

Gabarito

Volume 1

Lição 1 – Misturas e Soluções

1 - a) sistema formado por duas ou mais substâncias puras; b) sinônimo de substância; c) sistema formado por duas ou mais substâncias dispersas em uma única fase, não é possível distinguir as substâncias presentes; d) sistema formado por duas ou mais substâncias onde há uma clara diferença entre as fases dos componentes; e) mistura homogênea; f) componente da solução que está em maior quantidade; g) as substâncias dissolvidas no solvente.

2 – Solubilidade é a propriedade ou “capacidade” que uma substância apresenta de se dissolver ou não em outra substância.

3 - Para cada par soluto/solvente há um limite de solubilidade, ou seja, uma quantidade que é possível de se dissolver.

4 – Polaridade – de modo geral substâncias polares dissolvem substâncias polares e substâncias apolares dissolvem substâncias apolares. Pressão – quanto maior a pressão, maior a solubilidade. Temperatura – para a maioria das soluções, quanto maior a temperatura, maior a solubilidade. Contudo, os valores de solubilidade só podem ser obtidos experimentalmente para cada um dos pares soluto/solvente.

5 – a) 80 g ; 180 g; b) não, ainda é possível dissolver mais soluto; c) A: não saturada; B: satura sem corpo de fundo; C: saturada com 20 g de corpo de fundo.

6 – a) O NaNO₃ é mais solúvel; b) 30° C; c) CaCl₂; d) Abaixo de 72°C o KCl é mais solúvel e acima de 72°C o K₂Cr₂O₇ é mais solúvel.; e) 440 g de NaNO₃.

Lição 2 – Técnicas de separação de misturas

1 – Centrifugação.

2 – m_l = 30 g; m = m_{fer}+m_{farinha}=1030 g. T = m_l/m = 30 g /1030 g = 0,0291 = 2,91 %

3 – a) Soluto: NiSO₄; Solvente: H₂O; b) 75g; c) 20 g; d) 500 g.

4 – a) soluto: ácido acético; solvente: água; b) 2625 g; c) 420 g

5 – a) 6,84 g de soluto e 0,5 L de solvente; b) 342 g/mol; c) 0,04 mol/L

6 – a) 36 g; b) 1190 g ; c) 0,36; d) 428,4 g/L

7 – 0,4 = 40%

8 – 90 g/L

9 – 2 mol/L

10 – Mirra virgem = 1000 g/L; cinamomo = 500 g/L; cana aromática = 500 g/L; cássia = 1000 g/L

Lição 3 – Misturas de Soluções

1 – 0,4 L

2 – 800 mL e 1200 mL

3 – 200 mL

4 – 2,5 mol/L

5 – a) $\text{HCl} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$; b) 0,1 mol de HCl e 0,1 mol de KOH; c) Não há excesso; d) 0,1 mol de KCl; e) 0,05 mol/L de KCl.

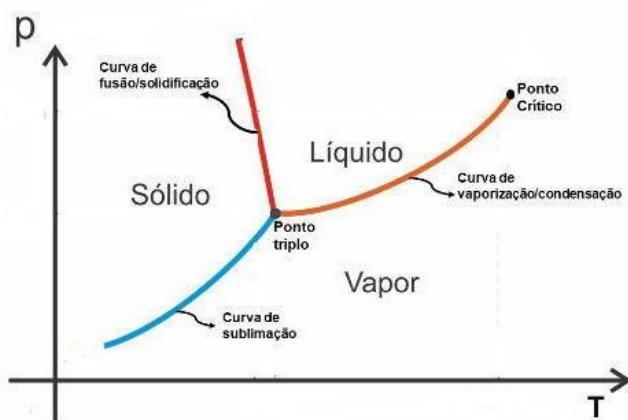
6 – a) $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3 \text{ KOH} \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 + 3 \text{ H}_2\text{O}$; b) 0,2 mol de H_3PO_4 e 0,6 mol de KOH; c) 0,04 mol/L.

7 – a) $\text{HBr} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$; b) HBr está com 0,04 mol de excesso e como é um ácido a solução final também será ácida; c) 0,12 mol/L de NaBr; d) 0,08 mol/L de HBr em excesso.

Volume 2

Lição 2 - Propriedades Coligativas

1-



2 – I – E estado sólido

II – D solidificação/fusão

III – C estado líquido

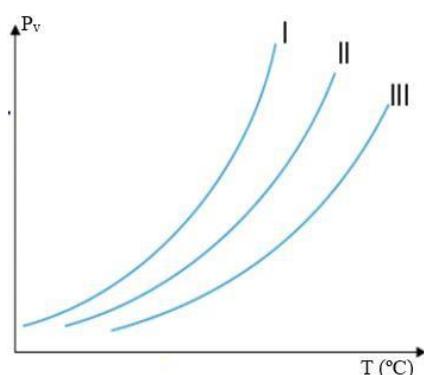
IV – B condensação/vaporização

V – A estado gasoso

3 – a) substância 3; b) substância 1; c) substância 1; d) A-3, B-2, C-1

4 – a) evaporação da água; b) I; c) II: molecular, III: iônico; d) Como as massas dos solutos são iguais, o soluto de menor massa molar, o NaCl, apresentará o maior número de mol; e) III; f) porque nada dificulta sua evaporação; g) porque contém maior número de partículas dissolvidas; h) $P_{\text{III}} < P_{\text{II}} < P_{\text{I}}$;

i)



5 – X = água pura → maior pressão de vapor, logo a coluna de mercúrio terá menor altura.

