

FEZ

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

**Aprovou!**

Elite Resolve

**ITA 2011**

**Química**

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

os melhores **gabaritos** da internet

## QUÍMICA

### DADOS

#### CONSTANTES

Constante de Avogadro =  $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Constante de Faraday (F) =  $9,65 \times 10^4 \text{ C mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ A s mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ J V}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

Volume molar de gás ideal = 22,4 L (CNTP)

Carga elementar =  $1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$

Constantes dos gases (R) =  $8,21 \times 10^{-2} \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 1,98 \text{ cal K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 62,4 \text{ mmHg L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

Constante gravitacional (g) =  $9,81 \text{ m s}^{-2}$

#### DEFINIÇÕES

Pressão de 1 atm = 760 mmHg = 101 325 N m<sup>-2</sup> = 760 Torr

1 J = 1 N m = 1 Kg m<sup>2</sup> s<sup>-2</sup>

Condições normais de temperatura e pressão (CNTP):  
0 °C e 760 mmHg

Condições ambientes: 25 °C e 1 atm

Condições-padrão 25 °C e 1 atm; concentração das soluções = 1 mol L<sup>-1</sup> (rigorosamente: atividade unitária das espécies); sólido com estruturas cristalina mais estável nas condições de pressão e temperatura em questão.

(s) = sólido. (l) = líquido. (g) = gás. (aq) = aquoso. (CM) = circuito metálico. (conc) = concentrado.

(ua) = unidades arbitrárias. [A] = concentração da espécie química A em mol L<sup>-1</sup>.

#### MASSAS MOLARES

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol <sup>-1</sup> )
H	1	1,01
Li	3	6,94
C	6	12,01
N	7	14,01
O	8	16,00
F	9	19,00
Ne	10	20,18
Na	11	22,99
Mg	12	24,30
Al	13	26,98
Si	14	28,08
S	16	32,07
Cl	17	35,45
Ca	20	40,08
Mn	25	54,94
Fe	26	55,85
Co	27	58,93
Cu	29	63,55
Zn	30	65,39
As	33	74,92
Br	35	79,90
Mo	42	95,94
Sb	51	121,76
I	53	126,90
Ba	56	137,33
Pt	78	195,08
Au	79	196,97
Hg	80	200,59

### QUESTÃO 01

A solução aquosa 6% em massa de água oxigenada (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) é geralmente empregada como agente branqueador para tecidos e cabelos. Pode-se afirmar que a concentração aproximada dessa solução aquosa, expressa em volumes, é:

- a) 24  
b) 20  
c) 12  
d) 10  
e) 6

#### Resolução

#### Alternativa B

Uma concentração de 6,0% em massa corresponde a 6 g H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> em 100 g de solução. Como não há referência quanto à densidade da solução no enunciado, considera-se que  $d = 1,0 \text{ g/cm}^3$ , de forma que 100 g de solução equivalem a 100 mL de solução. Vamos trabalhar daqui em diante com 1 litro de solução. Sendo assim:

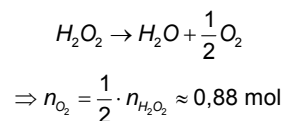
$$\begin{array}{rcl} 6 \text{ g H}_2\text{O}_2 & \text{---} & 100 \text{ mL solução} \\ x \text{ g de H}_2\text{O}_2 & \text{---} & 1000 \text{ mL solução} \end{array}$$

Logo,  $x = 60 \text{ g H}_2\text{O}_2/\text{L solução}$ .

O número de mols de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> nesta solução é calculado abaixo:

$$\begin{aligned} M_{\text{H}_2\text{O}_2} &= 2M_{\text{H}} + 2M_{\text{O}} \\ M_{\text{H}_2\text{O}_2} &= 2 \cdot 1 + 2 \cdot 16 = 34 \text{ g/mol} \\ n_{\text{H}_2\text{O}_2} &= \frac{m}{M} = \frac{60}{34} \approx 1,76 \text{ mol} \end{aligned}$$

Agora, a partir da reação de decomposição da H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, calcula-se o volume de O<sub>2</sub> liberado a partir de 60 g de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>.



A concentração em volumes diz respeito à quantidade de litros de O<sub>2(g)</sub> liberados (nas CNTP) para cada litro da solução.

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol O}_2 & \text{---} & 22,4 \text{ L (CNTP)} \\ 0,88 \text{ mol O}_2 & \text{---} & x \end{array}$$

Logo,  $x \approx 19,7 \text{ L} \Rightarrow \boxed{x \approx 20 \text{ volumes}}$ .

### QUESTÃO 02

Assinale a opção que apresenta o ácido mais forte, considerando que todos se encontram nas mesmas condições de concentração, temperatura e pressão.

- a) CH<sub>3</sub>COOH  
b) CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>COOH  
c) (CH<sub>3</sub>)<sub>3</sub>CCOOH  
d) ClCH<sub>2</sub>COOH  
e) Cl<sub>3</sub>CCOOH

#### Resolução

#### Alternativa E

A força do ácido está relacionada com a presença de grupos retiradores ou doadores de elétrons ligados ao carbono alfa (carbono vizinho à carbonila). A presença de grupos doadores eletrônicos, como grupos metil, diminui a acidez do composto e a presença de grupos retiradores eletrônicos, como o cloro, aumentam a acidez dos ácidos carboxílicos.

O composto da letra "e" possui o maior número de grupos retiradores eletrônicos, sendo portanto o ácido mais forte.

**QUESTÃO 03**

A 25°C, três frascos (I, II e III) contêm, respectivamente, soluções aquosas 0,10 mol L<sup>-1</sup> em acetato de sódio, cloreto de sódio e nitrito de sódio.

Assinale a opção que apresenta a ordem crescente de CORRETA de valores em pH<sub>x</sub> (x= I, II e III) dessas soluções, sabendo que as constantes de dissociação (K), a 25°C, dos ácidos clorídrico (HCl), nitroso (HNO<sub>2</sub>) e acético (CH<sub>3</sub>COOH), apresentam a seguinte relação:

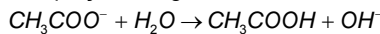
$$K_{HCl} > K_{HNO_2} > K_{CH_3COOH}$$

- a) pH<sub>I</sub> < pH<sub>II</sub> < pH<sub>III</sub>  
b) pH<sub>I</sub> < pH<sub>III</sub> < pH<sub>II</sub>  
c) pH<sub>II</sub> < pH<sub>I</sub> < pH<sub>III</sub>  
d) pH<sub>II</sub> < pH<sub>III</sub> < pH<sub>I</sub>  
e) pH<sub>III</sub> < pH<sub>II</sub> < pH<sub>I</sub>

**Resolução**

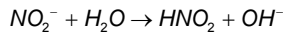
**Alternativa D**

O frasco I contém acetato de sódio, um sal cujo ânion sofre hidrólise conforme mostra a equação a seguir:



O frasco II contém cloreto de sódio, um sal que não sofre hidrólise, e o pH da solução será igual a 7.

O frasco III contém nitrito de sódio, um sal cujo ânion sofre hidrólise conforme mostrado a seguir:



Os frascos I e III contêm ânions que sofrem hidrólise tornando o meio básico, porém a hidrólise do acetato é mais pronunciada, pois o ácido acético é um ácido mais fraco, conforme ilustrado inclusive no enunciado ( $K_{HCl} > K_{HNO_2} > K_{CH_3COOH}$ ). Assim, a solução que contém acetato tem maior concentração de OH<sup>-</sup>, e maior pH.

Assim, a ordem crescente de pH é  $pH_{II} < pH_{III} < pH_I$ .

**QUESTÃO 04**

A 25°C, as massas específicas do etanol e da água, ambos puros, são 0,8 g cm<sup>-3</sup> e 1,0 g cm<sup>-3</sup>, respectivamente. Adicionando 72g de água pura a 928 g de etanol puro, obteve-se uma solução com 1208 cm<sup>3</sup> de volume.

