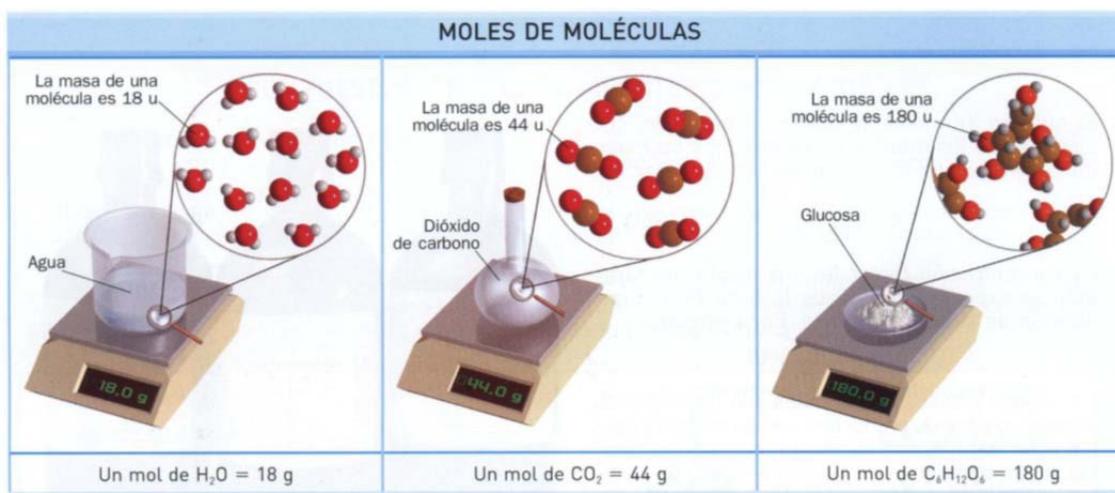
Pero el mol es la cantidad de sustancia contenida en esas unidades:

- 1 mol de átomos es la masa contenida en  $6.023 \cdot 10^{23}$  átomos.
- 1 mol de moléculas es la masa contenida en  $6.023 \cdot 10^{23}$  moléculas.

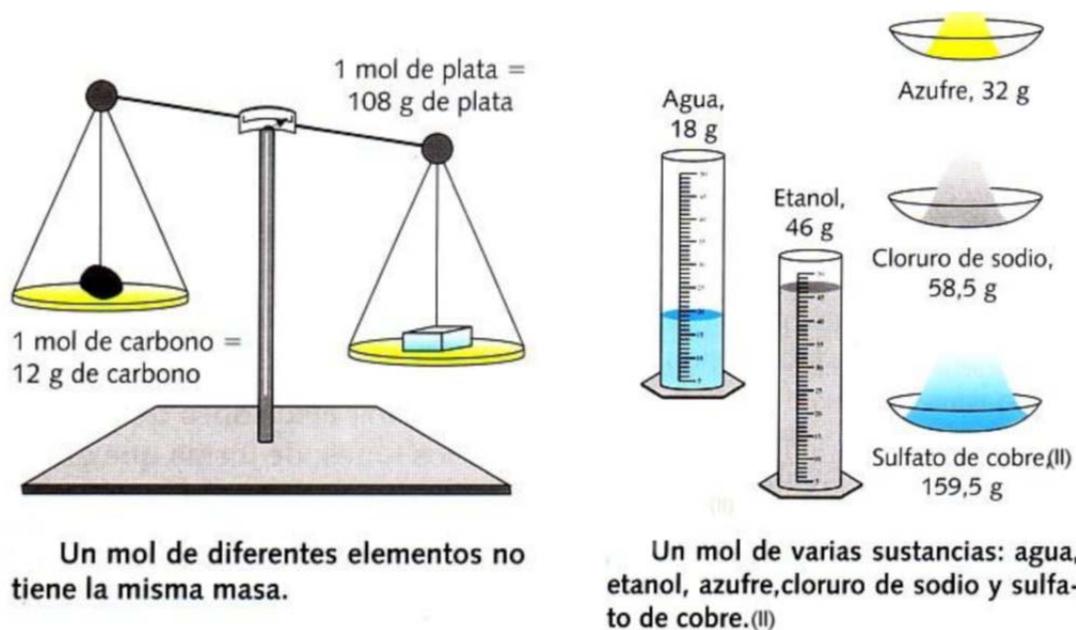
Así:

- 1 mol de átomos de plata está formado por  $6.023 \cdot 10^{23}$  átomos de plata. Si pusiéramos todos esos átomos en una balanza, encontraríamos que marca 107.87 g.
- 1 mol de átomos de carbono está formado por  $6.023 \cdot 10^{23}$  átomos de carbono. Si pusiéramos todos esos átomos en una balanza, encontraríamos que marca 12.00 g.
- 1 mol de moléculas de agua está formado por  $6.023 \cdot 10^{23}$  moléculas de agua. Si pusiéramos todas esas moléculas en una balanza, encontraríamos que marca 18.00 g.

Observa que, igual que una docena de huevos tiene una masa distinta que una docena de naranjas, un mol de plata tiene una masa distinta que un mol de carbono o de agua.



Observa las siguientes figuras:



Si comparamos las cantidades que aparecen en los dibujos anteriores con las masas atómicas o las masas moleculares correspondientes, obtenemos lo siguiente:

1 mol de C = 12 g	Masa atómica del carbono = 12 u
1 mol de Ag = 108 g	Masa atómica de la plata = 108 u
1 mol de S = 32 g	Masa atómica del azufre = 32 u
1 mol de agua = 18 g	Masa molecular del agua = 18 u
1 mol de NaCl = 58.5 g	Masa molecular del cloruro de sodio = 58.5 u
1 mol de C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH = 46 g	Masa molecular del etanol = 46 u
1 mol de CuSO <sub>4</sub> = 159.5 g	Masa molecular del sulfato de cobre = 159.5 u

De aquí podemos concluir que:

*El mol es la cantidad de sustancia cuya masa en gramos es numéricamente igual a la masa atómica (en caso de elementos químicos) o a la masa molecular (en caso de compuestos químicos).*

De manera práctica, si queremos obtener el mol de una sustancia, calculamos su masa atómica o su masa molecular y la expresamos en gramos.

Se llama masa molar de una sustancia química a la masa de un mol de la misma. Se expresa en g/mol.

La masa molar se utiliza en cálculos de moles a partir de una cierta cantidad de sustancia. La relación entre la masa de una sustancia, la masa molar y el mol de esa sustancia es:

$$n = \frac{m(\text{gramos})}{M}$$

Donde  $n$  es el número de moles,  $m$  la masa de la sustancia expresada en gramos y  $M$  la masa molar.

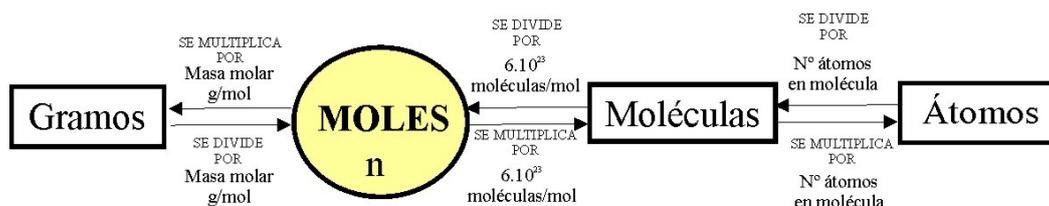
Para calcular el número de moléculas, multiplicamos el número de moles por el número de Avogadro:

$$N = n \cdot N_A$$

Y para deducir el número de átomos, multiplicamos el número de moléculas por el número de átomos en la molécula (subíndice del elemento):

$$N_{at} = a \cdot N$$

Lo anterior se puede resumir en la siguiente figura:



Ejemplo. Calcular la masa molar del agua, el número de moléculas y el número de átomos de hidrógeno contenidos en 100 g de agua ( $H_2O$ )

DATOS: H = 1.01 u; O = 16.00 u

Masa molar:  $M = 2 \cdot 1.01 + 16 = 18.02 \text{ g/mol}$

Número de moles de agua.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{100}{18.02} = 5.55 \text{ moles de } H_2O$$

Número de moléculas:

$$N = n \cdot N_A = 5.55 \cdot 6.023 \cdot 10^{23} = 3.34 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$$

Número de átomos de hidrógeno:

$$N_H = a \cdot N = 2 \cdot 3.34 \cdot 10^{24} = 6.68 \cdot 10^{24} \text{ átomos de } H$$

1. Pon tres ejemplos de sistemas heterogéneos frecuentes en la vida diaria.
2. Indica razonadamente cuáles de los siguientes sistemas materiales son sustancias puras o mezclas:
  - a. Agua destilada.
  - b. Agua potable.
  - c. Oro.
  - d. Detergente en polvo.
  - e. Refresco de cola.
3. Clasifica en heterogéneos y homogéneos los sistemas materiales siguientes:
  - a. Granito.
  - b. Polvo de talco.
  - c. Azúcar.
  - d. Vidrio.
  - e. Arena de playa.
  - f. Esta página de apuntes.
4. ¿Es la leche un sistema material homogéneo o heterogéneo?
5. Sabiendo que la arena de la playa es insoluble en agua, mientras que la sal de mar es soluble en agua, ¿cómo podrías separar y aislar la arena de la sal?
6. Tenemos un líquido amarillo de aspecto homogéneo (A). Lo calentamos hasta que se pone a hervir, comprobándose que la temperatura de ebullición va cambiando poco a poco. EL gas que sale se recoge y se enfría, pasando a un líquido transparente (B) y además queda un residuo de color amarillo (C). Si mezclamos de nuevo el líquido transparente B y el sólido amarillo C volvemos a tener el líquido inicial amarillo A. ¿Es el líquido A una sustancia simple, un compuesto, una mezcla heterogénea o una disolución?
7. Un líquido transparente y anaranjado se calienta hasta que rompe a hervir. La temperatura de ebullición se mantiene constante durante todo el tiempo. Si se somete el líquido a electrolisis, desaparece y se obtienen dos nuevas sustancias gaseosas diferentes. ¿Se trata de una disolución o una sustancia pura? Si fuera una sustancia simple, ¿sería un compuesto o un elemento?
8. En un vaso se colocan 250 g de alcohol junto con 2 g de yodo, que se disuelven completamente. Se pide:
  - a. La concentración de la disolución en % en masa.
  - b. Los gramos de disolución que habría que tomar para que al evaporarse el alcohol quedasen 0.5 g de yodo sólido.
  - c. Si tomamos 50 g de disolución y dejamos evaporar el alcohol, ¿cuántos gramos de yodo sólido quedan?
9. Ordena de mayor a menor concentración, las siguientes disoluciones de cloruro de sodio, expresadas en diferentes unidades: a) 8 g/100 cm<sup>3</sup> b) 14.5 g/L c) 0.12 g/cm<sup>3</sup>
10. La dosis máxima de sulfato de cobre que puede echarse al agua potable para destruir las algas microscópicas es de 1 mg por cada litro de agua. Al analizar el agua de una piscina se ha encontrado que en 100 mL de agua había 0.2 mg de sulfato de cobre. Determina la concentración de sulfato de cobre en el agua de la piscina e indica si está dentro del límite aconsejable o lo excede.
11. Se disuelven 20 g de NaCl en 250 mL de agua destilada. Se pide:
  - a. La concentración en % en masa de la disolución.
  - b. La densidad de la disolución preparada.
  - c. La masa de NaCl contenida en 40 g de disolución.
12. El ácido clorhídrico comercial tiene las siguientes características: su densidad es 1.18 g/mL y su riqueza es del 35%. Se pide:
  - a. La masa de HCl presentes en 250 cm<sup>3</sup> de ácido comercial.
  - b. La cantidad de agua que hay en un litro de disolución.
  - c. Expresa la concentración de la disolución en g/L.
13. Una lata de refresco contiene 330 cm<sup>3</sup> de líquido. Si su concentración en azúcar es de 10 g/L, ¿qué cantidad de azúcar hay disuelta en el líquido contenido en la lata?

