

ELITE
PRÉ-VESTIBULAR
c a m p i n a s

Resolve

IME 2011

QUÍMICA

www.elitecampinas.com.br

QUÍMICA

DADOS

Massas Atômicas (u):	O	C	H	N	Na	S	Cu	Zn
	16	12	1	14	23	32	63,5	65,4

Tempo de meia-vida do U^{238} : $4,50 \cdot 10^9$ anos
 Tempo de meia-vida do U^{235} : $7,07 \cdot 10^8$ anos
 Abundância isotópica do U^{238} : 99,28%
 Abundância isotópica do U^{235} : 0,72%

Potenciais padrão de eletrodo (V)	
$Zn + 2OH^- \rightarrow Zn(OH)_2 + 2e^-$	+1,25
$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$	+0,76
$ZnO_2 + 2H_2O + 2e^- \rightarrow Zn + 4OH^-$	-1,21
$O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$	+0,40
$O_2 + 2H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O$	+1,23
$O_2 + 2H + 2e^- \rightarrow H_2O_2$	+0,70

Energia Livre de Gibbs: $G = -nFE$ $1F = 96485 \text{ C. (mol. } e^-)^{-1}$
 $R = 0,082 \text{ atm.L.mol}^{-1}.K^{-1} = 8,314 \text{ J.mol}^{-1}.K^{-1}$
 $\log 0,9928 = -0,0031$ $\log 2 = 0,30$ $\log 3 = 0,48$
 $\log 3,1 = 0,49$ $\ln 2 = 0,69$ $\ln 3 = 1,1$
 $\ln 137,9 = 4,9$ $5^{1/2} = 2,24$

QUESTÃO 01

O elemento X tem dois isótopos estáveis. Um de tais isótopos é isótono do nuclídeo ${}_{46}Q^{108}$ e isóbaro do nuclídeo ${}_{48}Z^{109}$. Com base nestas informações responda:

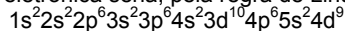
- Qual o número atômico de X?
- A que grupo e período da Tabela Periódica pertence o elemento X?
- Qual a configuração eletrônica de X no estado fundamental?
- Quais são os números quânticos principal, azimutal e magnético do elétron desemparelhado na configuração descrita no item c)?

Resolução

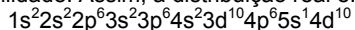
a) O nuclídeo ${}_{46}Q^{108}$ tem número atômico (número de prótons) igual a 46 e número de massa (número de prótons mais números de nêutrons) igual a 108. Logo, seu número de nêutrons é $108 - 46 = 62$. Já o nuclídeo ${}_{48}Z^{109}$ tem número atômico igual a 48 e número de massa igual a 109.

Se um isótopo do elemento X tem mesmo número de nêutrons (isótono) que o nuclídeo ${}_{46}Q^{108}$, então ele também tem 62 nêutrons. Além disso, como ele é isóbaro (mesmo número de massa) do nuclídeo ${}_{48}Z^{109}$, então ele tem número de massa igual a 109. Assim, seu número atômico é dado por $109 - 62 = 47$.

- A configuração eletrônica seria, pela regra de Linus Pauling:

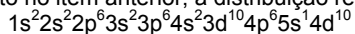


Entretanto, como é inclusive bastante típico dos elementos de transição, aqui há uma exceção à regra, já que a configuração com o subnível 4d completamente preenchido (10 elétrons) é mais estável, além do fato de que o subnível 5s semi-preenchido também goza de significativa estabilidade. Assim, a distribuição real é:



De acordo com essa distribuição, tal elemento pertence ao grupo 11 (ou 1B) e ao 5º período da Tabela Periódica.

- Como já descrito no item anterior, a distribuição real é:



- O elétron desemparelhado corresponde ao subnível $5s^1$. Para a quinta camada, temos número quântico principal $n = 5$.

Para o subnível s, temos número quântico azimutal $\ell = 0$.

Nesse caso (subnível s), a única possibilidade para o número quântico magnético é $m = 0$.

QUESTÃO 02

Os isótopos do urânio U^{238} e U^{235} aparecem na natureza sempre juntos. Como o U^{235} não é gerado a partir do U^{238} por desintegração e admitindo que não há razão para privilegiar um em relação ao outro, podemos supor que o Criador os tenha colocado em proporções iguais no momento da formação da Terra. Considerando válida tal hipótese, calcule a idade que nosso planeta teria.

Resolução

Vamos denominar:

- T a idade do planeta que queremos calcular;
- $T_1 = 4,50 \cdot 10^9$ anos o tempo de meia-vida do urânio U^{238} e;
- $T_2 = 7,07 \cdot 10^8$ anos o tempo de meia-vida do urânio U^{235} e;
- Q_0 a quantidade inicial de cada isótopo (iguais, por hipótese).

