



## Cuestiones básicas

1. ¿Sabrías expresar la concentración expresada en % en masa de una disolución formada por 20 g de sal en 250 mL de agua?

La masa del soluto y el disolvente es de  $250 + 20 = 270$  g.

$$\% \text{ masa} = \frac{20}{270} \cdot 100\% = 7,41\%$$

2. ¿Cuál sería la concentración expresada en % en volumen de una disolución preparada con 100 mL de alcohol etílico a la que hemos añadido 300 mL de agua?

Aplicaríamos la ecuación  $\% \text{ volumen} = \frac{V \text{ (mL) de soluto}}{V \text{ (mL) disolución}} \cdot 100\%$

$$\frac{100 \text{ mL soluto}}{400 \text{ mL disolución}} \cdot 100\% = 25\%$$

3. Si el volumen final de una disolución en la que hemos mezclado 30 g de carbonato sódico en 500 mL de agua es de 503 mL, ¿cuál será la concentración de la disolución expresada en g/L?

Aplicamos la expresión  $\text{g/L} = \frac{\text{masa (g) soluto}}{V \text{ (L) disolución}}$ ;

$$\text{g/L} = \frac{30 \text{ g}}{0,503 \text{ L}} = 59,64 \text{ g/L}$$

4. ¿Cómo prepararías 500 mL de disolución de cloruro sódico 0,5 M?

Aplicaremos la expresión de la molaridad:  $M = \frac{\text{moles soluto}}{V \text{ (L) disolución}}$

$$0,5 = \frac{\text{moles soluto}}{0,5 \text{ (L) disolución}} \text{ de donde los moles de soluto serán}$$

$0,5 \cdot 0,5 = 0,25$  moles de NaCl; como conocemos sus masas atómicas, calculamos la masa molecular del cloruro sódico:  $35,5 + 23 = 58,5$ .

Es decir, un mol de NaCl es equivalente a 58,5 gramos de dicha sal; por tanto,  $0,25 \text{ moles} \cdot 58,5 \text{ g/mol} = 14,62$  gramos de NaCl.

Añadiremos 14,62 gramos de NaCl en un matraz de 500 mL y a continuación añadiremos agua, agitando de forma continua, hasta enrasar el matraz a 500 mL.

5. Cuando el sodio reacciona con agua se obtiene hidróxido sódico e hidrógeno. Calcula:

a) ¿Qué masa de sodio podrá reaccionar con 100 mL de agua?

b) ¿Cuántas moléculas de  $\text{H}_2$  se obtendrán?

La ecuación ajustada será:  $2 \text{ Na} + 2 \text{ H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{ NaOH} + 2 \text{ H}_2$

De la ecuación ajustada se deduce que 2 moles de Na necesitan para reaccionar 2 moles de agua; como la densidad del agua es de  $1 \text{ g/cm}^3$  tenemos:

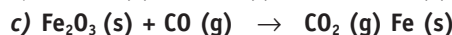
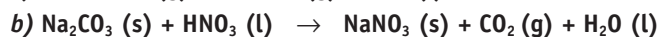
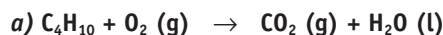
$$\begin{aligned} \text{a) } & 100 \text{ g de H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ moles de Na}}{2 \text{ moles de H}_2\text{O}} \\ & \cdot \frac{23 \text{ g de Na}}{1 \text{ mol de Na}} = 127,8 \text{ g de Na} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{b) } & \text{Los } 127,8 \text{ gramos de Na se corresponden con } \frac{127,8}{23} = \\ & = 5,555 \text{ moles de Na} \end{aligned}$$

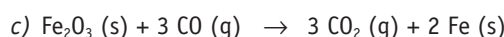
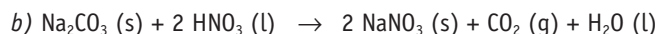
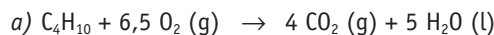
Por tanto:

$$\begin{aligned} & 5,555 \text{ moles de Na} \cdot \frac{2 \text{ moles de H}_2}{2 \text{ moles de Na}} \cdot \\ & \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2}{1 \text{ mol de H}_2} = 3,3 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de H}_2 \end{aligned}$$

6. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:



En la reacción a), si se queman 190 g de butano, calcula cuántos gramos de oxígeno se necesitan para tener una combustión completa. ¿Cuántos moles de dióxido de carbono se formarán?



$$\begin{aligned} 190 \text{ g C}_4\text{H}_{10} & \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{6,5 \text{ moles de O}_2}{1 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{32 \text{ g de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} = \\ & = 681,38 \text{ g de O}_2 \end{aligned}$$

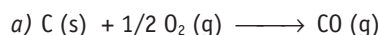
$$\begin{aligned} 190 \text{ g C}_4\text{H}_{10} & \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{4 \text{ moles de CO}_2}{1 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}} = \\ & = 13,2 \text{ moles de CO}_2 \end{aligned}$$

7. En los lugares mal ventilados, la combustión del carbón C (s) supone la combinación con el oxígeno  $\text{O}_2$  (g) atmosférico, y se forma un gas muy venenoso llamado monóxido de carbono CO (g).

a) Escribe y ajusta la ecuación química correspondiente.

b) Suponiendo que el carbón fuese carbono puro, ¿qué cantidad de oxígeno se necesita para que se produzca la reacción de combustión de 500 kg de carbón?

c) ¿Cuántas moléculas de monóxido de carbono se forman?



b) De la ecuación ajustada se deduce:

$$\begin{aligned} 500 \cdot 10^3 \text{ g de C} & \cdot \frac{1 \text{ mol de C}}{12 \text{ g de C}} \cdot \frac{0,5 \text{ moles de O}_2}{1 \text{ mol de C}} \cdot \\ & \cdot \frac{32 \text{ g de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} = 666,6 \cdot 10^3 \text{ g de O}_2 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{c) } & 500 \cdot 10^3 \text{ g de C} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}}{12 \text{ g de C}} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}}{1 \text{ mol de C}} \cdot \\ & \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CO}}{1 \text{ mol de CO}} = \\ & = 2,51 \cdot 10^{25} \text{ moléculas de CO} \end{aligned}$$



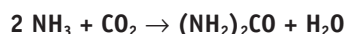
## ■ Actividades

1. El óxido de níquel (III) reacciona con aluminio para formar óxido de aluminio y níquel. Utilizando factores de conversión, calcula los gramos de níquel que se obtendrían si utilizásemos 100 gramos de  $\text{Ni}_2\text{O}_3$  y una cantidad de aluminio suficiente para que reaccionen todos los gramos de óxido de níquel (III).

La reacción ajustada es  $\text{Ni}_2\text{O}_3 + 2 \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2 \text{Ni}$

$$100 \text{ g Ni}_2\text{O}_3 \cdot \frac{2 \cdot 58,7 \text{ g Ni}}{165,4 \text{ g Ni}_2\text{O}_3} = 71,0 \text{ g de Ni}$$

2. La urea se puede obtener haciendo reaccionar amoníaco en presencia de dióxido de carbono según la reacción:



Si hacemos reaccionar 100 g de  $\text{NH}_3$  con 200 g de  $\text{CO}_2$ :

- ¿Cuál de los dos es el reactivo limitante y cuál el excedente?
- ¿Cuántos gramos de urea se obtienen supuesto un rendimiento del 80%?
- ¿Cuántos gramos del reactivo excedente quedan sin reaccionar?

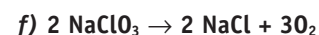
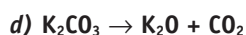
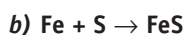
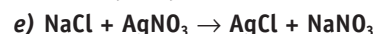
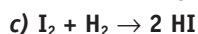
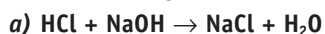
Realiza los cálculos usando factores de conversión exclusivamente.

- a) La reacción ajustada es  $2 \text{NH}_3 + \text{CO}_2 \rightarrow (\text{NH}_2)_2\text{CO} + \text{H}_2\text{O}$

$$100 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{44 \text{ g de CO}_2}{2 \cdot 17 \text{ g de NH}_3} = 129,4 \text{ g de CO}_2$$

Como de  $\text{CO}_2$  tenemos 200 g y sólo nos hacen falta 129,4, el  $\text{NH}_3$  es el reactivo limitante y el  $\text{CO}_2$  es el excedente.

5. Clasifica las siguientes reacciones en los tres tipos establecidos y nombra las diferentes sustancias que aparecen:



b)  $100 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{60 \text{ g de } (\text{NH}_2)_2\text{CO}}{2 \cdot 17 \text{ g NH}_3} = 176,5 \text{ g de urea}$

Como el rendimiento es del 80% obtendremos menos:

$$176,5 \text{ g de urea teóricos} \cdot \frac{80 \text{ g reales}}{100 \text{ g teóricos}} = 141 \text{ g de urea}$$

c)  $200 \text{ g de CO}_2 - 129,4 = 70,6 \text{ g de CO}_2$

3. ¿A qué crees tú que es debido el que los pequeños laboratorios que venden en las tiendas de juguetes presenten los reactivos en forma sólida?

A que los productos en estado sólido son menos reactivos. De esa manera se evitan reacciones explosivas que se producen como consecuencia de una equivocada manipulación de las sustancias químicas.

