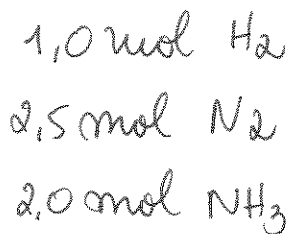


16.5 $V = 5,0 \text{ dm}^3$



$T = 500^\circ\text{C}$
 $K_e = 0,30$

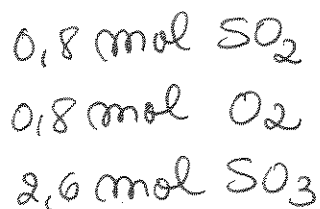
$$Q = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 [\text{N}_2]} = \frac{\left(\frac{2,0}{5,0}\right)^2}{\left(\frac{1,0}{5,0}\right)^3 \left(\frac{2,5}{5}\right)}$$

$$Q = \frac{0,16}{0,008 \times 0,5} = 40$$

Como $Q > K_e$ o sistema está a evoluir no sentido inverso o que corresponde à diminuição da concentração de amoníaco.



17.1 $V = 1,0 \text{ L}$



Opção D

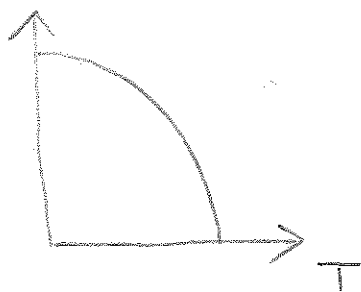
$$Q = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]} = \frac{\left(\frac{2,6}{1}\right)^2}{\left(\frac{0,8}{1}\right)^2 \left(\frac{0,8}{1}\right)}$$

$$Q = \frac{6,76}{0,512} = 13,2$$

$Q < K_e$ o que significa que o sistema se vai deslocar no sentido direto.

17.2

80%

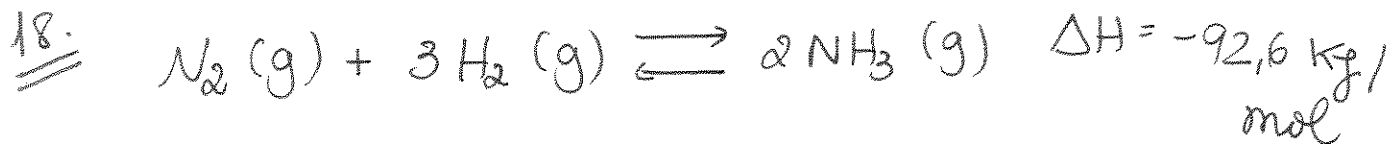


A porcentagem formada
diminuiu com a temperatura logo

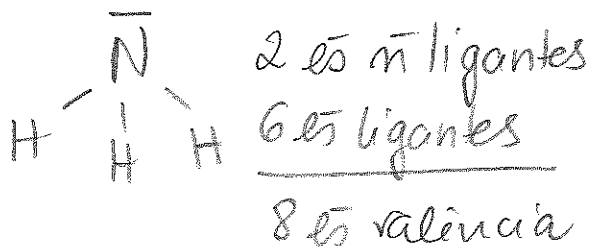
o aumento da temperatura favorece a reação do
sentido inverso.

Por outro lado o aumento da temperatura leva
à inversão no sentido da reação endotérmica (pois
se aumentarmos a temperatura pelo Princípio de
Le Chatelier o sistema vai pro qual diminui-la).

Assim se a reação inversa é endotérmica a
reação direta é exotérmica.



18.1 Opção B



18.2 Se aumentarmos a temperatura, pelo Princípio de Le Chatelier, o sistema vai procurar diminuir a temperatura evoluindo no sentido da reação endotérmica. Como $\Delta H < 0$ pe a reação direta é exotérmica a inversa é endotérmica.

Assim com o aumento da temperatura o sistema evolui no sentido inverso diminuindo a concentração de NH_3 (g).

18.3 Opção A

Se o sistema é isolado ou há trocas de energia e o sistema mantém a sua energia.

