



Relações Numéricas e Cálculo Estequiométrico

6 C		8 O	9 F
14 Si	15 P		17 Cl

Relações Numéricas e Cálculo Estequiométrico

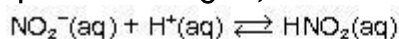
1. Quando mergulhamos uma lâmina de zinco (Zn(s)) em uma solução aquosa de ácido clorídrico (HCl(aq)), ocorre a seguinte reação química, com produção de cloreto de zinco e gás hidrogênio:



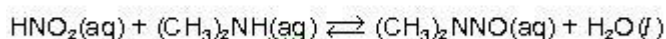
- a) Calcule a massa de gás hidrogênio (H₂) formada após o consumo de 1 mol de Zn na reação.
b) Calcule a massa de HCl necessária para preparar 100 mL de solução desse ácido na concentração de 0,1 mol/L.

2. Uma das principais fontes de energia térmica utilizadas atualmente no Estado de São Paulo é o gás natural proveniente da Bolívia (constituído principalmente por metano). No entanto, devido a problemas políticos e econômicos que causam eventuais interrupções no fornecimento, algumas empresas estão voltando a utilizar o GLP (gás liquefeito de petróleo, constituído principalmente por butano). Forneça as equações químicas para a combustão de cada um desses gases e calcule os volumes de cada um deles que produzem 22,4 litros de CO₂.

3. Estudos recentes indicam que as águas do aquífero Guarani (um dos maiores reservatórios subterrâneos de água doce conhecidos no planeta) estão sendo contaminadas. O teor de nitrogênio já atinge, em determinados locais, valores acima do nível de tolerância do organismo humano. Em adultos, o nitrogênio, na forma de nitrito, atua na produção de nitrosaminas e nitrosamidas, com elevado poder cancerígeno. Considerando as equações químicas a seguir,



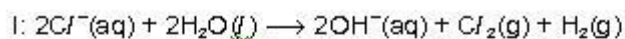
(produção do ácido nitroso no estômago)



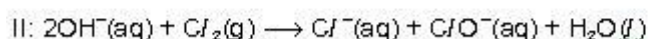
(produção da nitrosamina)

determine a massa da nitrosamina que pode ser produzida a partir de um litro de água cujo teor em nitrito seja igual a 9,2 mg. Apresente seus cálculos. Massas molares, em g.mol⁻¹: NO₂⁻¹ = 46 e (CH₃)₂NNO = 74.

4. Um procedimento muito utilizado para eliminação de bactérias da água é a adição de cloro com produção de hipoclorito. O cloro pode ser produzido pela eletrólise de uma solução aquosa de íons cloreto, segundo a equação I:



Posteriormente, o Cl_2 pode reagir com as hidroxilas produzindo o hipoclorito.

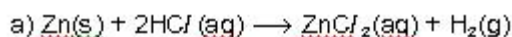


Calcule o volume de H_2 produzido nas CNTP quando ocorre o consumo de 117,0 gramas de NaCl (massa molar = $58,5 \text{ g.mol}^{-1}$) de acordo com a Equação I, e forneça a equação global que expressa a formação de hipoclorito a partir da eletrólise da solução de cloreto.

5. Duas reações que ocorrem na produção do ferro são representadas por: O monóxido de carbono formado na primeira etapa é consumido na segunda. Considerando-se apenas essas duas etapas do processo, calcule a massa aproximada, em quilogramas, de carvão consumido na produção de 1 t de ferro (massas atômicas: $\text{Fe} = 56$; $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$).

