

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

**ELITE RESOLVE**  
**ITA 2007**

**QUÍMICA**

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

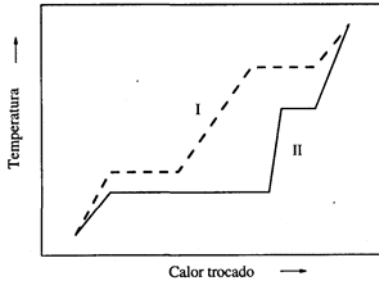
**(19) 3251 1012**

**QUÍMICA**

**QUESTÃO 1**

Amostras de massas iguais de duas substâncias, I e II, foram submetidas independentemente a um processo de aquecimento em atmosfera inerte e a pressão constante. O gráfico abaixo mostra a variação da temperatura em função do calor trocado entre cada uma das amostras e a vizinhança.

Dados:  $\Delta H_f$  e  $\Delta H$  representam as variações de entalpia de fusão e de vaporização, respectivamente, e  $C_p$  é o calor específico.



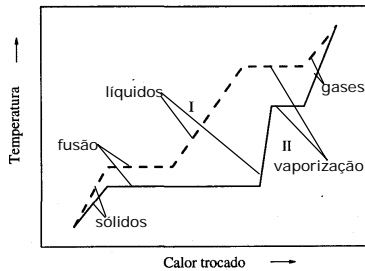
Assinale a opção ERRADA em relação à comparação das grandezas termodinâmicas.

- a)  $\Delta H_f(I) < \Delta H_f(II)$       b)  $\Delta H_v(I) < \Delta H_v(II)$       c)  $C_{p,l}(s) < C_{p,l}(s)$   
 d)  $C_{p,II}(g) < C_{p,I}(g)$       e)  $C_{p,II}(l) < C_{p,I}(l)$

**Resolução Alternativa B**

A equação que relaciona o calor trocado com o meio e a variação de temperatura é:  $Q = m \cdot c \cdot \Delta T$ . Entretanto, como no gráfico mostrado o calor está em função da temperatura, temos a relação:

$$\Delta T = Q / (m \cdot c_p) \quad (1)$$



A relação (1) nos mostra que a inclinação da curva é inversamente proporcional ao calor específico  $c_p$ . Analisando as inclinações no gráfico, concluímos que

$$C_{p,I}(s) < C_{p,II}(s), \quad C_{p,II}(g) < C_{p,I}(g) \text{ e } C_{p,II}(l) < C_{p,I}(l).$$

O valor de  $\Delta H$  corresponde à 'extensão' do patamar do calor trocado na temperatura de transição.

Dessa forma, o valor de  $\Delta H_f(II) > \Delta H_f(I)$  e  $\Delta H_v(I) > \Delta H_v(II)$ .

**QUESTÃO 2**

Um recipiente aberto contendo inicialmente 30g de um líquido puro a 278K, mantido à pressão constante de 1atm é colocado sobre uma balança. A seguir, é imersa no líquido uma resistência elétrica de 3  $\Omega$  conectada, por meio de uma chave S, a uma fonte que fornece uma corrente elétrica constante de 2A. No instante em que a chave S é fechada, dispara-se um cronômetro. Após 100 s, a temperatura do líquido mantém-se constante a 330K e verifica-se que a massa do líquido começa a diminuir a uma velocidade constante de 0,015g/s. Considere a massa molar do líquido igual a M.

Assinale a opção que apresenta a variação de entalpia de vaporização (em J/mol) do líquido.

- a) 500 M.      b) 600 M.      c) 700 M.      d) 800 M.      e) 900 M.

**Resolução Alternativa D**

Temos que a potência dissipada na vaporização é:

$$P = R \cdot i^2 = 3 \cdot 2^2 = 12 \text{ W} \Rightarrow \frac{Q}{\Delta t} = 12 \text{ W}$$

Como a taxa de vaporização é 0,015g/s, temos:

$$\frac{Q}{\Delta t} = 12 \Rightarrow \frac{m \cdot L}{\Delta t} = 12 \Rightarrow 0,015 \cdot L = 12 \Rightarrow L = 800 \text{ J/g}$$

Assim, tem-se que a energia para evaporar 1 mol do líquido é dada por:

$$\begin{aligned} 800 \text{ J} & \quad \text{---} \quad 1 \text{ g} \\ \Delta H_v & \quad \text{---} \quad M \\ \Delta H_v & = 800 M \end{aligned}$$

**QUESTÃO 3**

Utilizando o enunciado da questão anterior, assinale a opção que apresenta o valor do trabalho em módulo (em kJ) realizado no processo de vaporização após 180 s de aquecimento na temperatura de 330 K.

- a) 4,4/M      b) 5,4/M      c) 6,4/M  
 d) 7,4/M      e) 8,4/M

**Resolução Alternativa D**

Do enunciado anterior, têm-se a variação de massa por tempo na vaporização, 0,15 g/s causa um aumento do número de mols calculado por:

$$\frac{\Delta m}{\Delta t} = \frac{M \cdot \Delta n}{\Delta t} \Rightarrow 0,015 = \frac{M \cdot \Delta n}{180} \Rightarrow \Delta n = \frac{2,7}{M}$$

O trabalho realizado a pressão constante é dado pela expressão:

$$\tau = p \cdot \Delta V$$

Considerando a temperatura constante (330 K), temos que o trabalho da expansão pode ser mensurada por:

$$\tau = p \cdot \Delta V = \Delta n \cdot R \cdot T$$

$$\text{Assim, } \tau = \Delta n \cdot R \cdot T = \frac{2,7}{M} \cdot 8,31 \cdot 330 \cong \frac{7,4}{M} \cdot 10^3 \text{ J} = \frac{7,4}{M} \text{ kJ}$$

**QUESTÃO 4**

Dois béqueres, X e Y, contêm, respectivamente, volumes iguais de soluções aquosas: concentrada e diluída de cloreto de sódio na mesma temperatura. Dois recipientes hermeticamente fechados, mantidos à mesma temperatura constante, são interconectados por uma válvula, inicialmente fechada, cada qual contendo um dos béqueres. Aberta a válvula, após o restabelecimento do equilíbrio químico, verifica-se que a pressão de vapor nos dois recipientes é  $P_f$ . Assinale a opção que indica, respectivamente, as comparações CORRETAS entre os volumes inicial ( $VX_i$ ) e final ( $VX_f$ ), da solução no béquer X e entre as pressões de vapor inicial ( $PY_i$ ) e final ( $P_f$ ) no recipiente que contém o béquer Y.

- a)  $VX_i < VX_f$  e  $PY_i = P_f$       b)  $VX_i < VX_f$  e  $PY_i > P_f$   
 c)  $VX_i < VX_f$  e  $PY_i < P_f$       d)  $VX_i > VX_f$  e  $PY_i > P_f$   
 e)  $VX_i > VX_f$  e  $PY_i < P_f$

**Resolução Alternativa B**

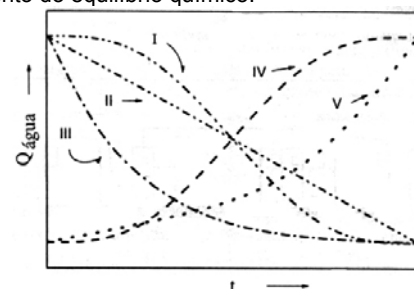
Por ser a solução mais concentrada, a solução X é a menos volátil: sua pressão de vapor é menor que a da solução Y, a qual é mais volátil.

Por causa disso, ao abrir a válvula haverá transferência de água da solução Y para a solução X, devido à diferença nas pressões de vapor das duas soluções. Conforme a transferência de água se processa, a pressão de vapor da solução Y diminui até que se atinja o equilíbrio.