Assinale a opção que expressa a concentração desta solução em graus Gay-Lussac (°GL)

- a) 98  
b) 96  
c) 94  
d) 93  
e) 72

**Resolução**

**Alternativa B**

Com os dados do enunciado, é possível determinar o volume de etanol e a concentração em °GL (relação percentual entre volume de etanol e volume total da mistura hidroalcolica (%v/v)).

Cálculo do volume de álcool:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{928}{0,8} \Rightarrow V = 1160 \text{ cm}^3$$

Cálculo da concentração (C) em graus Gay-Lussac (°GL):

$$\frac{1160 \text{ cm}^3}{1208 \text{ cm}^3} = \frac{C}{100 \text{ °GL}}$$

$$C = \frac{100 \times 1160}{1208} \Rightarrow C = 96 \text{ °GL}$$

**QUESTÃO 05**

Considere a energia liberada em

I. combustão completa (estequiométrica) do octano e em

II. célula de combustível de hidrogênio e oxigênio.

Assinale a opção que apresenta a razão CORRETA entre a quantidade de energia liberada por átomo de hidrogênio na combustão do octano e na célula de combustível.

Dados: Energias de ligação, em kJ mol<sup>-1</sup>:

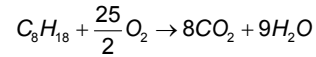
C - C	347	H - H	436
C - H	413	H - O	464
C = O	803	O = O	498

- a) 0,280      b) 1,18      c) 2,35      d) 10,5      e) 21,0

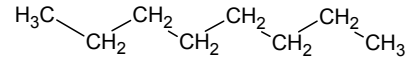
**Resolução**

**Alternativa C**

I. Combustão do octano:



A molécula de octano é mostrada a seguir:



Considerando as ligações envolvidas na reação, tem-se:

7 mol de ligações C-C, 18 mol de ligações C-H, 12,5 mol de ligações O=O do lado dos reagentes e 16 mol de ligações C=O e 18 mol de ligações O-H do lado dos produtos.

Utilizando as energias de ligação dadas, o ΔH pode ser calculado por:

$$\Delta H = \sum EL_{\text{reagentes}} - \sum EL_{\text{produtos}}$$

$$\Delta H = (7 \cdot EL_{C-C} + 18 \cdot EL_{C-H} + 12,5 \cdot EL_{O=O}) - (16 \cdot EL_{C=O} + 18 \cdot EL_{O-H})$$

$$\Delta H = (7 \cdot 347 + 18 \cdot 413 + 12,5 \cdot 498) - (16 \cdot 803 + 18 \cdot 464)$$

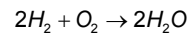
$$\Delta H = -5112 \text{ kJ}$$

A partir do valor do ΔH é possível calcular a energia para cada mol de átomo de H na reação:

$$\begin{array}{r} -5112 \text{ kJ} \quad \text{_____} \quad 18 \text{ mol H} \\ x \quad \text{_____} \quad 1 \text{ mol H} \end{array}$$

$$x = -284 \text{ kJ/mol H}$$

II. Célula de combustível:



Nesse caso, temos:

$$\Delta H = (2 \cdot EL_{H-H} + EL_{O=O}) - (4 \cdot EL_{O-H})$$

$$\Delta H = 2 \cdot 436 + 498 - 4 \cdot 464$$

$$\Delta H = -486 \text{ kJ}$$

Para cada átomo de H na reação:

$$\begin{array}{r} -486 \text{ kJ} \quad \text{_____} \quad 4 \text{ mol H} \\ y \quad \text{_____} \quad 1 \text{ mol H} \end{array}$$

$$y = -121,5 \text{ kJ/mol H}$$

Cálculo da razão entre os valores "x" e "y" obtidos acima.

$$\frac{x}{y} = \frac{-284}{-121,5} \Leftrightarrow \frac{x}{y} \approx 2,34$$

**QUESTÃO 06**

Em um experimento eletrolítico, uma corrente elétrica circula através de duas células durante 5 horas. Cada célula contém condutores eletrônicos de platina. A primeira célula contém solução aquosa de íons Au<sup>3+</sup> enquanto que, na segunda célula, está presente uma solução aquosa de íons Cu<sup>2+</sup>.

Sabendo que 9,85 g de ouro puro foram depositados na primeira célula, assinale a opção que corresponde à massa de cobre, em gramas, depositada na segunda célula eletrolítica.

- a) 2,4      b) 3,6      c) 4,8      d) 6,0      e) 7,2

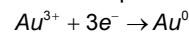
**Resolução**

**Alternativa C**

Cálculo da quantidade de Au (em mol):

$$n = \frac{m}{M} = \frac{9,85}{196,97} = 0,05 \text{ mol Au}$$

A reação de redução do Au<sup>3+</sup> é dada por:

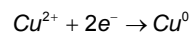


Cálculo da quantidade de elétrons (em mol):

$$\begin{array}{r} 1 \text{ mol Au}^0 \quad \text{_____} \quad 3 \text{ mols e}^- \\ 0,05 \text{ mol Au}^0 \quad \text{_____} \quad x \end{array}$$

$$x = 0,15 \text{ mol e}^-$$

A reação de redução do Cu<sup>2+</sup> é mostrada a seguir:



Cálculo da quantidade de Cu<sup>0</sup> (em mol):

$$\begin{array}{r} 1 \text{ mol Cu}^0 \quad \text{_____} \quad 2 \text{ mols e}^- \\ y \quad \text{_____} \quad 0,15 \text{ mol e}^- \end{array}$$

$$y = 0,075 \text{ mol Cu}^0$$

Cálculo da massa de Cu<sup>0</sup>:

$$n = \frac{m}{M} \Leftrightarrow 0,075 = \frac{m}{63,55} \Leftrightarrow m \approx 4,8 \text{ g}$$

**QUESTÃO 07**

A combustão de um composto X na presença de ar atmosférico ocorre com a formação de fuligem. Dos compostos abaixo, assinale a opção que contém o composto X que apresenta a maior tendência de combustão fuliginosa.

- a)  $C_6H_6$   
b)  $C_2H_5OH$   
c)  $CH_4$   
d)  $CH_3(CH_2)_6CH_3$   
e)  $CH_3OH$

**Resolução**

**Alternativa A**

A formação da fuligem depende fortemente da composição do combustível. Experimentalmente é sabido que a tendência dos hidrocarbonetos para criarem fuligens coloca os naftalenos em primeiro lugar, seguido dos benzenos e dos compostos alifáticos.

O composto da alternativa (a) é o benzeno e os demais são alifáticos, assim o composto que gera mais fuligem na combustão incompleta é o "a".

**QUESTÃO 08**

Nas condições ambientais, assinale a opção que contém apenas óxidos neutros.

- a)  $NO_2$ ,  $CO$  e  $Al_2O_3$   
b)  $N_2O$ ,  $NO$  e  $CO$   
c)  $N_2O$ ,  $NO$  e  $NO_2$   
d)  $SiO_2$ ,  $CO_2$  e  $Al_2O_3$   
e)  $SiO_2$ ,  $CO_2$  e  $CO$

**Resolução**

**Alternativa B**

Os óxidos neutros, são aqueles que não reagem com água, com ácidos ou bases.

São conhecidos apenas três neutros, a saber  $N_2O$ ,  $NO$  e  $CO$ .

Os óxidos existentes nas outras alternativas apresentam a seguinte classificação química:

$NO_2$  – óxido ácido – formado por ametal; reage com água formando os ácidos nítrico ( $HNO_3$ ) e nitroso ( $HNO_2$ ); reage com bases neutralizando-as.

$Al_2O_3$  – óxido anfótero – formado por metal de Nox +3; reage com ácidos e bases fortes neutralizando-os.

$SiO_2$  – óxido ácido – formado por ametal; reage com bases fortes neutralizando-as.

$CO_2$  – óxido ácido – formado por ametal; reage com água formando ácido carbônico ( $H_2CO_3$ ) e bases neutralizando-as.

**QUESTÃO 09**

Assinale a opção que apresenta a fórmula molecular do polímero que pode conduzir corrente elétrica.