Após a passagem do tempo T , o número de meias-vidas de cada isótopo é dado por $n_1 = T/T_1$ (para o U^{238}) e $n_2 = T/T_2$ (para o U^{235}). As quantidades desses isótopos atualmente são dadas por:

$$Q_1(T) = Q_0 \cdot \left(\frac{1}{2}\right)^{n_1} = Q_0 \cdot 2^{-n_1} \text{ e } Q_2(T) = Q_0 \cdot \left(\frac{1}{2}\right)^{n_2} = Q_0 \cdot 2^{-n_2}$$

Sendo Q_{TOTAL} a quantidade total de urânio atualmente, sabemos que a abundância de cada isótopo é:

$$\begin{cases} Q_1(T) = 99,28\% \cdot Q_{TOTAL} \\ Q_2(T) = 0,72\% \cdot Q_{TOTAL} \end{cases}$$

Dividindo a primeira igualdade pela segunda membro a membro, vem que (as fatorações efetuadas se justificam pelos logaritmos em base 10 que foram fornecidos na prova):

$$\frac{Q_1(T)}{Q_2(T)} = \frac{99,28}{0,72} \Leftrightarrow \frac{Q_0 \cdot 2^{-n_1}}{Q_0 \cdot 2^{-n_2}} = \frac{0,9928 \cdot 10^2}{2^3 \cdot 3^2 \cdot 10^{-2}} \Leftrightarrow 2^{n_2-n_1} = \frac{0,9928 \cdot 10^4}{2^3 \cdot 3^2}$$

Aplicando logaritmo em base 10 nos dois membros dessa identidade:

$$\log_{10}(2^{n_2-n_1}) = \log_{10}\left(\frac{0,9928 \cdot 10^4}{2^3 \cdot 3^2}\right) \Leftrightarrow$$

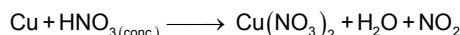
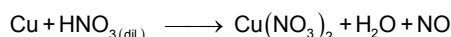
$$\Leftrightarrow (n_2 - n_1) \cdot \log 2 = \log 0,9928 + \log 10^4 - \log 2^3 - \log 3^2 \Leftrightarrow$$

$$\left(\frac{T}{7,07 \cdot 10^8} - \frac{T}{4,50 \cdot 10^9}\right) \cdot 0,30 = -0,0031 + 4 - 3 \cdot 0,30 - 2 \cdot 0,48 \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow T = \frac{2,1369}{0,30} \cdot \frac{7,07 \cdot 10^8 \cdot 4,50 \cdot 10^9}{(4,50 \cdot 10^9 - 7,07 \cdot 10^8)} \Leftrightarrow \boxed{T \approx 5,97 \cdot 10^9 \text{ anos}}$$

QUESTÃO 03

Podemos obter nitrato cúprico reagindo cobre tanto com ácido nítrico diluído quanto com ácido nítrico concentrado. As equações não balanceadas são:



Para obter nitrato cúprico a partir de 20 kg de cobre, pergunta-se:

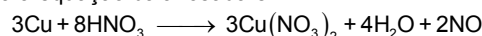
- Qual dos dois processos é o mais econômico em termos de consumo de HNO_3 ?
- Qual a economia, em kg de HNO_3 , pela escolha conveniente do processo?

Resolução

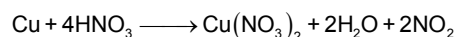
Vamos balancear as equações químicas:

- fazendo a variação total de cargas entre os elementos em ambos os lados da equação igual a zero;
- igualando o número de átomos de cada tipo em ambos os lados.

Para a primeira equação, temos que o Cu varia seu NOX de 0 a +2 ($\Delta = 2$), e o N varia seu NOX de +5 a +2 ($\Delta = -3$) ao formar NO. Desta forma a equação balanceada é



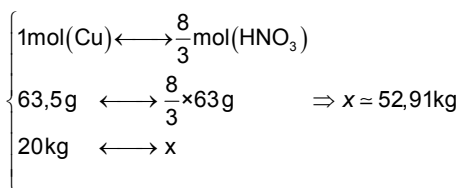
Procedendo desta forma para a segunda equação, obtemos sua forma balanceada:



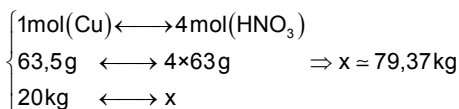
- Se dividirmos a primeira equação por 3, fica fácil comparar as proporções entre ambas as equações, e daí veremos que os coeficientes que acompanham o HNO_3 são 8/3 e 4 (para a primeira e segunda equações, respectivamente). Como os coeficientes que acompanham o Cu e o $Cu(NO_3)_2$ são iguais em ambas as equações, concluímos que usar HNO_3 diluído é mais econômico.

b) Vamos calcular para ambos os processos a massa de HNO₃ necessária quando utilizamos 20kg de Cu:

Processo 1:



Processo 2:



Assim a economia em massa de HNO₃ ao se escolher o processo 1 é de aproximadamente $(79,37 - 52,91) = \boxed{26,46\text{ kg}}$.

QUESTÃO 04

A adição de 8,90 g de um hidrocarboneto aromático X a 256 g de benzeno resulta em uma solução cuja temperatura de congelamento é 1,39°C inferior à do benzeno puro.

