

## CONSTANTES

Constante de Avogadro =  $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$   
Constante de Faraday (F) =  $9,65 \times 10^4 \text{ C mol}^{-1} =$   
 $= 9,65 \times 10^4 \text{ A s mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ J V}^{-1} \text{ mol}^{-1}$   
Volume molar de gás ideal =  $22,4 \text{ L (CNTP)}$   
Carga elementar =  $1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$   
Constante dos gases (R) =  $8,21 \times 10^{-2} \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} =$   
 $= 8,31 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 1,98 \text{ cal K}^{-1} \text{ mol}^{-1} =$   
 $= 62,4 \text{ mmHg L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$   
Constante gravitacional (g) =  $9,81 \text{ ms}^{-2}$

## DEFINIÇÕES

Pressão de 1 atm =  $760 \text{ mmHg} = 101\,325 \text{ Nm}^{-2} = 760$   
Torr

$1 \text{ J} = 1 \text{ Nm} = 1 \text{ kgm}^2 \text{ s}^{-2}$

Condições normais de temperatura e pressão (CNTP):  
 $0^\circ\text{C}$  e  $760 \text{ mmHg}$

Condições ambientes:  $25^\circ\text{C}$  e 1 atm

Condições-padrão:  $25^\circ\text{C}$  e 1 atm; concentração das soluções =  $1 \text{ mol L}^{-1}$  (rigorosamente: atividade unitária das espécies); sólido com estrutura cristalina mais estável nas condições de pressão e temperatura em questão.

(s) = sólido. (ℓ) = líquido. (g) = gás. (aq) = aquoso.

(CM) = circuito metálico. (conc) = concentrado.

(ua) = unidades arbitrárias. [A] = concentração da espécie química A em  $\text{mol L}^{-1}$ .

## MASSAS MOLARES

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g.mol <sup>-1</sup> )	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g.mol <sup>-1</sup> )
H	1	1,01	S	16	32,07
Li	3	6,94	Cl	17	35,45
C	6	12,01	K	19	39,10
N	7	14,01	Ca	20	40,08
O	8	16,00	Mn	25	54,94
F	9	19,00	As	33	74,92
Na	11	22,99	Br	35	79,90
Mg	12	24,30	Ag	47	107,90
Al	13	26,98	I	53	126,90
Si	14	28,08	Pt	78	195,08
P	15	30,97	Hg	80	200,59

Uma amostra de  $2 \times 10^{-2}$  g de um determinado composto orgânico é dissolvida em 300 mL de água a  $25^\circ\text{C}$ , resultando numa solução de pressão osmótica 0,027 atm. Pode-se afirmar, então, que o composto orgânico é o(a)

- a) ácido etanoico (ácido acético).
- b) 1,2-etanodiol (etileno glicol).
- c) etanol (álcool etílico).
- d) metanodiamida (ureia).
- e) tri-fluor-carbono.

### Resolução

Cálculo das concentrações de partículas *dissolvidas*

(não dispersas) para cada substância  $\left( \mathcal{M} = \frac{m}{M \cdot V} \right)$ :

- *ácido acético* ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ):

$$\mathcal{M} = \frac{2 \cdot 10^{-2}}{60,06 \cdot 0,3} \text{ mol/L} = 1,11 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

- *1,2 etanodiol* ( $\text{HO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ ):

$$\mathcal{M} = \frac{2 \cdot 10^{-2}}{62,08 \cdot 0,3} \text{ mol/L} = 1,07 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

- *etanol* ( $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ ):

$$\mathcal{M} = \frac{2 \cdot 10^{-2}}{46,08 \cdot 0,3} \text{ mol/L} = 1,44 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

- *ureia* ( $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ ):

$$\mathcal{M} = \frac{2 \cdot 10^{-2}}{60,07 \cdot 0,3} \text{ mol/L} = 1,11 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

- *trifluorcarbono* ( $\text{CHF}_3$ ):

$$\mathcal{M} = \frac{2 \cdot 10^{-2}}{70,02 \cdot 0,3} \text{ mol/L} = 9,52 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Cálculo da concentração de partículas *dispersas* na solução:

$$\pi = [ ] \cdot R \cdot T \Rightarrow$$

$$\Rightarrow [ ] = \frac{\pi}{R \cdot T} = \frac{0,027}{8,21 \cdot 10^{-2} \cdot 298} \text{ mol/L} =$$

$$= 1,10 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Como o ácido acético sofre uma pequena ionização em água (ácido fraco), a concentração de partículas dispersas seria maior que  $1,11 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ . Logo, o composto é a ureia.

Considere as seguintes afirmações:

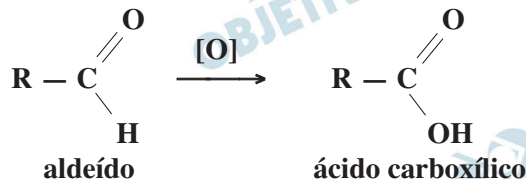
- I. Aldeídos podem ser oxidados a ácidos carboxílicos.
- II. Alcanos reagem com haletos de hidrogênio.
- III. Aminas formam sais quando reagem com ácidos.
- IV. Alcenos reagem com álcoois para formar ésteres.

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

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

**Resolução**

I) *Verdadeira.*

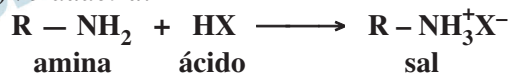


II) *Falsa.*

Alcanos sofrem reação de substituição com  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$  e  $\text{I}_2$ , na presença de luz, formando haletos de alquila.

Não reagem com haletos de hidrogênio (HX).

III) *Verdadeira.*

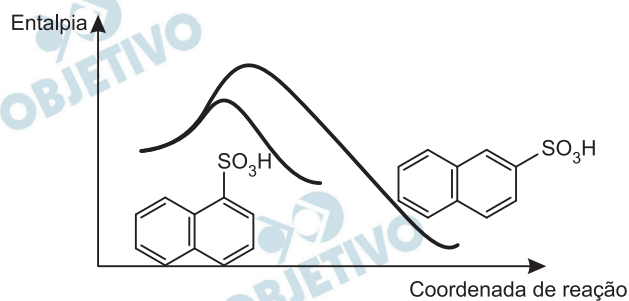


IV) *Falsa.*

Alcenos sofrem reações de adição, como por exemplo hidrogenação e cloração. Já a formação do éster se dá pela reação entre um ácido carboxílico e um álcool:



A reação de sulfonação do naftaleno ocorre por substituição eletrofílica nas posições  $\alpha$  e  $\beta$  do composto orgânico, de acordo com o diagrama de coordenada de reação a 50 °C.



Com base neste diagrama, são feitas as seguintes afirmações:

- I. A reação de sulfonação do naftaleno é endotérmica.
- II. A posição  $\alpha$  do naftaleno é mais reativa do que a de  $\beta$ .
- III. O isômero  $\beta$  é mais estável que o isômero  $\alpha$ .

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

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

#### Resolução

I) *Errada.*

A reação de sulfonação do naftaleno é exotérmica, pois a entalpia dos produtos é menor que a entalpia dos reagentes, indicando que ocorreu liberação de energia durante a reação.

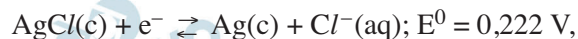
II) *Correta.*

A energia de ativação da reação de sulfonação do naftaleno em posição  $\alpha$  é menor do que a energia de ativação da reação de sulfonação do naftaleno em posição  $\beta$ , portanto a posição  $\alpha$  do naftaleno é mais reativa do que a posição  $\beta$ .

III) *Correta.*

O isômero  $\beta$  apresenta menor entalpia que o isômero  $\alpha$ , sendo portanto mais estável.

Assinale a opção que corresponde, aproximadamente, ao produto de solubilidade do  $\text{AgCl}(c)$  em água nas condições-padrão, sendo dados:



em que  $E^0$  é o potencial do eletrodo em relação ao eletrodo padrão de hidrogênio nas condições-padrão.