- a)  $\left[ CH_2 - CH_2 \right]_n$   
b)  $\left[ CH = CH \right]_n$   
c)  $\left[ CF_2 - CF_2 \right]_n$   
d)  $\left[ CHCH_3 - CH_2 \right]_n$   
e)  $\left[ CHOH - CH_2 \right]_n$

**Resolução**

**Alternativa B**

A condução de corrente elétrica nos polímeros está associada à existência de ligações  $\pi$  conjugadas. Das estruturas poliméricas mostradas, apenas o poliacetileno (alternativa B) possui essa característica.

**QUESTÃO 10**

São descritos abaixo dois experimentos, I e II, nos quais há sublimação completa de uma mesma quantidade de dióxido de carbono no estado sólido a  $25^\circ C$ :

I- O processo é realizado em um recipiente hermeticamente fechado, de paredes rígidas e indeformáveis.

II- O processo é realizado em cilindro provido de um pistão, cuja massa é desprezível e se desloca sem atrito.

A respeito da variação da energia interna do sistema ( $\Delta U$ ), calor ( $q$ ) e trabalho ( $w$ ), nos experimentos I e II, assinale a opção que contém a afirmação ERRADA.

- a)  $q_I > 0$   
b)  $|w_{II}| > |w_I|$   
c)  $\Delta U_I > \Delta U_{II}$   
d)  $|w_{II}| \neq 0$   
e)  $\Delta U_{II} = q_{II}$

**Resolução**

**Alternativa E**

Vamos analisar as assertivas I e II, lembrando que o calor introduzido nos sistemas I e II é o mesmo, já que decorre do mesmo processo (sublimação do  $CO_2$ ), além de ser positivo, já que a sublimação é endotérmica.

I. Como as paredes são rígidas e indeformáveis, não haverá variação de volume do sistema e por isso não haverá realização de trabalho. Para este sistema temos então  $q = \Delta U_I$  e  $w_I = 0$ .

II. Ao contrário do anterior, o pistão aqui irá ser deslocado e haverá realização de trabalho, logo  $q = w_{II} + \Delta U_{II}$ , com  $w_{II} > 0$ .

Analisando então as alternativas:

- a) **Correta.** Já que a sublimação é endotérmica,  $q_I = q > 0$ .  
b) **Correta.** Como  $w_I = 0$  e  $w_{II} > 0$ , segue que  $w_{II} > w_I$  e, portanto,  $|w_{II}| > |w_I|$ .  
c) **Correta.** Como  $\Delta U_{II} = q - w_{II}$  e  $\Delta U_I = q$ , então  $\Delta U_I < \Delta U_{II}$ .  
d) **Correta.** Já que  $w_{II} > 0$ .  
e) **Incorreta.** Já que  $\Delta U_{II} < q_{II}$ , pois  $w_{II} > 0$ .

**QUESTÃO 11**

Assinale a opção CORRETA que apresenta o potencial de equilíbrio do eletrodo  $Al^{3+} / Al$ , em volt, na escala do eletrodo de referência de cobre-sulfato de cobre, à temperatura de  $25^\circ C$ , calculado para uma concentração do íon alumínio de  $10^{-3} mol L^{-1}$ .

Dados: Potenciais de eletrodo padrão do cobre-sulfato de cobre ( $E^\circ_{CuSO_4/Cu}$ ) e do alumínio ( $E^\circ_{Al^{3+}/Al}$ ), na escala do eletrodo de hidrogênio, nas condições-padrão:

$$E^\circ_{CuSO_4/Cu} = 0,310 V$$

$$E^\circ_{Al^{3+}/Al} = -1,67 V$$

- a) - 1,23  
b) - 1,36  
c) - 1,42  
d) - 1,98  
e) - 2,04

**Resolução**

**Alternativa E**

Primeiramente, deve-se calcular o potencial padrão ( $E^\circ$ ) da pilha formada entre os eletrodos cobre-sulfato de cobre e alumínio nas condições-padrão:

$$E^\circ = E^\circ_{CuSO_4/Cu} - E^\circ_{Al^{3+}/Al}$$

$$E^\circ = 0,31 - (-1,67)$$

$$E^\circ = 1,98 V$$

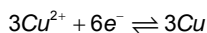
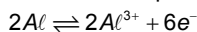
Tendo como eletrodo de referência o eletrodo de cobre-sulfato de cobre (ou seja, considerando  $E^\circ_{CuSO_4/Cu} = 0$ ), temos  $E^\circ_{Al^{3+}/Al} = -1,98 V$  (usaremos estes potenciais daqui em diante, lembrando que eles são calculados em relação ao eletrodo de cobre-sulfato de cobre).

Como temos uma concentração de íons alumínio de  $10^{-3} mol \cdot L^{-1}$  utilizamos a equação de Nernst para calcular o potencial de equilíbrio deste eletrodo à  $25^\circ C$ .

$$E = E^0 - \frac{0,059}{n} \cdot \log Q$$

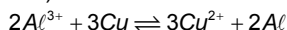
Onde n é o número de elétrons envolvidos no processo e Q é o quociente reacional.

Observando-se as semi-reações envolvidas, podemos calcular o valor de n (número de elétrons envolvidos no processo):



$$\Rightarrow n = 6$$

Como estamos calculando o potencial do eletrodo de alumínio (potencial de redução) em relação ao eletrodo de referência de cobre-sulfato de cobre, na equação de Nernst os íons alumínio devem ser tratados como a espécie reduzida (reagente) e os íons cobre como a espécie oxidada (produto).



Aplicando finalmente a equação de Nernst:

$$E = E^0 - \frac{0,059}{6} \cdot \log \frac{[Cu^{2+}]^3}{[Al^{3+}]^2} = E^0 - \frac{0,059}{6} \cdot \log \frac{(1,0)^3}{(1,0 \cdot 10^{-3})^2} \Rightarrow$$

$$E = E^0 - \frac{0,059}{6} \cdot \log \frac{1}{10^{-6}} = -1,98 - 0,059 \Rightarrow$$

$$E = -2,04 V$$

### QUESTÃO 12

Em um experimento de laboratório, cloreto de alumínio, cloreto de zinco e carbonato de sódio são dissolvidos, individualmente, em três recipientes separados contendo água neutra aerada com pH = 7. Uma placa de ferro metálico é imersa em cada um dos recipientes, que são mantidos à temperatura de 25 °C.

Admitindo-se as condições experimentais apresentadas acima, são feitas as seguintes afirmações em relação à influência da hidrólise dos sais na velocidade de corrosão das placas metálicas:

I. O cátion alumínio hidratado forma soluções aquosas que aceleram a corrosão do ferro.

II. As soluções aquosas produzidas pela hidrólise do ânion carbonato inibem a corrosão do ferro.

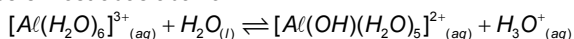
III. A corrosão do ferro é inibida pela solução aquosa formada no processo de hidrólise do cátion zinco hidratado.

Das afirmações acima, está(ão) CORRETA(S) apenas

- a) I e II.      b) I e III.      c) II.      d) II e III.      e) III.

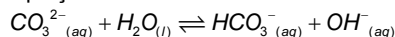
**Resolução** **Alternativa A**

**I. Verdadeira.** O cátion alumínio hidratado (complexo octaédrico) sofre hidrólise formando soluções aquosas ácidas. Uma destas reações de hidrólise é mostradas abaixo:

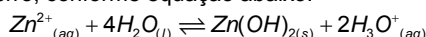


Com a diminuição do pH da solução devido à formação do íon  $H_3O^+$  a corrosão do ferro será acelerada.

