

DISOLUCIONES - ESTEQUIOMETRÍA

DISOLUCIONES

Mezcla homogénea de sustancias puras donde las partículas disueltas son iones, moléculas aisladas o agrupaciones muy pequeñas de estos componentes, por lo que no sedimentan aunque empleemos potentes máquinas centrifugadoras.

Soluto: es la sustancia que se disuelve, la que está en menor proporción.

Disolvente: es el medio en el que los solutos se disuelven. Es el componente que se encuentra en mayor cantidad.

CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN

La cantidad de soluto que está disuelta en una determinada cantidad de disolución o disolvente.

PORCENTAJE EN PESO O EN MASA:

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa de disolución (g)}} \cdot 100$$

PORCENTAJE EN VOLUMEN:

$$\% \text{ en volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \cdot 100$$

EN GRAMOS POR LITRO, c (g/L):

$$c(\text{g/L}) = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{volumen de disolución (L)}}$$

MOLARIDAD, M (moles/L):

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen de disolución (L)}}$$

MOLALIDAD, m (moles/kg):

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

FRACCIÓN MOLAR, χ (tanto por uno):

$$\chi = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de disolvente}}$$

Ejercicios:

- 1) Tenemos una disolución acuosa de sal al 4% en masa. Calcula la masa de sal, en gramos, que habrá en 75 g de esta disolución.

Datos: concentración % masa = 4 % ; masa disolución = 75 g ; masa soluto(sal) = ?

$$\begin{aligned} \% \text{ masa} &= \frac{\text{masa de soluto(g)}}{\text{masa de disolución(g)}} \cdot 100 \Rightarrow 4 = \frac{m_s}{75 \text{ g}} \cdot 100 \Rightarrow \\ &\Rightarrow m_s = \frac{4 \cdot 75 \text{ g}}{100} = \boxed{3 \text{ g de sal}} \end{aligned}$$

De otra forma, con factores de conversión:

$$m_s = 75 \text{ g disolución} \cdot \frac{4 \text{ g sal}}{100 \text{ g disolución}} = \boxed{3 \text{ g sal}}$$

- 2) Se disuelven 5,2 g de una sustancia pura en 75 g de agua, obteniéndose una disolución cuya densidad es de 1,15 g/cm³. Calcula la concentración de la disolución expresada en g/L.

Datos: soluto (sustancia pura): $m_s = 5,2 \text{ g}$; disolvente (agua): $m_d = 75 \text{ g}$.

Disolución (soluto + disolvente): $m_{\text{disolu}} = 80,2 \text{ g}$; $d_{\text{disoluc}} = 1,15 \text{ g/cm}^3$.

Concentración: $c(\text{g/L}) = ?$

$$\begin{aligned} d_{\text{disolu}} &= \frac{m_{\text{disolu}}}{V_{\text{disolu}}} \Rightarrow V_{\text{disolu}} = \frac{m_{\text{disolu}}}{d_{\text{disolu}}} = \frac{80,2 \text{ g}}{1,15 \text{ g/cm}^3} \cong 69,7 \text{ cm}^3 \cong 0,0697 \text{ L} \\ c &= \frac{\text{masa de soluto(g)}}{\text{volumen de disolución(L)}} = \frac{5,2 \text{ g}}{0,0697 \text{ L}} = \boxed{\cong 74,6 \text{ g/L}} \end{aligned}$$

De otra forma, con factores de conversión:

$$c(\text{g/L}) = \frac{5,2 \text{ g soluto}}{80,2 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1,15 \text{ g disolución}}{1 \text{ cm}^3 \text{ disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución}}{1 \text{ L disolución}} = \boxed{\cong 74,6 \text{ g/L}}$$

- 3) Una disolución acuosa de hidróxido de potasio tiene una riqueza del 30% en soluto. Sabiendo que la densidad de la disolución es de 1,3 g/cm³, calcula la masa de soluto que hay en 100 mL de disolución.

Datos: Disolución (soluto + disolvente): $V_{\text{disolu}} = 100 \text{ mL}$; $d_{\text{disoluc}} = 1,3 \text{ g/mL}$.

Concentración: % masa = 30 % ; Soluto (KOH): $m_s = ? \text{ g}$

$$d_{\text{disolu}} = \frac{m_{\text{disolu}}}{V_{\text{disolu}}} \Rightarrow m_{\text{disolu}} = d_{\text{disolu}} \cdot V_{\text{disolu}} = 1,3 \text{ g/mL} \cdot 100 \text{ mL} = 130 \text{ g}$$

$$\% \text{ masa} = \frac{m_s}{m_{\text{disolu}}} \cdot 100 \Rightarrow 30 = \frac{m_s}{130 \text{ g}} \cdot 100 \Rightarrow m_s = \frac{30 \cdot 130}{100} = \boxed{39 \text{ g}}$$

De otra forma, con factores de conversión:

$$m_s = 100 \text{ mL disolución} \cdot \frac{1,3 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{30 \text{ g KOH}}{100 \text{ g disolución}} = \boxed{39 \text{ g KOH}}$$

- 4) Tienes una disolución acuosa cuya concentración es de 1,5 g/L. Si añades agua hasta duplicar el volumen, ¿qué le ocurre a la concentración? ¿Y a la masa de soluto?

Como vemos, la concentración es inversamente proporcional al volumen de la disolución, por tanto si este se duplica la concentración disminuirá a la mitad. Obviamente la masa de soluto será la misma que había:

$$c = \frac{1,5 \text{ g}}{2 \text{ L}} = 0,75 \text{ g/L}$$

- 5) Tenemos una disolución, al 10 %, de $\text{C}_{12}\text{H}_{12}\text{O}_{11}$. Si disponemos de 200 g de disolución, ¿qué cantidad de azúcar habrá que añadir para conseguir que la concentración suba al 20 %? S: 25 g.

Datos: soluto: $\text{C}_{12}\text{H}_{12}\text{O}_{11}$; disolvente: agua; $m_{\text{disolu}} = 200 \text{ g}$; $c_{\text{inicial}} = 10 \%$; $c_{\text{final}} = 20 \%$

Para concentrar la disolución tenemos que añadir soluto.

Primero calculamos la cantidad de soluto que tenemos inicialmente en esos 200 g de disolución:

$$200 \text{ g disolución} \cdot \frac{10 \text{ g } \text{C}_{12}\text{H}_{12}\text{O}_{11}}{100 \text{ g disolución}} = 20 \text{ g } \text{C}_{12}\text{H}_{12}\text{O}_{11} \text{ hay inicialmente}$$

Llamamos x a la masa de soluto que debemos añadir. Esta masa también hará aumentar la masa de la disolución:

$$20 \text{ \% masa} = \frac{(20 + x) \text{ g } \text{C}_{12}\text{H}_{12}\text{O}_{11}}{(200 + x) \text{ g disolución}} \cdot 100 \Rightarrow 0,2 = \frac{(20 + x)}{(200 + x)} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 0,2 \cdot (200 + x) = 20 + x \Rightarrow 40 + 0,2x = 20 + x \Rightarrow 20 = 0,8x \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{x = 25 \text{ g de } \text{C}_{12}\text{H}_{12}\text{O}_{11} \text{ debemos añadir}}$$

- 6) Una disolución de hidróxido de sodio en agua que contiene un 25% de hidróxido tiene una densidad de 1,25 g/mL. Calcula su molaridad.

