

TEMA 5. ASPECTOS CUANTITATIVOS

¿Cómo vamos a estudiar este tema? ¡Sigue el diagrama!



Advertencia: Este tema pertenece al libro "Una química para todos. Cuarta edición. Versión ampliada" cuyo contenido se encuentra registrado en la propiedad intelectual, reservándose derechos de autor. De esta manera, no se consentirá el plagio y/o distribución sin consentimiento del propietario.

1. Conceptos previos

Debido a la insignificante masa de los átomos y moléculas, se han establecido unas unidades de medida más acorde para su estudio que las tradicionales. Son las siguientes:

Unidad de masa atómica (uma o u): Corresponde a la doceava parte de la masa de un átomo de un isótopo del carbono, del Carbono-12 (^{12}C).

Masa atómica de un elemento:

Indica el número de veces que dicha masa es mayor que la unidad de masa atómica.

Ejemplo: La masa atómica del Nitrógeno es **14 uma***. Ello quiere decir que la masa de un átomo de Nitrógeno es 14 veces mayor que la doceava parte de la masa del ^{12}C .

Masa molecular:

Es la suma de las masas atómicas de los elementos que forman la molécula.

Ejemplo: La molécula de NH_3 tiene una masa molecular de **17 uma** ($14 + 1 \cdot 3$).

***Nota:** Esta información se encuentra en la tabla periódica y proporcionada en los problemas

Mol: Es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como **átomos hay exactamente en 12 gramos del isótopo carbono-12 (^{12}C)**.

A este número de átomos se le conoce como **Numero de Avogadro (N_A)** $\rightarrow 6,022 \cdot 10^{23}$

Masa Molar: Es la masa de un mol de compuesto. Es importante saber que su valor coincide con el de la masa molecular del compuesto pero expresado en la unidad **g/mol**.

Masa molecular $\text{NH}_3 = 17 \text{ uma} \rightarrow$ Masa molar $\text{NH}_3 = 17 \text{ g/mol}$

En 1 mol de cualquier compuesto hay $6,022 \cdot 10^{23}$ entidades elementales de dicho compuesto:

Compuestos moleculares ($\text{NH}_3, \text{H}_2\text{O}, \text{CH}_4 \dots$)	entidad elemental: Molécula	$\frac{1 \text{ mol de compuesto molecular}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas del compuesto}}$
Compuestos metálicos ($\text{Fe}, \text{Cu}, \text{Au} \dots$)	entidad elemental: Átomo	$\frac{1 \text{ mol de compuesto metálico}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos del compuesto}}$
Compuesto iónicos ($\text{NaCl}, \text{KBr} \dots$)	entidad elemental: Unidad fórmula	$\frac{1 \text{ mol de compuesto iónico}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ unidades fórmula del compuesto}}$

2. Cálculo de masa, moles, moléculas, átomos....

Con los conceptos previos claros, ya podemos empezar a practicar los cálculos básicos que nos aparecerán en múltiples problemas. Se puede recurrir a las equivalencias aunque tenemos que acostumbrarnos a los **factores de conversión** y con un poco de práctica... ¡¡verás que fácil es!!:

Únicamente tenemos que saber **de dónde partimos** y **a dónde queremos llegar**, planteando relaciones lógicas y verdaderas (usaremos las de los conceptos previos) y terminando en las unidades que nos piden (teniendo en cuenta que las unidades de un numerador y del denominador siguiente se anulan para poder pasar a la siguiente unidad).

1) Vamos a practicarlo, primero, con un **compuesto molecular** (Entidad elemental: Molécula):

- **Calcula la cantidad de moles, moléculas y átomos de O e H que hay en 90 gramos de H₂O:**

Masas atómicas: H=1; O=16; C=12

$$a) 90 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 5 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Masa Molar

Relación con el número de Avogadro

$$b) 5 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 3,011 \cdot 10^{24} \text{ moléculas H}_2\text{O}$$

$$c) 3,011 \cdot 10^{24} \text{ moléculas H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ at O}}{1 \text{ molécula H}_2\text{O}} = 3,011 \cdot 10^{24} \text{ at. de O}$$

$$d) 3,011 \cdot 10^{24} \text{ moléculas H}_2\text{O} \cdot \frac{2 \text{ at H}}{1 \text{ molécula H}_2\text{O}} = 6,022 \cdot 10^{24} \text{ at. de H}$$

- Y al revés.... **¿Sabrías calcular la masa en gramos de 1 molécula de CH₄?**

$$1 \text{ molécula CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CH}_4} \cdot \frac{16 \text{ g CH}_4}{1 \text{ mol CH}_4} = 2,657 \cdot 10^{-23} \text{ g CH}_4$$

- Y ahora... **¿sabrías decir el número de moles de átomos de carbono en 513 g de C₁₂H₂₂O₁₁?**

$$513 \text{ g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}{342 \text{ g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} \cdot \frac{12 \text{ mol de át. de C}}{1 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = 18 \text{ mol de at. de C}$$

2) Continuamos con los **compuestos metálicos** (Entidad elemental: Átomo)

- **Determina la cantidad de moles y átomos de Ca que hay en 120 gramos de Ca:**

Masa atómica: Ca=40

$$a) 120 \text{ g Ca} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}}{40 \text{ g Ca}} = 3 \text{ mol Ca}$$

$$b) 3 \text{ mol Ca} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ at Ca}}{1 \text{ mol Ca}} = 1,8066 \cdot 10^{24} \text{ at Ca}$$

- **Y al revés.... Sabrías calcular la masa en gramos de 10 at de Ca:**

$$10 \text{ at Ca} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ at Ca}} \cdot \frac{40 \text{ g Ca}}{1 \text{ mol Ca}} = 6,64 \cdot 10^{-22} \text{ g Ca}$$

3) Acabamos con los **compuestos iónicos** (Entidad elemental: Unidad fórmula)

- **Calcula el número de moles, átomos de O, P y moles de iones fosfato de 1,4 g de $Pb_3(PO_4)_2$:**

Masas atómicas: Pb=207,2; P= 31; O=16

$$a) 1,4 \text{ g } Pb_3(PO_4)_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } Pb_3(PO_4)_2}{811,6 \text{ g } Pb_3(PO_4)_2} = 1,72 \cdot 10^{-3} \text{ mol } Pb_3(PO_4)_2$$

$$b) 1,72 \cdot 10^{-3} \text{ mol } Pb_3(PO_4)_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ U. formula}}{1 \text{ mol } Pb_3(PO_4)_2} \cdot \frac{8 \text{ átomos de O}}{1 \text{ U. formula}} = 8,31 \cdot 10^{21} \text{ at O}$$

$$c) 1,72 \cdot 10^{-3} \text{ mol } Pb_3(PO_4)_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ U. formula}}{1 \text{ mol } Pb_3(PO_4)_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos de P}}{1 \text{ U. formula}} = 2,07 \cdot 10^{21} \text{ at P}$$

$$d) 1,72 \cdot 10^{-3} \text{ mol } Pb_3(PO_4)_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } PO_4^{3-}}{1 \text{ mol } Pb_3(PO_4)_2} = 3,45 \cdot 10^{-3} \text{ mol } PO_4^{3-}$$

3. Ecuación de los gases ideales

Cualquier gas se comportará como un gas ideal a bajas presiones y temperaturas moderadas. La ecuación de estado de los gases ideales es la “famosa” ley que expresa sus propiedades y relaciona variables como presión, volumen, temperatura...

Dicha **ecuación** la utilizaremos para la resolución de gran cantidad de ejercicios.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

P= Presión (**atm**) → 1 atm = 760 mmHg

V= Volumen (L)

n= Número de **moles**

T= Temperatura (**K**) → 0°C = 273 K

R= Constante de los gases → **0,082 atm · L · K⁻¹ · mol⁻¹**

- *Expresa el número de moles de SO₃ en 25 litros a 60°C y 2 atm de presión*

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \rightarrow \quad n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

$$n = \frac{2 \text{ atm} \cdot 25 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 333 \text{ K}} = 1,83 \text{ mol de SO}_3$$

Si nos hubieran preguntado por cualquiera de las otras variables, únicamente tendríamos que despejar la ecuación... ¡¡Sencillo!!