- a)  $1 \times 10^{-18}$       b)  $1 \times 10^{-10}$       c)  $1 \times 10^{-5}$   
d)  $1 \times 10^5$       e)  $1 \times 10^{10}$

### Resolução

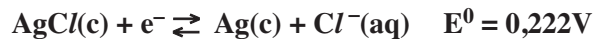
Aplicando a Equação de Nernst ao equilíbrio de uma solução saturada (com corpo de fundo), temos:



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

$$Q = K_{\text{PS}} \text{ para } \Delta E = 0$$

Cálculo do  $\Delta E^0$ :



$$0 = -0,577 - \frac{0,059}{1} \log K_{\text{PS}}$$

$$0,577 = -0,059 \log K_{\text{PS}}$$

$$-10 = \log K_{\text{PS}}$$

$$K_{\text{PS}} = 1 \times 10^{-10}$$

Considere as seguintes misturas (soluto/solvente) na concentração de 10% em mol de soluto:

- I. acetona/clorofórmio    II. água/etanol  
III. água/metanol        IV. benzeno/tolueno  
V. *n*-hexano/*n*-heptano

Assinale a opção que apresenta a(s) mistura(s) para a(s) qual(is) a pressão de vapor do solvente na mistura é aproximadamente igual à sua pressão de vapor quando puro multiplicada pela sua respectiva fração molar.

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

### Resolução

A pressão de vapor é a pressão exercida pelo vapor em equilíbrio com o líquido. Depende da temperatura e da natureza do líquido.

Quando a pressão de vapor do solvente na solução é igual à pressão de vapor no estado puro multiplicada pela respectiva fração molar, temos o enunciado da Lei de Raoult:

$$P_1 = x_1 \cdot P_1^0$$

em que  $P_1$  e  $P_1^0$  são respectivamente as pressões de vapor do solvente puro e do solvente na solução e  $x_1$  é a fração molar do solvente na solução.

Uma solução ideal é aquela que obedece à Lei de Raoult, isto é, apresenta intensidades relativas de força intermolecular aproximadamente igual nos componentes puros e na respectiva solução.

Nas soluções IV e V, as forças intermoleculares são aproximadamente de mesma magnitude (Forças de van der Waals).

Nas soluções II e III, as forças intermoleculares são mais intensas nos solventes puros do que nas respectivas soluções (forças do tipo ligações de hidrogênio).

Na solução I, as forças são mais fracas nos componentes puros e mais intensas na solução.

Portanto, as soluções que obedecem à Lei de Raoult são IV e V.

Considere que a reação hipotética representada pela equação química  $X + Y \rightarrow Z$  ocorra em três condições diferentes (a, b e c), na mesma temperatura, pressão e composição total (número de moléculas de  $X + Y$ ), a saber:

- O número de moléculas de X é igual ao número de moléculas de Y.
- O número de moléculas de X é  $1/3$  do número de moléculas de Y.
- O número de moléculas de Y é  $1/3$  do número de moléculas de X.

Baseando nestas informações, considere que sejam feitas as seguintes afirmações:

- Se a lei de velocidade da reação for  $v = k[X].[Y]^2$ , então  $v_c < v_a < v_b$ .
- Se a lei de velocidade da reação for  $v = k[X].[Y]$ , então  $v_b = v_c < v_a$ .
- Se a lei de velocidade da reação for  $v = k[X]$ , então  $t_{1/2(c)} > t_{1/2(b)} > t_{1/2(a)}$ , em que  $t_{1/2}$  = tempo de meia-vida.

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

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

### Resolução

Considerando um total de “z” mol de moléculas, em um volume “V”, tem-se:

$$* \text{ situação a: } \begin{cases} [X] = \frac{1}{2} \frac{z}{V} \text{ mol/L} \\ [Y] = \frac{1}{2} \frac{z}{V} \text{ mol/L} \end{cases}$$

$$* \text{ situação b: } \begin{cases} [X] = \frac{1}{4} \frac{z}{V} \text{ mol/L} \\ [Y] = \frac{3}{4} \frac{z}{V} \text{ mol/L} \end{cases}$$

$$* \text{ situação c: } \begin{cases} [X] = \frac{3}{4} \frac{z}{V} \text{ mol/L} \\ [Y] = \frac{1}{4} \frac{z}{V} \text{ mol/L} \end{cases}$$

I. Para a lei de velocidade  $v = k \cdot [X] \cdot [Y]^2$ :

$$v_a = k \cdot \frac{1}{2} \cdot \frac{z}{V} \cdot \left( \frac{1}{2} \cdot \frac{z}{V} \right)^2 = k \cdot \frac{1 \cdot z^3}{8 \cdot V^3} = k \cdot \frac{8 \cdot z^3}{64 V^3}$$

$$v_b = k \cdot \frac{1}{4} \cdot \frac{z}{V} \cdot \left( \frac{3}{4} \cdot \frac{z}{V} \right)^2 = k \cdot \frac{9 \cdot z^3}{64 V^3}$$

$$v_c = k \cdot \frac{3}{4} \cdot \frac{z}{V} \cdot \left( \frac{1}{4} \cdot \frac{z}{V} \right)^2 = k \cdot \frac{3 \cdot z^3}{64 V^3}$$

Neste caso,  $v_c < v_a < v_b$

II. Para a lei de velocidade  $v = k \cdot [X] \cdot [Y]$ :

$$v_a = k \cdot \frac{1}{2} \cdot \frac{z}{V} \cdot \frac{1}{2} \cdot \frac{z}{V} = k \cdot \frac{1 \cdot z^2}{4 \cdot V^2} = k \cdot \frac{4 \cdot z^2}{16 \cdot V^2}$$

$$v_b = k \cdot \frac{1}{4} \cdot \frac{z}{V} \cdot \frac{3}{4} \cdot \frac{z}{V} = k \cdot \frac{3 \cdot z^2}{16 \cdot V^2}$$

$$v_c = k \cdot \frac{3}{4} \cdot \frac{z}{V} \cdot \frac{1}{4} \cdot \frac{z}{V} = k \cdot \frac{3 \cdot z^2}{16 \cdot V^2}$$

Neste caso,  $v_b = v_c < v_a$

III. Para a lei de velocidade  $v = k \cdot [X]$ :

Por se tratar de uma reação de primeira ordem em relação a X (função linear), ao aumentar a concentração de X, a velocidade aumenta proporcionalmente e, portanto, os tempos de meia-vida serão os mesmos.



Considere os seguintes potenciais de eletrodo em relação ao eletrodo padrão de hidrogênio nas condições-padrão ( $E^0$ ):  $E^0_{M^{3+}/M^{2+}} = 0,80V$  e  $E^0_{M^{2+}/M^0} = -0,20V$ . Assinale a opção que apresenta o valor, em V, de  $E^0_{M^{3+}/M^0}$ .

- a)  $-0,33$       b)  $-0,13$       c)  $+0,13$   
 d)  $+0,33$       e)  $+1,00$

### Resolução

Escrevendo as semirreações por intermédio das semiequações, temos:



Utilizando a fórmula  $\Delta G^0 = -n F E^0$ , temos:

$$\Delta G^0_{\text{III}} = \Delta G^0_{\text{I}} + \Delta G^0_{\text{II}}$$

$$-3 F E^0 = -1 \cdot F \cdot 0,80 - 2 \cdot F (-0,20)$$

$$-3 E^0 = -0,80 + 0,40$$

$$E^0 = +0,13 V$$

Considere as seguintes afirmações a respeito dos haletos de hidrogênio HF, HCl, HBr e HI:

- I. A temperatura de ebulição do HI é maior do que a dos demais.
- II. À exceção do HF, os haletos de hidrogênio dissociam-se completamente em água.
- III. Quando dissolvidos em ácido acético glacial puro, todos se comportam como ácidos, conforme a seguinte ordem de força ácida:  $HI > HBr > HCl > HF$ .

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

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

### Resolução

#### I. Errada.

Entre os haletos de hidrogênio apresentados, o HF é o que possui maior temperatura de ebulição, por ser o único capaz de estabelecer ligações de hidrogênio entre suas moléculas.

