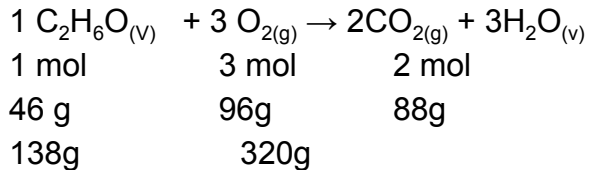


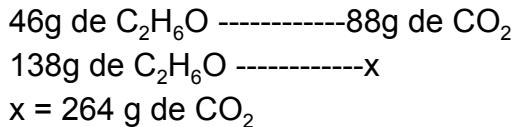
Reagente em excesso e limitante (gabarito)

1) A reação balanceada é dada por:

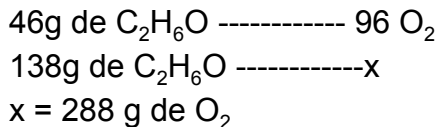


Só de analisarmos os dados, vemos que a massa de oxigênio é proporcionalmente maior que a do álcool, assim o oxigênio é o reagente em excesso e o álcool etílico é o reagente limitante.

Calculando a massa de gás carbônico formado a partir da quantidade do reagente limitante:



A massa de oxigênio em excesso é determinada de forma análoga:

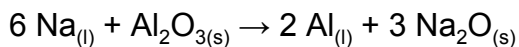


A massa em excesso é a diferença da massa que foi colocada para reagir e a que efetivamente reagiu:

$$320 \text{ g} - 288 \text{ g} = 32 \text{ g}$$

2) a) Vamos seguir os três passos citados para resolver a letra "a":

1º Passo:



A massa molar do Na é 23 g/mol e do Al_2O_3 é 102 g/mol. Determinando a quantidade em mols (n) de cada reagente:

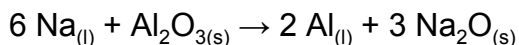
$$n = m/MM$$

$$n_{\text{Na}} = 5,52 \text{ g} / 23 \text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{Na}} = 0,24 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 5,10 \text{ g} / 102 \text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 0,05 \text{ mol}$$

2º Passo:

Fazer a relação estequiométrica para descobrir a quantidade de Al_2O_3 necessária para reagir com 0,24 mol de Na:



$$6 \text{ mol} \text{ -----} 1 \text{ mol}$$

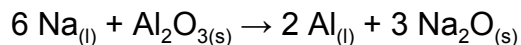
$$0,24 \text{ mol} \text{ ----} x$$

$$x = 0,04 \text{ mol}$$

3º Passo:

O cálculo anterior mostrou que seria necessário 0,04 mol de Al_2O_3 para reagir totalmente com 0,24 mol de Na. Mas, o 1º passo mostrou que na verdade temos uma massa maior do que essa, que é de 0,05 mol de Al_2O_3 . Assim, o $\text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$ é o reagente em excesso e o Na é o reagente limitante.

b) Para saber qual é a massa de alumínio produzida, basta relacionar com a quantidade do reagente limitante que temos, isto é, do sódio:



6 mol de Na ---- 2 mol de Al

6 mol . 23 g/mol de Na ----- 2 mol . 27 g/mol de Al

138 g de Na ---- 54 g de Al

5,52 g de Na ---- y

$$y = 54 \cdot 5,52$$

$$138$$

y = 2,16 g de Al serão produzidos.

c) Para saber a massa de reagente em excesso (Al_2O_3) que irá sobrar, basta diminuir a quantidade que foi colocada para reagir no início pela quantidade que de fato reagiu:

0,05 mol ----- 5,10 g

0,04 mol ---- w

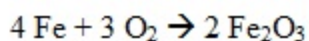
$$w = 0,04 \cdot 5,10$$

$$0,05$$

w = 4,08 g de Al_2O_3 reagiram

5,10 – 4,08 = 1,02 g de Al_2O_3 restaram.

3)1º passo: conhecer e balancear a equação.



2º passo: descobrir qual o reagente em excesso. Vamos começar pelo Fe.

4 mol de Fe _____ 2 mol de Fe_2O_3

224g de Fe _____ 320g de Fe_2O_3

15g _____ x

$$x = 4800/224 = 21,42\text{g}$$

Ou seja, 15g de Fe produzem 21,42g de Fe_2O_3 . Vejamos agora quantas gramas deste produto produzirão 4,8g de O_2 .

