



QUÍMICA

CONSTANTES

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

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

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

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

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

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

DEFINIÇÕES

Pressão de 1 atm = 760 mmHg = $101325 \text{ N m}^{-2} = 760 \text{ Torr}$
 $1 \text{ N} = 1 \text{ kg m s}^{-2}$

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

Condições ambientes: 25°C e 1 atm.

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

(s) ou (c) = sólido cristalino; (l) ou (ℓ) = líquido; (g) = gás; (aq) = aquoso; (graf) = grafite; (CM) = circuito metálico; (conc) = concentrado; (ua) = unidades arbitrárias; [A] = concentração da espécie química A em mol L^{-1} .

MASSAS MOLARES

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol^{-1})
H	1	1,01
He	2	4,00
Li	3	6,94
C	6	12,01
N	7	14,01
O	8	16,00
Ne	10	20,18
Na	11	22,99
Mg	12	24,31
Al	13	26,98
Si	14	28,09
S	16	32,07
Cl	17	35,45
Ar	18	39,95

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol ⁻¹)
K	19	39,10
Ca	20	40,08
Cr	24	52,00
Mn	25	54,94
Fe	26	55,85
Ni	28	58,69
Cu	29	63,55
Zn	30	65,40
Ge	32	72,64
As	33	74,92
Br	35	79,90
Kr	36	83,80
Ag	47	107,87
Cd	48	112,41
Sn	50	118,71
I	53	126,90
Xe	54	131,29
Cs	55	132,91
Ba	56	137,33
Pt	78	195,08
Pb	82	207,2
Ra	86	222

1  C

Uma mistura sólida é composta de carbonato de sódio e bicarbonato de sódio. A dissolução completa de 2,0 g dessa mistura requer 60,0 mL de uma solução aquosa 0,5 mol L⁻¹ de HCl. Assinale a opção que apresenta a massa de cada um dos componentes desta mistura sólida.

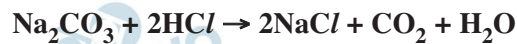
- a) $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,4\text{g}$; $m_{\text{NaHCO}_3} = 1,6\text{g}$
b) $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,7\text{g}$; $m_{\text{NaHCO}_3} = 1,3\text{g}$
c) $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,9\text{g}$; $m_{\text{NaHCO}_3} = 1,1\text{g}$
d) $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 1,1\text{g}$; $m_{\text{NaHCO}_3} = 0,9\text{g}$
e) $m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 1,3\text{g}$; $m_{\text{NaHCO}_3} = 0,7\text{g}$

Resolução

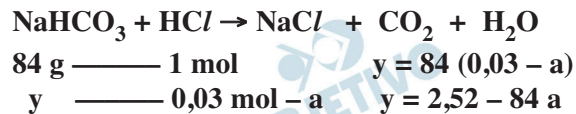
Cálculo da quantidade de matéria de HCl que reage com a mistura:

$$\begin{array}{l} 1000 \text{ mL} \text{ ————— } 0,5 \text{ mol} \\ 60,0 \text{ mL} \text{ ————— } x \\ \text{reage com Na}_2\text{CO}_3: a \end{array}$$

$$x = 0,03 \text{ mol} \left\{ \begin{array}{l} \text{reage com NaHCO}_3: 0,03 - a \end{array} \right.$$



$$\begin{array}{l} 106 \text{ g} \text{ — } 2 \text{ mol} \\ x \text{ — } a \end{array} \quad x = \frac{106 a}{2} \therefore x = 53 a$$



Temos que:

$$\begin{array}{l} x + y = 2,0 \text{ g} \\ 53 a + 2,52 - 84 a = 2,0 \\ 31 a = 0,52 \\ a = 0,017 \\ x = 53 \cdot 0,017 \therefore x = 0,9 \text{ g} \end{array}$$

Concluimos que:

$$\begin{array}{l} m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,9 \text{ g} \\ m_{\text{NaHCO}_3} = 1,1 \text{ g} \end{array}$$

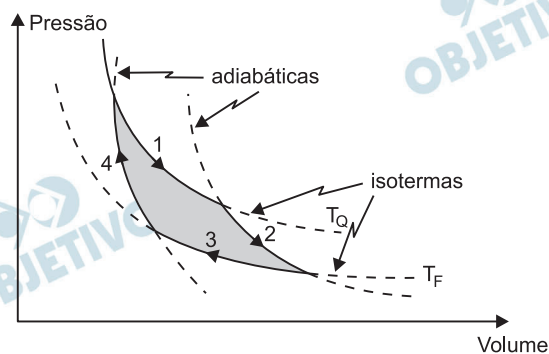
2 ©

No ciclo de Carnot, que trata do rendimento de uma máquina térmica ideal, estão presentes as seguintes transformações:

- a) duas adiabáticas e duas isobáricas.
- b) duas adiabáticas e duas isocóricas.
- c) duas adiabáticas e duas isotérmicas.
- d) duas isobáricas e duas isocóricas.
- e) duas isocóricas e duas isotérmicas.

Resolução

O ciclo de Carnot é constituído por duas transformações isotérmicas reversíveis e duas transformações adiabáticas reversíveis. O ciclo consiste em retirar calor da fonte quente (temperatura T_Q) e transferir para a fonte fria (temperatura T_F). Ver figura a seguir:



Processo 1 \Rightarrow transformação isotérmica a temperatura T_Q .

Processo 2 \Rightarrow transformação adiabática de T_Q a T_F .

Processo 3 \Rightarrow transformação isotérmica a temperatura T_F .

Processo 4 \Rightarrow transformação adiabática de T_F a T_Q .

3 B

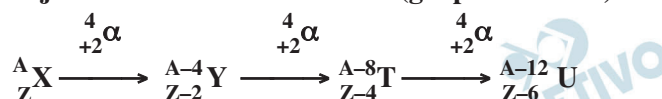
Suponha que um metal alcalino terroso se desintegre radioativamente emitindo uma partícula alfa. Após três desintegrações sucessivas, em qual grupo (família) da tabela periódica deve-se encontrar o elemento resultante deste processo?

- a) 13 (III A) b) 14 (IV A) c) 15 (V A)
d) 16 (VI A) e) 17 (VII A)

Resolução

Partícula alfa é núcleo de átomo de hélio, um agregado de 2 prótons e 2 nêutrons. Quando ocorre emissão de uma partícula alfa, o número atômico diminui duas unidades e o número de massa diminui quatro unidades.

Seja X o metal alcalinoterroso (grupo 2 ou II A).



Observe o esquema de parte da tabela periódica:

1 (IA)	2 (IIA)	14 (IVA)	15 (VA)	16 (VIA)	17 (VIIA)	18 (VIIIA)
						
		U		T		Y
	X					
						

O elemento resultante encontra-se no grupo 14 ou IV A.

4 D

Um estudante mergulhou uma placa de um metal puro em água pura isenta de ar, a 25°C, contida em um béquer. Após certo tempo, ele observou a liberação de bolhas de gás e a formação de um precipitado. Com base nessas informações, assinale a opção que apresenta o metal constituinte da placa.