Volumen molar

En condiciones normales (1 atm y 0°C / 273 K), 1 mol de cualquier gas ocupa 22,4 litros

De esta manera, siempre que se refieran a **condiciones normales** podemos usar esta relación.

- *Expresa el número de moles en 11,2 litros de CO₂ medidos en condiciones normales:*

$$11,2 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = 0,5 \text{ mol CO}_2$$

El resultado sería idéntico al introducir “**condiciones normales**” en la ecuación de los gases ideales

Y ahora una cuestión de razonamiento sobre estos primeros apartados... ¡¡A pensar un poco!!:

- Tenemos dos recipientes que contienen uno O_2 y otro CH_4 con el mismo número de moles e idéntico volumen y temperatura. Responde razonadamente:

- a) ¿Cuál contiene mayor número de moléculas?
- b) ¿Cuál contiene mayor número de átomos?
- c) ¿En cuál de los dos recipientes será mayor la presión?
- d) ¿En qué recipiente habrá mayor masa?
- e) ¿En qué recipiente la densidad del gas será mayor?

Masas atómicas: $O = 16$; $C = 12$; $H = 1$

a) Puesto que contienen el mismo número de moles y ambos compuestos tendrán N_A moléculas por cada mol, podemos concluir que **tendrán el mismo número de moléculas**.

b) Aunque tienen el mismo número de moléculas, el CH_4 tiene 5 átomos por cada molécula mientras que el O_2 tan solo tiene 2 átomos por molécula. Por lo tanto, **la respuesta es el CH_4** .

c) Podemos justificarlo mediante la ecuación de los gases ideales:

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

Al ser R , T y V idénticos, el que tenga mayor número de moles tendrá mayor presión. Como en ambos hay el mismo número de moles, **los dos gases ejercerán exactamente la misma presión**.

d) Teniendo en cuenta que ambos recipientes contienen el mismo número de moles nos fijaremos en sus masas molares: Por cada mol de O_2 hay 32 gramos y por cada mol de CH_4 hay 16 gramos. De esta manera, concluimos que **en el recipiente con O_2 hay una mayor masa**.

e) Puesto que la densidad = masa / volumen y teniendo en cuenta que el volumen es el mismo, **el gas con mayor masa (O_2) será también el que tenga mayor densidad**.

También podemos justificarlo mediante la ecuación de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P \cdot V = \frac{m}{\text{Masa molar}} \cdot R \cdot T \rightarrow P \cdot \text{masa molar} = \frac{m}{V} \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot \text{masa molar} = d \cdot R \cdot T \rightarrow d = \frac{P \cdot \text{Masa molar}}{R \cdot T}$$

Al ser P , R y T igual, **tendrá mayor densidad aquél que tenga mayor masa molar $\rightarrow O_2$**

4. Disoluciones: Conceptos y problemas

Los problemas que incluyen disoluciones suelen ser una constante en la mayoría de exámenes. La razón fundamental de fallar estas preguntas es no tener claros **cuatro sencillos conceptos** que son la clave para plantear y resolver la gran mayoría de ejercicios. ¡Vamos a repasarlos!:

Conceptos básicos

Ejemplo en una disolución de HCl

Concentración o Molaridad (M):

$$M = \frac{\text{moles SOLUTO}}{\text{Litros DISOLUCIÓN}}$$

11,63 M significa que hay $\frac{11,63 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disolución}}$

$$\% \text{ masa} = \frac{\text{gramos SOLUTO}}{\text{gramos DISOLUCIÓN}} \cdot 100$$

36% en masa significa que hay $\frac{36 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}}$

$$\text{Densidad } (\rho) = \frac{\text{gramos DISOLUCIÓN}}{\text{Litros DISOLUCIÓN}}$$

1180 g/L significa que hay $\frac{1180 \text{ g disolución}}{1 \text{ L disolución}}$

Fracción molar(X)

$$X_{\text{HCl}} = \frac{\text{moles HCl}}{\text{moles HCl} + \text{moles H}_2\text{O}} \quad X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{\text{moles H}_2\text{O}}{\text{moles HCl} + \text{moles H}_2\text{O}}$$

$$(X_{\text{HCl}} + X_{\text{H}_2\text{O}} = 1)$$

Son conceptos muy básicos, pero bien utilizados y relacionados son nuestras herramientas para la resolución de la mayoría de los problemas de disoluciones.

A continuación, expongo los ejercicios de disoluciones que he recogido y que considero clave. Vamos a analizarlos y explicarlos paso a paso para que no quede ninguna duda:

1. Se preparan 25 mL de una disolución 2,5 M de FeSO_4

a) Calcula los gramos de FeSO_4 necesarios para preparar la disolución.

b) Si la disolución anterior se diluye hasta un volumen de 450 ml. Calcula la nueva molaridad.

Masas atómicas: S = 32; O = 16; Fe = 56

a) Sacamos los moles de FeSO_4 de la fórmula de molaridad y calculamos los gramos:

$$M = \frac{\text{moles soluto (FeSO}_4\text{)}}{\text{Litros disolución}} \rightarrow \text{moles FeSO}_4 = M \cdot L = 2,5 \text{ M} \cdot 0,025 \text{ L} = \mathbf{0,0625}$$

$$0,0625 \text{ mol FeSO}_4 \cdot \frac{152 \text{ g FeSO}_4}{1 \text{ mol FeSO}_4} = \mathbf{9,5 \text{ gramos de FeSO}_4 \text{ son necesarios}}$$

b) Puesto que estamos diluyendo (añadiendo agua), no se alternan los moles de soluto que seguirán siendo **0,0625 moles de FeSO_4** . Lo que si varía es el volumen de la disolución, que hemos llegado hasta un **volumen total de 0,45 litros**:

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Litros disolución}} = \frac{0,0625 \text{ mol FeSO}_4}{0,45 \text{ L}} = \mathbf{0,138 \text{ M}} \text{ es la nueva concentración}$$

2. Calcula la nueva molaridad al mezclar 150 ml de una disolución de HNO_2 0,2 M con:

a) 100 ml de agua destilada.

b) 100 ml de una disolución de HNO_2 0,5 M.

a) Los moles de soluto los aporta el HNO_2 y el volumen total es la suma de ambos volúmenes:

$$M = \frac{\text{moles soluto (HNO}_2\text{)}}{\text{Litros disolución}} = \frac{0,150 \text{ L} \cdot 0,2 \text{ M}}{0,150 \text{ L} + 0,1 \text{ L}} = \frac{0,03 \text{ mol HNO}_2}{0,25 \text{ L disolución}} = \mathbf{0,12 \text{ M}}$$

b) Los moles de soluto es la suma de los moles de HNO_2 de las dos disoluciones y el volumen total es la suma de ambos volúmenes:

$$M = \frac{\text{moles soluto(HNO}_2\text{)}}{\text{Litros disolución}} = \frac{(0,150 \text{ L} \cdot 0,2 \text{ M}) + (0,1 \text{ L} \cdot 0,5 \text{ M})}{0,150 \text{ L} + 0,1 \text{ L}} = \frac{0,08 \text{ mol HNO}_2}{0,25 \text{ L disolución}} = \mathbf{0,32 \text{ M}}$$

3. Se mezclan 200 g NaOH y 1000 g H₂O resultando una disolución de densidad 1,2 g/ml.
Calcula la molaridad de la disolución resultante.

Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1

Para poder aplicar la fórmula de molaridad:

- Calculamos los moles de soluto (NaOH):

$$200 \text{ g NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 5 \text{ mol NaOH}$$

- Calculamos los litros de disolución:

$$\text{Densidad } (\rho) = \frac{\text{g disolución}}{\text{L disolución}} \rightarrow \text{L disolución} = \frac{\text{g disolución}}{\text{Densidad}} = \frac{1200 \text{ g}}{1200 \text{ g/L}} = 1 \text{ L}$$

Masa de disolución = g NaOH + g H₂O = 1200g

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Litros disolución}} = \frac{5 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L disolución}} = 5 \text{ M}$$

4. Una disolución acuosa de HNO₃ 15 M tiene una densidad de 1,40 g/ml.

Calcula la concentración de la disolución en tanto por ciento en masa de HNO₃.