Datos: soluto (NaOH); disolvente (agua); concentración (% masa) = 25 % ; densidad disolución: $d=1,25 \text{ g/mL}$; Molaridad (M) ?

$$M_{\text{molar}}(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol}$$

Partimos de los factores que nos dicen: 25 % en masa, y $d = 1,25 \text{ g/mL}$:

$$\frac{25 \text{ g NaOH}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} \cdot \frac{1,25 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 7,8 \text{ mol/L} = \boxed{7,8 \text{ M}}$$

- 7) ¿Qué masa de HCl habrá en 100 mL de una disolución de ese ácido en la que existen las siguientes indicaciones: $d = 1,17 \text{ g/mL}$ y 36,6% en masa?

Datos: soluto (HCl); disolvente (agua); disolución: $V_{\text{disoluc}} = 100 \text{ mL}$; densidad disolución: $d=1,17 \text{ g/mL}$; concentración (% masa) = 36,6 % ; masa soluto: m?

Partimos del volumen de disolución que nos dicen (100 mL):

$$100 \text{ mL disolución} \cdot \frac{1,17 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{36,6 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} = \boxed{42,8 \text{ g HCl}}$$

8) ¿Cuántos gramos por litro de hidróxido de sodio hay en una disolución 0,6 M?

Datos: soluto (NaOH) ; disolvente (agua) ;

disolución: M = 0,6 mol/L ; concentración (g/L) = ?

$$M_{\text{molar}}(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol}$$

$$\text{Sabemos } \frac{0,6 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{40 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = \frac{24 \text{ g NaOH}}{\text{L disolución}}$$

$$c(\text{g/L}) = 24 \text{ g/L}$$

9) Calcula la molalidad de un ácido clorhídrico comercial del 35 % en masa y densidad 1,18 g/mL.

Datos: Cl = 35,5 u; H = 1 u.

$$\text{En 100 g de disolución } \left\{ \begin{array}{l} 35 \text{ g HCl} \\ 65 \text{ g H}_2\text{O} \end{array} \right\} \quad M_{\text{molar}}(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g/mol}$$

$$\frac{35 \text{ g HCl}}{65 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1000 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} = 14,75 \text{ mol/kg} = 14,75 \text{ m}$$

10) Calcula la fracción molar de agua y alcohol etílico (C₂H₆O) en una disolución preparada agregando 50 g de alcohol etílico y 100 g de agua.

Datos: soluto = 50 g C₂H₆O ; disolvente = 100 g H₂O ; disolución = alcohol + agua ;
¿χ_{agua} , χ_{alcohol} ?

$$M_{\text{molar}}(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 16 = 46 \text{ g/mol} \quad M_{\text{molar}}(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g/mol}$$

Calculamos el número de moles de soluto y de disolvente:

$$n_s = 50 \text{ g alcohol} \cdot \frac{1 \text{ mol alcohol}}{46 \text{ g alcohol}} = 1,09 \text{ mol alcohol}$$

$$n_d = 100 \text{ g agua} \cdot \frac{1 \text{ mol agua}}{18 \text{ g agua}} = 5,5 \text{ mol agua}$$

$$\chi_{\text{alcohol}} = \frac{n_s}{n_s + n_d} = 0,16 \quad \chi_{\text{agua}} = \frac{n_d}{n_s + n_d} = 0,84$$

Obtención de una disolución diluida a partir de una comercial (conc

Habitualmente en los laboratorios se tienen disoluciones concentradas de sust (ácidos o bases por ejemplo) para que ocupen pequeños volúmenes. A partir de se obtienen las disoluciones diluidas en la concentración (molaridad) que se des



Se procede así:

- La disolución diluida que queremos obtener tendrá una molaridad M_d . Seleccionamos el recipiente (volumen) para la disolución diluida (d queremos tener: V_d). Está claro que el número de moles de soluto que necesi será:

$$n_s = M_d \cdot V_d$$

- Dichos moles los extraemos de la disolución concentrada (c), de molarida estarán disueltos en un volumen V_c (mucho más pequeño). Es decir:

$$n_s = M_c \cdot V_c$$

- Igualando y despejando calculamos el pequeño volumen V_c a extra verteremos en el recipiente elegido de volumen V_d , y por último añadim hasta completar dicho volumen V_d . Ya tendremos nuestra disolución diluida.

$$M_c \cdot V_c = M_d \cdot V_d$$

Ejemplo:

¿Qué volumen de ácido clorhídrico del 36 % en masa y densidad 1,17 g/ mL se necesita para preparar 250 mL de una disolución del mismo ácido, del 5 % de riqueza y de densidad 1,05 g/mL? Explica paso a paso como procederías en el laboratorio para preparar la anterior disolución. H= 1; Cl = 35,5.

Vamos a calcular las molaridades de las dos disoluciones: la concentrada, M_c , de volumen desconocido V_c , y de la disolución diluida que queremos preparar, M_d , de volumen $V_d = 250 \text{ mL}$.

$$M_{\text{molar}}(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g/mol}$$

Disolución concentrada: 36 % en masa, y $d = 1,17 \text{ g/mL}$:

$$\frac{36 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1,17 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 11,54 \text{ mol/L} = 11,54 \text{ M}$$

Disolución diluida: 5 % en masa, y $d = 1,05 \text{ g/mL}$:

$$\frac{5 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1,05 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 1,44 \text{ mol/L} = 1,44 \text{ M}$$

Por tanto, debe cumplirse: $M_c \cdot V_c = M_d \cdot V_d$ Sustituimos y despejamos:

$$11,54 \text{ M} \cdot V_c = 1,44 \text{ M} \cdot 250 \text{ mL} \Rightarrow V_c = \frac{1,44 \text{ M} \cdot 250 \text{ mL}}{11,54 \text{ M}} = 31,2 \text{ mL}$$

Procedimiento en el laboratorio:

- 1) Elegimos, por ejemplo, un matraz de 250 mL de volumen.
- 2) Con una pipeta o probeta, medimos y extraemos 31,2 mL del ácido concentrado, y lo vertemos en el matraz.
- 3) Añadimos agua, poco a poco, hasta enrasar la disolución nueva en los 250 mL de volumen. Ya tenemos nuestra disolución diluida



REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS:



Una ecuación química indica de forma simbólica los cambios que tienen lugar en una reacción química. Presentan la siguiente forma:



En una reacción química, las fórmulas de los reactivos se escriben a la izquierda y separadas por una flecha de las fórmulas de los productos, que se escriben a la derecha.