Dessa forma, o volume da solução X aumenta porque há transferência de água de Y para X ( $VX_i < VX_f$ ) e a pressão de vapor da solução Y diminui ( $PY_i > P_f$ ), pois esta fica mais concentrada.

**QUESTÃO 5**

Utilizando o enunciado da questão anterior, assinale a opção que indica a curva no gráfico abaixo que melhor representa a quantidade de massa de água transferida ( $Q_{\text{água}}$ ) ao longo do tempo (t) de um recipiente ara o outro desde o instante em que a válvula é aberta até o restabelecimento do equilíbrio químico.



- a) I      b) II      c) III      d) IV      e) V

**Resolução Alternativa D**

A velocidade de transferência de água é maior no começo, devido à grande diferença de concentrações dos recipientes, e vai diminuindo ao longo do tempo até atingir-se o equilíbrio, onde as concentrações são iguais e a transferência efetiva de água é nula.

Já a massa total transferida é a função acumulada, no início pouco quantidade de água foi transferida, esta vai aumentando vai aumentando ao longo do tempo até ficar constante quando atinge-se o equilíbrio.

**QUESTÃO 6**

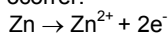
Considere duas placas X e Y de mesma área e espessura. A placa X é constituída de ferro com uma das faces recoberta de zinco. A placa Y é constituída de ferro com uma das faces recoberta de cobre. As duas placas são mergulhadas em béqueres, ambos contendo água destilada aerada. Depois de um certo período, observa-se que as placas passaram por um processo de corrosão, mas não se verifica a corrosão total de nenhuma das faces dos metais. Considere sejam feitas as seguintes afirmações a respeito dos íons formados em cada um dos béqueres:

- I. Serão formados íons  $Zn^{2+}$  no béquer contendo a placa X
  - II. Serão formados íons  $Fe^{2+}$  no béquer contendo a placa X
  - III. Serão formados íons  $Fe^{2+}$  no béquer contendo a placa Y
  - IV. Serão formados íons  $Fe^{3+}$  no béquer contendo a placa Y
  - V. Serão formados íons  $Cu^{2+}$  no béquer contendo a placa Y
- Então, das afirmações acima, estão **CORRETAS**
- a) apenas, I, II e IV.
  - b) apenas I, III e IV.
  - c) apenas II, III e IV.
  - d) apenas II, III e V.
  - e) apenas IV e V.

**Resolução Alternativa B**

**Placa X:**

O zinco apresenta maior potencial de oxidação do que o ferro, conseqüentemente poderá ocorrer:

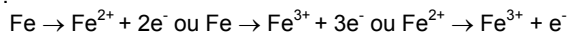


Assim, serão formados íons  $Zn^{2+}$  no béquer contendo a placa X, ou seja, o zinco funciona como eletrodo de sacrifício no lugar do ferro, que não sofrerá oxidação. Portanto temos:

**I. Correta; II. Errada.**

**Placa Y:**

O ferro apresenta maior potencial de oxidação do que o cobre (em suas três formas de oxidação possíveis), conseqüentemente, poderão ocorrer:



Assim, serão formados íons  $Fe^{2+}$  ou  $Fe^{3+}$  no béquer contendo a placa Y.

Portanto temos:

**III. Correta; IV. Correta; V. Errada**

**QUESTÃO 7**

Embrulhar frutas verdes em papel jornal favorece o seu processo de amadurecimento devido ao acúmulo de um composto gasoso produzido pelas frutas. Assinale a opção que indica o composto responsável por esse fenômeno.

- a) Eteno.
- b) Metano.
- c) Dióxido de carbono.
- d) Monóxido de carbono.
- e) Amônia.

**Resolução Alternativa A**

O etileno, também chamado de eteno, é um gás produzido pelas plantas quando os frutos estão em fase de amadurecimento. Essa substância é um hormônio vegetal que estimula os processos metabólicos envolvidos no amadurecimento, assim, ao embrulhar as frutas em jornal aumenta-se a concentração do gás próximo à fruta, pois parte desse gás fica retido pelo embrulho, o que acelera o amadurecimento.

**QUESTÃO 8**

Assinale a opção que apresenta um sal que, quando dissolvido em água, produz uma solução aquosa ácida.

- a)  $Na_2CO_3$
- b)  $CH_2COONa$
- c)  $CH_3NH_3Cl$
- d)  $Mg(ClO_4)_2$
- e) Na F

**Resolução Alternativa C e D**

- a)  $CO_3^{2-} + H_2O = H_2CO_3 + OH^{-}$
- b)  $CH_2COO^{-} + H_2O = CH_2COOH + OH^{-}$
- c)  $CH_3NH_3^{+} + H_2O = CH_3NH_2 + H_3O^{+}$
- d)  $Mg^{2+} + H_2O = Mg(OH)_{2(s)} + H^{+}$
- e)  $F^{-} + H_2O = HF + OH^{-}$

Existem duas respostas corretas:

Na alternativa C, o  $CH_3NH_3^{+}$  age como ácido de Brønsted, doando  $H^{+}$  e tornando a solução ácida.

Na alternativa D, a hidrólise do  $Mg^{2+}$  forma  $Mg(OH)_2$ , que é pouco solúvel em água e precipita, tornando a solução ácida.

**QUESTÃO 9**

Dois células (I e II) são montadas como mostrado na figura. A célula I consiste de uma placa A(c) mergulhada em uma solução aquosa  $1 \text{ mol L}^{-1}$  em AX, que está interconectada por uma ponte salina a um solução

$1 \text{ mol L}^{-1}$  em BX, na qual foi mergulhada a placa B(c). A célula II consiste de uma placa B(c) mergulhada em uma solução aquosa  $1 \text{ mol L}^{-1}$  em BX, que está interconectada por uma ponte salina à solução  $1 \text{ mol L}^{-1}$  em CX, na qual foi mergulhada a placa C(c). Considere que durante certo período as suas células são interconectadas por fios metálicos, de resistência elétrica desprezível.

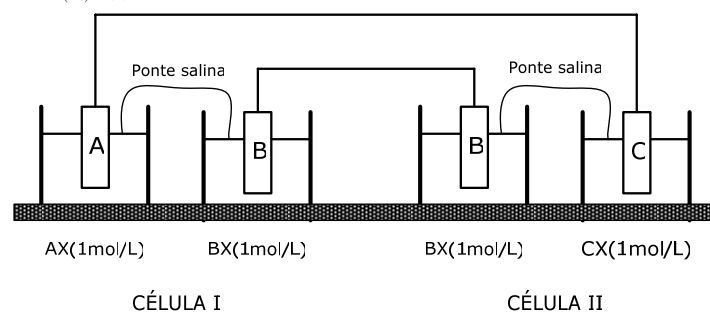
Assinale a opção que apresenta afirmação **ERRADA** a respeito de fenômenos que ocorrerão no sistema descrito.

Dados eventualmente necessários:

$$E^{\circ}_{A+(aq)/A(c)} = 0,400 \text{ V};$$

$$E^{\circ}_{B+(aq)/B(c)} = 0,700 \text{ V};$$

$$E^{\circ}_{C+(aq)/C(c)} = 0,800 \text{ V};$$



- a) A massa da placa C aumentará.
- b) A polaridade da semicélula B/B<sup>+</sup>(aq) da célula II será negativa.
- c) A massa da placa A diminuirá.
- d) A concentração de B<sup>+</sup>(aq) na célula I diminuirá.
- e) A semicélula A/A<sup>+</sup>(aq) será o cátodo.

**Resolução Alternativa E**

Comparando-se os potenciais de redução de A e C, conclui-se que A deve sofrer oxidação, pois apresenta menor potencial de redução, e, conseqüentemente, C<sup>+</sup> sofre redução, dessa forma a massa de C aumentará e a massa de A diminuirá (alternativas A e C corretas).

Em relação a B, o fluxo de elétrons vai da célula II para a célula I (pólo negativo em B da célula II e positivo em B da célula I – alternativa B correta), ocasionando diminuição na concentração de B<sup>+</sup> na célula I, devido à sua redução (alternativa D correta).

O cátodo do sistema será a semicélula na qual ocorrer a redução, ou seja, C<sup>+</sup>/C (alternativa E errada).

**QUESTÃO 10**

Realizaram-se testes de solubilidade de pequenas porções de compostos orgânicos constituídos de cinco átomos de carbono, denominados de A, B, C, D e E.

São fornecidos os seguintes resultados dos testes de solubilidade em vários solventes:

- Teste 1. Os compostos A, B, C, D e E são solúveis em éter etílico.
- Teste 2. Somente os compostos B, C e D são solúveis em água pura.
- Teste 3. Somente os compostos B, C e E são solúveis em uma solução aquosa diluída de hidróxido de sódio.
- Teste 4. Somente os compostos D e E são solúveis em uma solução aquosa diluída de ácido clorídrico.

Considere sejam feitas as seguintes identificações:

- I. O composto A é o *n*-pentano.
- II. O composto B é o 1-pentanol.
- III. O composto C é o propionato de etila.
- IV. O composto D é a pentilamina.
- V. O composto E é o ácido pentanóico.

Então, das identificações acima, estão **ERRADAS**:

- a) apenas I, II e IV      b) apenas I, III e IV      c) apenas II e IV  
d) apenas III e V      e) apenas IV e V

### Resolução Alternativa D

Temos que

- a solubilidade em água é maior para compostos polares
- a solubilidade em éter é maior para compostos apolares
- a solubilidade em hidróxido é maior para compostos com caráter ácido
- a solubilidade em ácido é maior para compostos com caráter básico

De acordo com os testes, analisemos quais as características de cada composto:

	Éter etílico	Água	Hidróxido de sódio	Ácido clorídrico
<b>A</b>	SOLÚVEL			
<b>B</b>	SOLÚVEL	SOLÚVEL	SOLÚVEL	
<b>C</b>	SOLÚVEL	SOLÚVEL	SOLÚVEL	
<b>D</b>	SOLÚVEL	SOLÚVEL		SOLÚVEL
<b>E</b>	SOLÚVEL		SOLÚVEL	SOLÚVEL

Assim,

- A – composto apolar, de caráter neutro  
B – composto com polaridade baixa, de caráter ácido  
C – composto com polaridade baixa, de caráter ácido  
D – composto com polaridade baixa, de caráter básico  
E – composto apolar, de caráter anfótero

**I. Pode ser Verdadeira.** O *n*-pentano é apolar e possui caráter neutro, portanto pode ser o composto A

**II. Pode ser Verdadeira.** O 1-pentanol possui caráter apolar, devido à cadeia longa, e caráter polar, devido à hidroxila (podendo até fazer ligações de hidrogênio). Também temos que na presença de um ácido, um álcool é consumido formando um haleto, o que evidencia seu caráter básico. Portanto poderia ser o composto B.

**III. Falsa.** O propionato de etila é um composto predominantemente apolar, não sendo, portanto solúvel em água. Assim, ele NÃO poderia ser o composto C.

**IV. Pode ser Verdadeira.** A pentilamina apresenta uma polaridade suficiente para que seja classificada como solúvel em água, além de solúvel em éter. Apresenta caráter básico (o que faz com que sua solubilidade em NaOH diminua e em HCl aumente), portanto pode ser o composto D.

**V. Falso.** O ácido pentanóico é polar e bastante solúvel em água (devido às ligações de hidrogênio), portanto não pode ser o composto E.

**NOTA:** Os critérios empregados na resolução da questão são comuns na previsão da solubilidade de compostos orgânicos. Entretanto, para se saber a real solubilidade de um composto, é necessária a experimentação.

### QUESTÃO 11

Considere sejam feitas as seguintes afirmações a respeito das formas cristalinas do carbono:

- I. As formas polimórficas do carbono são: diamante, grafite e fulerenos.
- II. O monocristal de grafite é bom condutor de corrente elétrica em uma direção, mas não o é na direção perpendicular à mesma.
- III. O diamante é uma forma polimórfica metaestável do carbono nas condições normais de temperatura e pressão.
- IV. No grafite, as ligações químicas entre os átomos de carbono são tetraédricas.

Então, das afirmações acima, está(ão) CORRETAS(S):

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

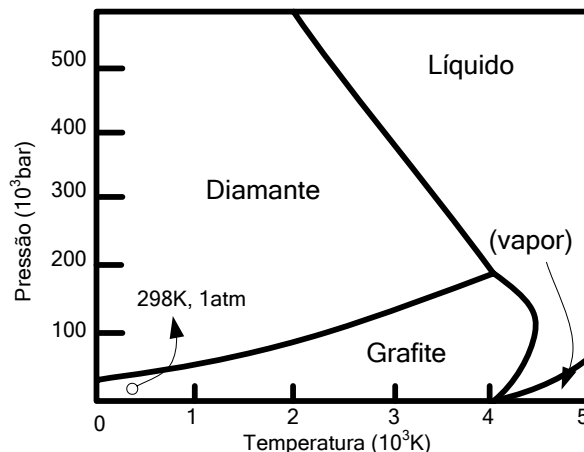
### Resolução Alternativa A

**I – Verdadeira** – Diamante, grafite e fulereno são as formas alotrópicas mais conhecidas do carbono.

Observação: existem outras formas alotrópicas, como por exemplo, os nanotubos (descobertos em 1991) e as nanoespumas (descobertas em 2004). Entretanto, as formas citadas são as mais consagradas pela literatura do ensino médio.

**II – Verdadeira** – O grafite se cristaliza na forma de camadas, onde os carbonos realizam hibridação  $sp^2$ . Devido à existência de elétrons  $\pi$ , em orbitais  $p$  perpendiculares à estas camadas, que realizariam ligações duplas entre os carbonos adjacentes na mesma camada, podemos afirmar que nesta direção o grafite é bom condutor. Porém, não conduz bem a corrente elétrica de uma camada para a outra, camadas estas que se mantêm unidas por forças de London.

**III – Verdadeira** – Conforme mostra o esboço do diagrama de fases do carbono:



A 25°C (298K) e 1atm, a forma alotrópica mais estável é o grafite, sendo o diamante metaestável. Este fato se comprova pela própria formação do diamante, que é realizada sob altas pressões e temperaturas.

**IV – Falsa** – O grafite possui cada átomo de carbono unido a outros três em um plano composto de células hexagonais. Neste estado, 3 elétrons se encontram em orbitais híbridos planos  $sp^2$  e o quarto em um orbital  $p$ .

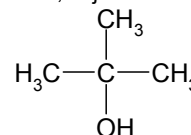
### QUESTÃO 12

Em junho deste ano, foi noticiado que um caminhão transportando cilindros do composto *t*-butil mercaptana (2- metil-2-propanotiol) tombou na Marginal Pinheiros — cidade de São Paulo. Devido ao acidente, ocorreu o vazamento da substância. Quando adicionada ao gás de cozinha, tal substância fornece-lhe um odor desagradável. Assinale a opção que indica a fórmula molecular CORRETA desse composto.

- a)  $(CH_3)_3CNH_2$       b)  $(CH_3)_3CSH$       c)  $(CH_3)_3CNHCH_3$   
d)  $(CH_3)_3CCH_2NH_2$       e)  $(CH_3)_3CSCH_2OH$

### Resolução Alternativa B

2-metil-2-propanotiol é formado por uma cadeia com 3 carbonos (prop), com uma ramificação metil na posição 2 e o grupo funcional – SH (função tiol), também na posição 2, o que está expresso pela fórmula condensada do item B, cuja fórmula estrutural é dada por:



### QUESTÃO 13

Assinale a opção que nomeia o cientista responsável pela descoberta do oxigênio.

- a) Dalton  
b) Mendeleev  
c) Gay-Lussac  
d) Lavoisier  
e) Proust



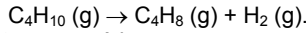
**Resolução Alternativa D**

Lavoisier estudou exaustivamente as reações de combustão e descobriu que havia um componente do ar atmosférico que era indispensável a esta reação, este componente era o gás oxigênio.

**NOTA:** realmente, o gás oxigênio foi descoberto em 1771 pelo sueco Scheele, que lhe deu o nome de ar vital. Em 1774, Priestley, verificou a presença do oxigênio na formação dos óxidos. Lavoisier denominou-o oxigênio, que significa gerador de ácidos, e tipicamente é apontado como o descobridor do oxigênio.

**QUESTÃO 14**

Assinale a opção que indica a variação **CORRETA** de entalpia, em kJ/mol, da reação química a 298,15 K e 1 bar, representada pela seguinte equação:



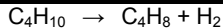
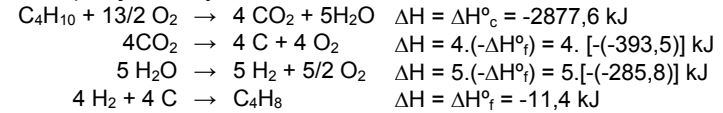
Dados eventualmente necessários:

$\Delta H_f^\circ(C_4H_{10}(g)) = -11,4$ ;  $\Delta H_f^\circ(CO_2(g)) = -393,5$ ;  
 $\Delta H_f^\circ(H_2O(l)) = -285,8$  e  $\Delta H_c^\circ(C_4H_{10}(g)) = -2.877,6$ , em que  $\Delta H_f^\circ$  e  $\Delta H_c^\circ$ , em kJ/mol, representam as variações de entalpia de formação e de combustão a 298,15K e 1 bar, respectivamente.

- a) -3.568,3      b) -2.186,9      c) +2.186,9  
 d) +125,4      e) +114,0

**Resolução Alternativa E**

Pela lei de Hess podemos combinar as reações de combustão do  $C_4H_{10}$ , formação da  $H_2O$ ,  $CO_2$  e  $C_4H_8$  para obter a reação de decomposição desejada:



$$\begin{aligned} \Delta H &= -2877,6 + \{4 \cdot [-(393,5)]\} + \{5 \cdot [-(285,8)]\} + (-11,4) \\ \Delta H &= -2877,6 + 1574 + 1429 - 11,4 \\ \Delta H &= 114 \text{ kJ} \end{aligned}$$

**QUESTÃO 15**

Durante a utilização de um extintor de incêndio de dióxido de carbono, verifica-se a formação de um aerossol esbranquiçado e também que a temperatura do gás ejetado é consideravelmente menor do que a temperatura ambiente. Considerando que o dióxido de carbono seja puro, assinale a opção que indica a(s) substância(s) que toma(m) o aerossol visível a olho nu.

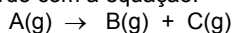
- a) Água no estado líquido.  
 b) Dióxido de carbono no estado líquido.  
 c) Dióxido de carbono no estado gasoso.  
 d) Dióxido de carbono no estado gasoso e água no estado líquido.  
 e) Dióxido de carbono no estado gasoso e água no estado gasoso.

**Resolução Alternativa A**

Quando o  $CO_2$  é lançado sobre um incêndio, ele provoca a condensação da água formada na combustão (por estar a baixa temperatura), que dispersa pela atmosfera no estado líquido, tornando o aerossol visível a olho nu.

**QUESTÃO 16**

Um recipiente fechado contendo a espécie química A é mantido a volume (V) e temperatura (T) constantes. Considere que essa espécie se decompõe de acordo com a equação:



A tabela abaixo mostra a variação da pressão total ( $P_t$ ) do sistema em função do tempo (t)

t(s)	0	55	200	380	495	640	820
$P_t$ (mmHg)	55	60	70	80	85	90	95

Considere sejam feitas as seguintes informações :

- I. A reação química obedece à lei de velocidade de ordem zero.  
 II. O tempo de meia-vida da espécie A independe da sua pressão parcial.  
 III. Em um instante qualquer, a pressão parcial de A,  $P_A$  pode ser calculada pela equação:  $P_A = 2 P_0 - P_t$ , em que  $P_0$  é a pressão do sistema no instante inicial.  
 IV. No tempo 640 s, a pressão  $P_t$  é igual a 45mmHg, em que  $P_t$  é a soma das pressões parciais de B e C.

Então das afirmações acima, estão corretas :

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

**Resolução Alternativa C**

O quadro abaixo ilustra as pressões parciais durante a reação:

	A(g)	$\leftrightarrow$	B(g)	+	C(g)
INÍCIO	$P_0$		0		0
REAÇÃO	-p		+p		+p
FINAL	$P_0 - p$		+p		+p

A pressão total é dada por:  $P_t = P_0 - p + p + p = P_0 + p$

Logo, a diferença entre a pressão num instante qualquer ( $P_t$ ) e a pressão inicial ( $P_0$ ) fornece o valor da pressão parcial (p) da espécie C ou da espécie B.

$$P_t - p_0 = p$$

Desta maneira, a pressão de A pode ser obtida por:

$$P_A = P_0 - p = P_0 - (P_t - P_0) = 2P_0 - P_t \quad (a)$$

Analisemos cada afirmação separadamente:

**I) Falsa.** Observando os dados da tabela, tem-se que a taxa de variação da pressão por intervalo de tempo ( $\Delta P_t / \Delta t$ ) não é constante.

Com isso, da equação (a), temos que a velocidade de consumo de A ( $\Delta P_A / \Delta t$ ) não é constante.

**II) Verdadeira.** A partir da equação (a), utilizando a tabela do enunciado, temos a seguinte variação da pressão de A:

t	0	55	200	380	495	640	820
$P_t$	55	60	70	80	85	90	95
$P_A = 2P_0 - P_t$	55	50	40	30	25	20	15

Note que o tempo para a pressão de A cair pela metade (meia vida) é constante, independente da pressão parcial de A, o que caracteriza uma reação de primeira ordem.

Este tempo aparece quando a pressão de A passa de 50 mmHg para 25 mmHg (495-55 segundos), 40 mmHg para 20 mmHg (640-200 segundos), 30 mmHg para 15 mmHg (820-380 segundos) e assim por diante. Em todos estes casos, o tempo de meia vida é 440 segundos.

**III) Verdadeira.** Conforme foi demonstrado, a equação (a),  $P_A = 2 P_0 - P_t$ , calcula o valor de  $P_A$  em qualquer momento em função da pressão inicial e da pressão total do sistema.

**IV) Falsa.** No tempo de 640s, como  $p = P_t - p_0$ , temos que  $p_A = p_B = 90 - 55 = 45 \text{ mmHg}$  e portanto  $p_t = p_A + p_B = 90 \text{ mmHg}$

**QUESTÃO 17**

Assinale a opção que indica a substância que, entre as cinco, apresenta a maior temperatura de ebulição à pressão de 1 atm.

