



## P4 - PROVA DE QUÍMICA GERAL 03/07/10

Nome:	
Nº de Matrícula: GABARITO	Turma:
Assinatura:	

Questão	Valor	Grau	Revisão
1ª	2,5		
2ª	2,5		
3ª	2,5		
4ª	2,5		
Total	10,0		

### Constantes e equações:

$$R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$\ln [A] = \ln [A]_0 - kt$$

$$[A] = [A]_0 - kt$$

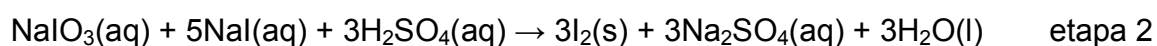
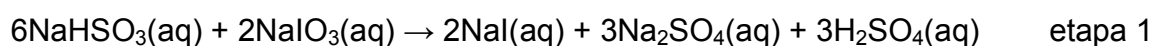
$$\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + kt$$

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H^\circ}{R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

### 1ª Questão

O salitre é uma fonte natural de nitrato de sódio,  $\text{NaNO}_3$ , que também contém iodato de sódio,  $\text{NaIO}_3$ . O  $\text{NaIO}_3$  pode ser usado como uma fonte de iodo,  $\text{I}_2$ , e é produzido por um processo de duas etapas:



a) Calcule na etapa 1 a quantidade máxima, em gramas, de  $\text{NaHSO}_3$  necessária para reagir completamente com 200 mL de solução aquosa de  $\text{NaIO}_3$  de concentração igual a  $5,80 \text{ g L}^{-1}$ .

b) Calcule na etapa 2 o rendimento percentual da reação quando são misturados 50,0 mL de solução aquosa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $d = 1,84 \text{ g mL}^{-1}$  e 94% de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  em massa), 100 g de  $\text{NaIO}_3$  e 100 mL de solução aquosa de  $\text{NaI}$   $1,50 \text{ mol L}^{-1}$  sabendo que são obtidos 9,20 g de  $\text{I}_2$ .

### Resolução:

a)

$$\frac{5,80 \text{ g de NaIO}_3}{\text{L de NaIO}_3} \times 0,2 \text{ L de NaIO}_3 \times \frac{1 \text{ mol NaIO}_3}{198 \text{ g de NaIO}_3} \times \frac{6 \text{ mol NaHSO}_3}{2 \text{ mol NaIO}_3} \times$$

$$\frac{104 \text{ g de NaHSO}_3}{1 \text{ mol NaHSO}_3} = 1,83 \text{ g de NaHSO}_3$$

b)  $\frac{94 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g}} = 0,959 \text{ mol}$

$$100 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mL}}{1,84 \text{ g}} = 54,35 \text{ mL} = 0,05435 \text{ L}$$

$$\frac{0,959}{0,05435} = 17,64 \text{ mol/L}$$

Será o H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> o Limitante?

$$\frac{17,64 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{\text{L}} \times 0,050 \text{ L} \times \frac{3 \text{ mol I}_2}{3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0,88 \text{ mol I}_2$$

Será o NaIO<sub>3</sub> o Limitante?

$$100 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{198} \times \frac{3 \text{ mol I}_2}{1 \text{ mol NaIO}_3} = 1,52 \text{ mol I}_2$$

Será o NaI o Limitante?

$$1,50 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0,1 \text{ L} \times \frac{3 \text{ mol I}_2}{5 \text{ mol NaI}} = 0,09 \text{ mol de I}_2$$

O NaI é o limitante.

$$0,09 \text{ mol de I}_2 \times \frac{254 \text{ g de I}_2}{1 \text{ mol de I}_2} = 22,86 \text{ g (rendimento teórico)}$$

$$\frac{9,20}{22,86} \times 100 = 40,3\%$$

## 2ª Questão

A reação abaixo é usada para obter gás iodeto de hidrogênio, HI:



- A pressão inicial num reator contendo uma mistura com quantidades iguais, em mol, de  $\text{H}_2$  e  $\text{I}_2$  é 20,0 atm. Sabendo que a pressão parcial do  $\text{H}_2$  no equilíbrio é 2,12 atm, calcule a pressão total no reator nessas condições.
- Calcule o  $K_p$  da reação a 1200 K.
- O princípio de L $\hat{e}$  Chatelier prediz que em uma reação endotérmica um aumento na temperatura de  $T_1$  para  $T_2$  resulta em  $K_2 > K_1$ . Explique.