14. Un vinagre tiene una concentración en ácido acético del 5% en vol. ¿Cuánto ácido contiene una botella de 750 mL de este vinagre?
15. Se toman 600 mL de disolución de KCl cuya concentración es 10 g/L y se calienta hasta que su volumen final es de 150 mL. ¿Cuál será la nueva concentración de la disolución?
16. El latón es una aleación de cobre y zinc. Cuando el porcentaje de zinc es del 35% se utiliza en bisutería. ¿Qué cantidad de cobre y zinc tienen unos pendientes hechos con 20 g de esta aleación?
17. A 500 mL de una disolución de  $\text{CaCl}_2$  cuya concentración es 10 g/L, se le añaden 2 g de soluto. ¿Cuál es la nueva concentración de la disolución?
18. Mezclamos 1.5 L de una disolución de cloruro de plata de concentración 2 g/L con 450 mL de otra disolución de concentración 0.5 g/L. ¿Cuál es la concentración de la disolución resultante?
19. Calcula el volumen de una disolución de azúcar en agua cuya concentración es de 10 g/L, sabiendo que contiene 30 g de soluto. Si la densidad de la disolución es de 1.04 g/mL, calcula la masa de la disolución.
20. Disponemos de 250 mL de una disolución de  $\text{MgCl}_2$ , cuya concentración es 2.5 g/L. Indica qué cantidad de agua es necesario añadir para que la concentración se reduzca a la mitad.
21. Calcula la concentración, en g/L y % en masa, de una disolución formada al mezclar 100 g de NaCl en 1.5 L de agua.
22. En la etiqueta de una botella de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  puede leerse que contiene 96% en masa y una densidad de  $1840 \text{ kg/m}^3$ . Si la botella contiene 800 mL, se pide:
  - a. La masa la disolución.
  - b. ¿Cuántos g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  puro hay en los 800 mL?
  - c. ¿Cuál es la concentración en g/L?
23. La etiqueta de una botella de  $\text{HNO}_3$  del laboratorio indica: riqueza en masa, 32%; densidad, 1.18 g/mL. Se pide:
  - a. La concentración en g/L.
  - b. Si la botella tiene un volumen de 2 L, ¿cuál es su masa?
  - c. La masa total de ácido que hay disuelto en la botella de 2 L.
  - d. Si sacamos 200 mL de la botella para hacer un experimento, ¿qué masa de ácido nítrico disuelto contendrá?
  - e. En otra ocasión extraemos 100 mL de la botella y lo mezclamos con agua hasta obtener un volumen de 250 mL. ¿Cuál será la nueva concentración en g/L?
24. Para preparar aceitunas para su consumo hay que quitarles el sabor amargo antes de aliñarlas. Para ello se echan las aceitunas en una disolución preparada añadiendo sosa cáustica en polvo (NaOH) en agua. Normalmente, se añade 1 kg de sosa cáustica por cada 3 L de agua, formándose 3.2 L de disolución. Se pide:
  - a. La concentración de la disolución en g/L.
  - b. La concentración de la disolución en % en masa.
  - c. Si se coge un cucharón de 100 mL de esa disolución, ¿cuál será la concentración de la sosa cáustica en el líquido del cucharón?
  - d. La masa de sosa cáustica que habrá en ese cucharón.
25. En 0.5 kg de alcohol a  $20^\circ\text{C}$ , echamos 5 g de fenolftaleína sólida, de los que se disuelven sólo una parte. Después de filtrar encontramos que en el filtro queda un residuo cuya masa es de 3 g, mientras que el volumen de la disolución es de 625 mL. Se pide:
  - a. ¿De qué tipo es la disolución?
  - b. La concentración de la disolución en g/L y en % en masa.
26. Calcula la masa molecular de los siguientes compuestos:  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{C}_6\text{H}_6$ .  
DATOS: C: 12 u; H: 1 u; O: 16 u; P: 31 u
27. La sacarina es un compuesto de cristales blancos, solubles en agua caliente y de bajo punto de fusión. Su fórmula es  $\text{C}_7\text{H}_5\text{NO}_3\text{S}$  y tiene un poder edulcorante 550 veces superior al del azúcar.
  - a) ¿Qué elementos y en qué número de átomos forman su molécula?
  - b) ¿Cuál es la masa molecular de la sacarina?
 DATOS: C: 12 u; H: 1 u; N: 14 u; S: 32 u