#### II. Correta.

O íon hidrônio é, na realidade, o ácido mais forte que pode existir na água. Quando solubilizados em água, certos ácidos fortes como HCl, HBr e HI ionizam-se completamente na reação com a água, e formam o  $H_3O^+$  e a respectiva base conjugada.

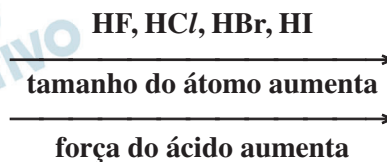


*Nota:* Admitindo que a ionização desses três ácidos é aproximadamente completa, o item II estaria errado e a resposta correta do teste seria a alternativa e.

#### III. Correta.

Como o ácido acético é mais fraco que os haletos apresentados, ele irá comportar-se como base, ao dissolvê-los.

A ordem de força ácida depende do tamanho dos átomos, portanto:



No HF, apesar de ser quase iônico, o pequeno íon  $F^-$  tem grande densidade de carga e a sua ligação com  $H^+$  será curta e forte, sendo difícil liberar o  $H^+$ , por isso o HF é considerado fraco (ou moderado).

Considere volumes iguais dos gases  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CH}_4$  e  $\text{O}_2$  nas CNTP. Assinale a opção que apresenta o(s) gás(es) que se comporta(m) idealmente.

- a) Apenas  $\text{NH}_3$                       b) Apenas  $\text{CH}_4$   
c) Apenas  $\text{O}_2$                         d) Apenas  $\text{NH}_3$  e  $\text{CH}_4$   
e) Apenas  $\text{CH}_4$  e  $\text{O}_2$

**Resolução**

As moléculas do gás ideal não apresentam forças de atração ou de repulsão.

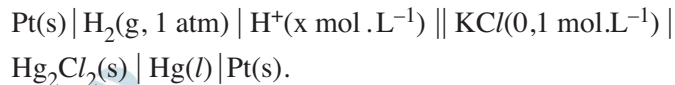
Analisando as moléculas, temos:

$\text{NH}_3$  apresenta forças intensas de atração devido às pontes de hidrogênio.

$\text{O}_2$  e  $\text{CH}_4$ , moléculas apolares, apresentam somente fracas Forças de van der Waals (dipolo induzido).

Dos três gases citados, apenas  $\text{CH}_4$  e  $\text{O}_2$  mais se aproximam do modelo de gás ideal, pois apresentam as menores forças intermoleculares.

A 25 °C, a força eletromotriz da seguinte célula eletroquímica é de 0,45 V:



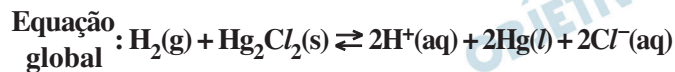
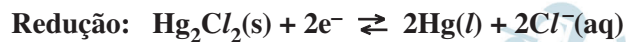
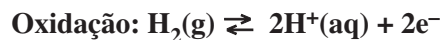
Sendo o potencial do eletrodo de calomelano

–  $\text{KCl}(0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}) | \text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s}) | \text{Hg(l)}$  – nas condições-padrão igual a 0,28 V e x o valor numérico da concentração dos íons  $\text{H}^+$ , assinale a opção com o valor aproximado do pH da solução.

- a) 1,0      b) 1,4      c) 2,9      d) 5,1      e) 7,5

### Resolução

Semirreações que ocorrem na célula galvânica:



O potencial da célula galvânica pode ser calculado por:

$$E_{\text{célula}} = E_{\text{H}_2} + E_{\text{calomelano}}$$

$$E_{\text{H}_2} = E_{\text{H}_2}^0 - \frac{0,0592}{n} \cdot \log \frac{[\text{H}^+]^2}{P_{\text{H}_2}} \Rightarrow$$

$$n = 2; P_{\text{H}_2} = 1 \text{ atm}$$

$$\Rightarrow E = -0,0592 \log [\text{H}^+] = 0,0592 \text{ pH}$$

$$E_{\text{calomelano}} = E_{\text{calomelano}}^0 - \frac{0,0592}{2} \cdot \log [\text{Cl}^-]^2$$

Considerando o potencial-padrão do calomelano para a concentração de  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de  $\text{KCl}$ , tem-se:

$$E_{\text{calomelano}} = 0,28 - 2 \cdot \frac{0,0592}{2} \cdot \log 0,1 =$$

$$= 0,28 + 0,0592(\text{V}) = 0,3392\text{V}$$

Logo:

$$E_{\text{célula}} = E_{\text{H}_2} + E_{\text{calomelano}} \Rightarrow 0,45 = 0,0592 \cdot \text{pH} + 0,3392$$

$$\Rightarrow \text{pH} = \frac{0,45 - 0,3392}{0,0592} = 1,87$$

Não há resposta.

\* Considerando o potencial 0,28V como o do eletrodo padrão de calomelano para concentração 0,1 mol/L de  $\text{KCl}$ , tem-se:

$$* E_{\text{célula}} = E_{\text{H}_2} + E_{\text{calomelano}}$$

$$E_{\text{H}_2} = E_{\text{H}_2}^0 - \frac{0,0592}{n} \cdot \log \frac{[\text{H}^+]^2}{P_{\text{H}_2}}$$

$E_{\text{calomelano}} = E^0_{\text{calomelano}}$ , pois o eletrodo está nas condições-padrão dadas.

$$E_{\text{célula}} = -\frac{0,0592}{2} \cdot \log \frac{[\text{H}^+]^2}{1} + 0,28$$

$$0,45 = -\frac{0,0592}{2} \cdot \log [\text{H}^+]^2 + 0,28$$

$$0,45 = 0,0592 \cdot \text{pH} + 0,28 \Rightarrow \text{pH} = \frac{0,45 - 0,28}{0,0592}$$

$\text{pH} = 2,87$ , aproximadamente  $\text{pH} = 2,9$ .

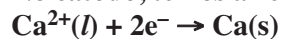
São feitas as seguintes afirmações a respeito dos produtos formados preferencialmente em eletrodos eletroquimicamente inertes durante a eletrólise de sais inorgânicos fundidos ou de soluções aquosas de sais inorgânicos:

- I. Em  $\text{CaCl}_2(l)$  há formação de  $\text{Ca}(s)$  no catodo.
  - II. Na solução aquosa  $1 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  em  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  há aumento do pH ao redor do anodo.
  - III. Na solução aquosa  $1 \text{ mol.L}^{-1}$  em  $\text{AgNO}_3$  há formação de  $\text{O}_2(g)$  no anodo.
  - IV. Em  $\text{NaBr}(l)$  há formação de  $\text{Br}_2(l)$  no anodo.
- Das afirmações acima, está(ão) ERRADA(S) apenas
- a) I e II.    b) I e III.    c) II.    d) III.    e) IV.

### Resolução

#### I. Correta.

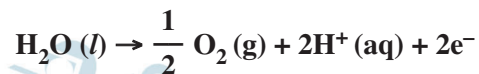
No catodo, temos a redução do íon  $\text{Ca}^{2+}$ :



Há formação de  $\text{Ca}(s)$ .

#### II. Incorreta.

No anodo, temos a oxidação da água:



Há diminuição do pH ao redor do anodo devido à formação de  $\text{H}^+$ .

#### III. Correta.

No anodo, temos a oxidação da água:



Temos a formação de  $\text{O}_2$ .

#### IV. Correta.

No anodo, temos a oxidação do ânion  $\text{Br}^-$ :



Temos a formação de  $\text{Br}_2(l)$ .

São feitas as seguintes afirmações em relação à isomeria de compostos orgânicos:

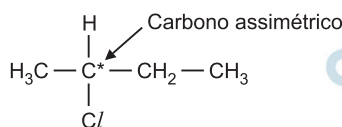
- I. O 2-cloro-butano apresenta dois isômeros óticos.
- II. O n-butano apresenta isômeros conformacionais.
- III. O metil-ciclo-propano e o ciclo-butano são isômeros estruturais.
- IV. O alceno de fórmula molecular  $C_4H_8$  apresenta um total de três isômeros.
- V. O alceno de fórmula molecular  $C_5H_{12}$  apresenta um total de dois isômeros.