Y = solução 0,10 mol/L de NaCl → menor pressão de vapor, pois apresenta maior número de partículas dissolvidas; logo a coluna de mercúrio terá maior altura.

Z = solução 0,10 mol/L de ureia.

6 – a) B, C; b) A: 0,1 mol; B: 0,2 mol; C: 0,3 mol; c) C; maior quantidade de partículas de soluto. d) A < B < C; e) C < B < A.

7 – A água do meio externo atravessa, por osmose, a membrana semipermeável. Com o aumento do volume no espaço da solução saturada de NaCl, a membrana elástica se estica e empurra as moléculas do princípio ativo pelos orifícios da parede rígida.

Volume 3

Lição 3 – Termoquímica – parte 1

1 – A termoquímica estuda os fenômenos térmicos que acompanham as reações químicas.

2 – O calor de uma reação química é medido experimentalmente através de um equipamento chamado calorímetro que usa a expressão matemática $Q = m.c.\Delta\theta$, que relaciona as grandezas massa, calor específico e variação de temperatura com a medida da quantidade de calor.

3 – A temperatura é a medida do grau de agitação das partículas.

4 – 25 °C

5 -

6 - R: Quando o termômetro entra em contato com um corpo, termina por apresentar a mesma temperatura que este corpo, entrando em equilíbrio térmico. O calor recebido do corpo, dilata o mercúrio do termômetro, que fica confinado num bulbo. Quando o mesmo dilata, a altura da coluna de mercúrio aumenta (o mercúrio sobe). No vidro externo ao bulbo está a escala em Celsius. A altura da coluna determinará a temperatura. Então, a temperatura apresentada está em função da altura que a coluna de mercúrio apresentar.

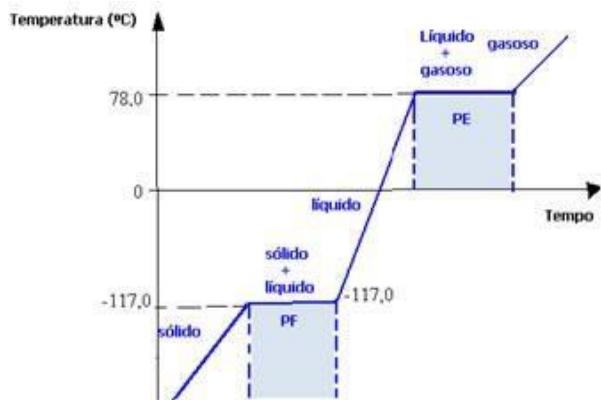
7 - R: Na escala Celsius o valor do zero absoluto corresponde a -273,15 °C. Isto é um valor teórico para a situação em que não há movimento nas partículas, sequer nos prótons e elétrons. Os cientistas já chegaram muito próximo deste valor, mas nunca o atingiram.

8 - R: É qualquer escala que tenha como origem o zero absoluto. Um exemplo é a Escala Kelvin em que o 0 K é -273,15 °C (o zero absoluto). Nessas escalas absolutas não se coloca “° K” (grau).

Atividade página 267.

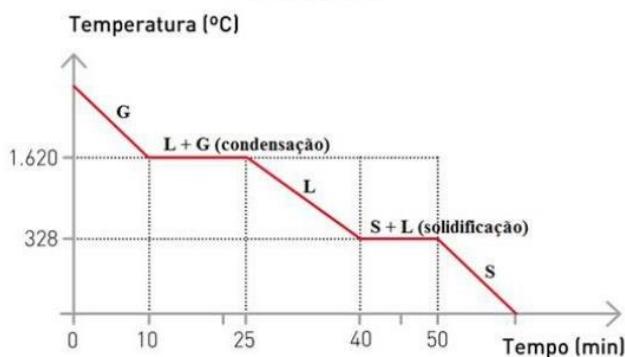
8 – O calor é uma energia térmica em trânsito (que está se transferindo).

9 –



10

Resfriamento



11 – Por causa do processo de convecção térmica, pois o líquido frio tende a descer e o quente a subir onde, em contato com o gelo, irá resfriar; até que toda a temperatura da cerveja esteja homogênea.

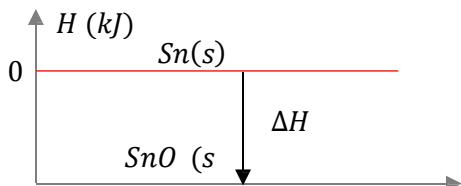
12 – Em toda transformação da matéria há a conservação da massa e da energia, contudo, quando adotamos um referencial para analisarmos algo, vemos que há transformações que, quando ocorrem, liberam energia na forma de calor para o meio, estas são as transformações exotérmicas. Há também aquelas transformações que só acontecem quando se insere energia no sistema, estas são as transformações endotérmicas.

Atividade página 273.