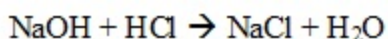
3 mol de O_2 _____ 2 mol de Fe_2O_3

96g de O_2 _____ 320g de Fe_2O_3

$$4,8g \quad \text{_____} \quad y$$
$$y = 1536/96 = 16g$$

Portanto, a quantidade que temos de oxigênio produz apenas 16g de Fe_2O_3 , enquanto que a quantidade de ferro produziria 21,42g de Fe_2O_3 . Isso quer dizer que o oxigênio é o reagente limitante e que o ferro está em excesso, sendo por isso apenas parcialmente reagido. Para sabermos qual a massa de produto obtida, devemos considerar apenas o reagente que reagiu totalmente, neste caso o oxigênio. Logo, a massa de Fe_2O_3 obtida nesta reação é de 16g. Alternativa B.

4)Equação balanceada:



Na reação completa 1 mol de NaOH reage com 1 mol de HCl ou

$$40g \text{ NaOH} \quad \text{_____} \quad 36,5g \text{ HCl}$$

$$4g \text{ NaOH} \quad \text{_____} \quad x \text{ HCl}$$

$$x = 3,65g \text{ de HCl}$$

Ou seja, 4g de NaOH, precisam de 3,65g de HCl para reagir completamente. Mas temos 4 gramas de HCl. Portanto, temos 0,35g de HCl em excesso.

5)1 mol de Fe reage com 1 mol de S, formando 1 mol de FeS ou

$$56g \text{ de Fe} \quad \text{_____} \quad 32g \text{ de S} \quad \text{_____} \quad 88g \text{ de FeS}$$

Nesta não é necessário nem fazer a conta! Se 56g de Fe precisam de 32g de S para reagir totalmente, então temos 8g de enxofre a mais, pois no problema foi dito que havia 40g de S. Portanto, serão formadas 88g de FeS e sobrá como excesso 8g de enxofre. Alternativa D.

6)Balancear a reação química: $1Zn + 1S \rightarrow 1ZnS$

Dados:

$$Zn = 30g$$

$$S = 36g$$

Transformar a massa em gramas para mol:

$$\begin{cases} 1 \text{ mol de Zn} & - & 65,39\text{g} \\ x \text{ (mol)} & - & 30\text{g} \end{cases}$$

$$x = \frac{30}{65,39}$$

$$x = 0,46 \text{ mol de Zn}$$

$$\begin{cases} 1 \text{ mol de S} & - & 32\text{g} \\ x \text{ (mol)} & - & 36\text{g} \end{cases}$$

$$x = \frac{36}{32}$$

$$x = 1,12 \text{ mol de S}$$

Pela proporção da reação 1mol de Zn reage com 1mol de S.

Então 0,46mol de Zn reage com quantos mols de S?

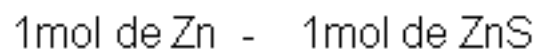
Pode ser feita uma regra de três para verificar qual reagente está em excesso:

$$\begin{cases} 1 \text{ mol de Zn} & - & 1 \text{ mol S} \\ 0,46 \text{ mol Zn} & - & x \text{ (mol)} \end{cases}$$

$$x = 0,46 \text{ mol de S}$$

Então 1mol de Zn precisa de 1mol de S para reagir. Se temos 0,46mol de Zn, precisamos de 0,46mol de S, mas temos 1,12mol de S. Concluímos que o S está em excesso e, portanto o Zn é o reagente limitante.

7) Para resolver esta pergunta, utiliza-se somente o valor do reagente limitante.



↓

↓

$$\begin{cases} 65,39\text{g} & - & 97,39\text{g} \\ 30\text{g} & - & x \text{ (g)} \end{cases}$$

$$65,39 \cdot x = 30 \cdot 97,39$$

$$65,39 \cdot x = 2921,7$$

$$x = \frac{2921,7}{65,39}$$

$$x = 44,68\text{g de ZnS}$$

Algumas constantes e conversões úteis:

$$1\text{atm} = 760\text{mmHg} = 101325\text{Pa}$$

$$1\text{Torr} = 1\text{mmHg}$$

$$R = 0,082\text{atm.L/mol.K}$$

$$R = 8,314/\text{mol.K}$$

$$R = 1,987\text{cal/mol.K}$$

$$\text{Número de Avogadro: } 6,02 \cdot 10^{23}$$

$$1\text{mL} = 1\text{cm}^3$$

$$1\text{dm}^3 = 1\text{L} = 1000\text{mL}$$

$$1000\text{Kg} = 1\text{ton}$$

$$1\text{Kg} = 1000\text{g}$$

$$1\text{g} = 1000\text{mg}$$

$$1\text{nm} = 1 \cdot 10^{-9}\text{m}$$