

ELITE
PRÉ-VESTIBULAR
c a m p i n a s

ELITE RESOLVE

FUVEST 2^a FASE
QUÍMICA

2008

www.elitecampinas.com.br

(19) 3251-1012

QUÍMICA

QUESTÃO 01

Devido à toxicidade do mercúrio, em caso de derramamento desse metal, costuma-se espalhar enxofre no local para removê-lo. Mercúrio e enxofre reagem, gradativamente, formando sulfeto de mercúrio. Para fins de estudo, a reação pode ocorrer mais rapidamente, se as duas substâncias forem misturadas num almofariz. Usando esse procedimento, foram feitos dois experimentos. No primeiro, 5,0 g de mercúrio e 1,0 g de enxofre reagiram, formando 5,8 g do produto, sobrando 0,2 g de enxofre. No segundo experimento, 12,0 g de mercúrio e 1,6 g de enxofre forneceram 11,6 g do produto, restando 2,0 g de mercúrio.

- a) Mostre que os dois experimentos estão de acordo com a lei da conservação da massa (Lavoisier) e a lei das proporções definidas (Proust).
b) Existem compostos de Hg (I) e de Hg (II). Considerando os valores das massas molares e das massas envolvidas nos dois experimentos citados, verifique se a fórmula do composto formado, em ambos os casos, é HgS ou Hg₂S. Mostre os cálculos.

Dados: massas molares: mercúrio (Hg).....200
(g mol⁻¹) enxofre (S).....32

Resolução

a) Em ambos os experimentos a massa total do sistema permanece constante, como consta na tabela abaixo:

	Massa inicial	Massa final
1	5,0g Hg+1,0g S= 6,0g	5,8g Hg _x S+0,2gS= 6,0g
2	12,0g Hg+1,6g S= 13,6g	11,6g Hg _x S+2,0g Hg= 13,6g

Desta forma, comprova-se que os experimentos estão de acordo com a lei da conservação da massa (Lavoisier).

Pela lei das proporções definidas a proporção em massa dos reagentes que participam da formação de uma substância é sempre constante. No primeiro experimento, houve reação entre 5,0g de Hg e 0,8g de S (pois 0,2g não reagiu). No segundo experimento, houve reação entre 10,0g de Hg (pois 2,0g não reagiu) e 1,6g de S.

Como $\frac{5,0g}{0,8g} = \frac{10,0g}{1,6g}$, afirma-se que os dois experimentos estão de acordo com a lei de Proust.

b) Utilizando os dados do experimento 1, podemos calcular o número de mol de reagentes consumidos e o número de mol de produto considerando que o produto possa ser HgS ou Hg₂S:

$$n_{Hg} = \frac{5}{200} = 0,025$$

$$n_S = \frac{0,8}{32} = 0,025$$

$$n_{HgS} = \frac{5,8}{232} = 0,025$$

$$n_{Hg_2S} = \frac{5,8}{432} = 0,0134$$

Sendo assim, para que a proporção estequiométrica seja mantida, é necessário que a fórmula do composto formado seja HgS.

QUESTÃO 02

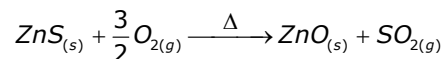
Um dos métodos industriais de obtenção de zinco, a partir da blenda de zinco, ZnS, envolve quatro etapas em seqüência:

- I) Aquecimento do minério com oxigênio (do ar atmosférico), resultando na formação de óxido de zinco e dióxido de enxofre.
- II) Tratamento, com carvão, a alta temperatura, do óxido de zinco, resultando na formação de zinco e monóxido de carbono.
- III) Resfriamento do zinco formado, que é recolhido no estado líquido.
- IV) Purificação do zinco por destilação fracionada. Ao final da destilação, o zinco líquido é despejado em moldes, nos quais se solidifica.

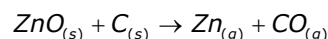
- a) Represente, por meio de equação química balanceada, a primeira etapa do processo.
- b) Indique o elemento que sofreu oxidação e o elemento que sofreu redução, na segunda etapa do processo. Justifique.
- c) Indique, para cada mudança de estado físico que ocorre na etapa IV, se ela é exotérmica ou endotérmica.