Gabarito

1.



$$1 \text{ mol} \text{-----} 2 \text{ g}$$

$$m(\text{H}_2) = 2 \text{ g.}$$

$$\text{b) } [\text{HCl}] = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$1000 \text{ mL} \text{-----} 0,1 \text{ mol de HCl}$$

$$100 \text{ mL} \text{-----} n(\text{HCl})$$

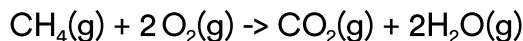
$$n(\text{HCl}) = 0,01 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol HCl} \text{-----} 36,5 \text{ g}$$

$$0,01 \text{ mol HCl} \text{-----} m(\text{HCl})$$

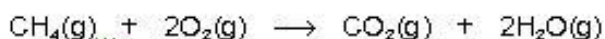
$$m(\text{HCl}) = 0,365 \text{ g}$$

2. Combustão do metano:

Combustão do GLP (principalmente butano):

A seguir temos os cálculos dos volumes.

Para o metano:



$$1 \text{ volume} \text{-----} 1 \text{ volume}$$

$$V(\text{CH}_4) \text{-----} 22,4 \text{ L}$$

$$V(\text{CH}_4) = 22,4 \text{ L}$$

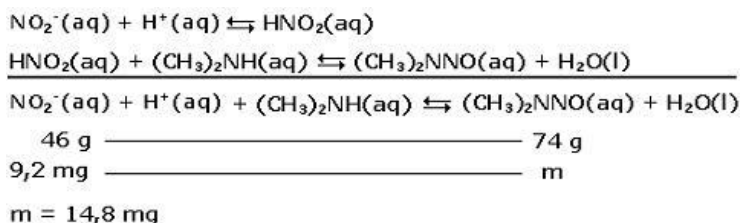
Para o butano:

$$1 \text{ volume} \text{-----} 4 \text{ volumes}$$

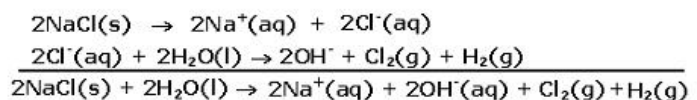
$$V(\text{C}_4\text{H}_{10}) \text{-----} 22,4 \text{ L}$$

$$V(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 22,4/4 = 5,6 \text{ L}$$

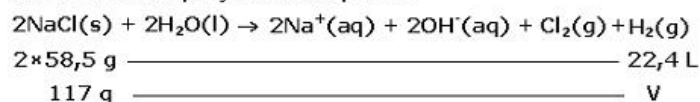
3.



4.

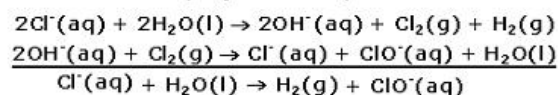


Utilizando a equação obtida, vem:

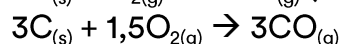
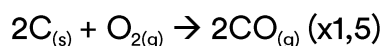


$$V = 22,4 \text{ L}$$

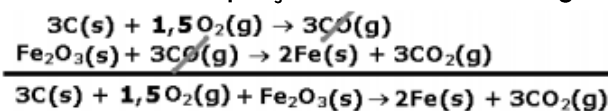
Somando as equações I e II, teremos:



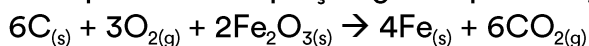
5. Como são utilizados 3 mols de CO (monóxido de carbono) na segunda etapa da reação, então devemos fabricar 3 mols na primeira etapa. Para resolver o problema basta aumentarmos uma vez e meia os reagentes da primeira etapa do processo. Observe:



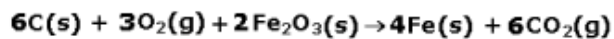
Somando a equação obtida com a segunda, teremos:



Multiplicando a equação global por dois, podemos obter todos os coeficientes inteiros:



Agora aplicamos a estequiometria descrita no enunciado.



$$\begin{array}{ccc} 6 \times 12 \text{ g} & \text{_____} & 4 \times 56 \text{ g} \\ \text{m} & & 1 \text{ t} \end{array}$$

$$m = \frac{6 \times 12 \text{ g} \times 1 \text{ t}}{4 \times 56 \text{ g}} = 0,321 \text{ t} = 321 \text{ kg}$$

Foram consumidos 321 kg de carvão.