Sabendo que a constante criométrica molal do benzeno é 5,12°C·kg·mol⁻¹, dê as fórmulas estruturais dos produtos monossustituídos resultantes da reação de X com uma mistura sulfonítrica (HNO₃ + H₂SO₄ concentrado). Despreze a existência do hidrocarboneto X na fase vapor.

Resolução

Dada a equação da criometria:

$$\Delta t = K_c \times W_x$$

$$1,39 = 5,12 \cdot W_x \Leftrightarrow W_x \approx 0,271\text{ mol/kg}$$



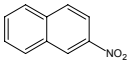
Sabendo a molalidade de X (W_x), podemos encontrar sua massa molar:

$$\begin{cases} 1\text{kg benzeno} \longleftrightarrow 0,271\text{ mol X} \\ 0,256\text{ kg benzeno} \longleftrightarrow n_x \end{cases} \Leftrightarrow n_x = 0,0695\text{ mol}$$

$$\begin{cases} 0,0695\text{ mol X} \longleftrightarrow 8,9\text{ g X} \\ 1\text{ mol X} \longleftrightarrow M_x \end{cases} \Leftrightarrow M_x \approx 128\text{ g/mol}$$

Como se trata de um hidrocarboneto aromático, pode-se ver facilmente que C₁₀H₈ possui a massa molar calculada.

Com esta fórmula molecular podemos imaginar que o composto esperado pela banca fosse o naftaleno, uma vez que este é formado por 2 anéis benzênicos, sendo a estrutura aromática mais conhecida pelos estudantes. O naftaleno e seus derivados mononitrados estão representados abaixo:

Naftaleno	Derivado mononitrado 1	Derivado mononitrado 2
		
	α-nitronaftaleno	β-nitronaftaleno

No entanto, é preciso ter cuidado, pois a aromaticidade não se dá exclusivamente pela existência de anéis benzênicos, mas sim por uma série de fatores, como a existência de ligações π delocalizadas ao longo de um ou mais anéis, não necessariamente de forma alternada (mas mais comumente nesta forma), como exemplo podemos citar o azuleno, composto aromático estável em condições ambientes que não possui anéis benzênicos.

Derivados mononitrados

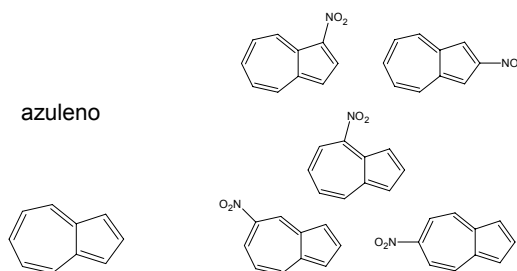


Figura 1. O azuleno e seus derivados mononitrados.

Podemos imaginar ainda a existência de vários outros compostos aromáticos de fórmula molecular C₁₀H₈, possivelmente estáveis em condições diferenciadas. Veja abaixo algumas possibilidades:

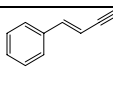
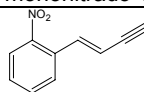
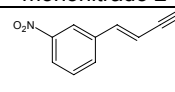
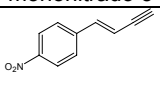
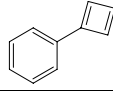
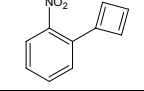
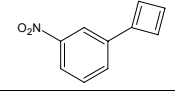
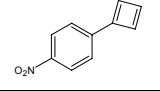
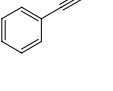
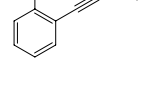
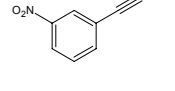
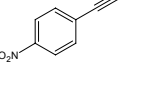
Composto X	Derivado mononitrado 1	Derivado mononitrado 2	Derivado mononitrado 3
			
			
			

Tabela 1. Outras possibilidades para X e seus derivados mononitrados.

QUESTÃO 05

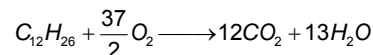
Um combustível de fórmula molecular média C₁₂H₂₆ é alimentado em um queimador à taxa de 0,6 mol/min, com 40% de ar em excesso, de modo a garantir a combustão completa. Admitindo-se que a composição percentual molar do ar seja de 80% de nitrogênio e 20% de oxigênio, calcule a taxa total, em mol/min, de saída dos gases do queimador.

Resolução

Esta questão apresenta problemas de clareza, uma vez que especifica de forma dúbia a qual reagente corresponde a taxa de 0,6 mol/min, sendo que esta taxa poderia se referir ao combustível (C₁₂H₂₆) ou ao ar. Além disso, embora a vivência com a química permita interpretar os 40% de ar em excesso como porcentagem do total injetado, também seria plenamente possível a interpretação de que os 40% em excesso são em relação à quantidade estequiométrica, isto é, a quantidade estequiométrica corresponde a 100% e a quantidade total injetada seria 140%, devido aos 40% de excesso. Esperamos que a banca considere qualquer uma das 4 interpretações possíveis, as quais consideram:

a.1) 0,6 mol/min de combustível injetado, havendo 40% de ar em excesso, em relação ao total injetado:

Para a queima total do combustível, a reação é:



Se 0,6 mol/min é a quantidade C₁₂H₂₆ injetado, então a quantidade de O₂ que reage (n_{O₂}) é dada por:

$$n_{\text{O}_2} = \frac{37}{2} \times 0,6\text{ mol/min} \Rightarrow n_{\text{O}_2} = 11,1\text{ mol/min}$$

Como o excesso é 40% do total injetado, então 60% do total de O₂ injetado reagem, logo, a quantidade total de O₂ injetado (n_{O₂-total}) é dada por:

$$\begin{array}{l} n_{\text{O}_2\text{-total}} (\text{mol/min}) \quad \text{_____} \quad 100\% \\ n_{\text{O}_2} (11,1\text{ mol/min}) \quad \text{_____} \quad 60\% \end{array} \Rightarrow$$

$$n_{\text{O}_2\text{-total}} = \frac{11,1}{60\%} \text{ mol/min} \Rightarrow n_{\text{O}_2\text{-total}} = 18,5\text{ mol/min}$$

Logo o excesso de O₂ é dado por:

$$n_{\text{O}_2\text{-ex}} = n_{\text{O}_2\text{-total}} - n_{\text{O}_2} = 18,5 - 11,1 (\text{mol/min}) \Rightarrow$$

$$\boxed{n_{\text{O}_2\text{-ex}} = 7,4\text{ mol/min}}$$

Como o total de O_2 injetado corresponde a 20% do ar injetado e o N_2 corresponde aos 80% restantes, então a quantidade de N_2 injetada é 4 vezes o total de O_2 injetado:

$$n_{N_2} = 4 \times 18,5 \text{ mol / min} \Rightarrow n_{N_2} = 74 \text{ mol / min}$$

Além disso, considerando as proporções da reação, temos:

$$\begin{array}{l} \frac{37}{2} \text{ mol de } O_2 \quad \text{-----} \quad 11,1 \text{ mol / min} \\ 12 \text{ mol de } CO_2 \quad \text{-----} \quad n_{CO_2} \text{ (mol / min)} \\ 13 \text{ mol de } H_2O \quad \text{-----} \quad n_{H_2O} \text{ (mol / min)} \end{array} \Rightarrow$$

$$\begin{cases} n_{CO_2} = \frac{12 \cdot 11,1}{37} \text{ mol / min} \Rightarrow n_{CO_2} = 7,2 \text{ mol / min} \\ n_{H_2O} = \frac{13 \cdot 11,1}{37} \text{ mol / min} \Rightarrow n_{H_2O} = 7,8 \text{ mol / min} \end{cases}$$

Assim, o total de gases que saem do queimador (n_{total}) é dado por:

$$\begin{aligned} n_{total} &= n_{CO_2} + n_{H_2O} + n_{O_2-ex} + n_{H_2} \Rightarrow \\ n_{total} &= 7,2 + 7,8 + 7,4 + 74 \text{ (mol / min)} \Rightarrow \\ n_{total} &= 96,4 \text{ mol / min} \end{aligned}$$

a.2) 0,6 mol/min de combustível injetado, havendo 40% de ar em excesso, em relação à quantidade estequiométrica:

Se 0,6 mol/min é a quantidade de $C_{12}H_{26}$ injetado, então a quantidade de O_2 que reage (n_{O_2}) é dada por:

$$n_{O_2} = \frac{37}{2} \times 0,6 \text{ mol / min} \Rightarrow n_{O_2} = 11,1 \text{ mol / min}$$

Como o excesso é 40% da quantidade estequiométrica, então o excesso de O_2 injetado (n_{O_2-ex}) é dado por:

$$\begin{array}{l} n_{O_2-ex} \text{ (mol / min)} \quad \text{-----} \quad 40\% \\ n_{O_2} \text{ (11,1 mol / min)} \quad \text{-----} \quad 100\% \end{array} \Rightarrow$$

$$n_{O_2-ex} = 40\% \times 11,1 \text{ mol / min} \Rightarrow n_{O_2-ex} = 4,44 \text{ mol / min}$$

Assim, o total de O_2 é dado por:

$$\begin{aligned} n_{O_2-total} &= n_{O_2} + n_{O_2-ex} = 4,44 + 11,1 \text{ (mol / min)} \Rightarrow \\ n_{O_2-total} &= 15,54 \text{ mol / min} \end{aligned}$$

Como o total de O_2 injetado corresponde a 20% do ar injetado e o N_2 corresponde aos 80% restantes, então a quantidade de N_2 injetada é 4 vezes o total de O_2 injetado:

$$n_{N_2} = 4 \times 15,54 \text{ mol / min} \Rightarrow n_{N_2} = 62,16 \text{ mol / min}$$

Além disso, considerando as proporções da reação, temos:

$$\begin{array}{l} \frac{37}{2} \text{ mol de } O_2 \quad \text{-----} \quad 11,1 \text{ mol / min} \\ 12 \text{ mol de } CO_2 \quad \text{-----} \quad n_{CO_2} \text{ (mol / min)} \\ 13 \text{ mol de } H_2O \quad \text{-----} \quad n_{H_2O} \text{ (mol / min)} \end{array} \Rightarrow$$

$$\begin{cases} n_{CO_2} = \frac{12 \cdot 11,1}{37} \text{ mol / min} \Rightarrow n_{CO_2} = 7,2 \text{ mol / min} \\ n_{H_2O} = \frac{13 \cdot 11,1}{37} \text{ mol / min} \Rightarrow n_{H_2O} = 7,8 \text{ mol / min} \end{cases}$$

