

**ELITE**  
**PRÉ-VESTIBULAR**  
**c a m p i n a s**

*Resolve*

**IME 2010**

**QUÍMICA**

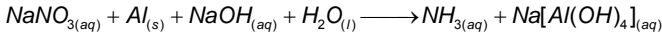
**[www.elitecampinas.com.br](http://www.elitecampinas.com.br)**

**QUÍMICA**

**QUESTÃO 01**

O alumínio é o metal mais empregado pelo homem depois do ferro. É o elemento metálico mais abundante na crosta terrestre (8,29% em massa) e não existe naturalmente na forma livre, sendo o minério sílico-aluminato seu composto mais importante. Apresenta propriedade anfotérica, isto é, reage tanto com ácidos quanto com bases.

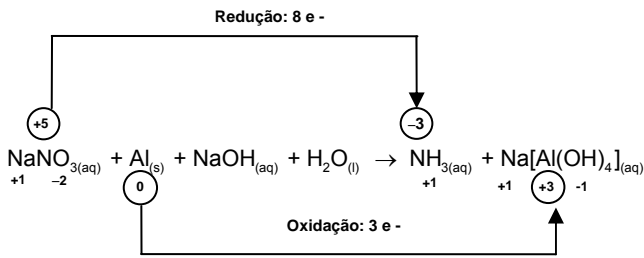
Partindo da equação apresentada abaixo, responda o que se pede:



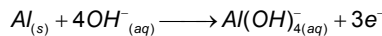
- a equação da semi-reação de oxidação iônica balanceada (carga e massa) com os menores coeficientes inteiros possíveis.
- a equação da semi-reação de redução iônica balanceada (carga e massa) com os menores coeficientes inteiros possíveis.
- a equação total balanceada (carga e massa) com os menores coeficientes inteiros possíveis.
- o íon oxidante.
- a fórmula do redutor.
- o nome da espécie resultante da oxidação.
- a classificação, segundo o conceito de ácido e base de Lewis, da espécie resultante da redução.

**Resolução**

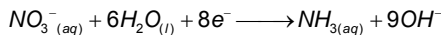
Os processos de redução e oxidação envolvidos na reação são:



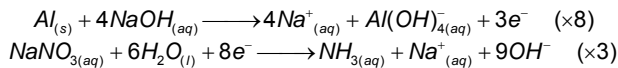
a) A espécie que sofre oxidação é o alumínio. Logo, a semi-reação de oxidação é:



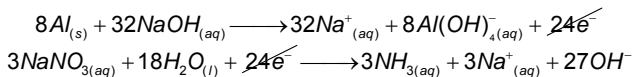
b) A espécie que sofre redução é o íon nitrato. Logo, a semi-reação de redução é:



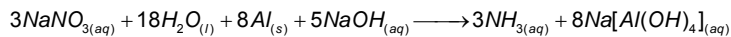
c) Para a equação global é preciso fazer o balanceamento dos elétrons envolvidos em cada semi-reação:



Assim obtemos:



De modo que a equação global é:



- O íon oxidante é aquele que sofreu redução, ou seja, o  $\text{NO}_3^-$  (ion nitrato).
- A espécie redutora é a que sofreu oxidação, ou seja, o Al (alumínio).

f) A espécie resultante é o aluminato de sódio,  $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$

g) Segundo o conceito de ácido e base de Lewis, um ácido é uma espécie aceptora de par eletrônico e base é uma espécie doadora de par eletrônico. A espécie resultante da redução, a amônia ( $\text{NH}_3$ ), é classificada como uma base de Lewis uma vez que ela possui um par de elétrons não compartilhado.

**QUESTÃO 02**

Calcule a massa de 1 L de uma solução aquosa de nitrato de zinco cuja concentração é expressa por 0,643 molar e por 0,653 molal.

**Resolução**

Usando a molaridade do nitrato de zinco, podemos calcular o número de mols do mesmo na solução:

$$\varphi = \frac{n_{\text{nitrato}}}{V_{\text{solução}}} \Rightarrow \frac{n_{\text{nitrato}}}{1} = 0,643 \Rightarrow n_{\text{nitrato}} = 0,643 \text{ mol}$$

Agora, calculamos a massa deste nitrato em solução, conhecendo sua massa molar ( $M = 189,4 \text{ g/mol}$ ):

$$M = \frac{m_{\text{nitrato}}}{n_{\text{nitrato}}} \Rightarrow 189,4 = \frac{m_{\text{nitrato}}}{0,643} \Rightarrow m_{\text{nitrato}} \approx 121,8 \text{ g} = 0,1218 \text{ kg}$$

