

O Elite Resolve

ELITE
PRÉ-VESTIBULAR
c a m p i n a s

*Você na elite
das universidades!*



ITA 2004
QUÍMICA

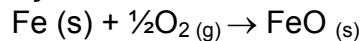
✓ GABARITO ITA 2004 – QUÍMICA

1. Qual das opções a seguir apresenta a equação química balanceada para a reação de formação de óxido de ferro (II) sólido nas condições-padrão?

- a) $\text{Fe}_{(s)} + \text{Fe}_2\text{O}_{3(s)} \rightarrow 3\text{FeO}_{(s)}$
- b) $\text{Fe}_{(s)} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{FeO}_{(s)}$
- c) $\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)} \rightarrow 2\text{FeO}_{(s)} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(g)}$
- d) $\text{Fe}_{(s)} + \text{CO}_{(g)} \rightarrow \text{FeO}_{(s)} + \text{C}_{(\text{graf})}$
- e) $\text{Fe}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)} \rightarrow \text{FeO}_{(s)} + \text{C}_{(\text{graf})} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(g)}$.

Alternativa B

A reação de formação é a reação que origina um mol de uma substância composta a partir de substâncias simples, no estado físico e na forma alotrópica mais estáveis, nas condições-padrão. Para o óxido de ferro (II) essa reação é representada pela equação:



Nesta equação é formado um mol de óxido de ferro (II) a partir das substâncias simples Fe e O₂.

2. Considere as reações representadas pelas seguintes equações químicas balanceadas:

- I. $\text{C}_{10}\text{H}_{8(s)} + 12\text{O}_{2(g)} \rightarrow 10\text{CO}_{2(g)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
- II. $\text{C}_{10}\text{H}_{8(s)} + \frac{9}{2}\text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_4(\text{COOH})_2 + 2\text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$
- III. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(s)} + 6\text{O}_{2(g)} \rightarrow 6\text{CO}_{2(g)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
- IV. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{C}_{(s)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(g)}$

Das reações representadas pelas equações acima, são consideradas reações de combustão

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

Alternativa E

Por definição, reações de combustão são reações de oxidação nas quais o oxidante envolvido é o oxigênio gasoso. Em todas as reações dadas o oxigênio se reduz, oxidando o outro reagente.

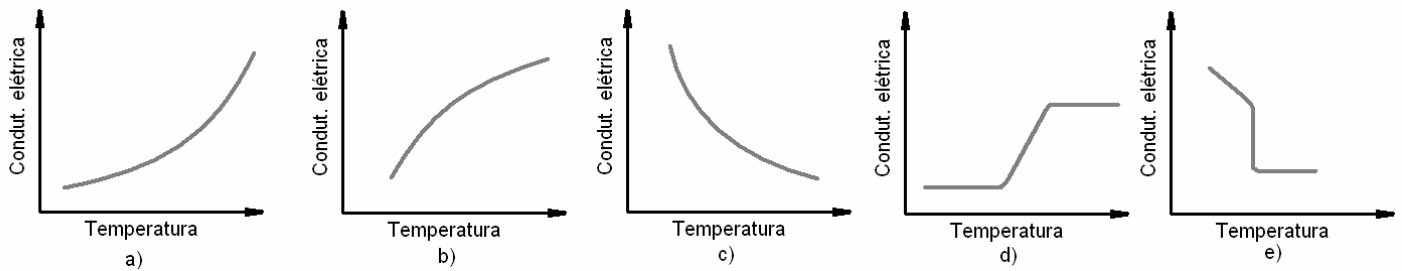
3. Qual das opções abaixo apresenta o material com maior concentração de carbono?

- a) Negro de fumo
- b) Carvão
- c) Alcatrão
- d) Piche
- e) Óleo diesel

Alternativa A

O Negro de fumo é um material particulado sólido constituído quase que totalmente de carbono grafite, e origina-se da combustão incompleta de metano. Já os demais materiais apresentados – carvão, alcatrão, piche e óleo diesel – são misturas de carbono com outros elementos em quantidades significativas.

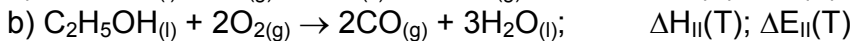
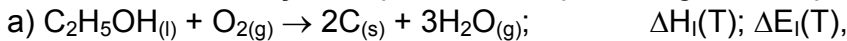
4. Qual das opções a seguir apresenta o gráfico que mostra, esquematicamente, a variação da condutividade elétrica de um metal sólido com a temperatura?



Alternativa C

Ao aumentar-se a temperatura de um metal, a energia cinética média dos cátions metálicos (íons positivos) aumenta. Isto dificulta a movimentação dos elétrons livres, responsáveis por conduzir eletricidade. Portanto, o aumento da temperatura diminui a condutividade elétrica de um metal, como mostrado no terceiro gráfico.

5. Considere as reações representadas pelas seguintes equações químicas balanceadas:



sendo $\Delta H(T)$ e $\Delta E(T)$, respectivamente, a variação da entalpia e da energia interna do sistema na temperatura T. Assuma que as reações acima são realizadas sob pressão constante, na temperatura T, e que a temperatura dos reagentes é igual à dos produtos. Considere que, para as reações representadas pelas equações acima, sejam feitas as seguintes comparações:

I. $|\Delta E_I| = |\Delta E_{II}|$

II. $|\Delta H_I| = |\Delta H_{II}|$

III. $|\Delta H_{II}| > |\Delta E_{II}|$

IV. $|\Delta H_I| < |\Delta E_I|$

Das comparações acima, está(ão) CORRETA(S)

a) apenas I

b) apenas I e II

c) apenas II

d) apenas III

e) apenas IV

Alternativa E

À pressão e temperatura constantes, a relação entre a variação de entalpia e de energia interna de um sistema é dada por:

$$\Delta H = \Delta E + p.\Delta V$$

Com isto pode-se analisar as afirmativas:

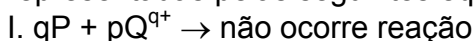
I – Incorreta: Reações químicas distintas possuem variações de energia interna distintas.

II – Incorreta: Reações químicas distintas possuem variações de entalpia distintas.

III – Incorreta: Como a reação II não possui variação de volume (pois o número de mols de reagente gasoso é igual ao número de mols de produto gasoso), tem-se que $|\Delta H_{II}| = |\Delta E_{II}|$.

IV – Correta: Na reação I há aumento de volume. Este aumento requer uma parcela da energia da reação, que é convertida em trabalho para expansão volumétrica do gás. Portanto, em valores absolutos, a variação de energia interna é maior do que a variação de entalpia (Note que $\Delta H_I < 0$ e $\Delta E_I < 0$)

6. Considere os metais P, Q, R e S e quatro soluções aquosas contendo, cada uma, um dos íons P^{p+} , Q^{q+} , R^{r+} , S^{s+} (sendo p, q, r, s números inteiros e positivos). Em condições-padrão, cada um dos metais foi colocado em contato com uma das soluções aquosas e algumas das observações realizadas podem ser representadas pelas seguintes equações químicas:



II. $rP + pR^{r+} \rightarrow$ não ocorre reação

III. $rS + sR^{r+} \rightarrow sR + rS^{s+}$

IV. $sQ + qS^{s+} \rightarrow qS + sQ^{q+}$

Baseado nas informações acima, a ordem crescente do poder oxidante dos íons P^{p+} , Q^{q+} , R^{r+} e S^{s+} deve ser disposta da seguinte forma:

- a) $R^{r+} < Q^{q+} < P^{p+} < S^{s+}$
- b) $P^{p+} < R^{r+} < S^{s+} < Q^{q+}$
- c) $S^{s+} < Q^{q+} < P^{p+} < R^{r+}$
- d) $R^{r+} < S^{s+} < Q^{q+} < P^{p+}$
- e) $Q^{q+} < S^{s+} < R^{r+} < P^{p+}$

Alternativa E

Poder oxidante é a capacidade de um íon de receber elétrons. Analisando-se as proposições, tem-se:

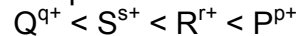
I – Como a reação não ocorre, conclui-se que P^{p+} tem mais poder oxidante do que Q^{q+} .