Masas atómicas: N = 14; O = 16; H = 1

Para poder aplicar la fórmula de % en masa:

- Calculamos los gramos de soluto (HNO₃):

$$\text{Concentración HNO}_3 = 15 \text{ M} = \frac{15 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L disolución}}$$

$$\frac{15 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = \frac{945 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ L disolución}}$$

- Calculamos los gramos de disolución:

$$\text{Densidad} = 1400 \text{ g/L} = \frac{1400 \text{ g disolución}}{1 \text{ L disolución}}$$

$$\% \text{ masa} = \frac{\text{g soluto}}{\text{g disolución}} \cdot 100 = \frac{945 \text{ gramos HNO}_3}{1400 \text{ gramos disolución}} \cdot 100 = 67,5 \%$$

5. En una disolución de HCl al 36% de riqueza en masa y una densidad de 1,18 g/mL:

a) Calcula la molaridad.

b) Calcula la fracción molar de cada componente.

c) Volumen de HCl necesario para preparar 1 L de disolución 2M. Describe el procedimiento.

d) Si tomamos 10 mL del ácido más diluido y le añadimos 20 mL del más concentrado...
¿Cuál es la molaridad del HCl resultante? Supón que los volúmenes son aditivos.

Masas atómicas: Cl= 35,5 ; H= 1

a) Utilizando las relaciones, densidad, % en masa y masa molar obtenemos la Molaridad:

$$\frac{1180 \text{ g disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{36 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = \frac{11,63 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disolución}} = 11,63 \text{ M}$$

b) Primero calculamos los **moles de H₂O en 1 litro de disolución** de la siguiente manera:

Si hay 36 g de HCl en 100 g de disolución, el resto es agua:
64 gramos H₂O en 100 g de disolución.

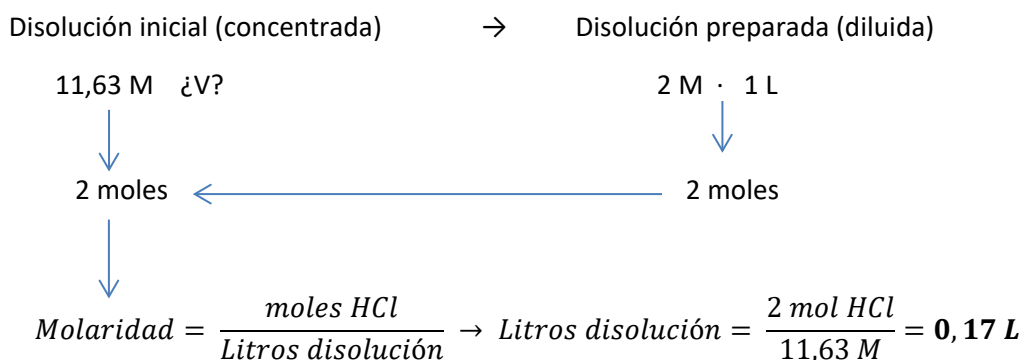
Masa molar H₂O

$$\frac{1180 \text{ g disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{64 \text{ g H}_2\text{O}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = \frac{41,95 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ L disolución}}$$

Como ya disponemos de **los moles de HCl también para 1 litro de disolución (11,63)**, ya podemos usar la fórmula de la fracción molar:

$$\left. \begin{aligned} X_{\text{HCl}} &= \frac{\text{moles HCl}}{\text{moles HCl} + \text{moles H}_2\text{O}} = \frac{11,63}{11,63 + 41,95} = 0,217 \\ X_{\text{H}_2\text{O}} &= \frac{\text{moles H}_2\text{O}}{\text{moles HCl} + \text{moles H}_2\text{O}} = \frac{41,95}{11,63 + 41,95} = 0,783 \end{aligned} \right\} X_{\text{HCl}} + X_{\text{H}_2\text{O}} = 1$$

c) Para la resolución de este apartado debemos tener en cuenta que se va a preparar **una disolución diluida** a partir de un **volumen X de la disolución concentrada a la que se le va a añadir agua**. Por lo tanto, los moles de soluto en ambas disoluciones son los mismos:



***Otra solución:** podemos recurrir a la siguiente ecuación que relaciona **Volumen y Molaridad de la disolución concentrada (1) con la nueva disolución diluida (2)**.

De esta manera, podemos calcular el volumen de la disolución inicial necesario para preparar la nueva disolución diluida:

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 \rightarrow 11,63 \text{ M} \cdot V_1 = 2 \text{ M} \cdot 1 \text{ L} \rightarrow V_1 = \frac{2 \text{ M} \cdot 1 \text{ L}}{11,63 \text{ M}} \rightarrow V_1 = 0,17 \text{ L}$$

¿Cómo se prepara? → Se toman 0,17 L de HCl de la disolución concentrada (11,63 M) y lo introducimos en un matraz aforado. Añadiremos agua destilada hasta completar el volumen de 1 L. De esta manera, obtenemos nuestra disolución diluida (2 M).

d) Para poder aplicar la fórmula de molaridad:

- Calculamos los moles de soluto aportado por los dos ácidos:

Ácido diluido: $0,01 \text{ L} \cdot 2 \text{ M} = 0,02 \text{ mol HCl}$

+

Ácido concentrado: $0,02 \text{ L} \cdot 11,63 \text{ M} = 0,2326 \text{ mol HCl}$

0,2526 mol HCl

- Calculamos los litros de disolución: Suma de ambos volúmenes.

$0,01 \text{ L} + 0,02 \text{ L} = 0,03 \text{ L}$

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Litros disolución}} = \frac{0,2526 \text{ mol HCl}}{0,03 \text{ L}} = 8,42 \text{ M es la molaridad resutante}$$

Y finalmente... para dejar lista esta parte del tema, os propongo que penséis en este ejercicio:

6. ¿Qué volumen de agua habría que añadir a 20 mL de una disolución HCl 0,5 M para que la disolución pasara a una concentración 0,01 M. Supón que los volúmenes son aditivos.

Para poder aplicar la fórmula de molaridad:

- Molaridad que necesitamos: **0,01 M**

- Moles de soluto aportado por el ácido (el agua no aporta moles de soluto):

$$0,02 \text{ L} \cdot 0,5 \text{ M disolución HCl} = \mathbf{0,01 \text{ mol HCl}}$$

- Litros de disolución: El que ya disponemos (**20 mL**) + una cantidad **X de H₂O** que debemos añadir para que se cumpla lo que nos pide el ejercicio.

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Litros disolución}} \rightarrow 0,01M = \frac{0,01 \text{ mol HCl}}{0,02 \text{ L} + x} \rightarrow x = \frac{0,01 - 2 \cdot 10^{-4}}{0,01} = \mathbf{0,98 \text{ L}}$$

Es decir, **0,98 L** es el volumen que habría que añadir a la disolución de HCl inicial (20 mL y 0,5 M) para que pasara a tener una molaridad 0,01M (diluida).

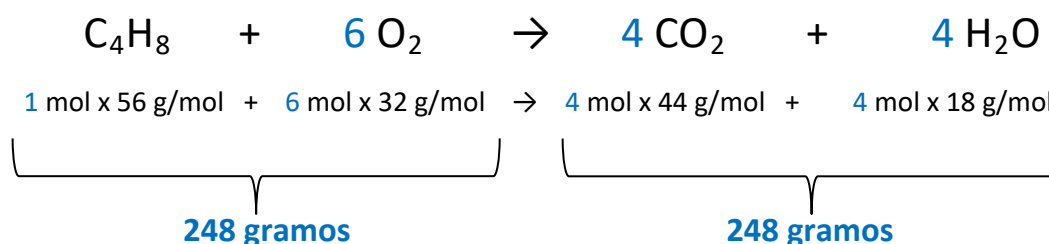
5.1. Estequiometría: Conceptos básicos

La estequiometría es la parte de la Química que estudia las relaciones entre los compuestos que intervienen en una reacción, reactivos (a la izquierda) y productos (a la derecha).

Entre paréntesis solemos expresar la fase o estado de agregación en la que se encuentran.

El primer paso de estos problemas será siempre ajustar la reacción (fundamental no olvidar), usando **coeficientes estequiométricos** de manera que el número de átomos de cada elemento sea idéntico a ambos lados de la reacción y así cumpla con **la ley de conservación de la masa**.

En el tema redox aprenderemos a ajustar por el método ion-electrón, pero ahora así:



Mediante los coeficientes estequiométricos conseguimos que el número de átomos de C (4), de H (8) y de O (12) sea idéntico en ambos lados y se cumpla la ley de conservación de masa.