4. Calcula la fracción molar de cada uno de los componentes de una disolución que se ha preparado mezclando 90 gramos de alcohol etílico ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) y 110 gramos de agua.

$$\chi_{\text{alcohol}} = \frac{\frac{90}{46} \text{ moles alcohol}}{\left(\frac{90}{46} + \frac{110}{18}\right) \text{ moles totales}} = 0,24$$

$$\chi_{\text{agua}} = \frac{\frac{110}{18} \text{ moles agua}}{\left(\frac{90}{46} + \frac{110}{18}\right) \text{ moles totales}} = 0,76$$

	Partícula intercambiada	Estructural
a) $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ cloruro de hidrógeno + hidróxido de sodio $\rightarrow$ cloruro de sodio + agua	Ácido-base	Sustitución
b) $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$ hierro + azufre $\rightarrow$ sulfuro de hierro (II)	Red-ox	Combinación
c) $\text{I}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{HI}$ yodo + hidrógeno $\rightarrow$ ioduro de hidrógeno	Red-ox	Combinación
d) $\text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{O} + \text{CO}_2$ trioxocarbonato (IV) de potasio [carbonato potásico] $\rightarrow$ óxido de potasio + dióxido de carbono	Transferencia de iones	Descomposición
e) $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$ cloruro sódico + nitrato de plata $\rightarrow$ cloruro de plata + nitrato sódico	Transferencia de iones	Sustitución
f) $2 \text{NaClO}_3 \rightarrow 2 \text{NaCl} + 3\text{O}_2$ clorato sódico $\rightarrow$ cloruro sódico + oxígeno	Red-ox	Descomposición

### 6. Completa y ajusta las siguientes reacciones ácido-base:

- a)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \longrightarrow$   
 b)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow$   
 c)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \longrightarrow$   
 d)  $\text{H}_2\text{S} + \text{KOH} \longrightarrow$

- a)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$   
 b)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$   
 c)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$   
 d)  $\text{H}_2\text{S} + 2 \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$

### 7. Según los datos de las reacciones anteriores, explica de forma razonada cuáles serán las especies más estables: el $\text{NH}_3$ o sus elementos constituyentes por separado ( $\text{N}_2$ e $\text{H}_2$ ).

El amoníaco, cuando se forma, tiene menos contenido energético que los productos de los que procede ya que desprende energía. Por ello cabe pensar que es más estable.

## Problemas propuestos

### Para afianzar

#### 1. Ajusta las siguientes reacciones químicas:

- a)  $\text{CO} + \text{H}_2 \longrightarrow \text{CH}_3\text{OH}$   
 b)  $\text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$   
 c)  $\text{NaHCO}_3 \longrightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
 d)  $\text{HCl} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$   
 e)  $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
 f) Carbonato cálcico + ácido clorhídrico  $\rightarrow$  cloruro cálcico + dióxido de carbono + agua.

- a)  $\text{CO} + 2 \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}$   
 b)  $2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$   
 c)  $2 \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
 d)  $2 \text{HCl} + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$   
 e)  $\text{C}_2\text{H}_4 + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$   
 f)  $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

#### 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.

$$\left. \begin{aligned} n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) &= 50/46 = 1,09 \\ n(\text{H}_2\text{O}) &= 100/18 = 5,56 \end{aligned} \right\} n_T = 1,09 + 5,56 = 6,65$$

$$\chi_{\text{alcohol}} = 1,09/6,65 = 0,16$$

$$\chi_{\text{agua}} = 5,56/6,65 = 0,84$$

#### 3. Una disolución de hidróxido sódico en agua que contiene un 25% de hidróxido tiene una densidad de 1,25 g/mL. Calcula su molaridad y su normalidad.

Tomamos 1 litro de la disolución:

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

$$N = M \cdot a = 7,8 \cdot 1 = 7,8 \text{ N}$$

a vale 1.

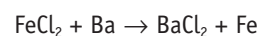
#### 4. El cloruro de hierro (II) reacciona con el bario para dar cloruro de bario y hierro, según la reacción:



Si se hacen reaccionar 50 g de  $\text{FeCl}_2$  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?

La ecuación ajustada es:



a) Necesitaría 50 g  $\text{FeCl}_2$   $\cdot \frac{137,3 \text{ g Ba}}{127 \text{ g FeCl}_2} = 54,05 \text{ g Ba}$

y como sólo tenemos 25 g Ba:

$$25 \text{ g de Ba} \cdot \frac{127 \text{ g FeCl}_2}{137,4 \text{ g Ba}} = 23,12 \text{ g FeCl}_2$$

El reactivo limitante es el Ba.

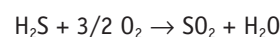
b)  $25 \text{ g Ba} \cdot \frac{56 \text{ g Fe}}{137,3 \text{ g Ba}} = 10,2 \text{ g de Fe}$

c)  $25 \text{ g Ba} \cdot \frac{1 \text{ mol Ba}}{137,3 \text{ g Ba}} \cdot \frac{1 \text{ mol BaCl}_2}{1 \text{ mol Ba}} = 0,18 \text{ moles de BaCl}_2$

#### 5. Veinte litros de sulfuro de hidrógeno se queman en presencia de oxígeno para dar dióxido de azufre (II) 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  $\text{H}_2\text{S}$ .

a) La reacción ajustada es:



b) Como estamos en cn aplicamos directamente:

$$20 \text{ L H}_2\text{S} \cdot \frac{\frac{3}{2} \cdot 22,4 \text{ L O}_2}{22,4 \text{ L H}_2\text{S}} = 30 \text{ L de O}_2$$

#### 6. Se descomponen por el calor 30,0 kg de carbonato cálcico. 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.

La ecuación ajustada es  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$



$$a) 30 \cdot 10^3 \text{ g de CaCO}_3 \cdot \frac{56 \text{ g CaO}}{100 \text{ g CaCO}_3} = 16800 \text{ g CaO} = 16,8 \text{ kg}$$

$$b) 16,8 \cdot \frac{80}{100} = 13,44 \text{ kg}$$

c) No es necesario calcular los gramos, sino únicamente el número de moles, que es lo que luego necesitas en la ecuación de Clapeyron:

$$30000 \text{ g de CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2/1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g/mol CaCO}_3} = \\ = 300 \text{ mol de CO}_2$$

$$V = \frac{n R T}{p} = \frac{300 \cdot 0,082 \cdot 400}{1} = 9840 \text{ L} = 9,84 \text{ m}^3$$

**7. ¿Cuántos gramos por litro de hidróxido sódico hay en una disolución 0,6 N?**

Una disolución de NaOH 0,6 N quiere decir que existen 0,6 equivalentes de NaOH por litro de disolución, por tanto y aplicando la definición de equivalente:

$$\text{eq-g} = \frac{m}{M_{\text{eq}}} = \frac{m \cdot a}{M_m}; m = \frac{\text{eq-g} \cdot M_m}{a} = \frac{0,6 \cdot 40}{1} = 24 \text{ g}$$

**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 Fe(OH)<sub>3</sub>?**

Pasamos la molaridad a normalidad y tenemos:

$$\text{H}_2\text{SO}_4: N = M \cdot a = 0,2 \cdot 2 = 0,4 \text{ N}$$

$$\text{Fe(OH)}_3: N = M \cdot a = 0,14 \cdot 3 = 0,42 \text{ N}$$

$$V_a N_a = V_b N_b; V_a \cdot 0,4 = 25 \cdot 0,42; V_a = 26,25 \text{ mL}$$

**9. ¿Cuántos gramos de oxígeno habrá en 0,5 moles de fosfato cálcico, Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>?**

*Datos de las masas atómicas: Véase SP.*

$$0,5 \text{ moles de Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \frac{310 \text{ g Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{1 \text{ mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \cdot \frac{128 \text{ g O}_2}{310 \text{ g Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = \\ = 64 \text{ g de O}_2$$

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

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

**11. Escribe el factor de conversión que utilizarías para calcular:**

a) Los gramos de cloro que hay en 2,5 moles de dicho gas.

b) Los moles de cloro que existen en 5 litros de dicho gas medidos a 20 °C y 1 atm de presión.

$$a) 2,5 \text{ moles de Cl}_2 \cdot \frac{71 \text{ g Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = 177,5 \text{ g de cloro}$$

b) Sabemos que 1 mol de Cl<sub>2</sub> en cn son 22,4 L; calculamos el volumen de 1 mol de Cl<sub>2</sub> en las condiciones de trabajo aplicando:

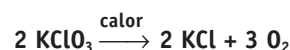
$$\frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ L}}{273 \text{ K}} = \frac{1 \text{ atm} \cdot V}{293 \text{ K}}; \text{ de donde } V = 24 \text{ L}$$

Así pues, el factor de conversión que aplicamos es:

$$5 \text{ L de Cl}_2 (20 \text{ °C}, 1 \text{ atm}) \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{24 \text{ L Cl}_2 (20 \text{ °C}, 1 \text{ atm})} = \\ = 0,21 \text{ moles de Cl}_2$$

**Para repasar**

**12. Al descomponerse por la acción del calor el clorato potásico, se obtiene cloruro potásico y oxígeno, según la reacción:**



Calcula:

a) El volumen de oxígeno que podemos obtener a partir de 100 gramos de clorato potásico, sabiendo que la presión es de 700 mmHg y la  $T = 23 \text{ °C}$ .

b) Los gramos de KCl obtenidos.

*Datos de las masas atómicas: Véase SP.*

La ecuación ajustada es:  $2 \text{ KClO}_3 \rightarrow 2 \text{ KCl} + 3 \text{ O}_2$

$$a) 100 \text{ g de KClO}_3 \cdot \frac{3 \cdot 32 \text{ g O}_2}{2 \cdot 122,5 \text{ g KClO}_3} = 39,2 \text{ g O}_2$$

Aplicamos  $p V = n R T$ ;  $V = 39,2/32 \text{ moles} \cdot$

$$\cdot 0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 296 \text{ K} \cdot 760/700 \text{ atm}^{-1} = 32,3 \text{ L de O}_2$$

$$b) 100 \text{ g de KClO}_3 \cdot \frac{2 \cdot 74,5 \text{ g KCl}}{2 \cdot 122,5 \text{ g KClO}_3} = 60,8 \text{ g KCl}$$

**13. Un ácido sulfúrico diluido tiene una densidad de 1,10 g/mL y una riqueza del 65%. Calcula:**

a) La molaridad y la normalidad de la disolución.

b) El volumen de dicha disolución necesario para neutralizar un mol de KOH.

Tomamos 1 L de la disolución de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>:

$$a) 1000 \text{ mL disol de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1,10 \text{ g disol}}{1 \text{ mL disol}} \cdot \frac{65 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g disol}} \cdot \\ \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 7,3 \text{ mol}; 7,3 \text{ M}$$

$$N = M \cdot a = 7,3 \cdot 2 = 14,6 \text{ N}$$

b) n.º eq de ácido = n.º eq de base

1 mol de KOH = 1 eq de KOH. Por tanto:

$$V_a \cdot 14,6 = 1; V_a = \frac{1 \text{ eq}}{14,6 \text{ eq/L}} = 0,0685 \text{ L} = 68,5 \text{ mL}$$

14. La sosa cáustica comercial (NaOH) viene impurificada con cloruro sódico. 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.

$$V_a N_a = V_b N_b; N_b = \frac{14 \cdot 0,5}{10} = 0,7 \text{ N}$$

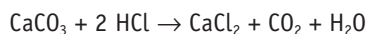
$$\frac{0,7 \text{ eq/mol}}{\text{L}} = \frac{m \text{ de NaOH} \cdot 1}{40 \text{ g/mol} \cdot 1 \text{ L}}$$

$m$  de NaOH = 28 g, como se han pesado 30 g quiere decir que 2 g son de impurezas, por tanto:

$$\frac{28}{30} \cdot 100\% = 93,3\%$$

15. ¿Qué masa de caliza (CaCO<sub>3</sub>) podrá reaccionar con los 100 mL de una de HCl 11,7 M?

La reacción ajustada es:



$$0,1 \text{ L disol} \cdot \frac{11,7 \text{ moles HCl}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{2 \text{ moles HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 58,5 \text{ g CaCO}_3$$

16. Calcula los gramos de hidróxido sódico comercial de un 85 % de riqueza en masa que harán falta para preparar 250 mL de una disolución de NaOH 0,5 M.

$$0,25 \text{ L disol} \cdot \frac{0,5 \text{ moles NaOH}}{1 \text{ L disol}}$$

$$\cdot \frac{40 \text{ g NaOH puros}}{1 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{100 \text{ g NaOH comercial}}{85 \text{ g NaOH puros}} = 5,9 \text{ g NaOH}$$

17. La sosa cáustica (NaOH) se prepara comercialmente mediante la reacción de carbonato sódico con cal apagada, Ca(OH)<sub>2</sub>.

a) ¿Cuántos gramos de NaOH se pueden obtener tratando 1 kg de carbonato sódico con cal apagada?

b) Si el rendimiento del proceso fuera del 80 %, ¿qué cantidad de carbonato sódico sería necesaria para obtener la misma cantidad de NaOH?

$$a) 1000 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{2 \cdot 40 \text{ g NaOH}}{106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} = 755 \text{ g de NaOH}$$

$$b) 1000 \text{ g puros Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g totales de Na}_2\text{CO}_3}{80 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3 \text{ puros}} = 1250 \text{ g}$$

18. 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.

$$m_{\text{total}} = 12 + 19,2 = 31,2 \text{ g}; d = \frac{m}{V} = \frac{31,2 \text{ g}}{27 \text{ mL}} = 1,16 \text{ g/mL}$$

$$\% \text{ masa} = \frac{12}{31,2} \cdot 100\% = 38,5\%$$

$$M = \frac{\frac{12 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}}}{0,027 \text{ L}} = 4,5 \text{ M}$$

$$m = \frac{n.^\circ \text{ moles soluto}}{\text{kg disolvente}} = \frac{12/98}{0,0192} = 6,4 \text{ moles/kg}$$

19. El ácido nítrico concentrado reacciona con el cobre para formar nitrato de cobre (II), dióxido de nitrógeno y agua. La ecuación ajustada es:



Calcula:

a) ¿Cuántos mL de una disolución de HNO<sub>3</sub> 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 NO<sub>2</sub>, medido a 20 °C y 670 mmHg de presión, se formará?

$$a) 5 \text{ g de Cu} \cdot \frac{4 \cdot 63 \text{ g HNO}_3}{63,5 \text{ g Cu}} \cdot \frac{100 \text{ g disol}}{90 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mL disol}}{1,4 \text{ g disol}} = 16 \text{ mL disolución}$$

$$b) 5 \text{ g de Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g}} \cdot \frac{2 \text{ mol NO}_2}{1 \text{ mol Cu}} = 0,158 \text{ mol NO}_2$$

$$V = \frac{0,158 \cdot 0,082 \cdot 293}{(670/760)} = 4,3 \text{ L}$$

20. El cinc reacciona con ácido sulfúrico para dar sulfato de cinc e hidrógeno. Calcula:

a) ¿Qué cantidad de ZnSO<sub>4</sub> se obtendrá al reaccionar 50 gramos de Zn con H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> en exceso?

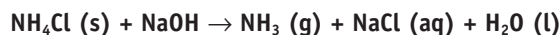
b) ¿Qué volumen de H<sub>2</sub> se obtendrá con los 50 g de Zn si la reacción tiene lugar a 710 mmHg de presión y 20 °C de temperatura?

$$a) 50 \text{ g Zn} \cdot \frac{161,4 \text{ g/mol ZnSO}_4}{65,4 \text{ g/mol Zn}} = 123 \text{ g ZnSO}_4$$

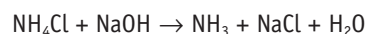
$$b) 50 \text{ g Zn} \cdot \frac{2 \text{ g H}_2}{65,4 \text{ g Zn}} = 1,53 \text{ g H}_2$$

$$V = \frac{\frac{1,53}{2} \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 293 \text{ K}}{\frac{710}{760} \text{ atm}} = 19,7 \text{ L de H}_2$$

21. El amoníaco se puede obtener haciendo reaccionar NaOH con cloruro amónico:



¿Cuántos gramos de una muestra de cloruro amónico con un 20 % de impureza serán necesarios para obtener 1 litro de amoníaco medido a 20 °C y 700 mmHg?





El litro de  $\text{NH}_3$  medido en cn es:

$$\frac{700}{760} \text{ atm} \cdot 1 \text{ L} = \frac{m}{17 \text{ g/mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 293 \text{ K}$$

de donde  $m = 0,65 \text{ g}$  de  $\text{NH}_3$

$$0,65 \text{ g de NH}_3 \cdot \frac{53,5 \text{ g NH}_4\text{Cl puros}}{17 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{100 \text{ g muestra}}{80 \text{ g puros}} = 2,56 \text{ g de muestra de NH}_4\text{Cl}$$

22. En la etiqueta de un frasco de HCl dice: Densidad, 1,19 g/mL; Riqueza, 37,1% en peso. Calcula:

- La masa de 1 L de esta disolución.
- Concentración del ácido en g/L.
- Molaridad del ácido.

Tomamos 1 L

$$a) m = V d; m = 1000 \text{ mL} \cdot 1,19 \text{ g/mL} = 1190 \text{ g disolución}$$

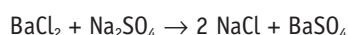
$$b) 1190 \text{ g disolución} \cdot \frac{37,1 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disol}} = 441,5 \text{ g de HCl}; 441,5 \text{ g/L}$$

$$c) M = \frac{441,5}{36,5 \cdot 1} = 12,09 \text{ M}$$

23. Se ponen a reaccionar 100 gramos de  $\text{BaCl}_2$  con 115 gramos de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  para dar cloruro sódico y sulfato de bario. Calcula:

- ¿Qué sustancia actúa de reactivo limitante?
- ¿Cuántos gramos de NaCl se pueden preparar?

La ecuación ajustada es:



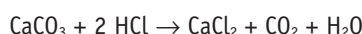
$$a) 100 \text{ g BaCl}_2 \cdot \frac{142 \text{ g Na}_2\text{SO}_4}{208,3 \text{ g BaCl}_2} = 68,2 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4$$

como hay 115 de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , el  $\text{BaCl}_2$  es el reactivo limitante, y sobran  $115 - 68,2 = 46,8 \text{ g}$  de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$

$$b) 100 \text{ g BaCl}_2 \cdot \frac{2 \cdot 58,5 \text{ g/mol de NaCl}}{208,3 \text{ g/mol BaCl}_2} = 56,2 \text{ g de NaCl}$$

24. Calcula la cantidad de caliza con un 85% de riqueza que podrá reaccionar con 200 mL de HCl 1 M.

La ecuación ajustada es:



$$0,2 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{2 \text{ mol HCl}} \cdot 100 \text{ g/mol CaCO}_3 \cdot$$

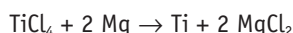
$$\cdot \frac{100 \text{ g caliza}}{85 \text{ g CaCO}_3} = 11,76 \text{ g caliza}$$

25. El cloruro de titanio (IV) reacciona con el magnesio para dar cloruro de magnesio y titanio metal según la reacción  $\text{TiCl}_4 + 2 \text{ Mg} \rightarrow \text{Ti} + 2 \text{ MgCl}_2$ . 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?

La ecuación ajustada es:



$$a) 15 \text{ g TiCl}_4 \cdot \frac{2 \cdot 24,3 \text{ g Mg}}{189,9 \text{ g TiCl}_4} = 3,84 \text{ g de Mg}$$

como hay 7 g de Mg, el reactivo limitante será el  $\text{TiCl}_4$

$$b) 15 \text{ g TiCl}_4 \cdot \frac{47,9 \text{ g Ti}}{189,9 \text{ g TiCl}_4} = 3,78 \text{ g de Ti}$$

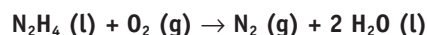
26. Calcula la molaridad de un ácido clorhídrico en cuya etiqueta pone: densidad 1,2 g/mL y riqueza 37% en masa. ¿Qué masa de HCl habrá en 100 mL de la disolución anterior?

$$1 \text{ L de ácido} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1,2 \text{ g totales}}{1 \text{ mL de ácido}} \cdot \frac{37 \text{ g HCl}}{100 \text{ g totales}} \cdot \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 12,2 \text{ moles de HCl}$$

Por lo tanto, la concentración será 12,2 M.

$$100 \text{ mL} \cdot \frac{1,2 \text{ g totales}}{1 \text{ mL de ácido}} \cdot \frac{37 \text{ g HCl}}{100 \text{ g totales}} = 44,4 \text{ g de HCl}$$

27. La hidracina,  $\text{N}_2\text{H}_4$ , 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:



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?

La ecuación ajustada es:



$$20000 \text{ g N}_2\text{H}_4 \cdot \frac{32 \text{ g O}_2}{32 \text{ g N}_2\text{H}_4} = 20000 \text{ g de O}_2$$

## Para profundizar

28. Se hace reaccionar ácido sulfúrico y cobre metálico, obteniéndose sulfato cúprico, dióxido de azufre y agua. Ajusta la reacción química y calcula la cantidad de cobre necesaria para obtener 150 g de sulfato cúprico.

Masas atómicas: S = 32, O = 16, H = 1, Cu = 63,5.

La ecuación ajustada es:



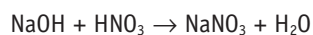
$$150 \text{ g de CuSO}_4 \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{159,5 \text{ g CuSO}_4} = 59,7 \text{ g de Cu}$$

29. Se disuelve hidróxido sódico en agua y se llena el recipiente hasta la señal de 250 mL. Se toman 50 cm<sup>3</sup> de esta disolución y se comprueba que reaccionan exactamente

con 5 g de ácido nítrico puro. ¿Qué cantidad de hidróxido sódico había en la muestra de 50 cm<sup>3</sup>? ¿Y en el recipiente de 250 mL?

**Masas atómicas:** Na = 23, O = 16, N = 14 y H = 1.

La ecuación ajustada es:

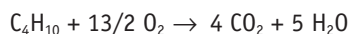
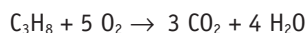


$$5 \text{ g HNO}_3 \cdot \frac{40 \text{ g NaOH}}{63 \text{ g HNO}_3} = 3,17 \text{ g de NaOH}$$

$$\frac{3,17 \text{ g NaOH}}{50 \text{ cm}^3} \cdot 250 \text{ cm}^3 = 15,87 \text{ g de NaOH}$$

30. Se tienen 18 gramos de una mezcla de propano y butano cuya proporción en masa es de 2:1. Calcula el volumen de CO<sub>2</sub> obtenido al quemarlos medido a 40 °C y 740 mmHg.

[C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> + C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>] 18 g en proporción 2:1 ⇒ 12 g de C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> y 6 g de C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>



$$12 \text{ g de C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{3 \text{ mol CO}_2}{\frac{44 \text{ g}}{\text{mol C}_3\text{H}_8}} = 0,82 \text{ mol CO}_2$$

$$6 \text{ g de C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{4 \text{ mol CO}_2}{\frac{58 \text{ g}}{\text{mol C}_4\text{H}_{10}}} = 0,41 \text{ mol CO}_2$$

CO<sub>2</sub> total = 1,23 moles

$$V = \frac{1,23 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 313 \text{ K}}{(740/760) \text{ atm}} = 32,5 \text{ L de CO}_2$$

31. El ácido clorhídrico comercial se prepara calentando cloruro sódico 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.

Para preparar 15 kg de HCl al 30% de riqueza en masa nos hace falta preparar:

$$15 \cdot 30/100 = 4,5 \text{ kg de HCl puros}$$

Y por tanto, nos harán falta los siguientes gramos de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>:

$$4,5 \cdot 10^3 \text{ g de HCl puros} \cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ puros}}{2 \cdot 36,5 \text{ g HCl puros}} = 6041,1 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ puros}$$

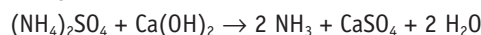
Como tenemos sulfúrico al 90%:

$$6041,1 \cdot \frac{100}{90} = 6712,3 \text{ g} = 6,7 \text{ kg de H}_2\text{SO}_4 \text{ al } 90\%$$

32. Para calcular la pureza de un sulfato amónico se hace reaccionar 50 gramos del mismo con un exceso de hidróxido cálcico;

después de producirse la reacción se desprenden 2,5 L de amoníaco medidos a 710 mmHg de presión y 23 °C de temperatura. ¿Qué porcentaje de (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> hay en la muestra?

La ecuación ajustada es:



$$50 \text{ g de } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \cdot 17 \text{ g NH}_3}{132 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = 12,9 \text{ g de NH}_3$$

Los 2,5 L de NH<sub>3</sub> obtenidos equivalen a:

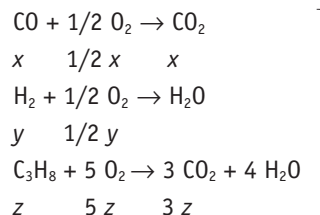
$$m = \frac{\frac{710}{760} \text{ atm} \cdot 2,5 \text{ L} \cdot 17 \text{ g/mol}}{0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 296 \text{ K}} = 1,64 \text{ g de NH}_3$$

Deberíamos haber obtenido, según la reacción, 12,9 g de NH<sub>3</sub> pero sólo hemos obtenido 1,64 g; por tanto:

$$\frac{1,64}{12,9} \cdot 100\% = 12,7\%$$

33. Se tienen 100 mL de una mezcla formada por monóxido de carbono, hidrógeno y propano y se hacen combustionar con 75 mL de oxígeno; después de reaccionar nos queda una mezcla de gases formada por CO<sub>2</sub> y O<sub>2</sub> en exceso, ya que el H<sub>2</sub>O formada se ha condensado. Sabiendo que el volumen total de los gases de la mezcla es de 50 mL y que el 80% de la misma es CO<sub>2</sub>, calcula la composición de la mezcla inicial.

Tenemos las siguientes reacciones:



Al final quedan 50 mL de todos los gases:

$$50 \cdot 0,8 = 40 \text{ mL de CO}_2$$

El resto = 10 mL serán de O<sub>2</sub>.

Por tanto han reaccionado 65 mL de O<sub>2</sub>.

Las ecuaciones que salen, por tanto, son:

$$\left. \begin{array}{l} x + y + z = 100 \\ x + 3z = 40 \\ 1/2 x + 1/2 y + 5z = 65 \end{array} \right\}$$

Al resolverlas queda:

$$\text{CO}_2 = x = 30 \text{ mL}; \text{ H}_2 = y = 66,7 \text{ mL}$$

$$\text{C}_3\text{H}_8 = z = 3,3 \text{ mL}$$

34. El ácido sulfúrico reacciona con el magnesio produciendo sulfato de magnesio más hidrógeno. Calcula:

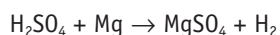
a) ¿Cuántos gramos de magnesio se necesitan para hacer reaccionar 150 mL de una disolución de ácido sulfúrico con un 96% de riqueza en masa y una densidad de 1,35 g/mL?

b) ¿Qué volumen de hidrógeno medido a 20 °C y 700 mmHg de presión se obtiene en la reacción?



c) ¿Cuántos gramos de  $\text{MgSO}_4$  se obtienen?

La ecuación ajustada es:



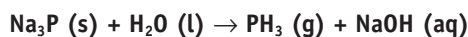
$$a) 150 \text{ mL} \cdot \frac{1,35 \text{ g}}{1 \text{ mL disol}} \cdot \frac{96 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g disol}} \cdot \frac{24,3 \text{ g Mg}}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 48,2 \text{ g Mg}$$

$$b) 48,2 \text{ g Mg} \cdot \frac{2 \text{ g H}_2}{24,3 \text{ g Mg}} = 3,97 \text{ g H}_2$$

$$V = \frac{\frac{3,97}{2} \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 293 \text{ K}}{\frac{700}{760} \text{ atm}} = 51,7 \text{ L H}_2$$

$$c) \frac{48,2 \text{ g Mg} \cdot 120,3 \text{ g MgSO}_4}{24,3 \text{ g Mg}} = 238,6 \text{ g de MgSO}_4$$

35. Durante la primera guerra mundial se empleó la fosfina,  $\text{PH}_3$ , como gas venenoso en la guerra de trincheras. Esta sustancia se produce fácilmente mediante la reacción:



¿Qué cantidad de fosfina se obtendrá al disolver 150 gramos de fosfuro de sodio en 250 mL de agua? Densidad = 1,0 g/mL.

$$150 \text{ g Na}_3\text{P} \cdot \frac{34 \text{ g PH}_3}{100 \text{ g Na}_3\text{P}} = 51 \text{ g de PH}_3$$

36. Se quiere determinar el porcentaje de ácido acético 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  $\text{NaOH}$  0,1 M, gastándose en la valoración 18 mL. Calcula el tanto por ciento de ácido acético en ese vinagre.

Calculamos la normalidad de la base a partir de los 20 mL utilizados para su valoración:

$$V_a \cdot N_a = V_b \cdot N_b; 20 \cdot N_a = 18 \cdot 0,1; N_a = 0,09$$

Eso quiere decir que habrá 0,09 equivalentes/L, por tanto:

$$0,09 \text{ eq} = \frac{m}{M_{\text{eq}}} = \frac{m \cdot a}{M_{\text{mol}}};$$

Como  $a = 1$ , nos queda  $m = 0,09 \cdot 60 = 5,4 \text{ g/L}$

En los 100 mL habrá  $5,4 \text{ g/L} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,54 \text{ g}$ .

Como de vinagre se habían añadido 15 g tenemos que la riqueza es:

$$\frac{0,54}{15} \cdot 100 = 3,6\%$$