II – Como a reação não ocorre, conclui-se que P^{p+} tem mais poder oxidante do que R^{r+} .

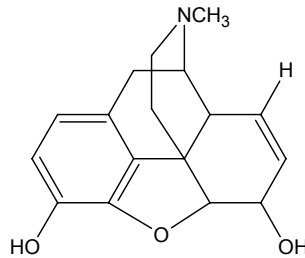
III – Como a reação ocorre, conclui-se que R^{r+} tem mais poder oxidante do que S^{s+} .

IV – Como a reação ocorre, conclui-se que S^{s+} tem mais poder oxidante do que Q^{q+} .

Com isto, tem-se que, em ordem crescente de poder oxidante:



7. A estrutura molecular da morfina está representada a seguir. Assinale a opção que apresenta dois dos grupos funcionais presentes nesta substância.



- a) Álcool e éster. b) Amina e éter. c) Álcool e cetona. d) Ácido carboxílico e amina. e) Amida e éster.

Alternativa B

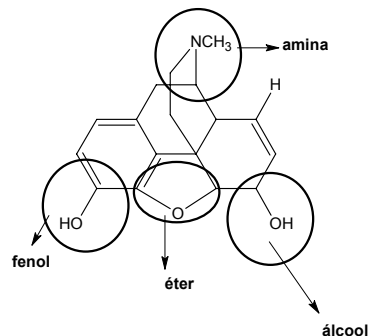
Grupos funcionais:

álcool secundário ($R - COH - R'$),

amina terciária ($R - NR' - R''$),

éter ($R - O - R'$) e

fenol ($Ar - OH$).



8. Qual das opções a seguir apresenta a comparação ERRADA relativa aos raios de átomos e de íons?

- a) raio de Na^+ < raio de Na.
- b) raio de Na^+ < raio de F^- .
- c) raio de Mg^{2+} < raio de O^{2-} .
- d) raio de F^- < raio do O^{2-} .
- e) raio do F^- < raio do Mg^{2+} .

Alternativa E

Entre espécies químicas isoeletrônicas, **maiores cargas nucleares** relacionam-se com **menores raios iônicos**, pois cargas nucleares altas atraem com mais intensidade os elétrons que orbitam em seu entorno. Desta forma, F^- possui raio iônico **maior** do que Mg^{2+} , pois os 12 prótons do magnésio atraem com maior intensidade seus 10 elétrons.

9. Considere as seguintes configurações eletrônicas e respectivas energias da espécie atômica (A), na fase gasosa, na forma neutra, aniônica ou catiônica, no estado fundamental ou excitado:

- | | | | |
|-------------------------------------|-------------|--------------------------------------|--------------|
| I. $ns^2 np^5 (n+1)s^2$; | E_I . | V. $ns^2 np^6 (n+1)s^2$; | E_V . |
| II. $ns^2 np^6 (n+1)s^1 (n+1)p^1$; | E_{II} . | VI. $ns^2 np^6$; | E_{VI} . |
| III. $ns^2 np^4 (n+1)s^2$; | E_{III} . | VII. $ns^2 np^5 (n+1)s^1 (n+1)p^1$; | E_{VII} . |
| IV. $ns^2 np^5$; | E_{IV} . | VIII. $ns^2 np^6 (n+1)s^1$; | E_{VIII} . |

Sabendo que $|E_I|$ é a energia, em módulo, do primeiro estado excitado do átomo neutro (A), assinale a alternativa **ERRADA**.

- a) $|E_{III} - E_{VI}|$ pode representar a energia equivalente a uma excitação eletrônica do cátion (A^+).
- b) $|E_{II} - E_V|$ pode representar a energia equivalente a uma excitação eletrônica do ânion (A^-).
- c) $|E_{IV} - E_{VI}|$ pode representar a energia equivalente à ionização do cátion (A^+).
- d) $|E_{II} - E_{VIII}|$ pode representar a energia equivalente à afinidade eletrônica do átomo neutro (A).
- e) $|E_{VII} - E_{VIII}|$ pode representar a energia equivalente a uma excitação eletrônica do átomo neutro (A).

Alternativa D

Se E_I é a energia do primeiro estado excitado do átomo neutro (A), então este átomo possui 9 elétrons distribuídos em seus orbitais. Considere as seguintes configurações eletrônicas:

E_I : estado excitado de um átomo neutro A.

E_{II} : estado excitado de um ânion A^-

E_{III} : estado excitado de um cátion A^+

E_{IV} : estado fundamental ou excitado do cátion A^{2+}

E_V : estado fundamental do ânion A^-

E_{VI} : estado fundamental do cátion A^+

E_{VII} : estado excitado do átomo neutro A

E_{VIII} : estado fundamental do átomo neutro A

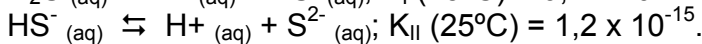
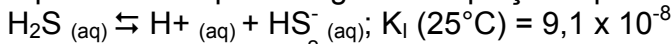
- a) Correta. Há a excitação de um elétron do subnível eletrônico np do cátion A^+ para o orbital $(n + 1)s$ deste mesmo cátion.
- b) Correta. Há transferência de elétron do orbital $(n + 1)s$ do estado fundamental do ânion A^- para os orbitais $(n + 1)p$ deste mesmo ânion.

c) Correta. Representa a perda de um elétron de um orbital np do cátion A^+ para formar um cátion A^{2+} em estado fundamental se a distribuição dos spins for preferencialmente $-\frac{1}{2}$ ou em estado excitado se a distribuição dos spins for preferencialmente $+\frac{1}{2}$.

d) Incorreta. A configuração energética final para representar afinidade eletrônica deve ser de um estado fundamental, ou seja, $ns^2 np^6 (n+1)s^2$, e não um estado energético excitado como apresentado no item II.

e) Correta. Há transferência de um elétron de um orbital np do estado fundamental do átomo neutro A para os orbitais $(n + 1)p$ deste átomo.

10. Na temperatura de 25°C e pressão igual a 1 atm, a concentração de H_2S numa solução aquosa saturada é de aproximadamente $0,1 \text{ mol L}^{-1}$. Nesta solução, são estabelecidos os equilíbrios representados pelas seguintes equações químicas balanceadas:



Assinale a informação ERRADA relativa a concentrações aproximadas (em mol L^{-1}) das espécies presentes nesta solução.

a) $[\text{H}^+]^2 [\text{S}^{2-}] \cong 1 \times 10^{-23}$.

b) $[\text{S}^{2-}] \cong 1 \times 10^{-15}$.

c) $[\text{H}^+] \cong 1 \times 10^{-7}$.

d) $[\text{HS}^-] \cong 1 \times 10^{-4}$.

e) $[\text{H}_2\text{S}] = 1 \times 10^{-1}$.

Alternativa C

Reação I: $K_I = \frac{[\text{H}^+][\text{HS}^-]}{[\text{H}_2\text{S}]} = 9,1 \cdot 10^{-8}$, mas $[\text{H}_2\text{S}] = 10^{-1} \text{ mol/L}$, logo $[\text{H}^+][\text{HS}^-] = 9,1 \cdot 10^{-8} \cdot 10^{-1} \cong 10^{-8} \text{ mol/L}$.