La ecuación química puede completarse indicando el estado físico de las sustancias participantes, añadiendo a su derecha, su símbolo correspondiente, entre los que destacamos:

- (s): si se trata de un sólido
- (g): si es un gas
- (l): si es un líquido
- (aq): para una sustancia disuelta en agua

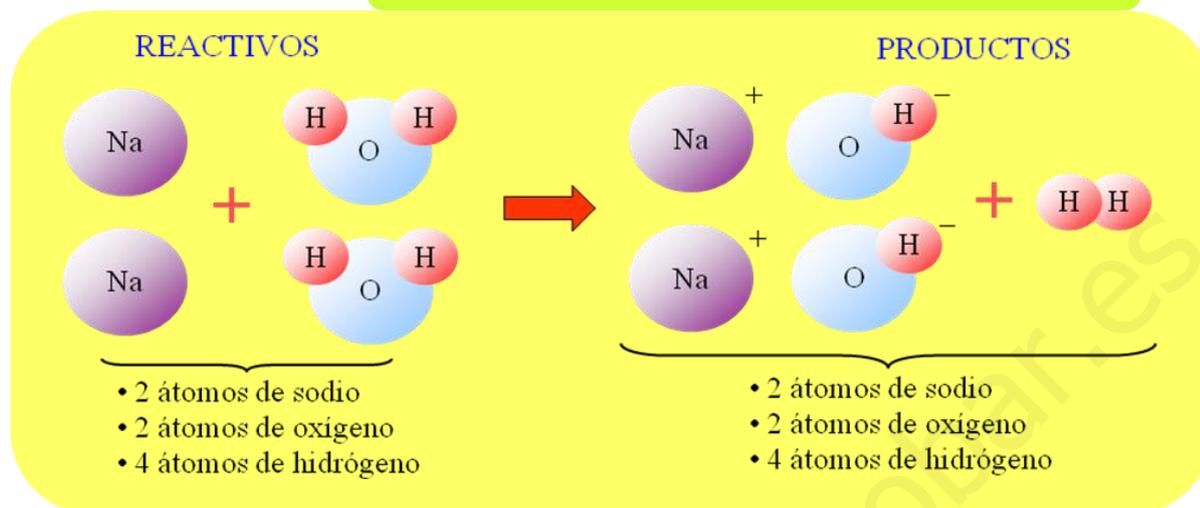
Símbolos utilizados en las ecuaciones químicas:

Símbolo	Significado
+	Se usa para separar dos reactivos o dos productos
\Rightarrow ó \rightarrow	Se usan para separar los reactivos de los productos
=	Símbolo alternativo a \Rightarrow ó \rightarrow
\rightleftharpoons	Se usa en lugar de \Rightarrow en reacciones reversibles
(s)	Colocado detrás de la fórmula de un reactivo o producto indica que se encuentra en estado sólido
\downarrow	Símbolo alternativo a (s). Sólo se usa para un producto sólido precipitado
(l)	Designa un reactivo o producto en estado líquido. Se coloca detrás de la fórmula
(aq)	Indica que la sustancia se encuentra disuelta en agua
(g)	Designa un reactivo o producto en estado gaseoso. Se coloca detrás de la fórmula
	Símbolo alternativo a (g). Se usa sólo para un producto gaseoso
Δ	Indica que en el transcurso de la reacción se desprende calor
Pt \rightarrow	Una fórmula escrita encima o debajo de la flecha indica su uso como catalizador (sustancia que, aunque no se gasta, aumenta la velocidad de reacción)

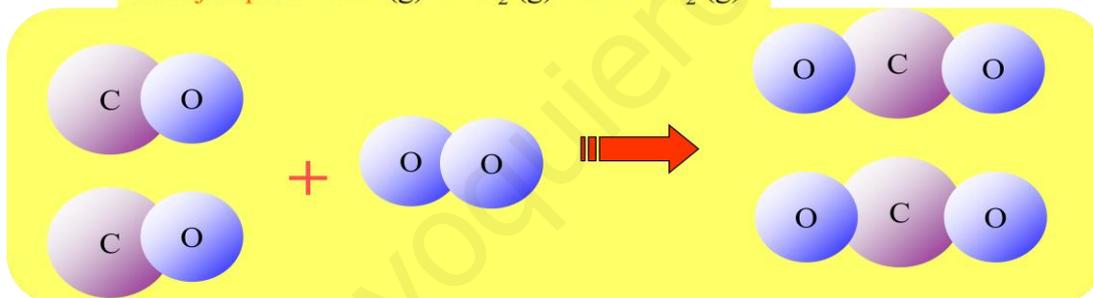
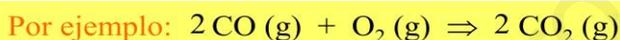
AJUSTE DE UNA ECUACIÓN QUÍMICA:

Para que una ecuación química sea cuantitativamente correcta, debe estar ajustada, es decir, cada lado de la ecuación debe tener el mismo número de átomos de cada elemento

Ejemplo:

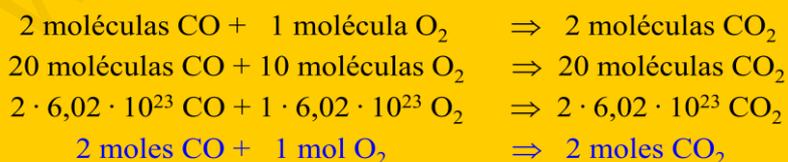


Debemos ajustar la reacción química antes de interpretar en qué proporción intervienen los reactivos y los productos:



Cuando el CO reacciona con el O₂ para formar CO₂, siempre lo hace en esta relación de moléculas 2 : 1 : 2

- La ecuación $2 \text{CO (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \Rightarrow 2 \text{CO}_2 \text{ (g)}$, significa que:



Los coeficientes en una ecuación química indican la proporción en moles o en moléculas, **NO EN GRAMOS:**

Dado que la masa de un mol de cualquier sustancia es un número de gramos igual a su masa molecular, la relación:

2 moles CO + 1 mol O₂ ⇒ 2 moles CO₂ se traduce en:

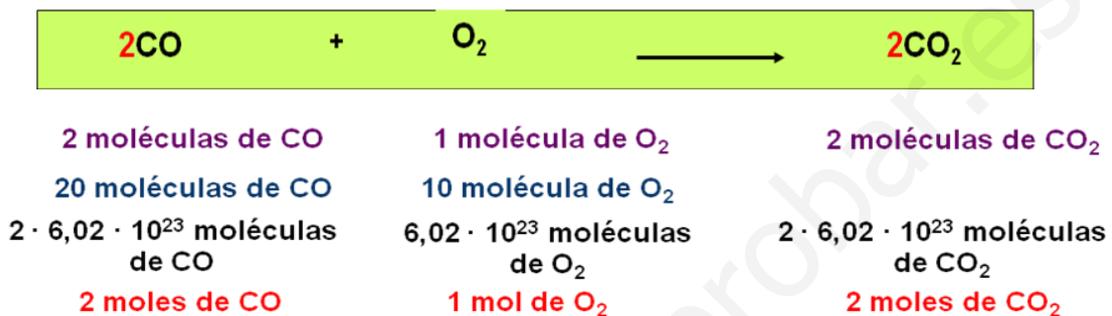


Es decir, la proporción en masa es:

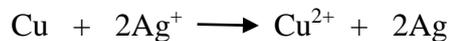


La masa de las sustancias que reaccionan, es igual a la masa de los productos formados, de acuerdo con la ley de conservación de la masa

Otro ejemplo:



NOTA: Si intervienen iones, deben ajustarse de forma que la carga neta sea la misma en los dos miembros:



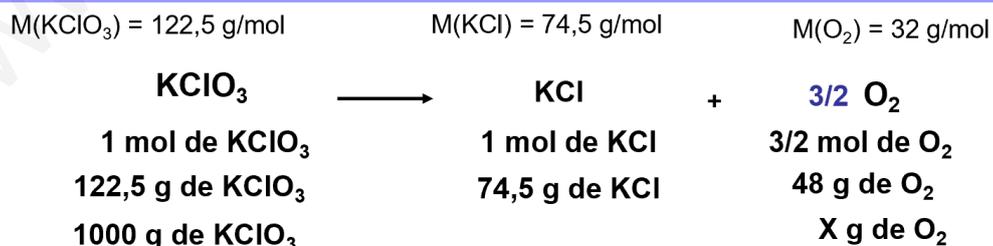
CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS: (al final del tema se indica cómo usar los factores de conversión para hacer los cálculos)

- **CÁLCULOS CON MASAS:**

Conocida la masa de un reactivo o de un producto, pueden calcularse el resto de las masas que intervienen en la reacción.