28. Calcula la masa molar de las siguientes sustancias:  $\text{SO}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{NH}_3$ , Ni y  $\text{Al}(\text{OH})_3$ .  
DATOS: S: 32 u; O: 16 u; N: 14 u; H: 1 u; Ni: 58.7 u; Al: 27 u
29. ¿Cuántos moles y moléculas hay en 100 g de azúcar (sacarosa),  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ?  
DATOS: C: 12 u; H: 1 u; O: 16 u
30. ¿Cuál es la masa de 1 mol de cafeína,  $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$ ? ¿Y la masa de una molécula?  
DATOS: C: 12 u; H: 1 u; O: 16 u
31. Ordena de mayor a menor las siguientes cantidades de plata: 20 g,  $5 \cdot 10^{22}$  átomos y 0,5 mol.  
DATOS: Ag: 108 u
32. Calcula la masa molar de las siguientes sustancias:  $\text{O}_2$ ,  $\text{NH}_3$ , HCl,  $\text{K}_2\text{CO}_3$  y  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .  
DATOS: O: 16 u; N: 14 u; H: 1 u; Cl: 35.5 u; K: 39.1 u; C: 12 u; Ca: 40 u
33. Completa la tabla siguiente:

Fórmula	Cantidad de sustancia (mol)	Masa (g)
$\text{H}_2\text{O}$	2,50	
$\text{CO}_2$		186
$\text{NH}_3$	1,24	
$\text{H}_2\text{SO}_4$		450
NaOH	0,92	

34. Calcula:
- Cuántos átomos de oro hay en un gramo del metal.
  - Cuántas moléculas hay en 20 g de  $\text{O}_2$ . ¿Y átomos?
  - Cuántos moles de  $\text{Cl}_2\text{O}_3$  hay en 100 g de  $\text{Cl}_2\text{O}_3$ .
  - La masa de 4 moles de  $\text{CaCO}_3$
- DATOS: Au: 197 u; O: 16 u; Cl: 35.5 u; Ca: 40 u
35. Ordena de mayor a menor las siguientes cantidades de oro: 100 g, 1,5 moles y  $10^{22}$  átomos.  
DATOS: Au: 197 u
36. ¿Cuántos gramos de nitrato potásico,  $\text{KNO}_3$ , hay en 0,5 moles de sustancia? ¿Y cuántos gramos de cada elemento: K, N y O?  
DATOS: K: 39.1 u; N: 14 u; O: 16 u
37. ¿De dónde se puede extraer más plata, de 100 g de  $\text{Ag}_2\text{O}$  o de 130 g de  $\text{AgCl}$ ?  
DATOS: Ag: 108 u
38. Disponemos de 100 g de  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ . ¿Cuántas moléculas contienen? ¿Cuántos átomos de hierro? ¿Cuántos átomos de oxígeno? ¿Cuántos átomos de azufre?  
DATOS: Fe: 56 u; S: 32 u; O: 16 u
39. Calcula los gramos que tienes que pesar para obtener 2.3 moles de cloruro de sodio.  
DATOS: Na: 23 u; Cl: 35.5