13 – a) libera 6865 kJ. b) libera 686,5 kJ; c) libera 13730 kJ.

14 – a) $\frac{1}{2}N(g) + \frac{1}{2}O(g) \rightarrow NO(g) \quad \Delta H = +90 \text{ kJ/mol}$; b) A: NO(g); B: $\frac{1}{2}N_2(g)$ + $\frac{1}{2}O_2(g)$; c) 810 kJ.

15 – a)



b) 2320 kJ liberados.

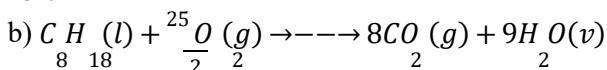
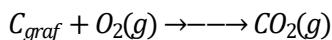
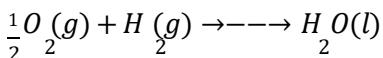
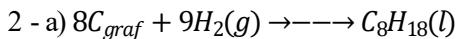
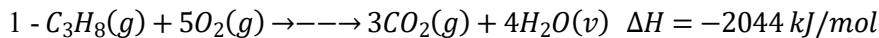
c) 5800 kJ liberados.

16 – 752 kcal.

17 –

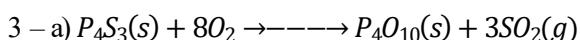
Volume 4

Lição 4 – Termoquímica – parte 2



c) 27600 kJ liberados

d) $\Delta H_{C_8H_{18}} = -201,5 \text{ kJ}$



b) $\Delta H = -3679,4 \text{ kJ/mol}$

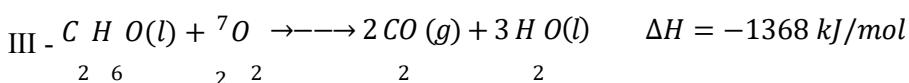
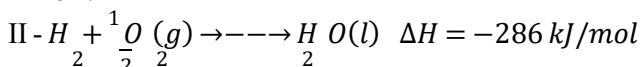
c) Calor liberado: 735,96 kJ

Atividade página 262

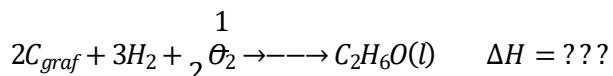
4 – a) 2266 kJ; b) 193 kJ; c) 2459 kJ; d) 1652 kJ; e) 552 kJ; f) 348 kJ; g) Energia total liberada: $1652 + 552 + 348 = 2552 \text{ kJ}$; h) A reação é exotérmica porque a quantidade de energia liberada (2552 kJ) é maior que a quantidade de energia absorvida (2459 kJ); i) Saldo: $2552 - 2459 = 93 \text{ kJ}$; j) $\Delta H = H_{liberado} - H_{absorvido} \Rightarrow \Delta H = -93 \text{ kJ}$.

Atividade página 264

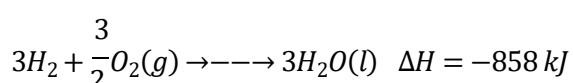
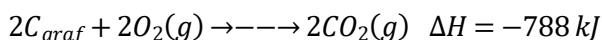
5 - Reações de formação:

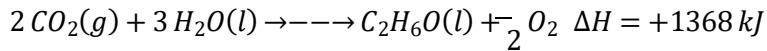


Reação de formação do $C_2H_6O(l)$:

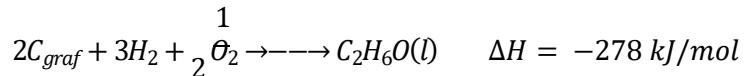


Para chegarmos nesta equação acima, precisamos multiplicar a I por 2, multiplicar a II por 3 e inverter a III:

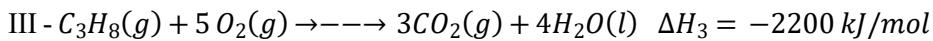
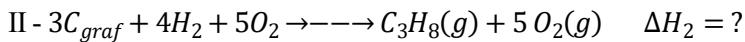
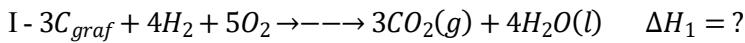




Somando estas equações teremos a equação de formação do $C_2H_6O(l)$ e seu valor de entalpia:



6 – Pelos dados apresentados temos as seguintes equações:



E as entalpias de formação de formação do CO₂ e do H₂O, respectivamente, — 394 kJ/mol e — 286 kJ/mol.

Pelo gráfico vemos que $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$. Aplicando a definição de variação de entalpia ($\Delta H = H_P - H_R$) na equação I temos:

$$\Delta H_1 = [(3 \cdot H_{CO_2} + 4 \cdot H_{H_2O})] - [(3 \cdot C_{graf} + 4 \cdot H_2 + 5 \cdot O_2)]$$

Como todos os reagentes estão no estado padrão, suas entalpias são iguais a zero.

$$\Delta H_1 = [(3 \cdot (-394) + 4 \cdot (-286))] - 0$$

$$\Delta H_1 = -1182 - 1144 = -2326 \text{ kJ}$$

Agora, para determinarmos o ΔH_2 , basta fazermos a conta:

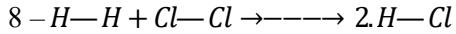
$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$$

$$\Delta H_2 = \Delta H_1 - \Delta H_3$$

$$\Delta H_2 = -2326 - (-2200) \Rightarrow \Delta H_2 = -126 \text{ kJ}$$

$$\gamma - \Delta H = H_P - H_R$$

$$\begin{aligned} \Delta H &= [(2 \cdot H_{CO_2} + 2 \cdot H_{H_2O})] - [(H_{C_2H_4} + 3 \cdot H_{O_2})] \\ \Delta H &= -337,3 \text{ kcal} \end{aligned}$$



Energia fornecida ao sistema:

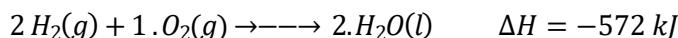
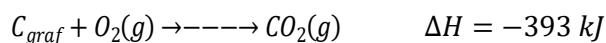
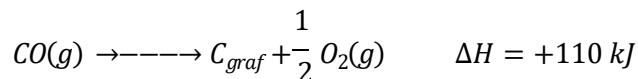
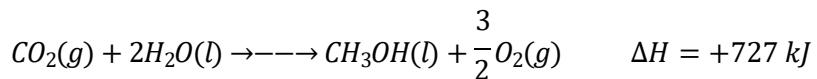
$$1 . H - H = 1.436 \text{ kJ} = 436 \text{ kJ}$$

$$1. Cl - Cl = 1.243 \text{ kJ} = 243 \text{ kJ}$$

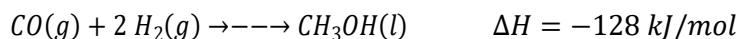
Energia resultante (ΔH): $436 + 243 - 864 \Rightarrow \Delta H = -185 \text{ kJ}$

Este valor é para a formação de 2 mols de HCl, para apenas 1 mol será: $\Delta H = -92,5 \text{ kJ/mol}$

9 – Reordenando as equações químicas teremos:



Somando estas equações teremos a reação de formação do metanol:



$$10 - \quad 1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6 - 180 \text{ g}$$

$$\frac{1}{10} \text{ mol de } C_6H_{12}O_6 - 18 \text{ g}$$

$$1 \text{ g de açúcar} - 4,0 \text{ kcal}$$

$$18 \text{ g de açúcar} - x$$

$$x = 72,0 \text{ kcal}$$

Atividade página 271/272.

11 – $L_0 = 300,36 \text{ cm}$. A variação do comprimento (ΔL) é $0,36 \text{ cm}$.

12 - O coeficiente de dilatação térmica linear da barra é $2,5 \times 10^{-5} \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$.

13 - 0,045 m ou 4,5 cm.

14 - a) 0,1 cm

- b) 0,2 cm
 c) $5,0 \times 10^{-4} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$
 d) $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$

15 - O coeficiente de dilatação térmica superficial é $2,0 \times 10^{-6} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$ e o coeficiente de dilatação térmica linear é $1,0 \times 10^{-6} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$.

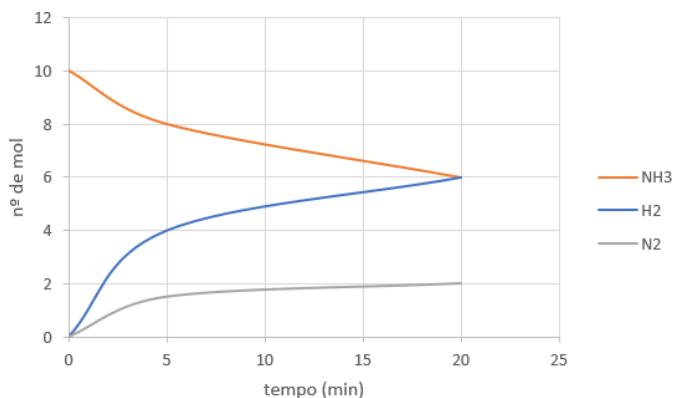
16 - A capacidade do frasco a $105 \text{ } ^\circ\text{C}$ é $100,24 \text{ cm}^3$.

Volume 5

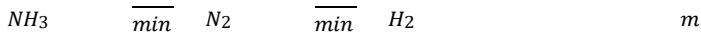
Lição 5 – Cinética Química

1- a) $a = 0, b = 0, c = 4 \text{ mol}, d = 2 \text{ mol}, e = 6 \text{ mol}, f = 2 \text{ mol}, g = 6 \text{ mol}$;

b)



c) $v_{NH_3} = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{min}}, v_{N_2} = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{min}}, v_{H_2} = 0,3 \text{ mol/min}$; d) $V_m = 0,1 \text{ mol/min}$.



2 – a) V_m entre 0 e 10 min: $0,0375 \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$; b) V_m entre 30 e 40 min: $0,008 \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$; c) a velocidade média não é constante, como pode ser percebido pelos valores calculados. A velocidade da reação depende da concentração dos reagentes. Conforme a reação se processa e a concentração dos reagentes diminui, a velocidade da reação também diminui.