Por outro lado, $K_{II} \ll K_I$, portanto $[\text{H}^+] \cong [\text{HS}^-] \cong 1 \times 10^{-4}$ (alternativa C incorreta, alternativa D correta).

Reação II: $K_{II} = \frac{[\text{H}^+][\text{S}^{2-}]}{[\text{HS}^-]} = 1,2 \cdot 10^{-15}$. Como vimos, $[\text{H}^+] \cong [\text{HS}^-]$, logo $[\text{S}^{2-}] \cong 1,2 \times 10^{-15} \cong 1 \times 10^{-15}$

(alternativa B correta).

Alternativa A correta: $[\text{H}^+]^2 [\text{S}^{2-}] \cong (1 \times 10^{-4})^2 (1 \times 10^{-15}) \cong 1 \times 10^{-23}$.

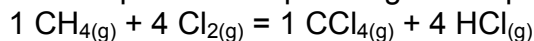
Alternativa E correta: $[\text{H}_2\text{S}] = 1 \times 10^{-1}$ é dado no próprio enunciado da questão.

11. Uma mistura de 300 mL de metano e 700 mL de cloro foi aquecida no interior de um cilindro provido de um pistão móvel sem atrito, resultando na formação de tetracloreto de carbono e cloreto de hidrogênio. Considere todas as substâncias no estado gasoso e temperatura constante durante a reação. Assinale a opção que apresenta os volumes **CORRETOS**, medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, das substâncias presentes no cilindro após reação completa.

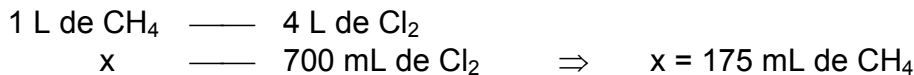
	Volume de metano (mL)	Volume de cloro (mL)	Volume de tetracloreto de carbono (mL)	Volume de cloreto de hidrogênio (mL)
a)	0	0	300	700
b)	0	100	300	600
c)	0	400	300	300
d)	125	0	175	700
e)	175	0	125	700

Alternativa D

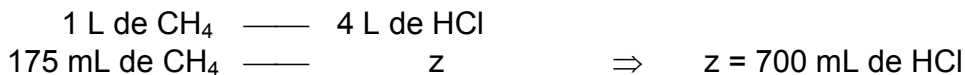
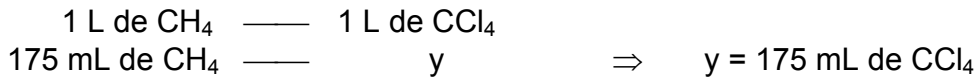
A reação entre cloro e metano pode ser representada pela seguinte equação química:



Uma vez que todo o sistema é gasoso, estabelece-se a relação volumétrica a partir da relação de mols, ou seja, há excesso de metano pois a relação estequiométrica entre metano e cloro é de 1:4. Assim:



Portanto, dos 300 mL de metano, apenas 175 mL reagem, sobrando 125 mL deste gás. Deste modo, todo o gás cloro reage havendo a produção de 175 mL de tetracloreto de carbono e 700 mL de cloreto de hidrogênio. Uma vez que a relação estequiométrica entre $\text{CH}_4:\text{CCl}_4:\text{HCl}$ é de 1:1:4, de acordo com os seguintes cálculos:



12. Considere as seguintes radiações eletromagnéticas:

- I - Radiação Gama.
- II - Radiação visível.
- III - Radiação ultravioleta.
- IV - Radiação infravermelho.
- V - Radiação microondas.

Dentre estas radiações eletromagnéticas, aquelas que, via de regra, estão associadas a transições eletrônicas em moléculas são

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

Alternativa C

- I. Radiação Gama: Radiação de altíssima energia que está associada a mudanças na configuração nuclear de prótons e nêutrons.
- II, III. Radiação Visível e Ultravioleta: As transições energéticas dos elétrons nos átomos e nas moléculas ocorrem, em geral, absorvendo radiações com comprimentos de onda dentro da faixa visível e do ultravioleta.
- IV, V. Infravermelho e Microondas: São radiações que não têm energia suficiente para gerar transições eletrônicas. Essas radiações são, geralmente, absorvidas pelas moléculas para provocar movimentos de vibração e rotação dos átomos.

13. Considere os eletrodos representados pelas semi-equações químicas seguintes e seus respectivos potenciais na escala do eletrodo de hidrogênio (E^\ominus) e nas condições-padrão:

- I. $\text{In}^+_{(\text{aq})} + \text{e}^- (\text{CM}) = \text{In}_{(\text{s})}$ $E^\ominus_{\text{I}} = -0,14 \text{ V.}$
- II. $\text{In}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{e}^- (\text{CM}) = \text{In}^+_{(\text{aq})}$ $E^\ominus_{\text{II}} = -0,40 \text{ V.}$
- III. $\text{In}^{3+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- (\text{CM}) = \text{In}^+_{(\text{aq})}$ $E^\ominus_{\text{III}} = -0,44 \text{ V.}$
- IV. $\text{In}^{3+}_{(\text{aq})} + \text{e}^- (\text{CM}) = \text{In}^{2+}_{(\text{aq})}$ $E^\ominus_{\text{IV}} = -0,49 \text{ V.}$

Assinale a opção que contém o valor **CORRETO** do potencial-padrão do eletrodo representado pela semi-equação $\text{In}^{3+}_{(\text{aq})} + 3 \text{e}^- (\text{CM}) = \text{In}_{(\text{s})}$

a) - 0,30 V.

b) - 0,34 V.

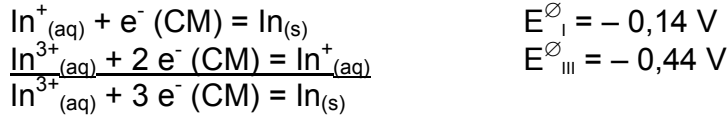
c) - 0,58 V.

d) - 1,03 V.

e) - 1,47 V.

Alternativa B

A semi-equação de redução em questão pode ser determinada a partir das semi-equações de redução I e III. Assim, tem-se:



O potencial-padrão deste eletrodo pode ser calculado considerando a sua relação com a variação de energia livre de Gibbs (ΔG^\ominus) através da expressão $\Delta G^\ominus = -nFE^\ominus$, em que n é o número de mols de elétrons recebidos na redução, F a constante de Faraday e E^\ominus o potencial-padrão da semi-célula de redução. Portanto:

$$\begin{aligned} \Delta G^\ominus &= \Delta G^\ominus_{\text{I}} + \Delta G^\ominus_{\text{III}} \\ -nFE^\ominus &= -F(n_{\text{I}}E^\ominus_{\text{I}} + n_{\text{III}}E^\ominus_{\text{III}}) \\ -3E^\ominus &= -(1(-0,14\text{V}) + 2(-0,44\text{V})) \\ E^\ominus &= \frac{(-0,14 - 0,88)\text{V}}{3} = -0,34 \text{ V} \end{aligned}$$

14. Quatro copos (I, II, III e IV) contêm, respectivamente, soluções aquosas de misturas de substâncias nas concentrações especificadas a seguir:

I. Áceto de sódio $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ + Cloreto de sódio $0,1 \text{ mol L}^{-1}$.

II. Ácido acético $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ + Aceto de sódio $0,1 \text{ mol L}^{-1}$.

III. Ácido acético $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ + Cloreto de sódio $0,1 \text{ mol L}^{-1}$.

IV. Ácido acético $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ + Hidróxido de amônio $0,1 \text{ mol L}^{-1}$.

Para uma mesma temperatura, qual deve ser a seqüência CORRETA do pH das soluções contidas nos respectivos copos?

Dados eventualmente necessários:

Constante de dissociação do ácido acético em água a 25°C : $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$.