- a) Cádmiu b) Chumbo c) Ferro
d) Magnésio e) Níquel

Resolução

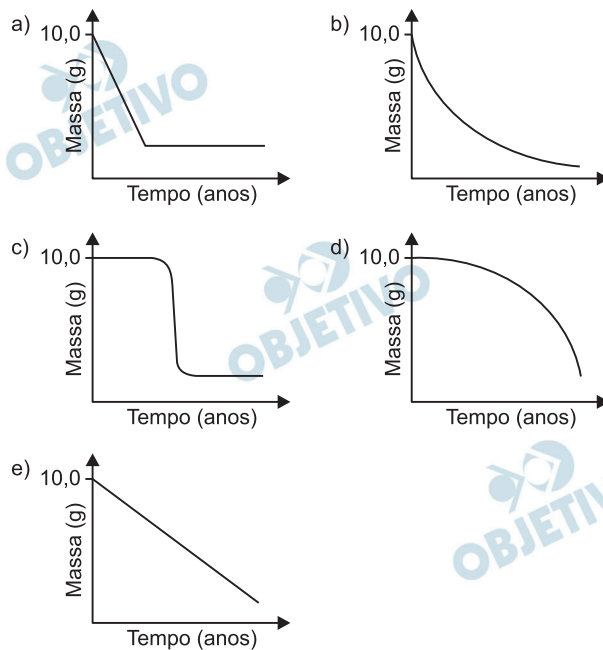
O metal que reage com a água pura isenta de ar, com liberação de bolhas de gás e com formação de um precipitado, é o *magnésio*, de acordo com a equação química:



Os metais alcalinos e alcalinoterrosos são os mais reativos e reagem com água na temperatura ambiente.

5 B

Qual o gráfico que apresenta a curva que melhor representa o decaimento de uma amostra contendo 10,0 g de um material radioativo ao longo dos anos?

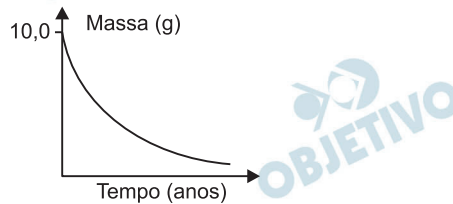


Resolução

A quantidade de um material radioativo diminui exponencialmente com o tempo, de acordo com a equação:

$$m = m_0 e^{-kt}$$

O gráfico que melhor representa essa situação é o da alternativa *b*.



6 E

Num experimento, um estudante verificou ser a mesma a temperatura de fusão de várias amostras de um mesmo material no estado sólido e também que esta temperatura se manteve constante até a fusão completa. Considere que o material sólido tenha sido classificado como:

- I. Substância simples pura
- II. Substância composta pura
- III. Mistura homogênea eutética
- IV. Mistura heterogênea

Então, das classificações acima, está(ão) ERRADA(S)

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

Resolução

Ao aquecer um sólido, quando a temperatura de fusão se mantiver constante, podemos ter três situações diferentes:

- I. Substância simples pura
- II. Substância composta pura
- III. Mistura homogênea eutética

7 D

Assinale a afirmação CORRETA a respeito do ponto de ebulição normal (PE) de algumas substâncias.

- a) O 1-propanol tem menor PE do que o etanol.
- b) O etanol tem menor PE do que o éter metílico.
- c) O n-heptano tem menor PE do que o n-hexano.
- d) A trimetilamina tem menor PE do que a propilamina.
- e) A dimetilamina tem menor PE do que a trimetilamina.

Resolução

O ponto de ebulição depende da intensidade das forças intermoleculares e das massas molares das substâncias.

Alternativa *a* errada.

Propanol e etanol formam pontes de hidrogênio. Como o propanol tem massa molar maior, terá maior ponto de ebulição.

Alternativa *b* errada.

Etanol tem ponto de ebulição maior que o éter metílico, porque estabelece pontes de hidrogênio. Ambos têm a mesma massa molar.

Alternativa *c* errada.

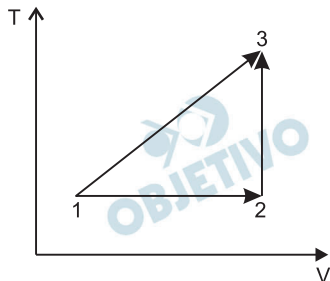
n-heptano e n-hexano são moléculas apolares, porém n-heptano tem massa molar maior, logo tem maior ponto de ebulição.

Alternativa *d* correta.

Trimetilamina e propilamina são isômeros, têm a mesma massa molar, porém a propilamina estabelece pontes de hidrogênio e a trimetilamina não. Logo, trimetilamina tem ponto de ebulição menor que a propilamina e também terá ponto de ebulição menor que a dimetilamina, que estabelece pontes de hidrogênio.

8 **A**

O diagrama temperatura (T) versus volume (V) representa hipoteticamente as transformações pelas quais um gás ideal no estado 1 pode atingir o estado 3. Sendo ΔU a variação de energia interna e q a quantidade de calor trocado com a vizinhança, assinale a opção com a afirmação ERRADA em relação às transformações termodinâmicas representadas no diagrama.



- a) $|\Delta U_{12}| = |q_{12}|$ b) $|\Delta U_{13}| = |\Delta U_{23}|$
 c) $|\Delta U_{23}| = |q_{23}|$ d) $|\Delta U_{23}| > |\Delta U_{12}|$
 e) $q_{23} > 0$

Resolução

Pela primeira lei da Termodinâmica, tem-se:

$$\Delta U = q + \tau$$

ΔU = variação da energia interna.

q = calor trocado com o meio externo durante o processo.

τ = trabalho trocado pelo sistema com o meio externo.

Para um gás ideal, a energia interna só depende da temperatura.

Processo 1 \rightarrow 2 \Rightarrow processo isotérmico: $T_1 = T_2$

$$\Delta U_{12} = 0$$

$$\Delta U_{12} = q_{12} + \tau_{12} \Rightarrow q_{12} = -\tau_{12} \Rightarrow |q_{12}| = |\tau_{12}|$$

Processo 2 \rightarrow 3 \Rightarrow processo isocórico: $V_2 = V_3$

Para um processo isocórico: $\tau = 0$

$$\Delta U_{23} = q_{23} + \tau_{23} \Rightarrow \Delta U_{23} = q_{23} \Rightarrow |\Delta U_{23}| = |q_{23}|$$

$q_{23} > 0 \Rightarrow$ a temperatura do sistema aumenta, porque o sistema absorve calor das vizinhanças.

Processo 1 \rightarrow 3 \Rightarrow Processo isobárico

$$\Delta U_{13} = q_{13} + \tau_{13}$$

Têm-se as seguintes relações:

$$\Delta U_{13} = \Delta U_{12} + \Delta U_{23} \Rightarrow \Delta U_{13} = \Delta U_{23} \Rightarrow |\Delta U_{13}| = |\Delta U_{23}|$$

alternativa a: falsa, pois $\Delta U_{12} = 0$.

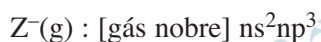
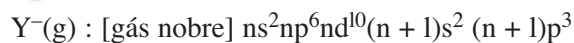
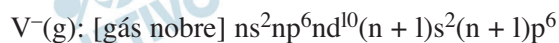
alternativa b: correta.

alternativa c: correta, ver processo 2 \rightarrow 3.

alternativa d: $|\Delta U_{23}| > 0$ e $|\Delta U_{12}| = 0$.

alternativa e: correta. Ver processo 2 \rightarrow 3.

Considere os átomos hipotéticos neutros V, X, Y e Z no estado gasoso. Quando tais átomos recebem um elétron cada um, as configurações eletrônicas no estado fundamental de seus respectivos ânions são dadas por:



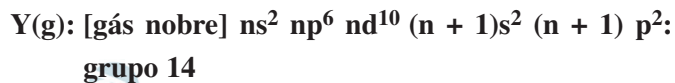
Nas configurações acima, [gás nobre] representa a configuração eletrônica no diagrama de Linus Pauling para o mesmo gás nobre, e n é o mesmo número quântico principal para todos os ânions. Baseado nessas informações, é CORRETO afirmar que

- o átomo neutro V deve ter a maior energia de ionização entre eles.
- o átomo neutro Y deve ter a maior energia de ionização entre eles.
- o átomo neutro V deve ter maior afinidade eletrônica do que o átomo neutro X.
- o átomo neutro Z deve ter maior afinidade eletrônica do que o átomo neutro X.
- o átomo neutro Z deve ter maior afinidade eletrônica do que o átomo neutro Y.

Resolução

A configuração [gás nobre] $ns^2 np^6 nd^{10} (n+1)s^x (n+1)p^y$ está um período abaixo da configuração [gás nobre] $ns^x np^y$.

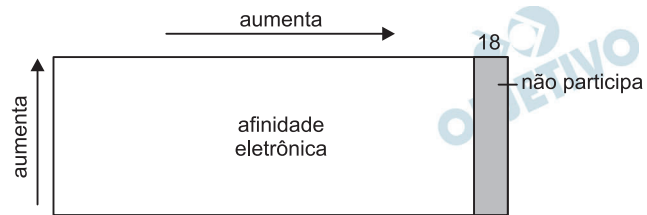
As configurações dos átomos neutros são:



Resumindo temos:

	14	17
	Z	X
	Y	V

A afinidade eletrônica varia conforme o esquema abaixo:



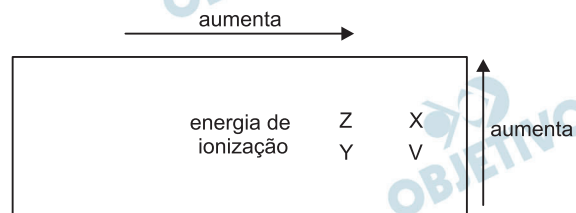
Pelo esquema

afinidade eletrônica de X > afinidade eletrônica de V

afinidade eletrônica de Z > afinidade eletrônica de Y

afinidade eletrônica de X > afinidade eletrônica de Z

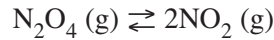
A energia de ionização varia conforme o esquema abaixo:



X tem a maior energia de ionização

10 A

Considere a reação de dissociação do N_2O_4 (g) representada pela seguinte equação:



Assinale a opção com a equação CORRETA que relaciona a fração percentual (α) de N_2O_4 (g) dissociado com a pressão total do sistema (P) e com a constante de equilíbrio em termos de pressão (K_p).

a) $\alpha = \sqrt{\frac{K_p}{4P + K_p}}$ b) $\alpha = \sqrt{\frac{4P + K_p}{K_p}}$

c) $\alpha = \frac{K_p}{2P + K_p}$ d) $\alpha = \frac{2P + K_p}{K_p}$

e) $\alpha = \frac{K_p}{2 + P}$

Resolução

P_i = pressão inicial de N_2O_4

	$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$	
início	P_i	0
reage e forma	αP_i →	$2 \alpha P_i$
equilíbrio	$P_i - \alpha P_i$	$2 \alpha P_i$

Como a pressão total no equilíbrio é P, temos:

$$P = P_{N_2O_4} + P_{NO_2}$$

$$P = (P_i - \alpha P_i) + 2 \alpha P_i$$

$$P = P_i + \alpha P_i$$

$$P = P_i (1 + \alpha)$$

$$P_i = \frac{P}{1 + \alpha}$$

Portanto, as pressões de N_2O_4 e NO_2 no equilíbrio valem:

$$P_{N_2O_4} = P_i - \alpha P_i$$

$$P_{N_2O_4} = \frac{P}{1 + \alpha} - \alpha \left(\frac{P}{1 + \alpha} \right)$$

$$P_{N_2O_4} = \frac{P - \alpha P}{1 + \alpha} = \boxed{\frac{P(1 - \alpha)}{1 + \alpha}}$$

$$P_{NO_2} = 2 \alpha P_i$$

$$P_{\text{NO}_2} = 2 \alpha \cdot \left(\frac{P}{1 + \alpha} \right) = \boxed{\frac{2 \alpha P}{1 + \alpha}}$$

$$\text{Como } K_p = \frac{(P_{\text{NO}_2})^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}}$$

$$K_p = \frac{\left(\frac{2 \alpha P}{1 + \alpha} \right)^2}{\frac{P(1 - \alpha)}{1 + \alpha}}$$

$$K_p = \frac{4 \alpha^2 P^2}{P(1 + \alpha)(1 - \alpha)} = \frac{4 \alpha^2 P}{1 - \alpha^2}$$

$$K_p (1 - \alpha^2) = 4 \alpha^2 P$$

$$K_p - K_p \alpha^2 - 4 \alpha^2 P = 0$$

$$K_p \alpha^2 + 4P \alpha^2 = K_p$$

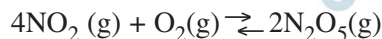
$$\alpha^2 (K_p + 4P) = K_p$$

$$\alpha^2 = \frac{K_p}{4P + K_p}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_p}{4P + K_p}}$$

11 E

Considere a reação química representada pela seguinte equação:

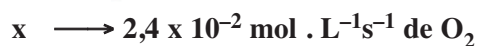


Num determinado instante de tempo t da reação, verifica-se que o oxigênio está sendo consumido a uma velocidade de $2,4 \times 10^{-2} \text{ molL}^{-1} \text{ s}^{-1}$. Nesse tempo t , a velocidade de consumo de NO_2 será de

- a) $6,0 \times 10^{-3} \text{ molL}^{-1} \text{ s}^{-1}$. b) $1,2 \times 10^{-2} \text{ molL}^{-1} \text{ s}^{-1}$.
 c) $2,4 \times 10^{-2} \text{ molL}^{-1} \text{ s}^{-1}$ d) $4,8 \times 10^{-2} \text{ molL}^{-1} \text{ s}^{-1}$.
 e) $9,6 \times 10^{-2} \text{ molL}^{-1} \text{ s}^{-1}$.

Resolução

Da equação balanceada, temos a proporção estequiométrica:



$$x = 9,6 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} \text{ de NO}_2$$

12 B

O acidente nuclear ocorrido em Chernobyl (Ucrânia), em abril de 1986, provocou a emissão radioativa predominantemente de Iodo-131 e Césio-137. Assinale a opção CORRETA que melhor apresenta os respectivos períodos de tempo para que a radioatividade provocada por esses dois elementos radioativos decaia para 1% dos seus respectivos valores iniciais. Considere o tempo de meia-vida do Iodo-131 igual a 8,1 dias e do Césio-137 igual a 30 anos.

Dados: $\ln 100 = 4,6$; $\ln 2 = 0,69$.

- a) 45 dias e 189 anos. b) 54 dias e 201 anos.
c) 61 dias e 235 anos. d) 68 dias e 274 anos.
e) 74 dias e 296 anos.

Resolução

A equação que relaciona a massa final (m) e a massa inicial (m_0) é:

$$m = \frac{m_0}{2^x}$$

Temos:

$$m = 1 \text{ g}, \quad m_0 = 100 \text{ g}$$

$$1 = \frac{100}{2^x}$$

$$2^x = 100$$

$$\ln 2^x = \ln 100$$

$$x \ln 2 = \ln 100$$

$$x \cdot 0,69 = 4,6$$

$$x = 6,67$$

Para o iodo-131:

$$t = x P \therefore t = 6,67 \cdot 8,1; \quad P = \text{meia-vida}$$

$$t = 54 \text{ dias}$$

Para o césio-137:

$$t = x P \therefore t = 6,67 \cdot 30$$

$$t \approx 201 \text{ anos}$$

13 B

Assumindo um comportamento ideal dos gases, assinale a opção com a afirmação CORRETA.

- a) De acordo com a Lei de Charles, o volume de um gás torna-se maior quanto menor for a sua temperatura.
- b) Numa mistura de gases contendo somente moléculas de oxigênio e nitrogênio, a velocidade média das moléculas de oxigênio é menor do que as de nitrogênio.
- c) Mantendo-se a pressão constante, ao aquecer um mol de gás nitrogênio sua densidade irá aumentar.
- d) Volumes iguais dos gases metano e dióxido de carbono, nas mesmas condições de temperatura e pressão, apresentam as mesmas densidades.
- e) Comprimindo-se um gás a temperatura constante, sua densidade deve diminuir.