Ejemplo: En la descomposición del clorato de potasio se obtiene cloruro de potasio y oxígeno ¿Cuántos gramos de oxígeno se obtienen a partir de 1 kg de clorato?

Ejemplo: En la descomposición del clorato de potasio se obtiene cloruro de potasio y oxígeno ¿Cuántos gramos de oxígeno se obtienen a partir de 1 kg de clorato?



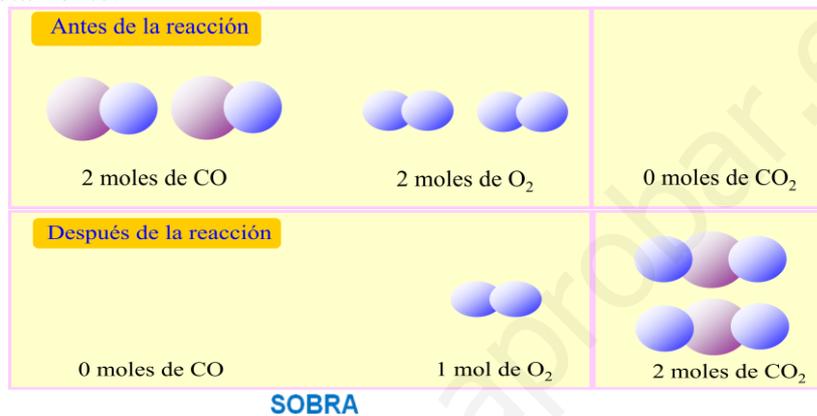
$$\frac{122,5 \text{ g de KClO}_3}{48 \text{ g O}_2} = \frac{1000 \text{ g de KClO}_3}{X \text{ g O}_2} \Rightarrow X = \frac{1000 \cdot 48}{122,5} = 391,84 \text{ g de O}_2$$

Otra forma, con factores de conversión:

$$1000 \text{ g KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122,5 \text{ g KClO}_3} \cdot \frac{3/2 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol KClO}_3} \cdot \frac{32 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = \boxed{391,84 \text{ g O}_2}$$

• **REACTIVO LIMITANTE:**

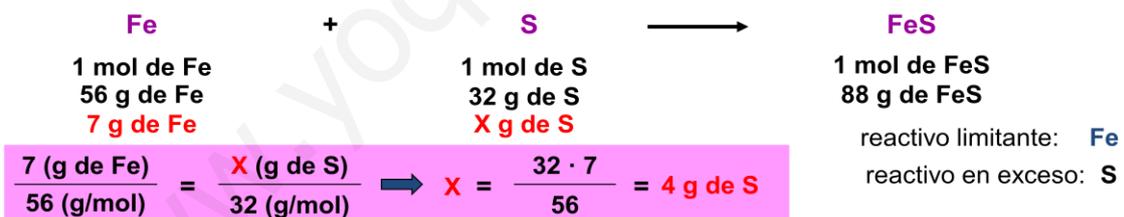
Generalmente es necesario preparar cantidades determinadas de productos a partir de cantidades de reactivos que no son estequiométricamente exactas. Así en una reacción química sólo se gasta completamente el reactivo limitante. Los reactivos en exceso no se agotan completamente:



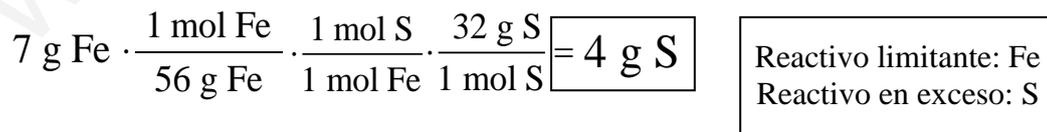
Es decir:

- El reactivo limitante se consume completamente.
- Del reactivo en exceso queda parte sin reaccionar.

Ejemplo: Si reaccionan 7 g de Fe (56 u) con 8 g de S (32 u) para formar FeS ¿cuál es el reactivo limitante y cuál el excedente?



Otra forma, con factores de conversión:



- **REACTIVO CON IMPUREZAS:**

**REACTIVOS CON
IMPUREZAS**

Si existen reactivos con impurezas, es necesario determinar primero las cantidades existentes de sustancia pura

Ejemplo: Se hacen reaccionar 22,75 g de Zn que contiene un 7,25 % de impurezas con HCl suficiente. Como productos se forman dicloruro de cinc e hidrógeno. Calcula la masa de H₂ desprendida. *Dato:* masa atómica del Zn = 65,38



$$\frac{100 \text{ g de muestra}}{(100 - 7,25) \text{ g de Zn}} = \frac{22,75 \text{ g}}{X} \implies X = 21,1 \text{ g de Zn}$$

Por cada mol de Zn se obtiene 1 mol de H₂

$$\frac{65,38 \text{ g de Zn}}{2 \text{ g de H}_2} = \frac{21,1 \text{ g de Zn}}{Y} \implies Y = 0,645 \text{ g de H}_2$$

Otra forma, con factores de conversión:

$$22,75 \text{ g Zn impuro} \cdot \frac{(100 - 7,25) \text{ g Zn}}{100 \text{ g Zn impuro}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,38 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{2 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 0,645 \text{ g H}_2$$

• **CÁLCULOS CON REACTIVOS EN DISOLUCIÓN.**

En estos casos es necesario calcular las cantidades de dichos reactivos disueltos.

Ejemplo: Calcular el volumen de la disolución 0,1 M de AgNO₃ que se necesita para reaccionar exactamente con 100 cm³ de Na₂S 0,08 M. Como productos se obtienen Ag₂S y NaNO₃.
Masas moleculares: AgNO₃ = 169,88 u; Na₂S = 78 u

La reacción ajustada es:



En 100 cm³ de disolución 0,08 M de Na₂S hay:

$$0,1 \text{ L} \cdot 0,08 \text{ mol/L} = 0,008 \text{ mol de Na}_2\text{S}$$

Por cada mol de Na₂S que reacciona se necesitan 2 moles de AgNO₃:

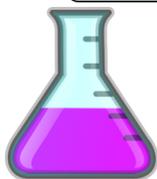
$$\frac{1 \text{ (mol Na}_2\text{S)}}{2 \text{ (mol AgNO}_3\text{)}} = \frac{0,008 \text{ (mol Na}_2\text{S)}}{x} \Rightarrow x = 0,016 \text{ moles de AgNO}_3$$

La cantidad de disolución que hay que tomar para conseguir esos 0,016 moles de AgNO₃ es:

$$\frac{0,1 \text{ (mol)}}{1 \text{ (L)}} = \frac{0,016 \text{ (mol)}}{y} \Rightarrow y = 0,16 \text{ L} = 160 \text{ cm}^3$$

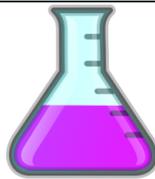
Otra forma, con factores de conversión:

La reacción ajustada es:



Disolución 1: 0,1 M AgNO₃
Volumen: ?