Assim, o total de gases que saem do queimador (n_{total}) é dado por:

$$\begin{aligned} n_{total} &= n_{CO_2} + n_{H_2O} + n_{O_2-ex} + n_{H_2} \Rightarrow \\ n_{total} &= 7,2 + 7,8 + 4,44 + 62,16 \text{ (mol / min)} \Rightarrow \\ n_{total} &= 81,6 \text{ mol / min} \end{aligned}$$

b.1) 0,6 mol/min de ar injetado, sendo 40% desta taxa o excesso:

Se 0,6 mol/min é a quantidade de ar injetado, dos quais 40% é excesso, então apenas 60% do O_2 presente no ar reage. Seja n_{O_2} a taxa de O_2 que reage:

$$n_{O_2} = (1 - \text{excesso}) \times \% \text{ de } O_2 \text{ no ar} \times \text{taxa de injeção de ar}$$

$$n_{O_2} = 60\% \times 20\% \times 0,6 \text{ mol / min} \Rightarrow n_{O_2} = 0,072 \text{ mol / min}$$

Considerando as proporções da reação, temos:

$$\begin{array}{l} \frac{37}{2} \text{ mol de } O_2 \quad \text{-----} \quad 0,072 \text{ mol / min} \\ 12 \text{ mol de } CO_2 \quad \text{-----} \quad n_{CO_2} \text{ (mol / min)} \\ 13 \text{ mol de } H_2O \quad \text{-----} \quad n_{H_2O} \text{ (mol / min)} \end{array} \Rightarrow$$

$$\begin{cases} n_{CO_2} = \frac{12 \cdot 0,072}{37} \text{ mol / min} \Rightarrow n_{CO_2} = 0,047 \text{ mol / min} \\ n_{H_2O} = \frac{13 \cdot 0,072}{37} \text{ mol / min} \Rightarrow n_{H_2O} = 0,051 \text{ mol / min} \end{cases}$$

Além dos produtos formados, os quais irão compor o total de gases que saem do queimador, há ainda o excesso de O_2 (n_{O_2-ex}) e o total de N_2 (n_{N_2}), os quais não participam da reação, portanto, compõem os gases que saem do queimador:

$$n_{O_2-ex} = \text{excesso} \times \% \text{ de } O_2 \text{ no ar} \times \text{taxa de injeção de ar}$$

$$n_{O_2-ex} = 40\% \times 20\% \times 0,6 \text{ mol / min} \Rightarrow n_{O_2-ex} = 0,048 \text{ mol / min}$$

$$n_{N_2} = \% \text{ de } N_2 \text{ no ar} \times \text{taxa de injeção de ar}$$

$$n_{N_2} = 80\% \times 0,6 \text{ mol / min} \Rightarrow n_{N_2} = 0,48 \text{ mol / min}$$

Logo, o total de gases que saem do queimador (n_{total}) é dado por:

$$\begin{aligned} n_{total} &= n_{produtos} + n_{excesso \text{ de reagentes}} + n_{gases \text{ que não reagem}} \\ n_{total} &= n_{CO_2} + n_{H_2O} + n_{O_2-ex} + n_{H_2} \Rightarrow \\ n_{total} &= 0,047 + 0,051 + 0,048 + 0,48 \text{ (mol / min)} \Rightarrow \\ n_{total} &= 0,626 \text{ mol / min} \end{aligned}$$

b.2) 0,6 mol/min de ar injetado, sendo 40% da quantidade estequiométrica o excesso:

Se 0,6 mol/min é a quantidade de ar injetado e 40% da quantidade estequiométrica é excesso, então 0,6 mol/min corresponde a 140% da quantidade estequiométrica de ar. Seja n_{O_2} a taxa de O_2 que reage:

$$n_{O_2} = \% \text{ de } O_2 \text{ no ar} \times \frac{\text{taxa de injeção de ar}}{140\%}$$

$$n_{O_2} = 20\% \times \frac{0,6}{140\%} \text{ mol / min} \Rightarrow n_{O_2} = 0,086 \text{ mol / min}$$

Considerando as proporções da reação, temos:

$$\begin{array}{l} \frac{37}{2} \text{ mol de } O_2 \quad \text{-----} \quad 0,086 \text{ mol / min} \\ 12 \text{ mol de } CO_2 \quad \text{-----} \quad n_{CO_2} \text{ (mol / min)} \\ 13 \text{ mol de } H_2O \quad \text{-----} \quad n_{H_2O} \text{ (mol / min)} \end{array} \Rightarrow$$

$$\begin{cases} n_{CO_2} = \frac{12 \cdot 0,086}{37} \text{ mol / min} \Rightarrow n_{CO_2} = 0,0556 \text{ mol / min} \\ n_{H_2O} = \frac{13 \cdot 0,086}{37} \text{ mol / min} \Rightarrow n_{H_2O} = 0,0602 \text{ mol / min} \end{cases}$$