Constante de dissociação do hidróxido de amônio em água a 25°C : $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$.

a) $\text{pH}_\text{I} > \text{pH}_\text{IV} > \text{pH}_\text{II} > \text{pH}_\text{III}$.

b) $\text{pH}_\text{I} \cong \text{pH}_\text{IV} > \text{pH}_\text{III} > \text{pH}_\text{II}$.

c) $\text{pH}_\text{II} \cong \text{pH}_\text{III} > \text{pH}_\text{I} > \text{pH}_\text{IV}$.

d) $\text{pH}_\text{III} > \text{pH}_\text{I} > \text{pH}_\text{II} > \text{pH}_\text{IV}$.

e) $\text{pH}_\text{III} > \text{pH}_\text{I} > \text{pH}_\text{IV} > \text{pH}_\text{II}$.

Alternativa A

Solução I: $\text{pH} > 7$

a) O aceto de sódio é um sal formado de ácido fraco e base forte, portanto apresenta comportamento básico: sofre hidrólise, originando um meio de $\text{pH} > 7$.

b) O cloreto de sódio é um sal de comportamento neutro (ácido forte e base forte): não sofre hidrólise, originando um meio de $\text{pH} = 7$.

Solução II: $\text{pH} < 7$

a) O ácido acético sofre ionização, originando um meio de $\text{pH} < 7$.

b) O aceto de sódio é um sal de comportamento básico (ácido fraco e base forte): sofre hidrólise, com tendência a provocar um meio com $\text{pH} > 7$.

A presença do íon comum acetato, desloca a reação de ionização no sentido de consumir o H^+ , tornando o pH do meio maior que o da solução III.

Solução III: $pH < 7$

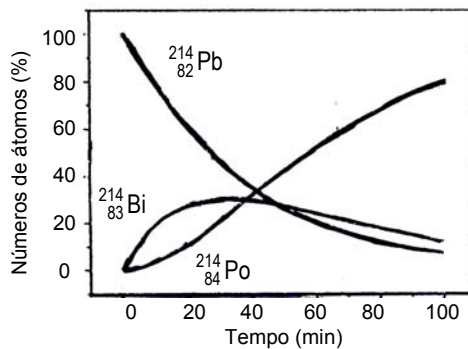
- O ácido acético sofre ionização, originando um meio de $pH < 7$.
- O cloreto de sódio é um sal de comportamento neutro (ácido forte e base forte): não sofre hidrólise, originando um meio de $pH = 7$.

Solução IV: $pH = 7$

- O ácido acético sofre ionização, tendendo a provocar um meio com $pH < 7$.
 - O hidróxido de amônio sofre dissociação, tendendo a provocar um meio com $pH > 7$.
- Como o ácido acético e o hidróxido de amônio são, respectivamente, ácido e base fracos, com constantes de ionização iguais, as concentrações de H^+ e OH^- serão iguais, tornando o pH da solução igual a 7.

Assim $pH_I > pH_{IV} > pH_{II} > pH_{III}$

15. O $^{214}_{82}Pb$ desintegra-se por emissão de partículas Beta, transformando-se em $^{214}_{83}Bi$ que, por sua vez, se desintegra também por emissão de partículas Beta, transformando-se em $^{214}_{84}Po$. A figura ao lado mostra como varia, com o tempo, o número de átomos, em porcentagem de partículas, envolvidos nestes processos de desintegração. Admita $\ln 2 = 0,69$. Considere que, para estes processos, sejam feitas as seguintes afirmações:



- O tempo de meia-vida do chumbo é de aproximadamente 27 min.
- A constante de velocidade da desintegração do chumbo é de aproximadamente $3 \times 10^{-2} \text{ min}^{-1}$.
- A velocidade de formação de polônio é igual à velocidade de desintegração do bismuto.
- O tempo de meia-vida do bismuto é maior que o do chumbo.
- A constante de velocidade de decaimento do bismuto é de aproximadamente $1 \times 10^{-2} \text{ min}^{-1}$.

Das afirmativas acima, estão **CORRETAS**

- apenas I, II e III
- apenas I e IV
- apenas II, III e V.
- apenas III e IV
- apenas IV e V

Alternativa A

I. Correta. De acordo com o gráfico, o chumbo varia de 100 a 50% em 27 min.

II. Correta. $K_{Pb} = \frac{\ln 2}{27} \Rightarrow K_{Pb} \cong \frac{0,69}{27} \Rightarrow K_{Pb} \cong 0,03 = 3 \cdot 10^{-2} \text{ min}^{-1}$.

III. Correta. Pois cada átomo de bismuto desintegrado gera um átomo de polônio, assim:

$$v_{\text{formação}}(Po) = v_{\text{desintegração}}(Bi).$$

IV. Incorreta. De acordo com o gráfico no instante $t \cong 30$ min o percentual de bismuto atinge um máximo. Nesse ponto, a velocidade líquida total de formação do bismuto é igual a zero. Equacionando:

$$v(\text{Bi}) = v_{\text{formação}}(\text{Bi}) - v_{\text{desintegração}}(\text{Bi}) = 0$$

Mas sabe-se que:

$$\begin{cases} v_{\text{formação}}(\text{Bi}) = v_{\text{desintegração}}(\text{Pb}) = K_{\text{Pb}} \cdot N_{\text{Pb}} \\ v_{\text{desintegração}}(\text{Bi}) = K_{\text{Bi}} \cdot N_{\text{Bi}} \end{cases}$$

$$v(\text{Bi}) = K_{\text{Pb}}N_{\text{Pb}} - K_{\text{Bi}} \cdot N_{\text{Bi}} = 0$$

Em $t = 30$ min : $N_{\text{Pb}} \cong 50\%$ e $N_{\text{Bi}} \cong 30\%$

$$\text{Assim: } K_{\text{Pb}} \cdot 50 - K_{\text{Bi}} \cdot 30 = 0$$

$$K_{\text{Bi}} = \frac{50}{30} \times K_{\text{Pb}} \Rightarrow K_{\text{Bi}} = \frac{5}{3} \times 3 \times 10^{-2} \Rightarrow K_{\text{Bi}} = 5 \times 10^{-2} \text{ min}^{-1} > K_{\text{Pb}}$$

Como a constante de velocidade do bismuto é maior, seu tempo de meia-vida é menor.

V. Incorreta. $K_{\text{Bi}} = 5 \times 10^{-2}$

Obs.: A visualização do gráfico não nos dá a certeza do tempo de meia-vida do chumbo em 27 minutos podendo o mesmo variar no intervalo de 25 – 30 min.

16. Uma massa de 180 g de zinco metálico é adicionada a um erlenmeyer contendo solução aquosa de ácido clorídrico. Ocorre reação com liberação de gás que é totalmente coletado em um Balão A, de volume igual a 2 L. Terminada a reação, restam 49 g de zinco metálico no erlenmeyer. A seguir, por meio de um tubo provido de torneira, de volumes desprezíveis, o Balão A é conectado a um Balão B, de volume igual a 4 L, que contém gás nitrogênio sob a pressão de 3 atm. Considere que a temperatura é igual em ambos os balões e que esta é mantida constante durante todo o experimento. Abrindo-se a torneira do tubo de conexão entre os dois balões, ocorre a mistura dos dois gases. Após estabelecido o equilíbrio, a pressão nos dois balões pode ser expressa em função da constante dos gases (R) e da temperatura absoluta (T) por

a) $\frac{1}{2}RT$

b) $\frac{1}{2}RT + 1$

c) $\frac{3}{2}RT$

d) $\frac{1}{3}RT + 2$

e) $RT + 3$

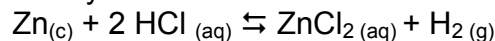
Alternativa D

Massa zinco que sofre reação: $180 - 49 = 131$ g

Número de mols de zinco que sofre reação:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol Zn} \text{ ————— } 65,4 \text{ g} \\ n \text{ mols Zn} \text{ ————— } 131 \text{ g} \end{array} \Rightarrow n \cong 2 \text{ mols de Zn}$$