Obs. Considere que  $\Delta H^\circ$  não varia significativamente com a temperatura e que os gases se comportam de forma ideal.

a)

	H <sub>2</sub> (g)	I <sub>2</sub> (g)	2HI(g)
Início	10,0	10,0	0,00
Mudança	- x	- x	+2x
Equilíbrio	10,0 - x = 2,12	10,0 - x = 2,12	2x

$$K_p = P_{HI}^2 / P_{H_2} P_{I_2}$$

$$55,3 = (2x)^2 / (2,12)(2,12)$$

$$x = 7,88$$

$$P_{total} = P_{H_2} + P_{I_2} + 2P_{HI} = 2,12 + 2,12 + 2(7,88) = \mathbf{20,0 atm}$$

b)  $K_1 = 55,3$  a 700 K e  $K_2 = ?$  a 1200 K

Usando a equação de van't Hoff:

$$\ln(K_2/K_1) = \Delta H/R (1/T_1 - 1/T_2)$$

$$\ln(K_2/55,3) = -9480/8,3145 (1/700 - 1/1200)$$

$$\ln(K_2/55,3) = -1140,2 (1,43 \times 10^{-3} - 8,33 \times 10^{-4})$$

$$\ln(K_2/55,3) = -1140,2 (5,97 \times 10^{-4})$$

$$\ln(K_2/55,3) = -0,68$$

$$K_2/55,3 = e^{-0,68}$$

$$K_2/55,3 = 0,50$$

$$K_2 = 0,50 \times 55,3$$

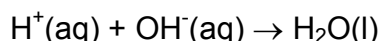
$$\mathbf{K_2 = 28,0}$$

c) Uma reação endotérmica pode ser escrita como: reagentes + calor  $\Leftrightarrow$  produtos.

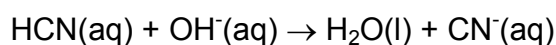
Um aumento na temperatura favorece o sentido direto da reação, isto é, a formação de produtos e o consumo de reagentes. Considerando que  $K = [P]/[R]$ , a adição de calor aumenta o numerador e diminui o denominador, fazendo com que  $K_2$  seja maior que  $K_1$ .

### 3ª Questão

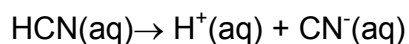
As chamadas reações de neutralização em meio aquoso consistem na reação entre substâncias com comportamento ácido e substâncias com comportamento básico com formação de água líquida, conforme representação abaixo:



- a) Calcule a variação de entalpia padrão ( $\Delta H^\circ$ ) de neutralização de um ácido forte por uma base forte em meio aquoso formando 1 mol de água.
- b) Num laboratório, a pressão constante, realizou-se a reação de neutralização de uma solução de ácido cianídrico, HCN, utilizando uma solução contendo íons  $\text{OH}^-$  resultantes da dissociação de uma base forte. O calor liberado na neutralização foi de  $12,1 \text{ kJ mol}^{-1}$ .



Utilizando a Lei de Hess, calcule a variação de entalpia ( $\Delta H^\circ$ ), em kJ, de ionização de 1 mol de HCN, segundo a reação abaixo:

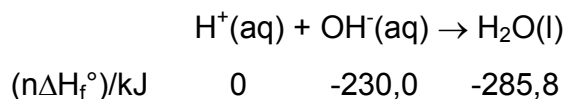


Dados

Espécie	$\Delta H_f^\circ (\text{kJ mol}^{-1})$
$\text{H}^+(\text{aq})$	0
$\text{OH}^-(\text{aq})$	-230,0
$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	-285,8

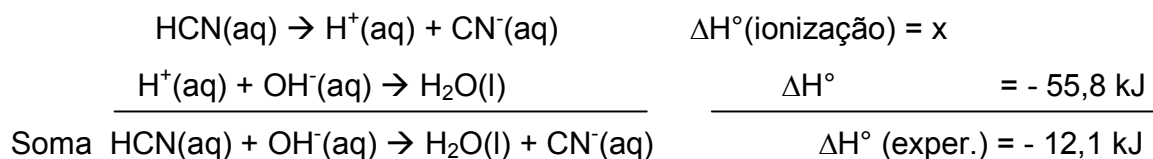
### Resolução:

a) a equação básica da neutralização é a seguinte:



Assim,  $\Delta H^\circ = -285,8 - (-230,0) = -55,8 \text{ kJ}$ .

b) A neutralização do  $\text{HCN}(\text{aq})$  por  $\text{NaOH}(\text{aq})$  pode ser concebida como a soma de dois processos: ionização do  $\text{HCN}(\text{aq})$  e neutralização do  $\text{H}^+(\text{aq})$  com  $\text{OH}^-(\text{aq})$ . Uma vez que  $\text{NaOH}$  é uma base forte,  $\text{NaOH}(\text{aq})$  implica na ionização completa e uma equação termoquímica para a ionização deve ser escrita. Assim podemos construir o seguinte ciclo termoquímico:



$\Delta H^\circ$  (experimental) é negativo, pois calor é liberado na neutralização.

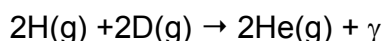
A partir do princípio da aditividade,

$$x + (-55,8) = -12,1 \text{ ou } x = 43,7 \text{ kJ}$$

O processo de ionização é endotérmico, com um valor de  $43,7 \text{ kJ/mol}$ .

#### 4ª Questão

Na reação de produção de energia no núcleo de uma estrela, átomos de hidrogênio, H, reagem com átomos de deutério, D, para produzir gás hélio, He, radiação gama ( $\gamma$ ) e energia, na forma de calor conforme representação abaixo:



##### Parte 1

Considerando que a reação libera, a pressão constante, um calor de  $2,3 \times 10^7$  kJ por segundo, responda:

- Qual é o valor da variação de entalpia após um minuto de reação?
- Na formação de He existe variação de energia na forma de trabalho? Explique.

##### Parte 2

Em certo instante ( $t_1$ ), a temperatura do núcleo da estrela é  $1 \times 10^7$  K e o diâmetro do seu núcleo é  $1 \times 10^9$  m. Após alguns milhões de anos ( $t_2$ ), o volume do núcleo e as quantidades de H(g) e D(g), em mol, diminuem para a metade do valor original, no entanto, a temperatura permanece constante. Considere que a lei de velocidade da reação é dada pela equação:

$$V = k [\text{H}]$$

- Compare a velocidade da reação de produção de He nos instantes  $t_1$  e  $t_2$ .
- Segundo a teoria das colisões, o que aconteceria com a velocidade da reação se a temperatura do núcleo diminuísse pela metade após esses mesmos milhões de anos.
- Considerando a reação, o que se pode prever sobre a variação de entropia ( $\Delta S$ ).



### **Resolução:**

a) Como variação de entalpia na pressão constante é calor e que o calor liberado pelo sistema por segundo é  $2,3 \times 10^7$  J, multiplica-se esse valor por 60 para se ter o calor liberado por minuto. Esse valor é  $1,38 \times 10^9$  J.

b) Na reação, a formação de hélio acarreta em diminuição de quantidades, em mol, de espécies químicas gasosas. Isso implica em perda de energia do sistema na forma de trabalho.

c) A velocidade da reação nos dois momentos é igual. A reação é de ordem global 1 e a concentração de H se mantém constante nos dois momentos. Isso acontece porque a quantidade de H diminui pela metade com equivalente redução de volume, o que mantém a concentração de H constante.

d) A velocidade da reação diminuiria numa relação  $v_1/v_2 = e^x/e^{2x}$ .

e) O número de espécies gasosas diminui na medida em que He vai se formando, logo a entropia do sistema diminui.