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

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

### Resolução

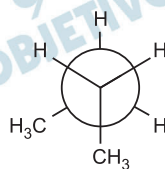
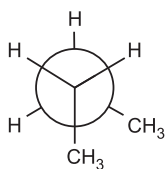
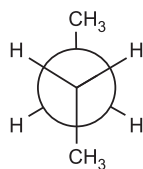
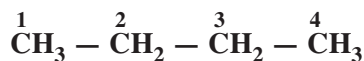
I) *Verdadeira.*



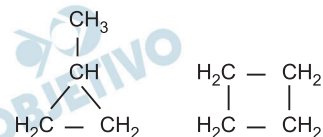
O 2-clorobutano apresenta isomeria óptica, contendo um carbono assimétrico. Desta forma, com esta fórmula há os isômeros dextrogiro (d) e levogiro (l).

II) *Verdadeira.*

Os diferentes arranjos espaciais dos átomos, que resultam da rotação em torno de uma ligação simples (ligação sigma) são chamados conformações. Moléculas com diferentes conformações são denominadas isômeros conformacionais. No caso do butano, tem-se, por exemplo:



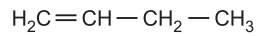
III) *Verdadeira.*



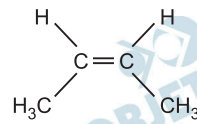
O metilciclopropano e o ciclobutano são isômeros de cadeia, isômeros *estruturais* (isômeros planos).

IV) *Falsa.*

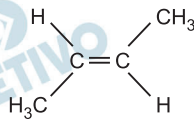
Com a fórmula molecular  $C_4H_8$ , há um total de 4 alcenos isômeros (considerando isomeria plana e espacial geométrica).



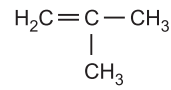
but-1-eno



cis-but-2-eno



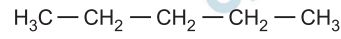
trans-but-2-eno



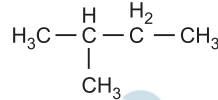
metilpropeno

V) *Falsa.*

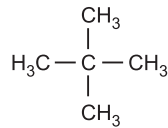
Com a fórmula molecular  $\text{C}_5\text{H}_{12}$ , há um total de 3 alcanos.



pentano



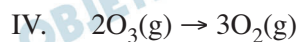
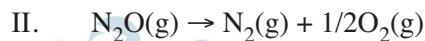
metilbutano



dimetilpropano



Considere as reações representadas pelas seguintes equações químicas:



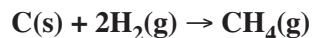
Assinale a opção que apresenta a(s) reação(ões) química(s) na(s) qual(is) há uma variação negativa de entropia.

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

### Resolução

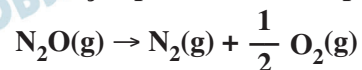
A grandeza termodinâmica entropia (S) indica o grau de desordem de um sistema. Quando o grau de desordem diminui (ou o grau de organização aumenta), a variação de entropia é negativa.

I. Variação negativa de entropia ( $\Delta S < 0$ ):



menor quantidade de gases (desordem diminui)

II. Variação positiva de entropia ( $\Delta S > 0$ ):



maior quantidade de gases (desordem aumenta)

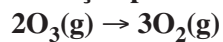
III. Variação positiva de entropia ( $\Delta S > 0$ ):



sólido                      gases

desordem aumenta

IV. Variação positiva de entropia ( $\Delta S > 0$ ):



maior quantidade de gases (desordem aumenta)

Assinale a opção que indica o polímero da borracha natural.

- a) Poliestireno                      b) Poliisopreno  
c) Poli (metacrilato de metila)    d) Polipropileno  
e) Poliuretano

**Resolução**

A borracha natural é um polímero do 2-metilbuta-1,3-dieno, também chamado de isopreno. Teoricamente, a reação de formação da borracha natural é a seguinte:



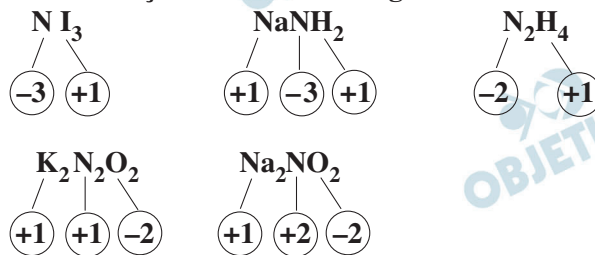
poli-isopropeno

Assinale a opção que apresenta os compostos nitrogenados em ordem crescente de número de oxidação do átomo de nitrogênio.

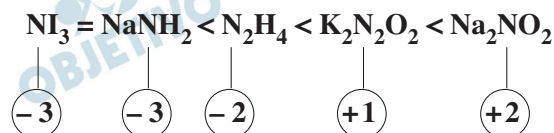
- a)  $\text{N}_2\text{H}_4 < \text{K}_2\text{N}_2\text{O}_2 < \text{NaNH}_2 < \text{NI}_3 < \text{Na}_2\text{NO}_2$   
 b)  $\text{K}_2\text{N}_2\text{O}_2 < \text{Na}_2\text{NO}_2 < \text{NI}_3 < \text{NaNH}_2 < \text{N}_2\text{H}_4$   
 c)  $\text{NaNH}_2 < \text{N}_2\text{H}_4 < \text{K}_2\text{N}_2\text{O}_2 < \text{Na}_2\text{NO}_2 < \text{NI}_3$   
 d)  $\text{NI}_3 < \text{NaNH}_2 < \text{Na}_2\text{NO}_2 < \text{N}_2\text{H}_4 < \text{K}_2\text{N}_2\text{O}_2$   
 e)  $\text{Na}_2\text{NO}_2 < \text{NI}_3 < \text{N}_2\text{H}_4 < \text{K}_2\text{N}_2\text{O}_2 < \text{NaNH}_2$

### Resolução

Determinação do Nox do nitrogênio:



Assim, a ordem crescente seria:



Na página 828 do livro: “Química, a Ciência Central” dos autores Brown, LeMay e Bursten está escrito:

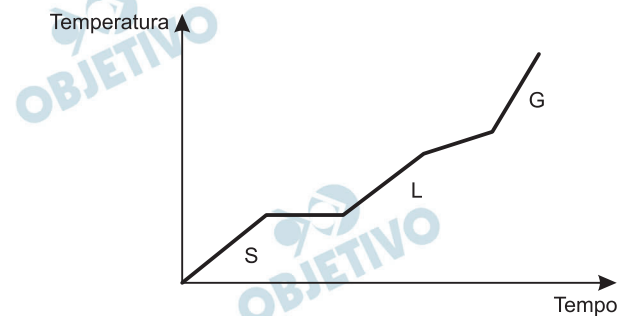
“COMO O NITROGÊNIO É MAIS ELETRONEGATIVO DO QUE TODOS OS ELEMENTOS, COM EXCEÇÃO DO FLÚOR, DO OXIGÊNIO E DO CLORO, ELE EXIBE ESTADOS DE OXIDAÇÃO POSITIVO APENAS NA COMBINAÇÃO COM ESSES TRÊS ELEMENTOS”

No composto  $\text{NI}_3$ , o nitrogênio tem número de oxidação  $\textcircled{-3}$  e o iodo  $\textcircled{+1}$ .

Infelizmente, o gabarito oficial do ITA apresentará *c* como alternativa correta, implicando um número de oxidação  $\textcircled{+3}$  para o nitrogênio e  $\textcircled{-1}$  para o iodo.

Isso é um absurdo. Não há alternativa correta. O TESTE DEVERIA SER ANULADO.

A figura representa a curva de aquecimento de uma amostra, em que S, L e G significam, respectivamente, sólido, líquido e gasoso.