+



Disolución 2: 0,08 M Na₂S
Volumen: 100 cm³ = 0,1 L

$$0,1 \text{ L dis 2} \cdot \frac{0,08 \text{ mol Na}_2\text{S}}{1 \text{ L dis 2}} \cdot \frac{2 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ mol Na}_2\text{S}} \cdot \frac{1 \text{ L dis 1}}{0,1 \text{ mol AgNO}_3} =$$

$$= 0,16 \text{ L} = 160 \text{ cm}^3$$

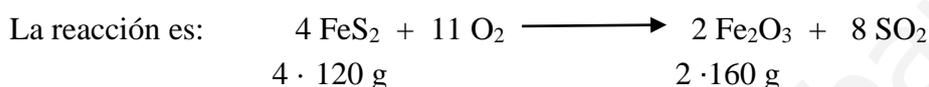
- **RENDIMIENTO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS.**

En los procesos químicos no suele obtenerse el 100% de las cantidades previstas de las sustancias, debido a reacciones simultáneas no deseadas, impurezas de los reactivos, escapes en los hornos, etc.

Hay que calcular el RENDIMIENTO de las reacciones químicas (el rendimiento de las reacciones es un factor fundamental en la industria química):

$$\text{rendimiento} = \frac{\text{masa obtenida}}{\text{masa teórica}} \times 100$$

Ejemplo: Se tuestan (al aire) 10 kg de pirita, mineral que contiene un 60 % de disulfuro de hierro. Calcula la cantidad de óxido de hierro(III) que se forma si el rendimiento de la reacción es del 80 %. También se forma óxido de azufre(IV).



La cantidad de disulfuro de hierro que se tuesta (quema) es: $10000 \cdot \frac{60}{100} = 6000 \text{ g de FeS}_2$

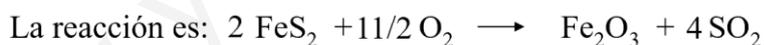
Por tanto:

$$\frac{4 \cdot 120 \text{ g de FeS}_2}{2 \cdot 160 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3} = \frac{6000 \text{ g de FeS}_2}{x} \implies x = 4000 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3$$

Luego la cantidad pura de óxido de hierro(III) es de 4000 g. Como el rendimiento de la reacción es del 80 %, entonces se obtendrán realmente:

$$4000 \text{ g} \cdot \frac{80}{100} = \boxed{3200 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3}$$

Otra forma, con factores de conversión:



$$M_{\text{molar}}(\text{FeS}_2) = 56 + 2 \cdot 32 = 120 \text{ g/mol} \quad M_{\text{molar}}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 160 \text{ g/mol}$$

$$10000 \text{ g pirita} \cdot \frac{60 \text{ g FeS}_2}{100 \text{ g pirita}} \cdot \frac{1 \text{ mol FeS}_2}{120 \text{ g FeS}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{2 \text{ mol FeS}_2} \cdot \frac{160 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{80}{100} =$$

$$\boxed{= 3200 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}$$

- CÁLCULOS MASA-VOLUMEN.

Conocida la masa de un reactivo o de un producto, pueden calcularse el volumen de un gas de los que intervienen en la reacción

Ejemplo: ¿Qué volumen de cloro se obtendrá cuando reaccionen 7,5 g de ácido clorhídrico en la reacción siguiente? a) Si se mide en c. n. b) Si se mide a 1,5 atm y 50 °C. Datos: H = 1; Cl = 35,5; R = 0,082 atm L mol⁻¹ K⁻¹.



$$M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g/mol}$$

Calculamos el número de moles de gas cloro que se obtienen:

$$7,5 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{4 \text{ mol HCl}} = 0,051 \text{ mol Cl}_2$$

$$\text{a) } 0,051 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2 \text{ en CN}} = 1,14 \text{ L Cl}_2$$

$$\text{b) } p = 1,5 \text{ atm} \quad T = 50 + 273 = 323 \text{ K} \quad pV = nRT \rightarrow V = \frac{nRT}{p} = \frac{0,051 \cdot 0,082 \cdot 323}{1,5} = 0,9 \text{ L Cl}_2$$

TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS:

1. **Reacción de síntesis:** cuando dos sustancias se unen para dar una: $A + B \rightarrow C$

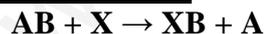
Ejemplos: $2 \text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{FeO}$; $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$; $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$;
 $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

2. **Reacción de descomposición:** Justo al contrario que la anterior, una sustancia se descompone en varias $A \rightarrow B + C$

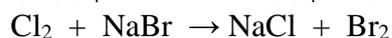
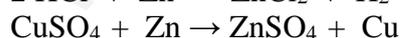
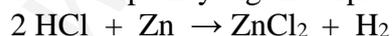
Por ejemplo: $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; el ácido carbónico es muy inestable y tiende a descomponerse espontáneamente.

Otro ejemplo: $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$

3. **Reacción de sustitución:** Un átomo de un compuesto sustituye a un átomo de otro.



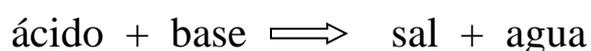
Dentro de este tipo hay algunas típicas como:



4. **Doble descomposición o doble sustitución:** $AB + XY \rightarrow AY + XB$

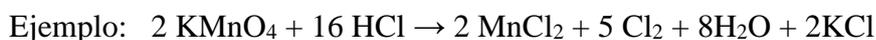
Ejemplo: $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{AgCl}$

Un caso típico y muy importante son las **REACCIONES ÁCIDO-BASE:**



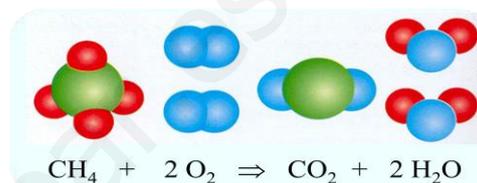
5. **Reacción de oxidación-reducción:** Un átomo de alguna de las sustancias que reaccionan cede electrones a un átomo de otra de las sustancias que reaccionan. (Su ajuste es complejo y se estudiarán en 2º BTO).

- Se dice que una sustancia se oxida si pierde electrones.
- El átomo o grupo de átomos que en una reacción redox cede electrones (se oxida) es el agente reductor ya que provoca la reducción de otra sustancia que toma esos electrones.
- Se dice que una sustancia se reduce si gana electrones.
- El átomo o grupo de átomos que en una reacción redox gana electrones (se reduce) es el agente oxidante ya que hace que otra sustancia se oxide al quitarle electrones.



