

Sección 4. Exercicios autoavaliables

1. Cálculo da composición centesimal

- Calcular a composición centesimal do CO_2 .
- Calcular a composición centesimal do ácido nítrico, de fórmula HNO_3 .

2. Cálculo da fórmula empírica e molecular sabendo a composición centesimal

- Ao analizar unha sustancia orgánica determinouse que en 32,2 g desa sustancia hai 11,2 g de O, 16,8 g de C e 4,2 g de H. O máis probable é que dita información a encontremos nos problemas en forma de porcentaxe, é dicir, 34,8 % de O, 52,2 % de C e 13% de H. Determina a fórmula empírica.
- Unha mostra orgánica ten un 92,3 % de carbono e un 7,7 % de hidróxeno. Sabendo que a masa molecular é aproximadamente 80, determina a fórmula molecular.

3. Axuste de reaccións químicas

- Axusta a seguinte reacción:



- Axusta a seguinte reacción:



4. Cálculos estequiométricos en reaccións químicas

- Relacións de número de moles

- a) ¿Cantos moles de CO_2 se forman na combustión de 5 moles de gas metano?



- b) ¿Cantos moles de osíxeno reaccionan?

- Relacións de masa

- a) ¿Cantos gramos de CaH_2 serán necesarios para obter 100 g de hidróxeno?



- Relacións de volume

Na reacción do sodio metal coa auga fórmase hidróxido de sodio e hidróxeno. Determina o volumen de hidróxeno que se pode formar, medido en condicións normais, pola reacción completa de 920 g de Na.

5. Cálculos estequiométricos en reaccións químicas nas que intervén o rendemento.

- Calcula o rendemento da reacción



sabendo que a partir de 500 g de Fe_2O_3 , con exceso de CO, obtéñense 280 g de Fe

- Calcula a cantidade de Fe que se obtería a partir dos 500 g de Fe_2O_3 , se o rendemento da reacción fose só do 60 %.

6. Cálculos estequiométricos en reaccións químicas nas que interveñen impurezas.

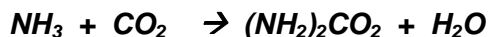
- Calcula a cantidade de CaCl_2 que se obtén, sabendo que se fai reaccionar 800 g dunha caliza (CaCO_3) do 60 % de pureza con exceso de ácido clorhídrico.
- Calcula a pureza dun anaco de sodio impuro (Na), sabendo que ó facer reaccionar 120 g do mesmo, obtéñense 160 g de NaOH.

7. Cálculos estequiométricos en reaccións químicas nas que interveñen substancias en disolución.

- ¿Qué cantidade de Zn reaccionará con 600 ml dunha disolución 2,5 M de HCl, sabendo que se forma cloruro de cinc e hidróxeno?
- ¿Qué volume dunha disolución 3,2 M de HCl será necesario para que reaccionen totalmente 3,27 g de Zn?

8. Cálculos estequiométricos en reaccións químicas nas que temos reactivo limitante.

- A urea prepárase a partir de NH_3 e CO_2 , segundo a reacción:



Se partimos de 27,2 g de NH_3 e 132 g de CO_2

- ¿Que cantidade de urea se obtén?
- ¿Cal é o reactivo limitante?
- ¿Canto sobra do reactivo que está en exceso?

Sección 4. Exercicios autoavaliables (Coa solución)

1. Cálculo da composición centesimal

- **Exemplo 1:** Imos calcular a composición centesimal do CO_2 .