Resolução

- a) **Lei de Charles (transformação isobárica): o aumento da temperatura provoca a expansão dos gases (aumento de volume).**
- b) **Como a temperatura é constante, a energia cinética média das moléculas é a mesma, portanto, quanto menor a massa molar, maior é a velocidade de difusão.**

$$M_{N_2} = 28,01\text{g/mol} \quad M_{O_2} = 32\text{g/mol}$$

$$E_{C \text{ média}} = \frac{m v^2}{2} = k \cdot T$$

$$v = \sqrt{\frac{2 k T}{m}}$$

- c) Na equação:

$$d = \frac{PM}{RT}, \text{ sob pressão constante, quanto maior a}$$

temperatura, menor a densidade.

- d) **Volumes iguais de gases quaisquer, na mesma pressão e temperatura, apresentam o mesmo número de moléculas (Hipótese de Avogadro). Quanto maior a massa molecular, maior a densidade.**
- e) **Na transformação isotérmica, o aumento da pressão diminui o volume, portanto, aumenta a densidade.**

14 E

Um estudante imergiu a extremidade de um fio de níquel-crômio limpo em uma solução aquosa de ácido clorídrico e, a seguir, colocou esta extremidade em contato com uma amostra de um sal iônico puro. Em seguida, expôs esta extremidade à chama azulada de um bico de Bunsen, observando uma coloração amarela na chama. Assinale a opção que contém o elemento químico responsável pela coloração amarelada observada.

- a) Bário. b) Cobre. c) Lítio.
d) Potássio. e) Sódio.

Resolução

O elemento químico responsável pela coloração amarelada observada é o *sódio*.

Os elementos abaixo dão as seguintes cores:

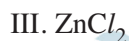
Bário: verde

Cobre: azul-esverdeada

Potássio: violeta

Lítio: vermelho

Considere os seguintes sais:

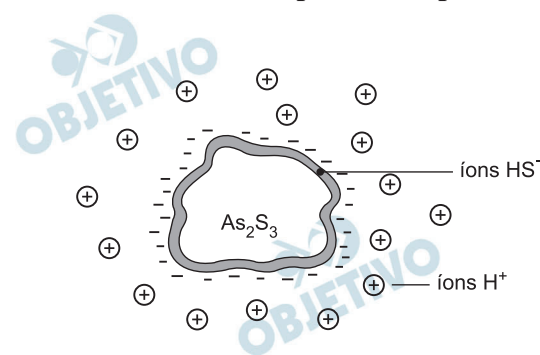


Assinale a opção que apresenta o(s) sal(is) que causa(m) a desestabilização de uma suspensão coloidal estável de sulfeto de arsênio (As_2S_3) em água.

- a) Nenhum dos sais relacionados.
- b) Apenas o sal I.
- c) Apenas os sais I e II.
- d) Apenas os sais II, III e IV.
- e) Todos os sais.

Resolução

O sulfeto de arsênio coloidal é um colóide negativo, pois alguns íons do As_2S_3 sofrem hidrólise e resulta H_3AsO_3 , que vai para a solução, e íons HS^- , que ficam adsorvidos na superfície da partícula.



Em redor do colóide, aparecem íons de carga contrária, o que concede maior estabilidade ao colóide. A desestabilização de um colóide negativo é causada pela adição de um íon de carga contrária. Neste particular, podemos citar a regra de Schulze-Hardy: “Colóides são desestabilizados com maior eficiência por íons de carga oposta e com número de carga elevado.”

Uma suspensão coloidal de As_2S_3 será mais facilmente desestabilizada pelos eletrólitos de metal *trivalente* do que por um sal de metal *bivalente* e este por sua vez será mais ativo do que um sal de metal *monovalente*.

Abaixo, temos uma tabela indicando a quantidade em milimol de eletrólito necessário para desestabilizar o conteúdo de um litro de solução coloidal de As_2S_3 .

Eletrólito	Milimol de sal
$Al^{3+}(NO_3)_3$	0,09
$Zn^{2+}Cl_2$	0,69
$Ca^{2+}Cl_2$	0,65
$Na^{1+}Cl$	51

Concluimos que todos os sais podem desestabilizar a suspensão coloidal, sendo que o mais eficiente é o cátion Al^{3+} .

16  **D**

Uma solução aquosa de um ácido fraco monoprotico é mantida à temperatura de 25°C. Na condição de equilíbrio, este ácido está 2,0% dissociado. Assinale a opção CORRETA que apresenta, respectivamente, os valores numéricos do pH e da concentração molar (expressa em mol L⁻¹) do íon hidroxila nesta solução aquosa. Dados: pK_a (25 °C) = 4,0; log 5 = 0,7.

- a) 0,7 e 5,0 x 10⁻¹⁴ b) 1,0 e 1,0 x 10⁻¹³
c) 1,7 e 5,0 x 10⁻¹³ d) 2,3 e 2,0 x 10⁻¹²
e) 4,0 e 1,0 x 10⁻¹⁰

Resolução

	HA	⇌	H⁺	+	A⁻
início	M		0		0
reage e forma	0,02M		0,02M		0,02M
equilíbrio	(M - 0,02M) ≅ M		0,02M		0,02M

$$pK_a = -\log K_a = 4,0$$

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

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

$$1,0 \cdot 10^{-4} = \frac{0,02M \cdot 0,02M}{M}$$

$$M = 0,25 \text{ mol/L}$$

$$[H^+] = 0,02 \cdot M = 0,02 \cdot 0,25 \text{ mol/L}$$

$$\therefore [H^+] = 0,005 \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log [H^+]$$

$$pH = -\log 5 \cdot 10^{-3}$$

$$pH = -(\log 5 + \log 10^{-3})$$

$$pH = -(0,7 - 3)$$

$$pH = 2,3$$

$$\text{A } 25^\circ\text{C} \Rightarrow K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

$$0,005 \cdot [OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{0,005} = 2,0 \cdot 10^{-12}$$

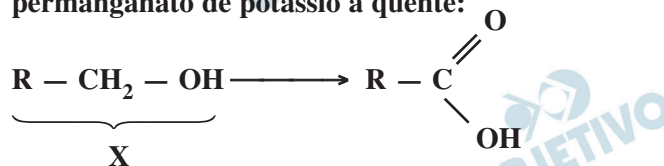
$$[OH^-] = 2,0 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$$

Foi observada a reação entre um composto X e uma solução aquosa de permanganato de potássio, a quente, ocorrendo o aumento do pH da solução e a formação de um composto Y sólido. Após a separação do composto Y e a neutralização da solução resultante, verificou-se a formação de um composto Z pouco solúvel em água. Assinale a opção que melhor representa o grupo funcional do composto orgânico X.

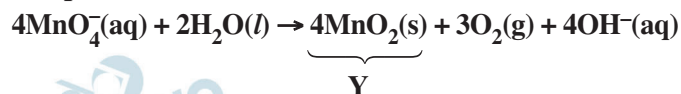
- a) álcool b) amida c) amina
d) éster e) éter

Resolução

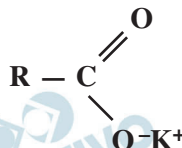
O composto X pode ser um álcool primário de cadeia longa, que sofre oxidação em uma solução aquosa de permanganato de potássio a quente:



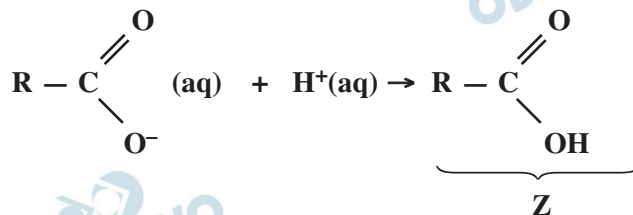
Ocorre aumento do pH da solução e formação de um composto Y sólido:



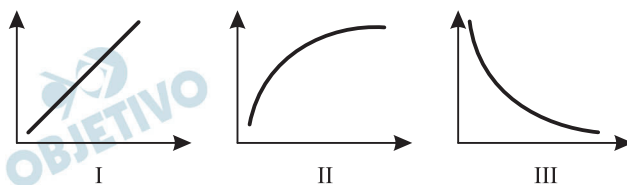
O ácido carboxílico em meio básico (KOH) forma um sal de ácido carboxílico solúvel em água.