**II. Verdadeira.** A reação de hidrólise do íon carbonato aumenta o pH da solução, devido à formação do íon  $OH^-$ , inibindo a corrosão do ferro, conforme equação abaixo:

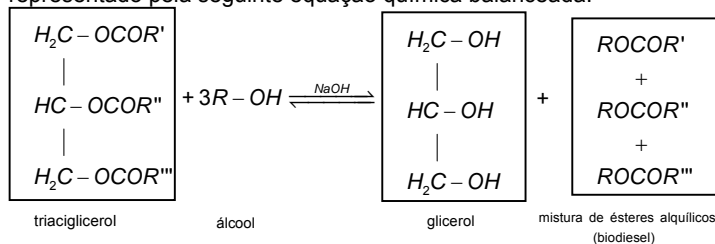


**III. Falso.** A hidrólise do cátion  $Zn^{2+}$  forma solução ácida, acelerando a corrosão do ferro, conforme equação abaixo:



### QUESTÃO 13

A reação catalisada do triacilglicerol com um álcool (metanol ou etanol) produz glicerol (1,2,3-propanotriol) e uma mistura de ésteres alquílicos de ácidos graxos de cadeia longa, mais conhecido como biodiesel. Essa reação de transesterificação envolve o equilíbrio representado pela seguinte equação química balanceada:



em que:  $R', R'', R'''$  = cadeias carbônicas dos ácidos graxos e

$R$  = grupo alquil do álcool reagente.

A respeito da produção do biodiesel pelo processo de transesterificação, são feitas as seguintes afirmações:

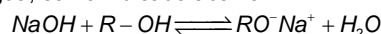
- I. O hidróxido de sódio é dissolvido completamente e reage com o reagente transesterificante para produzir água e o íon alcóxido.
- II. Na transesterificação catalisada por álcali, os reagentes empregados nesse processo devem ser substancialmente anidros para prevenir a formação de sabões.
- III. Na reação de produção do biodiesel pela rota etílica, com catalisador alcalino, o alcóxido formado inibe a reação de saponificação.

Das afirmações acima, está(ão) CORRETA(S) apenas

- a) I e II.  
b) I e III.  
c) II.  
d) II e III.  
e) III.

**Resolução** **Alternativa A**

A reação do hidróxido de sódio com álcool leva à formação do íon alcóxido e de água, como indicado abaixo:



O íon alcóxido pode então reagir com ésteres, com conseqüente formação de sabão (desde que na presença de água).

Analisando então as assertivas:

**I – Verdadeira.** O NaOH reage como agente transesterificante, pois proporciona a formação do íon alcóxido que atua como catalisador no processo.

**II – Verdadeira.** Na presença de água ocorreria uma reação de hidrólise dos ésteres que, na presença de NaOH, formaria o sabão.

**III – Falsa.** Se há formação do alcóxido, simultaneamente forma-se água, o que favorece a saponificação dos ésteres.

### QUESTÃO 14

Um sistema em equilíbrio é composto por  $n_0$  mol de um gás ideal a pressão  $P_0$ , volume  $V_0$ , temperatura  $T_0$ , e energia interna  $U_0$ . Partindo sempre deste sistema em equilíbrio, são realizados isoladamente os seguintes processos:

- I. Processo isobárico de  $T_0$  até  $T_0/2$ .
- II. Processo isobárico de  $V_0$  até  $2V_0$ .
- III. Processo isocórico de  $P_0$  até  $P_0/2$ .
- IV. Processo isocórico  $T_0$  até  $2T_0$ .
- V. Processo isotérmico  $P_0$  até  $P_0/2$ .
- VI. Processo isotérmico  $V_0$  até  $V_0/2$ .

Admitindo que uma nova condição de equilíbrio para esse sistema seja atingida em cada processo x (x= I, II, III, IV, V e VI), assinale a opção que contém a informação ERRADA.

- a)  $U_V = U_{VI} / 2$   
b)  $U_{VI} = U_0$   
c)  $P_{IV} = P_{VI}$   
d)  $T_{II} = 4T_{III}$   
e)  $V_I = V_V / 4$

**Resolução** **Alternativa A**

De acordo com as transformações descritas, temos que:

$$\begin{cases} P_I = P_{II} = P_0 \\ V_{III} = V_{IV} = V_0 \\ T_V = T_{VI} = T_0 \end{cases}$$

Pela lei geral dos gases perfeitos, temos que:

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P_I \cdot V_I}{T_I} = \frac{P_{II} \cdot V_{II}}{T_{II}} = \frac{P_{III} \cdot V_{III}}{T_{III}} = \frac{P_{IV} \cdot V_{IV}}{T_{IV}} = \frac{P_V \cdot V_V}{T_V} = \frac{P_{VI} \cdot V_{VI}}{T_{VI}}$$

Substituindo as relações:

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P_0 \cdot V_I}{\left(\frac{T_0}{2}\right)} = \frac{P_0 \cdot (2V_0)}{T_{II}} = \frac{\left(\frac{P_0}{2}\right) \cdot V_0}{T_{III}} = \frac{P_{IV} \cdot V_0}{(2T_0)} = \frac{\left(\frac{P_0}{2}\right) \cdot V_V}{T_0} = \frac{P_{VI} \cdot \left(\frac{V_0}{2}\right)}{T_0}$$

Concluimos que:

$$V_I = \frac{V_0}{2}; \quad T_{II} = 2T_0; \quad T_{III} = \frac{T_0}{2}; \quad P_{IV} = 2P_0; \quad V_V = 2V_0; \quad P_{VI} = 2P_0$$

A partir daqui, julgamos a afirmação de cada alternativa.

a) **Incorreta.** Como os processos V e VI são isotérmicos, ambos mantêm a temperatura constante e igual a  $T_0$ . Assim, temos que  $T_V = T_{VI}$  e, portanto,  $U_V = U_{VI}$ .

b) **Correta.** Sendo o processo VI isotérmico, temos que  $T_{VI} = T_0$  e, portanto,  $U_{VI} = U_0$ .

c) **Correta.** De fato, como calculado acima,  $p_{IV} = p_{VI} = 2p_0$ .

d) **Correta.** Como calculado acima:

$$\begin{cases} T_{II} = 2T_0 \\ T_{III} = \frac{T_0}{2} \Rightarrow T_{II} = 2 \cdot (2T_{III}) = 4T_{III} \end{cases}$$

e) **Correta.** Como calculado acima:

$$\begin{cases} V_I = \frac{V_0}{2} \\ V_V = 2V_0 \end{cases} \Rightarrow V_I = \frac{1}{2} \cdot \left( \frac{V_V}{2} \right) = \frac{V_V}{4}$$

**QUESTÃO 15**

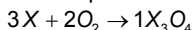
Quando aquecido ao ar, 1,65 g de um determinado elemento X forma 2,29 g de um óxido de fórmula  $X_3O_4$ . Das alternativas abaixo, assinale a opção que identifica o elemento X.

- a) Antimônio  
b) Arsênio  
c) Ouro  
d) Manganês  
e) Molibdênio

**Resolução**

**Alternativa D**

A reação de X com  $O_2$  pode ser representada por:



Aplicando-se a Lei de Lavoisier, pode-se calcular a massa de  $O_2$  consumida no processo:

$$1,65 + m_{O_2} = 2,29 \Rightarrow m_{O_2} = 0,64 \text{ g}$$

Em mols, estes 0,64 g de  $O_2$  são:

1 mol $O_2$		32g
n		0,64g
	$\Rightarrow n = 0,02 \text{ mol}$	

Pela estequiometria da reação, podemos calcular da quantidade em mol de X que reage:

2 mol $O_2$		3 mol X
0,02 mol $O_2$		y
	$\Rightarrow y = 0,03 \text{ mol}$	

Podemos finalmente calcular a massa molar de X:

1 mol X		M
0,03 mol $O_2$		1,65 g
	$\Rightarrow M = 55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	

Pelos dados da prova, vê-se que o elemento que possui essa massa molar é o **manganês**.

**QUESTÃO 16**

Assinale a opção que apresenta a ordem crescente ERRADA de solubilidade em água das substâncias abaixo, nas condições ambientes.

- a)  $C_5H_{12} < C_5H_{11}Cl < C_5H_{11}OH$       b)  $C_5H_{11}OH < C_4H_9OH < C_3H_7OH$   
c)  $CH_4 < C_2H_6 < C_2H_4O$               d)  $CCl_2F_2 < CClF_3 < CF_4$   
e)  $N_2 < O_2 < NO$

**Resolução**

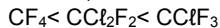
**Alternativa A**

a) **Incorreta.** A ordem de solubilidade está correta, pois a polaridade das moléculas cresce na sequência alcano < haleto < álcool, e quanto maior a polaridade da molécula, maior a solubilidade em água.

b) **Incorreta.** A sequência está correta, pois o álcool de menor cadeia é mais polar, tornando-o mais solúvel em água.

c) **Incorreta.** A ordem de solubilidade está correta, pois entre os alcanos a solubilidade aumenta com o aumento da massa molar e o composto  $C_2H_4O$ , por ser polar (enol, epóxido ou aldeído), é mais solúvel em água.

d) **Correta.** A ordem de solubilidade está errada, pois a ordem de polaridade e, consequentemente, de solubilidade em água é:



e) **Incorreta.** A ordem de solubilidade está correta, pois  $NO$  é polar, portanto mais solúvel em água. Entre  $N_2$  e  $O_2$ , a solubilidade aumenta com o aumento da massa molecular.

**QUESTÃO 17**

Considere as seguintes afirmações:

- I. Um coloide é formado por uma fase dispersa e outra dispersante, ambas no estado gasoso.  
II. As ligações químicas em cerâmicas podem ser do tipo covalente ou iônica.  
III. Cristal líquido apresenta uma ou mais fases organizadas acima do ponto de fusão do sólido correspondente.  
Então, das afirmações acima, está(ão) CORRETA(S)  
a) apenas I.                              b) apenas I e II.                              c) apenas II.  
d) apenas II e III.                              e) apenas III.

**Resolução**

**Alternativa D**

I. **Falso.** Toda mistura gasosa é uma solução verdadeira, pois os componentes estão em uma única fase. As dispersões coloidais devem ser formadas por mais de uma fase, nos quais um ou mais componentes apresentam dimensões entre 1 e 1000 nm.

II. **Verdadeiro.** Cerâmicas são materiais de alto ponto de fusão, obtidas pelo aquecimento de compostos inorgânicos covalentes e iônicos, a altas temperaturas. Alguns exemplos de compostos presentes em cerâmicas:  $SiO_2$ ,  $Al_2O_3$ ,  $MgO$ ,  $BiO_3$ ,  $GeO_2$  entre outros.

III. **Verdadeiro.** Cristais líquidos são substâncias que fluem como líquidos viscosos, mas suas moléculas se encontram em uma estrutura de ordem moderada, como os cristais, em um estado intermediário da matéria e por isso consideramos sua existência acima do ponto de fusão, apresentando a fluidez de um líquido e algumas características de organização molecular de sólidos.

**QUESTÃO 18**

Assinale a opção que apresenta a relação ERRADA a respeito do comprimento de ligação (R) entre pares de moléculas (neutras, cátions ou ânions), todas no estado gasoso.

- a)  $R_{CO}$  em  $CO < R_{CO}$  em  $CO_2$   
b)  $R_{NO}$  em  $NO^+ < R_{NO}$  em  $NO^-$   
c)  $R_{NO}$  em  $NO_2^- < R_{NO}$  em  $NO_2^+$   
d)  $R_{NN}$  em  $N_2F_2 < R_{NN}$  em  $N_2F_4$   
e)  $R_{SO}$  em  $SO_3 < R_{SO}$  em  $SO_3^{2-}$

**Resolução**

**Alternativa C**

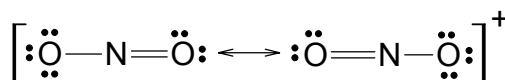
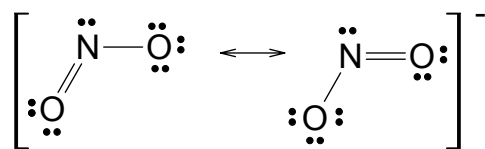
a) **Correta.** O comprimento da ligação CO no monóxido de carbono é menor que o comprimento da ligação CO no dióxido de carbono devido à existência da ligação tripla no CO e da ligação dupla no  $CO_2$ , conforme as estruturas abaixo:



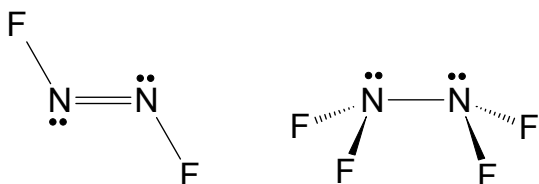
b) **Correta.** Como o cátion  $NO^+$  é uma espécie deficiente de elétrons em relação à espécie neutra NO, os núcleos exercerão uma maior atração pelos elétrons da ligação o que implicará em um comprimento de ligação menor. No caso do  $NO^-$  o aumento de um elétron em relação à espécie neutra NO ocasiona um aumento no comprimento da ligação, pois o efeito de blindagem dos elétrons sobre os núcleos da molécula será maior. Assim os núcleos adquirem maior estabilidade e a atração dos mesmos pelos elétrons da ligação será menor.



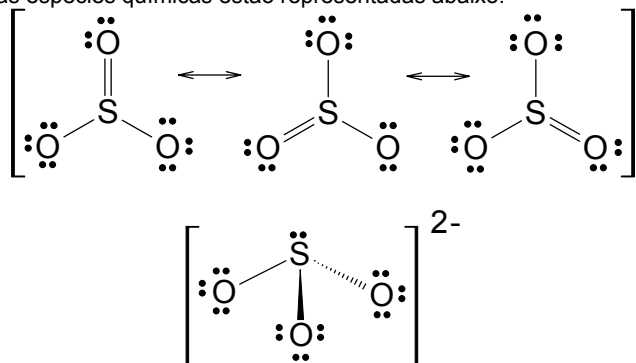
c) **Incorreta.** O aumento de um elétron na espécie  $NO_2^-$  em relação à espécie neutra  $NO_2$ , aumenta a blindagem dos núcleos da molécula e os mesmos atrairão menos os elétrons da ligação, implicando em um maior comprimento de ligação. Já no caso do  $NO_2^+$ , ocorre uma diminuição do comprimento de ligação, pois o número de elétrons é menor, e os mesmos serão mais atraídos pelos núcleos.



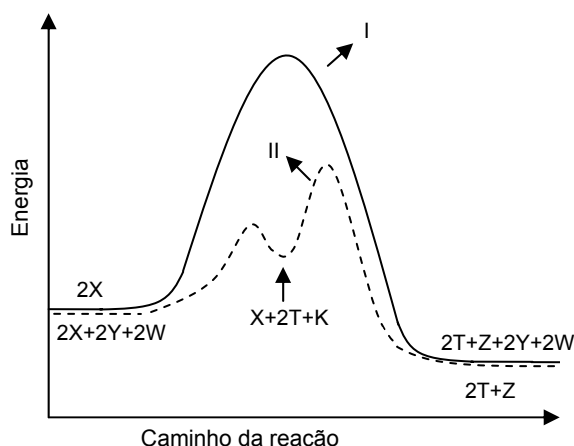
d) **Correta.** O comprimento da ligação NN na molécula  $N_2F_2$  é menor que a ligação NN na molécula de  $N_2F_4$ , pois esta apresenta ligação simples NN enquanto o  $N_2F_2$  tem uma ligação dupla NN, conforme as estruturas abaixo.



e) **Correta.** O comprimento da ligação SO na molécula de  $\text{SO}_3$  é menor que a ligação SO na espécie  $\text{SO}_3^{2-}$ , que possui mais elétrons e, portanto, o efeito de blindagem dos núcleos é maior e os elétrons da ligação estarão menos atraídos pelos núcleos. As estruturas para estas espécies químicas estão representadas abaixo:



**QUESTÃO 19**



A figura mostra o perfil reacional da decomposição de um composto X por dois caminhos reacionais diferentes, I e II.

Baseado nas informações apresentadas nessa figura, assinale a opção ERRADA.

- a) O caminho reacional II envolve duas etapas.
- b) A quantidade de energia liberada pelo caminho reacional I é igual à do caminho reacional II.
- c) O composto K é um intermediário no processo reacional pelo caminho II.
- d) O caminho reacional I mostra que a decomposição de X é de primeira ordem.
- e) O caminho reacional II refere-se à reação catalisada.