18.4 Opção B

$$\Delta H = E(\text{N}\equiv\text{N}) + 3E(\text{H}-\text{H}) - 6E(\text{N}-\text{H})$$

$$-92,6 = E(\text{N}\equiv\text{N}) + 3 \times 436,4 - 6 \times 393$$

18.5.1 Opção D

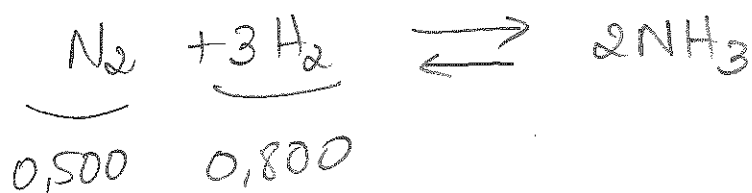
18.5.2 Opção B

$$Q \approx \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = \frac{3,65^2}{0,683 \times 8,80^3}$$

18.6 0,500 mol N_2 $V = 1,00 \text{ dm}^3$
 0,800 mol H_2

↓ equilibrio

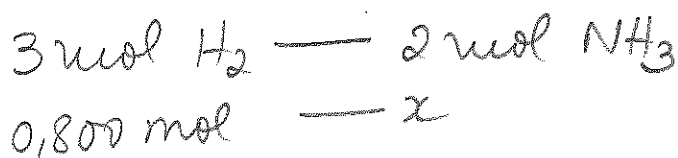
0,150 mol $NH_3 (g)$



$$\frac{0,500}{1} = 0,500$$

$$\frac{0,800}{3} = 0,27$$

Reagente limitante H_2 .



$$x = 0,533 \text{ mol } NH_3$$

$$\eta = \frac{0,150}{0,533} \times 100 = 28,14\%$$

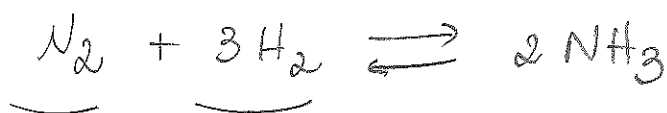
19.1 $\Delta [H_2] = [H_2]_f - [H_2]_i = 0,400 - 0,500 = -0,100 \text{ mol/dm}^3$

19.2 Опред B

Como $V = 1,0 \text{ L}$ $n = c \times V \Rightarrow n = c \times 1 \Rightarrow n = c$

$$x = \frac{0,050}{0,250 + 0,200 + 0,500} = 0,067$$

19.3



$$0,200 \text{ mol/dm}^3 \quad 0,500 \text{ mol/dm}^3$$

$$V = 1,0 \text{ L} \quad V = 1 \text{ L}$$

↓

↓

$$n = 0,200 \text{ mol}$$

$$n = 0,500 \text{ mol}$$

$$\frac{0,200}{1} = 0,2 \quad \frac{0,500}{3} = 0,167$$

Logo reagente limitante H_2 .



$$x = 0,33 \text{ mol NH}_3$$

$$\eta = \frac{0,089}{0,33} \times 100 = 26,97\% \approx 27\%$$

19.4 Opção B

19.5 Com o aumento da temperatura o sistema, pelo princípio de Le Chatelier, vai procurar diminuir favorecendo a reação endotérmica que neste caso é a reação inversa ($\Delta H < 0$, logo direta é exotérmica).

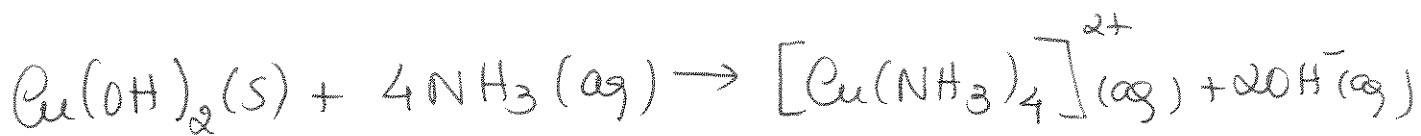
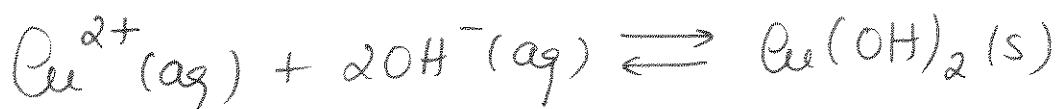
As concentrações de N_2 e H_2 vão aumentar e a concentração de NH_3 vai diminuir.

20.1 As amostras podem ser amostras em que se tem a certeza da existência ou não de amoníaco.

20.2



20.3



A fonte de íons hidróxido (OH^{-}) será a ionização do amoníaco dado que o mesmo é uma base em solução aquosa.

Na primeira reação se houver amoníaco haverá formação de um precipitado (sólido) hidróxido de cobre ($\text{Cu}(\text{OH})_2$).

Na segunda reação com o excesso de amoníaco o sólido torna a dissolver-se formando o