Após a separação do composto Y e a neutralização da solução resultante (de caráter básico), verificou-se a formação de um composto Z pouco solúvel. A adição de ácido para neutralizar o meio básico provoca a protonação do carboxilato a ácido carboxílico com cadeia de um tamanho tal que deixa o ácido pouco solúvel.



Nos gráficos abaixo, cada eixo representa uma propriedade termodinâmica de um gás que se comporta idealmente.



- Com relação a estes gráficos, é CORRETO afirmar que
- I pode representar a curva de pressão versus volume.
 - II pode representar a curva de pressão versus inverso do volume.
 - II pode representar a curva de capacidade calorífica versus temperatura.
 - III pode representar a curva de energia interna versus temperatura.
 - III pode representar a curva de entalpia versus o produto da pressão pelo volume.

Resolução

Alternativa a: falsa. O gráfico da pressão versus volume é dado pelo gráfico III.

Alternativa b: falsa. O gráfico da pressão versus o inverso do volume é representado pelo gráfico I.

Alternativa c: verdadeira. A capacidade térmica de

um gás é dada por: $C = a + bT - \frac{c}{T^2}$, resultando o

gráfico II.

Alternativa d: falsa. A energia interna de um gás ideal aumenta com o aumento da temperatura:

$$U = \frac{3}{2} nRT, \text{ o que é dado pela curva I.}$$

Alternativa e: falsa. A entalpia é dada por:

$$H = U + PV \Rightarrow H = \frac{3}{2}PV + PV \Rightarrow H = \frac{5}{2}PV. \text{ Por-}$$

tanto, a curva da entalpia versus o produto da pressão pelo volume será representada pelo gráfico I.

19  D

A 20°C, a pressão de vapor da água em equilíbrio com uma solução aquosa de açúcar é igual a 16,34 mmHg. Sabendo que a 20°C a pressão de vapor da água pura é igual a 17,54 mmHg, assinale a opção com a concentração CORRETA da solução aquosa de açúcar.

- a) 7% (m/m)
- b) 93% (m/m)
- c) 0,93 mol L⁻¹
- d) A fração molar do açúcar é igual a 0,07
- e) A fração molar do açúcar é igual a 0,93

Resolução

Lei de Raoult: A pressão de vapor de um solvente na solução é a sua fração molar multiplicada pela pressão de vapor do solvente puro.

$$P_{\text{H}_2\text{O na solução}} = X_{\text{água}} \cdot P_{\text{H}_2\text{O pura}}$$

$$16,34 = X_{\text{água}} \cdot 17,54$$

$$\frac{16,34}{17,54} = X_{\text{água}}$$

$$X_{\text{água}} = 0,93$$

$$X_{\text{água}} + X_{\text{açúcar}} = 1$$

$$0,93 + X_{\text{açúcar}} = 1$$

$X_{\text{açúcar}} = 0,07$

Um elemento galvânico é constituído pelos eletrodos abaixo especificados, ligados por uma ponte salina e conectados a um voltímetro de alta impedância.

Eletrodo I: fio de platina em contato com 500 mL de solução aquosa $0,010 \text{ mol L}^{-1}$ de hidróxido de potássio;

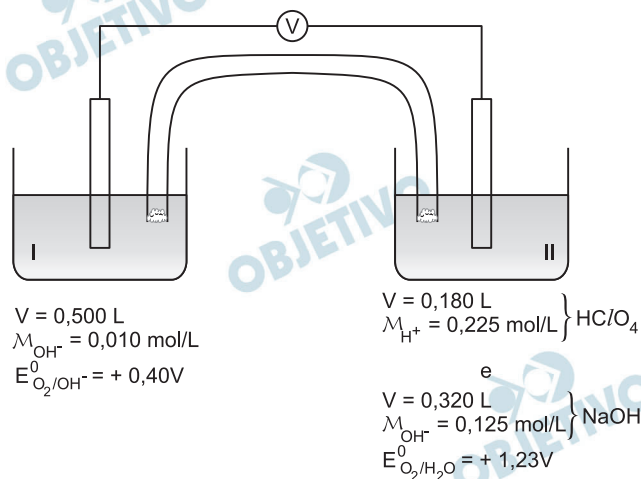
Eletrodo II: fio de platina em contato com 180 mL de solução aquosa $0,225 \text{ mol L}^{-1}$ de ácido perclórico adicionado a 320 mL de solução aquosa $0,125 \text{ mol L}^{-1}$ de hidróxido de sódio.

Admite-se que a temperatura desse sistema eletroquímico é mantida constante e igual a 25°C e que a pressão parcial do oxigênio gasoso (P_{O_2}) dissolvido é igual a 1 atm. Assinale a opção CORRETA com o valor calculado na escala do eletrodo padrão de hidrogênio (EPH) da força eletromotriz, em volt, desse elemento galvânico.

Dados: $E_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}}^0 = 1,23\text{V(EPH)}$; $E_{\text{O}_2/\text{OH}^-}^0 = 0,40\text{V(EPH)}$

a) 1,17 b) 0,89 c) 0,75 d) 0,53 e) 0,46

Resolução



a) Cálculo do potencial de redução do eletrodo I:



$$E = E^0 - \frac{0,059}{4} \cdot \log (10^{-2})^4 = 0,40\text{V} + 0,118\text{V}$$

$$E = 0,518\text{V}$$

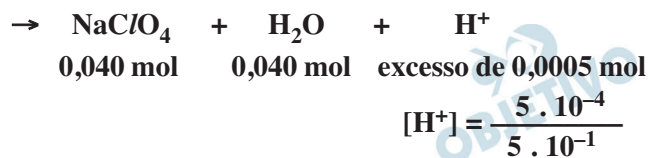
b) Cálculo do potencial de redução do eletrodo II:



$$n = 0,180 \cdot 0,225 \quad n = 0,320 \cdot 0,125$$

$$n = 0,0405 \text{ mol} \quad n = 0,040 \text{ mol}$$

excesso de $0,0005 \text{ mol}$ de H^+



$$E = E^0 - \frac{0,059}{4} \cdot \log \frac{1}{(10^{-3})^4} = 1,23\text{V} - 0,177\text{V}$$

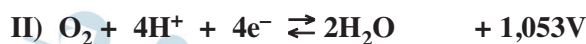
$$E = 1,053\text{V}$$

Cálculo do ΔV da pilha:

$$\Delta V = E_{\text{oxi}_{\text{OH}^-}} + E_{\text{red}_{\text{H}^+}}$$

$$\Delta V = -0,518\text{V} + 1,053\text{V} = 0,535\text{V}$$

Reações que ocorrem:



$$\Delta V = +0,535\text{V}$$

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

21

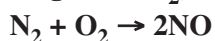
Escreva a equação química balanceada da combustão completa do iso-octano com o ar atmosférico. Considere que o ar é seco e composto por 21 % de oxigênio gasoso e 79% de nitrogênio gasoso.

Resolução

O isooctano (2,2,4-trimetilpentano), sofrendo oxidação completa com O_2 existente no ar atmosférico, fornece:



Como no ar há N_2 , em alta temperatura, ele também reage com O_2 , formando óxidos de nitrogênio:



São fornecidas as seguintes informações relativas aos cinco compostos amínicos: A, B, C, D e E.

Os compostos A e B são muito solúveis em água, enquanto que os compostos C, D, e E são pouco solúveis. Os valores das constantes de basicidade dos compostos A, B, C, D e E são, respectivamente, $1,0 \times 10^{-3}$; $4,5 \times 10^{-4}$; $2,6 \times 10^{-10}$; $3,0 \times 10^{-12}$ e $6,0 \times 10^{-15}$.