3 – 6,0 mol/min

Lição 6 – O que é preciso para que ocorra uma reação química?

$$1 - v = k[CO]^a \cdot [O_2]^b$$

$$a = 1$$

$$b = 2$$

$$k = \frac{v}{[CO]^1 \cdot [O_2]^2} \Rightarrow k = \frac{1 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}}{(1 \text{ mol} \cdot L^{-1})^1 (1 \text{ mol} \cdot L^{-1})^2} \Rightarrow k = 1 \cdot 10^{-6} \text{ mol}^{-2} \cdot L^2 \cdot s^{-1}$$

Portanto, a equação da velocidade é dada por:

$$v = 1 \cdot 10^{-6} [CO]^1 \cdot [O_2]^2$$

2 – a) A Lei de Velocidade $v = k[A]^1 \cdot [B]^1 \cdot [C]^2$.

b) $v = 1,28 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$.

Volume 6

Lição 7 – Equilíbrios Químicos

1) Qual a diferença entre uma reação química reversível e uma irreversível? Dê algum exemplo.

As reações reversíveis são aquelas que é possível realizar a reação inversa, ou seja, é possível reverter os produtos em reagentes e vice e versa. Ex: formação de óxidos na atmosfera, formação de amônia. Já as reações irreversíveis são aquelas em que não é possível realizar a reação inversa, a reação acontece em um único sentido. Ex.: combustão de matéria orgânica, produção de aço.

2) Equilíbrio químico é o estágio da reação em que não existe mais a tendência a mudar a composição da mistura de reação. Este estágio é atingido quando a velocidade da reação direta é igual a velocidade da reação inversa, fazendo com que a concentração dos produtos e reagentes sejam constantes ao longo do tempo.

3) Todos os equilíbrios químicos são dinâmicos pois estão diretamente relacionados a cinética da reação química, ou seja, a velocidade das reações direta e inversa. Sendo assim, expressa o movimento das partículas ou moléculas dos reagentes para a formação dos produtos e o movimento dos produtos voltando a ser reagentes. A grandeza que expressa matematicamente esta dinâmica é a constante de equilíbrio cinético – K_c .

4)

a) $K_c = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2 \cdot [O_2]}$;

b) $K_c = \frac{[PCl_3] \cdot [Cl_2]}{[PCl_5]}$;

c) $K_c = \frac{[\text{éster}] \cdot [\text{água}]}{[\text{ácido}] \cdot [\text{álcool}]}$;

d) $K_c = \frac{[H_2O]^2 \cdot [Cl_2]^2}{[HCl]^4 \cdot [O_2]}$;

e) $K_c = \frac{[CO] \cdot [H_2]}{[H_2O]}$;

f) $K_c = \frac{[Mg^{2+}] \cdot [H_2]}{[H^+]^2}$

Homogêneos: a, b, c e d. Heterogêneos: e e f.

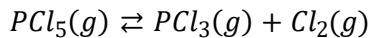
5)

Curva I – O₂ Curva

II – SO₂ Curva III -

S

6) O primeiro passo para analisarmos esta questão é escrever a equação química devidamente balanceada:



Agora é preciso verificar a quantidade de mols e de volumes ao longo da reação até o equilíbrio:

	$PCl_5(g)$	\rightleftharpoons	$PCl_3(g)$	+	$Cl_2(g)$
Início - t_1	10 mol 10 V	4 mols	0 mol 0 V	4 mls	0 mol 0 V
t_2	6 mol 6 V	2 mols consumidos	4 mol 4 V	2 mls produzidos	4 mol 4 V
t_3	4 mol 4 V	2 mols consumidos	6 mol 6 V	2 mls produzidos	6 mol 6 V
Equilíbrio - t_4	4 mol 4 V		6 mol 6 V		6 mol 6 V

Com estas informações podemos responder as questões.

- a) A pressão é maior a qualquer instante após o início da reação, pois para cada mol de PCl_5 é formado 1 mol de PCl_3 e 1 mol de Cl_2 , ou seja, a cada mol de PCl_5 consumido há a duplicação do volume molar do sistema. No equilíbrio vemos que o volume total do sistema é de 16 V, volume maior do que o inicial (10 V).
 b) Pois a velocidade direta e inversa só se iguala quando a reação chega no equilíbrio.
 c) Pois o ponto de equilíbrio está relacionado as velocidades direta e inversa e não as quantidades consumidas e produzidas.

Atividades página 217

7)

- a) $x = 0,39$ mol; $y = 0,11$ mol; $z = 0,78$ mol.

$$\text{b)} K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2].[I_2]} = \frac{[0,78]^2}{[0,11].[0,11]} = 50,3;$$

- c) Como o valor de K_c é maior do que 1 o equilíbrio está deslocado para o sentido dos produtos.

8)

- a) $x =$ zero; $y = 0,06$ mol; $z = 1,44$ mol.

$$\text{b)} [N_2O_4] = \frac{1,44}{2} = 0,72 \frac{\text{mol}}{\text{L}}; [NO_2] = \frac{0,12}{2} = 0,06 \text{ mol/L}$$

$$\therefore K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = 0,005$$

Como o valor de K_c é menor do que 1 o equilíbrio está deslocado para o sentido dos reagentes.