¿Cómo se interpretan los coeficientes estequiométricos?

Los **coeficientes estequiométricos** indican las relaciones que existen entre los diferentes compuestos que intervienen en la reacción. De esta manera para la ecuación anterior:

1 mol de C₄H₈ reaccionará con 6 moles de O₂ para obtener 4 moles de CO₂ y 4 moles de H₂O

- Entonces... **sabrías decir ¿Cuántos gramos de H₂O se pueden formar con 64 g de O₂?**



***Resolución mediante equivalencias:**

1) Pasamos los 64 g de O₂ a moles mediante la masa molar:

$$\frac{32 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = \frac{64 \text{ g O}_2}{x \text{ moles O}_2} \rightarrow x = 2 \text{ mol O}_2$$

2) Calculamos los moles de H₂O mediante la **relación estequiométrica** → 6 moles O₂ : 4 moles de H₂O

$$\frac{6 \text{ moles O}_2}{4 \text{ moles H}_2\text{O}} = \frac{2 \text{ moles O}_2}{x \text{ moles H}_2\text{O}} \rightarrow x = 1,33 \text{ mol H}_2\text{O}$$

3) Pasamos los moles de H₂O obtenidos a gramos

$$\frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = \frac{1,33 \text{ moles H}_2\text{O}}{x \text{ g H}_2\text{O}} \rightarrow x = 24 \text{ gramos H}_2\text{O}$$

***Resolución mediante factores de conversión** (recomendado por ser más directo)

$$64 \text{ g de } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } O_2}{32 \text{ g de } O_2} \cdot \frac{4 \text{ moles } H_2O}{6 \text{ moles } O_2} \cdot \frac{18 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 24 \text{ gramos de } H_2O$$

¡Vamos a practicar con algún ejemplo típico! Es importante tener claro tanto estos conceptos de estequiometría como todos los demás estudiados anteriormente en este tema:

El $MgCO_3$ reacciona con HCl para dar $MgCl_2$, CO_2 y H_2O

- Calcula el volumen de una disolución de HCl del 32% en peso y 1,16 g/mL de densidad que se necesitará para que reaccione con 30,4 g de $MgCO_3$.

Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1; Cl = 35,5; Mg = 24

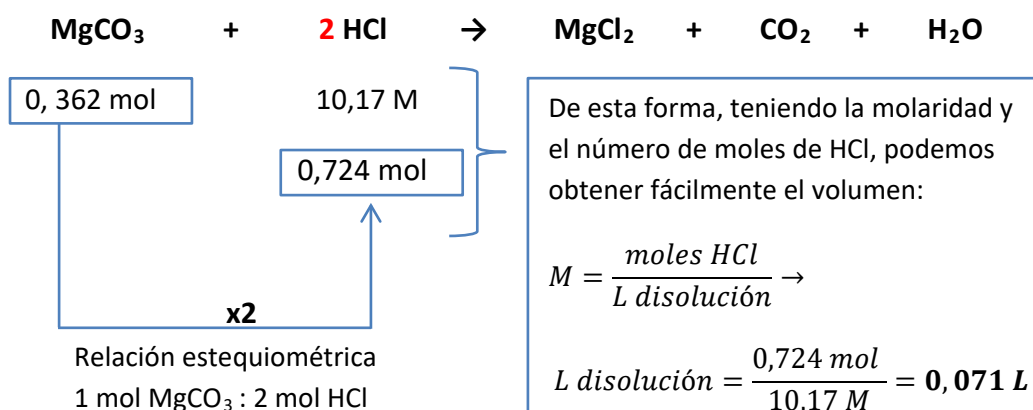
- Calculamos los moles de $MgCO_3$:

$$30,4 \text{ g } MgCO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } MgCO_3}{84 \text{ g } MgCO_3} = 0,362 \text{ mol } MgCO_3$$

- Calculamos la molaridad de la disolución de HCl (con los conceptos que hemos aprendido):

$$\frac{1160 \text{ g disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{32 \text{ g } HCl}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } HCl}{36,5 \text{ g } HCl} = \frac{10,17 \text{ mol } HCl}{1 \text{ L disolución}} = 10,17 \text{ M}$$

- Escribimos la reacción ajustada (recuerda siempre revisarlo) y colocamos todos los datos para poder resolver el problema aplicando los conceptos de disoluciones y estequiometría:



De esta forma, teniendo la molaridad y el número de moles de HCl , podemos obtener fácilmente el volumen:

$$M = \frac{\text{moles } HCl}{L \text{ disolución}} \rightarrow$$

$$L \text{ disolución} = \frac{0,724 \text{ mol}}{10,17 \text{ M}} = 0,071 \text{ L}$$

Es el volumen de HCl del 32% en peso y 1,16 g/mL de densidad que se necesitará para que reaccione con 30,4 g de $MgCO_3$

5.2. Estequiometría: Rendimiento de una reacción

Es necesario indicar que los cálculos que hacemos a partir de las relaciones estequiométricas, son teóricos y reflejan la cantidad máxima de producto que puede formarse a partir de los reactivos. Sin embargo, en la práctica y por diversas causas, se obtiene una cantidad de producto menor que la esperada.

De este hecho surge la necesidad de indicar la relación existente entre **la cantidad práctica o real (obtenida experimentalmente)** y **la cantidad teórica (obtenida por cálculos estequiométricos)** en una fórmula conocida como **Rendimiento de la reacción**:

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{Cantidad real}}{\text{Cantidad teórica}} \cdot 100$$

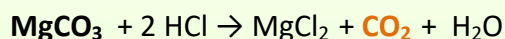
Vamos a practicar este concepto añadiendo un nuevo apartado al ejercicio anterior:

- Determina el rendimiento del ejercicio anterior sabiendo que se obtienen 7,6 litros de dióxido de carbono medidos a 27 °C y 1 atm.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 7,6 \text{ l}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 300 \text{ K}} = 0,309 \text{ mol CO}_2$$

Es la **cantidad real**, la que se ha obtenido de forma práctica o experimental (**numerador**)



0,362 mol

0,362 mol

$\xrightarrow{\quad \times 1 \quad}$
Relación estequiométrica 1 mol MgCO₃ : 1 mol CO₂

Es la **cantidad teórica**, la que se ha obtenido de la relación estequiométrica (**denominador**)

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{Cantidad real}}{\text{Cantidad teórica}} \cdot 100$$

$$\text{Rendimiento} = \frac{0,309 \text{ mol CO}_2}{0,362 \text{ mol CO}_2} \cdot 100 = 85,3\%$$

5.3. Estequiometría: Riqueza o pureza

Indica la cantidad de masa pura que contiene la muestra en tanto por ciento. Su fórmula es:

$$\text{Riqueza} = \frac{\text{masa pura}}{\text{masa total de la muestra}} \cdot 100$$

Al tratar 5 g de mineral galena con ácido sulfúrico se obtienen 410 ml de H₂S gaseoso, medidos en condiciones normales, según la ecuación:

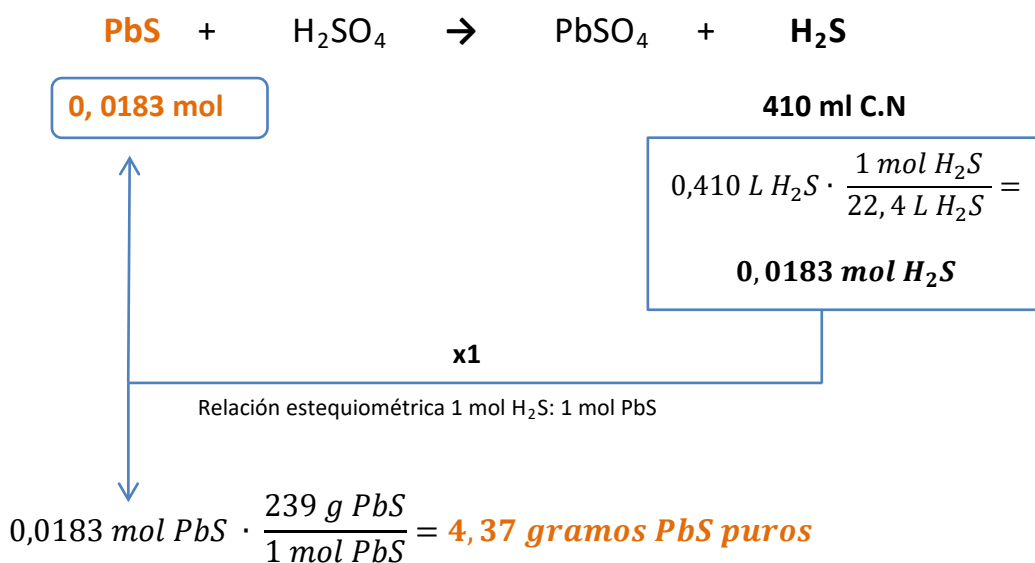


- Determina la Riqueza en PbS de la galena.