Com base nas informações da figura é CORRETO afirmar que a amostra consiste em uma

- a) substância pura.
- b) mistura coloidal.
- c) mistura heterogênea.
- d) mistura homogênea azeotrópica.
- e) mistura homogênea eutética.

#### Resolução

O gráfico fornecido representa o aquecimento de uma *mistura homogênea eutética*, pois o ponto de fusão é constante e o ponto de ebulição é variável.

O gráfico de uma substância pura apresenta ponto de fusão e ponto de ebulição constantes.

O gráfico de uma mistura homogênea azeotrópica apresenta apenas ponto de ebulição constante.

Considere os seguintes pares de moléculas:

- I.  $\text{LiCl}$  e  $\text{KCl}$
- II.  $\text{AlCl}_3$  e  $\text{PCl}_3$
- III.  $\text{NCl}_3$  e  $\text{AsCl}_3$

Assinale a opção com as três moléculas que, cada uma no seu respectivo par, apresentam ligações com o maior caráter covalente.

- a)  $\text{LiCl}$ ,  $\text{AlCl}_3$  e  $\text{NCl}_3$
- b)  $\text{LiCl}$ ,  $\text{PCl}_3$  e  $\text{NCl}_3$
- c)  $\text{KCl}$ ,  $\text{AlCl}_3$  e  $\text{AsCl}_3$
- d)  $\text{KCl}$ ,  $\text{PCl}_3$  e  $\text{NCl}_3$
- e)  $\text{KCl}$ ,  $\text{AlCl}_3$  e  $\text{NCl}_3$

#### Resolução

As ligações químicas apresentam maior caráter covalente quanto menor for a diferença de eletronegatividade entre os átomos envolvidos. Neste caso, haverá maior caráter covalente nas ligações das substâncias em que haja um elemento com maior eletronegatividade ligado ao elemento cloro:

- I. O Li é mais eletronegativo que o K.
- II. O P é mais eletronegativo que o Al.
- III. O N é mais eletronegativo que o As.

A eletronegatividade cresce de baixo para cima em um grupo da tabela periódica.

Portanto, temos:

$\text{LiCl}$ ,  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{NCl}_3$

São descritos três experimentos (I, II e III) utilizando-se em cada um 30 mL de uma solução aquosa saturada, com corpo de fundo de cloreto de prata, em um béquer de 50 mL a 25 °C e 1 atm:

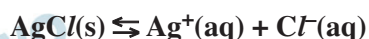
- I. Adiciona-se certa quantidade de uma solução aquosa 1 mol.L<sup>-1</sup> em cloreto de sódio.
- II. Borbulha-se sulfeto de hidrogênio gasoso na solução por certo período de tempo.
- III. Adiciona-se certa quantidade de uma solução aquosa 1 mol.L<sup>-1</sup> em nitrato de prata.

Em relação aos resultados observados após atingir o equilíbrio, assinale a opção que apresenta o(s) experimento(s) no(s) qual(is) houve aumento da quantidade de sólido.

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

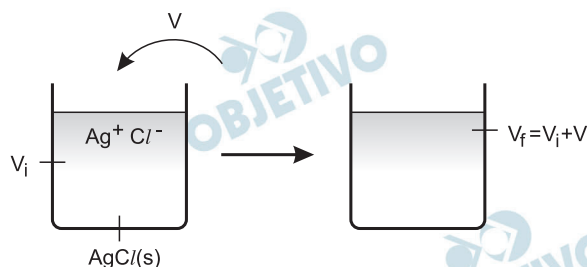
### Resolução

Numa solução saturada de cloreto de prata com corpo de fundo, teremos o seguinte equilíbrio:



O sal é pouco solúvel e o seu  $K_{PS}$  tem valor baixo.

**Experimento I: adição de certa quantidade de solução aquosa 1 mol L<sup>-1</sup> de cloreto de sódio**



A solução aquosa de NaCl apresenta as seguintes concentrações de íons na solução:

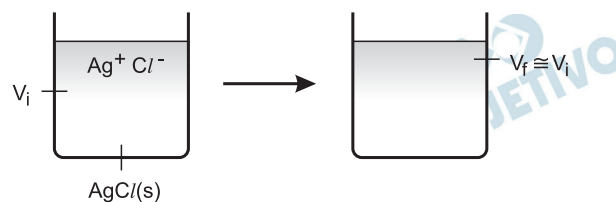


$$[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] = 1 \text{ mol L}^{-1}$$

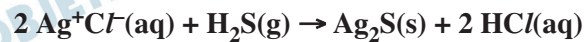
Adicionando-se um volume V de NaCl(aq) na solução saturada de AgCl, irá aumentar a concentração de íons Cl<sup>-</sup> na solução final. (A concentração de Cl<sup>-</sup> na solução saturada era baixa, pois o  $K_{PS_{AgCl}}$  é pequeno e adicionaremos um volume V de NaCl com concentração de Cl<sup>-</sup> elevada (1 mol L<sup>-1</sup>).

O equilíbrio de solubilidade de AgCl será deslocado para a esquerda, aumentando a quantidade de AgCl(s) na solução.

**Experimento II: borbulhar sulfeto de hidrogênio gasoso.**



A adição de sulfeto de hidrogênio gasoso implicará a seguinte equação de reação de precipitação do  $Ag_2S$ :

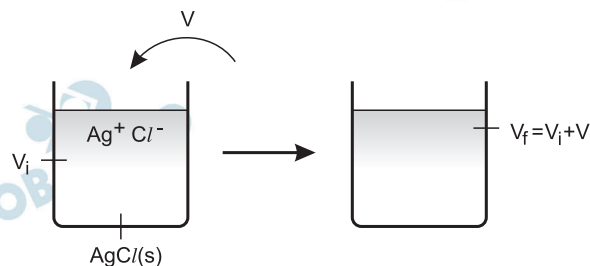


O sulfeto de prata é um sal bem menos solúvel que o  $AgCl$  e será depositado no sistema segundo a equação iônica:



Embora ocorra dissolução de parte do  $AgCl(s)$ , o  $Ag_2S$  é bem menos solúvel que o  $AgCl$  e, portanto, aumentará a quantidade de sólido no sistema.

**Experimento III:** adição de certa quantidade de solução aquosa  $1 \text{ mol L}^{-1}$  de nitrato de prata.



Assim como no experimento I, a solução de nitrato de prata apresentará concentração de íons  $Ag^+$  e  $NO_3^-$  igual a  $1 \text{ mol L}^{-1}$ .

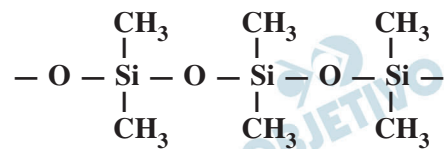
A adição de  $Ag^+(aq)$  implicará o deslocamento de equilíbrio de solubilidade do cloreto de prata para a esquerda, aumentando a quantidade de sólido ( $AgCl$ ) no sistema.

Assinale a opção com a resina polimérica que mais reduz o coeficiente de atrito entre duas superfícies sólidas.

- a) Acrílica
- b) Epoxídica
- c) Estirênica
- d) Poliuretânica
- e) Poli (dimetil siloxano)

**Resolução**

O poli (dimetil siloxano) é membro da família dos polímeros do silicone:



Os silicones são atóxicos, têm boa estabilidade em face do calor, da luz e do oxigênio.

Têm valiosas propriedades como antiadesivos e antiespumantes. Uma das aplicações é como lubrificantes.



Considere uma amostra aquosa em equilíbrio a 60°C, com pH de 6,5, a respeito da qual são feitas as seguintes afirmações:

- I. A amostra pode ser composta de água pura.
- II. A concentração molar de  $\text{H}_3\text{O}^+$  é igual à concentração de  $\text{OH}^-$ .
- III. O pH da amostra não varia com a temperatura.
- IV. A constante de ionização da amostra depende da temperatura.
- V. A amostra pode ser uma solução aquosa  $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  em  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , considerando que a constante de dissociação do  $\text{H}_2\text{CO}_3$  é da ordem de  $1 \times 10^{-7}$ .