Pasos a seguir:

1. En primeiro lugar determinamos a masa molecular, é dicir, a masa de 1 mol. Como datos teremos as masas atómicas dos elementos que forman dito composto. C: 12, O: 16

$$\text{Masa molecular } \text{CO}_2: 12 + 2 \cdot 16 = 44$$

2. Determinación da porcentaxe da cada elemento.

$$\left. \begin{array}{l} \text{En 44 g. de } \text{CO}_2 \text{ _____ 12 g. de C} \\ 100 \text{ g. de } \text{CO}_2 \text{ _____ x g. de C} \end{array} \right\} x = 100 \cdot 12 / 44 = \mathbf{27,3\%}$$

Como só temos dous átomos diferentes en cada molécula de CO_2 , a porcentaxe de O pódese calcular da mesma forma ou restándolle a 100 a porcentaxe de carbono, é dicir:

$$\% \text{ de O} = 100 - 27.3 = \mathbf{72,7\%}$$

- **Exemplo 2:** Imos calcular a composición centesimal do ácido nítrico, de fórmula HNO_3 .

Pasos a seguir:

1. En primeiro lugar determinamos a masa molecular, é dicir, a masa de 1 mol. Como datos teremos as masas atómicas dos elementos que forman dito ácido. H: 1, O: 16 e N: 14

$$\text{Masa molecular } \text{HNO}_3: 1 + 14 + 3 \cdot 16 = 63$$

2. Determinación da porcentaxe da cada elemento.

$$\left. \begin{array}{l} \text{En 63 g. de } \text{HNO}_3 \text{ _____ 14 g. de N} \\ 100 \text{ g. de } \text{HNO}_3 \text{ _____ x g. de N} \end{array} \right\} x = 100 \cdot 14 / 63 = \mathbf{22\%}$$

Para determinar a porcentaxe de O, plantexamos outra regra de tres:

$$\left. \begin{array}{l} \text{En 63 g. de } \text{HNO}_3 \text{ _____ 48 g. de O} \\ 100 \text{ g. de } \text{HNO}_3 \text{ _____ x g. de O} \end{array} \right\} x = 100 \cdot 48 / 63 = \mathbf{76\%}$$

A porcentaxe de H pódese calcular da mesma forma ou restándolle a 100 as outros porcentaxes, é dicir:

$$\% \text{ de H} = 100 - (22 + 76) = \mathbf{2\%}$$

2. Cálculo da fórmula empírica e molecular sabendo a composición centesimal

- **Exemplo 1:** Ao analizar unha sustancia orgánica determinouse que en 32,2 gr. de devandita sustancia hai 11,2 gr. de O, 16,8 gr. de C e 4,2 gr. de H. Dita información o máis probable e que nos problemas encontrémola en forma de porcentaxe, e dicir, 34,8 % de O, 52,2 % de C e 13% de H. Como datos teremos as masas atómicas dos elementos que forman dito ácido. H: 1, O: 16 e C: 12. Determina a fórmula empírica

Pasos a seguir:

1. Dividimos a porcentaxe de cada elemento pola súa masa atómica.

$$O = 34,8/16 = 2,18 \ ; \ C = 52,2/12 = 4,35 \ ; \ H = 13/1 = 13$$

2. Para obter a relación de átomos dividimos cada número polo máis pequeno e aproximamos ao enteiro máis próximo.

$$O = 2,18/2,18 = 1 \ ; \ C = 4,35/2,18 = 2 \ ; \ H = 13/2,18 = 6$$

3. Polo tanto a fórmula empírica será: **C₂H₆O**

- **Exemplo 2:** Unha mostra orgánica ten un 92,3 % de carbono e un 7,7 de hidróxeno. Sabendo que a masa molecular é aproximadamente 80, determina a fórmula molecular.

Pasos a seguir:

1. Dividimos a porcentaxe de cada elemento pola súa masa atómica.

$$C = 92,3/12 = 7,7 \ ; \ H = 7,7/1 = 7,7$$

2. Para obter a relación de átomos dividimos cada número polo máis pequeno e aproximamos ao enteiro máis próximo.

$$C = 7,7/7,7 = 1 \ ; \ H = 7,7/7,7 = 1$$

3. Polo tanto a fórmula empírica será: **CH**

4. Como sabemos que:

$$\text{Masa molecular} = n * \text{masa fórmula empírica}$$

$$80 = n \cdot 13 \rightarrow n = 6$$

Fórmula molecular = $n \cdot$ fórmula empírica

Fórmula molecular = $6 \cdot (\text{CH}) = \text{C}_6\text{H}_6$

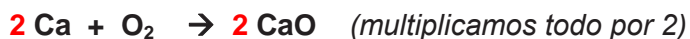
Así que a súa masa exacta será 78

3. Axuste de reaccións químicas

- **Exemplo 1:** Axusta a seguinte reacción:



A reacción axustada é:



- **Exemplo 2:** Axusta a seguinte reacción:



Para axustar una reacción química temos que colocar números diante das fórmulas (compósitos) de tal modo que teñamos o mesmo número de átomos dun mesmo tipo nos reactivos (esquerda) e nos produtos (dereita).

Para esta reacción o máis sinxelo é fixarse no hidróxeno. Como temos 2 a dereita debemos colocar un 2 diante do HCl, deste xeito axustamos o H e o Cl. Logo miramos o Ca, O e C e comprobamos que xa estarían axustados. Polo tanto, a reacción axustada é:



4. Cálculos estequiométricos en reaccións químicas

- **Exemplo 1:** Relacións de número de moles

- a) ¿Cantos moles de CO_2 fórmanse na combustión de 5 moles de gas metano?
- b) ¿Cantos moles de osíxeno reaccionan?

Pasos a seguir:

1. *Escribir e axustar a reacción química.*



2. *Ver a relación estequiométrica de moles e traducir dita relación matematicamente, ven mediante unha regra de tres ou o que se chama factores de conversión.*

- a. *Cálculo mediante regras de tres.*

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de CH}_4 \text{ ----- } 1 \text{ mol de CO}_2 \\ 5 \text{ mol de CH}_4 \text{ ----- } x \end{array} \right\} x = 5 \cdot 1 / 1 = 5 \text{ moles CO}_2$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de CH}_4 \text{ ----- } 2 \text{ mol de O}_2 \\ 5 \text{ mol de CH}_4 \text{ ----- } x \end{array} \right\} x = 5 \cdot 2 / 1 = 10 \text{ moles O}_2$$

- b. *Cálculo mediante factores de conversión. Cando utilizamos os factores de conversión pártese sempre do dato do problema, neste caso 5 moles de CH₄.*

$$5 \text{ moles CH}_4 \times (1 \text{ mol CO}_2 / 1 \text{ mol CH}_4) = 5 \text{ moles CO}_2$$

$$5 \text{ moles CH}_4 \times (2 \text{ mol O}_2 / 1 \text{ mol CH}_4) = 10 \text{ moles O}_2$$

Os cocientes (tamén denominados factores de conversión) permítenos eliminar as unidades que non nos interesan e deixar as que nos preguntan.

- **Exemplo 2:** Relacións de masa

- a) *¿Cantos gramos de CaH₂ serán necesarios para obter 100 g de hidróxeno?*

Pasos a seguir:

1. *Escribir e axustar a reacción química.*



2. *Ver a relación estequiométrica de gramos (tamén poderíamos traballar en moles) e traducir dita relación matematicamente, ven mediante unha regra de tres ou o que se chama factores de conversión.*

a. Cálculo mediante regras de tres.

Segundo a reacción química, para obter dous moles de hidróxeno necesítase 1 mol de CaH_2 , e si pasamos os moles a gramos temos:

$$\left. \begin{array}{l} 2 \cdot 2 \text{ g de } \text{H}_2 \text{ ----- } 42 \text{ g de } \text{CaH}_2 \\ 100 \text{ g de } \text{H}_2 \text{ ----- } x \end{array} \right\} x = 100 \cdot 42 / 4 = 1050 \text{ g } \text{CaH}_2$$

b. Cálculo mediante factores de conversión. Cando utilizamos os factores de conversión pátense sempre do dato do problema, neste caso 100 g de H_2 .

$$\cancel{100 \text{ g } \text{H}_2} \times (\cancel{42 \text{ g de } \text{CaH}_2} / \cancel{2 \cdot 2 \text{ g de } \text{H}_2}) =$$

$$= 1050 \text{ g } \text{CaH}_2$$

O cociente (tamén denominado factor de conversión) permítenos eliminar as unidades que no nos interesan e deixar as que nos preguntan

• **Exemplo 3:** Relacións de volume

- a) Na reacción do sodio metal coa auga fórmase hidróxido de sodio e hidróxeno. Determina o volumen de hidróxeno que se pode formar, medido en condicións normais, pola reacción completa de 920 g de Na.

Pasos a seguir:

1. Escribir e axustar a reacción química.



2. Calculamos os moles de hidróxeno a partir dos 920 g de Na.

Según a reacción con 2 moles de Na obtense 1 mol de H_2 , polo tanto:

$$\left. \begin{array}{l} 2 \cdot 23 \text{ g de Na ----- } 1 \text{ mol de } \text{H}_2 \\ 920 \text{ g de Na ----- } x \end{array} \right\} x = 920 \cdot 1 / 46 = 20 \text{ moles } \text{H}_2$$

3. Calculamos o volumen mediante a ecuación dos gases $PV=nRT$ e sabendo que as condicións normais (dato do problema) son: 0 °C e 1 atm de presión.

$$1 \cdot V = 20 \cdot 0,082 \cdot 273 \rightarrow V = 448 \text{ l de } \text{H}_2$$

Obteríamos o mesmo resultado sabendo que 1 mol en condicións normais ocupa 22,4 l

$$V = 20 \cdot 22,4 = 448 \text{ l de } H_2$$

5. Cálculos estequiométricos en reaccións químicas nas que intervén o rendemento.

- **Exemplo 1:** Calcula o rendemento da reacción



sabendo que a partir de 500 g de Fe_2O_3 , con exceso de CO, obteñense 280 g de Fe

Pasos a seguir:

1. *Escribir e axustar a reacción química, en este caso dánnola axustada*



2. *Calculamos os gramos de ferro que se poden obter teóricamente a partir os 500 de Fe_2O_3 .*

$$1 \text{ mol de } Fe_2O_3 = 160 \text{ g}$$

$$500 \text{ g } Fe_2O_3 \times (2 \cdot 56 \text{ g de Fe} / 160 \text{ g de } Fe_2O_3) = \\ = 350 \text{ g Fe teóricos}$$

3. *Calculamos o rendemento.*

$$\text{Rendemento} = (g \text{ reales} / g \text{ teóricos}) \cdot 100 = \\ = (280 / 350) \cdot 100 = 80 \%$$

- **Exemplo 2:** Calcula a cantidade de Fe que se houbera obtido a partir dos 500 g de Fe_2O_3 , se o rendemento da reacción fose só do 60 %.

Aplicando o 60 % a cantidade teórica, obtemos:

$$350 \cdot 60/100 = 210 \text{ g de Fe}$$

Se o resolvemos por regra de tres, temos

$$\left. \begin{array}{ll} 350 \text{ g Fe} & \text{-----} \quad 100\% \text{ rendemento} \\ x \text{ g Fe} & \text{-----} \quad 60\% \text{ rendemento} \end{array} \right\} x = 350 \cdot 60/100 = 210 \text{ g de Fe}$$

6. Cálculos estequiométricos en reaccións químicas nas que interveñen impurezas.

- **Exemplo 1:** Calcula a cantidade de CaCl_2 , sabendo que se fai reaccionar 800 g dunha caliza (CaCO_3) do 60 % de pureza con exceso de ácido clorhídrico.

Pasos a seguir:

1. *Escribir e axustar a reacción química.*



2. *Calculamos a cantidade de caliza que realmente interven na reacción. Será o 60 % da que partimos*

$$800 \text{ g CaCO}_3 \times (60 / 100) = 480 \text{ g de CaCO}_3$$

3. *Segundo a reacción sabemos que 1 mol de caliza (100 g) da lugar a 1 mol de CaCl_2 (111 g), polo tanto:*

$$\begin{aligned} & \cancel{480 \text{ g CaCO}_3} \times (\cancel{111 \text{ g de CaCl}_2} / \cancel{100 \text{ g de CaCO}_3}) = \\ & = 532,8 \text{ g CaCl}_2 \end{aligned}$$

- **Exemplo 2:** Calcula a pureza dun pedazo de sodio impuro (Na), sabendo que o facer reaccionar 120 g do mesmo dá lugar a 160 g de NaOH.

Pasos a seguir:

1. *Escribir e axustar a reacción química.*



2. *Calculamos os gramos de sodio dos que partimos en realidade, sabendo o que se obtén de NaOH.*

Segundo a reacción con 2 moles de Na obtéñense 2 mol de NaOH, polo tanto:

$$\left. \begin{array}{l} 40 \text{ g de NaOH} \text{ ----- } 23 \text{ g mol de Na} \\ 160 \text{ g de NaOH} \text{ ----- } x \end{array} \right\} x = 160 \times 23 / 40 = 92 \text{ g Na}$$

3. *Calculamos a pureza do Na*

$$\begin{aligned} \% \text{ Pureza} &= (\text{Cantidad real} / \text{Cantidad teórica}) \times 100 = \\ &= 100 \times (92 / 120) = 76,6 \% \end{aligned}$$

7. Cálculos estequiométricos en reaccións químicas nas que interveñen sustancias en disolución.

- **Exemplo 1:** ¿Qué cantidade de Zn reaccionará con 600 ml dunha disolución 2,5 M de HCl?

Pasos a seguir:

1. *Escribir e axustar a reacción química.*



2. *Calculamos os moles de disolución de HCl dispoñibles.*

$$600 \text{ ml de } \cancel{\text{dón HCl}} \times \cancel{\left(\frac{1 \text{ L } \cancel{\text{dón HCl}}}{1000 \text{ ml } \cancel{\text{dón HCl}}} \right)} \times \cancel{\left(\frac{2.5 \text{ moles HCl}}{1 \text{ L } \cancel{\text{dón HCl}}} \right)} = 1,5 \text{ moles HCl}$$

NOTA: disolución = dóñ

3. *Segundo a reacción sabemos que 2 moles de HCl reaccionan con 1 mol de Zn (65,4 g), polo tanto:*

$$\cancel{1,5 \text{ moles HCl}} \times \cancel{\left(\frac{65,4 \text{ g de Zn}}{2 \text{ moles HCl}} \right)} = 49,05 \text{ g Zn}$$

- **Exemplo 2:** ¿Qué volume dunha disolución 3,2 M de HCl será necesario para que reaccionen totalmente 3,27 g de Zn?

Pasos a seguir:

1. *Escribir e axustar a reacción química.*



2. *Calculamos os moles de HCl necesarios para consumir todo o Zn.*

Segundo a reacción sabemos que 2 moles de HCl reaccionan con 1 mol de Zn (65.4 g), polo tanto:

$$\cancel{3,27 \text{ g de Zn}} \times \cancel{\left(\frac{2 \text{ moles HCl}}{65.4 \text{ g Zn}} \right)} = 0,1 \text{ moles HCl}$$

3. *Segundo a definición de molaridade, sabemos que:*

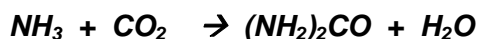
$$M = n^\circ \text{ moles} / \text{volumen } \cancel{\text{dón}};$$

$$\cancel{V_{\text{dón}}} = n^\circ \text{ moles} / M = 0,1 / 3,2 = 0,0312 \text{ l } \cancel{\text{dón}}, \text{ é dicir:}$$

V dóñ = 31,2 ml ; NOTA: disolución = dóñ

8. Cálculos estequiométricos en reaccións químicas nas que temos reactivo limitante.

- **Exemplo 1:** A urea prepárase a partir de NH_3 e CO_2 , según a reacción:

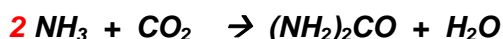


Si partimos de 27,2 g de NH_3 e 132 g de CO_2

- ¿Que cantidade de urea se obtén?
- ¿Cal é o reactivo limitante?
- ¿Canto sobra do reactivo que está en exceso?

Pasos a seguir:

1. *Escribir e axustar a reacción química.*



2. *Calculamos os gramos ou moles de reactivos necesarios para que reaccionen en proporción estequiométrica, e dicir, 2 de NH_3 a 1 de CO_2 . Vamos a traballar a través do número de moles (é o máis aconsellable xa que é a unidade fundamental de masa en química)*

- a) *Cálculo do número de moles de NH_3 e CO_2*

$$\cancel{272 \text{ g de } \text{NH}_3} \times \cancel{(1 \text{ mol } \text{NH}_3 / 17 \text{ g } \text{NH}_3)} =$$
$$= 16 \text{ moles } \text{NH}_3$$

$$\cancel{132 \text{ g de } \text{CO}_2} \times \cancel{(1 \text{ mol } \text{CO}_2 / 44 \text{ g } \text{CO}_2)} =$$
$$= 3 \text{ moles } \text{CO}_2$$

3. *Como xa dixemos, segundo a reacción sabemos que 2 moles de NH_3 reaccionan con 1 mol de CO_2 , polo tanto:*

$$\cancel{16 \text{ moles } \text{NH}_3} \times \cancel{(1 \text{ mol de } \text{CO}_2 / 2 \text{ moles } \text{NH}_3)} =$$
$$= 8 \text{ moles de } \text{CO}_2$$

*Para que reaccionase todo o NH_3 necesitaríamos 8 moles de CO_2 , e como só temos 3 moles, este será o reactivo que limita o proceso (**reactivo limitante**)*

4. *Unha vez que sabemos cal é o reactivo limitante debemos facer os cálculos a partir do dato do mesmo. Polo tanto:*



a) ¿Que cantidade de urea obtense?

$$\begin{aligned}
 & 3 \text{ moles } \text{CO}_2 \times (1 \text{ mol de urea} / 1 \text{ mol } \text{CO}_2) \times \\
 & \times (60 \text{ g de urea} / 1 \text{ mol urea}) = \\
 & = 180 \text{ g de urea}
 \end{aligned}$$

NOTA; Utilizamos dous factores de conversión consecutivos indicados en vermello.

b) ¿Cal é o reactivo limitante? A pregunta xa está contestada aínda que a mesma se faga no apartado b. Sempre temos que determinar en primeiro lugar o reactivo limitante estea a pregunta no apartado que estea.

c) ¿Cal é a cantidade en exceso?. Está claro que a cantidade en exceso é a que non reaccionou. Imos calculala partindo como non do reactivo limitante

$$\begin{aligned}
 & 3 \text{ moles } \text{CO}_2 \times (2 \text{ moles de } \text{NH}_3 / 1 \text{ mol } \text{CO}_2) \times \\
 & \times (17 \text{ g de } \text{NH}_3 / 1 \text{ mol } \text{NH}_3) = \\
 & = 102 \text{ g de } \text{NH}_3
 \end{aligned}$$

Se restamos respecto a cantidade inicial teremos o que sobrou de amoníaco (NH_3), é dicir:

$$\text{Reactivo en exceso} = 272 - 102 = 170 \text{ g de } \text{NH}_3$$