9)

- a) I – $Q_c = 5$; II – $Q_c = 10$; III – $Q_c = 1,25$;

- b) situação I;

- c) I. permanecem inalteradas; II. O_2 diminui, SO_2 diminui e SO_3 aumenta; III. O_2 aumenta, SO_2 aumenta e SO_3 diminui.

10) 3,0

11) O K_c expressa a relação das concentrações dos participantes de uma reação na situação de equilíbrio, já o Q_c é a relação instantânea das concentrações dos participantes da reação. Se a razão entre K_c e Q_c for igual a 1, o sistema está em equilíbrio e se for diferente de 1 o sistema ainda não está em equilíbrio.

Atividades página 222

12) Resposta pessoal.

13)

- a)** Direito;
- b)** Esquerdo;
- c)** Direito;
- d)** Esquerdo.

14)

- a)** A adição de um ácido (vinagre) aumenta a concentração de H⁺ e o equilíbrio desloca-se para o lado direito.
- b)** A adição de OH⁻ (proveniente da ionização do NaOH) retira o H⁺ do equilíbrio e este se desloca para o lado esquerdo.

15)

- a)** Direita;
- b)** Esquerda;
- c)** Esquerda;
- d)** Direita;
- e)** Direita;
- f)** Esquerda;
- g)** Esquerda;
- h)** Direita;
- i)** O equilíbrio não se desloca.

16)

- a)** No instante t1 foi adicionado H₂. Com adição de gás hidrogênio, houve deslocamento no equilíbrio para a direita, ou seja, no sentido de formação de HCl;
- b)** a partir do instante t2, um novo estado de equilíbrio foi atingido pelo sistema; desse instante em diante, as concentrações dos participantes do equilíbrio não mais se alteram;

c) $K_{eq} = \frac{[HCl]^2}{[H_2].[I_2]} = \frac{(0,1)^2}{(0,3).(0,5)} = 0,067 < 1.$

Volume 7

Lição 8 – Equilíbrio em meio aquoso

- 1) Nada mais é do que a constante de equilíbrio de uma reação que produz íons.
- 2) É verificado experimentalmente que quanto maior a força do ácido maior seu grau de ionização, ou, analisando por outro ângulo, a força de ácido pode ser medida pela sua capacidade de produzir íons livres, especialmente íons H^+ , quanto mais íons o ácido libera maior sua força.
- 3)
- a) $HNO_2 \rightleftharpoons H^+ + NO_2^-$; $H_3CCOOH \rightleftharpoons H^+ + H_2CCOO^-$; $HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$; $HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$
- b) $K_i = \frac{[H^+][NO_2^-]}{[HNO_2]}$; $K_i = \frac{[H^+][H_2CCOOH^-]}{[H_3CCOOH]}$; $K_i = \frac{[H^+][CN^-]}{[HCN]}$; $K_i = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]}$
- c) $HCN < H_3CCOOH < HNO_2 < HF$
- 4)
- a) $\alpha = 0,4\%$
- b) $\alpha = 4\%$
- 5)
- a) F;
- b) F;
- c) F;
- d) V.

Atividades página 250

6) HÁ -> pH = 2; HB -> pH = 2; XOH -> pH = 12.

7)



b) razão = 10^5 e pOH = 12

8) pH = 13.

9) pH = $-\log [H^+]$; pH = $-\log (5 \cdot 10^{-8}) = -(log 5 - 8 \log 10) = 8 \log 10 - \log 5 = 8,1 - 0,7 = 7,3$

pH = $-\log (3 \cdot 10^{-8}) = -(log 3 - 8 \log 10) = 8 \log 10 - \log 3 = 8,1 - 0,5 = 7,5$

pH do sangue: 7,3 a 7,5

10) Azul de bromotimol e fenolftaleína.

Atividades página 252.

11)

- a)** NH₄Cl, pH < 7;
b) NaCl, pH = 7;
c) KNO₃, pH = 7;
d) AgNO₃, pH < 7;
e) KHCO₃, pH > 7;
f) Ca(CH₃COO)₂, pH > 7.

12)

- a)** CH₃COO⁻ (aq) + H₂O (l) ⇌ CH₃COOH (aq) + OH⁻ (aq)
b) Ag⁺ (aq) + H₂O (l) ⇌ AgOH (s) + H⁺ (aq)
c) Al³⁺ (aq) + 3 H₂O (l) ⇌ Al(OH)₃ (s) + 3 H⁺ (aq).

13) Cor: amarela



14)

- a)** solos ácidos: elevada concentração de íons H⁺, o que desloca o equilíbrio representado para a direita, aumentando a disponibilidade de íons Ca²⁺. Solos básicos: baixa concentração de íons H⁺, o que desloca o equilíbrio para a esquerda, diminuindo a disponibilidade de íons Ca²⁺, que formarão CaCO₃(s).
b) O nitrato de amônio é formado pelos íons NH₄⁺ e NO₃⁻; O íon NH₄⁺ provoca hidrólise; logo, a concentração de íons H⁺ aumenta.

Atividades página 256

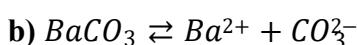
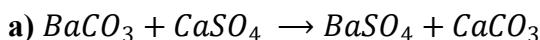
15)

- a)** AgBr ⇌ Ag⁺ + Br⁻; K_s = [Ag⁺][Br⁻]
b) CaCO₃ ⇌ Ca²⁺ + CO₃²⁻; K_s = [Ca²⁺][CO₃²⁻]
c) Ag₂SO₄ ⇌ 2 Ag⁺ + SO₄²⁻; K_s = [Ag⁺]²[SO₄²⁻]
d) PbI₂ ⇌ Pb²⁺ + 2 I⁻; K_s = [Pb²⁺][I⁻]²
e) Ag₂S ⇌ 2 Ag⁺ + S²⁻; K_s = [Ag⁺]²[S²⁻]
f) Al(OH)₃ ⇌ Al³⁺ + 3 OH⁻; K_s = [Al³⁺][OH⁻]³
g) Mn(OH)₂ ⇌ Mn²⁺ + 2 OH⁻; K_s = [Mn²⁺][OH⁻]²

16) K_s = 1 · 10⁻¹⁰

17) 1 · 10⁻⁷ mol/L

18)



$$K_s = [\text{Ba}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]$$

$$K_s = 5 \cdot 10^{-5} \cdot 5 \cdot 10^{-5}$$

$$K_s = 2,5 \cdot 10^{-9}$$

Volume 8

Lição 9 – Eletroquímica

1) A Eletroquímica trata do estudo de reações químicas espontâneas que produzem eletricidade e da eletricidade usada para forçar reações químicas não espontâneas a acontecerem.

2) O número de oxidação (No_x) expressa a quantidade de carga elétrica de qualquer entidade química, sendo importante para a determinação do fluxo de elétrons em qualquer reação química.

3) $Cl_2: 0, NaCl: -1, CaCl_2: -1, HCl: -1, HClO: +1, HClO_2: +3, HClO_3: +5, HClO_4: +7, Cl_2O_7: +7$ e $ClO^{-\frac{1}{4}} + 7$

4) $S_8: 0, H_2S: -2, H_2SO_3: +4, H_2SO_4: +6, Na_2S_2O_3: +2$ e $Al_2(SO_4)_3: +6$

5) $Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$

$Mg(s) \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$

Agente redutor: Mg (s)

Agente oxidante: Cu^{2+} (aq)

Sofre redução: Cu^{2+} (aq) Sofre

oxidação: Mg (s)

Atividades página 207

6) $3 Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2 NO + H_2O$

7) $2 KMnO_4 + 16 HF \rightarrow 2 KF + 2 MnF_2 + 8 H_2O + 5 F_2$

Agente oxidante: KMnO₄ Agente

redutor: HF

8) $2 MnO_4^- + 10 I^- + 16 H^+ \rightarrow 2 Mn^{2+} + 5 I_2 + 8 H_2O$

9)

Espécies	Ag. Oxidante ou Redutor	Número de Oxidação do elemento	Ganha ou perde elétrons	Coeficientes na equação
$Cr_2O_7^{2-}$	Ag. Oxidante	+6	Ganha	1
I^-	Ag. Redutor	-1	Perde	6
Cr^{3+}	_____	+3	_____	2
I_2	_____	0	_____	3

Atividades página 208

10)

a) Mg oxida, Cu^{2+} reduz;

b) Mg é o ânodo e Cu é o cátodo;

c) Do Mg para o Cu; d) Mg negativo. Cu positivo;

- e) A lâmina de Mg será corroída e a de Cu depositada;
f) Oxidação: $Mg(s) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + 2e^-$, Redução: $Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu^0(s)$; g) $Mg(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + Cu^0(s)$

11)

- a) Redutor: Cd; oxidante: NiO₂ ;
b) $Cd + NiO_2 + 2H_2O \rightleftharpoons Cd(OH)_2 + NI(OH)_2$

Atividades página 213

12)

- a) O Cu²⁺ se oxida e o 2 H⁺ se reduz;
b) $\Delta E^0 = (0) - (0,34) \Rightarrow \Delta E^0 = -0,34\text{ V}$;
c) Não espontâneo;
d) O Al se oxida e o H⁺ se reduz;
e) $\Delta E^0 = (0) - (-1,66) \Rightarrow \Delta E^0 = +1,66\text{ V}$;
f) Espontâneo;
g) Sim.

13)

- a) $3O_2 + 6H_2O + 4Al \rightarrow 4Al(OH)_3$ (*equação global*)
 $\Delta E^0 = 0,40 - (-2,31) = -2,71\text{ V}$

b) A recarga é um processo não espontâneo; assim, o fluxo de elétrons durante o processo de recarga será de D para C.

14)

- a) O frasco onde ocorre a reação espontaneamente é o II.

Resolução:

Para verificarmos se uma reação de oxirredução ocorre espontaneamente devemos calcular o ΔE° da reação (força eletromotriz):

$$\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{oxi}} + E^\circ_{\text{red}} \Rightarrow \text{Maior que zero, a reação é espontânea.}$$

No frasco II, temos o ferro no estado sólido imerso na solução de sulfato de cobre, ocorrendo: Oxidação: \rightarrow (E[°]oxi: 0,44 V)

Redução: \rightarrow (E[°]red: 0,34 V)

Reação: $\rightarrow Fe(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + Cu(s)$

Portanto, $\Delta E^\circ = 0,44 + 0,34 = 0,78\text{ V}$ (reação espontânea).

- b) A concentração da solução do frasco I é de 161,5 g/L.

Resolução:

Segundo o enunciado, todos os frascos possuem a mesma concentração molar, portanto, o mesmo número de moles em mesmo volume de solução final.

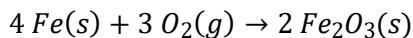
O frasco III que contém sulfato de ferro possui uma massa de 304 g do mesmo em 2 litros de solução. Como a massa molar do sulfato de ferro é 152 g/mol, temos que:

$$304\text{ g} \div 152\text{ g/mol} = 2\text{ moles de sulfato de ferro.}$$

Assim, o frasco I também terá 2 moles de sulfato de zinco, cuja massa molar é de 161,5 g/mol. Assim, sua concentração será:

$$C = (2 \text{ mol} \times 161,5 \text{ g/mol}) \div 2 \text{ L} = 161,5 \text{ g/L}$$

15) Porque o ferro oxida reagindo com o ar, em ambiente úmido:



O elmo que emperra mais é o que tem rebites de ouro, pois o potencial padrão do ouro é de + 1,50 V; assim o ferro oxida preferencialmente. Como o potencial padrão do zinco é de -0,76 V, ele oxidará, preferencialmente, em relação ao ferro.

Volume 9

Lição 10 – Eletroquímica – Parte 2

1) Significa que é um processo químico que envolve o fluxo de elétrons através de um circuito, sendo que sempre haverá um eletrodo que se oxida, perdendo elétrons e um eletrodo que se reduz, recebendo estes elétrons.

2) Li, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr.

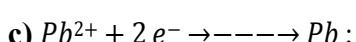
3) Como estes dois metais possuem um potencial de oxidação menor do que o cobre, com o tempo, o cobre da escultura irá ser oxidado causando sua corrosão parcial ou total.

Atividades página 180

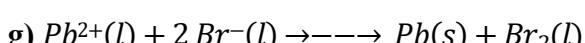
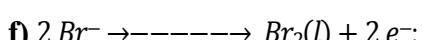
4) A eletrólise é o processo inverso de uma reação eletroquímica espontânea, ou seja, é o processo pelo qual se “força” a passagem de eletrons para que a reação aconteça.

5)

a) cátodo; b) redução;



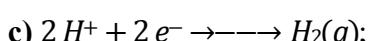
d) ânodo; e) oxidação;



6)

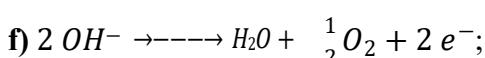
a) H^+ , Ca^{2+} .

b) H^+ ;



d) OH^- , NO_3^- ;

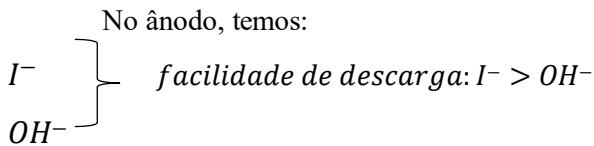
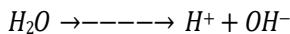
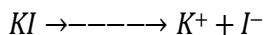
e) OH^- ;



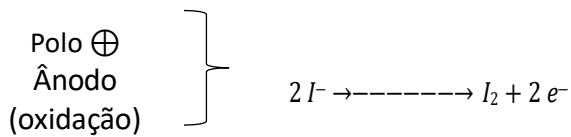
g) mais concentrada.

7)

a) Considerando uma solução aquosa de iodeto de potássio (KI), temos:



Logo, a reação que ocorre no ânodo é:



b) A coloração azul é devida ao I_2 em presença do amido.

8)

a) A: o açúcar não sofre ionização, logo a solução é não eletrolítica. B: o ácido sofre ionização. C: sal sofre dissociação originando soluções eletrolíticas.

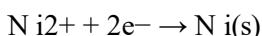
b) Polo \ominus (cátodo) = $H_2(g)$; polo \oplus (ânodo) = $O_2(g)$

c) Polo \ominus (cátodo) = Cu(s) (deposição); polo \oplus (ânodo) = $O_2(g)$

Atividades página 183

9) 1,0 g de bário

10) No cátodo temos:



Vamos determinar a carga, em Faraday, que atravessa a célula.

$$Q = i \cdot t, \text{ logo } Q = 4.0 \times 3600 \text{ segundos} = 14400 \text{ C}$$

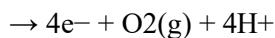
$$2 \text{ mols de } e^- \longrightarrow 1 \text{ mol Ni} \quad 193000 \text{ C}$$

$$\qquad\qquad\qquad \longrightarrow 58,70 \text{ g}$$

$$14400 \text{ C} \longrightarrow X \text{ g}$$

$$X = 4,38 \text{ gramas de Ni}$$

No ânodo temos: $2H_2O$



$$C \longrightarrow 32,0 \text{ g}$$

$$14400 \text{ C} \longrightarrow X$$

$$X = 1,19 \text{ g de O2Logo: } m = 32 \times 24 / 38600 = 0,02 \text{ g}$$