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

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

### Resolução

A 25°C, 1 atm, o produto iônico da água ( $K_w$ ) é igual a  $1,0 \cdot 10^{-14}$ .



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

Portanto, uma solução neutra a 25°C terá:

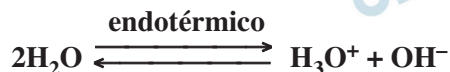
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Como  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$  e  $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$ , a 25°C, uma solução neutra apresenta  $\text{pH} = \text{pOH} = 7$ .

*Obs.:* Embora não tenha sido fornecido o valor de  $K_w$  a 60°C ( $K_w = 9,3 \cdot 10^{-14} \cong 10^{-13}$ ), uma amostra de água pura nessa temperatura apresenta valor de  $\text{pH} = \text{pOH} \cong 6,5$ .

Uma solução de  $\text{pH} = 6,5$  é neutra.

A ionização da água é um processo endotérmico.



Um aumento da temperatura desloca o equilíbrio para a direita, aumentando a concentração dos íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  e  $\text{OH}^-$  e diminuindo os valores de pH e pOH.

I. *Correta.*

Pode ser água pura ou uma solução neutra.

II. *Correta.*

Por se tratar de uma solução neutra, as concentrações dos íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  e  $\text{OH}^-$  são iguais.

III. *Falsa.*

O pH de um sistema varia com a temperatura.

IV. *Correta.*

Qualquer constante de equilíbrio depende da temperatura.

V. *Falsa.*

Vamos calcular o valor do pH da amostra nas condições citadas:

	$\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{HCO}_3^-(\text{aq})$			
início	0,1 mol L <sup>-1</sup>		≅ 0	0
reage e forma	x		x	x
equilíbrio	0,1 - x ≅ 0,1 mol L <sup>-1</sup>		x	x

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

$$1,0 \cdot 10^{-7} = \frac{x \cdot 1}{0,1}$$

$$x^2 = 1,0 \cdot 10^{-8}$$

$$x = 1,0 \cdot 10^{-4}$$

$$\therefore [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ e portanto } \text{pH} = 4$$

\*Nota: É um absurdo exigir o valor de  $K_w$  a 60°C.

**O TESTE DEVERIA SER ANULADO.**

AS QUESTÕES DISSERTATIVAS, NUMERADAS DE 21 A 30, DEVEM SER RESPONDIDAS NO CADERNO DE SOLUÇÕES.

AS QUESTÕES NUMÉRICAS DEVEM SER DESENVOLVIDAS ATÉ O FINAL, COM APRESENTAÇÃO DO VALOR ABSOLUTO DO RESULTADO.

## 21

A tabela mostra a variação de entalpia de formação nas condições-padrão a 25°C de algumas substâncias. Calcule a variação da energia interna de formação, em  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ , nas condições-padrão dos compostos tabelados. Mostre os cálculos realizados.

Substância	$\Delta H_f^0$ ( $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ )
$\text{AgCl}(s)$	-127
$\text{CaCO}_3(s)$	-1207
$\text{H}_2\text{O}(l)$	-286
$\text{H}_2\text{S}(g)$	-20
$\text{NO}_2(g)$	+34

### Resolução

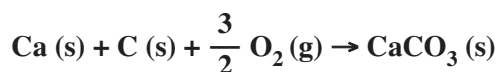
A variação da energia interna ( $\Delta U$ ) é dada pela expressão:

$$\Delta U = \Delta H - \Delta n \cdot R \cdot T$$



$$\Delta U = -127 - (-0,5 \cdot 8,31 \cdot 298) \cdot 10^{-3}$$

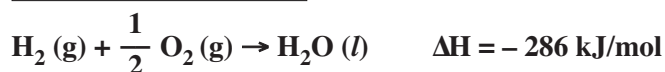
$$\Delta U = -125,76 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H = -1207 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta U = -1207 - (-1,5 \cdot 8,31 \cdot 298 \cdot 10^{-3})$$

$$\Delta U = -1203,3 \text{ kJ/mol}$$



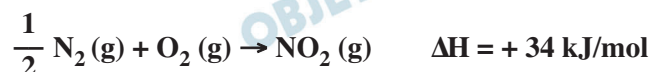
$$\Delta U = -286 - (0,5 \cdot 8,31 \cdot 298 \cdot 10^{-3})$$

$$\Delta U = -287,23 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta U = -20 - (0 \cdot 8,31 \cdot 298 \cdot 10^{-3})$$

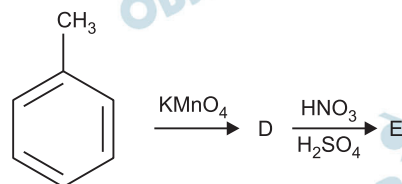
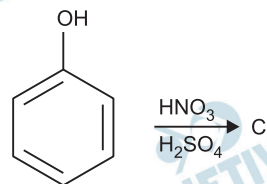
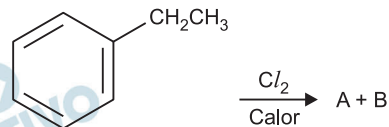
$$\Delta U = -20 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta U = +34 - (-0,5 \cdot 8,31 \cdot 298 \cdot 10^{-3})$$

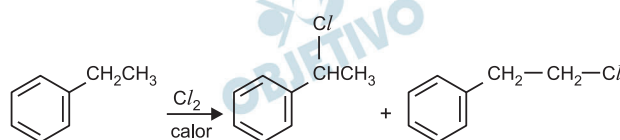
$$\Delta U = +35,23 \text{ kJ/mol}$$

Apresente os respectivos produtos (A, B, C, D e E) das reações químicas representadas pelas seguintes equações:

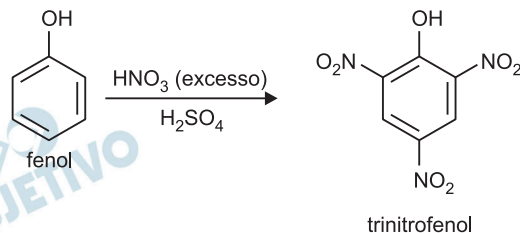


### Resolução

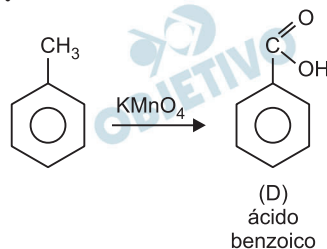
A halogenação de alquibenzenos pode ocorrer em duas regiões distintas: no anel ou na cadeia lateral. A halogenação dos alcanos exige condições suscetíveis de levar à formação de átomos de halogênio, ou seja, alta temperatura ou luz. Já a halogenação do benzeno pressupõe a ionização do halogênio, que ocorre pela ação de catalisadores ácidos, como o cloreto férrico. Assim, tem-se:



A nitração do fenol, em meio ácido, dirige a entrada do grupo nitro ( $-\text{NO}_2$ ) nas posições *orto* e *para*. Como o esquema sugere a formação de um único produto, deve-se utilizar excesso de  $\text{HNO}_3$ , ocorrendo uma trinitração:

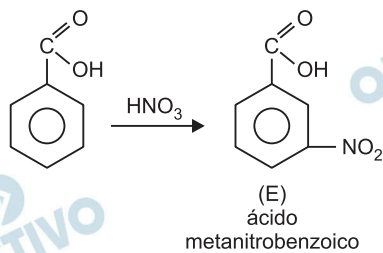


A oxidação do tolueno (por  $\text{KMnO}_4$ ) produz um ácido carboxílico:

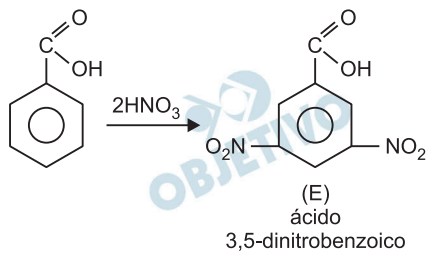


Já o ácido benzoico sofre nitração, sendo 1 : 1 a pro-

porção da reação:



Se a nitração ocorrer com excesso de  $\text{HNO}_3$ , temos:



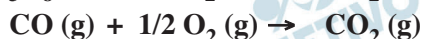
Uma mistura gasosa é constituída de  $C_3H_8$ ,  $CO$  e  $CH_4$ . A combustão de 100 L desta mistura em excesso de oxigênio produz 190 L de  $CO_2$ .

Determine o valor numérico do volume, em L, de propano na mistura gasosa original.

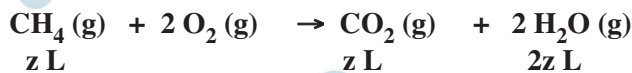
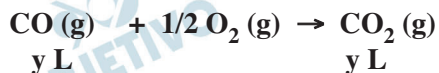
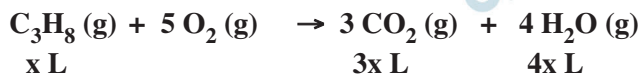
**Resolução**

Como a combustão ocorre com excesso de oxigênio, pode-se considerar combustão completa.

As equações das reações são:



Como a mistura é gasosa e todos estão submetidos a mesma temperatura e pressão, podemos afirmar que a proporção estequiométrica em quantidade de matéria é a mesma que em volume. Neste caso:



O volume da mistura gasosa original é 100L, portanto:

$$\boxed{x + y + z = 100} \quad (I)$$

O volume de  $CO_2$  produzido é 190L, portanto:

$$(II)$$

Da equação I, afirma-se que:

$$y + z = 100 - x$$

Substituindo na equação III:

$$3x + 100 - x = 190$$

$$2x = 90$$

$$\boxed{x = 45L}$$

O valor numérico do volume do propano na mistura original é 45L.

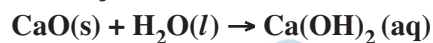
Descreva por meio de equações as reações químicas envolvidas no processo de obtenção de magnésio metálico a partir de carbonato de cálcio e água do mar.

**Resolução**

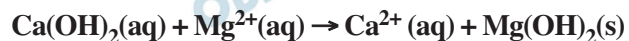
- **Calcinação do calcário:**



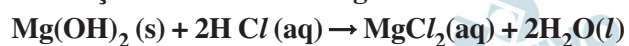
- **Formação da cal hidratada:**



- **Precipitação do magnésio iônico presente na água do mar, na forma de  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ :**



- **Formação do cloreto de magnésio:**

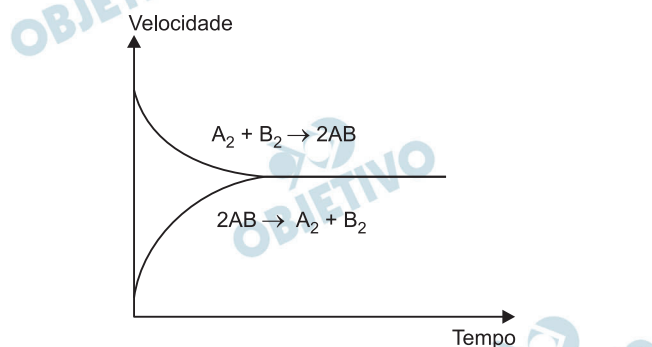


- **Secagem, fusão e eletrólise ígnea do  $\text{MgCl}_2$ :**



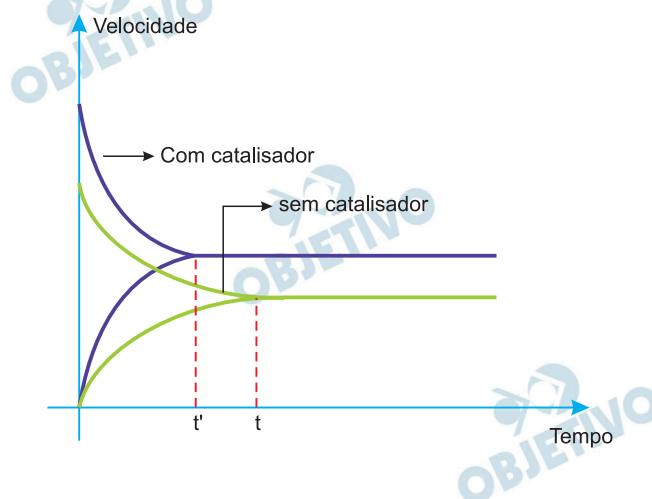
A figura apresenta a variação de velocidade em função do tempo para a reação química hipotética não catalisada representada pela equação  $A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2AB$ .

Reproduza esta figura no caderno de soluções, incluindo no mesmo gráfico, além das curvas da reação catalisada, as da reação não catalisada, explicitando ambas as condições.



### Resolução

Ao adicionar um catalisador na reação, temos um aumento tanto da velocidade direta como da velocidade inversa, possibilitando um tempo menor para atingir o equilíbrio químico.





Considere a reação de combustão do composto X, de massa molar igual a  $27,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ , representada pela seguinte equação química balanceada:



Calcule o valor numérico, em kJ, da quantidade de calor liberado na combustão de:

- $1,0 \times 10^3 \text{ g}$  de X
- $1,0 \times 10^2 \text{ mol}$  de X
- $2,6 \times 10^{22}$  moléculas de X
- uma mistura de  $10,0 \text{ g}$  de X e  $10,0 \text{ g}$  de  $\text{O}_2$

### Resolução

Na equação fornecida, verificamos que há liberação de  $2035 \text{ kJ}$  por mol de X (reação exotérmica):



$$\begin{array}{l} \text{a) } 27,7 \text{ g} \xrightarrow{\text{liberam}} 2035 \text{ kJ} \\ 1,0 \cdot 10^3 \text{ g} \xrightarrow{\quad\quad\quad} w \end{array}$$

$$w = 73,4 \cdot 10^3 \text{ kJ}$$

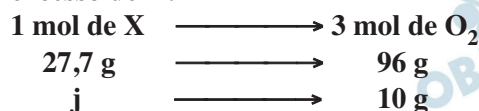
$$\begin{array}{l} \text{b) } 1 \text{ mol de X} \xrightarrow{\text{libera}} 2035 \text{ kJ} \\ 1,0 \cdot 10^2 \text{ mol} \xrightarrow{\quad\quad\quad} t \end{array}$$

$$t = 203,5 \cdot 10^3 \text{ kJ}$$

$$\begin{array}{l} \text{c) } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \xrightarrow{\text{liberam}} 2035 \text{ kJ} \\ 2,6 \cdot 10^{22} \text{ moléculas} \xrightarrow{\quad\quad\quad} z \end{array}$$

$$z = 87,9 \text{ kJ}$$

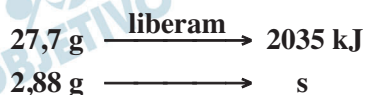
d) A reação entre  $10 \text{ g}$  de X com  $10 \text{ g}$  de  $\text{O}_2$  apresenta excesso de X:



$$j = 2,88 \text{ g}$$

$$m_{\text{excesso}} = 10 \text{ g} - 2,9 \text{ g} = 7,1 \text{ g}$$

Cálculo da quantidade de calor liberado:



$$s = 212 \text{ kJ}$$

Considere dois lagos naturais, um dos quais contendo rocha calcárea ( $\text{CaCO}_3$  e  $\text{MgCO}_3$ ) em contato com a água.

Discuta o que acontecerá quando houver precipitação de grande quantidade de chuva ácida ( $\text{pH} < 5,6$ ) em ambos os lagos. Devem constar de sua resposta os equilíbrios químicos envolvidos.

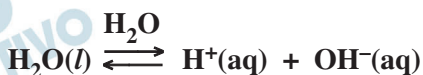
#### Resolução

As rochas calcáreas serão dissolvidas quando ocorrer precipitação de chuva ácida, de acordo com os equilíbrios:

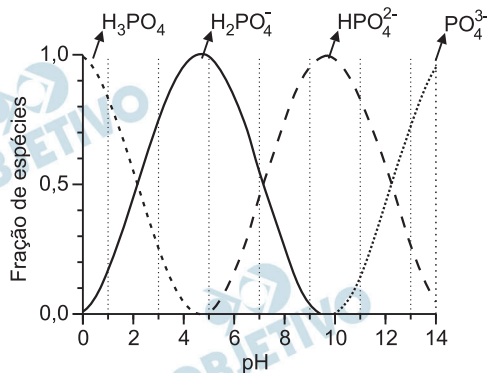


Nos lagos que contêm rocha calcárea, ocorrerá um aumento da concentração de  $\text{CO}_2$  dissolvido e uma pequena diminuição do pH.

No outro lago, a precipitação de chuva ácida aumenta a concentração de íons  $\text{H}^+$  no sistema, deslocando o equilíbrio de autoionização da água para a esquerda, havendo maior diminuição do pH.



A figura apresenta o diagrama de distribuição de espécies para o ácido fosfórico em função do pH.



Com base nesta figura, pedem-se:

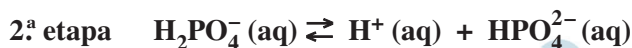
- Os valores de  $pK_a^1$ ,  $pK_a^2$  e  $pK_a^3$ , sendo  $K_a^1$ ,  $K_a^2$  e  $K_a^3$ , respectivamente, a primeira, segunda e terceira constantes de dissociação do ácido fosfórico.
- As substâncias necessárias para preparar uma solução tampão de pH 7,4, dispondo-se do ácido fosfórico e respectivos sais de sódio. Justifique.
- A razão molar das substâncias escolhidas no item b).
- O procedimento experimental para preparar a solução tampão do item b).

#### Resolução

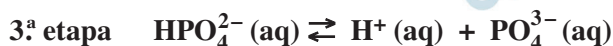
As equações em etapas das ionizações do ácido fosfórico são:



$$K_a^1 = \frac{[\text{H}^+][\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]}$$



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



$$K_a^3 = \frac{[\text{H}^+][\text{PO}_4^{3-}]}{[\text{HPO}_4^{2-}]}$$

**Nota:** No enunciado, no lugar de  $K_a^3$  aparece erroneamente  $K_a^2$ .

- Cálculo de  $pK_a^1$ ,  $pK_a^2$ ,  $pK_a^3$

Pelo gráfico dado, quando as frações das espécies  $\text{H}_3\text{PO}_4$  e  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  forem iguais a 0,5, as concentrações dessas espécies em  $\text{mol L}^{-1}$  serão iguais e o pH do sistema será igual a 2.

Se  $\text{pH} = 2$ , a concentração de íons  $\text{H}^+$  do sistema será igual a  $10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ .

$$K_a^1 = \frac{[\text{H}^+][\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]}$$

$$K_a^1 = 10^{-2}$$

$$\text{Como } pK_a^1 = -\log K_a^1$$

$$pK_a^1 = -\log 10^{-2}$$

$$pK_a^1 = 2$$

Pelo gráfico dado, quando as frações das espécies  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  e  $\text{HPO}_4^{2-}$  forem iguais a 0,5, as concentrações dessas espécies em mol  $\text{L}^{-1}$  serão iguais e o pH do sistema será aproximadamente 7,1.

Se  $\text{pH} = 7,1$ , a concentração de íons  $\text{H}^+$  do sistema será igual a  $10^{-7,1}$  mol  $\cdot \text{L}^{-1}$ .

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

$$K_a^2 = 10^{-7,1}$$

$$\text{Como } pK_a^2 = -\log K_a^2$$

$$pK_a^2 = -\log 10^{-7,1}$$

$$pK_a^2 = 7,1$$

Pelo gráfico, quando as frações das espécies  $\text{HPO}_4^{2-}$  e  $\text{PO}_4^{3-}$  forem iguais a 0,5, as concentrações dessas espécies em mol  $\text{L}^{-1}$  serão iguais e o pH do sistema será aproximadamente 12,2.

Se o  $\text{pH} = 12,2$ , a concentração de íons  $\text{H}^+$  do sistema será igual a  $10^{-12,2}$  mol  $\text{L}^{-1}$ .

$$K_a^3 = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{PO}_4^{3-}]}{[\text{HPO}_4^{2-}]}$$

$$K_a^3 = 10^{-12,2}$$

$$\text{Como } pK_a^3 = -\log K_a^3$$

$$pK_a^3 = -\log 10^{-12,2}$$

$$pK_a^3 = 12,2$$

- b) Uma solução tampão é formada por um par conjugado ácido-base de Brönsted.

Para preparar uma solução de  $\text{pH} = 7,4$ , observando o gráfico, precisaríamos de uma solução contendo íons  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  (fração 0,4) e íons  $\text{HPO}_4^{2-}$  (fração 0,6).

Teríamos uma solução tampão constituída pelo par conjugado ácido-base ( $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  e  $\text{HPO}_4^{2-}$ ). Admitindo a disponibilidade de di-hidrogeno fosfato de sódio ( $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ) e mono-hidrogenofosfato de sódio ( $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ), bastaria preparar uma solução misturando-os em proporção, em mol, de 4 para 6 de cada sal, respectivamente.

- c) A razão molar é de 4 para 6 ou 2 para 3 (2 mols de  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  para 3 mols de  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ).
- d) Experimentalmente, a solução tampão é preparada a partir de neutralização parcial de um ácido fraco com uma base forte.  
A partir de uma solução de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  de concentração conhecida e com auxílio de um pHmetro, adiciona-se solução de hidróxido de sódio até que o pH do meio seja igual a 7,4.

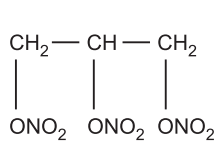
Outra alternativa: Pesam-se os sais  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  e  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  na proporção dada no item c e dissolvem-se em água em um balão volumétrico.

A nitrocelulose é considerada uma substância química explosiva, sendo obtida a partir da nitração da celulose.

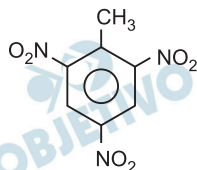
Cite outras cinco substâncias explosivas sintetizadas por processos de nitração.

### Resolução

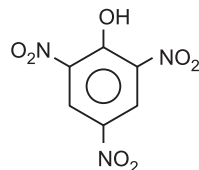
**Substâncias explosivas sintetizadas por processo de nitração:**



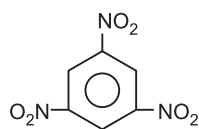
trinitroglicerina (TNG)  
(trinitrato de glicerila)



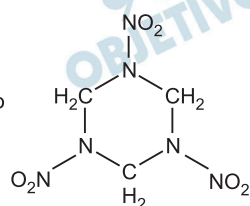
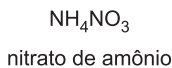
trinitrotolueno (TNT)



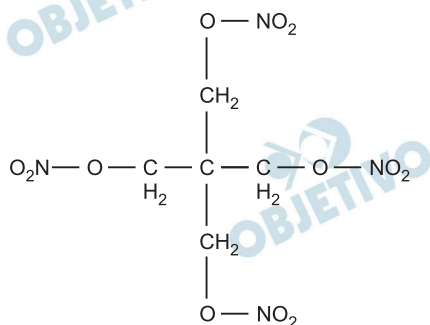
ácido pícrico



trinitrobenzeno



ciclotrimilenotrinítrioamina  
(RDX)



tetranitrato de pentaeritritol (PETN)

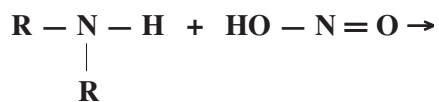
Explique como diferenciar experimentalmente uma amina primária de uma secundária por meio da reação com o ácido nitroso. Justifique a sua resposta utilizando equações químicas para representar as reações envolvidas.

**Resolução**

Tanto as aminas primárias como as secundárias reagem com ácido nitroso. As aminas primárias reagem formando, entre outros compostos, o gás  $N_2$ :



Já as aminas secundárias reagem com ácido nitroso formando nitrosamina (composto amarelo):



nitrosamina  
(amarelo)