A reação que ocorre no primeiro erlenmeyer é:



A relação entre o consumo de Zn e a liberação de H_2 é 1:1, logo, serão liberados 2 mols de H_2 , que ocuparão o volume do balão A (2 L). Deste modo a pressão do H_2 será:

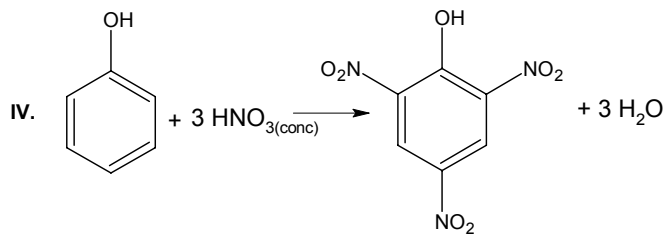
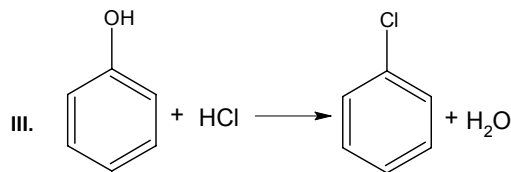
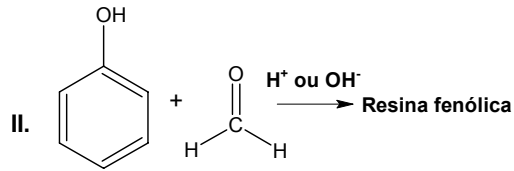
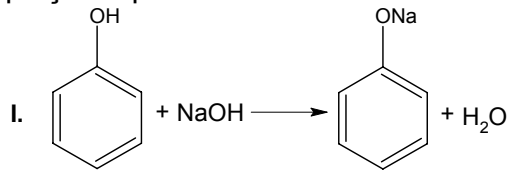
$$P_0V_0 = nRT \Rightarrow P \cdot 2 = 2RT \Rightarrow P_0 = RT$$

Após a conexão dos balões, teremos:

$$\text{H}_2: PV = P_0V_0 \Rightarrow P = \frac{2RT}{6} = \frac{1}{3}RT$$

$$\text{N}_2: PV = P_0V_0 \Rightarrow P = \frac{3 \cdot 4}{6} = 2 \text{ atm} \Rightarrow P_{\text{total}} = P_{\text{H}_2} + P_{\text{N}_2} = \frac{1}{3}RT + 2$$

17. Considere as seguintes equações químicas:



Das reações representadas pelas equações acima, aquela(s) que ocorre(m) nas condições-padrão é (são)

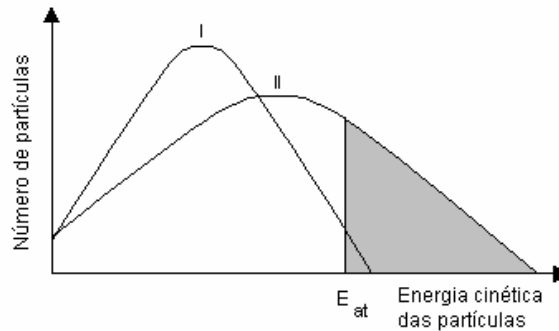
- a) apenas I. b) apenas I, II e IV. c) apenas II e III. d) apenas III e IV. e) todas.

Alternativa B

As reações que ocorrem nas condições-padrão são I, II e IV, sendo que:

I é uma reação de neutralização; II é reação de polimerização; III seria uma reação de substituição, todavia, a mesma não ocorre, pois o nucleófilo Cl^- é mais fraco que o nucleófilo OH^- ; IV é uma reação de nitração.

18. A figura a seguir representa o resultado de dois experimentos diferentes (I) e (II) realizados para uma mesma reação química genérica (reagentes \rightarrow produtos). As áreas hachuradas sob as curvas representam o número de partículas reagentes com energia cinética igual ou maior que a energia de ativação da reação (E_{at}).



Baseado nas informações apresentadas nesta figura, é CORRETO afirmar que

- a) a constante de equilíbrio da reação nas condições do experimento I é igual à da reação nas condições do experimento II
- b) a velocidade medida para a reação nas condições do experimento I é maior que a medida nas condições do experimento II
- c) a temperatura do experimento I é menor que a temperatura do experimento II
- d) a constante de velocidade medida nas condições do experimento I é igual à medida nas condições do experimento II
- e) a energia cinética média das partículas, medida nas condições do experimento I, é maior que a medida nas condições do experimento II

Alternativa C

Alternativa a): Incorreta, pois a constante de equilíbrio depende do conhecimento da concentração dos produtos e dos reagentes da reação, o que não pode ser deduzido do gráfico acima, que apresenta apenas uma relação entre a energia cinética das partículas e a quantidade de partículas com determinados níveis de energia em ambos os experimentos.

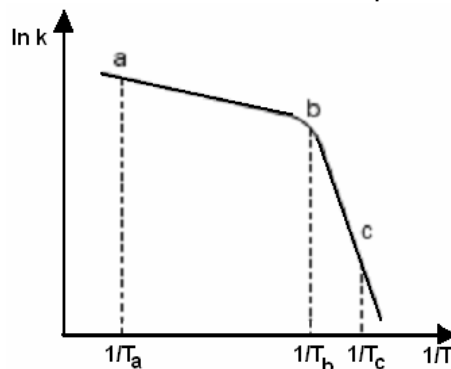
Alternativa b): Incorreta, pois o experimento II apresenta uma maior quantidade de partículas com energia maior ou igual à energia de ativação da reação, o que implica em um maior número de colisões efetivas e portanto em uma maior velocidade de reação.

Alternativa c) Correta, pois uma maior quantidade de partículas com nível de energia cinética alto no experimento II significa maior temperatura a que aquelas partículas estão submetidas.

Alternativa d) Incorreta (vide explicação da alternativa b).

Alternativa e) Incorreta, pois o experimento II apresenta uma quantidade de partículas com alto nível de energia cinética bem maior do que o experimento I, o qual apresenta a maior parte de suas partículas em condições de baixo nível de energia.

19. A figura a seguir mostra como o valor do logaritmo da constante de velocidade (k) da reação representada pela equação química $A \xrightarrow{k} R$ varia com o recíproco da temperatura.



Considere que, em relação às informações mostradas na figura, sejam feitas as afirmações seguintes:

I. O trecho a – b da curva mostra a variação de $\ln k$ da reação direta ($A \rightarrow R$) com o recíproco da temperatura, enquanto o trecho b – c mostra como varia $\ln k$ da reação inversa ($R \rightarrow A$) com o recíproco da temperatura.

II. Para temperaturas menores que T_b , o mecanismo controlador da reação em questão é diferente daquele para temperaturas maiores que T_b .

III. A energia de ativação da reação no trecho a – b é menor que a no trecho b – c.

IV - A energia de ativação da reação direta ($A \rightarrow R$) é menor que a da reação inversa ($R \rightarrow A$).

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

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

Alternativa D

I. Incorreta. Uma leitura atenta do enunciado permite concluir que, tanto no trecho a – b quanto no trecho b – c, o gráfico mostra a variação de $\ln k$ com a reação **direta** ($A \rightarrow R$).