Através da molalidade, calculamos a massa de água (solvente) na solução:

$$W = \frac{n_{\text{solute}}}{m_{\text{solvente}}} \Rightarrow 0,653 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = \frac{0,643 \text{ mol}}{m_{\text{água}}} \Rightarrow m_{\text{água}} \approx 0,9847 \text{ kg}$$

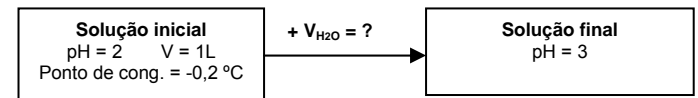
A massa total da solução é a soma das massas do nitrato de zinco e da água:

$$m_{\text{solução}} = m_{\text{nitrato}} + m_{\text{água}} \approx 0,1218 + 0,9847 \Rightarrow m_{\text{solução}} \approx 1,106 \text{ kg}$$

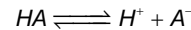
**QUESTÃO 03**

Deseja-se preparar uma solução com pH igual a 3,0 a partir de 1,0 L de solução aquosa de um ácido monoprótico não-volátil desconhecido, a qual possui pH igual a 2,0 e ponto de congelamento de  $-0,2 \text{ }^\circ\text{C}$ . Considere o experimento realizado ao nível do mar e os valores numéricos das molalidades iguais aos das respectivas molaridades. Desprezando as interações iônicas nas soluções, determine o volume de água que deve ser adicionado à solução inicial.

**Resolução**



Como trata-se de um ácido monoprótico, podemos considerar o equilíbrio como:



Para a solução inicial, a partir da variação de sua temperatura de congelamento e da constante criométrica da água dada, pode-se calcular a molalidade  $W$  do ácido através da fórmula:

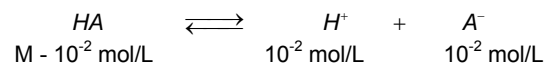
$$\Delta T_{\text{cong}} = K \cdot W \cdot i \quad (1)$$

onde  $K$  é a constante criométrica da água e  $i$  é o fator de Van't Hoff.

Se o pH da solução inicial é igual a 2, a concentração de  $\text{H}^+$  é determinada por:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log[\text{H}^+] \Rightarrow 2 = -\log[\text{H}^+] \Rightarrow \\ [\text{H}^+] &= 10^{-2} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Ainda na solução inicial, temos as seguintes concentrações no equilíbrio:



M é a concentração em mol/L do ácido inicial e i pode ser determinado por  $1 + \alpha$ , tal que  $\alpha$  é o grau de ionização dado por  $10^{-2}/M$ . Logo,

$$i = 1 + 10^{-2}/M$$

Substituindo na fórmula (1):

$$0,2 = 2 \cdot W \cdot \left(1 + 10^{-2}/M\right)$$

Como  $M = W$  (fornecido no enunciado):

$$0,2 = 2 \cdot (M + 10^{-2}) \Rightarrow M = 0,09 \text{ mol/L}$$

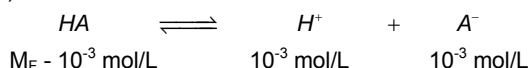
Considerando ainda o equilíbrio anterior, pode-se calcular o  $K_A$  do ácido:

$$K_A = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{10^{-2} \cdot 10^{-2}}{0,09 - 10^{-2}} \Rightarrow K_A = 1,25 \cdot 10^{-3}$$

Para a solução final, temos  $pH = 3$ , logo a concentração de  $H^+$  é dada por

$$pH = -\log[H^+] \Rightarrow 3 = -\log[H^+] \Rightarrow [H^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Sendo  $M_F$  a concentração do ácido após a diluição (e antes da ionização) teremos:



A temperatura nos estados final e inicial é a mesma, portanto o valor de  $K_A$  é constante. Usando esta constante na nova solução:

$$K_A = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]} \Rightarrow 1,25 \cdot 10^{-3} = \frac{10^{-3} \cdot 10^{-3}}{M_F - 10^{-3}} \Rightarrow M_F = 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Como temos uma diluição:

$$C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f$$

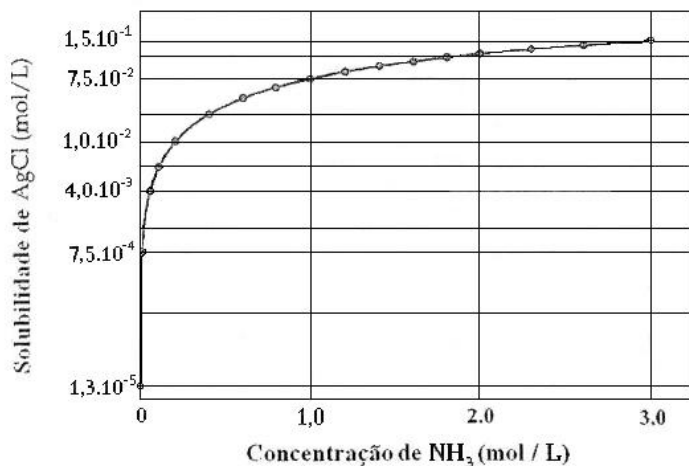
$$0,09 \cdot 1 = 1,8 \cdot 10^{-3} \cdot V_f \Rightarrow V_f = 50 \text{ L}$$

Finalmente, o volume de água adicionado é igual ao volume final menos o volume inicial:

$$V_{H_2O} = 50 - 1 \Rightarrow V_{H_2O} = 49 \text{ L}$$

#### QUESTÃO 04

O gráfico abaixo representa a solubilidade do AgCl em solução de amônia. A uma solução 3 M de amônia, adiciona-se cloreto de prata em excesso, formando o complexo  $[Ag(NH_3)_2]^+$ . Desprezando a formação de hidróxido de prata e considerando que todo o experimento é realizado a 25 °C, mesma temperatura na qual os dados do gráfico foram obtidos, calcule a concentração de  $Ag^+$  em solução.



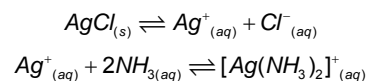
#### Resolução

É possível perceber pelo gráfico que quando a concentração de amônia é zero, isto é, quando o AgCl está dissolvido em água pura, a solubilidade de AgCl é  $1,3 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Como nessa situação não ocorre complexação, temos  $[Ag^+_{(aq)}] = [Cl^-_{(aq)}] = 0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Deste modo, é possível obter o  $K_S$  para este sal:

$$K_S = [Ag^+_{(aq)}] \cdot [Cl^-_{(aq)}] \quad (1)$$

$$K_S = (1,3 \cdot 10^{-5}) \cdot (1,3 \cdot 10^{-5}) = 1,69 \cdot 10^{-10}$$

Na solubilidade de AgCl em uma solução de  $NH_3$ , estão envolvidas duas reações:



De acordo com o gráfico, da solubilidade do AgCl, em uma solução de  $NH_3$  3 mol·L<sup>-1</sup> existem 0,15 mol·L<sup>-1</sup> de AgCl dissolvidos, sendo que todo o cloro se encontra na forma de cloreto, e a prata se encontra nas formas de  $Ag^+$  e  $[Ag(NH_3)_2]^+$ . Desta forma temos:

$$[Cl^-_{(aq)}] = 0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad (2)$$

$$[Ag^+_{(aq)}] + [Ag(NH_3)_2]^+_{(aq)} = 0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad (3)$$

Como buscamos determinar a concentração de  $Ag^+$ , considerando que  $K_S = 1,69 \cdot 10^{-10}$ , temos:

$$[Ag^+_{(aq)}] \cdot [Cl^-_{(aq)}] = 1,69 \cdot 10^{-10} \Rightarrow [Ag^+_{(aq)}] \cdot 0,15 = 1,69 \cdot 10^{-10} \Rightarrow [Ag^+_{(aq)}] = \frac{1,69 \cdot 10^{-10}}{0,15} = 1,13 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

#### QUESTÃO 05

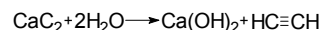
Apresente uma sequência de reações para a obtenção do 2-pentino a partir dos seguintes reagentes: carvão, óxido de cálcio, água, cloreto de metila, cloreto de etila e sódio metálico. Considere que as etapas se processem sob as condições adequadas de temperatura e pressão.

