HOJA DE EJERCICIOS · QUÍMICA · 4.º DE ESO Y 1.º DE BACHILLERATO

Estequiometría

Intenta cada ejercicio por tu cuenta, en el hueco de debajo. Las soluciones, paso a paso, están al final de la hoja. La teoría, los ejemplos explicados y un test rápido están en la guía: **metodonmv.com/profesores-clases-quimica/estequiometria/**

1 $4\,\mathrm{Fe} + 3\,\mathrm{O_2} \rightarrow 2\,\mathrm{Fe_2O_3}$. ¿Cuántos gramos de óxido se forman a partir de $11{,}2\,\mathrm{g}$ de hierro? (Fe $= 56$, O $= 16$)

2 $\mathrm{CH_4} + 2\,\mathrm{O_2} \rightarrow \mathrm{CO_2} + 2\,\mathrm{H_2O}$. Se queman $32\,\mathrm{g}$ de metano. Calcula los gramos de $\mathrm{O_2}$ necesarios y los de $\mathrm{CO_2}$ que salen. (C $= 12$, H $= 1$, O $= 16$)

3 $2\,\mathrm{Na} + \mathrm{Cl_2} \rightarrow 2\,\mathrm{NaCl}$. Se mezclan $6{,}9\,\mathrm{g}$ de sodio y $7{,}1\,\mathrm{g}$ de cloro. Halla el limitante, los gramos de NaCl y el sobrante. (Na $= 23$, Cl $= 35{,}5$)

4 $2\,KClO_3 \rightarrow 2\,KCl + 3\,O_2$. De $24{,}5\,g$ de clorato se recogen $7{,}2\,g$ de oxígeno. ¿Cuál es el rendimiento? (K $= 39$, Cl $= 35{,}5$, O $= 16$)

5 $Zn + 2\,HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$. Se hacen reaccionar $10\,g$ de un zinc del $65\,\%$ de pureza. ¿Qué volumen de H_2 se recoge en condiciones normales? (Zn $= 65$)

6 En $C_3H_8 + 5\,O_2 \rightarrow 3\,CO_2 + 4\,H_2O$, ¿cuántos moles de O_2 hacen falta para quemar $3\,mol$ de propano? ¿Y cuántos litros de CO_2 salen en condiciones normales?

7 SELECTIVIDAD DE MADRID · QUÍMICA · ORDINARIA 2023

Una muestra que contiene sulfuro de calcio se trata con ácido nítrico concentrado hasta reacción completa, según: $CaS + HNO_3 \rightarrow NO + SO_2 + Ca(NO_3)_2 + H_2O$

a) (1 punto) Escriba y ajuste por el método del ion electrón las reacciones de oxidación, reducción, iónica y molecular. **b)** (1 punto) Sabiendo que al tratar 35 g de la muestra con exceso de ácido se obtienen $20{,}3$ L de NO, medidos a 30 °C y 780 mm Hg, calcule la riqueza en CaS de la muestra.

Datos. Masas atómicas (u): S = 32; Ca = 40. $R = 0{,}082$ atm·L·mol^{-1}·K^{-1}.

8

EJEMPLO DE LA GUÍA: REHAZLO SIN MIRAR

En $2\,H_2 + O_2 \rightarrow 2\,H_2O$ se queman $8\,g$ de hidrógeno. Calcula los gramos de agua que se forman y los gramos de oxígeno que se necesitan. (H $= 1$, O $= 16$)

9

EJEMPLO DE LA GUÍA: REHAZLO SIN MIRAR

El magnesio reacciona con el ácido clorhídrico: $Mg + 2\,HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$. ¿Qué volumen de hidrógeno, en condiciones normales, se obtiene con $4{,}86\,g$ de Mg? (Mg $= 24{,}3$)

10

EJEMPLO DE LA GUÍA: REHAZLO SIN MIRAR

Se mezclan $28\,g$ de N_2 y $8\,g$ de H_2 según $N_2 + 3\,H_2 \rightarrow 2\,NH_3$. Halla el reactivo limitante, los gramos de NH_3 que se forman y los gramos que sobran del reactivo en exceso. (N $= 14$, H $= 1$)

¿Se atasca con estos ejercicios? Reserva una llamada de 15 minutos y vemos dónde se pierde. Tú eliges día y hora.

metodonmv.es/llamada
o WhatsApp 611 60 89 98

SOLUCIONES

Estequiometría

1 $n(\mathrm{Fe}) = 11{,}2/56 = 0{,}2\,\mathrm{mol}$.