Resolução

a) Segundo o texto, a equação balanceada da primeira etapa é:



b) Na segunda etapa, de acordo com o enunciado temos a seguinte equação:



Observando a equação, calcula-se o NOX do Zn e do C antes e depois da reação:

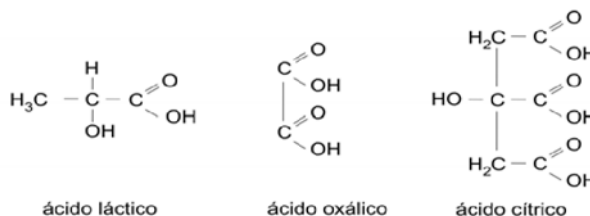
Zn passou +2 para ZERO, ou seja, ele recebeu elétrons, portanto **o zinco sofreu uma redução**. Enquanto isso o C passou de ZERO para +2, ou seja, ele perdeu elétrons, portanto **o carbono sofreu uma oxidação**.

c) A destilação fracionada da última etapa serve para eliminação de impurezas voláteis. Então, podem-se supor três processos principais acontecendo:

1. No início da destilação, a passagem do zinco do estado líquido para o estado gasoso (ebulição), que é um **processo endotérmico**.
2. Ao final da destilação, a condensação do zinco, voltando do estado gasoso para o estado líquido, que é um **processo exotérmico**.
3. Por último, a solidificação do zinco ao ser colocado no molde, isto é, a passagem de zinco líquido para zinco sólido, que também é um **processo exotérmico**.

QUESTÃO 03

Em um exame, para o preenchimento de uma vaga de químico, as seguintes fórmulas estruturais foram apresentadas ao candidato:



A seguir, o examinador pediu ao candidato que determinasse, experimentalmente, o calor liberado ao fazer-se a mistura de volumes definidos de duas soluções aquosas, de mesma concentração, uma de hidróxido de sódio e outra de um dos três ácidos carboxílicos apresentados, sem revelar qual deles havia sido escolhido. Foi informado ao candidato que, quando o ácido e a base reagem na proporção estequiométrica, o calor liberado é máximo.

Os resultados obtidos foram os seguintes:

Volume da solução de base/mL	0	15	30	35	40	45	50
Volume da solução de ácido/mL	50	35	20	15	10	5	0
Calor liberado/J	0	700	1400	1500	1000	500	0

Diante dos resultados obtidos, o examinador pediu ao candidato que determinasse qual dos ácidos havia sido utilizado no experimento. Para responder, o candidato construiu uma tabela e um gráfico do calor liberado *versus* x_{base} , definido como:

$$x_{base} = \frac{V_{base}}{V_{base} + V_{ácido}}, \text{ equivalente a } x_{base} = \frac{n_{base}}{n_{base} + n_{ácido}}$$

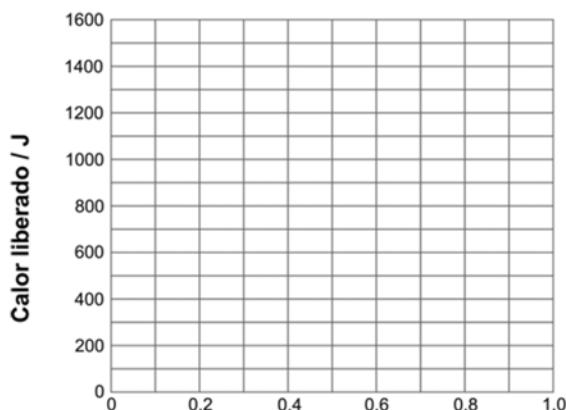
onde:

n = quantidade de ácido ou de base (em mol)

V = volume da solução de ácido ou de base (em mL)

a) Reproduza, na página ao lado, a tabela e o gráfico que devem ter sido obtidos pelo candidato. Pelos pontos do gráfico, podem ser traçadas duas retas, cujo cruzamento corresponde ao máximo calor liberado.

x_{base}							
Calor liberado / J	0	700	1400	1500	1000	500	0



b) Determine o valor de x_{base} que corresponde ao ponto de cruzamento das retas em seu gráfico.

c) Qual foi o ácido escolhido pelo examinador? Explique.

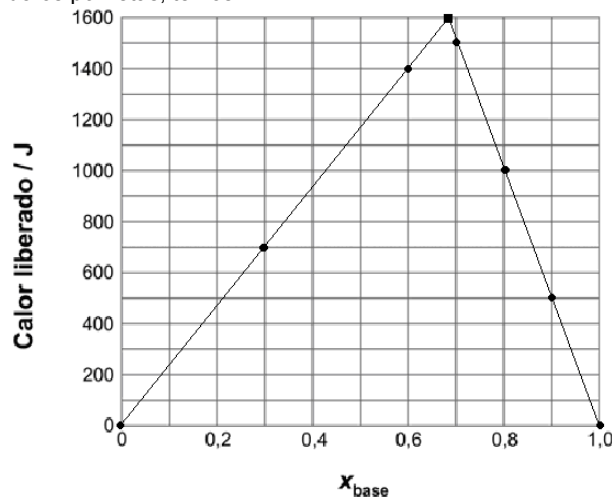
d) Indique qual é o reagente limitante para o experimento em que o calor liberado foi 1400 J e para aquele em que o calor liberado foi 1500 J. Explique.

Resolução

a) Calculando $x_{base} = \frac{V_{base}}{V_{base} + V_{ácido}}$ para cada calor liberado, temos:

x_{base}	0,0	0,3	0,6	0,7	0,8	0,9	1,0
Calor liberado/J	0	700	1400	1500	1000	500	0

Marcando os pontos assinalados no gráfico da folha de respostas e ligando-os por retas, temos:



b) O valor de x_{base} não pode ser obtido com precisão apenas por observação do gráfico do item a, mas pode-se obter o valor do calor máximo liberado que é de 1600 J.

Mas pode-se calcular x_{base} através do coeficiente angular de alguma das retas (no caso a primeira):

$$\frac{y - y_0}{x - x_0} = \frac{1400 - 700}{0,6 - 0,3} = \frac{1600 - 0}{x_{base} - 0} \Rightarrow x_{base} = 0,686 \approx \frac{2}{3}$$

c) Utilizando a equação fornecida no enunciado

$$x_{base} = \frac{V_{base}}{V_{base} + V_{ácido}} = \frac{n_{base}}{n_{base} + n_{ácido}} \quad (\text{pela concentração ser a mesma})$$

entre ácido e base, temos que ela é verdadeira), deve-se levar em conta que o calor liberado é máximo quando o ácido e a base reagem na proporção estequiométrica (informação também fornecida pelo enunciado). Assim, pode-se calcular a proporção estequiométrica, da seguinte forma:

$$\frac{2}{3} = \frac{n_{base}}{n_{base} + n_{ácido}} \Rightarrow 2n_{base} + 2n_{ácido} = 3n_{base} \Rightarrow n_{base} = 2n_{ácido}$$

Logo, se a proporção estequiométrica entre a base e o ácido é de 2:1, então o ácido deve possuir dois grupos carboxílicos e, portanto, deve ser o **ácido oxálico**.

d) Como as soluções, de acordo com o enunciado, possuem mesma concentração, temos que o volume utilizado é diretamente proporcional ao número de mols de cada substância aquosa. Assim, a proporção entre o volume da base e o volume do ácido nos informa a proporção entre a quantidade em mols de base e de ácido. Relacionando esta quantidade com a necessária para a proporção estequiométrica:

- Para 1400 J, temos que:

$$\frac{n_{base}}{n_{ácido}} = \frac{V_{base}}{V_{ácido}} = \frac{30}{20} = \frac{3}{2} \Rightarrow n_{base} = \frac{3}{2}n_{ácido} < 2n_{ácido}$$

Ou seja, neste caso a **base atua como reagente limitante** (a quantidade de base é insuficiente para consumir todo o ácido).

- Para 1500 J, temos:

$$\frac{n_{base}}{n_{ácido}} = \frac{V_{base}}{V_{ácido}} = \frac{35}{15} = \frac{7}{3} \Rightarrow n_{base} = \frac{7}{3}n_{ácido} > 2n_{ácido}$$

Ou seja, neste caso o **ácido atua como reagente limitante** (a quantidade de base é suficiente para consumir todo o ácido e ainda existe sobra).

QUESTÃO 04

Foram misturados 2,00 L de um alcano de m átomos de carbono por molécula e 2,00 L de outro alcano de n átomos de carbono por molécula, ambos gasosos. Esses alcanos podem ser quaisquer dois dentre os seguintes: metano, etano, propano ou butano. Na combustão completa dessa mistura gasosa, foram consumidos 23,00 L de oxigênio. Todos os volumes foram medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura.

a) Escreva a equação da combustão completa de um alcano de n átomos de carbono por molécula.

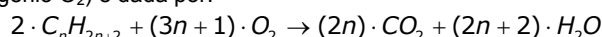
Para identificar os dois alcanos que foram misturados, conforme indicado acima, é preciso considerar a lei de Avogadro, que relaciona o volume de um gás com seu número de moléculas.

b) Escreva o enunciado dessa lei.

c) Identifique os dois alcanos. Explique como chegou a essa conclusão.

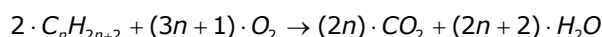
Resolução

a) Um alcano com n átomos de carbono por molécula tem fórmula molecular C_nH_{2n+2} . A combustão completa de um alcano (reação com o oxigênio O_2) é dada por:



b) A hipótese de Avogadro afirma que: "Volumes iguais de gases quaisquer, submetidos às mesmas condições de pressão e temperatura, contêm o mesmo número de moléculas."

c) Conforme a reação balanceada do item (a), na combustão de 2 mols de alcano com fórmula C_nH_{2n+2} consomem $(3n+1)$ mols de O_2 . Assim, de acordo com a hipótese de Avogadro, 2 litros de alcano C_nH_{2n+2} consomem $(3n+1)$ litros de oxigênio.



Analogamente, 2 litros de alcano C_mH_{2m+2} consomem $(3m+1)$ litros de oxigênio.

Logo, a combustão completa da mistura de 2 litros de cada um desses alcanos consumirá no total $(3n+1)+(3m+1) = 3(n+m)+2$ litros de oxigênio.

Assim:

$$3(n + m) + 2 = 23 \Rightarrow n + m = 7$$

Além disso, temos as restrições: $\begin{cases} n \leq 4 \\ m \leq 4 \end{cases}$, já que os alcanos

envolvidos só podem ser metano (CH_4), etano (C_2H_6), propano (C_3H_8) ou butano (C_4H_{10}).

Para $n = 1$, temos $m = 6$, que não pode ocorrer.

Para $n = 2$, temos $m = 5$, que também não pode ocorrer.

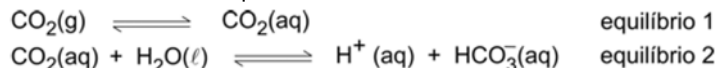
Para $n = 3$ (propano), temos $m = 4$ (butano).

Para $n = 4$ (butano), temos $m = 3$ (propano).

Assim, os dois alcanos que compunham a mistura eram o **propano** e o **butano**.

QUESTÃO 05

Mesmo em regiões não poluídas, a água da chuva não apresenta pH igual a 7, devido ao CO₂ atmosférico, que nela se dissolve, estabelecendo-se os equilíbrios



No equilíbrio 1, o valor da concentração de CO₂ dissolvido na água, [CO₂(aq)], é obtido pela lei de Henry, que fornece a solubilidade do CO₂ na água, em função da pressão parcial desse gás, P_{CO₂}, no ar:

$$[\text{CO}_2(\text{aq})] = k \cdot P_{\text{CO}_2}$$

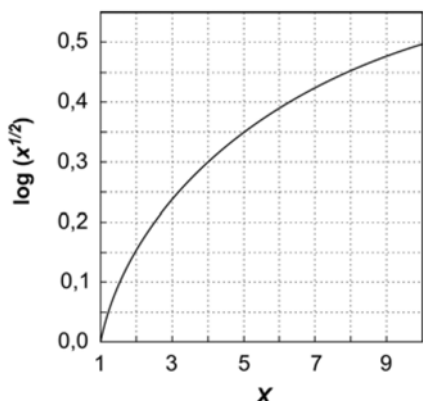
onde $k = 3,5 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ atm}^{-1}$, a 25 °C.

O valor da constante do equilíbrio 2, a 25 °C, é $4,4 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$.

a) Atualmente, a concentração de CO₂ na atmosfera se aproxima de 400 ppm. Calcule a pressão parcial de CO₂ para um local em que a pressão do ar é 1,0 atm.

b) Escreva a expressão da constante do equilíbrio 2.

c) Calcule o pH da água da chuva (o gráfico abaixo poderá ajudar, evitando operações como extração de raiz quadrada e de logaritmo).



Observação ppm = partes por milhão.

Resolução

a) A concentração atual de CO₂ é igual a 400 ppm, o que pode ser traduzido como sendo 400 mL CO₂/10⁶ mL de ar. Tal relação corresponde à fração molar do CO₂, pois temos o volume do gás pelo volume total. Segundo a lei de Dalton temos:

$$x_{\text{CO}_2} = \frac{n_{\text{CO}_2}}{n_{\text{total}}} = \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_{\text{total}}} = \frac{P_{\text{CO}_2}}{P_{\text{total}}}$$

Dessa forma, com a relação em ppm é possível determinar a pressão parcial de CO₂.

$$P_{\text{CO}_2} = x_{\text{CO}_2} \cdot P_{\text{total}}$$

$$P_{\text{CO}_2} = 400 \cdot 10^{-6} \cdot 1 = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ atm}$$

b) $K_2 = \frac{[\text{produtos}]}{[\text{reagentes}]} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2(\text{aq})]}$

c) Para determinar o pH deve-se encontrar o valor de [H⁺] a partir da expressão de K₂.

$$[\text{CO}_2(\text{aq})] = k \cdot P_{\text{CO}_2} = 3,5 \cdot 10^{-2} \cdot 4,0 \cdot 10^{-4} = 1,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Assim, no equilíbrio 2, a quantidade de CO₂(aq) está definida e a quantidade dos íons é desconhecida, entretanto, as quantidades de ânions e cátions são iguais, devido à estequiometria, logo, utilizando a equação de K₂ para a temperatura de 25°C, temos:

$$K_2 = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2(\text{aq})]} = \frac{x \cdot x}{1,4 \cdot 10^{-5}}, \text{ onde } x = [\text{H}^+] = [\text{HCO}_3^-]$$

Do enunciado, temos, K₂ = 4,4 × 10⁻⁷ mol L⁻¹, portanto:

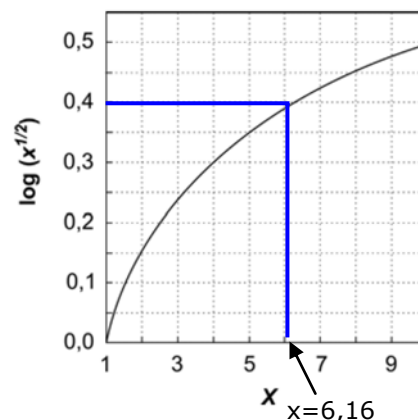
$$x^2 = 4,4 \cdot 10^{-7} \cdot 1,4 \cdot 10^{-5} = 6,16 \cdot 10^{-12}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(6,16 \cdot 10^{-12})^{1/2} =$$

$$= -\log(6,16)^{1/2} - \log(10^{-12})^{1/2} =$$

$$= 6 - \log(6,16)^{1/2}$$

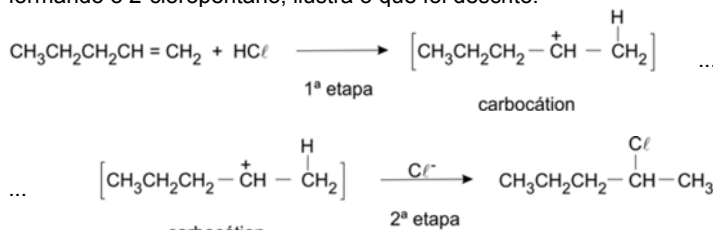
Com auxílio do gráfico, obtemos o valor de log(6,16)^{1/2}, que é aproximadamente 0,4:



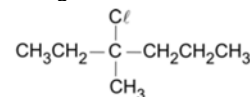
Daí segue que **pH = 5,60**

QUESTÃO 06

A adição de HCl a alcenos ocorre em duas etapas. Na primeira delas, o íon H⁺, proveniente do HCl, liga-se ao átomo de carbono da dupla ligação que está ligado ao menor número de outros átomos de carbono. Essa nova ligação (C — H) é formada à custa de um par eletrônico da dupla ligação, sendo gerado um íon com carga positiva, chamado carbocátion, que reage imediatamente com o íon cloreto, dando origem ao produto final. A reação do 1-penteno com HCl, formando o 2-cloropentano, ilustra o que foi descrito.



a) Escreva a fórmula estrutural do carbocátion que, reagindo com o íon cloreto, dá origem ao seguinte haleto de alquila:

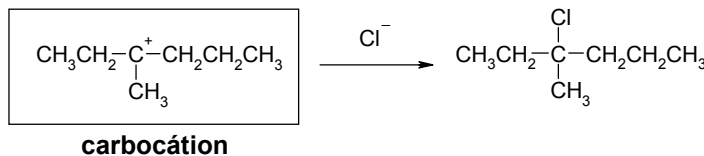


b) Escreva a fórmula estrutural de três alcenos que não sejam isômeros cis-trans entre si e que, reagindo com HCl, podem dar origem ao haleto de alquila do item anterior.

c) Escreva a fórmula estrutural do alceno do item b que não apresenta isomeria cis-trans. Justifique.

Resolução

a) Analogamente à segunda etapa do processo de adição em alcenos, temos o carbocátion abaixo como gerador do haleto de alquila solicitado:



b) Segundo o critério do enunciado que o H⁺ se liga ao carbono que está ligado ao menor número de carbonos, o carbocátion será formado a partir do composto 3-metil-hex-2-eno ou 3-metil-hex-3-eno ou 2-etil-pent-1-eno.

b) A massa molar da unidade celulósica é 162 g/mol, então no caso de um fragmento com massa de 972 g, teremos $n = \frac{972g}{162g/mol} = 6 mol$,

ou seja, seis mols de unidades monoméricas neste fragmento. Segundo o modelo de triacetilação mostrado na prova, para 1 mol do triol é preciso 3 mols do anidrido acético.

Cada fragmento de celulose possui 3 grupos OH, como são 6 unidades monoméricas, têm-se no total 18 grupos OH, então será necessário 18 mols de anidrido acético, pois cada anidrido acetila apenas um grupo OH.

Sendo assim, pode-se calcular facilmente a massa do anidrido acético:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol anidrido} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 102 \text{ g} \\ 18 \text{ mols anidrido} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad x \text{ g} \end{array}$$

$$\boxed{x = 1836 \text{ g de anidrido acético}}$$

c) Para determinarmos o número de unidade monoméricas do fragmento citado, pode-se utilizar a expressão:

$$\begin{array}{l} M = n \cdot M_{\text{monômero}} \\ 4,86 \cdot 10^5 \text{ g/mol} = n \cdot 162 \text{ g/mol} \\ \boxed{n = 3000 \text{ unidades monoméricas}} \end{array}$$

QUESTÃO 09

Existem soluções aquosas de sais e glicose, vendidas em farmácias, destinadas ao tratamento da desidratação que ocorre em pessoas que perderam muito líquido. Uma dessas soluções tem a seguinte composição:

Substância	Concentração mol / 500 mL de solução
Cloreto de sódio	$1,8 \times 10^{-2}$
Citrato de potássio monoidratado	$3,3 \times 10^{-3}$
Citrato de sódio diidratado	$1,7 \times 10^{-3}$
Glicose	$6,3 \times 10^{-2}$

a) Calcule a concentração, em mol L⁻¹, dos íons sódio e dos íons citrato, nessa solução.

b) Tal solução aquosa apresenta atividade óptica. Qual das espécies químicas presentes é responsável por essa propriedade? Justifique.

Dados:

Fórmulas estruturais:

glicose

citrato de sódio

Resolução

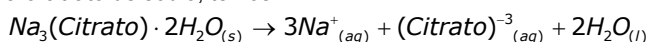
a) I. Os íons sódio (Na⁺) são originados nas dissociações do cloreto de sódio e do citrato de sódio. Para o cloreto de sódio, temos:



Nessa reação, a proporção em mol de NaCl para Na⁺ é de 1:1. Portanto:

$$[Na^+]_1 = [NaCl] = \frac{1,8 \cdot 10^{-2}}{0,5} = 3,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

Para o citrato de sódio, temos:



Nessa reação, a proporção sal:Na⁺ é de 1:3. Assim:

$$[Na^+]_2 = 3 \cdot [Na_3(Citrato) \cdot 2H_2O] = 3 \cdot \frac{1,7 \cdot 10^{-3}}{0,5} =$$

$$= 1,02 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

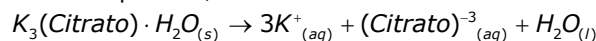
Somando as concentrações dos íons oriundos dos dois sais, temos:

$$[Na^+] = [Na^+]_1 + [Na^+]_2 = 3,6 \cdot 10^{-2} + 1,02 \cdot 10^{-2} \Rightarrow$$

$$\boxed{[Na^+] = 4,62 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}}$$

II. Os íons (Citrato)⁻³, por sua vez, são originados nas dissociações do citrato de potássio e do citrato de sódio.

Para o citrato de potássio, temos:

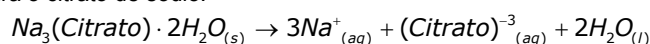


Nessa reação, a proporção sal: (Citrato)⁻³ é de 1:1, de modo que:

$$[(Citrato)^{-3}]_1 = [K_3(Citrato) \cdot H_2O] = \frac{3,3 \cdot 10^{-3}}{0,5} =$$

$$= 6,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

Para o citrato de sódio:



Nesse caso, a proporção sal: (Citrato)⁻³ também é de 1:1, de modo que:

$$[(Citrato)^{-3}]_2 = [Na_3(Citrato) \cdot 2H_2O] = \frac{1,7 \cdot 10^{-3}}{0,5} =$$

$$= 3,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

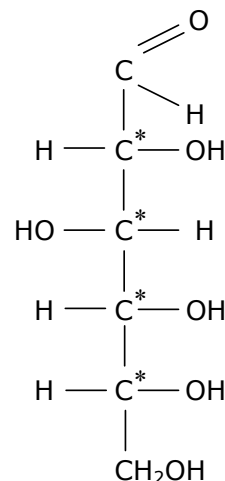
Somando as concentrações dos íons oriundos dos dois sais, temos:

$$[(Citrato)^{-3}] = [(Citrato)^{-3}]_1 + [(Citrato)^{-3}]_2 =$$

$$= 6,6 \cdot 10^{-3} + 3,4 \cdot 10^{-3} = 10 \cdot 10^{-3} \Rightarrow$$

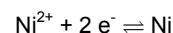
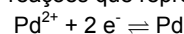
$$\boxed{[(Citrato)^{-3}] = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}}$$

b) Observando a figura do enunciado, notamos a presença de carbonos quirais apenas na molécula da glicose, indicados na figura abaixo (carbonos assinalados com C*). Portanto, a atividade óptica é observada devido à molécula de glicose presente na solução.



QUESTÃO 10

Foi montada uma pilha em que o pólo positivo era constituído por um bastão de paládio, mergulhado numa solução de cloreto de paládio e o pólo negativo, por um bastão de níquel, mergulhado numa solução de sulfato de níquel. As semi-reações que representam os eletrodos são:



a) Escreva a equação que representa a reação química que ocorre quando a pilha está funcionando (sentido espontâneo).

b) O que acontece com as concentrações de Pd²⁺ e Ni²⁺ durante o funcionamento da pilha? Explique.

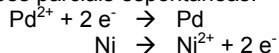
c) Os dados da tabela abaixo sugerem que o princípio de Le Châtelier se aplica à reação química que acontece nessa pilha. Explique por quê.

Experimento	[Pd ²⁺] / mol L ⁻¹	[Ni ²⁺] / mol L ⁻¹	E / V
A	1,00	0,100	1,27
B	1,00	1,00	1,24
C	0,100	1,00	1,21

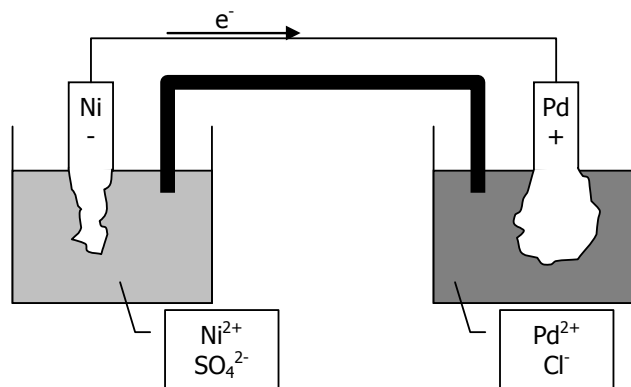
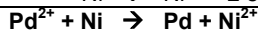
E = diferença de potencial elétrico

Resolução

a) Em uma pilha temos o pólo positivo como sendo a região onde ocorre redução (cátodo) e o pólo negativo onde ocorre oxidação (ânodo). Do enunciado, temos que o pólo positivo é o eletrodo de paládio e o pólo negativo é o eletrodo de níquel, assim podemos escrever as seguintes reações parciais espontâneas:



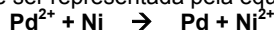
Reação global:



b) De acordo com a equação global, temos que a concentração de Pd²⁺ diminui (ele é consumido enquanto a pilha se descarrega, formando paládio metálico) e de Ni²⁺ aumenta (ele é produzido enquanto a pilha se descarrega a partir do níquel metálico).

c) Este item pretende relacionar a variação na relação entre as concentrações de reagentes e produtos no sistema com o potencial.

Note que a pilha pode ser representada pela equação



Um aumento da concentração de Pd²⁺ faz com que a diferença de potencial aumente (e sua diminuição com que o potencial diminua). Analogamente, um aumento da concentração de Ni²⁺ diminui a diferença de potencial (e seu aumento faz com que o potencial diminua). Esta configuração é observada na tabela fornecida.

Em relação ao potencial na concentração padrão de 1 mol/L (experimento B) ao diminuirmos a concentração de Pd²⁺ (experimento C) temos uma diminuição da diferença de potencial e também ao diminuirmos a concentração de Ni²⁺ (experimento A) temos um aumento da diferença de potencial.

Note que isto pode ser interpretado observando a "tendência" da reação acontecer:

- **quanto maior a concentração dos reagentes**, maior a tendência da reação acontecer e consequentemente **maior a diferença de potencial medida** (analogamente, quanto menor a concentração dos reagentes, menor a tendência da reação acontecer)

- **quanto maior a concentração dos produtos**, menor a tendência da reação acontecer e consequentemente **menor a diferença de potencial medida** (analogamente quanto menor a concentração de reagentes maior a diferença de potencial medida)

Com algumas ressalvas, este comportamento se assemelha ao princípio de Le Châtelier, o qual afirma que quando um fator externo age sobre um sistema em equilíbrio, este se desloca, procurando minimizar a ação do fator aplicado. A relação buscada pela questão leva em conta o afastamento da situação de equilíbrio:

1) Conforme a pilha em questão se descarrega, a concentração de Pd²⁺ diminui e a concentração de Ni²⁺ aumenta. Assim, a diferença de potencial tende a diminuir.

2) A situação de equilíbrio apresenta uma concentração menor que a inicial de Pd²⁺ e maior que a inicial de Ni²⁺, sendo que neste caso a diferença de potencial é nula.

3) Um deslocamento desta situação de equilíbrio na qual ocorre um aumento da concentração de Pd²⁺ ou uma diminuição da concentração de Ni²⁺ aumenta a distância em relação ao equilíbrio e consequentemente a força eletromotriz da pilha.

4) Um deslocamento em relação à situação de equilíbrio no qual ocorre uma diminuição da concentração de Pd²⁺ ou um aumento da concentração de Ni²⁺ pode aproximar a pilha da situação de equilíbrio.

5) Caso ocorra uma diminuição significativa da concentração de Pd²⁺ ou então um aumento significativo da concentração de Ni²⁺ pode até acontecer da pilha inverter sua polaridade. Desta forma, as reações que realmente aconteceriam seriam as inversas das propostas anteriormente e novamente teríamos tendência de atingirmos a relação entre as concentrações do equilíbrio.