**Resolução** **Alternativa D**

- a) **Correta.** Observa-se dois picos correspondentes a dois estados de transição, indicando que a reação ocorre em duas etapas.
- b) **Correta.** O  $\Delta H$  é o mesmo para as duas reações já que as entalpias dos produtos e reagentes são iguais (mesmas alturas no gráfico).
- c) **Correta.** O composto K é formado na primeira etapa da reação e consumido na segunda etapa.
- d) **Incorreta.** A reação é elementar e é de segunda ordem em relação a X ( $V = K \cdot [X]^2$ ), que é o único reagente.
- e) **Correta.** A energia de ativação da reação II é menor que a da reação I.

**QUESTÃO 20**

Considere dois cilindros idênticos (C1 e C2), de paredes rígidas e indeformáveis, inicialmente evacuados. Os cilindros C1 e C2 são preenchidos, respectivamente, com  $\text{O}_2$  (g) e Ne (g) até atingirem a pressão de 0,5 atm e temperatura de  $50^\circ\text{C}$ . Supondo comportamento ideal dos gases, são feitas as seguintes afirmações:

- I. O cilindro C1 contém maior quantidade de matéria que o cilindro C2.
- II. A velocidade média das moléculas no cilindro C1 é maior que no cilindro C2.
- III. A densidade do gás no cilindro C1 é maior que a densidade do gás no cilindro C2.
- IV. A distribuição de velocidades das moléculas contidas no cilindro C1 é maior que a das contidas no cilindro C2.

Assinale a opção que apresenta a(s) afirmação(ões) CORRETA(S).

- a) Apenas I e III.      b) Apenas I e IV.      c) Apenas II.
- d) Apenas II e IV.    e) Apenas III.

**Resolução** **Alternativa E**

(I) **Incorreta.** Como os cilindros são idênticos e indeformáveis, o volume ocupado por cada gás será o mesmo. Estando ambos a mesma pressão e à mesma temperatura, concluímos que o número de mols em cada caso é o mesmo.

Assim, como de acordo com o Sistema Internacional de Unidades (SI) o mol é a unidade de medida para a quantidade de matéria, de fato os dois cilindros, tendo mesmo número de mols, têm também mesma quantidade de matéria.

**NOTA: Diversos livros definem a massa como uma medida da quantidade de matéria, o que pode ter confundido alguns (ou muitos) candidatos,** porém, parte dos autores, ao fazerem esta definição já colocam a ressalva de que esta é uma definição simplificada. Isso traria problemas para a interpretação desse item, uma vez que, de fato, há mais massa no cilindro C1 do que no cilindro C2, o que tornaria tal item correto. Fisicamente, a massa é uma medida da inércia do corpo.

(II) **Incorreta.** A velocidade média de uma molécula de um gás, de massa molar  $M$ , submetido a uma temperatura  $T$ , é dada por:

$$v_m = \sqrt{\frac{3 \cdot R \cdot T}{M}}$$

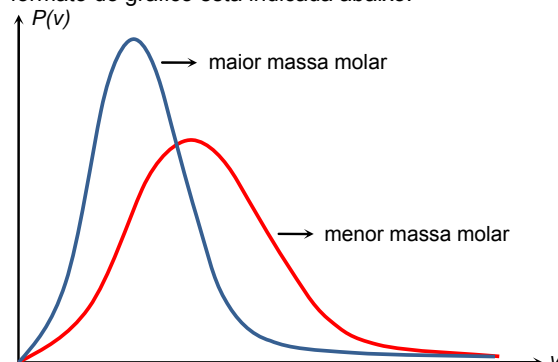
Assim, à mesma temperatura, as moléculas do gás com menor massa molar terão maior velocidade média. No caso, comparando as massas molares do oxigênio ( $\text{O}_2$ ) e do neônio (Ne), temos:

$$\begin{cases} M_{\text{O}_2} = 2 \cdot 16,00 = 32 \text{ g/mol} \\ M_{\text{Ne}} = 20,18 \text{ g/mol} \end{cases} \Rightarrow M_{\text{O}_2} > M_{\text{Ne}} \Rightarrow v_{m(I)} < v_{m(II)}$$

(III) **Correta.** Como o volume ocupado é o mesmo nos dois casos, terá maior densidade o cilindro onde houver mais massa. Como o número de mols é o mesmo nos dois casos, terá maior densidade o cilindro onde a massa molar do gás for maior. Pelo cálculo do item anterior, a massa molar do oxigênio ( $\text{O}_2$ ) é maior que a do neônio (Ne), portanto, a densidade do oxigênio, presente no cilindro C1, será maior que a densidade do neônio, presente no cilindro C2.

(IV) **Incorreta.** Essa afirmação é bastante imprecisa, visto que entendemos a distribuição das velocidades como o gráfico da distribuição de velocidades de Maxwell.

Para uma mesma temperatura, a influência da massa molar no formato do gráfico está indicada abaixo:



Assim, entendendo que distribuição maior signifique um gráfico mais esparso, isto é, com maior desvio-padrão, observamos que o gráfico de distribuição do gás com menor massa molar é mais esparso.

**QUESTÃO 21**

A velocidade de uma reação química é dada pela seguinte equação:

$$v = \frac{\beta \cdot C}{1 + \alpha \cdot C}, \text{ em que } \beta \text{ e } \alpha \text{ são constantes e } C, \text{ a concentração do reagente.}$$

Calcule o valor do produto  $\alpha C$  quando a velocidade da reação atinge 90% do seu valor limite, o que ocorre quando  $\alpha \cdot C \gg 1$ .

**Resolução**

Podemos reescrever a expressão da velocidade dada como:

$$v = \frac{\beta \cdot C}{1 + \alpha \cdot C} = \frac{\beta}{\frac{1}{C} + \alpha}$$

Assim, a velocidade limite é dada por:

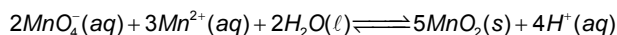
$$v_L = \lim_{C \rightarrow \infty} \left( \frac{\beta}{\frac{1}{C} + \alpha} \right) = \frac{\beta}{0 + \alpha} \Leftrightarrow v_L = \frac{\beta}{\alpha}$$

Para que a velocidade da reação atinja 90% desse valor limite:

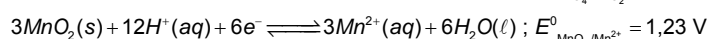
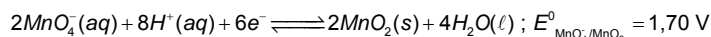
$$v = 0,9 \cdot v_L \Leftrightarrow \frac{\beta \cdot C}{1 + \alpha \cdot C} = 0,9 \cdot \frac{\beta}{\alpha} \Leftrightarrow \alpha \cdot C = 0,9 + 0,9 \cdot \alpha \cdot C \Leftrightarrow (1 - 0,9) \cdot \alpha \cdot C = 0,9 \Leftrightarrow \boxed{\alpha \cdot C = 9}$$

**QUESTÃO 22**

Determine a constante de equilíbrio, a 25°C e 1,0 atm, da reação representada pela seguinte equação química:

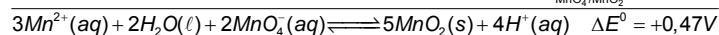
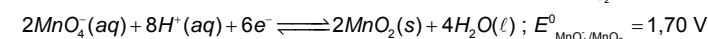
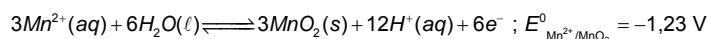


São dadas as semiequações químicas e seus respectivos potenciais elétricos na escala do eletrodo de hidrogênio, nas condições-padrão:



**Resolução**

Como  $E^0_{MnO_4^-/MnO_2} > E^0_{MnO_2/Mn^{2+}}$ , o  $MnO_4^-$  irá sofrer redução:



Usando a Equação de Nernst:

$$\Delta E = \Delta E^0 - \frac{0,059}{n} \log Q$$

Tomando a situação de equilíbrio, temos  $\Delta E = 0$  e  $Q = K_c$ :

$$0 = 0,47 - \frac{0,059}{6} \log K_c \Leftrightarrow \log K_c \approx 47,8 \Rightarrow \boxed{K_c = 10^{47,8}}$$

**QUESTÃO 23**

Para cada conjunto de substâncias, escolha aquela que apresenta a propriedade indicada em cada caso. Justifique sua resposta.

- Entre acetona, ácido acético e ácido benzóico, qual deve apresentar a maior entalpia de vaporização?
- Entre hidrogênio, metano e monóxido de carbono, qual deve apresentar o menor ponto de congelamento?
- Entre flúor, cloro e bromo, qual deve apresentar maior ponto de ebulição?
- Entre acetona, água e etanol, qual deve apresentar menor pressão de vapor nas condições ambientes?
- Entre éter, etanol e etilenoglicol, qual deve apresentar maior viscosidade nas condições ambientes?

**Resolução**

a) Quanto maior a massa molecular e mais forte a interação intermolecular, maior a entalpia de vaporização. Dos três compostos a acetona é a que faz interações intermoleculares mais fracas (dipolo permanente-dipolo permanente). Os dois ácidos interagem por ligação de hidrogênio, sendo que o ácido benzóico tem maior massa molar ( $C_6H_5COOH$ : 122 g.mol<sup>-1</sup>) que o ácido acético ( $CH_3COOH$ : 60 g.mol<sup>-1</sup>). Assim o **ácido benzóico apresenta maior entalpia de vaporização**.

b) Quanto menor a polarizabilidade da molécula, menor a temperatura de congelamento. Moléculas pequenas e apolares são menos polarizáveis que moléculas maiores e apolares, assim, das três moléculas citadas, a que possui **menor temperatura de congelamento é o hidrogênio**.

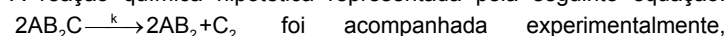
c) As três moléculas são apolares, assim, a que tiver a maior massa molecular terá maior temperatura de ebulição. A ordem crescente de massa é:  $F_2 < Cl_2 < Br_2$ , assim, o **bromo apresenta maior ponto de ebulição**.

d) A força das interações intermoleculares para os compostos citados cresce na seguinte ordem: acetona < etanol < água. A pressão de vapor será menor para o composto com interações intermoleculares mais fortes, assim a **água apresentará menor pressão de vapor**.

e) O líquido com maior viscosidade será aquele com interações intermoleculares mais fortes. No éter as interações são do tipo dipolo-dipolo fracas. O etanol interage por ligação de hidrogênio, assim como o etilenoglicol ( $CH_2(OH)CH_2(OH)$ ), porém o **etilenoglicol tem duas hidroxilas, o que torna suas interações mais fortes, sendo esse o composto com maior viscosidade**.

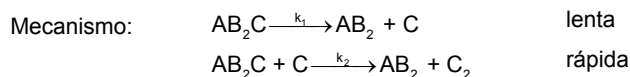
**QUESTÃO 24**

A reação química hipotética representada pela seguinte equação:



medindo-se as concentrações das espécies  $[AB_2C]$ ,  $[AB_2]$  e  $[C_2]$  em função do tempo. A partir destas informações experimentais, foram determinadas a constante de velocidade (k) e a lei de velocidade da reação.

Com base nessa lei de velocidade, o mecanismo abaixo foi proposto e aceito:



Explique como foi possível determinar a constante de velocidade (k).

**Resolução**

A velocidade da reação pode ser escrita levando-se em conta apenas a etapa lenta, que, supondo-se ser uma reação elementar, é:

$$v = k_1 \cdot [AB_2C]^1 = k \cdot [AB_2C]$$

Como a velocidade se relaciona com o consumo de reagentes através

de  $v = -\frac{d[AB_2C]}{dt}$ , temos que resolver a equação diferencial:

$$-\frac{d[AB_2C]}{dt} = k_1 \cdot [AB_2C]$$

Cuja solução é  $[AB_2C]_t = [AB_2C]_{t=0} \cdot e^{-k_1 t}$  (pode-se verificar por substituição).

Aplicando o logaritmo neperiano e desenvolvendo obtemos a seguinte expressão:

$$\ln([AB_2C]_t) = (-k_1) \cdot t + \ln[AB_2C]_{t=0}$$

Onde  $[AB_2C]_{t=0}$  é a concentração inicial de  $[AB_2C]$  e  $[AB_2C]_t$  é a concentração de  $[AB_2C]$  no instante  $t$ .

Se tomarmos a curva experimental de  $\ln([AB_2C])$  em função do tempo (o enunciado nos diz que esta foi fornecida pelo experimento), o coeficiente angular da mesma será igual a  $-k_1$  (como mostra a equação acima). Dessa forma, o coeficiente angular  $m$  da curva experimental  $\ln([AB_2C])$  pode ser calculado tomando dois instantes (nesse caso,  $t_1$  e  $t = 0$ ):

$$m = \frac{\ln([AB_2C]_{\text{experimental}, t=t_1}) - \ln([AB_2C]_{\text{experimental}, t=0})}{t_1} \Rightarrow m = \frac{\ln\left(\frac{[AB_2C]_{\text{experimental}, t=t_1}}{[AB_2C]_{\text{experimental}, t=0}}\right)}{t_1}$$

Como  $k = k_1 = -m$ :

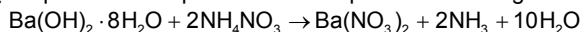
$$k = -\frac{1}{t_1} \cdot \ln\left(\frac{[AB_2C]_{\text{experimental}, t=t_1}}{[AB_2C]_{\text{experimental}, t=0}}\right)$$

**QUESTÃO 25**

Em um frasco de vidro, uma certa quantidade de  $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}(\text{s})$  é adicionada a uma quantidade, em excesso, de  $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s})$ , ambos pulverizados. Quando os dois reagentes são misturados, observa-se a ocorrência de uma reação química. Imediatamente após a reação, o frasco é colocado sobre um bloco de madeira umedecido, permanecendo aderido a ele por um certo período de tempo. Escreva a equação química balanceada que representa a reação observada. Explique por que o frasco ficou aderido ao bloco de madeira, sabendo que o processo de dissolução em água no  $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s})$  é endotérmico.

**Resolução**

A reação que ocorre no processo está representada a seguir:

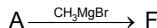
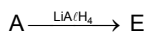
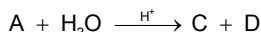
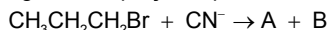


A reação de dissolução do nitrato de amônio em água é endotérmica, segundo o enunciado.

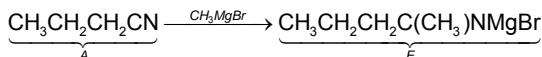
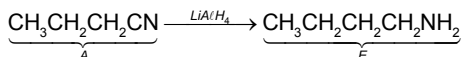
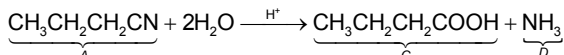
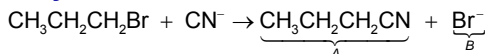
O excesso dessa substância, ao reagir com a água formada na reação, causa o resfriamento do frasco de vidro e com a diminuição da temperatura, a água, contida no bloco de madeira e em contato com o vidro, congela, fazendo com que o frasco fique aderido à madeira.

**QUESTÃO 26**

Escreva as fórmulas estruturais das substâncias A, B, C, D, E e F apresentadas nas seguintes equações químicas:



**Resolução**



**QUESTÃO 27**

O dióxido de carbono representa, em média, 0,037% da composição volumétrica do ar seco atmosférico, nas condições ambientes. Esse gás, dissolvido em água, sofre um processo de hidratação para formar um ácido diprótico, que se ioniza parcialmente no líquido.

Admitindo-se que a água pura seja exposta a  $\text{CO}_2(\text{g})$  atmosférico, nas condições ambientes, e sabendo que o equilíbrio entre as fases gasosa e líquida desse gás é descrito pela lei de Henry, calcule:

a) a solubilidade do  $\text{CO}_2(\text{aq})$ , expressa em  $\text{mg L}^{-1}$ , nas condições especificadas acima, sabendo que a constante da lei de Henry para  $\text{CO}_2$  gasoso dissolvido em água a  $25^\circ\text{C}$  é  $3,4 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ atm}^{-1}$ .

b) a concentração molar do ânion bicarbonato, expressa em  $\text{mol L}^{-1}$ , sabendo que a constante de dissociação ácida para o primeiro equilíbrio de ionização do ácido diprótico a  $25^\circ\text{C}$  é  $4,4 \times 10^{-7}$ .