Por la proporción $4:2$, $n(\mathrm{Fe_2O_3}) = 0{,}1\,\mathrm{mol}$.

$M_m(\mathrm{Fe_2O_3}) = 2\cdot 56 + 3\cdot 16 = 160$, así que $m = 0{,}1\cdot 160 = 16\,\mathrm{g}$.

2 $n(\mathrm{CH_4}) = 32/16 = 2\,\mathrm{mol}$.

$\mathrm{O_2}$: $2\cdot 2 = 4\,\mathrm{mol}$, que son $4\cdot 32 = 128\,\mathrm{g}$.

$\mathrm{CO_2}$: $2\,\mathrm{mol}$, que son $2\cdot 44 = 88\,\mathrm{g}$.

3 $n(\mathrm{Na}) = 6{,}9/23 = 0{,}3\,\mathrm{mol}$ y $n(\mathrm{Cl_2}) = 7{,}1/71 = 0{,}1\,\mathrm{mol}$.

Cocientes: Na $0{,}3/2 = 0{,}15$ y $\mathrm{Cl_2}$ $0{,}1/1 = 0{,}1$. Limita el cloro.

Con $0{,}1\,\mathrm{mol}$ de $\mathrm{Cl_2}$ salen $0{,}2\,\mathrm{mol}$ de NaCl: $0{,}2\cdot 58{,}5 = 11{,}7\,\mathrm{g}$.

Gastan $0{,}2\,\mathrm{mol}$ de Na, así que sobran $0{,}1\,\mathrm{mol}$, es decir, $2{,}3\,\mathrm{g}$.

4 $M_m(\mathrm{KClO_3}) = 122{,}5$, así que $n = 24{,}5/122{,}5 = 0{,}2\,\mathrm{mol}$.

Salen teóricamente $0{,}3\,\mathrm{mol}$ de $\mathrm{O_2}$, que son $0{,}3\cdot 32 = 9{,}6\,\mathrm{g}$.

$\eta = 7{,}2/9{,}6\cdot 100 = 75\,\%$.

5 Zn puro: $10\cdot 0{,}65 = 6{,}5\,\mathrm{g}$, que son $6{,}5/65 = 0{,}1\,\mathrm{mol}$.

Relación $1:1$: salen $0{,}1\,\mathrm{mol}$ de $\mathrm{H_2}$.

$V = 0{,}1\cdot 22{,}4 = 2{,}24\,\mathrm{L}$.

6 Por cada mol de propano se gastan 5 mol de $\mathrm{O_2}$: $3\cdot 5 = 15\,\mathrm{mol}$.

Salen $3\cdot 3 = 9\,\mathrm{mol}$ de $\mathrm{CO_2}$, que ocupan $9\cdot 22{,}4 = 201{,}6\,\mathrm{L}$.

7 **a)** El azufre pasa de -2 (en el S^{2-}) a $+4$ (en el SO_2): pierde 6 electrones.

$$S^{2-} + 2\,H_2O \rightarrow SO_2 + 4\,H^+ + 6\,e^-$$

El nitrógeno pasa de $+5$ a $+2$: gana 3 electrones. Se multiplica por 2 para igualar los 6 electrones:

$$2\left(NO_3^- + 4\,H^+ + 3\,e^- \rightarrow NO + 2\,H_2O\right)$$

Al sumar y simplificar el agua y los protones que se repiten, queda la reacción iónica:

$$S^{2-} + 2\,NO_3^- + 4\,H^+ \rightarrow SO_2 + 2\,NO + 2\,H_2O$$

Para la molecular se añade el Ca^{2+} y dos NO_3^- más como espectadores (de ahí los 4 HNO_3):

$$CaS + 4\,HNO_3 \rightarrow SO_2 + 2\,NO + Ca(NO_3)_2 + 2\,H_2O$$

b) Moles de NO desprendidos, con la presión en atm ($780/760 = 1{,}026$ atm) y $T = 303$ K:

$$n(NO) = \frac{pV}{RT} = \frac{1{,}026 \cdot 20{,}3}{0{,}082 \cdot 303} = 0{,}839\ \text{mol}$$

La reacción ajustada da 2 mol de NO por cada mol de CaS. Con $M(CaS) = 40 + 32 = 72$ g/mol:

$$n(CaS) = \frac{0{,}839}{2} = 0{,}419\ \text{mol} \qquad m(CaS) = 0{,}419 \cdot 72 = 30{,}2\ \text{g}$$

Riqueza: gramos de CaS puro entre gramos de muestra:

$$\text{riqueza} = \frac{30{,}2}{35} \cdot 100 = 86\ \%$$

Resultado: a) $CaS + 4\,HNO_3 \rightarrow SO_2 + 2\,NO + Ca(NO_3)_2 + 2\,H_2O$ · **b)** riqueza $\approx 86\ \%$ en CaS

8 Masas molares: $M_m(H_2) = 2\,\text{g/mol}$, $M_m(O_2) = 32\,\text{g/mol}$, $M_m(H_2O) = 18\,\text{g/mol}$.

Moles de hidrógeno:

$$n(H_2) = \frac{8}{2} = 4\,\text{mol}$$

Proporción de la ecuación: 2 mol de H_2 dan 2 mol de H_2O y gastan 1 mol de O_2. Por tanto:

$$n(H_2O) = 4\,\text{mol} \qquad n(O_2) = 2\,\text{mol}$$

A gramos:

$$m(H_2O) = 4 \cdot 18 = 72\,\text{g} \qquad m(O_2) = 2 \cdot 32 = 64\,\text{g}$$

Comprobación: $8 + 64 = 72$. La masa de los reactivos es igual que la del producto.

Resultado: Se forman $72\,\text{g}$ de agua y se gastan $64\,\text{g}$ de oxígeno.

9 Moles de magnesio:

$$n(Mg) = \frac{4{,}86}{24{,}3} = 0{,}2\,\text{mol}$$

La relación Mg : H_2 es 1 : 1, así que se forman $0{,}2\,\text{mol}$ de H_2.

A litros, con 22,4 L por mol:

$$V = 0{,}2 \cdot 22{,}4 = 4{,}48\,\text{L}$$

Resultado: $4{,}48\,\text{L}$ de H_2

10 Moles de cada reactivo:

$$n(\mathrm{N_2}) = \frac{28}{28} = 1\,\mathrm{mol} \qquad n(\mathrm{H_2}) = \frac{8}{2} = 4\,\mathrm{mol}$$

Moles entre coeficiente:

$$\mathrm{N_2}:\ \frac{1}{1} = 1 \qquad \mathrm{H_2}:\ \frac{4}{3} = 1{,}33$$

El menor es el del $\mathrm{N_2}$: **limita el nitrógeno**. Se gasta entero.

Con 1 mol de $\mathrm{N_2}$ se forman 2 mol de $\mathrm{NH_3}$ y se gastan 3 mol de $\mathrm{H_2}$:

$$m(\mathrm{NH_3}) = 2 \cdot 17 = 34\,\mathrm{g}$$

Del hidrógeno sobran:

$$4 - 3 = 1\,\mathrm{mol} \ \rightarrow\ 1 \cdot 2 = 2\,\mathrm{g}$$

Comprobación: $28 + 8 = 36$ y $34 + 2 = 36$.

Resultado: Limita el $\mathrm{N_2}$. Se forman $34\,\mathrm{g}$ de $\mathrm{NH_3}$ y sobran $2\,\mathrm{g}$ de $\mathrm{H_2}$.

¿Se atasca con estos ejercicios? Reserva una llamada de 15 minutos y vemos dónde se pierde. Tú eliges día y hora.

metodonmv.es/llamada
o WhatsApp 611 60 89 98