#### Resolução

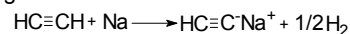
A partir de carvão e óxido de cálcio, pode-se obter o carbetto de cálcio:

$$CaO + 3C \rightarrow CaC_2 + CO$$

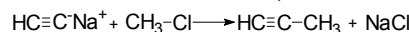
O carbetto de cálcio reage com água formando etino e hidróxido de cálcio:



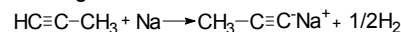
O hidrogênio ligado ao carbono *sp* tem alta acidez, assim os alquinos terminais podem reagir com sódio ou lítio através de uma reação de oxidorredução, levando à formação do ânion correspondente e à liberação de hidrogênio:



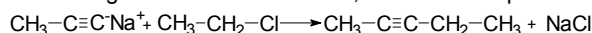
Esse carbânion reage com haletos de alquila para produzir alquinos com maior número de átomos de carbono, conforme o esquema:



O alquino formado reage novamente com sódio formando o carbânion:

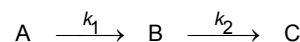


O carbânion reage com o cloreto de etila, formando o 2-pentino:

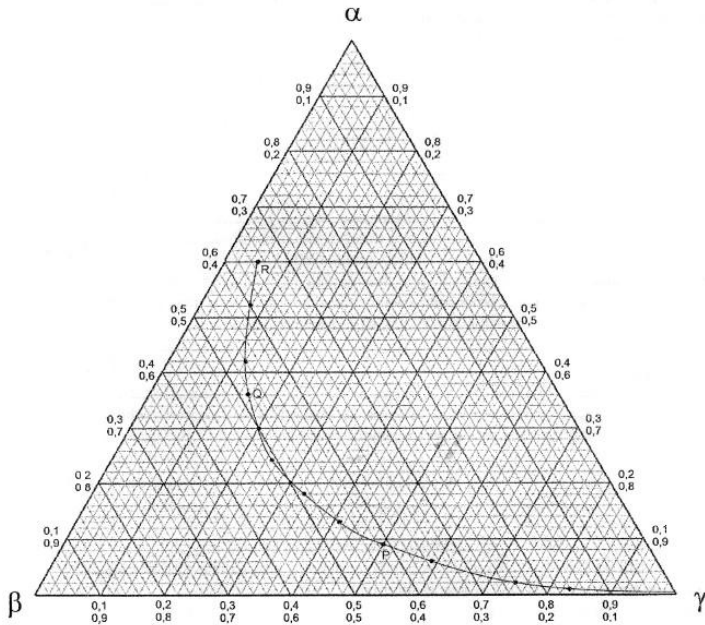


#### QUESTÃO 06

Considere a seguinte série de reações a volume constante, partindo de 2 mol/L da substância A pura, na qual cada reação segue a cinética de 1ª ordem, semelhante à encontrada nas reações de decaimento radioativo, sendo  $k_1$  e  $k_2$  as constantes de velocidade:



A fração molar das espécies ao longo da reação está representada pela curva  $\gamma$ PQR no diagrama abaixo, no qual cada vértice representa um componente puro e o lado oposto a este vértice representa a ausência deste mesmo componente, de tal forma que as paralelas aos lados fornecem as diferentes frações molares de cada um. No diagrama, as substâncias A, B e C estão identificadas como  $\alpha$ ,  $\beta$  e  $\gamma$ , mas não necessariamente nesta ordem.



Sabe-se que o ponto P é atingido após 1,15 horas do início do processo e que o tempo necessário para atingir a concentração máxima de B é dado por

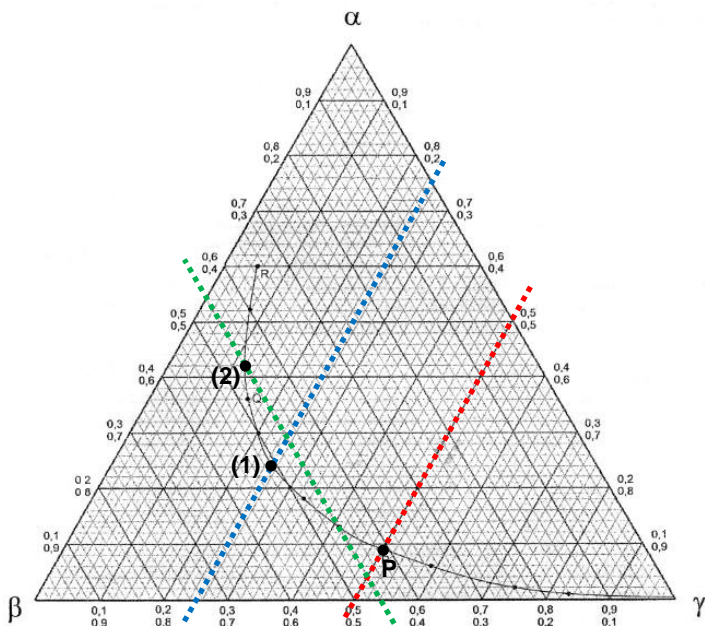
$$t = \frac{\ln(k_1 / k_2)}{k_1 - k_2}$$

Determine a velocidade de formação do produto C quando a concentração deste for 7/2 da concentração de A. (Observação:  $x = 0,3$  é raiz da equação  $x = 0,6e^{-1,38+2,3x}$ ).