Masas atómicas: Pb = 207; S = 32

- La masa de la galena (5 gramos) la consideramos la **masa total de la muestra (denominador)**

- La **masa pura** es la que obtenemos de la relación estequiométrica (ecuación ya ajustada):



$$\text{Riqueza} = \frac{\text{masa pura}}{\text{masa total de la muestra}} \cdot 100$$

$$\text{Riqueza} = \frac{4,37 \text{ gramos PbS puros}}{5 \text{ gramos masa total muestra}} \cdot 100 = 87,5 \% \text{ de Riqueza}$$

5.4. Estequiometría: Reactivo limitante y en exceso

Cuando tenemos cantidades de diferentes reactivos, existe la posibilidad de que uno de ellos se consuma antes que el otro. Estamos hablando de un problema de reactivo limitante y exceso:

El reactivo limitante es aquel que se consume primero en la reacción mientras que sobra cierta cantidad de otros que no tienen “con qué” reaccionar y quedan en exceso.

El reactivo limitante es aquel que debemos usar para establecer relaciones estequiométricas fiables ya que es el que “limita” la reacción y determina su fin.

Problema de fácil resolución:

Reactivos con la misma relación estequiométrica:



Para la reacción: $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$

- a) *Determina la masa de AgCl obtenida a partir de 100 ml de disolución de AgNO₃ 0,5 M y 100 ml de disolución de NaCl 0,4 M según la reacción.*
- b) *Calcula los moles del reactivo que quedan en exceso (sin reaccionar).*

Masas atómicas: Cl = 35,5; Ag = 108

a) - Calculamos los moles de cada uno de los reactivos para determinar el limitante:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles NaCl}}{\text{Litros disolución}} \rightarrow \text{moles NaCl} = 0,4 \text{ M} \cdot 0,1 \text{ L} = \mathbf{0,04 \text{ mol NaCl}}$$

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles AgNO}_3}{\text{Litros disolución}} \rightarrow \text{moles AgNO}_3 = 0,5 \text{ M} \cdot 0,1 \text{ L} = \mathbf{0,05 \text{ mol AgNO}_3}$$

- Escribimos la reacción ajustada e interpretamos la relación estequiométrica entre ellos:



Al estar en la misma relación estequiométrica, el reactivo limitante (con el que hacemos los cálculos) será el más pequeño (0,04 mol NaCl) ya que es el que se consumirá primero. Teniendo en cuenta la relación estequiométrica, ya podemos **calcular los gramos de AgCl**:

$$0,04 \text{ mol NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol NaCl}} \cdot \frac{143,5 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = \mathbf{5,74 \text{ g AgCl}}$$

b) Moles en exceso (AgNO₃) = moles iniciales – moles que reaccionan: 0,05 – 0,04 = 0,01 mol

Problemas de resolución más compleja:
Reactivos con diferente relación estequiométrica:



Se mezclan 200 ml de disolución de HCl 0,6 M con 20 g de Zinc desprendiendo ZnCl₂ e H₂.

a) **Calcula los moles de reactivo en exceso.**

b) **Calcula los gramos de ZnCl₂ obtenidos en la reacción.**

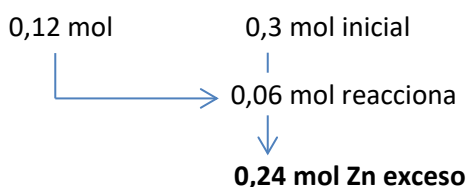
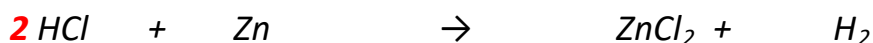
Masas atómicas: Cl = 35,5; Zn = 65,4; H = 1

a) - Calculamos los moles de cada uno de los reactivos para determinar el limitante:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles HCl}}{\text{Litros disolución}} \rightarrow \text{moles HCl} = 0,6 \text{ M} \cdot 0,2 \text{ L} = \mathbf{0,12 \text{ mol HCl}}$$

$$- 20 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} = \mathbf{0,3 \text{ mol Zn}}$$

- Escribimos la reacción ajustada e interpretamos la relación estequiométrica entre ellos:



Relación estequiométrica → 2 mol HCl : 1 mol Zn
Cuando todo el HCl se consume (0,12 mol) habrán reaccionado la mitad de Zn (0,06 mol) quedando un **exceso de 0,24 mol de Zn.**

b) Ello significa que **HCl es el reactivo limitante** (con el que hacer los cálculos) y teniendo en cuenta la relación estequiométrica, **calculamos los gramos de ZnCl₂ obtenidos:**

$$0,12 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnCl}_2}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{136,4 \text{ g ZnCl}_2}{1 \text{ mol ZnCl}_2} = \mathbf{8,184 \text{ g ZnCl}_2}$$

6. Fórmula Empírica, Molecular y Composición Centesimal

No podíamos cerrar este tema sin hacer una pequeña mención a estos conceptos:

Fórmula Empírica:

Es aquella en la que los subíndices indican la relación entera más sencilla entre los átomos de los elementos que forman el compuesto.

Fórmula Molecular:

Es aquella que refleja la relación real entre los átomos que forman el compuesto.

Es siempre un múltiplo entero de la fórmula empírica.

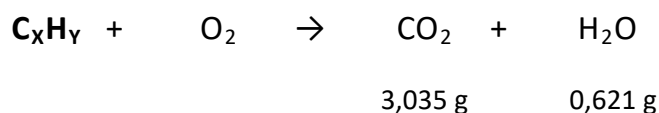
Composición Centesimal:

Porcentaje en masa de cada uno de los elementos que forman el compuesto.

Por ejemplo, La *fórmula molecular* del benceno es C_6H_6 y la del etino es C_2H_2 pero ambos coinciden en su *fórmula empírica* (relación entera más sencilla) que es CH . Además podemos afirmar que ambos tienen la misma *composición centesimal*, puesto que tienen el mismo porcentaje en masa de cada uno de sus elementos.

Vamos a hacer un ejercicio práctico donde podamos aplicar estos tres conceptos:

a) Determina la fórmula empírica de un hidrocarburo sabiendo que cuando se quema cierta cantidad de compuesto se forman 3,035 g de CO_2 y 0,621 g de H_2O .



Cuando un compuesto orgánico se quema completamente, todo su C pasa a CO_2 y todo su H pasa a H_2O . De esta manera, **lo que debemos calcular son los moles de átomos de C e H:**

$$3,035 \text{ g } CO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \text{ g } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol at C}}{1 \text{ mol } CO_2} = 0,069 \text{ moles átomos C}$$

$$0,621 \text{ g } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{2 \text{ mol at H}}{1 \text{ mol } H_2O} = 0,069 \text{ moles átomos H}$$

El siguiente paso es **dividir todos por el menor de ellos para convertirlos en números enteros:**

$$C: 0,069/0,069 = 1$$

$$H: 0,069/0,069 = 1$$

Fórmula empírica: **CH**

b) Determina su fórmula molecular si 0,649 g del compuesto gaseoso ocupa 254,3 mL a 100°C y 1 atm.

- Para ello **calcularemos primero la masa molar del compuesto** en cuestión:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P \cdot V = \frac{m}{\text{Masa molar}} \cdot R \cdot T \rightarrow$$
$$\rightarrow \text{masa molar} = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{0,649 \cdot 0,082 \cdot 373}{1 \cdot 0,2543} = 78 \text{ g/mol}$$

- Finalmente para determinar la fórmula molecular estudiamos la relación entre la masa molar de la fórmula molecular (78 g/mol) y la empírica (13 g/mol):

$$\frac{78 \text{ g/mol}}{13 \text{ g/mol}} = 6 \rightarrow \text{Fórmula molecular: } \text{C}_6\text{H}_6$$

c) Determina su Composición Centesimal.