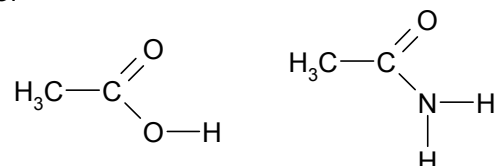
- a)  $H_3CCHO$       b)  $H_3CCOCH_3$       c)  $H_3CCONH_2$   
 d)  $H_3CCOOH$       e)  $H_3CCOOCH_3$

**Resolução Alternativa C**

A temperatura de ebulição de um composto depende de sua massa molecular (quanto maior, maior a temperatura de ebulição) e também de suas interações intermoleculares (quanto mais forte essas interações, maior a temperatura de transição).

O composto de maior massa molecular ( $H_3CCOOCH_3$ ) é um éster e apesar de apresentar caráter ligeiramente polar, não realiza ligações de hidrogênio.

Os compostos  $H_3CCONH_2$  e  $H_3CCOOH$ , respectivamente uma amida e um ácido carboxílico, apresentam suas massas moleculares próximas e relativamente altas. São também aqueles que apresentam forças de intermoleculares mais intensas (ligações de hidrogênio), causadas pela diferença de eletronegatividade entre os elementos H – N e H – O:



Na amida a diferença de eletronegatividade entre o oxigênio da carbonila e o nitrogênio deixa a molécula mais polarizada que no caso do ácido, fazendo com que as interações intermoleculares sejam mais fortes, e o composto apresente maior ponto de ebulição.

Além disso, podemos citar o fato de na amida haver dois átomos de hidrogênio ligados ao nitrogênio, enquanto no ácido apenas um ligado ao oxigênio, gerando mais interações do tipo ligações de hidrogênio, contribuindo para o aumento do ponto de ebulição.

Para os demais compostos, além de possuírem massa molecular menor, vale ressaltar que, apesar de que a presença do oxigênio na estrutura faz com que a nuvem eletrônica seja distorcida (devido à sua eletronegatividade), o que gera um dipolo na molécula, os oxigênios estão ligados diretamente no carbono. Assim, estes compostos não apresentam interação do tipo ponte de hidrogênio (devido à sua polarização mais reduzida) e portanto apresentam ponto de ebulição menor.

Assim, dentre os compostos, H<sub>3</sub>CCONH<sub>2</sub> apresenta massa molecular elevada e mais intensas interações intermoleculares, o que faz com que ele apresente maior temperatura de ebulição.

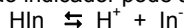
### QUESTÃO 18

Um indicador ácido-base monoprótico tem cor vermelha em meio ácido e cor laranja em meio básico. Considere que a constante de dissociação desse indicador seja igual a  $8,0 \times 10^{-5}$ . Assinale a opção que indica a quantidade, em mols, do indicador que, quando adicionada a 1 L de água pura, seja suficiente para que 80% de suas moléculas apresentem a cor vermelha após alcançar o equilíbrio químico.

- a)  $1,3 \times 10^{-5}$       b)  $3,2 \times 10^{-5}$       c)  $9,4 \times 10^{-5}$   
d)  $5,2 \times 10^{-4}$       e)  $1,6 \times 10^{-3}$

### Resolução Alternativa E

A reação de dissociação do indicador pode ser representada por:



Em meio ácido, o excesso de íons H<sup>+</sup> desloca o equilíbrio para a esquerda. De acordo com o enunciado, a cor que aparece em meio ácido é a vermelha, portanto, esta é a cor do indicador não dissociado (HIn). Já, em meio alcalino, a presença de OH<sup>-</sup> em excesso provoca o consumo de H<sup>+</sup> e, portanto, o equilíbrio é deslocado para a direita, com a dissociação do indicador (formação de H<sup>+</sup> e In<sup>-</sup>). Assim, o aparecimento da cor laranja indica que os ânions do indicador (In<sup>-</sup>) são de cor laranja. Desse modo, para que 80% das moléculas do indicador apresentem a cor vermelha, devemos ter:

	HIn	↔	H <sup>+</sup>	+	In <sup>-</sup>
Início	x		0		0
Reage	0,2x		0,2x		0,2x
Final					
(equilíbrio)	0,8x		0,2x		0,2x

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}$$

$$8 \cdot 10^{-5} = \frac{(0,2x)^2}{0,8 \cdot x} = \frac{0,04x}{0,8} = 0,05x$$

$$x = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mols}$$

### QUESTÃO 19

Nas condições ambientes, a 1 L de água pura, adiciona-se 0,01 mol de cada uma das substâncias A e B descritas nas opções abaixo. Dentre elas, qual solução apresenta a maior condutividade elétrica?

- a) A=NaCl e B=AgNO<sub>3</sub>      b) A=HCl e B=NaOH  
c) A=HCl e B=CH<sub>3</sub>COONa      d) A=KI e B=Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>  
e) A= Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> e B= ZnCl<sub>2</sub>

### Resolução Alternativa E

Ao misturar NaCl e AgNO<sub>3</sub> ocorre a precipitação de AgCl, diminuindo a quantidade de íons em solução.

Na reação entre HCl e NaOH ocorre neutralização, sobrando apenas os íons Na<sup>+</sup> e Cl<sup>-</sup> em solução.

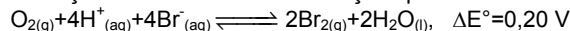
A reação entre HCl e CH<sub>3</sub>COONa ocorre a formação de um ácido fraco, que, por estar pouco dissociado, diminui a quantidade de íons em solução.

A reação entre Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> e KI forma o sal PbI<sub>2</sub>, insolúvel, deixando poucos íons em solução.

Ao misturar Cu(NO<sub>2</sub>)<sub>3</sub> e ZnCl<sub>2</sub> não há precipitação e os íons formados pela dissociação dos sais permanecem na solução, ou seja, dentre todas as opções, esta é a que permite a maior quantidade de íons em solução, aumentando a condutividade elétrica da solução.

### QUESTÃO 20

Considere a reação química representada pela equação abaixo e sua respectiva força de eletromotriz nas condições padrão:



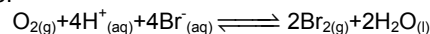
Agora, considere que um recipiente contenha todas as espécies químicas dessa equação, de forma que todas as concentrações sejam iguais às das condições-padrão, exceto a de H<sup>+</sup>. Assinale a opção que indica a faixa de pH na qual a reação química ocorrerá espontaneamente.

- a)  $2,8 < \text{pH} < 3,4$       b)  $3,8 < \text{pH} < 4,4$       c)  $4,8 < \text{pH} < 5,4$   
d)  $5,8 < \text{pH} < 6,4$       e)  $6,8 < \text{pH} < 7,4$

### Resolução Alternativa A

Considerando o recipiente onde todas as espécies químicas, com exceção do H<sup>+</sup> tenham concentrações iguais às das condições padrão (no caso de uma solução, concentração 1 mol/L, no caso de um gás, uma concentração que corresponderá a uma pressão parcial igual a 1 atm no experimento específico), a reação como um todo não estará nas condições padrão, sendo necessária a utilização da Equação de Nernst.

Para a reação:



temos, usando a equação de Nernst a força eletromotriz:

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{RT}{nF} \log \left( \frac{p_{\text{Br}_2}^2}{[\text{H}^+]^4 \cdot [\text{Br}^-]^4 \cdot p_{\text{O}_2}} \right), \text{ pois a água apresenta atividade}$$

igual a 1.

Onde T é a temperatura nas condições do experimento, n é o número de mols de elétrons trocados por mol de reação, F é a constante de Faraday e R a constante universal dos gases.

Assumindo que o experimento ocorra a 25°C (temperatura das condições padrão) e substituindo, temos, com n=4:

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0,059}{4} \log \left( \frac{p_{\text{Br}_2}^2}{[\text{H}^+]^4 \cdot [\text{Br}^-]^4 \cdot p_{\text{O}_2}} \right) \Rightarrow$$

Lembrando que  $\Delta E^\circ = 0,20 \text{ V}$  e também das condições de concentração e pressão  $[\text{Br}^-] = 1 \text{ mol/L}$  e  $p_{\text{Br}_2} = p_{\text{O}_2} = 1 \text{ atm}$

$$\Delta E = 0,2 - \frac{0,059}{4} \log([\text{H}^+]^{-4}) = 0,2 + 0,059 \cdot \log[\text{H}^+]$$

Para que a reação de oxi-redução seja espontânea é preciso que  $\Delta E > 0$ :

$$\Delta E = 0,2 + 0,059 \cdot \log[\text{H}^+] > 0 \Rightarrow 0,2 > -0,059 \cdot \log[\text{H}^+] \Rightarrow$$

$$-\log[\text{H}^+] < \frac{0,2}{0,059} = 3,39 \Rightarrow \text{pH} < 3,39$$

Assim, se  $\text{pH} < 3,39$ , teremos que a reação ocorre espontaneamente. Dentre as alternativas, a única faixa de pH que a reação ocorre espontaneamente é  $2,8 < \text{pH} < 3,4$

### QUESTÃO 21

Uma amostra de 1,222g de cloreto de bário hidratado (BaCl<sub>2</sub>·nH<sub>2</sub>O) é aquecida até eliminação total da água de hidratação, resultando em uma massa de 1,042 g.

Com base nas informações fornecidas e mostrando os cálculos efetuados, determine:

- a) o número de mols de cloreto de bário.  
b) o número de mols de água e  
c) a fórmula molecular do sal hidratado.

### Resolução

a) A massa molar (MM) do BaCl<sub>2</sub> é  
MM = M<sub>Ba</sub> + 2·M<sub>Cl</sub> = 137,33 + 2·35,45 = 208,23 g/mol

Após o aquecimento não há mais água na amostra, e a massa final corresponde somente a BaCl<sub>2</sub>

1 mol BaCl <sub>2</sub>	—	208,23 g
n	—	1,042 g

$$n = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de BaCl}_2$$

b) A diferença entre a massa inicial da amostra e a massa obtida após o aquecimento é a massa de água contida na amostra.  
 $m_{H_2O} = 1,222 - 1,042$   
 $m_{H_2O} = 0,18 \text{ g}$

Como a massa molar da água é 18 g/mol, nessa massa de água temos:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol } H_2O \quad \text{---} \quad 18 \text{ g} \\ n \quad \quad \quad \text{---} \quad 0,18 \text{ g} \\ n = 0,01 \text{ mol de água na amostra} \end{array}$$

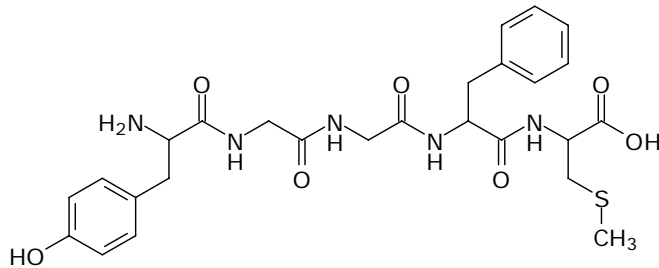
c) Nesta amostra temos que toda a água presente e perdida pelo aquecimento (0,01 mol) é de hidratação do sal (0,005 mol). Temos, portanto, que a proporção estequiométrica entre a água e o sal é dada por:

$$\frac{n_{H_2O}}{n_{BaCl_2}} = \frac{10^{-2}}{5 \cdot 10^{-3}} = 2 \Rightarrow n_{H_2O} = 2 \cdot n_{BaCl_2}$$

Assim, para cada mol de sal, temos dois mols de água, o que nos leva a concluir que a fórmula molecular do sal hidratado é  $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ .

**QUESTÃO 22**

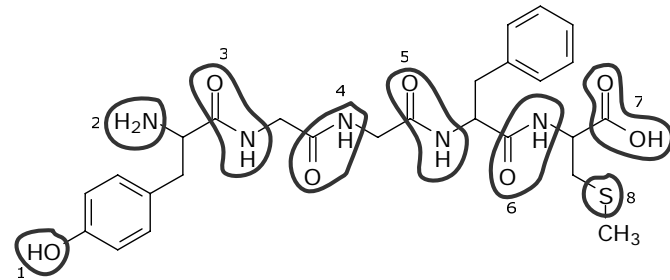
O composto mostrado abaixo é um tipo de endorfina, um dos neurotransmissores produzidos pelo cérebro.



- a) Transcreva a fórmula estrutural da molécula.  
 b) Circule todos os grupos funcionais.  
 c) Nomeie cada um dos grupos funcionais circulos.

**Resolução**

a, b, c)



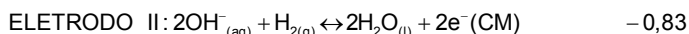
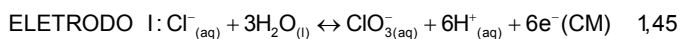
A nomenclatura dos grupos funcionais se dá segundo a legenda:

1	hidroxila (função fenol)
2	amino (função amina)
3; 4; 5; 6	carbamida (função amida)
7	carboxila (função ácido carboxílico)
8	sulfeto (função tio-éter)

**QUESTÃO 23**

Um dos métodos de síntese do clorato de potássio ( $KClO_3$ ) é submeter uma solução de cloreto de potássio ( $KCl$ ) a um processo eletrolítico, utilizando eletrodos de platina. São mostradas abaixo as semi-reações que representam as semi-reações em cada um dos eletrodos e os respectivos potenciais elétricos na escala do eletrodo de hidrogênio nas condições-padrão ( $E^\circ$ ):

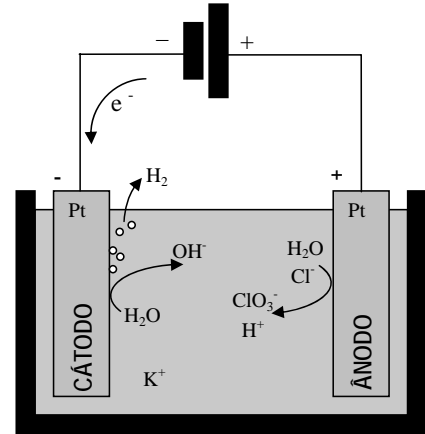
$E^\circ$  (V)



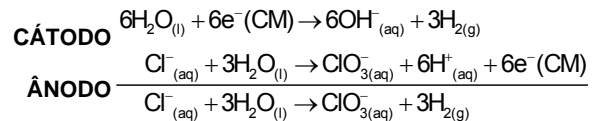
- a) Faça um esquema da célula eletrolítica  
 b) Indique o cátodo.  
 c) Indique a polaridade dos eletrodos.  
 d) Escreva a equação que representa reação química global balanceada.

**Resolução**

a, b, c)



d)



**REAÇÃO GLOBAL**

**QUESTÃO 24**

Em um recipiente que contém 50,00 mL de uma solução aquosa 0,100 mol/L em HCN foram adicionados 8,00 mL de uma solução aquosa 0,100 mol/L em NaOH. Dados  $K_a(HCN) = 6,2 \times 10^{-10}$ .

- a) Calcule a concentração de íons  $H^+$  da solução resultante, deixando claros os cálculos efetuados e as hipóteses simplificadoras.  
 b) Escreva a equação química que representa a reação de hidrólise dos íons  $CN^-$ .

**Resolução**

$$n_{HCN} = C \cdot V \Rightarrow n_{HCN} = 0,1 \times 50 \cdot 10^{-3} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{NaOH} = C \cdot V \Rightarrow n_{NaOH} = 0,1 \times 8 \cdot 10^{-3} = 0,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

	HCN	NaOH	=	NaCN	H <sub>2</sub> O
Início	$5,0 \cdot 10^{-3}$	$0,8 \cdot 10^{-3}$		0	0
Reage	$-0,8 \cdot 10^{-3}$	$-0,8 \cdot 10^{-3}$		$0,8 \cdot 10^{-3}$	$0,8 \cdot 10^{-3}$
Equilíbrio	$4,2 \cdot 10^{-3}$	0		$0,8 \cdot 10^{-3}$	$0,8 \cdot 10^{-3}$

Pode-se considerar a formação de uma solução tampão:

$$C_{HCN} = 4,2 \cdot 10^{-3} / 58 \cdot 10^{-3} = 0,072 \text{ mol/L}$$

$$C_{CN^-} = 0,8 \cdot 10^{-3} / 58 \cdot 10^{-3} = 0,014 \text{ mol/L}$$

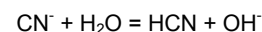
	HCN	=	H <sup>+</sup>	CN <sup>-</sup>
Início	0,072		0	0,014
Reage	x		x	x
Equilíbrio	$0,072 - x$		x	$0,014 + x$

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [CN^-]}{[HCN]} \Rightarrow 6,2 \cdot 10^{-10} = \frac{x \cdot (0,014 + x)}{0,072 - x}$$

Como:  $x \ll [HCN]$  e  $x \ll [CN^-]$ , temos que

$$6,2 \cdot 10^{-10} \approx \frac{x \cdot (0,014)}{0,072} \Rightarrow [H^+] = x \approx 3,2 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$

- b) A reação de hidrólise dos íons  $CN^-$  é dada por:



**QUESTÃO 25**

Prepara-se, a 25°C, uma solução por meio de mistura de 25 mL, de n-pentano e 45 mL de n-hexano. Dados: massa específica do n-pentano = 0,63g/mL; massa específica do n-hexano = 0,66g/mL; pressão do vapor n-pentano = 511 torr; pressão de vapor do n-hexano = 150 torr. Determine os seguintes valores, mostrando os cálculos efetuados.

- a) Fração molar do n-pentano na solução.  
 b) Pressão de vapor da solução.  
 c) Fração molar do n-pentano no vapor em equilíbrio com a solução.

**Resolução**

a) Para cálculo da fração molar é preciso determinar o número de mols de cada composto.

**n-pentano:**

$$m = d \cdot V = 0,63 \text{ g/mL} \cdot 25 \text{ mL} = 15,75 \text{ g}$$

$$n = m/M = 15,75 \text{ g} / (72,17 \text{ g/mol}) = 0,218 \text{ mol}$$

**n-hexano**

$$m = d \cdot V = 0,66 \text{ g/mL} \cdot 45 \text{ mL} = 29,70 \text{ g}$$

$$n = m/M = 29,70 \text{ g} / (86,20 \text{ g/mol}) = 0,344 \text{ mol}$$

$$X_{\text{pentano}} = n_{\text{pentano}} / n_{\text{total}}$$

$$X_{\text{pentano}} = 0,218 / (0,218 + 0,344)$$

$$X_{\text{pentano}} = 0,388$$

b) A pressão parcial de cada componente na solução é dada por:

$$P_{v \text{ pentano}} = P_{v \text{ pentano}}^0 \cdot X_{\text{pentano}} = 511,0 \cdot 0,388 = 198,3 \text{ torr}$$

$$P_{v \text{ hexano}} = P_{v \text{ hexano}}^0 \cdot X_{\text{hexano}} = 150,0 \cdot 0,612 = 91,8 \text{ torr}$$

A pressão de vapor da solução (soma das pressões de vapor de cada componente) é calculada por

$$P_{v \text{ solução}} = P_{v \text{ pentano}} + P_{v \text{ hexano}}$$

$$P_{v \text{ solução}} = 198,3 + 91,8$$

$$P_{v \text{ solução}} = 290 \text{ torr}$$

(Note que a pressão de vapor da solução nada mais é que a média ponderada da pressão de vapor dos líquidos puros)

c) Para determinar a fração molar de pentano na fase de vapor da mistura basta dividir a pressão parcial de pentano pela pressão total dos gases da mistura (pressão de vapor da solução).

$$X_{\text{pentano}} = P_{v \text{ pentano}} / P_{\text{total}}$$

$$X_{\text{pentano}} = 198,3 / 290,1 = 0,68$$

**QUESTÃO 26**

A tabela abaixo apresenta os valores das temperaturas de fusão ( $T_f$ ) e de ebulição ( $T_e$ ) de halogênios e haletos de hidrogênio.

	$T_f$ (°C)	$T_e$ (°C)
F <sub>2</sub>	-220	-188
Cl <sub>2</sub>	-101	-35
Br <sub>2</sub>	-7	59
I <sub>2</sub>	114	184
HF	-83	20
HCl	-115	-85
HBr	-89	-67
HI	-51	-35

- a) Justifique a escala crescente das temperaturas  $T_f$  e  $T_e$  do F<sub>2</sub> ao I<sub>2</sub>.  
 b) Justifique a escala decrescente das temperaturas  $T_f$  e  $T_e$  do HF ao HCl.  
 c) Justifique a escala crescente das temperaturas  $T_f$  e  $T_e$  do HCl ao HI.

**Resolução**

a) As temperaturas de fusão ( $T_f$ ) e ebulição ( $T_e$ ) variam de acordo com a natureza da interação intermolecular e com a massa das substâncias.

Neste caso, a natureza da interação é a mesma para as quatro substâncias: dipolo instantâneo-dipolo induzido, portanto o fator determinante da diferença das temperaturas de fusão e ebulição é a massa molecular. Quanto maior a massa da molécula, maior sua inércia e conseqüentemente maior  $T_f$  e  $T_e$ . Como as massas estão ordenadas em ordem crescente na tabela ( $m_{F_2} < m_{Cl_2} < m_{Br_2} < m_{I_2}$ ), então as temperaturas de fusão e de ebulição devem estar em ordem crescente.

b) O HF possui maior  $T_f$  e  $T_e$  porque suas moléculas interagem por ligação de hidrogênio enquanto que as moléculas de HCl interagem por interações do tipo dipolo permanente-dipolo permanente. Sendo esse último tipo de ligação de natureza mais fraca, as moléculas de HCl possuem menor  $T_f$  e  $T_e$ , pois quanto mais fortes as ligações intermoleculares, maiores as temperaturas de fusão e ebulição.

c) Neste caso as três moléculas interagem por dipolo permanente – dipolo permanente, assim o fator determinante na  $T_e$  e  $T_f$  é a massa molecular. Como a ordem crescente das massas é  $m_{HCl} < m_{HBr} < m_{HI}$ , então esta é também a ordem das temperaturas de fusão e ebulição ( $T_{HCl} < T_{HBr} < T_{HI}$ ).