**Resolução**

Analisando a reação, vemos que a proporção entre A, B e C é de 1:1:1, e portanto a quantidade total de mols permanece constante. Como o volume também não muda, as concentrações das substâncias A, B e C são proporcionais às suas frações molares. Chamaremos a concentração inicial de A de  $[A_0] = 2 \text{ mol/L}$ .

Observe pelo gráfico que  $\gamma$  é a substância A (100% de A no início da reação) e que  $\beta$  é B (a reação começa aumentando a concentração deste produto intermediário); desta maneira,  $\alpha$  é a substância C. Nomearemos ainda na figura abaixo alguns pontos que serão importantes ao longo da resolução da questão:



Analisando os dados no ponto P, vemos que  $[A_p] = 0,5 \cdot [A_0] = 1 \text{ mol/L}$ , e pela cinética da reação:

$$[A_p] = [A_0] \cdot e^{-k_1 \cdot t}$$

Como se leva 1,15 horas para se atingir o ponto P:

$$1,0 = 2,0 \cdot e^{-k_1 \cdot 1,15} \Rightarrow k_1 \cdot 1,15 = \ln 2 \approx 0,69 \Rightarrow k_1 = 0,6 \text{ h}^{-1}$$

Pelo gráfico, podemos ver agora que o ponto em que a substância B atinge sua concentração máxima é no ponto (1).

Neste ponto, temos  $[A_1] = 0,25 \cdot [A_0] = 0,5 \text{ mol/L}$ . Novamente, pela cinética da reação:

$$[A_1] = [A_0] \cdot e^{-k_1 \cdot t_{\max}} \Rightarrow 0,5 = 2,0 \cdot e^{-0,6 \cdot t_{\max}} \Rightarrow 0,6 \cdot t_{\max} = \ln 2^2 \Rightarrow t_{\max} = 2,3 \text{ h}$$

Pelo enunciado, temos que:

$$t_{\max} = \frac{\ln(k_1 / k_2)}{k_1 - k_2} \Rightarrow 2,3 = \frac{\ln(0,6 / k_2)}{0,6 - k_2} \Rightarrow$$

$$\frac{0,6}{k_2} = e^{1,38 - 2,3 \cdot k_2} \Rightarrow k_2 = 0,6 \cdot e^{-1,38 + 2,3 \cdot k_2}$$

A solução dessa equação também é informada pelo enunciado do exercício:  $k_2 = 0,3 \text{ h}^{-1}$ .

Para determinar a velocidade pedida, percorrendo a curva  $\gamma$ PQR, verificamos que um ponto onde a concentração de C é igual a 7/2 da concentração de A é o ponto (2), que é um dos pontos proposadamente marcados na curva, para o qual  $X_A = 0,12$  e  $X_C = 0,42$ . Neste ponto, tem-se ainda  $X_B = 0,46$ , de modo que:

$$[B_2] = 0,46 \cdot 2,0 = 0,92 \text{ mol/L}$$

Finalmente, calculamos a velocidade de formação de C no instante desejado (igual à velocidade de consumo de B):

$$v_C = k_2 \cdot [B_2] = 0,3 \cdot 0,92 \Rightarrow v_C = 0,276 \text{ mol/(L} \cdot \text{h)}$$

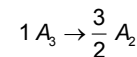
**QUESTÃO 07**

A transformação isovolumétrica de um gás triatômico hipotético  $A_3$  em outro diatômico  $A_2$  envolve a liberação de 54 kJ/mol de  $A_3$ . A capacidade calorífica molar a volume constante do gás  $A_2$  é de 30 J/mol.K. Após a transformação isocórica de todo  $A_3$  em  $A_2$ , determine o aumento percentual de pressão em um recipiente isolado contendo o gás  $A_3$  a 27 °C.

Considere que a capacidade calorífica molar a volume constante do gás  $A_2$  não varia com a temperatura e que os gases se comportam idealmente.

**Resolução**

A transformação do gás  $A_3$  no gás  $A_2$  é dada por:



Sabendo que nesse caso a transformação se deu a volume constante, para cada mol de gás  $A_3$ , temos:

$$Q = n \cdot C_V \cdot \Delta T \Rightarrow 54 \cdot 10^3 = \frac{3}{2} \cdot 30 \cdot \Delta T \Rightarrow \Delta T = 1200 \text{ K}$$

Estando o gás  $A_3$  inicialmente à temperatura  $T_0 = 27 \text{ °C} = 300 \text{ K}$ , a temperatura final do processo é determinada por:

$$\Delta T = T - T_0 = 1200 \text{ K} \Rightarrow T - 300 = 1200 \Rightarrow T = 1500 \text{ K}$$

Pela equação de Clapeyron, temos, para cada um dos gases  $A_3$  e  $A_2$ :

$$\begin{cases} p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} & (\text{gás } A_2) \\ p_0 = \frac{n_0 \cdot R \cdot T_0}{V} & (\text{gás } A_3) \end{cases}$$

Assim, a variação percentual de pressão será dada por:

$$\frac{p - p_0}{p_0} = \frac{p}{p_0} - 1 = \frac{\frac{n \cdot R \cdot T}{V}}{\frac{n_0 \cdot R \cdot T_0}{V}} - 1 = \frac{n \cdot T}{n_0 \cdot T_0} - 1 = \frac{\frac{3}{2} \cdot 1500}{1 \cdot 300} - 1 = 6,5 \Rightarrow$$

$$\frac{p - p_0}{p_0} = 650\%$$

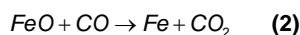
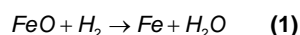
**QUESTÃO 08**

Uma dada massa de óxido ferroso é aquecida a 1273 K e, em seguida, exposta a uma mistura gasosa de monóxido de carbono e hidrogênio. Desta forma, o óxido é reduzido a metal sem qualquer fornecimento adicional de energia. Admita que ocorra uma perda de calor para as circunvizinhanças de 4,2 kJ/mol de óxido reduzido. Calcule a razão mínima entre as pressões parciais de monóxido de carbono e de hidrogênio ( $p_{CO}/p_{H_2}$ ) na mistura gasosa inicial, de modo que o processo seja auto-sustentável. Despreze a decomposição da água.

Calores de reação a 1273 K (kJ/mol):	
redução do óxido ferroso	265
oxidação do hidrogênio	-250
oxidação do monóxido de carbono	-282

**Resolução**

Considerando as reações de oxidorredução envolvidas, temos:



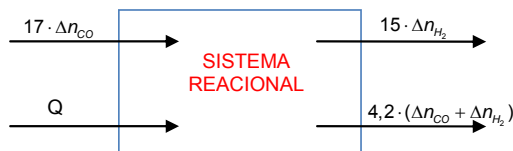
Supondo que os calores de reação da tabela do enunciado são precisamente os  $\Delta H$ 's das reações (1) e (2), calculamos os  $\Delta H$ 's das reações acima:

$$\Delta H_1 = \Delta H_{R,ED, \text{Oxido Ferroso}} + \Delta H_{OXI, \text{Hidrogenio}} = 265 + (-250) = 15 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_2 = \Delta H_{R,ED, \text{Oxido Ferroso}} + \Delta H_{OXI, \text{Monox. Carbono}} = 265 + (-282) = -17 \text{ kJ/mol}$$

Observando o sistema onde a reação ocorre, vemos que para cada mol de  $H_2$  oxidado, 15 kJ são consumidos (calor cedido) e para cada mol de CO oxidado, 17 kJ são liberados (para alimentar o próprio sistema). Existe, ainda, a perda de 4,2 kJ para cada mol de FeO reduzido, e portanto 4,2 kJ de perda para cada mol de  $H_2$  oxidado, mais 4,2 kJ de perda para cada mol de CO que é oxidado.

Supondo que  $\Delta n_{CO}$  mols de CO são oxidados e que  $\Delta n_{H_2}$  mols de  $H_2$  são oxidados, temos o seguinte diagrama de trocas de calor para nosso sistema reacional:



Para que a reação seja auto-sustentável, é necessário que o sistema não necessite de nenhuma outra fonte de calor (o sistema pode, inclusive, perder calor). Dessa forma, temos que  $Q \leq 0$ :

$$Q + 17 \cdot \Delta n_{CO} = 15 \cdot \Delta n_{H_2} + 4,2 \cdot (\Delta n_{CO} + \Delta n_{H_2}) \Rightarrow$$

$$Q = 19,2 \cdot \Delta n_{H_2} - 12,8 \cdot \Delta n_{CO} \leq 0$$

Dividindo a inequação acima por  $\Delta n_{H_2}$ , obtemos:

$$19,2 - 12,8 \frac{\Delta n_{CO}}{\Delta n_{H_2}} \leq 0 \Rightarrow \frac{\Delta n_{CO}}{\Delta n_{H_2}} \geq 1,5$$

Podemos considerar quaisquer dois instantes de tempo, e impor que a relação acima seja verdade. Considerando, então, desde o início da reação até o fim da mesma, veremos que

$$\begin{cases} \Delta n_{CO} = n_{inicial(CO)} - 0 = n_{inicial(CO)} \\ \Delta n_{H_2} = n_{inicial(H_2)} - 0 = n_{inicial(H_2)} \end{cases}$$

Dessa maneira, temos que  $\frac{\Delta n_{CO}}{\Delta n_{H_2}} = \frac{n_{inicial(CO)}}{n_{inicial(H_2)}} \geq 1,5$ .

Da equação de Clapeyron, vem que:

$$\frac{n_{inicial(CO)}}{n_{inicial(H_2)}} = \frac{\left(\frac{p_{CO} \cdot V}{R \cdot T}\right)}{\left(\frac{p_{H_2} \cdot V}{R \cdot T}\right)} \geq 1,5 \Rightarrow \frac{p_{CO}}{p_{H_2}} \geq 1,5$$

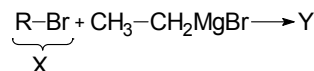
Dessa maneira, a razão mínima desejada é:  $\left(\frac{p_{CO}}{p_{H_2}}\right)_{MIN} = 1,5$

**QUESTÃO 09**

O brometo de alquila X, opticamente ativo, é tratado com brometo de etil-magnésio, gerando-se o composto Y. A 100 °C, 8,4 g de Y no estado gasoso são misturados com 6,4 g de  $N_2$  em um recipiente com volume de 2,0 litros. A pressão medida no interior do recipiente é de 5,0 atm. Considerando que os gases se comportam idealmente, determine as fórmulas estruturais planas e a nomenclatura IUPAC dos compostos X e Y. Justifique a sua solução.

**Resolução**

A reação de X com brometo de etil-magnésio pode ser resumida como:



Como não há reação entre  $N_2$  (gás inerte) e Y na mistura gasosa  $Y/N_2$ , e esta está submetida à pressão de 5,0 atm, a 100 °C (373 K) ocupando um volume de 2,0 L, podemos calcular o número de mols total de gás na mistura:

$$PV = nRT$$

Substituindo:

$$5,0 \cdot 2,0 = n_{total} \cdot 0,082 \cdot 373 \Rightarrow n_{total} = 0,327 \text{ mol}$$

Como a quantidade de  $N_2$  utilizada foi de 6,4 g, temos o número de mols de  $N_2$  utilizado na mistura:

$$\begin{matrix} 1 \text{ mol} & \text{---} & 28 \text{ g} \\ n_{N_2} & \text{---} & 6,4 \text{ g} \end{matrix} \Rightarrow n_{N_2} = 0,229 \text{ mol}$$

Com isso, o número de mols de Y na mistura pode ser calculado:

$$\begin{aligned} n_Y &= n_{total} - n_{N_2} \Rightarrow n_Y = 0,327 - 0,229 \Rightarrow \\ n_Y &= 0,098 \text{ mol} \end{aligned}$$

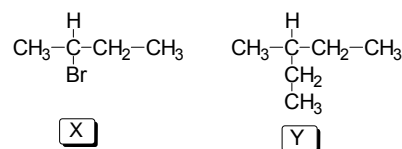
Com o número de mols e a massa de Y é possível obter a massa molar da espécie:

$$\begin{matrix} 1 \text{ mol} & \text{---} & M \\ 0,098 \text{ mol} & \text{---} & 8,4 \text{ g} \end{matrix} \Rightarrow M = 85,7 \text{ g/mol}$$

Com a massa molar de Y, pode-se determinar sua fórmula molecular ( $C_nH_{2n+2}$ ):

$$n \cdot 12 + (2 \cdot n + 2) \cdot 1 = 85,7 \Rightarrow n = 6$$

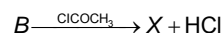
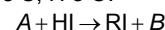
Portanto, a fórmula molecular de Y é igual a  $C_6H_{14}$ . Sabendo que X é opticamente ativo (possui carbono assimétrico) e que seu bromo foi substituído pelo grupo etil do brometo de etil-magnésio (reagente de Grignard), pode-se prever as seguintes fórmulas estruturais:



O nome de X segundo a IUPAC é **2-bromo butano** e o de Y é **3-metil pentano**.

**QUESTÃO 10**

A substância X, que pode ser obtida através de sequência de reações dada abaixo (onde R indica genericamente um grupo alquila), é constituída pelos elementos C, H e O.



Uma amostra de 50,00 g de X sofre combustão completa, produzindo 123,94 g de  $CO_2$  e 44,37 g de  $H_2O$ . Com base nas informações acima determine:

- a fórmula mínima da substância X.
- a fórmula molecular da substância X, sabendo-se que a sua massa molar é de 142,00 g/mol.
- a fórmula estrutural plana da substância X, sabendo-se que, ao sofrer hidrólise ácida, esta molécula produz ácido acético e um álcool saturado que não possui átomos de carbono terciários ou quaternários.
- a fórmula estrutural plana do composto B.
- a qual função orgânica pertence o reagente A.

**Resolução**

a) Na combustão, o carbono do CO<sub>2</sub> e o hidrogênio da H<sub>2</sub>O são provenientes da substância X.

Calculando a quantidade de C (carbono) no CO<sub>2</sub> produzido na combustão de X:

$$\begin{array}{r} \text{CO}_2 - \text{C} \\ 44 \text{ g} - 1 \text{ mol} \Rightarrow n = \frac{123,94}{44} = 2,82 \text{ mol de C} \\ 123,94 \text{ g} - n_{\text{C}} \end{array}$$

Calculando a quantidade de H (carbono) no H<sub>2</sub>O produzido na combustão de X:

$$\begin{array}{r} \text{H}_2\text{O} - \text{H} \\ 18 \text{ g} - 2 \text{ mol} \Rightarrow n_{\text{H}} = \frac{88,74}{18} = 4,93 \text{ mol de H} \\ 44,37 \text{ g} - n_{\text{H}} \end{array}$$

Para calcular a quantidade de O em X, basta ver que dos 50,0 g de X que entraram em combustão, as massas indicadas por  $2,82 \cdot 12 + 4,93 \cdot 1 = 33,84 + 4,93 = 38,77 \text{ g}$  eram de C e de H, e por isso temos  $50 - 38,77 = 11,23 \text{ g}$  de O em X, o que equivale a  $\frac{11,27}{16,0} = 0,70 \text{ mol}$  de O.

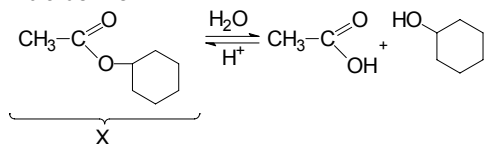
Podemos escrever, então, que X é da forma C<sub>2,82</sub>H<sub>4,93</sub>O<sub>0,7</sub> e, com os menores inteiros possível, sua fórmula mínima é **C<sub>4</sub>H<sub>7</sub>O<sub>1</sub>**.

b) A massa molar da fórmula mínima para X é 71,0 g/mol e, como a massa molar de X é 142,0 g/mol (o dobro), é fácil ver que a fórmula molecular de X é **C<sub>8</sub>H<sub>14</sub>O<sub>2</sub>**.

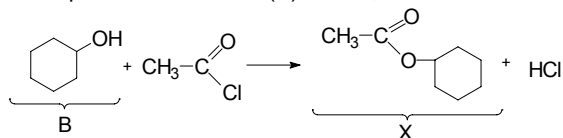
c) A partir da fórmula molecular de X (C<sub>8</sub>H<sub>14</sub>O<sub>2</sub>) e das informações do enunciado (formação de ácido acético e um álcool saturado sem carbonos terciários ou quaternários após sofrer hidrólise ácida) é possível descobrir a função orgânica presente em X: **éster**.

A parte proveniente do ácido carboxílico tem dois carbonos, pois após a hidrólise forma-se o ácido acético. Já a parte proveniente do álcool deve ter os outros 6 carbonos, mas não pode ter insaturação pois já é dito que o álcool formado na hidrólise é saturado, a cadeia deve ser fechada pois se for aberta haverá "sobra" de dois hidrogênios. Além disso não há ramificações já que não há carbonos terciários e quaternários.

Assim, a fórmula de X é:



d) O composto B que reage com o cloreto de ácido carboxílico deve ser um álcool para formar o éster (X). Assim, temos:



e) A função do reagente A é **éter**. Isso fica evidente na reação:

