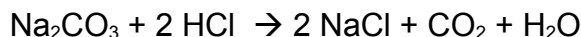


Boletín de exercicios

1.-O Na_2CO_3 reacciona co HCl dando NaCl, CO_2 e auga. Calcule a masa de dióxido de carbono e de auga que se obtén ao reaccionar completamente 15,0 g de carbonato de sodio



Calculamos a masa de CO_2 que se obtén:

$$15,0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 6,23 \text{ g CO}_2$$

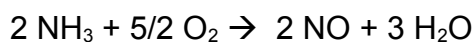
Calculamos a masa de auga que se obtén:

$$15,0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 2,55 \text{ g H}_2\text{O}$$

2.-A oxidación catalítica do amoníaco por medio de osíxeno produce monóxido de nitróxeno e auga.

a) Calcula o volume de osíxeno necesario, a 273 K e 1 atm, para producir 60,0 g de monóxido de nitróxeno gas.

b) Calcula a cantidade de auga producida.



O volume de osíxeno nesas condicións será:

$$60,0 \text{ g NO} \frac{1 \text{ mol NO}}{30 \text{ g NO}} \frac{\frac{5}{2} \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol NO}} \frac{22,4 \text{ L O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 56 \text{ L O}_2$$

A cantidade de auga producida:

$$60,0 \text{ g NO} \frac{1 \text{ mol NO}}{30 \text{ g NO}} \frac{3 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol NO}} \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 54 \text{ g H}_2\text{O}$$

3.-Calcula a molaridade a molalidade e a fracción molar do soluto dunha disolución acuosa de ácido nítrico HNO_3 ao 33,50% en masa e densidade 1,200 g/mL.

Calculo cantos moles hai en 1 L de ácido

$$1 \text{ L disolución} \frac{1200 \text{ g disolución}}{1 \text{ L disolución}} \frac{33,5 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g disolución}} \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} = 6,38 \text{ M}$$

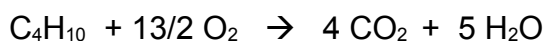
Calculo cantos moles hai en 1 kg de disolvente

$$1000 \text{ g auga} \frac{100 \text{ g disolución}}{66,5 \text{ g auga}} \frac{33,5 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g disolución}} \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} = 8,0 \text{ m}$$

En cada 100 g de disolución hai 33,5 g de ácido e 66,5 g de auga, dividindo entre as respectivas masas molares podemos saber cantos moles hai de cada

$$x_s = \frac{\frac{33,5 \text{ g HNO}_3}{63 \frac{\text{g HNO}_3}{\text{mol HNO}_3}}}{\frac{66,5 \text{ g auga}}{18 \frac{\text{g auga}}{\text{mol auga}}} + \frac{33,5 \text{ g HNO}_3}{63 \frac{\text{g HNO}_3}{\text{mol HNO}_3}}} = 0,13$$

4.-O butano C_4H_{10} quéimase producindo CO_2 e auga. Calcula os litros de aire que contén o 21% de osíxeno precisos para queimar a 273K e 1atm, 100,0 g de butano.



$$100,0 \text{ g C}_4\text{H}_{10} \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} \frac{\frac{13}{2} \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} \frac{22,4 \text{ L O}_2}{1 \text{ mol O}_2} \frac{100 \text{ L aire}}{21 \text{ L O}_2} = 1195 \text{ L de aire}$$

5.-Calcula a masa de auga que se formará se facemos reaccionar 5,0 g de hidróxeno gas con 5,0 g de osíxeno gas



5 5 0 gramos iniciais

2,5 0,16 0 moles iniciais

0,32 0,16 moles que reaccionan

2,18 0 0,32 moles finais . Polo tanto fórmanse $0,32 \times 18 = 5,76$ g de auga

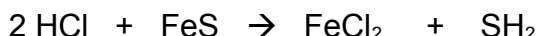
6.-Na descomposición térmica de 38,0 g de $KClO_3$ en osíxeno e cloruro potásico, cun rendemento calculado do 90%, calcula os litros de osíxeno, medidos a 25°C e $9,99 \cdot 10^4$ Pa, que se poden recoller. ($R = 8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 / \text{K mol}$).



$$38,0 \text{ g } KClO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } KClO_3}{123,5 \text{ g } KClO_3} \cdot \frac{\frac{3}{2} \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } KClO_3} \cdot \frac{90}{100} = 0,41 \text{ mol } O_2$$

$$PV = nRT \quad V = \frac{0,41 \text{ mol} \cdot 8,31 \frac{\text{J}}{\text{K mol}} \cdot 298 \text{ K}}{9,99 \cdot 10^4 \text{ Pa}} = 0,010 \text{ m}^3 \text{ de } O_2 = 10 \text{ L de } O_2$$

7.-O ácido clorhídrico reacciona co sulfuro de ferro(II) dando cloruro de ferro(II) e sulfuro de hidróxeno gas. Calcula o volume de sulfuro de hidróxeno, medido a 273 K e 1 atm, que se obterá na reacción de 10,0 g de sulfuro de ferro(II)

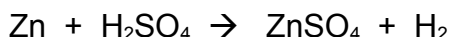


$$10,0 \text{ g } FeS \cdot \frac{1 \text{ mol } FeS}{87,8 \text{ g } FeS} \cdot \frac{1 \text{ mol } SH_2}{1 \text{ mol } FeS} \cdot \frac{22,4 \text{ L } SH_2}{1 \text{ mol } SH_2} = 2,55 \text{ L } SH_2$$

8.-Calcula a concentración da disolución que resulta ao diluír 25 mL, dunha disolución 0,86M de KNO_3 , ata 500 mL.

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,86 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,025 \text{ L}}{0,5 \text{ L}} = 0,043 \text{ M}$$

9.-Calcula a porcentaxe de cobre nunha mostra de 5,0 g dunha aliaxe de cobre e cinc se ao tratala con sulfúrico diluído, que só ataca ao cinc, se desprenden 0,324 L de hidróxeno gas, medido a 20°C e $9,99 \cdot 10^4$ Pa. ($R = 8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 / \text{K mol}$).



Calculo os moles de H_2 desprendidos con $PV = nRT$

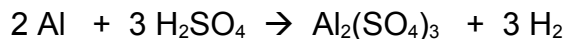
$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{9,99 \cdot 10^4 \text{ Pa} \cdot 0,324 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3}{8,31 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{K mol}} \cdot 293 \text{ K}} = 0,013 \text{ moles de } H_2$$

Cada mol de H_2 foi desprendido por 1 mol de Zn, polo tanto na mostra había 0,013 moles de Zn, que en gramos son $0,013 \times 65,4 = 0,85 \text{ g}$ de Zn, en 5,0 g de aliaxe; isto representa unha porcentaxe de cinc do 17%, resultando a porcentaxe de cobre 83%

10.-Fanse reaccionar 6 g da aluminio con 50 mL de disolución 0,6M de ácido sulfúrico, producindo tetraoxosulfato (VI) de aluminio e gas hidróxeno.

a)Indica o reactivo limitante

b)Calcula o volume de hidróxeno, medido a 273 K e 1 atm, e a masa de sulfato de aluminio formado na reacción.



a) 6 g de Al son 0,22 mol de Al

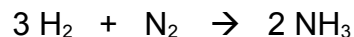
50 mL 0,6 M son 0,03 moles de sulfúrico

Para 0,22 moles de Al se necesitarían 0,33 moles de sulfúrico, temos demasiado aluminio, o reactivo limitante é o ácido sulfúrico

$$\text{b)} \quad 0,03 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \frac{3 \text{ mol H}_2}{3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \frac{22,4 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 0,67 \text{ L de H}_2$$

$$0,03 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \frac{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3}{3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \frac{342 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3}{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 3,42 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3$$

11.-A partir de 1,0 g de hidróxeno obtivéronse 2,12 g de amoníaco mediante reacción daquel co nitróxeno. Calcula o rendemento da reacción



Calculamos a cantidade de amoníaco que se obtería con rdto=100%

$$1,0 \text{ g H}_2 \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ g H}_2} \frac{2 \text{ mol NH}_3}{3 \text{ mol H}_2} \frac{17 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 5,7 \text{ g de NH}_3$$

Como se obtiveron 2,12g de amoníaco, o rendemento foi do 37,4%