II. Correta. Utilizando a fórmula da constante de velocidade de Arrhenius:

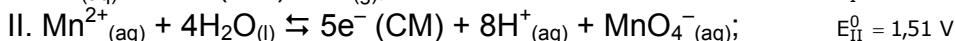
$k = k_i e^{-\frac{E_a}{RT}} \Rightarrow \ln k = \ln k_i - \frac{E_a}{R} \cdot \frac{1}{T}$, portanto, o gráfico $\ln k$ versus $(1/T)$ é uma reta, a menos que haja

alteração da energia de ativação, pois k_i e R são constantes. Nota-se que a energia de ativação para temperaturas menores que T_b é diferente daquela para temperaturas maiores que T_b (segmentos de reta com diferentes inclinações), logo o mecanismo controlador da reação é diferente para temperaturas menores que T_b do que aquele para temperaturas maiores que T_b .

III. Correta. A inclinação do segmento de reta no trecho a – b é menor do que no trecho b – c, indicando um menor coeficiente angular, isto é, um menor valor para E_a (vide equação do item II).

IV. Incorreta. Nada podemos afirmar sobre a energia de ativação da reação inversa.

20. Considere os dois eletrodos (I e II) seguintes e seus respectivos potenciais na escala do eletrodo de hidrogênio (E^0) e nas condições-padrão:

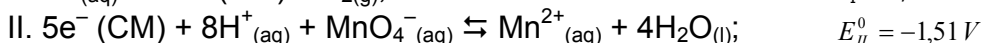


A força eletromotriz de um elemento galvânico construído com os dois elementos acima é de

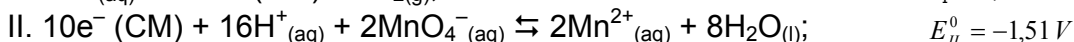
- a) -1,81 V b) -1,13 V c) 0,68 V d) 1,36 V e) 4,38 V

Alternativa D

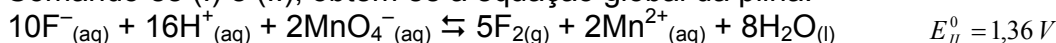
Como o flúor apresenta maior potencial de redução, ele irá reduzir, enquanto o manganês irá oxidar:



Além disso, para balancear a equação devemos ter o número de elétrons cedidos na redução igual ao consumido na oxidação, assim multiplicamos a primeira equação por 5 e a segunda por 2:



Somando-se (I) e (II), obtém-se a equação global da pilha:



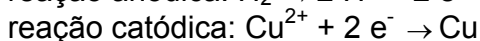
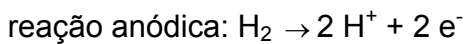
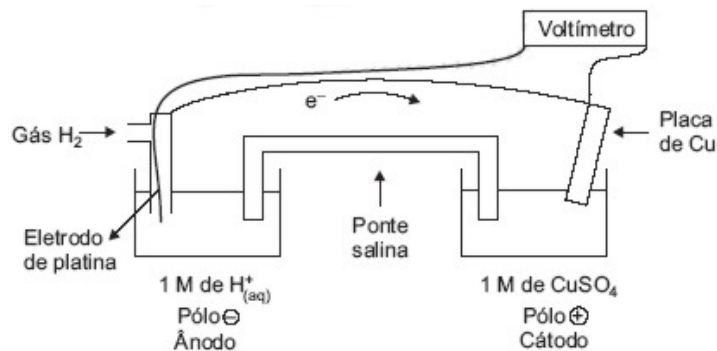
21. Descreva os procedimentos utilizados na determinação do potencial de um eletrodo de cobre $Cu(s) | Cu^{2+}(aq)$. De sua descrição devem constar:

- a) A listagem de todo o material (soluções, medidores etc.) necessário para realizar a medição do potencial do eletrodo em questão.
- b) O desenho esquemático do elemento galvânico montado para realizar a medição em questão. Deixe claro nesse desenho quais são os pólos positivo e negativo e qual dos eletrodos será o anodo e qual será o catodo, quando corrente elétrica circular por esse elemento galvânico. Neste último caso, escreva as equações químicas que representam as reações anódicas e catódicas, respectivamente.
- c) A Explicação de como um aumento do valor das grandezas seguintes afeta o potencial do eletrodo de cobre (Aumenta? Diminui? Não altera?): área do eletrodo, concentração de cobre no condutor metálico, concentração de íons cobre no condutor eletrolítico e temperatura.

SOLUÇÃO:

a) Duas cubas de vidro, uma lâmina de cobre e uma lâmina de platina, fio condutor (por exemplo, fio de cobre), ponte salina (tubo de vidro recurvado contendo solução eletrolítica saturada, com as extremidades fechadas por algodão), tubo de vidro com entrada para hidrogênio gasoso, soluções apresentando $[H^+] = 1,0 M$ e $[Cu^{2+}] = 1,0 M$, voltímetro (o valor obtido no voltímetro será positivo para metais que se reduzem no processo). Temperatura: $25^\circ C$. Pressão do $H_2(g)$: 1 atm.

b)



c) Área do eletrodo: não altera

Concentração do cobre no condutor metálico: não altera

Concentrações de íons cobre: aumenta, pois $E = E^\circ - \frac{0,0532}{n} \log \frac{[H^+]}{[Cu^{2+}]}$

Aumento da temperatura: diminui, pois $E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q$

22. Deseja-se preparar 57 gramas de sulfato de alumínio $[Al_2(SO_4)_3]$ a partir de alumínio sólido (Al), praticamente puro, e ácido sulfúrico (H_2SO_4). O ácido sulfúrico disponível é uma solução aquosa 96% (m/m), com massa específica de $1,84 g cm^{-3}$.

a) Qual a massa, em gramas, de alumínio necessária para preparar a quantidade de $Al_2(SO_4)_3$ especificada? Mostre os cálculos realizados.

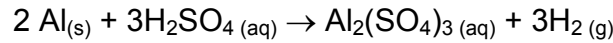
b) Qual a massa, em gramas de ácido sulfúrico necessária para preparar a quantidade de $Al_2(SO_4)_3$ especificada? Mostre os cálculos realizados.

c) Nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP), qual é o volume, em litros, de gás formado durante a preparação da quantidade de $Al_2(SO_4)_3$ especificada? Mostre os cálculos realizados.

d) Caso a quantidade especificada de $Al_2(SO_4)_3$ seja dissolvida em água acidulada, formando 1 L de solução, qual a concentração de íons Al^{3+} e de íons SO_4^{2-} existentes desta solução?

SOLUÇÃO:

A reação que ocorre é:



a)

$$\begin{array}{ccc} 2 \text{Al} & \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 & \\ 54 \text{ g} & 342 \text{ g} & \\ x & 57 \text{ g} & \end{array} \Rightarrow x = \frac{54 \times 57}{342} = 9 \text{ g}$$

b)

$$\begin{array}{ccc} 3 \text{H}_2\text{SO}_4 & \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 & \\ 3 \times 98 \text{ g} & 342 \text{ g} & \\ x & 57 \text{ g} & \end{array} \Rightarrow x = \frac{3 \times 98 \times 57}{342} = 49 \text{ g (H}_2\text{SO}_4 \text{ puro)}$$

Solução de H₂SO₄: $49 \times \frac{100}{96} \cong 51 \text{ g}$

c)

$$\begin{array}{ccc} \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 & 3 \text{H}_2 & \\ 342 \text{ g} & 3 \times 22,4 \text{ L} & \\ 57 \text{ g} & x & \end{array} \Rightarrow x = \frac{57 \times 3 \times 22,4}{342} = 11,2 \text{ L}$$

d) 57 g de Al₂(SO₄)₃ = $\frac{1}{6}$ mol em 1 L de solução. Logo, as concentrações serão [Al³⁺] = $\frac{1}{3}$ molar e [SO₄²⁻] = $\frac{1}{2}$ molar.

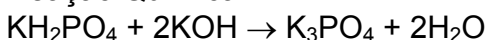
23. Uma solução aquosa foi preparada em um balão volumétrico de capacidade igual a 1L, adicionando-se uma massa correspondente a 0,05 mol de dihidrogenofosfato de potássio (KH₂PO₄) sólido a 300 mL de uma solução aquosa de hidróxido de potássio (KOH) 0,1 mol L⁻¹ e completando-se o volume do balão com água destilada.

Dado eventualmente necessário: pK_a = -logK_a = 7,2, em que K_a = constante de dissociação do H₂P₀₄⁻ em água a 25 °C.

- Escreva a equação química referente à reação que ocorre no balão quando da adição do KH₂PO₄ à solução de KOH.
- Determine o pH da solução aquosa preparada, mostrando os cálculos realizados.
- O que ocorre com o pH da solução preparada (Aumenta? Diminui? Não altera?) quando a 100 mL desta solução for adicionado 1 mL de solução aquosa de HCl 0,1 mol L⁻¹? Justifique sua resposta.
- O que ocorre com o pH da solução preparada (Aumenta? Diminui? Não altera?) quando a 100 mL desta solução for adicionado 1 mL de solução aquosa de KOH 0,1 mol L⁻¹? Justifique sua resposta.

SOLUÇÃO:

a) Reação Química:



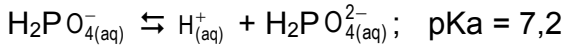
b)

	KH ₂ PO ₄	+	2KOH	→	K ₃ PO ₄	+	2H ₂ O
Início:	0,050 mol		0,03 mol		0 mol		----
Reage:	0,015 mol		0,03 mol		0,015 mol		----
Final:	0,035 mol		0 mol		0,015 mol		----

$$[\text{KH}_2\text{PO}_4] = [\text{H}_2\text{P O}_4^-] = \frac{0,035 \text{ mol}}{1\text{L}} = 0,035 \text{ molar}$$

Dissociação do $\text{H}_2\text{P O}_4^-$:

Sabendo-se que a segunda ionização do $\text{H}_2\text{P O}_4^-$ ocorre em proporção muito menor que a primeira, a quantidade total de H^+ da solução é quase totalmente decorrente da primeira ionização:



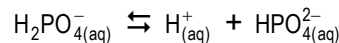
$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

Pela equação anterior, temos: $[\text{H}^+] = [\text{HPO}_4^{2-}]$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} \Rightarrow -\log k_a = -\log \left(\frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} \right)$$

$$\text{pK}_a = -\log [\text{H}^+]^2 + \log [\text{H}_2\text{P O}_4^-] \Rightarrow 7,2 = 2 \cdot (-\log[\text{H}^+]) + \log 0,035 \Rightarrow 7,2 = 2 \cdot \text{pH} - 1,456 \Rightarrow \\ \Rightarrow 2\text{pH} = 8,656 \Rightarrow \text{pH} = 4,328$$

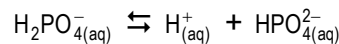
c) Diminui, pois: $\text{HCl}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{H}_{(\text{aq})}^+ + \text{Cl}_{(\text{aq})}^-$ o excesso de $\text{H}_{(\text{aq})}^+$ deslocará o equilíbrio a seguir para a esquerda:



No entanto, o deslocamento não é suficiente para consumir todo o excesso de H^+ , deixando assim, a solução mais ácida (pH menor).

d) Aumenta.

Na adição de NaOH, o excesso de $\text{OH}_{(\text{aq})}^-$ consome o $\text{H}_{(\text{aq})}^+$, fazendo o equilíbrio a seguir se deslocar para direita:



Nesse deslocamento o H^+ é recuperado, mas não totalmente. Assim a quantidade de H^+ final é menor que a inicial, o que torna a solução menos ácida (pH maior).

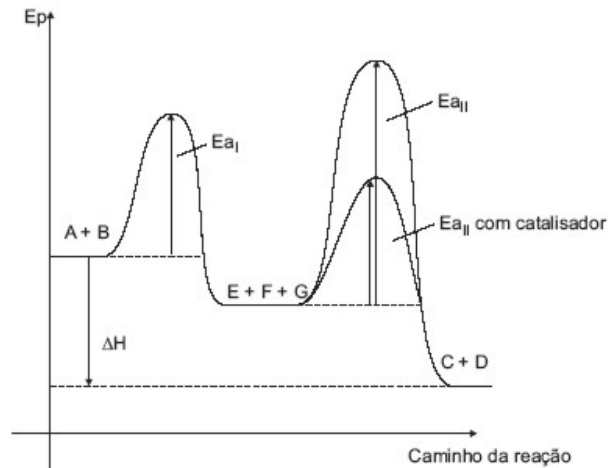
Obs.: Vale ressaltar que, dadas as pequenas quantidades de ácido e base adicionadas nas alternativas b) e c), a variação do pH será mínima.

24. Certa reação química exotérmica ocorre, em dada temperatura e pressão, em duas etapas representadas pela seguinte seqüência de equações químicas:



Represente, em um único gráfico, como varia a energia potencial do sistema em transformação (ordenada) com a coordenada da reação (abscissa), mostrando claramente a variação de entalpia da reação, a energia de ativação envolvida em cada uma das etapas da reação e qual destas apresenta a menor energia de ativação. Neste mesmo gráfico, mostre como a energia potencial do sistema em transformação varia com a coordenada da reação, quando um catalisador é adicionado ao sistema reagente. Considere que somente a etapa mais lenta da reação é influenciada pela presença do catalisador.

SOLUÇÃO:

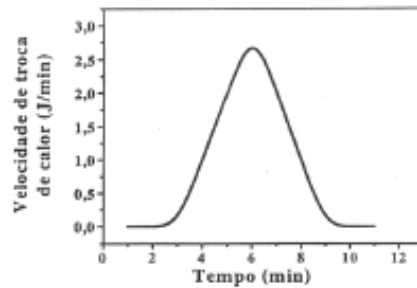


25. São preparadas duas misturas: uma de água e sabão e a outra de etanol e sabão. Um feixe de luz visível incidindo sobre essas duas misturas é visualizado somente através da mistura de água e sabão. Com base nestas informações, qual das duas misturas pode ser considerada uma solução? Por quê?

SOLUÇÃO:

O espalhamento da luz pelas micelas é conhecido como efeito Tyndall e caracteriza um colóide: a mistura de água e sabão. Assim sendo, solução é a mistura etanol e sabão.

26. O gráfico a seguir mostra a variação, com o tempo, da velocidade de troca de calor durante uma reação química. Admita que 1 mol de produto tenha se formado desde o início da reação até o tempo $t = 11$ min.



Utilizando as informações contidas no gráfico, determine, de forma aproximada, o valor das quantidades seguintes, mostrando os cálculos realizados.

- a) Quantidade, em mols, de produto formado até $t = 4$ min.
- b) Quantidade de calor, em $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, liberada na reação até $t = 11$ min.

SOLUÇÃO:

O calor total liberado pode ser calculado através da área sob o gráfico, que é, aproximadamente, a área de um triângulo de vértices (3;0), (9;0) e (6;2,75), isto é, $\text{Área} = \frac{b \cdot h}{2} = \frac{6 \cdot 2,75}{2} = 8,25J$, formando 1 mol de produto, ou seja, $8,25 \cdot 10^{-3} \text{kJ/mol}$.

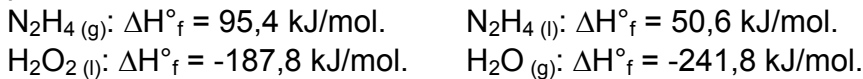
Admitindo que a formação de produto seja proporcional ao calor liberado, o número de mols formado até $t = 4$ min pode ser também calculado pela área sob o gráfico restrita ao intervalo [0, 4]. Esta área é, aproximadamente, a de um triângulo retângulo de vértices (3,0), (4,0) e (4,1). Sua área é $\frac{1 \times 1}{2} = 0,5J$.