Atribua corretamente os dados experimentais apresentados aos seguintes compostos:

2-nitroanilina, 2-metil-anilina, 2-bromoanilina, metilamina e dietilamina. Justifique a sua resposta.

Resolução

Aminas aromáticas são bases mais fracas que as aminas alifáticas. A e B são aminas alifáticas, pois têm maior constante de basicidade.

C, D e E são aminas aromáticas, pois têm menor constante de basicidade.

Radicais elétron-repelentes aumentam a força básica.

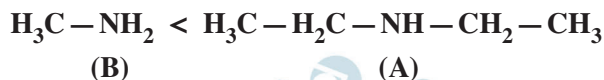


Radicais elétron-atraentes diminuem a força básica.

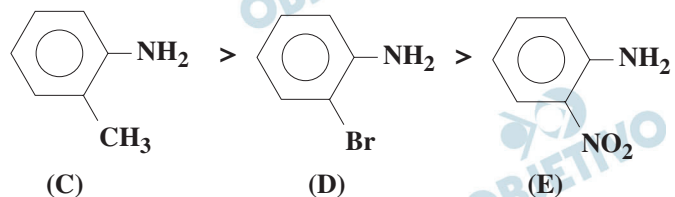


Sendo assim:

Caráter Básico:



Caráter Básico:



A 25°C, realizam-se estes dois experimentos (Exp I e Exp II) de titulação ácido-base medindo-se o pH da solução aquosa em função do volume da base adicionada:

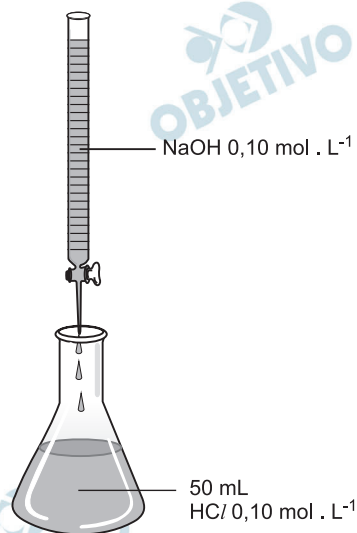
Exp I: Titulação de 50 mL de ácido clorídrico 0,10 mol L⁻¹ com hidróxido de sódio 0,10 mol L⁻¹.

Exp II: Titulação de 50 mL de ácido acético 0,10 mol L⁻¹ com hidróxido de sódio 0,10 mol L⁻¹.

- Esboce em um mesmo gráfico (pH versus volume de hidróxido de sódio) a curva que representa a titulação do Exp I e a curva que representa a titulação do Exp II. Deixe claro no gráfico os valores aproximados do pH nos pontos de equivalência.
- O volume da base correspondente ao ponto de equivalência de uma titulação ácido-base pode ser determinado experimentalmente observando-se o ponto de viragem de um indicador. Em laboratório, dispõem-se das soluções aquosas do ácido e da base devidamente preparados nas concentrações propostas, de indicador, de água destilada e dos seguintes instrumentos: balão volumétrico, bico de Bunsen, bureta, cronômetro, dessecador, erlenmeyer, funil, kitassato, pipeta volumétrica, termômetro e tubo de ensaio. Desses instrumentos, cite os três mais adequados para a realização desse experimento.

Resolução

a) Experiência I



$$[\text{H}^+] = 0,10 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = 1$$



Para ocorrer total neutralização do ácido, deveremos adicionar 50 mL da base.

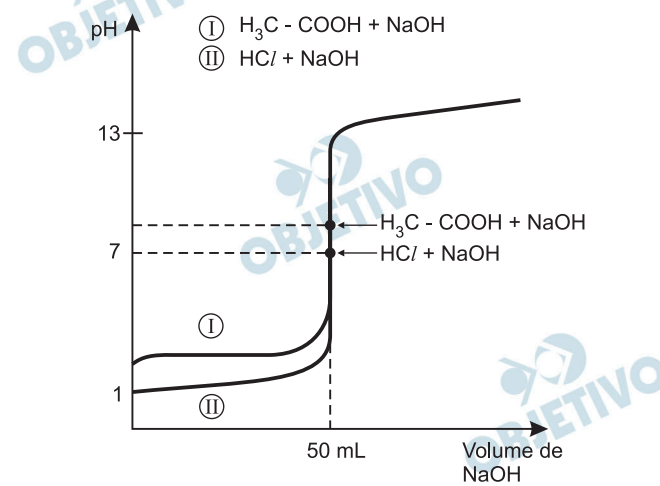
O meio será neutro, pH = 7 (25°C) (PONTO DE EQUIVALÊNCIA).

Como o ácido é forte e a base é forte, o sal formado

(NaCl) não sofre hidrólise.

Experiência II

Ácido acético é um ácido fraco (pH inicial > 1). Quando sofre neutralização com hidróxido de sódio, no ponto de equivalência, o sal formado apresenta caráter básico (pH > 7).



b) Para realizar uma titulação, devemos usar obrigatoriamente uma bureta (na qual será colocada a solução de NaOH), um frasco onde será colocada a solução que será titulada (ácido clorídrico ou acético), de preferência com boca estreita (o ideal é o erlenmeyer), e um aparelho para medir e transportar volume de solução de ácido (50 mL); o ideal é a pipeta volumétrica.

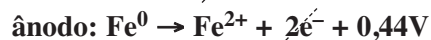
Um elemento galvânico é constituído por uma placa de ferro e por uma placa de estanho, de mesmas dimensões, imersas em uma solução aquosa $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ de ácido cítrico. Considere que esta solução: contém íons ferrosos e estanosos; é ajustada para $\text{pH} = 2$; é isenta de oxigênio; e é mantida nas condições ambientes. Sabendo-se que o ânion citrato reage quimicamente com o cátion $\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$, diminuindo o valor do potencial de eletrodo do estanho, determine o valor numérico da relação entre as concentrações dos cátions $\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$ e $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$, $([\text{Sn}^{2+}]/[\text{Fe}^{2+}])$, a partir do qual o estanho passa a se comportar como o anodo do par galvânico.

Dados: Potenciais de eletrodo em relação ao eletrodo padrão de hidrogênio nas condições-padrão:

$$E^\circ_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44 \text{ V}; E^\circ_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}} = -0,14 \text{ V}$$

Resolução

Determinação da equação espontânea; condição inicial:



À medida que o íon citrato reage com o íon estanoso (Sn^{2+}), o ΔV vai diminuindo. A partir do instante em que o ΔV ficar igual a zero, o estanho passa a se comportar como anodo.

Pela Equação de Nernst:

$$\Delta V = \Delta V^0 - \frac{0,059}{2} \cdot \log \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Sn}^{2+}]} \Rightarrow$$

$$0 = 0,30 - \frac{0,059}{2} \cdot \log \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Sn}^{2+}]} \Rightarrow$$

$$\log \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Sn}^{2+}]} = 10,169$$

$$\text{Portanto, } \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Sn}^{2+}]} = 10^{10,169} \text{ ou } \frac{[\text{Sn}^{2+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} = 10^{-10,169}$$

Para valores menores que $10^{-10,169}$, o estanho se comporta como anodo.

- a) Considerando que a pressão osmótica da sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) a $25^{\circ}C$ é igual a 15 atm, calcule a massa de sacarose necessária para preparar 1,0 L de sua solução aquosa a temperatura ambiente.
- b) Calcule a temperatura do ponto de congelamento de uma solução contendo 5,0 g de glicose ($C_6H_{12}O_6$) em 25 g de água. Sabe-se que a constante do ponto de congelamento da água é igual a $1,86^{\circ}C \text{ kg mol}^{-1}$.
- c) Determine a fração molar de hidróxido de sódio em uma solução aquosa contendo 50% em massa desta espécie.

Resolução

- a) Cálculo da massa molar da sacarose:

$$M_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 12 \cdot 12,01 + 22 \cdot 1,01 + 11 \cdot 16$$

$$M_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 342,34 \text{ g/mol}$$

$$\pi \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$15 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L} =$$

$$= \frac{m}{342,34 \text{ g/mol}} \cdot 8,21 \cdot 10^{-2} \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}$$

$$m = 209,89 \text{ g}$$

- b) Cálculo da massa molar da glicose:

$$M_{C_6H_{12}O_6} = 6 \cdot 12,01 + 12 \cdot 1,01 + 6 \cdot 16$$

$$M_{C_6H_{12}O_6} = 180,18 \text{ g/mol}$$

$$\Delta t_C = K_c \cdot M \cdot i$$

$$t_C - t'_C = K_C \cdot \frac{n_{\text{glicose}}}{m_{\text{água}}} \cdot i$$

$$0 - t'_C = 1,86 \cdot ^{\circ}C \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \frac{5 \text{ g} / 180,18 \text{ g/mol}}{25 \cdot 10^{-3} \text{ kg}} \cdot 1$$

$$t_C = -2,06^{\circ}C$$

- c) Como as porcentagens em massa são iguais, então as massas serão:

$$m_{\text{NaOH}} = m_{\text{H}_2\text{O}} = m$$

Cálculo das quantidades de matéria:

$$\text{NaOH: } n_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{M_{\text{NaOH}}} = \frac{m}{(22,99 + 16 + 1,01)} =$$

$$= \frac{m}{40,00} \text{ (mol)}$$

$$\text{H}_2\text{O: } n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{m}{(2 \cdot 1,01 + 16)} = \frac{m}{18,02} \text{ (mol)}$$

Cálculo da fração molar do hidróxido de sódio:

$$\left(\frac{m}{40,00} + \frac{m}{18,02} \right) \text{ mol} \text{ ————— } 100\%$$

$$\left(\frac{m}{40,00} \right) \text{ mol} \text{ ————— } x$$

$x = 31,056\%$, portanto, Fração molar = 0,31

São dadas as seguintes informações:

- I. O polietileno é estável até aproximadamente 340°C . Acima de 350°C ele entra em combustão.
- II. Para reduzir ou retardar a propagação de chama em casos de incêndio, são adicionados retardantes de chama à formulação dos polímeros.
- III. O $\text{Al}(\text{OH})_3$ pode ser usado como retardante de chama. A aproximadamente 220°C , ele se decompõe, segundo a reação
$$2\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s}) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{g})$$
, cuja variação de entalpia (ΔH) envolvida é igual a 1170 J g^{-1} .
- IV. Os três requisitos de combustão de um polímero são: calor de combustão, combustível e oxigênio. Os retardantes de chama interferem no fornecimento de um ou mais desses requisitos.

Se $\text{Al}(\text{OH})_3$ for adicionado a polietileno, cite um dos requisitos de combustão que será influenciado por cada um dos parâmetros abaixo quando a temperatura próxima ao polietileno atingir 350°C . Justifique resumidamente sua resposta.

- a) Formação de $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$
- b) Formação de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$.
- c) ΔH de decomposição do $\text{Al}(\text{OH})_3$

Resolução

Atuação dos retardantes de chama:

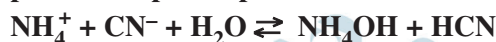
- interferem quimicamente no mecanismo de propagação da chama;
- produzem gases incombustíveis que reduzem o suprimento de O_2 ;
- formam camada protetora, inibindo a combustão.

- a) **Combustível.** O $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$, produzido na decomposição do $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$ abaixo de 350°C , é estável. Forma uma camada protetora, isolando o combustível (polietileno) do oxigênio do ar.
- b) **Oxigênio.** O vapor d'água ($\text{H}_2\text{O}(\text{g})$) produzido na decomposição do $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$ é um gás incombustível que reduz o suprimento de oxigênio.
- c) **Calor de combustão.** A decomposição do $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$ absorve calor ($\Delta H > 0$), dificultando o aumento de temperatura até 350°C , na qual o polietileno entra em combustão.

Sabendo que a constante de dissociação do hidróxido de amônio e a do ácido cianídrico em água são, respectivamente, $K_b = 1,76 \times 10^{-5}$ ($pK_b = 4,75$) e $K_a = 6,20 \times 10^{-10}$ ($pK_a = 9,21$), determine a constante de hidrólise e o valor do pH de uma solução aquosa $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ de cianeto de amônio.

Resolução

A equação da hidrólise salina do cianeto de amônio pode ser expressa por:



$$[\text{NH}_4\text{OH}] = [\text{HCN}] \quad (\text{I})$$

Para o hidróxido de amônio, temos:



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = 1,76 \cdot 10^{-5} \quad (\text{II})$$

Para o ácido cianídrico, temos:



$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} = 6,2 \cdot 10^{-10} \quad (\text{III})$$

Para a água, temos:



$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14} \text{ (a } 25^\circ\text{C)} \quad (\text{IV})$$

$$\text{Como } K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{HCN}]}{[\text{NH}_4^+] [\text{CN}^-]},$$

multiplicando denominador e numerador por $[\text{H}^+]$ $[\text{OH}^-]$, temos:

$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{HCN}] \cdot [\text{H}^+] [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+] [\text{CN}^-] \cdot [\text{H}^+] [\text{OH}^-]} = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

$$K_h = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,76 \cdot 10^{-5} \cdot 6,2 \cdot 10^{-10}} = \boxed{9,16 \cdot 10^{-1}}$$

Considerando o sal cianeto de amônio dissociado, temos:



$$0,1 \text{ molL}^{-1} \quad 0,1 \text{ molL}^{-1} \quad 0,1 \text{ molL}^{-1}$$

$$\therefore [\text{NH}_4^+] = [\text{CN}^-] \quad (\text{V})$$

Vamos determinar a concentração de $[H^+]$ considerando os equilíbrios citados:

$$\text{III: } [H^+] = \frac{K_a \cdot [HCN]}{[CN^-]}$$

$$[H^+]^2 = \frac{K_a \cdot [HCN] \cdot [H^+]}{[CN^-]} \quad \text{IV}$$

$$[H^+]^2 = \frac{K_a \cdot [HCN] \cdot K_w}{[CN^-] \cdot [OH^-]} \quad \text{I}$$

$$[H^+]^2 = \frac{K_a \cdot [NH_4OH] \cdot K_w}{[NH_4^+] \cdot [OH^-]} \quad \text{II}$$

$$[H^+]^2 = \frac{K_a \cdot K_w}{K_b}$$

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_a \cdot K_w}{K_b}}$$

$$-\log [H^+] = -1/2 \log K_a - 1/2 \log K_w + 1/2 \log K_b$$

$$\text{pH} = 1/2 \text{p}K_a + 7 - 1/2 \text{p}K_b$$

$$\text{pH} = \frac{9,21}{2} + 7 - \frac{4,75}{2}$$

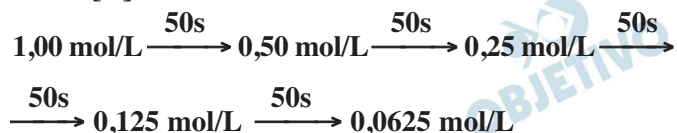
$$\text{pH} = 9,23$$

Considere duas reações químicas (I e II) envolvendo um reagente X. A primeira (I) é de primeira ordem em relação a X e tem tempo de meia-vida igual a 50 s. A segunda (II) é de segunda ordem em relação a X e tem tempo de meia-vida igual à metade da primeira reação. Considere que a concentração inicial de X nas duas reações é igual a $1,00 \text{ mol L}^{-1}$. Em um gráfico de concentração de X (mol L^{-1}) versus tempo (de 0 até 200 s), em escala, trace as curvas de consumo de X para as duas reações. Indique com I a curva que representa a reação de primeira ordem e, com II, a que representa a reação de segunda ordem

Resolução

Reação I: $X \longrightarrow \text{produto}$ (primeira ordem): $t_{1/2} = 50\text{s}$

$$v = k' [X]$$



Reação II: $2X \longrightarrow \text{produto}$ (segunda ordem):

$$t_{1/2} = 25\text{s}$$

$$v = k [X]^2$$

$$\frac{1}{[X]} = \frac{1}{[X_0]} + kt$$

$$t = 25\text{s} [X] = \frac{[X_0]}{2} \quad \therefore \frac{2}{[X_0]} = \frac{1}{[X_0]} + k25$$

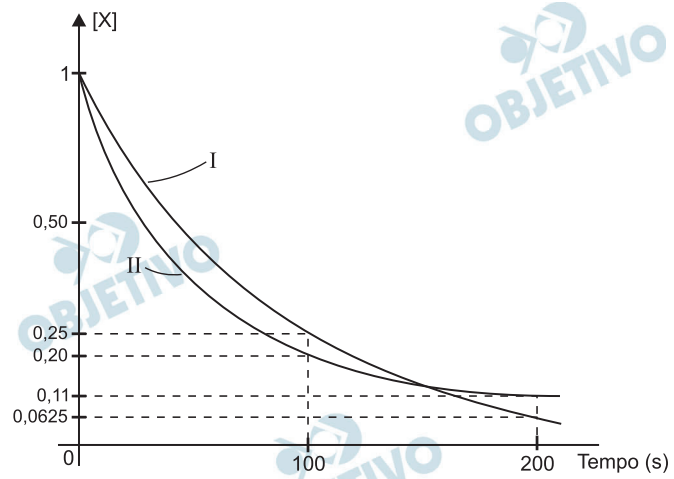
$$k = 0,04 \text{ L/mol} \cdot \text{s}$$

$$[X]_{100}: \frac{1}{[X]_{100}} = \frac{1}{1,00} + 0,04 \cdot 100$$

$$[X]_{100} = \frac{1,00}{5} \text{ mol/L} = 0,20 \text{ mol/L}$$

$$[X]_{200}: \frac{1}{[X]_{200}} = \frac{1}{1,00} + 0,04 \cdot 200$$

$$[X]_{200} = \frac{1,00}{9} \text{ mol/L} = 0,11 \text{ mol/L}$$



Um tanque de estocagem de produtos químicos foi revestido internamente com níquel puro para resistir ao efeito corrosivo de uma solução aquosa ácida contida em seu interior. Para manter o líquido aquecido, foi acoplado junto ao tanque um conjunto de resistores elétricos alimentados por um gerador de corrente contínua. Entretanto, uma falha no isolamento elétrico do circuito dos resistores promoveu a eletrificação do tanque, ocasionando um fluxo de corrente residual de intensidade suficiente para desencadear o processo de corrosão eletrolítica do revestimento metálico.

Admitindo-se que a superfície do tanque é constituída por uma monocamada de níquel com densidade atômica igual a $1,61 \times 10^{19}$ átomos m^{-2} e que a área superficial do tanque exposta à solução ácida é de $5,0 \text{ m}^2$, calcule:

- a) a massa, expressa em gramas, de átomos de níquel que constituem a monocamada atômica do revestimento metálico.
- b) o tempo necessário, expresso em segundos, para que a massa de níquel da monocamada atômica seja consumida no processo de dissolução anódica pela passagem da densidade de corrente de corrosão de $7,0 \mu\text{Acm}^{-2}$.

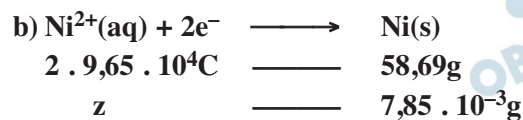
Resolução

$$\text{a) } \begin{array}{r} 1,61 \cdot 10^{19} \text{ átomos} \\ \times \\ \hline 5,0 \text{ m}^2 \end{array} \quad \begin{array}{r} \text{——— } 1,0 \text{ m}^2 \\ \text{——— } 5,0 \text{ m}^2 \end{array}$$

$$x = 8,05 \cdot 10^{19} \text{ átomos de Ni}$$

$$\begin{array}{r} 1 \text{ mol de Ni} \text{ —— } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \text{ —— } 58,69\text{g} \\ \phantom{1 \text{ mol de Ni}} \text{ —— } 8,05 \cdot 10^{19} \text{ átomos} \text{ —— } y \end{array}$$

$$y = 7,85 \cdot 10^{-3} \text{ g de Ni}$$



$$z = 25,81 \text{ C}$$

Cálculo da corrente elétrica:

$$\begin{array}{r} 7,0 \cdot 10^{-6} \text{ A} \text{ —— } 1 \text{ cm}^2 \\ i \text{ —— } 5,0 \cdot 10^4 \text{ cm}^2 (5,0 \text{ m}^2) \end{array}$$

$$i = 0,35 \text{ A}$$

Cálculo do tempo:

$$\begin{array}{l} Q = i \cdot t \\ 25,81 \text{ C} = 0,35 \text{ A} \cdot t \end{array}$$

$$t = 73,74 \text{ s}$$

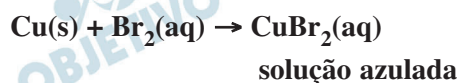
É descrita uma seqüência de várias etapas experimentais com suas respectivas observações:

- I. Dissolução completa de um fio de cobre em água de bromo em excesso com formação de uma solução azulada A.
- II. Evaporação completa da solução A e formação de um sólido marrom B.
- III. Aquecimento do sólido B a 500°C, com formação de um sólido branco de CuBr e um gás marrom C.
- IV. Dissolução de CuBr em uma solução aquosa concentrada de ácido nítrico, formando uma nova solução azulada D e liberação de dois gases: C e E.
- V. Evaporação da solução azulada D com formação de um sólido preto F e liberação de dois gases: E e G.
- VI. Reação a quente do sólido F com hidrogênio gasoso e na ausência de ar, formando um sólido avermelhado H e liberando água.

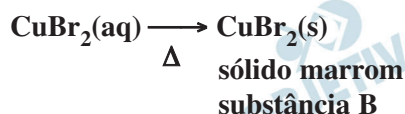
Baseando-se nesta descrição, apresente as fórmulas moleculares das substâncias B, C, E, F, G e H.

Resolução

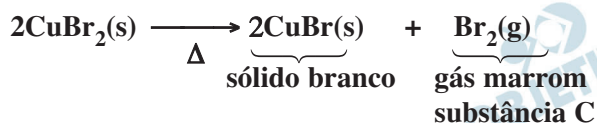
Equação química da reação I:



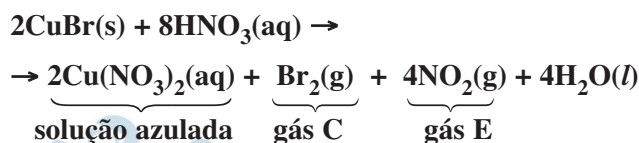
Equação química da reação II:



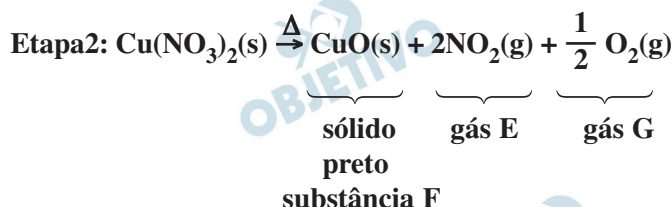
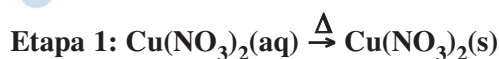
Equação química da reação III:



Equação química da reação IV:



Equação química da reação V:



Equação da reação VI:

