

1. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS: VOLUMES CON GASES.

1.1. Mestúranse 2 L de acetileno (etino) con 9 L de osíxeno medido nas mesmas condicións. Prodúcese a combustión completa do acetileno e vólvese ás condicións iniciais, quedando a auga en estado gasoso. Calcula:

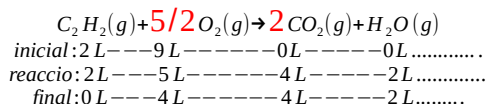
a) O volume da mestura gasosa final. b) composición % en volume. c) composición % en masa.

1. Escribimos a reacción e axustámola: $C_2H_2(g) + 5/2 O_2(g) \rightarrow 2 CO_2(g) + H_2O(g)$

2. a) Determinamos a relación de volumes: $\frac{5 L O_2}{2 L C_2H_2} \quad \frac{2 L CO_2}{1 L C_2H_2} \quad \frac{1 L H_2O}{1 L C_2H_2}$

2. b) Determinamos a relación de volumes entre o O_2 e o etino nas condicións iniciais. $\frac{9 L O_2}{2 L C_2H_2}$

Deducimos que reaccionan os 2 L de etino e calculamos cantos reaccionan de O_2 .



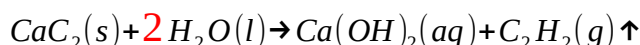
a) $V_T = 10 L$ b) $\% O_2 = \frac{4}{10} \cdot 100 = 40\% = \% CO_2$; $\% H_2O = \frac{2}{10} \cdot 100 = 20\%$

c) $m_T = 4 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g/mol} + 4 \text{ mol} \cdot 44 \text{ g/mol} + 2 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g/mol} = 340 \text{ g}$ $\% O_2 = \frac{4 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g/mol}}{340 \text{ g}} \cdot 100 = 37,65\%$

$\% CO_2 = \frac{4 \text{ mol} \cdot 44 \text{ g/mol}}{340 \text{ g}} \cdot 100 = 51,76\%$ $\% H_2O = \frac{2 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g/mol}}{340 \text{ g}} \cdot 100 = 10,59\%$

(Sol: a) $V_T = 10 L$. b) $\% O_2 = \% CO_2 = 40\%$, $\% H_2O = 20\%$. c) $\% O_2 = 37,65\%$, $\% CO_2 = 51,76\%$, $\% H_2O = 10,59\%$)

1.2. Ao engadir auga ao carburo de calcio CaC_2 , prodúcese hidróxido de calcio e etino (ou acetileno), C_2H_2 . Calcula a masa de carburo de calcio e de auga que se necesita para obter 4,1 L de acetileno, medidos a 27 °C e 1760 mm Hg.



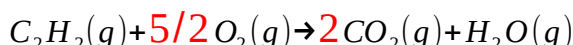
Relacións molares $\frac{1 \text{ mol } CaC_2}{1 \text{ mol } C_2H_2}$; $\frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } C_2H_2}$ $PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{1760 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} \cdot 4,1 L}{0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 300 K} = 0,386 \text{ mol}$

$m_{CaC_2} = n_{CaC_2} \cdot P_{CaC_2} = \frac{1 \text{ mol } CaC_2}{1 \text{ mol } C_2H_2} \cdot 0,386 \text{ mol } C_2H_2 \cdot (40 + 24) \text{ g/mol} = 24,7 \text{ g de } CaC_2$

$m_{H_2O} = n_{H_2O} \cdot P_{H_2O} = \frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } C_2H_2} \cdot 0,386 \text{ mol } C_2H_2 \cdot 18 \text{ g/mol} = 13,9 \text{ g de } H_2O$

(Sol: $m_{C_2H_2} = 24,7 \text{ g}$, $m_{H_2O} = 13,9 \text{ g}$)

1.3. Que volume de aire en c.n. é necesario para queimar completamente 100g de acetileno, C_2H_2 ? (considera que o aire contén un 21% en volume de osíxeno molecular).



Calculamos os moles de acetileno: $n_{C_2H_2} = \frac{100 \text{ g}}{24 + 2 \text{ g/mol}} = 3,846 \text{ mol de } C_2H_2$ que equivalen a 3,846 L de C_2H_2 .

A relación é $\frac{5/2 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } C_2H_2}$ polo que os moles de O_2 son: $\frac{5/2 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } C_2H_2} \cdot 3,846 \text{ mol } C_2H_2 = 9,615 \text{ mol de } O_2$ O volume de O_2 en

c. n. será: $PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{9,615 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 273 K}{1 \text{ atm}} = 215,24 L \text{ de } O_2$ o de aire será:

$$21 = \frac{V_{O_2}}{V_T} \cdot 100 \Rightarrow V_T = \frac{100}{21} \cdot V_{O_2} = \frac{100}{21} \cdot 215,24 L \text{ de } O_2 = 1024,96 L \text{ de aire}$$

(Sol: 1024,96 L de aire)

2. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS: REACTIVO LIMITANTE.

2.1. O óxido de bario BaO pode reaccionar co osíxeno do aire para dar peróxido de bario BaO_2 . Que masa de produto se forma ao reaccionar 5 kg de BaO co osíxeno contido nunha sala de 18 m³ chea de aire a 20 °C e 710 mm de Hg (21% en volume de O_2 no aire)? Que masa de reactivo queda sen reaccionar?



Determinamos a relación de moles: $\frac{1/2 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } BaO}$ e $\frac{1 \text{ mol } BaO_2}{1 \text{ mol } BaO}$

Calculamos os moles de O_2 : $n_{O_2} = \frac{\frac{710 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg}} \cdot 18000 \text{ L} \cdot \frac{20}{100}}{0,082 \cdot 293} = 146,98 \text{ moles de } O_2$

e os moles de BaO: $n_{BaO} = \frac{5000 \text{ g}}{137+16 \text{ g/mol}} = 32,68 \text{ moles de BaO}$ e a relación $\frac{146,98 \text{ mol } O_2}{32,68 \text{ mol BaO}} = 4,5$ o limitante é o

BaO. Sobra O_2 . Os moles que reaccionan son: $n_{O_2} = \frac{1/2 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol BaO}} \cdot 32,68 \text{ mol BaO} = 16,34 \text{ mol } O_2$

A cantidade de O_2 sobrante é: $n_{O_2} = 146,98 \text{ mol} - 16,34 \text{ mol} = 130,64 \text{ mol de } O_2$

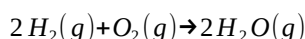
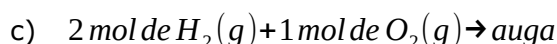
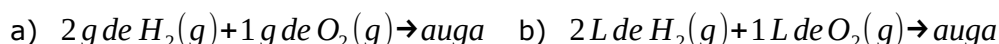
$m_{O_2} = 130,64 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g/mol} = 4180,48 \text{ g de } O_2$

Para a masa de BaO_2 calculamos n que se forman: son 32,68 mol de BaO_2 . Polo que a masa que se forma é:

$m_{BaO_2} = 32,68 \text{ mol} \cdot (137+32) \text{ g/mol} = 5522,92 \text{ g de } BaO_2$

(Sol: $m_{BaO_2} = 5522,92 \text{ g}$; $m_{O_2}(\text{sen reacc}) = 4180,48 \text{ g}$)

2.2. Indica que reactivo está en exceso nos seguintes casos. Calcula para todos a masa de auga formada en c.n.

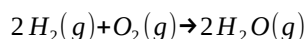


A relación de reacción é: $\frac{2 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol } O_2} \Leftrightarrow \frac{2 \text{ L } H_2}{1 \text{ L } O_2}$ $\frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } O_2} \Leftrightarrow \frac{2 \text{ L } H_2O}{1 \text{ L } O_2}$ a) $\frac{\frac{2 \text{ g } H_2}{2 \text{ g/mol}}}{\frac{1 \text{ g } O_2}{32 \text{ g/mol}}} = 32$ sobra H_2 . Fórmase:

$m_{H_2O} = 2/32 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g/mol} = 1,125 \text{ g de } H_2O$ b) estequiométrico. Fórmase en c.n.: $2 \text{ L } H_2(g) + 1 \text{ L } O_2(g) \rightarrow 2 \text{ L } H_2O(g)$

$n_{H_2O} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}}{0,082 \cdot 273} = 0,0893 \text{ moles de } H_2O$ $m_{H_2O} = 0,0893 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g/mol} = 1,608 \text{ g de } H_2O$ c) Estequiométrico. Fórmase

2 mol de H_2O : $m_{H_2O} = 2 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g/mol} = 36 \text{ g de } H_2O$



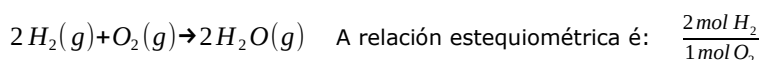
inicial: 1 mol - 1/32 mol - - 0 mol - - i

reacc: 1 mol - 1/32 mol - - 2/32 mol - - i

final: 30/32 mol - 0 mol - - 2/32 mol - - i

(Sol: a) exceso H_2 . $m_{H_2O} = 1,125 \text{ g}$; b) estequiométrico. $m_{H_2O} = 1,61 \text{ g}$; c) estequiométrico. $m_{H_2O} = 32 \text{ g}$)

2.3. Nun recipiente de 1 dm^3 hai unha mestura de O_2 e H_2 a $0,1 \text{ atm}$ e 300 K . Dita mestura contén un 20% de masa en H_2 . Se se fai saltar unha faísca, a mestura reacciona para dar auga en estado gas. Determina a masa de auga que se forma.



Calculamos os moles totais: $n_T = \frac{0,1 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L}}{0,082 \cdot 300} = 4,07 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$. Calculamos a masa total: $20 = \frac{m_{H_2}}{m_T} \cdot 100 \Rightarrow m_{H_2} = \frac{20}{100} \cdot m_T$

$n_T = n_{H_2} + n_{O_2} = \frac{m_{H_2}}{P_{m_{H_2}}} + \frac{m_{O_2}}{P_{m_{O_2}}} = \left(\frac{0,2}{2 \text{ g/mol}} + \frac{0,8}{32 \text{ g/mol}} \right) m_T = 4,07 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \Rightarrow m_T = \frac{4,07 \cdot 10^{-3}}{0,125} = 3,256 \cdot 10^{-2} \text{ g total}$

Calculamos os moles cada reactivo: $n_{H_2} = \frac{0,2 \cdot m_T}{P_{m_{H_2}}} = \frac{0,2 \cdot m_T}{2 \text{ g/mol}} = 32,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ $n_{O_2} = \frac{0,8 \cdot m_T}{P_{m_{O_2}}} = \frac{0,8 \cdot m_T}{32 \text{ g/mol}} = 8,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

Calculamos o reactivo limitante: vai ser o O_2 , xa que tería que reaccionar $n_{H_2} = 2 \cdot n_{O_2} = 2 \cdot 8,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = 16,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$.

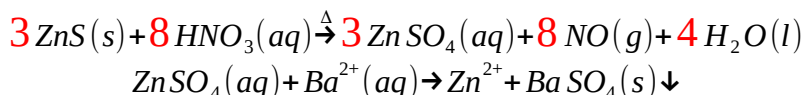
Os moles de H_2O que se forman son os mesmos que de H_2 : $n_{H_2O} = n_{H_2} = 16,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

Calculamos a masa de auga que se forma: $m_{H_2O} = n_{H_2O} \cdot P_{m_{H_2O}} = 16,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 18 \text{ g/mol} = 0,0293 \text{ g de } H_2O$

(Sol: $m_{H_2O} = 0,0293 \text{ g}$)

3. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS: IMPUREZAS INERTES.

3.1. Trátanse 0,9364 g de blenda con HNO_3 concentrado. Así, todo o S pasa a $ZnSO_4$, que posteriormente precipita ao engadirle ions Ba^{2+} como $BaSO_4$. Sabendo que o precipitado ten unha masa de 1,878 g, calcula a porcentaxe de ZnS na mostra de blenda analizada.



Determinamos a relación de moles: $\frac{1 \text{ mol } ZnSO_4}{1 \text{ mol } ZnS}$ e $\frac{1 \text{ mol } BaSO_4}{1 \text{ mol } ZnSO_4}$ combinando $\frac{1 \text{ mol } BaSO_4}{1 \text{ mol } ZnS}$

calculamos o n_{BaSO_4} : $n_{BaSO_4} = \frac{1,878 \text{ g}}{(64 + 32 + 137) \text{ g/mol}} = 8,06 \cdot 10^{-3} \text{ moles de } BaSO_4$

calculamos a m_{ZnS} : $m_{ZnS} = n_{ZnS} \cdot P_{m_{ZnS}} = 8,06 \cdot 10^{-3} \cdot (32 + 65) \text{ g/mol} = 0,7818 \text{ g de } ZnS$

calculamos a % de ZnS na blenda: $\% ZnS = \frac{0,7818 \text{ g } ZnS}{0,9364 \text{ g}} \cdot 100 = 83,5 \%$

(Sol: 83,5% de ZnS na mostra de blenda)

3.2. Que volume de dióxido de carbono (CO_2), medido en condicións normais de presión e temperatura se pode obter na descomposición térmica de 1 Kg de carbonato de calcio ($CaCO_3$) que contén un 45% de impurezas inertes? Na reacción fórmase ademais óxido de calcio (CaO).



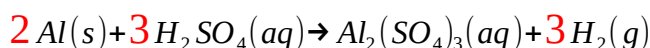
moles de carbonato que reaccionan: $n_{CaCO_3} = \frac{1000 \text{ g} \cdot \frac{55}{100}}{40 + 12 + 48 \text{ g/mol}} = 5,5 \text{ moles de } CaCO_3$

a relación de moles é: $\frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{1 \text{ mol } CO_2}$ e se forman 5,5 moles de CO_2 . O volume en c.n. será:

$$V_{CO_2} = \frac{5,5 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 123,12 \text{ L de } CO_2$$

(Sol: $V_{CO_2} = 123,12 \text{ L}$)

3.3. Temos 10 g dun mineral que contén aluminio e impurezas inertes. Se o facemos reaccionar con ácido sulfúrico obtemos tris(tetraoxidosulfato) de dialuminio e 4,24 L de H_2 a 800 mm Hg e 27 °C. Que porcentaxe de aluminio ten o mineral?



Calculamos os moles de H_2 : $n_{H_2} = \frac{\frac{800 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg}} \cdot 4,24 \text{ L}}{0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 300 \text{ K}} = 0,1814 \text{ moles de } H_2$

Calculamos os moles de Al : $n_{Al} = \frac{2}{3} n_{H_2} = \frac{2}{3} \cdot 0,1814 \text{ moles } H_2 = 0,121 \text{ mol de } Al$

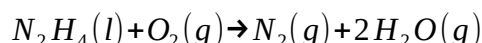
Calculamos a masa de Al : $m_{Al} = n_{Al} \cdot P_{m_{Al}} = 0,121 \text{ mol de } Al \cdot 27 \text{ g/mol} = 3,266 \text{ g}$ e a%:

$$\%_{Al} = \frac{m_{Al}}{m_T} \cdot 100 = \frac{3,266 \text{ g}}{10} \cdot 100 = 32,66$$

(Sol: $V_{CO_2} = 32,66 \%$)

4. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS: RENDEMENTO.

4.1. A reacción de combustión da hidracina é:



ao queimarse 1t de N_2H_4 fórmanse 313 m³ de N_2 , en c.n., cal é o rendemento da reacción?

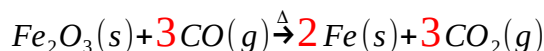
A relación de produto en relación ao reactivo é: $\frac{1 \text{ mol } N_2}{1 \text{ mol } N_2H_4}$. Calcularemos os moles de cada composto.

$$n_{N_2H_4} = \frac{1000000 \text{ g}}{28+4 \text{ g/mol}} = 31250 \text{ moles de } N_2H_4 \quad n_{N_2} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 313000 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot 273 \text{ K}} = 13982 \text{ moles de } N_2$$

$$R = \frac{n_{N_2 \text{ obt}}}{n_{N_2 \text{ teor}}} \cdot 100 = \frac{13982}{31250} \cdot 100 = 44,74 \%$$

(Sol: R=44,74 %)

4.2. A hematita, Fe_2O_3 é un mineral moi importante na industria para producir ferro. O metal libre obtense pola reacción da hematita co CO e obtense ademais CO_2 . A partir da ecuación química calcula a masa de ferro que se pode obter a partir de 2t dun mineral cunha pureza do 65% en óxido se o rendemento da reacción é do 45%. Que volume de CO_2 , medido en c.n. se formará?



Calculamos as relacións molares: $\frac{3 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } Fe_2O_3} \quad \frac{2 \text{ mol } Fe}{1 \text{ mol } Fe_2O_3}$

Calculamos os moles de Fe_2O_3 que temos: $n_{Fe_2O_3} = \frac{2000000 \text{ g}}{56 \cdot 2 + 48 \text{ g/mol}} \cdot \frac{65}{100} = 8125 \text{ moles de } Fe_2O_3$

Calculamos os moles de Fe que teriamos que obter: $n_{Fe} = \frac{2 \text{ mol } Fe}{1 \text{ mol } Fe_2O_3} \cdot 8125 \text{ mol} \cdot \frac{45}{100} = 7312,5 \text{ moles de } Fe$

Calculamos a masa de Fe: $m_{Fe} = 7312,5 \text{ mol } Fe \cdot 56 \text{ g/mol} = 4,1 \cdot 10^5 \text{ g de } Fe$

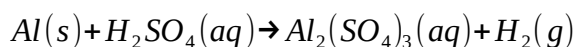
Calculamos os moles de CO_2 que teriamos que obter e o volume:

$$n_{CO_2} = \frac{3 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } Fe_2O_3} \cdot 8125 \text{ mol} \cdot \frac{45}{100} = 10968,75 \text{ moles de } CO_2$$

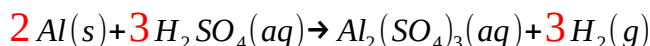
$$V_{CO_2} = \frac{10968,75 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 2,46 \cdot 10^5 \text{ L de } CO_2$$

(Sol: $m_{Fe} = 4,1 \cdot 10^5 \text{ g}$; $V_{CO_2} = 2,46 \cdot 10^5 \text{ L}$)

4.3. Fanse reaccionar 9 g de aluminio con ácido sulfúrico segundo a ecuación:



Se a masa de hidróxeno obtida é de 0,6 g calcula o rendemento da reacción.



Os moles de Al: $n_{Al} = \frac{m_{Al}}{P_{m_{Al}}} = \frac{9}{27 \text{ g/mol}} = 1/3 \text{ mol Al}$ Os moles de H_2 teóricos: $n_{H_2} = \frac{3}{2} n_{Al} = \frac{3}{2} \cdot \frac{1}{3} = 0,5 \text{ mol de } H_2$

a masa de H_2 teórica: $m_{H_2} = 0,5 \text{ mol} \cdot 2 \text{ g/mol} = 1 \text{ g de } H_2$ o rendemento: $R = \frac{m_{\text{exp}}}{m_{\text{teor}}} \cdot 100 = \frac{0,6}{1} \cdot 100 = 60 \%$

(Sol: R=60%)