**QUESTÃO 27**

Utilizando uma placa polida de cobre puro, são realizados os seguintes experimentos :

- I. A placa é colocada diretamente na chama do bico de Bunsen . Após um certo período, observa-se o escurecimento da superfície dessa placa.
- II. Em seguida , submete-se a placa ainda quente a um fluxo de hidrogênio puro, verificando-se que a placa volta a apresentar a aparência original .
- III. A seguir, submete-se a placa ao um fluxo de sulfeto de hidrogênio puro, observando-se novamente o escurecimento da placa , devido à formação de Cu<sub>2</sub>S.
- IV. Finalmente, a placa é colocada novamente na chama do bico de Bunsen, readquirindo sua aparência original.

Por meio de equações químicas balanceadas , explique os fenômenos observados nos quatro experimentos descritos.

**Resolução**

**I) Cu + ½ O<sub>2</sub> = CuO**

Quando exposto ao ar o cobre inicialmente vermelho torna-se vermelho violeta pela formação de Cu<sub>2</sub>O e, em seqüência torna-se preto pela conversão a CuO.

**II) CuO + H<sub>2</sub> = Cu + H<sub>2</sub>O**

O gás hidrogênio funciona como agente redutor dos íons Cu<sup>2+</sup>.

**III) Cu + H<sub>2</sub>S = Cu<sub>2</sub>S + H<sub>2</sub>**

O gás sulfeto de hidrogênio funciona como agente oxidante do cobre.

**IV) Cu<sub>2</sub>S + O<sub>2</sub> = 2 Cu + SO<sub>2</sub>**

A queima do Cu<sub>2</sub>S (ustulação) o enxofre ligado ao cobre é oxidado, formando gás SO<sub>2</sub> liberando Cu metálico.

**QUESTÃO 28**

Um cilindro de volume V contém as espécies A e B em equilíbrio químico representado pela seguinte equação: A(g) ⇌ 2B(g). Inicialmente, os números de mols de A e de B, são, respectivamente, iguais a nA<sub>1</sub> e nB<sub>1</sub>. Realiza-se então, uma expansão isotérmica do sistema até que o seu volume duplique (2V) de forma que os números de mols de A e de B passem a ser, respectivamente, nA<sub>2</sub> e nB<sub>2</sub>. Demonstrando seu raciocínio, apresente a expressão algébrica que relaciona o número final de mols de B (nB<sub>2</sub>) unicamente com nA<sub>1</sub>, nA<sub>2</sub> e nB<sub>1</sub>

**Resolução**

A quantidade de B formada é igual a duas vezes a quantidade de A consumida (em número de mols, a partir da proporção estequiométrica). Assim:

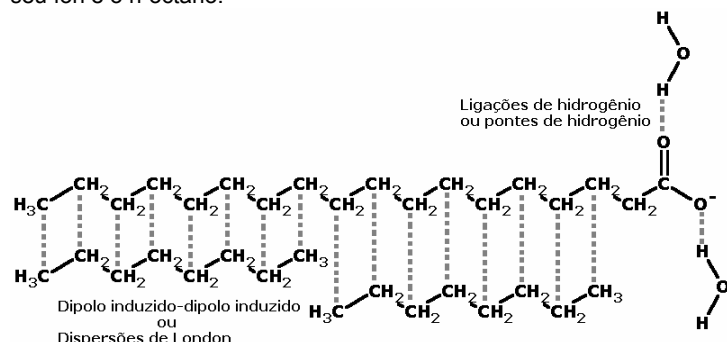
$$2 \cdot \Delta n_A = \Delta n_B \Rightarrow 2(nA_1 - nA_2) = (nB_2 - nB_1) \Rightarrow nB_2 = 2(nA_1 - nA_2) + nB_1$$

**QUESTÃO 29**

Dois recipientes contêm soluções aquosas diluídas de estearato de sódio (CH<sub>3</sub>(CH<sub>2</sub>)<sub>16</sub>COONa). Em um deles é adicionada uma porção de n-octano e no outro, uma porção de glicose, ambos sob agitação. Faça um esquema mostrando as interações químicas entre as espécies presentes em cada um dos recipientes.

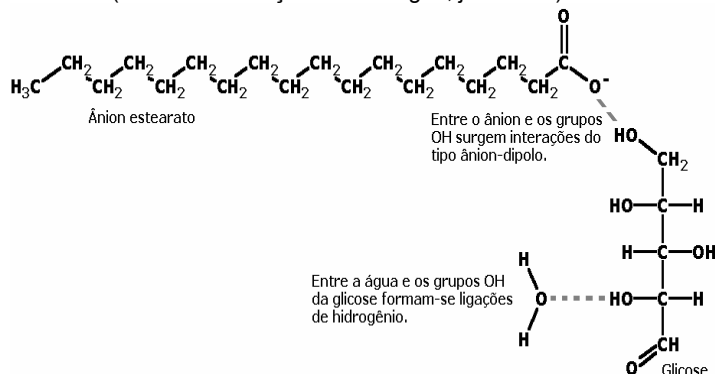
**Resolução**

O estearato de sódio sofre dissociação e o ânion realiza interação do tipo ponte de hidrogênio com a água. Também apresenta interações do tipo Dispersão (Forças de London) entre as porções apolares de seu íon e o n-octano.





As interações entre o ânion estearato de sódio e a glicose são predominantemente do tipo ligações de hidrogênio, entre os hidrogênios das hidroxilas da glicose e os átomos de oxigênio do estearato (além das interações com a água, já citadas).



### QUESTÃO 30

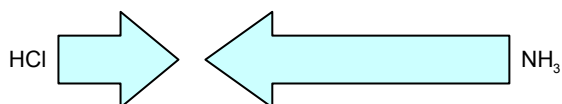
Dois frascos, A e B, contêm soluções aquosas concentradas em HCl e NH<sub>3</sub>, respectivamente. Os frascos são mantidos aproximadamente a um metro de distância entre si, à mesma temperatura ambiente. Abertos os frascos, observa-se a formação de um aerossol branco entre os mesmos. Descreva o fenômeno e justifique por que o aerossol branco se forma em uma posição mais próxima a um dos frascos do que ao outro.

### Resolução

O aerossol branco é decorrente da reação que ocorre entre NH<sub>3(g)</sub> e HCl<sub>(g)</sub>, formando NH<sub>4</sub>Cl<sub>(s)</sub> disperso no ar, conforme mostrado a seguir:



Quanto maior a massa molar, menor a velocidade de difusão. Assim, temos que o ácido clorídrico (HCl), que apresenta massa molecular maior, apresenta velocidade de difusão menor. Portanto, a nuvem se forma perto do frasco com HCl.



**NOTA:** A velocidade de difusão dos gases varia com sua massa molar, conforme a lei de Graham:

$$\frac{v_{\text{NH}_3}}{v_{\text{HCl}}} = \sqrt{\frac{MM_{\text{HCl}}}{MM_{\text{NH}_3}}} \Rightarrow \frac{v_{\text{NH}_3}}{v_{\text{HCl}}} = \sqrt{\frac{36,46}{17,04}} = \sqrt{2,14} \cong 1,46$$

Assim, a velocidade de difusão do NH<sub>3</sub> é aproximadamente 1,46 vezes maior que a do HCl. Podemos até calcular a distância até cada frasco, assumindo que eles se encontram afastados de um metro:

$$\frac{v_{\text{NH}_3}}{v_{\text{HCl}}} = \frac{\Delta s(\text{NH}_3)}{\Delta s(\text{HCl})} = \frac{x}{1-x} \Rightarrow 1,46 = \frac{x}{1-x} \Rightarrow 1,46 - 1,46x = x$$

$$2,46x = 1,46 \Rightarrow x \cong 0,6$$

Assim, a nuvem se forma a uma distância de 0,6 m do frasco de amônia (0,4 m do frasco de ácido clorídrico)