Un ejemplo muy importante de reacciones redox son las reacciones de combustión:

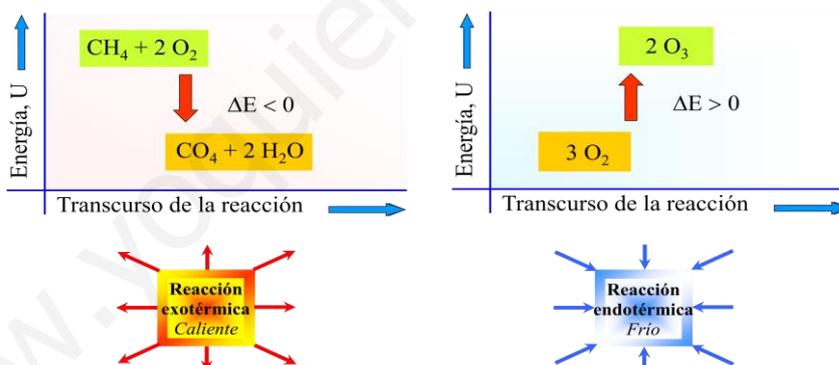
En una reacción de combustión, el oxígeno reacciona con otra sustancia, desprendiéndose gran cantidad de energía, a menudo en forma de luz y calor.



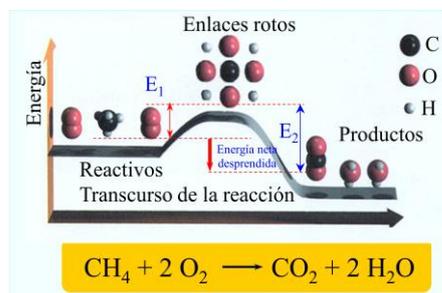
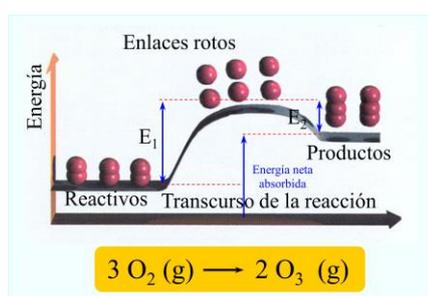
Nota: La combustión completa de un hidrocarburo (compuesto orgánico formado por C y H) siempre da dióxido de carbono y agua.

REACCIONES ENDOTÉRMICAS Y EXOTÉRMICAS:

- Una **reacción es exotérmica** si en el transcurso de la misma se libera energía.
- Una **reacción es endotérmica** si en el transcurso de la misma se absorbe energía.



- Para romper un enlace, hay que aportar una cantidad de energía llamada energía de enlace
- Cuanto más fuerte es el enlace, mayor es su energía de enlace.
- Dependiendo de la fuerza de los enlaces que se rompen y de los enlaces que se forman, las reacciones serán endotérmicas o exotérmicas.
- Una reacción es endotérmica si la energía aportada para romper enlaces es mayor que la energía liberada al formarse nuevos enlaces.
- Una reacción es exotérmica si la energía aportada para romper enlaces es menor que la energía liberada al formarse nuevos enlaces.



NOTA: RESOLUCIÓN DE EJERCICIOS A TRAVÉS DE LOS FACTORES DE CONVERSIÓN.



Un **factor de conversión** es una relación en forma de fracción, que se obtiene de la información suministrada por la ecuación química. Pueden ser:

- Unitarios.
- Interactivos.



En los **factores de conversión unitarios**, el numerador y el denominador se deben referir a cantidades **iguales** de una misma sustancia química.



En los **factores de conversión interactivos**, el numerador y el denominador se deben referir a cantidades de distintas sustancias químicas **directamente relacionadas** por la ecuación química. También puede ser en litros, si las sustancias son gases.

Factores de conversión

Es importante que vayas acostumbrándote a utilizar correctamente las **proporciones** o, mejor aún, los llamados **factores de conversión**; de esta forma podrás evitar muchos de los errores que se cometen en los cálculos de las reacciones químicas y expresarás directamente las magnitudes de forma correcta.

En el Ejemplo 1 de la combustión del pentano: $C_5H_{12} + 8 O_2 \rightarrow 5 CO_2 + 6 H_2O$.

Son factores de conversión los siguientes:

$$\frac{1 \text{ mol de } C_5H_{12}}{72 \text{ g de } C_5H_{12}}; \quad \frac{72 \text{ g de } C_5H_{12}}{256 \text{ g de } O_2}; \quad \frac{8 \text{ moles de } O_2}{220 \text{ g de } CO_2}; \quad \text{etcétera.}$$

Es muy importante que el factor de conversión esté correctamente expresado. Para ello es fundamental incluir, tanto en el numerador como en el denominador, la sustancia de que se trate junto a sus unidades.

Los factores de conversión pueden ser **unitarios**, si establecen información respecto de una sola sustancia de las que aparecen en la ecuación química; por ejemplo:

$$\frac{1 \text{ mol de } C_5H_{12}}{72 \text{ g de } C_5H_{12}}; \quad \frac{8 \text{ moles de } O_2}{256 \text{ g de } O_2}; \quad \frac{5 \text{ moles de } CO_2}{5 \cdot 22,4 \text{ L de } CO_2 \text{ en cn}}$$

o **interactivos**, si la información que aparece en ellos se refiere a dos sustancias diferentes del proceso; por ejemplo:

$$\frac{1 \text{ mol de } C_5H_{12}}{5 \text{ moles de } CO_2}; \quad \frac{8 \cdot 22,4 \text{ L de } O_2}{5 \cdot 22,4 \text{ L de } CO_2}; \quad \frac{8 \text{ moles de } O_2}{6 \text{ moles de } H_2O}$$

Utilización de los factores de conversión

Para utilizar correctamente los factores de conversión debes seguir los siguientes pasos:

1. El dato de partida —que puede venir expresado en masa, volumen de gas, volumen de la disolución, etc.— se pasa a número de moles (con uno o varios factores unitarios).
2. A continuación, utilizando la información de la ecuación química ajustada del proceso, se transforma en el número de moles de la sustancia que se quiere determinar (con un factor interactivo).
3. Por último, los moles calculados de la sustancia se pasan a la forma que pida el problema —masa, volumen de gas, volumen de disolución, etc.— (con unitarios).

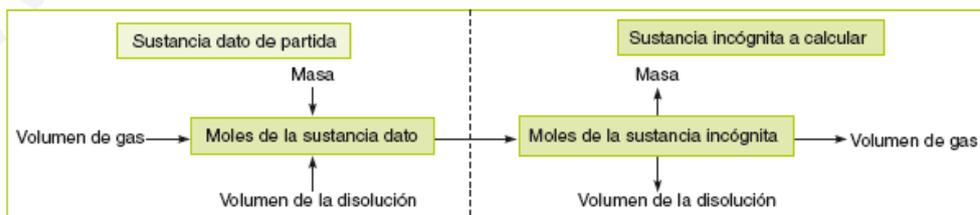


Fig. 3.3. Esquema gráfico para el uso de los factores de conversión.

Conviene que indiques en la línea superior las transformaciones que vas a realizar; por ejemplo, para saber cuántos litros de CO_2 , medidos en condiciones normales, obtendríamos a partir de 1 000 gramos de pentano, haríamos lo siguiente:

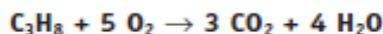
$$\text{gramos } C_5H_{12} \rightarrow \text{moles } C_5H_{12} \rightarrow \text{moles } CO_2 \rightarrow \text{litros } CO_2$$

$$1000 \text{ g de } C_5H_{12} \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_5H_{12}}{72 \text{ g de } C_5H_{12}} \cdot \frac{5 \text{ moles de } CO_2}{1 \text{ mol de } C_5H_{12}} \cdot \frac{22,4 \text{ L de } CO_2 \text{ en cn}}{1 \text{ mol de } CO_2} = 1555 \text{ L}$$

Hemos utilizado tres factores de conversión: dos unitarios y uno interactivo.

Ejemplo:

Indica los factores de conversión que aplicarías en la siguiente reacción:



para saber:

- Cuántos moles de CO_2 se obtienen a partir de 1,75 moles de O_2 .
- Cuántos gramos de O_2 se necesitan para producir 3,50 moles de CO_2 .
- Cuántos litros de CO_2 , medidos en condiciones normales, se producen a partir de 3 gramos de O_2 .

Solución

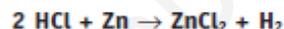
$$a) 1,75 \text{ moles de O}_2 \cdot \frac{3 \text{ moles CO}_2}{5 \text{ moles O}_2} = 1,05 \text{ moles de CO}_2.$$

$$b) 3,50 \text{ moles de CO}_2 \cdot \frac{5 \text{ moles O}_2}{3 \text{ moles de CO}_2} \cdot \frac{32 \text{ g de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} = 187 \text{ g de O}_2.$$

$$c) 3 \text{ g de O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de O}_2}{32 \text{ g de O}_2} \cdot \frac{3 \text{ moles de CO}_2}{5 \text{ moles de O}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L de CO}_2 \text{ (cn)}}{1 \text{ mol de CO}_2} = 1,26 \text{ L de CO}_2.$$

Ejemplo:

El ácido clorhídrico concentrado HCl (ac)– reacciona con el cinc para formar cloruro de cinc e hidrógeno gas según la reacción:



- ¿Cuántos gramos de HCl se necesitan para que reaccionen totalmente 5,00 gramos de cinc?
- ¿Qué volumen de H_2 se formará a 20°C y 770 mmHg ?

Solución

Utilizaremos para su resolución los factores de conversión.

a) g de Zn \rightarrow moles de Zn \rightarrow moles de HCl \rightarrow g de HCl

$$5 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{2 \text{ moles HCl}}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl (puros)}}{1 \text{ mol de HCl}} = \frac{5 \cdot 2 \cdot 36,5}{65,4} = 5,6 \text{ g de HCl}.$$

$$b) 5 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{22,4 \text{ L H}_2 \text{ (cn)}}{1 \text{ mol H}_2} = 1,71 \text{ L de H}_2 \text{ en condiciones normales.}$$

A continuación los pasamos a las condiciones de nuestro laboratorio utilizando la ecuación de Gay-Lussac.

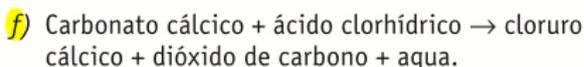
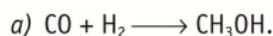
$$\frac{p V}{T} = \frac{p' V'}{T'} \quad \frac{760 \text{ mmHg} \cdot 1,71 \text{ L}}{273 \text{ K}} = \frac{770 \text{ mmHg} \cdot V'}{293 \text{ K}}$$

de donde $V' = 1,81 \text{ L de H}_2$.

EJERCICIOS U2: DISOLUCIONES Y REACCIONES QUÍMICAS.

ESTEQUIOMETRÍA

1. Ajusta las siguientes reacciones químicas:



2. Calcula la fracción molar de agua y alcohol etílico en una disolución preparada agregando 50 g de alcohol etílico y 100 g de agua. S: $\chi_{\text{alcohol}} = 0,16$; $\chi_{\text{agua}} = 0,84$.

3. Una disolución de hidróxido de sodio en agua que contiene un 25% de hidróxido tiene una densidad de 1,25 g/mL. Calcula su molaridad. S: 7,8 M

4. El cloruro de hierro(II) reacciona con el bario para dar cloruro de bario y hierro, según la reacción: $\text{FeCl}_2 + \text{Ba} \longrightarrow \text{BaCl}_2 + \text{Fe}$. Si se hacen reaccionar 50 g de FeCl_2 con 25 g de bario, calcula: a) ¿Cuál de los reactivos es el limitante? b) ¿Cuántos gramos de hierro se obtienen? c) ¿Cuántos moles de cloruro de bario se obtienen? Datos de las masas atómicas: Véase SP.

S: a) el Ba; b) 10,2 g; c) 0,18 moles.

5. Veinte litros de sulfuro de hidrógeno se queman en presencia de oxígeno para dar dióxido de azufre y agua. a) Escribe la reacción ajustada. b) Determina el volumen de oxígeno, medido a 0 °C y 760 mmHg, necesario para quemar los 20 L de H_2S . S: b) 30 L.

6. Se descomponen por el calor 30,0 kg de carbonato de calcio. Calcula: a) La masa de óxido de calcio que se obtiene. b) La masa de óxido de calcio que se obtendría si el rendimiento fuera del 80%. c) El volumen que ocupará el dióxido de carbono obtenido medido a 127 °C y 1 atm de presión. S: a) 16,8 kg; b) 13,4 kg; c) 9,84 m³.

7. ¿Cuántos gramos por litro de hidróxido de sodio hay en una disolución 0,6 M? S: 24 g.

8. ¿Cuántos mililitros de una disolución 0,2 M de ácido sulfúrico se necesitarán para neutralizar completamente 25 mL de una disolución 0,14 M de $\text{Fe}(\text{OH})_3$? S: 26 mL.

9. ¿Qué masa de HCl habrá en 100 mL de una disolución de ese ácido en la que existen las siguientes indicaciones: $d = 1,17$ g/mL; $r = 36,6\%$ en masa? S: 42,8 g.

10. Al descomponerse por la acción del calor el clorato de potasio, se obtiene cloruro de potasio y oxígeno, según la reacción: $2 \text{KClO}_3 \longrightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$. Calcula: a) El volumen de oxígeno que podemos obtener a partir de 100 gramos de clorato de potasio, sabiendo que la presión es de 700 mmHg y la $T = 23$ °C. b) Los gramos de KCl obtenidos. Datos de las masas atómicas: Véase SP.

S: a) 32,3 L; b) 60,8 g.

11. Un ácido sulfúrico diluido tiene una densidad de 1,10 g/mL y una riqueza del 65%. Calcula: a) La molaridad y la molalidad de la disolución. b) El volumen de dicha disolución necesario para neutralizar un mol de KOH. S: a) 7,3 M, 18,95 m; b) 68,5 mL.
12. La sosa cáustica comercial (NaOH) viene impurificada con cloruro de sodio. Si al analizarla se comprueba que 10 mL de una disolución preparada disolviendo 30 gramos de la muestra en 1 L de disolución ha gastado 14 mL de HCl 0,5 M, calcula la pureza de la muestra comercial. S: 93,3%.
13. ¿Qué masa de caliza (CaCO₃) podrá reaccionar con los 100 mL de una disolución de HCl 11,7 M? Como productos se obtiene cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua. S: 58,5 g.
14. Calcula los gramos de hidróxido de sodio comercial de un 85% de riqueza en masa que harán falta para preparar 250 mL de una disolución de NaOH 0,5 M. S: 5,9 g.
15. La sosa cáustica (NaOH) se prepara comercialmente mediante la reacción de carbonato de sodio con cal apagada, Ca(OH)₂, también se forma carbonato de calcio. a) ¿Cuántos gramos de NaOH se pueden obtener tratando 1 kg de carbonato de sodio con cal apagada? b) Si el rendimiento del proceso fuera del 80%, ¿qué cantidad de carbonato de sodio sería necesaria para obtener la misma cantidad de NaOH? S: a) 755 g de NaOH; b) 1 250 g.
16. Una disolución de ácido sulfúrico está formada por 12 g de ácido y 19,2 g de agua, ocupando un volumen de 27 mL. Calcula la densidad de la disolución, la concentración centesimal, la molaridad y la molalidad. S: d = 1,16 g/mL; 38,5%; 4,5 M; 6,4 m.
17. El ácido nítrico concentrado reacciona con el cobre para formar nitrato de cobre(II), dióxido de nitrógeno y agua. La ecuación ajustada es: $4 \text{HNO}_3 + \text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Calcula: a) ¿Cuántos mL de una disolución de HNO₃ del 90% de riqueza en masa y 1,4 g/mL de densidad se necesitan para que reaccionen 5 g de cobre? b) ¿Qué volumen de NO₂, medido a 20 °C y 670 mmHg de presión, se formará? S: a) 16 mL; b) 4,3 L de NO₂.
18. El cinc reacciona con ácido sulfúrico para dar sulfato de cinc e hidrógeno. Calcula: a) ¿Qué cantidad de ZnSO₄ se obtendrá al reaccionar 50 gramos de Zn con H₂SO₄ en exceso? b) ¿Qué volumen de H₂ se obtendrá con los 50 g de Zn si la reacción tiene lugar a 710 mmHg de presión y 20 °C de temperatura? S: a) 125 g; b) 19,7 L.
19. El amoníaco se puede obtener haciendo reaccionar NaOH con cloruro de amonio:
 $\text{NH}_4\text{Cl} (\text{s}) + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NH}_3 (\text{g}) + \text{NaCl} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
¿Cuántos gramos de una muestra de cloruro de amonio con un 20% de impureza serán necesarios para obtener 1 litro de amoníaco medido a 20 °C y 700 mmHg? S: 2,56 g.
20. En la etiqueta de un frasco de HCl dice: Densidad, 1,19 g/mL; Riqueza, 37,1% en peso. Calcula: a) La masa de 1 L de esta disolución. b) Concentración del ácido en g/L. c) Molaridad del ácido. S: a) 1 190 g; b) 441,5 g HCl; c) 12,09 M.
21. Se ponen a reaccionar 100 gramos de BaCl₂ con 115 gramos de Na₂SO₄ para dar cloruro de sodio y sulfato de bario. Calcula: a) ¿Qué sustancia actúa de reactivo limitante? b) ¿Cuántos gramos de NaCl se pueden preparar? S: a) BaCl₂; b) 56,15 g.
22. Calcula la cantidad de caliza con un 85% de riqueza que podrá reaccionar con 200 mL de HCl 1 M. S: 11,76 g.
23. El cloruro de titanio(IV) reacciona con el magnesio para dar cloruro de magnesio y titanio metal según la reacción $\text{TiCl}_4 + 2 \text{Mg} \longrightarrow \text{Ti} + 2 \text{MgCl}_2$. Si se ponen a reaccionar 15 gramos de

- cloruro de titanio y 7 gramos de magnesio, calcula: a) ¿Cuál es el reactivo limitante? b) ¿Cuántos gramos de titanio se obtienen? S: a) TiCl_4 ; b) 3,78 g.
24. Calcula la molaridad de un ácido clorhídrico en cuya etiqueta pone: densidad 1,2 g/mL y riqueza 37% en masa. ¿Qué masa de HCl habrá en 100 mL de la disolución anterior? S: 12,2 M; 44,4 g.
25. La hidracina, N_2H_4 , se utiliza como combustible de muchos cohetes debido a la gran cantidad de energía que se desprende al reaccionar con el oxígeno según la reacción:
- $$\text{N}_2\text{H}_4(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$
- En el depósito de un cohete se ponen 20 kg de hidracina. ¿Qué cantidad de oxígeno se deberá transportar para garantizar que se consuma toda la hidracina? S: 20 kg.
26. Se hace reaccionar ácido sulfúrico y cobre metálico obteniéndose sulfato de cobre(II), dióxido de azufre y agua. Ajusta la reacción química y calcula la cantidad de cobre necesaria para obtener 150 g de sulfato de cobre(II). Masas atómicas: S = 32, O = 16, H = 1, Cu = 63,5. S: 59,7 g.
27. Se disuelve hidróxido de sodio en agua y se llena el recipiente hasta la señal de 250 mL. Se toman 50 cm^3 de esta disolución y se comprueba que reaccionan exactamente con 5 g de ácido nítrico puro. ¿Qué cantidad de hidróxido de sodio había en la muestra de 50 cm^3 ? ¿Y en el recipiente de 250 mL? Masas atómicas: Na = 23, O = 16, N = 14, H = 1. S: 3,17 g; 15,87 g.
28. Se tienen 18 gramos de una mezcla de propano (C_3H_8) y butano (C_4H_{10}) cuya proporción en masa es de 2:1. Calcula el volumen de CO_2 obtenido al quemarlos medido a 40 °C y 740 mmHg. S: 32,5 L
29. El ácido clorhídrico comercial se prepara calentando cloruro de sodio con ácido sulfúrico concentrado. Calcula la cantidad de ácido sulfúrico concentrado al 90% en masa necesario para obtener 15 kg de HCl al 30% en masa. S: 6,7 kg
30. Para calcular la pureza de un sulfato de amonio se hace reaccionar 50 gramos del mismo con un exceso de hidróxido de calcio; después de producirse la reacción se desprenden 2,5 L de amoniaco medidos a 710 mmHg de presión y 23 °C de temperatura. (Además se produce también sulfato de calcio y agua). ¿Qué porcentaje de sulfato de amonio hay en la muestra? S: 12,7%.
31. El ácido sulfúrico reacciona con el magnesio produciendo sulfato de magnesio más hidrógeno. Calcula: a) ¿Cuántos gramos de magnesio se necesitan para hacer reaccionar 150 mL de una disolución de ácido sulfúrico con un 96% de riqueza en masa y una densidad de 1,35 g/mL? b) ¿Qué volumen de hidrógeno medido a 20 °C y 700 mmHg de presión se obtiene en la reacción? c) ¿Cuántos gramos de MgSO_4 se obtienen? S: a) 48,2 g; b) 51,7 L; c) 238,6 g.
32. Durante la primera guerra mundial se empleó el fosfano como gas venenoso en la guerra de trincheras. Esta sustancia se produce fácilmente mediante la reacción:
- $$\text{Na}_3\text{P}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{PH}_3(\text{g}) + \text{NaOH}(\text{aq})$$
- ¿Qué cantidad de fosfano se obtendrá al disolver 150 gramos de fosfuro de sodio en 250 mL de agua? Densidad = 1,0 g/mL. S: 51 g PH_3 .
33. Se quiere determinar el porcentaje de ácido acético (CH_3COOH) en un vinagre; para ello se diluyen 15 gramos de vinagre hasta 100 mL, de esa disolución se toman 20 mL y se valoran con una disolución de NaOH 0,1 M, gastándose en la valoración 18 mL. Calcula el tanto por ciento de ácido acético en ese vinagre. S: 3,6%