Além dos produtos formados, os quais irão compor o total de gases que saem do queimador, há ainda o excesso de O_2 (n_{O_2-ex}) e o total de N_2 (n_{N_2}), os quais não participam da reação, e, portanto, compõem os gases que saem do queimador:

$$n_{O_2\text{-total}} = \% \text{ de } O_2 \text{ no ar} \times \text{taxa de injeção de ar} = 20\% \times 0,6 \text{ mol / min} \Rightarrow$$

$$n_{O_2\text{-total}} = 0,12 \text{ mol / min}$$

Como o excesso de O_2 é a diferença entre o total e o que reage:

$$n_{O_2\text{-ex}} = n_{O_2\text{-total}} - n_{O_2} = 0,12 - 0,086 \text{ (mol / min)} \Rightarrow$$

$$n_{O_2\text{-ex}} = 0,034 \text{ mol / min}$$

Já o total de N_2 é dado por:

$$n_{N_2} = \% \text{ de } N_2 \text{ no ar} \times \text{taxa de injeção de ar}$$

$$n_{N_2} = 80\% \times 0,6 \text{ mol / min} \Rightarrow n_{N_2} = 0,48 \text{ mol / min}$$

Logo, o total de gases que saem do queimador (n_{total}) é dado por:

$$n_{total} = n_{CO_2} + n_{H_2O} + n_{O_2\text{-ex}} + n_{H_2} \Rightarrow$$

$$n_{total} = 0,0556 + 0,0602 + 0,034 + 0,48 \text{ (mol / min)} \Rightarrow$$

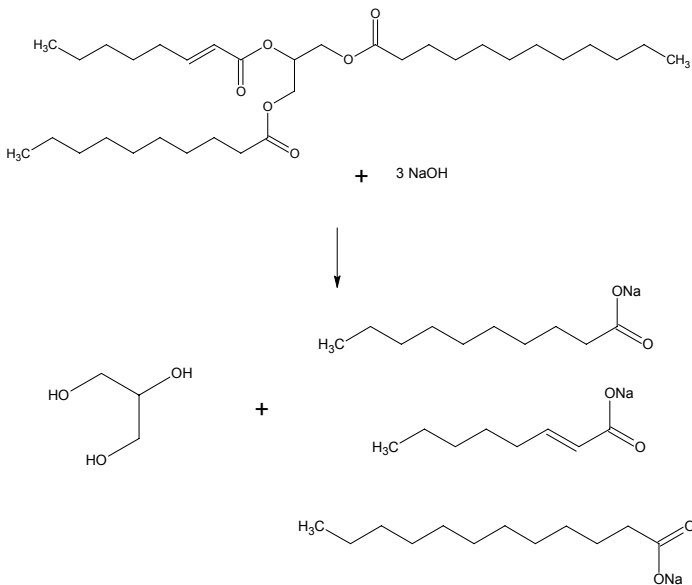
$$n_{total} = 0,630 \text{ mol / min}$$

QUESTÃO 06

Determine os percentuais em massa dos produtos na mistura obtida a partir da reação de saponificação completa, com NaOH, de 1,00 mol do triacilglicerol formado pelos ácidos decanoico, 2-octenóico e dodecanoico.

Resolução

A reação de saponificação do triacilglicerol está mostrada a seguir:



Os compostos obtidos na reação são:

- decanoato de sódio (MM = 194 g/mol)
- 2-octenoato de sódio (MM = 164 g/mol)
- dodecanoato de sódio (MM = 222 g/mol)
- glicerol (MM = 92 g/mol)

Partindo-se de 1 mol do triacilglicerol obtêm-se 1 mol de cada produto, assim, a massa total dos produtos da reação é 672 g.

Cálculo da porcentagem em massa:

$$\bullet \text{ decanoato de sódio} \rightarrow \frac{194}{672} = 28,87\%$$

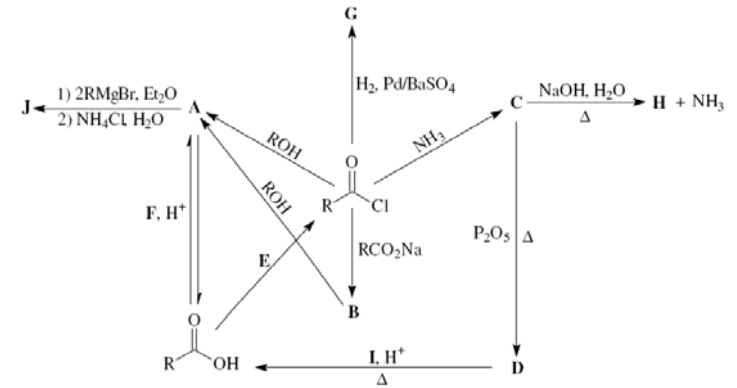
$$\bullet \text{ 2-octenoato de sódio} \rightarrow \frac{164}{672} = 24,40\%$$

$$\bullet \text{ dodecanoato de sódio} \rightarrow \frac{222}{672} = 33,04\%$$

$$\bullet \text{ glicerol} \rightarrow \frac{92}{672} = 13,69\%$$

QUESTÃO 07

Identifique cada reagente, produto ou função orgânica indicados pelas letras de **A** a **J** no esquema abaixo. Considere que R é um grupo alquila.