**Resolução**

a) Quantidade de  $\text{CO}_2$  é de 0,037% v/v no ar seco, o que significa  $0,037 \text{ cm}^3 \text{ CO}_2$  para  $100 \text{ cm}^3$  de ar. Sendo assim, a fração molar (X) do  $\text{CO}_2$  nas condições apresentadas é:

$$X_{\text{CO}_2} = \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_{\text{total}}} = \frac{0,037}{100} = 3,7 \cdot 10^{-4}$$

A partir disso determina-se a pressão parcial de  $\text{CO}_2$  nas condições ambientes ( $P = 1 \text{ atm}$ ).

$$p_{\text{CO}_2} = X_{\text{CO}_2} \cdot P_{\text{total}}$$

$$p_{\text{CO}_2} = 3,7 \cdot 10^{-4} \cdot 1 = 3,7 \cdot 10^{-4} \text{ atm}$$

Pela Lei de Henry, a solubilidade de um gás em água é dada por:

$$S = k \cdot p_{\text{parcial gás}}$$

$$S_{\text{CO}_2} = (3,4 \cdot 10^{-2}) \cdot (3,7 \cdot 10^{-4})$$

$$S_{\text{CO}_2} = 1,26 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Com a massa molar do  $\text{CO}_2$  obtém-se a solubilidade na unidade desejada:

$$S_{\text{CO}_2} = (1,26 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}) \cdot (44 \text{ g/mol})$$

$$S_{\text{CO}_2} = 5,54 \cdot 10^{-4} \text{ g/L} = 0,55 \text{ mg/L}$$

b) A primeira ionização do ácido formado na reação pode ser representada por  $\text{CO}_{2(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}^+$ .

Como o ácido é fraco, pode-se desprezar o decréscimo de  $[\text{CO}_2]$  e a quantidade inicial  $[\text{H}^+]$ . Assim, as concentrações na situação de equilíbrio são  $[\text{CO}_2] = 1,26 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$ ,  $[\text{HCO}_3^-] = [\text{H}^+] = x$ .

Tratando então da constante de equilíbrio:

$$K_a = \frac{[\text{HCO}_3^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CO}_2]} = 4,4 \cdot 10^{-7}$$

$$4,4 \cdot 10^{-7} = \frac{x^2}{1,26 \cdot 10^{-5}} \Rightarrow [\text{HCO}_3^-] = 2,35 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

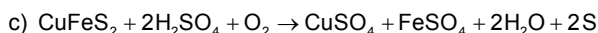
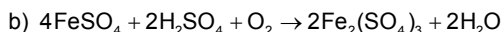
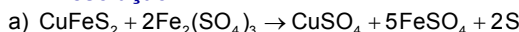
**QUESTÃO 28**

Em um processo hidrometalúrgico, conduzido nas condições ambientes, o mineral calcopirita ( $\text{CuFeS}_2$ ) é lixiviado em solução aquosa de sulfato férrico. Durante o processo, o sulfato férrico é regenerado a partir da adição de ácido sulfúrico e oxigênio gasoso a essa solução aquosa.

Sabendo que a calcopirita é um semiconductor que sofre corrosão eletroquímica em meios aquosos oxidantes e, admitindo-se que esse mineral, empregado no processo de lixiviação, é quimicamente puro, escreva as equações químicas balanceadas das reações que representam:

- a etapa de lixiviação de  $\text{CuFeS}_2(\text{s})$  com sulfato férrico aquoso.
- a etapa de regeneração da quantidade exata de matéria total do sulfato férrico consumido no processo de lixiviação da etapa "a", com adição de solução aquosa diluída de ácido sulfúrico e injeção de gás oxigênio.
- a reação global do processo de lixiviação da calcopirita, considerando-se as etapas "a" e "b" acima.

**Resolução**

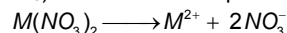


**QUESTÃO 29**

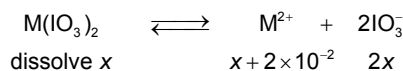
O produto de solubilidade em água, a  $25^\circ\text{C}$ , do sal hipotético  $\text{M}(\text{IO}_3)_2$  é  $7,2 \times 10^{-9}$ . Calcule a solubilidade molar desse sal em uma solução aquosa  $2,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{M}(\text{NO}_3)_2$ .

**Resolução**

Neste caso, o sal  $\text{M}(\text{NO}_3)_2$  dissolve-se completamente:



Proporcionalmente,  $2,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$  de  $\text{M}(\text{NO}_3)_2$  geram  $2,0 \times 10^{-2}$  de íons  $\text{M}^{2+}$ . Desta forma, a quantidade do íon  $\text{M}^{2+}$  da solubilização do nitrato influencia na solubilidade do iodato (efeito do íon comum):



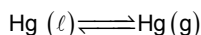
Como o sal é pouco solúvel, o termo  $x + 2 \times 10^{-2}$  pode ser aproximado para  $2 \times 10^{-2}$ , sendo assim, tem-se:

$$K_{ps} = [\text{M}^{2+}] \cdot [\text{IO}_3^-]^2 \Leftrightarrow 7,2 \cdot 10^{-9} = 2 \cdot 10^{-2} \cdot (2x)^2 \Leftrightarrow x = 3 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

**QUESTÃO 30**

Estima-se que a exposição a  $16 \text{ mg m}^{-3}$  de vapor de mercúrio por um período de 10 min seja letal para um ser humano. Um termômetro de mercúrio foi quebrado e todo o seu conteúdo foi espalhado em uma sala fechada de 10 m de largura, 10 m de profundidade e 3 m de altura, mantida a  $25^\circ\text{C}$ .

Calcule a concentração de vapor de mercúrio na sala após o estabelecimento do equilíbrio  $\text{Hg}(\ell) \rightleftharpoons \text{Hg}(\text{g})$ , sabendo que a pressão de vapor do mercúrio a  $25^\circ\text{C}$  é  $3 \times 10^{-6} \text{ atm}$ , e verifique se a concentração de vapor do mercúrio na sala será letal para um ser humano que permaneça em seu interior por 10 min.

**Resolução**

Na condição de equilíbrio  $p_{\text{Hg}} = p_{\text{vapor}} = 3 \times 10^{-6} \text{ atm}$ , sendo assim a concentração de Hg (g) no ambiente pode ser obtida pela equação dos gases ideais:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Leftrightarrow \frac{n}{V} = \frac{p}{R \cdot T} \Leftrightarrow C_{\text{mol/L}} = \frac{3 \cdot 10^{-6}}{0,0821 \cdot 298} \Leftrightarrow$$
$$C_{\text{mol/L}} \approx 1,2 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Para comparar com a concentração letal, sendo a massa molar do Hg igual a 200,59 g/mol, fazemos:

$$\left(1,2 \cdot 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right) \cdot \left(\frac{1000 \text{ L}}{\text{m}^3}\right) \cdot \left(\frac{200,59 \text{ g}}{\text{mol}}\right) \approx 2,4 \cdot 10^{-2} \text{ g/m}^3 = 24 \text{ mg/m}^3$$

O valor obtido é superior à dose letal.

**TURMA ITA-IME-AFA**

- ✓ **Uma única turma, de tamanho reduzido;**
- ✓ **Acompanhamento individualizado dos alunos**
  - ✓ **47 aulas semanais, sendo:**
    - **10 aulas de física**
    - **10 de matemática**
    - **8 de química**
- ✓ **Aulas e listas de exercícios superaprofundadas, atingindo um nível elevadíssimo de complexidade**

**IME 2011:**  
**2 aprovados**  
**em 7 alunos**

**Equipe desta resolução****Química**

Fabiana Ocampos  
Rafael Resende Maldonado  
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  
Gabriel Araújo de Lima