Sabiendo que la fórmula empírica es **CH**:

$$\% C = \frac{12 \text{ g/mol}}{13 \text{ g/mol}} \cdot 100 = 92,3 \%$$

$$\% H = \frac{1 \text{ g/mol}}{13 \text{ g/mol}} \cdot 100 = 7,69 \%$$

*Repasado el tema entero, es recomendable que sigas practicando con ejercicios del estilo de los que hemos trabajado, pues **son muy frecuentes en las PAU y es muy necesario tener claro los conceptos para resolver problemas de otros temas**. Así que te animo a ojear los problemas clave por conceptos del apartado “**Demuestra lo que sabes**” para conseguir la mejor nota 😊😊*

7. REPASO DE EJERCICIOS CLAVE POR CONCEPTOS



iii Demuestra lo que sabes !!!

Concepto de repaso: Cálculo de masa, moles, átomos, moléculas, moles de átomos...

1. Responda a las siguientes preguntas realizando los cálculos correspondientes:

- a) ¿Cuál es la masa, expresada en gramos, de $2,6 \cdot 10^{20}$ moléculas de CO_2 ?
b) ¿Cuál es la masa, expresada en gramos, de un átomo de calcio?
c) ¿Cuántos moles de átomos de hidrógeno hay en 20 gramos de C_6H_5Cl ?

Masas atómicas: H=1; C=12; O=16; Ca=40; Cl=35,5

$$a) 2,6 \cdot 10^{20} \text{ moléculas } CO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } CO_2} \cdot \frac{44 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 0,019 \text{ g } CO_2$$

$$b) 1 \text{ átomo } Ca \cdot \frac{1 \text{ mol } Ca}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomo } Ca} \cdot \frac{40 \text{ g } Ca}{1 \text{ mol } Ca} = 6,64 \cdot 10^{-23} \text{ g } Ca$$

$$c) 20 \text{ g } C_6H_5Cl \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_5Cl}{112,5 \text{ g } C_6H_5Cl} \cdot \frac{5 \text{ mol átomos } H}{1 \text{ mol } C_6H_5Cl} = 0,88 \text{ mol átomos } H$$

Concepto de repaso: Ecuación de los gases ideales

2. Responda a las siguientes preguntas realizando los cálculos correspondientes:

- a) ¿Cuántos g de CO_2 gaseoso contiene un recipiente de 1 L a $27^\circ C$ y a 10 mmHg de presión?
b) ¿Cuántos átomos de O hay en 10 L de aire en condiciones normales?

Datos: Masas atómicas: C=12; O=16; Composición volumétrica del aire: 20% O_2

$$a) P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} \rightarrow n = \frac{0,013 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 300 \text{ K}} = 5,35 \cdot 10^{-4} \text{ mol } CO_2 \rightarrow$$

$$5,35 \cdot 10^{-4} \text{ mol } CO_2 \cdot \frac{44 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 0,023 \text{ g } CO_2$$

$$b) 10 \text{ L aire} \cdot \frac{20 \text{ L } O_2}{100 \text{ L aire}} \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{22,4 \text{ L } O_2} = 0,089 \text{ mol } O_2 \rightarrow$$

$$0,089 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_2}{1 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos } O}{1 \text{ molécula } O_2} = 1,07 \cdot 10^{23} \text{ átomos de } O$$

Concepto de repaso: Disoluciones (I)

3. Se dispone de 500 mL de una disolución acuosa de H_2SO_4 10 M y densidad 1,53 g/mL.

a) Expresa la concentración de la disolución en tanto por ciento en masa.

b) Calcula la nueva concentración al añadir 0,2 L de agua.

c) Calcula la nueva concentración al añadir una disolución 0,2 L de H_2SO_4 12 M.

Masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16

a) Para poder aplicar la fórmula de % en masa:

- Calculamos los gramos de soluto (H_2SO_4):

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles } H_2SO_4}{L \text{ disolución}} \rightarrow \text{moles } H_2SO_4 = 10 \text{ M} \cdot 0,5 \text{ L} = 5 \text{ mol } H_2SO_4$$

$$5 \text{ mol } H_2SO_4 \cdot \frac{98 \text{ g } H_2SO_4}{1 \text{ mol } H_2SO_4} = \boxed{490 \text{ g } H_2SO_4}$$

- Calculamos los gramos de disolución:

$$\text{Densidad} = \frac{g \text{ disolución}}{L \text{ disolución}} \rightarrow g \text{ disolución} = 1530 \text{ g/L} \cdot 0,5 \text{ L} = \boxed{765 \text{ g disolución}}$$

$$\% \text{ masa} = \frac{g \text{ soluto}}{g \text{ disolución}} \cdot 100 = \frac{490 \text{ g } H_2SO_4}{765 \text{ g disolución}} \cdot 100 = 64,05\%$$

$$b) \text{Molaridad} = \frac{\text{moles } H_2SO_4}{L \text{ disolución}} = \frac{10 \text{ M} \cdot 0,5 \text{ L}}{0,5 \text{ L} + 0,2 \text{ L}} = \frac{5 \text{ mol}}{0,7 \text{ L}} = 7,14 \text{ M}$$

↑
Volumen de agua añadido

$$c) \text{Molaridad} = \frac{\text{moles } H_2SO_4}{L \text{ disolución}} = \frac{\begin{array}{|c|} \hline \text{Disolución 1} \\ \hline 10 \text{ M} \cdot 0,5 \text{ L} \\ \hline \end{array} + \begin{array}{|c|} \hline \text{Disolución 2} \\ \hline 12 \text{ M} \cdot 0,2 \text{ L} \\ \hline \end{array}}{0,5 \text{ L} + 0,2 \text{ L}} = \frac{7,4 \text{ mol}}{0,7 \text{ L}} = 10,57 \text{ M}$$

Concepto de repaso: Disoluciones (II)

4. Una disolución acuosa de CH_3COOH con una riqueza de 10% en masa y densidad 1,05 g/mL

- a) **Calcula la molaridad de la disolución.**
- b) **Calcula las fracciones molares de cada componente.**
- c) **Calcula el volumen que se debe tomar del ácido concentrado para preparar 0,1 L de una disolución acuosa de CH_3COOH 0,75 M.**
- d) **Si tomamos 150 mL del ácido más diluido y le añadimos 200 mL del más concentrado. ¿Cuál es la molaridad del CH_3COOH resultante? Supón que los volúmenes son aditivos.**

Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16

$$a) \frac{1050 \text{ g dn}}{1 \text{ L dn}} \cdot \frac{10 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{100 \text{ g dn}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{60 \text{ g CH}_3\text{COOH}} = \frac{1,75 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ L disolución}} = 1,75 \text{ M}$$

b) **Calculamos los moles de H_2O en 1 litro de disolución de la siguiente manera:**

$$\frac{1050 \text{ g disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{90 \text{ g H}_2\text{O}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = \frac{52,5 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ L disolución}}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} X_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{\text{mol CH}_3\text{COOH}}{\text{mol CH}_3\text{COOH} + \text{mol H}_2\text{O}} = \frac{1,75}{1,75 + 52,5} = 0,032 \\ X_{\text{CH}_3\text{COOH}} + X_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \rightarrow X_{\text{H}_2\text{O}} = 0,968 \end{array} \right.$$

c) Disolución concentrada \rightarrow Disolución preparada (diluida)

$$\begin{array}{ccc} 1,75 \text{ M} \quad \text{¿V?} & & 0,75 \text{ M} \cdot 0,1 \text{ L} \\ \downarrow & & \downarrow \\ 0,075 \text{ mol} & \leftarrow & 0,075 \text{ mol} \end{array}$$

Puesto que es una dilución, debe haber el mismo número de moles de soluto en ambas disoluciones

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles CH}_3\text{COOH}}{\text{L disolución}} \rightarrow \text{L disolución} = \frac{0,075 \text{ mol}}{1,75 \text{ M}} = 0,0428 \text{ L}$$

$$c) \text{ Molaridad} = \frac{\text{moles CH}_3\text{COOH}}{\text{L disolución}} = \frac{0,15 \text{ L} \cdot 0,75 \text{ M} + 0,2 \text{ L} \cdot 1,75 \text{ M}}{0,15 \text{ L} + 0,2 \text{ L}} = 1,32 \text{ M}$$

Diluida	Concentrada
$0,15 \text{ L} \cdot 0,75 \text{ M}$	$+ 0,2 \text{ L} \cdot 1,75 \text{ M}$
$0,15 \text{ L}$	$+ 0,2 \text{ L}$

Concepto de repaso: Disoluciones (III)

5. ¿Qué volumen de HCl del 36% en peso y densidad 1,17g/mL se necesita para preparar 50 mL de una disolución de HCl del 12% de riqueza en peso y de densidad 1,05 g/mL?

Datos: Masas atómicas: H=1 ; Cl=35,5

- Calculamos la molaridad de la disolución concentrada (36% en peso y densidad 1,17g/mL):

$$\frac{1170 \text{ g disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{36 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = \frac{11,54 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disolución}} = 11,54 \text{ M}$$

- Calculamos la molaridad de la disolución diluida (12% en peso y densidad 1,05 g/mL):

$$\frac{1050 \text{ g disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{12 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = \frac{3,45 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disolución}} = 3,45 \text{ M}$$

Disolución concentrada

→

Disolución preparada (diluida)

11,54 M ¿V?

3,45 M · 0,05 L



0,1725 mol

0,1725 mol

Puesto que es una dilución, debe haber el mismo número de moles de soluto en ambas disoluciones

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles HCl}}{\text{L disolución}} \rightarrow \text{L disolución} = \frac{0,1725 \text{ mol}}{11,54 \text{ M}} = 0,0149 \text{ L}$$

Concepto de repaso: Disoluciones (IV)

6. Calcula el volumen de agua que hay que añadir a 10 mL de HCl 0'5 M, para que la disolución pase a ser 0'03 M. Supón que los volúmenes son aditivos.

Masas atómicas: H = 1; Cl = 35'5.

Moles de HCl (la adición de agua no modifica este valor)

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles HCl}}{\text{L disolución}} \rightarrow 0,03 \text{ M} = \frac{0,5 \text{ M} \cdot 0,01 \text{ L}}{0,01 \text{ L} + x} \rightarrow x = 0,156 \text{ L}$$

Molaridad que queremos conseguir

Volumen de agua que debemos añadir

Concepto de repaso: Estequiometría (I) → Riqueza o pureza

7. Para determinar la riqueza de una partida de cinc se tomaron 50 g de muestra y se trataron con ácido clorhídrico del 37 % en peso y 1,18 g/mL de densidad, consumiéndose 126 mL de ácido. La reacción de cinc con ácido produce hidrógeno molecular y cloruro de cinc. **Calcula el porcentaje de cinc en la muestra.**

Masas atómicas: H = 1; Cl = 35'5; Zn = 65'4

- Calculamos la molaridad de la disolución de HCl a partir de los datos del enunciado:

$$\frac{1180 \text{ g disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{37 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = \frac{11,96 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disolución}} = 11,96 \text{ M}$$

- Calculamos los moles de HCl que se consumen a partir de su molaridad y volumen:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles HCl}}{\text{L disolución}} \rightarrow \text{moles HCl} = 11,96 \text{ M} \cdot 0,126 \text{ L} = 1,507 \text{ mol HCl}$$

- Escribimos la reacción ajustada y establecemos la relación estequiométrica con el Zn:



$$1,507 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 49,28 \text{ g Zn puros}$$

$$\text{Riqueza} = \frac{\text{masa pura}}{\text{masa total de la muestra}} \cdot 100 = \frac{49,28 \text{ g Zn puros}}{50 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 98,56\%$$

Concepto de repaso: Estequiometría (II) → Reactivo limitante y Reactivo en exceso

8. Se mezclan 2 litros de cloro gas a 97°C y 3 atm de presión con 3,45 g de sodio metal y se dejan reaccionar hasta completar la reacción. Calcula:

a) Los gramos de reactivo no consumido.

b) Los gramos de cloruro de sodio obtenidos.

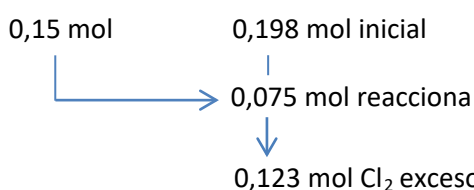
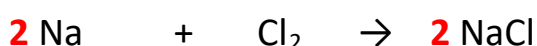
Masas atómicas: Na =23; Cl = 35'5

a) - Calculamos los moles de cada uno de los reactivos para determinar el limitante:

$$- 3,45 \text{ g Na} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}}{23 \text{ g Na}} = 0,15 \text{ mol Na}$$

$$- \text{moles de Cl}_2 = \frac{3 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 370 \text{ K}} = 0,198 \text{ mol Cl}_2$$

- Escribimos la reacción ajustada e interpretamos la relación estequiométrica entre ellos:



Relación estequiométrica → 2 mol Na : 1 mol Cl₂
Cuando todo el Na se consuma (0,15 mol) habrán reaccionado la mitad de Cl₂ (0,075 mol) quedando un exceso de 0,123 mol de Cl₂

$$0,123 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{71 \text{ g Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = 8,72 \text{ g Cl}_2 \text{ en exceso (no consumido)}$$

b) Ello significa que Na es el reactivo limitante (con el que hacer los cálculos) y teniendo en cuenta la relación estequiométrica, calculamos los gramos de NaCl obtenidos:

$$0,15 \text{ mol Na} \cdot \frac{2 \text{ mol NaCl}}{2 \text{ mol Na}} \cdot \frac{58,5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 8,775 \text{ g NaCl obtenidos}$$

Concepto de repaso: Estequiometría (III) → Riqueza o pureza y Rendimiento

9. La descomposición de 5 g de KClO₃ del 95% de pureza da lugar a la formación de KCl y O₂. Si el rendimiento de la reacción es del 83%, **calcula los gramos de KCl que se formarán.**

Masas atómicas: K =39; Cl = 35,5 ; O =16

- **Calculamos los moles de KClO₃** (recuerda que la muestra tiene una pureza del 95%):

$$5 \text{ g muestra} \cdot \frac{95 \text{ g KClO}_3}{100 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122,5 \text{ g KClO}_3} = 0,038 \text{ mol KClO}_3$$

- Escribimos la reacción ajustada y establecemos la relación estequiométrica con el KCl:



$$0,038 \text{ mol KCl} \cdot \frac{2 \text{ mol KCl}}{2 \text{ mol KClO}_3} \cdot \frac{74,5 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 2,88 \text{ g KCl}$$

- No podemos olvidar aplicar el **rendimiento de la reacción que es del 83%**, así que:

$$R = \frac{\text{Cantidad real}}{\text{Cantidad teórica}} \cdot 100 \rightarrow 0,83 = \frac{\text{Cantidad Real}}{2,88 \text{ g KCl}} \rightarrow \text{cantidad real} = 2,39 \text{ g KCl}$$

10. Reaccionan 230 g de carbonato de calcio del 87 % en peso de riqueza con 178 g de cloro según la reacción (sin ajustar): $\text{CaCO}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O} + \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2$

Los gases formados se recogen en un recipiente de 20 L a 10 °C. En estas condiciones, la presión parcial del Cl_2O es 1'16 atmósferas.

Calcula el rendimiento de la reacción.

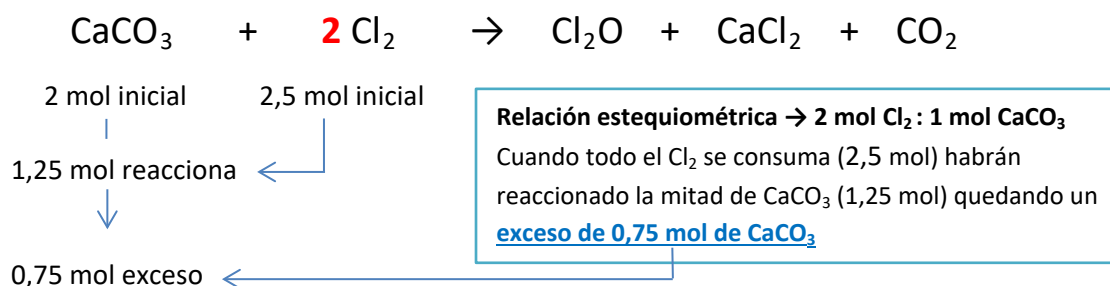
Masas atómicas: C = 12; O = 16; Cl = 35'5; Ca = 40.

- Calculamos los moles de cada uno de los reactivos para determinar el limitante:

$$- 230 \text{ g muestra} \cdot \frac{87 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} = 2 \text{ mol CaCO}_3$$

$$- 178 \text{ g Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{71 \text{ g Cl}_2} = 2,5 \text{ mol Cl}_2$$

- Escribimos la reacción ajustada e interpretamos la relación estequiométrica entre ellos:



Ello significa que **Cl_2 es el reactivo limitante** (con el que hacer los cálculos) y teniendo en cuenta la relación estequiométrica, **calculamos los moles de Cl_2O teóricos**:

$$2,5 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2\text{O}}{2 \text{ mol Cl}_2} = 1,25 \text{ mol Cl}_2\text{O teóricos}$$

- Calculamos los moles de Cl_2O reales obtenidos y los comparamos con los teóricos:

$$n_{\text{Cl}_2\text{O}} = \frac{p_{\text{Cl}_2\text{O}} \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,16 \text{ atm} \cdot 20 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 283 \text{ K}} \approx 1 \text{ mol Cl}_2\text{O reales}$$

$$R = \frac{\text{Cantidad Real}}{\text{Cantidad Teórica}} \cdot 100 = \frac{1 \text{ mol Cl}_2\text{O Reales}}{1,25 \text{ mol Cl}_2\text{O Teóricos}} \cdot 100 \approx 80\%$$

Concepto de repaso: Fórmula empírica y Fórmula molecular

11. Un compuesto orgánico contiene carbono, hidrógeno y oxígeno.

Cuando se queman 15 g de compuesto se obtienen 22 g de dióxido de carbono y 9 g de agua. La densidad del compuesto en estado gaseoso, a 150°C y 780 mmHg, es 1,775 g/L.

Determina la fórmula empírica y la fórmula molecular del compuesto orgánico.

Datos: Masas atómicas: C=12; H=1; O=16

- Calculando los gramos de C e H producidos y restándoselos a los 15 g del compuesto orgánico, podremos deducir los g de O que desconocemos:

$$22 \text{ g } CO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \text{ g } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol at C}}{1 \text{ mol } CO_2} \cdot \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol at C}} = 6 \text{ g C}$$

$$9 \text{ g } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} \cdot \frac{2 \text{ mol at H}}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{1 \text{ g H}}{1 \text{ mol at H}} = 1 \text{ g H}$$

$$15 \text{ g Compuesto con C, H, O} - 6 \text{ g C} - 1 \text{ g H} = 8 \text{ g O}$$

- Calculamos los moles de átomos de C, H, O y dividimos todos ellos por el menor:

$6 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol at C}}{12 \text{ g C}} = 0,5 \text{ mol at C}$	C: 0,5/0,5 = 1
$1 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol at H}}{1 \text{ g H}} = 1 \text{ mol at H}$	H: 1/0,5 = 2
$8 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol at O}}{16 \text{ g O}} = 0,5 \text{ mol at O}$	O: 0,5/0,5 = 1

Fórmula empírica: **CH₂O**

- Para determinar la fórmula molecular, primero calculamos la masa molar del compuesto:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P \cdot V = \frac{m}{\text{Masa molar}} \cdot R \cdot T \rightarrow$$

$$\rightarrow \text{masa molar} = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{d \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,775 \text{ g/L} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 423 \text{ K}}{1,026 \text{ atm}} = 60 \text{ g/mol}$$

- Finalmente, para determinar la fórmula molecular, estudiamos la relación entre la masa molar de la fórmula molecular (60 g/mol) y la empírica (30 g/mol) y las comparamos:

$$\frac{60 \text{ g/mol}}{30 \text{ g/mol}} = 2 \quad \longrightarrow \quad \text{Fórmula molecular: } \mathbf{C_2H_4O_2}$$

¿Quieres ampliar más? En el "cuaderno de ejercicios" encontrarás muchos más ejercicios de este tema clasificados por conceptos, resueltos paso a paso y cuidadosamente diseñados para afianzar la materia y preparar las Pruebas de Acceso a la Universidad... **¡¡Buscando el 10!!**

**¡¡YA ESTÁN DISPONIBLES LOS 2 GRANDES MANUALES
ACTUALIZADOS PARA EL CURSO 2017/2018!!
BACHILLERATO Y PREPARACIÓN PARA
LA PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD
DISPONIBLE EN: WWW.UNAQUIMICAPARATODOS.COM**


“UNA QUÍMICA PARA TODOS”
LIBRO PRINCIPAL

Temario completo (Teoría y problemas) actualizado para el curso 2017/2018
que abarca 1º y 2º de bachillerato y la preparación para las “Pruebas de Evaluación del Bachillerato para el Acceso a la
Universidad”

<p>1. Formulación inorgánica <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>2. Formulación orgánica <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>3. Átomo <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>4. Enlace Químico <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>5. Disoluciones y Estequiometría <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>6. Termoquímica <small>DESCARGA GRATUITA</small></p>		<p>7. Cinética</p> <p>8. Equilibrio y solubilidad</p> <p>9. Ácido-Base</p> <p>10. Redox</p> <p>11. Química del Carbono</p> <p>VER DESCUENTOS A GRUPOS 15,00€</p> <p>CONSIGUELO</p> <p>METODOLOGÍA</p>
---	--	--

Nueva Edición 2017 / 2018

CUADERNO DE EJERCICIOS
¡¡Buscando el 10!!

155 ejercicios clasificados por temas y conceptos, resueltos por pasos y cuidadosamente diseñados y
explicados para afianzar la materia y preparar las “Pruebas de Evaluación del Bachillerato para el Acceso a la
Universidad”

<p>1. Formulación inorgánica <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>2. Formulación orgánica <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>3. Átomo <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>4. Enlace Químico <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>5. Disoluciones y Estequiometría <small>DESCARGA GRATUITA</small></p> <p>6. Termoquímica <small>DESCARGA GRATUITA</small></p>		<p>7. Cinética</p> <p>8. Equilibrio y solubilidad</p> <p>9. Ácido-Base</p> <p>10. Redox</p> <p>11. Química del Carbono</p> <p>VER DESCUENTOS A GRUPOS 8,00€</p> <p>CONSIGUELO</p> <p>METODOLOGÍA</p>
---	---	---

Nueva Edición 2017 / 2018

**FORMAS DE PAGO
ACEPTADAS**

INGRESO EN CUENTA

TRANSFERENCIA BANCARIA



**PAGAR Y RECOGER EN ACADEMIA OSORIO
CALLE SOL. Nº10. BAJO. 18002. GRANADA**

**MANDAR UN WHATSAPP AL
644 88 62 59 PARA RESERVAR**

(SIN GASTOS DE ENVÍO)

Una Química para Todos 2017/2018

Novedades Academia Osorio

www.unaquimicaparatodos.com

UNAS MATEMÁTICAS PARA TODOS

Los libros “Unas Matemáticas para Todos” estarán disponibles para el curso 2017/2018. ¡Pablo Osorio y profesor10demates están trabajando duro en ello!

“Una Química para Todos” MADRID

Academia Osorio estrena nueva academia en **Madrid el 15 de Enero del 2018** especializada en Química de 2º Bachillerato y Selectividad mediante la exitosa metodología “Una Química para Todos” ¡¡Apúntate YA y asegura tu plaza!!

CALLE OQUENDO N°18. 28006. MADRID

644 756 637



“Una Química para Todos” GRANADA

Academia Osorio abre nuevos grupos especializados de **Química y Matemáticas** de 2º Bachillerato y Selectividad clasificados por niveles y notas: **Básicos (< 6), Medios (6-8), Élite (8-10) y Super-Élite (Selectividad ya realizada)**

CALLE SOL N°10 (BAJO). 18002. GRANADA

644 886 259



“Una Química para Todos” ESPAÑA

El equipo de “Una Química para Todos”, expertos en la preparación de Química en Selectividad, estará presente en las principales ciudades de España con el objetivo de guiar a los seguidores de esta exitosa metodología hacia los mejores resultados.

Fecha de comienzo: Mayo 2018

644 756 637