Resolução

A reação do cloreto de ácido com sal de ácido carboxílico gera o anidrido de ácido carboxílico (**B**) e como subproduto NaCl.

O composto **B** ao reagir com álcool (alcoólise) gera um éster (**A**) e ácido carboxílico como subproduto.

O composto **A** reage com dois mols do reagente de Grignard, seguido de NH_4Cl para formar um álcool terciário (**J**) e $Mg(OR)Br$ e $Mg(OH)Br$ como subprodutos. Essa reação tem como produto intermediário uma cetona.

A transformação do ácido carboxílico em cloreto de ácido é feita pelo composto **E**, que pode ser um haleto de fósforo (PCl_3 ou PCl_5) ou cloreto de tionila. Ácido clorídrico não efetua essa transformação.

A reação do cloreto de ácido com H_2 e $Pd/BaSO_4$ (redução de Rosenmund) o converte em aldeído (**G**).

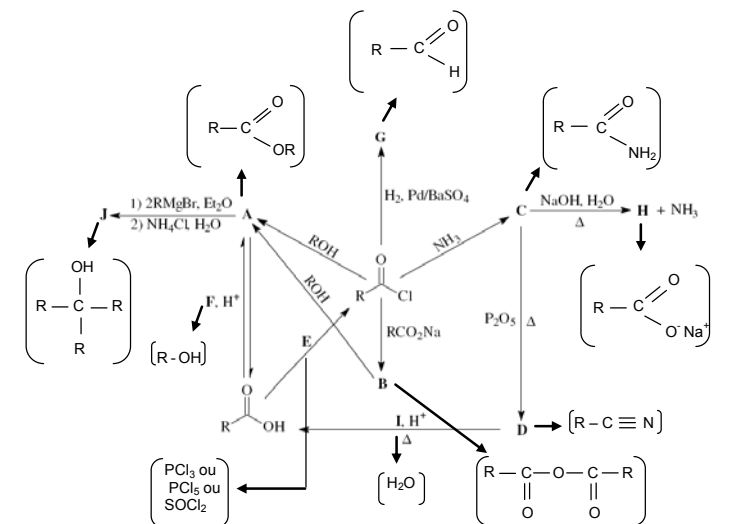
A reação da amônia com cloreto de ácido gera amida (**C**), que pode sofrer duas transformações:

– Hidrólise em meio básico com NaOH, gerando carboxilato de sódio (**H**) e amônia. Esta hidrólise produziria ácido carboxílico se ocorresse em meio ácido.

– Redução com P_2O_5 gerando nitrila (**D**) e água.

A nitrila (**D**) se converte em ácido carboxílico por uma reação de hidrólise ácida, portando o composto **I** é H_2O .

O ácido carboxílico se converte em éster (**A**) ao reagir com um álcool (**F**). Pelo fato da reação ser reversível, exclui-se a possibilidade do composto **F** ser cloreto de ácido.



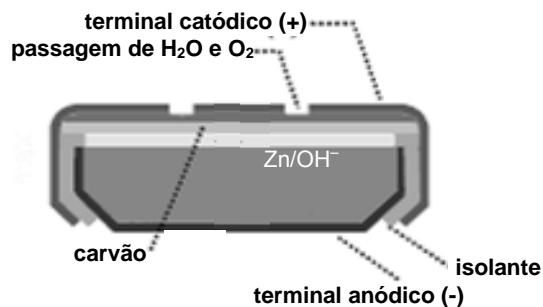
QUESTÃO 08

Em uma bateria do tipo ar-zinco, um dos eletrodos é composto por uma mistura de zinco em pó e KOH, contida em uma cápsula metálica isolada eletricamente do outro eletrodo. Este último é composto por uma placa porosa de carvão que permite a passagem de O_2 e $H_2O(g)$. A capacidade da bateria é limitada pela massa de zinco que é consumida através da reação global $Zn + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow ZnO(s)$, processo este que envolve a formação e decomposição de hidróxido de zinco. Para uma bateria desse tipo e com capacidade média de 160 mAh, pede-se:

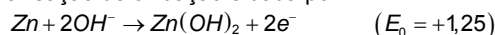
- a) A tensão padrão produzida pela bateria.
b) A massa média de zinco necessária para que a bateria apresente a capacidade supracitada nas condições padrão.

Resolução

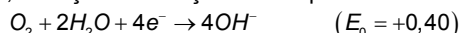
- a) A pilha encontra-se ilustrada a seguir:



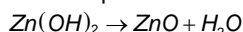
No ânodo, a reação de oxidação é dada por:



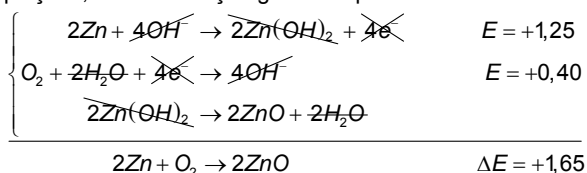
Já no cátodo, a reação de redução é dada por:



Além disso, a decomposição do hidróxido de zinco (que não se trata de uma reação redox) é descrita por:



Multiplicando por 2 a equação de oxidação e também a reação de decomposição do hidróxido de zinco, e somando posteriormente as três equações, temos a reação global do processo:



Assim, a tensão produzida pela bateria é $\Delta E = +1,65 V$.

- b) A capacidade da bateria em coulombs (C) é dada por:

$$Q = i \cdot \Delta t = 160 \cdot 10^{-3} \cdot 3600 = 576 C$$

Considerando a oxidação do zinco $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$, observe que 1 mol de zinco produz 2 mols de elétrons. Como a massa molar do zinco é 65,4 g/mol e a carga de 1 mol de elétrons é 96485 C, temos:

$$\frac{65,4 \text{ g}}{m} \cdot \frac{2 \times 96485 \text{ C}}{576 \text{ C}} \Rightarrow m \approx 0,195 \text{ g}$$

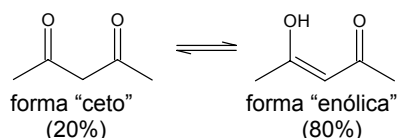
QUESTÃO 09

Para cada composto abaixo, apresente as fórmulas estruturais planas das formas tautoméricas, se houver, ou justifique a inexistência de tautomeria.

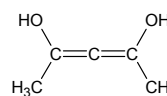
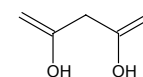
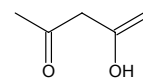
- a) $CH_3COCH_2COCH_3$
b) aldeído benzóico.

Resolução

- a) O composto possui as formas tautoméricas indicadas abaixo:



Podem-se representar outras formas tautoméricas para essa dicetona, porém essas não são observadas experimentalmente.



- b) O aldeído benzóico não apresenta tautômeros, pois não possui hidrogênio ligado ao carbono α .

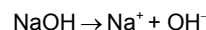
QUESTÃO 10

Foi solicitado a um estudante que calculasse o pH de uma solução $1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$ de NaOH, a 298,15 K e 100 kPa. O estudante apresentou como resposta o valor 7,0.

Calcule o pH da solução em questão e explique eventuais divergências entre sua resposta e a resposta do estudante.

Resolução

Considerando a dissociação iônica do hidróxido de sódio, em água, e sua natureza de base forte (dissociação total):



Sabendo-se que a concentração de NaOH é $1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$, tem-se que a concentração de OH^- que seria adicionada à água também é $1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$. Devemos, no entanto, considerar o equilíbrio de auto-ionização da água pois a concentração de OH^- adicionada é da mesma ordem de grandeza da concentração dos íons existentes na água pura.

Veja a tabela com as variações das concentrações $[H^+]$ e $[OH^-]$ (em mol/L) desde a adição de NaOH até o estabelecimento do equilíbrio (lembrando que para água pura a $T=298,15K$ e $P=100kPa$ temos $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$).

	$[H^+]$	$[OH^-]$
Início	10^{-7}	$2 \cdot 10^{-7}$
Reação	x	x
Equilíbrio	$10^{-7} - x$	$2 \cdot 10^{-7} - x$

Sabendo que $K_w = 10^{-14} = [H^+] \cdot [OH^-]$, temos para o equilíbrio:

$$(10^{-7} - x) \cdot (2 \cdot 10^{-7} - x) = 10^{-14} \Leftrightarrow$$

$$x^2 - 3 \cdot 10^{-7} \cdot x + 10^{-14} = 0$$

Temos duas soluções para a equação acima, mas como precisamos que $x < 10^{-7}$ a única solução válida é $x \approx 0,38 \cdot 10^{-7}$.

Sabendo a concentração de $[H^+]$ na solução em equilíbrio, podemos calcular o pH:

$$pH = -\log([H^+]) = -\log(10^{-7} - 0,38 \cdot 10^{-7}) \Leftrightarrow$$

$$pH = -\log(0,62) - \log(10^{-7}) = -\log\left(\frac{6,2}{10}\right) + 7 \Rightarrow$$

$$pH = -(\log(6,2) - \log 10) + 7 = 8 - \log(3,1 \cdot 2) = 8 - \log 3,1 - \log 2$$

Usando os valores fornecidos para $\log 3,1$ e $\log 2$, chegamos em

$$pH = 8 - 0,49 - 0,30 \Leftrightarrow pH = 7,21$$

O estudante desprezou a concentração inicial de OH^- proveniente da água e a influência da dissolução de NaOH no equilíbrio iônico da água.

Equipe desta resolução

Química

Fabiana Ocampos
Haira Emanuela Gandolfi
Vinícius Garcia Freaza

Revisão

Eliel Barbosa da Silva
Fabiano Gonçalves Lopes
Marcelo Duarte Rodrigues Cecchino Zabani
Vagner Figueira de Faria

Digitação, Diagramação e Publicação

Carolina Marcondes Garcia Ferreira
Hannay Molar