Portanto, o número de mols de produto formado até 4 min será $\frac{0,5}{8,25} \cong 0,06$ mols.

27. Um dos sistemas propelentes usados em foguetes consiste em uma mistura de hidrazina (N_2H_4) e peróxido de hidrogênio (H_2O_2). Sabendo que o ponto triplo da hidrazina corresponde à temperatura de $2,0^\circ C$ e à pressão de $3,4mmHg$, que o ponto crítico corresponde à temperatura de $380^\circ C$ e à pressão de $145 atm$ e que na pressão de $1atm$ as temperaturas de fusão e de ebulição são iguais a $1,0$ e $113,5^\circ C$, respectivamente, pedem-se:

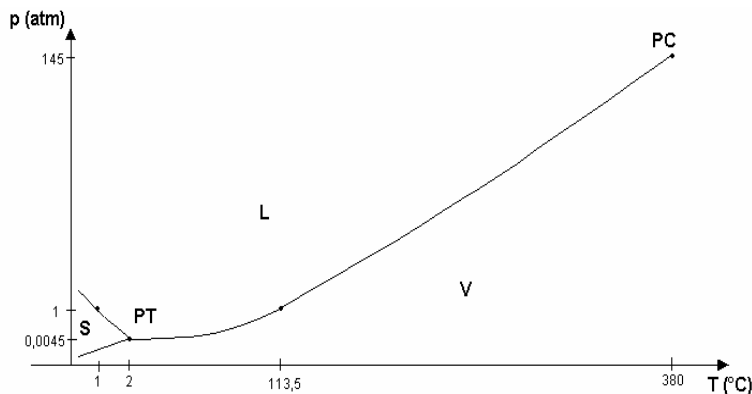
- Um esboço do diagrama de fases da hidrazina para o intervalo de pressão e temperatura considerados neste enunciado.
- A indicação, no diagrama esboçado no item a), de todos os pontos indicados no enunciado e das fases presentes em cada região do diagrama.
- A equação química completa e balanceada que descreve a reação de combustão entre hidrazina e peróxido de hidrogênio, quando estes são misturados a uma temperatura de $25^\circ C$ e pressão de $1 atm$. Nesta equação, indique os estados físicos de cada substância.
- O cálculo da variação de entalpia da reação mencionada em c).

Dados eventualmente necessários: variação de entalpia de formação (ΔH_f°), na temperatura de $25^\circ C$ e pressão de $1atm$, referente a:



SOLUÇÃO:

Itens a) e b):

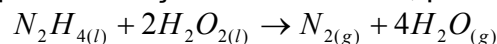


Legenda: S = sólido; L = líquido; V = vapor; PT = ponto triplo; PC = ponto crítico.

Obs.: - Gráfico fora de escala. $3,4mmHg \cong 0,0045atm$. A curva de sublimação apresentada no gráfico serve apenas como referência de sua existência, pois não foram fornecidos valores para a construção da mesma.

Item c):

Pelo diagrama, pode-se perceber que a hidrazina, nas condições de pressão e temperatura descritas no problema, encontra-se na forma líquida. A reação de combustão, portanto, é dada por:



Item d):

Da reação descrita no item anterior, tem-se:

$$\Delta H_c = \Delta H_f^\circ(N_{2(g)}) + 4 \cdot \Delta H_f^\circ(H_2O_{(g)}) - \Delta H_f^\circ(N_2H_{4(l)}) - 2 \cdot \Delta H_f^\circ(H_2O_{2(l)})$$

Lembrando que a entalpia de formação da substância simples é nula e substituindo-se os dados referentes às outras substâncias no estado físico em que se encontram na reação, tem-se:

$$\Delta H_c = -642,2kJ/mol$$

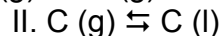
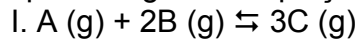
28. Um recipiente aberto, mantido à temperatura ambiente, contém uma substância $A_{(s)}$ que se transforma em $B_{(g)}$ sem a presença de catalisador. Sabendo-se que a reação acontece segundo uma equação de velocidade de ordem zero, responda com justificativas às seguintes perguntas:

- Qual a expressão algébrica que pode ser utilizada para representar a velocidade da reação?
- Quais os fatores que influenciam na velocidade da reação?
- É possível determinar o tempo de meia-vida da reação sem conhecer a pressão de $B_{(g)}$?

SOLUÇÃO:

- Nas reações que ocorrem segundo uma equação de velocidade de ordem zero, temos $v = k$ (constante).
- De acordo com a fórmula de Arrhenius ($k = k_i e^{-\frac{E_a}{RT}}$), os fatores que influenciam são: superfície de contato (afeta a constante k_i), temperatura e presença de catalisadores (afetam a energia de ativação, E_a).
- Sim. Como o recipiente é aberto e B é gasoso, basta medir a massa de sólido no recipiente ao longo do tempo e assim determinar o tempo necessário para que esta se reduza à metade.

29. Uma mistura gasosa é colocada a reagir dentro de um cilindro provido de um pistão móvel, sem atrito e sem massa, o qual é mantido à temperatura constante. As reações que ocorrem dentro do cilindro podem ser genericamente representadas pelas seguintes equações:



O que ocorre com o valor das grandezas abaixo (Aumenta? Diminui? Não altera?), quando o volume do cilindro é duplicado? Justifique suas respostas.

- Quantidade, em mols, da espécie B.
- Quantidade, em mols, da espécie C líquida.
- Constante de equilíbrio da equação I.
- Razão $[C]^3/[B]^2$.

SOLUÇÃO:

É importante observar-se que apenas a reação II sofre influência da variação de volume. Assim, quando o volume é duplicado, a pressão diminui e a reação II é deslocada para a esquerda, aumentando a quantidade de C(g), o que provoca o deslocamento para a esquerda da reação I. Assim:

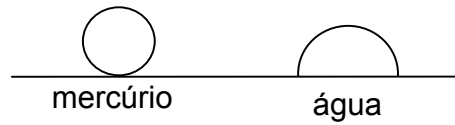
- Aumenta
- Diminui
- Se mantém constante, pois K_1 depende somente da temperatura, que é mantida constante.
- Aumenta, pois $K_1 = \frac{[C]^3}{[A] \times [B]^2} \rightarrow \frac{[C]^3}{[B]^2} = K_1 \times [A]$, onde K_1 se mantém constante e $[A]$ aumenta.

30. Dois substratos de vidro, do tipo comumente utilizado na fabricação de janelas, foram limpos e secos. Nas condições ambiente, depositaram-se cuidadosamente uma gota (0,05 mL) de mercúrio sobre um dos substratos e uma gota (0,05 mL) de água sobre o outro substrato. Considere os líquidos puros.

- Desenhe o formato da gota de líquido depositada sobre cada um dos substratos.
- Justifique a razão de eventuais diferenças nos formatos das gotas dos líquidos depositadas sobre cada um dos substratos de vidro.
- Qual a influência do volume do líquido no formato das gotas depositadas sobre os substratos?

SOLUÇÃO:

a) A gota de mercúrio formará uma esfera (uma “bolinha”), enquanto que a gota de água se espalhará sobre a superfície do vidro, formando uma calota esférica:



- b) A diferença entre os formatos deve-se à força de atração entre os átomos de mercúrio ser muito grande (ligações metálicas). Assim, o formato da amostra de mercúrio tende sempre à minimização do volume ocupado. No caso da água, peso das moléculas é compatível com a força de atração entre as mesmas, provocando a forma de calota esférica.
- c) No caso do mercúrio, o maior volume da gota leva ao “achatamento” da esfera, e esta passa a ter tendência a fraturar em gotas menores. No caso da água, há apenas o aumento da superfície de contato entre a gota e o vidro.