

CONSTANTES

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

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

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

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

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

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

Constante de Planck (h) = $6,626 \times 10^{-34} \text{ m}^2 \cdot \text{kg} \cdot \text{s}^{-1}$

Velocidade da luz no vácuo = $3,0 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$

DEFINIÇÕES

Pressão de 1 atm = 760 mmHg = $101\,325 \text{ N} \cdot \text{m}^{-2} =$
 $= 760 \text{ Torr} = 1,01325 \text{ bar}$

1 J = 1 N · m = 1 kg · m² · s⁻²; ln 2 = 0,693

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

Condições ambientes: 25°C e 1 atm

Condições-padrão: 1 bar; concentração das soluções =
 $= 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (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. [X] = concentração da espécie química X 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
Na	11	22,99
Mg	12	24,31
P	15	30,97
S	16	32,06
Cl	17	35,45
K	19	39,10
Ca	20	40,08
Cr	24	52,00
Mn	25	54,94
Fe	26	55,85
Co	27	58,93
Cu	29	63,55
Zn	30	65,38
Br	35	79,90
Ag	47	107,87
I	53	126,90
Pt	78	195,08
Hg	80	200,59
Pb	82	207,21

1

Considerando condições ambientes, assinale a opção ERRADA.

- a) Em solução aquosa, Br^- é classificado como base de Brønsted-Lowry e de Lewis.
- b) Em solução aquosa, NH_3 é classificada como base de Arrhenius, de Brønsted-Lowry e de Lewis.
- c) Quando adicionado à água, KH (s) forma uma solução aquosa básica.
- d) Quando LiCl (s) é adicionado à água, a solução permanece neutra.
- e) Uma solução aquosa de CH_3OH a $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ pode ser considerada essencialmente neutra.

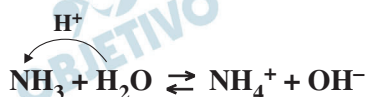
Resolução

Alternativa a: incorreta

O ânion brometo não sofre hidrólise, pois é um ânion derivado de ácido forte (HBr , K_a muito elevado).

O ânion brometo em presença de água não recebe H^+ da água, portanto, não é base de Brønsted e nem de Lewis.

Alternativa b: correta

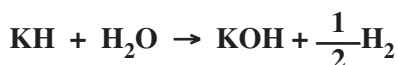


NH_3 é uma base de Arrhenius, pois, dissolvida em água, libera ânion OH^- .

NH_3 é uma base de Brønsted, pois recebe H^+ da água.

NH_3 é uma base de Lewis, pois o nitrogênio tem um par de elétrons livre disponível para formar a ligação dativa.

Alternativa c: correta



solução básica

Alternativa d: correta

O sal LiCl não sofre hidrólise, pois é um sal derivado de ácido e base fortes.

Alternativa e: correta

A constante de ionização do CH_3OH é muito pequena, sendo menor que a da água ($K_a = 1,0 \cdot 10^{-14}$)



A solução aquosa será essencialmente neutra, pois a constante de ionização é extremamente baixa.

Resposta: **A**

2

Assinale a opção que apresenta o sal solúvel em água a 25°C.

- a) CaSO_4 b) PbCl_2 c) Ag_2CO_3
d) Hg_2Br_2 e) FeBr_3

Resolução

CaSO_4 : sal insolúvel: os sulfatos insolúveis são dos cátions Ba^{2+} , Ca^{2+} , Ra^{2+} , Sr^{2+} , Pb^{2+} .

PbCl_2 : sal insolúvel: os cloretos insolúveis são dos cátions: Pb^{2+} , Hg_2^{2+} , Ag^+ .

Ag_2CO_3 : sal insolúvel: os carbonatos solúveis são dos cátions alcalinos e NH_4^+ .

Hg_2Br_2 : sal insolúvel: os brometos insolúveis são dos cátions Pb^{2+} , Hg_2^{2+} , Ag^+ .

FeBr_3 : sal solúvel: os brometos, na maioria, são solúveis, com exceção dos cátions Pb^{2+} , Hg_2^{2+} , Ag^+ .

Resposta: E

A constante ebulioscópica da água é $0,51 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$.
Dissolve-se em água $15,7 \text{ g}$ de um composto solúvel, não volátil e não eletrólito, cuja massa molar é de $157 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
Assinale a alternativa que corresponde à variação na temperatura de ebulição desta solução aquosa, em kelvin.
a) $0,05$ b) $0,20$ c) $0,30$ d) $0,40$ e) $0,50$

Resolução

$$\Delta t_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} \cdot w \cdot i$$

Sendo:

$$w: \text{ molalidade} = \frac{n_{\text{soluto}}}{m_{\text{H}_2\text{O}} (\text{kg})}$$

i : fator de van't Hoff $\therefore i = 1$ (não eletrólito)

Δt_{eb} : elevação da temperatura de ebulição

Como a massa do solvente (água) não foi dada, *não há resposta*.

Considerando a massa do solvente igual a 1 kg , a resposta seria *a*.

$$\Delta t_{\text{eb}} = 0,51 \cdot \frac{n}{1 \text{ kg}} \cdot 1$$

$$\Delta t_{\text{eb}} = 0,51 \cdot \frac{15,7}{157 \cdot 1}$$

$$\Delta t_{\text{eb}} = 0,051 \text{ K}$$

Gabarito Oficial do ITA:

Resposta: **QUESTÃO ANULADA**

A respeito de reações químicas descritas pela equação de Arrhenius, são feitas as seguintes proposições:

- I. Para reações bimoleculares, o fator pré-exponencial na equação de Arrhenius é proporcional à frequência de colisões, efetivas ou não, entre as moléculas dos reagentes.
- II. O fator exponencial na equação de Arrhenius é proporcional ao número de moléculas cuja energia cinética relativa é maior ou igual à energia de ativação da reação.
- III. Multiplicando-se o negativo da constante dos gases ($-R$) pelo coeficiente angular da reta $\ln k$ versus $1/T$ obtém-se o valor da energia de ativação da reação.
- IV. O fator pré-exponencial da equação de Arrhenius é determinado pela intersecção da reta $\ln k$ versus $1/T$ com o eixo das abscissas.

Das proposições acima, está(ão) ERRADA(S)

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

Resolução

(I) *Correta.*



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

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

O fator pré-exponencial A está relacionado com a frequência de colisões, efetivas ou não, com geometria correta.

(II) *Correta.*

O fator exponencial $\left(e^{-\frac{E_a}{RT}} \right)$ é a fração de moléculas com energia suficiente para reagir.

Essa energia é igual ou maior do que a energia de ativação da reação.

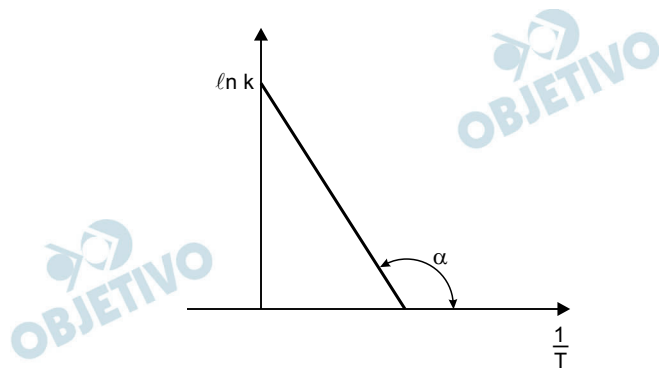
(III) *Correta.*

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

$$\ln k = \ln \left(A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}} \right)$$

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$$

Trata-se de uma equação de primeiro grau, que podemos expressar num gráfico de $\ln k$ em função de $\frac{1}{T}$.



O coeficiente angular (α) = $-\frac{\Delta \ln k}{\Delta \left(\frac{1}{T}\right)} = \frac{-E_a}{R}$

$E_a = -\alpha R$

(IV) *Incorreta.*

$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{R} \cdot \left(\frac{1}{T}\right)$

Quando $\frac{1}{T}$ tende a zero, $\ln k = \ln A$. Dessa

forma, a intersecção da reta com o eixo das ordenadas ($\ln k$) determina o valor do logaritmo neperiano do pré-fator A e não o fator pré-exponencial da Equação de Arrhenius.

Resposta: E

Considere os seguintes compostos químicos que se encontram no estado líquido à temperatura de 298 K e pressão ambiente de 1 bar:

- I. 2-metil-pentano
- II. 3-metil-pentano
- III. 2,2-dimetil-butano
- IV. 2,3-dimetil-butano
- V. Hexano

Nestas condições, assinale a opção que apresenta a ordem decrescente da magnitude da pressão de vapor dos respectivos compostos.

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

Resolução

Quanto maior a proximidade das cadeias e dos átomos, maiores serão as interações moleculares. Logo, serão maiores os pontos de ebulição e menores as pressões de vapor.

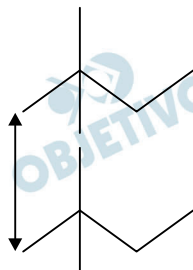
Nas cadeias lineares, há maior proximidade entre as moléculas. Logo, isômeros de cadeia lineares têm maior ponto de ebulição e menor pressão de vapor.

O hexano (composto V) é a única cadeia linear e terá a *menor* pressão de vapor.

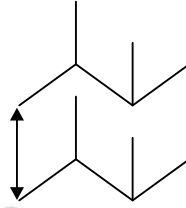
Os compostos 2-metilpentano (I) e 3-metilpentano (II), por terem o mesmo número de ramificações, terão pressões de vapor próximas, porém menores que os compostos III e IV.

Os compostos 2,2-dimetilbutano (III) e 2,3-dimetilbutano (IV), por terem maior número de ramificações, terão maiores pressões de vapor. No composto III, as moléculas estão mais distantes, devido à posição das ramificações, tendo menor força de atração e maior pressão de vapor que o composto IV.

No composto III, a distância entre as moléculas é maior:



No composto IV, a distância é menor:



Logo, a ordem decrescente de pressão de vapor será:
 $\text{III} > \text{IV} > \text{I} > \text{II} > \text{V}$.

Resposta: C

Assinale a opção que apresenta a afirmação ERRADA.

- a) O número de massa, A, de um isótopo é um número inteiro positivo adimensional que corresponde à soma do número de prótons e de nêutrons no núcleo daquele isótopo.
- b) Massa atômica refere-se à massa de um único átomo, e é invariante para átomos de um mesmo isótopo. Quando medida em unidades padrão de massa atômica, ela nunca é um número inteiro exceto para o átomo de ^{12}C .
- c) A soma do número de prótons e nêutrons em qualquer amostra de matéria cuja massa é exatamente 1 g vale exatamente 1 mol.
- d) A massa molar de um dado elemento químico pode variar em diferentes pontos do sistema solar.
- e) Multiplicando-se a unidade padrão de massa atômica pela constante de Avogadro, obtém-se exatamente $1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Resolução

Alternativa a: correta

A: número de massa

$$A = N + Z$$

N: número de nêutrons

Z: número atômico (número de prótons)

Alternativa b: correta

A massa atômica refere-se à massa de um único átomo e tem um valor constante para um determinado isótopo.

A única massa atômica que tem um número inteiro é a do átomo de ^{12}C , cuja massa foi estipulada em 12,0000u.

Alternativa c: incorreta

A massa de um próton vale 1,007276u e a do nêutron vale 1,008665u (*Química Geral*, 6ª edição, Kotz, pág. 57). Considerando 1 mol de partículas (prótons + nêutrons), a massa será maior que 1 g.

Alternativa d: correta

A massa molar de um dado elemento depende da composição isotópica, portanto, poderá ser diferente desde que a composição isotópica seja diferente da que é encontrada na Terra.

Alternativa e: correta

Por definição:

$$1\text{u} = \frac{m^{12}\text{C}}{12}$$

12g de ^{12}C ——— $N_A \cdot 12\text{u}$

$$1\text{u} = \frac{1\text{g}}{N_A} \therefore 1\text{g} = N_A \cdot 1\text{u}$$

N_A = número de Avogadro

Resposta: **C**

Considere a reação descrita pela seguinte equação química:

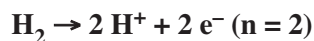


Se X o potencial padrão (E°) da reação, o pH da solução a 25°C quando o potencial da reação (E) for Y será dado por

- a) $(X - Y)/0,059$. b) $(Y - X)/0,059$.
 c) $(X - Y)/0,118$. d) $(Y - X)/0,118$.
 e) $2(X - Y)/0,059$.

Resolução

$$E = E^\circ - \frac{0,059}{n} \frac{\log [\text{H}^+]^2 \cdot [\text{Br}^-]^2}{(p_{\text{H}_2})} \quad (\text{I})$$



Sabendo-se que:

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

$$p_{\text{H}_2} = 1 \text{ bar}$$

$$n = 2$$

$$E^\circ = X; E = Y$$

Substituindo em I:

$$Y = X - \frac{0,059}{2} \log [\text{H}^+]^4$$

$$Y - X = - \frac{0,059}{2} \cdot 4 \log [\text{H}^+]$$

$$Y - X = 0,059 \cdot 2 (-\log [\text{H}^+])$$

$$Y - X = 0,118 \cdot \text{pH} \Rightarrow \text{pH} = \frac{Y - X}{0,118}$$

Resposta: **D**

Uma amostra de 4,4 g de um gás ocupa um volume de 3,1 L a 10°C e 566 mmHg. Assinale a alternativa que apresenta a razão entre as massas específicas deste gás e a do hidrogênio gasoso nas mesmas condições de pressão e temperatura.

- a) 2,2 b) 4,4 c) 10 d) 22 e) 44

Resolução

Cálculo da massa molar do gás ($M_{\text{gás}}$):

$$PV = \frac{m}{M} RT$$

$$566 \text{ mmHg} \cdot 3,1 \text{ L} =$$

$$= \frac{4,4 \text{ g}}{M_{\text{gás}}} \cdot 62,4 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot (273 + 10) \text{ K}$$

$$M_{\text{gás}} = 44,3 \text{ g/mol}$$

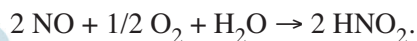
Cálculo da razão entre as massas específicas deste gás e a do hidrogênio gasoso:

$$d_{\text{H}_2}^{\text{G}} = \frac{\mu_{\text{gás}}}{\mu_{\text{H}_2}} = \frac{\frac{PM_{\text{gás}}}{RT}}{\frac{PM_{\text{H}_2}}{RT}} = \frac{M_{\text{gás}}}{M_{\text{H}_2}} =$$

$$= \frac{44,3 \text{ g/mol}}{2,02 \text{ g/mol}} = 21,9 \approx 22$$

Resposta: **D**

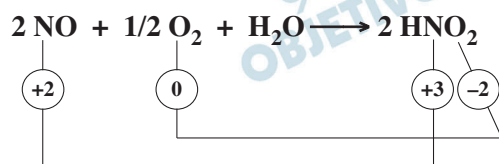
No estado padrão, é de 0,240 V o potencial da pilha cuja reação pode ser descrita pela seguinte equação química:



Assinale a alternativa que apresenta o valor da energia livre padrão da reação, em $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- a) -11,6 b) -23,2 c) -34,8
d) -46,3 e) -69,5

Resolução



Assim, o número de elétrons (n) envolvido será igual a 2.

$$\Delta G^0 = -n \cdot F \cdot \Delta E^0$$

ΔG^0 = energia livre padrão de Gibbs ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)

n = número de elétrons

F = constante de Faraday ($\text{J} \cdot \text{V}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$)

$$F = 9,65 \cdot 10^4 \text{ J} \cdot \text{V}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 96,5 \text{ kJ} \cdot \text{V}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

ΔE^0 = potencial padrão da pilha (V)

$$\Delta G^0 = -2 \cdot 96,5 \cdot 0,240 \text{ (kJ} \cdot \text{mol}^{-1}\text{)}$$

$$\Delta G^0 = -46,32 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Resposta: **D**

Quantidades iguais de $\text{H}_2(\text{g})$ e $\text{I}_2(\text{g})$ foram colocadas em um frasco, com todo o sistema à temperatura T , resultando na pressão total de 1 bar. Verificou-se que houve a produção de $\text{HI}(\text{g})$, cuja pressão parcial foi de 22,8 kPa. Assinale a alternativa que apresenta o valor que mais se aproxima do valor CORRETO da constante de equilíbrio desta reação.

- a) 0,295 b) 0,350 c) 0,490
d) 0,590 e) 0,700

Resolução

Convertendo 22,8 kPa para bar:

$$1 \text{ bar} \text{ ————— } 1 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$x \text{ ————— } 22,8 \cdot 10^3 \text{ Pa}$$

$$x = 0,228 \text{ bar}$$

Como as quantidades (admitindo quantidades em mols) iniciais de H_2 e I_2 são iguais, as pressões parciais serão as mesmas.

	$\text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{I}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{HI}(\text{g})$
início	0,500 bar		0,500 bar		0
reage e forma	0,114 bar		0,114 bar		0,228 bar
equilíbrio	0,386 bar		0,386 bar		0,228 bar

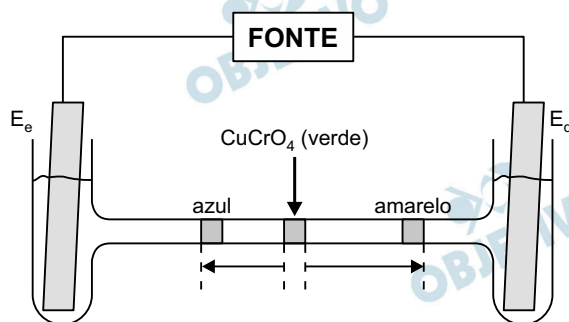
$$K_p = \frac{(p_{\text{HI}})^2}{p_{\text{H}_2} \cdot p_{\text{I}_2}}$$

$$K_p = \frac{(0,228)^2}{0,386 \cdot 0,386}$$

$$K_p = 0,349$$

Resposta: **B**

Considere uma célula eletrolítica na forma de um tubo em H, preenchido com solução aquosa de NaNO_3 e tendo eletrodos inertes mergulhados em cada ramo vertical do tubo e conectados a uma fonte externa. Num determinado instante, injeta-se uma solução aquosa de CuCrO_4 verde na parte central do ramo horizontal do tubo. Após algum tempo de eletrólise, observa-se uma mancha azul e uma amarela, separadas (em escala) de acordo com o esquema da figura.

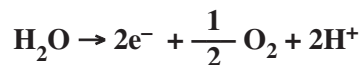


Com base nas informações do enunciado e da figura, assinale a opção ERRADA.

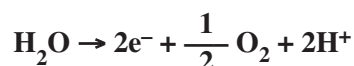
- O eletrodo E_e corresponde ao anodo.
- Há liberação de gás no E_d .
- Há liberação de H_2 no E_e .
- O íon cromato tem velocidade de migração maior que o íon cobre.
- O pH da solução em torno do E_d diminui.

Resolução

- Falsa.** O eletrodo E_e é o catodo, pois de acordo com a figura, íons Cu^{2+} (azul) migram para o eletrodo E_e .
- Verdadeira.** Ocorre oxidação da H_2O , que sofre oxidação preferencialmente aos íons NO_3^- e CrO_4^{2-} (amarelo), pois a água apresenta maior potencial de oxidação (E_{oxi}^0).



- Verdadeira.** Ocorre redução da água, que se reduz preferencialmente aos íons Na^+ , pois a água apresenta maior potencial de redução (E_{red}^0).
- Verdadeira.** Pela figura, observa-se que, no mesmo intervalo de tempo, íons CrO_4^{2-} percorrem uma distância maior que íons Cu^{2+} .
- Verdadeira.** A oxidação da água produz íons H^+ , diminuindo o pH do meio.



Resposta: **A**

Considere que 20 g de tiosulfato de potássio com pureza de 95% reagem com ácido clorídrico em excesso, formando 3,2 g de um sólido de coloração amarela. Assinale a alternativa que melhor representa o rendimento desta reação.

- a) 100% b) 95% c) 80% d) 70% e) 65%

Resolução



$$\boxed{\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3} \quad \left[\begin{array}{l} 20 \text{ g} \text{ — } 100\% \\ x \text{ — } 95\% \end{array} \right]$$

$$x = 19 \text{ g (massa pura)}$$



$$\left[\begin{array}{l} 190,32 \text{ g} \text{ — } 32 \text{ g} \\ 19 \text{ g} \text{ — } y \end{array} \right]$$

$$\boxed{y \cong 3,2 \text{ g}}$$

A massa esperada de enxofre é de 3,2 g. Como a massa de enxofre obtida também foi de 3,2 g, o rendimento desta reação é de, aproximadamente, 100%.

Resposta: **A**

Considere as entalpias padrão de formação dos seguintes compostos:

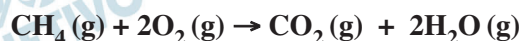
	CH ₄ (g)	O ₂ (g)	CO ₂ (g)	H ₂ O(g)
$\Delta H_f^0 / \text{kJ.mol}^{-1}$	-74,81	zero	-393,51	-285,83

Sabendo que a capacidade calorífica da água, à pressão constante, vale 75,9 J.mol⁻¹ e que sua entalpia de vaporização é igual a 40,66 kJ.mol⁻¹, assinale a alternativa que melhor corresponda ao número de mols de metano necessários para vaporizar 1 L de água pura, cuja temperatura inicial é 25°C, ao nível do mar.

- a) 1,0
- b) 2,0
- c) 2,9
- d) 3,8
- e) 4,7

Resolução

1) Cálculo do ΔH da combustão do metano (CH₄):



$$\Delta H_f^0 \quad -74,81 \quad 0 \quad -393,51 \quad 2(-285,83)$$

$$\Delta H = \sum \Delta H_f^0(\text{produtos}) - \sum \Delta H_f^0(\text{reagentes})$$

$$\Delta H = [-393,51 + 2(-285,83)] - [-74,81]$$

$$\Delta H = -890,36 \text{ kJ/mol} \quad (\text{I})$$

2) Aquecimento e vaporização da água:

$$\Delta H = c_p \cdot \Delta T \begin{cases} \Delta H = \text{variação de entalpia (J/mol)} \\ c_p = \text{capacidade calorífica a pressão} \\ \text{constante (J/mol K)} \\ \Delta T = \text{variação de temperatura (K)} \end{cases}$$

$$\Delta T = T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}}$$

Considerando o experimento no nível do mar, tem-se:

$$T_{\text{final}} = 100^\circ\text{C} \xrightarrow{+273} T_{\text{final}} = 373 \text{ K}$$

$$T_{\text{inicial}} = 25^\circ\text{C} \xrightarrow{+273} T_{\text{inicial}} = 298 \text{ K}$$

$$\Delta T = (373 - 298) \text{ K} = 75 \text{ K}$$

Assim:

$$\Delta H = 75,9 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 75 \text{ K} = 5692,5 \text{ J/mol}$$

Em kJ, tem-se:

$$\Delta H = 5,6925 \text{ kJ/mol (II)}$$

Para 1L de água pura (que equivale a 1000g), e considerando-se a massa molar da água igual a 18,02 g/mol, tem-se:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ ————— } 18,02\text{g} \\ x \text{ ————— } 1000\text{g} \end{array} \Rightarrow x = 55,49 \text{ mol}$$

Retomando (II), tem-se:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ ————— } 5,6925 \text{ kJ} \\ 55,49 \text{ mol} \text{ ————— } y \end{array} \Rightarrow y = 315,87 \text{ kJ (III)}$$

$$\Delta H_{\text{vaporização}} = 40,66 \text{ kJ/mol}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ ————— } 40,66 \text{ kJ} \\ 55,49 \text{ mol} \text{ ————— } z \end{array} \Rightarrow z = 2256,22 \text{ kJ (IV)}$$

- 3) Cálculo da energia total envolvida no processo.
Somando-se os resultados obtidos (III e IV), tem-se:

$$(315,87 + 2256,22) \text{ kJ} = 2572,09 \text{ kJ}$$

- 4) Cálculo do número de mols de metano (CH₄):
Retomando (I), tem-se:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de CH}_4 \text{ ————— libera } 890,36 \text{ kJ} \\ w \text{ ————— } 2572,09 \text{ kJ} \end{array}$$

$$w \cong 2,9 \text{ mols}$$

Resposta: C

Sabendo que a função trabalho do zinco metálico é $5,82 \times 10^{-19}$ J, assinale a opção que apresenta a energia cinética máxima, em joules, de um dos elétrons emitidos, quando luz de comprimento de onda igual a 140 nm atinge a superfície do zinco.

- a) $14,2 \times 10^{-18}$
- b) $8,4 \times 10^{-18}$
- c) $14,2 \times 10^{-19}$
- d) $8,4 \times 10^{-19}$
- e) $14,2 \times 10^{-20}$

Resolução

A energia necessária para remover um elétron da superfície de um metal é chamada de função trabalho do metal (Φ).

A energia cinética do elétron ejetado é a diferença entre a energia do fóton e a função trabalho.

$$\frac{1}{2} m v^2 = hf - \Phi$$

$$c = \lambda \cdot f$$

$$3,0 \cdot 10^8 \text{ m/s} = 140 \cdot 10^{-9} \text{ m} \cdot f$$

$$f = 2,143 \cdot 10^{15} / \text{s}$$

$$\frac{1}{2} m v^2 = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 2,143 \cdot 10^{15} / \text{s} - 5,82 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

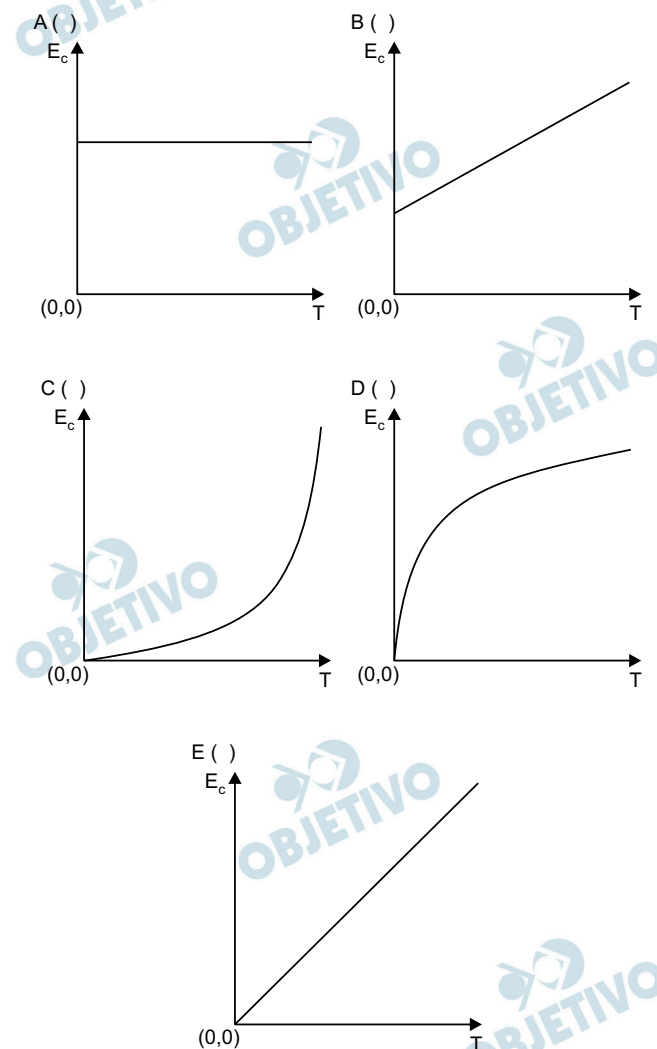
$$\frac{1}{2} m v^2 = 14,18 \cdot 10^{-19} \text{ J} - 5,82 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$\frac{1}{2} m v^2 = 8,37 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Aproximadamente $8,4 \cdot 10^{-19}$ J

Resposta: **D**

Considerando um gás monoatômico ideal, assinale a opção que contém o gráfico que melhor representa como a energia cinética média (E_c) das partículas que compõem este gás varia em função da temperatura absoluta (T) deste gás.

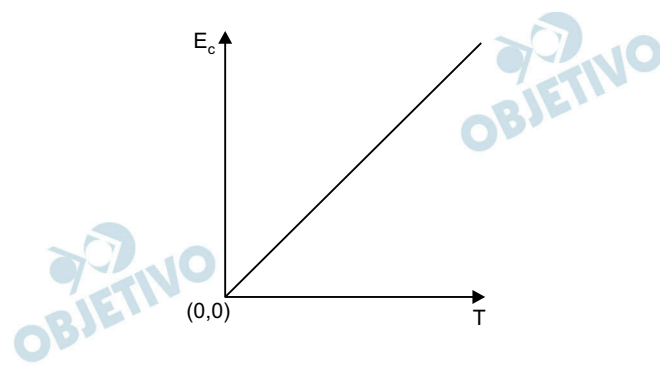


Resolução

A energia cinética média das partículas que compõem um gás é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta.

$$E_C = \frac{3}{2} \cdot R \cdot T \quad \left\{ \begin{array}{l} E_C = \text{energia cinética média (J)} \\ R = \text{constante universal dos} \\ \text{gases (J/K} \cdot \text{mol)} \\ T = \text{temperatura (K)} \end{array} \right.$$

Desta forma, o gráfico que melhor representa este comportamento é:



Resposta: E

Considere a expansão de um gás ideal inicialmente contido em um recipiente de 1 L sob pressão de 10 atm. O processo de expansão pode ser realizado de duas maneiras diferentes, ambas à temperatura constante:

- I. Expansão em uma etapa, contra a pressão externa de 1 atm, levando o volume final do recipiente a 10 L.
- II. Expansão em duas etapas: na primeira, o gás expande contra a pressão externa constante de 5 atm até atingir um volume de 2 L; na segunda etapa, o gás expande contra uma pressão constante de 1 atm atingindo o volume final de 10 L.

Com base nestas informações, assinale a proposição CORRETA.

- a) O trabalho realizado pelo gás é igual nos dois processos de expansão.
- b) O trabalho realizado no primeiro processo é metade do trabalho realizado no segundo processo.
- c) A variação da energia interna do gás é igual em ambos os processos.
- d) A variação da energia interna do gás no primeiro processo é metade da do segundo processo.
- e) O calor trocado pelo gás é igual em ambos os processos.

Resolução

O trabalho realizado pela expansão gasosa pode ser calculado pelo produto da pressão externa pela variação de volume:

$$\tau = P_{\text{externa}} \cdot (V_F - V_i)$$

$$\text{Sistema I} \rightarrow \tau = 1 \text{ atm} \cdot (10 - 1) \text{ L}$$

$$\tau = 9 \text{ atm} \cdot \text{L}$$

$$\text{Sistema II} \rightarrow \tau = [P_{\text{ext}} \cdot (V_2 - V_1)] + [P'_{\text{ext}} \cdot (V_4 - V_3)]$$

$$\tau = [5 \cdot (2 - 1)] + [1 \cdot (10 - 2)]$$

$$\tau = (5 + 8) \text{ atm} \cdot \text{L} = 13 \text{ atm} \cdot \text{L}$$

Como a expansão foi realizada a temperatura constante, U é constante e o ΔU vale zero.

$$Q = \Delta U + P \cdot \Delta V \rightarrow \begin{cases} Q = 0 + P \cdot \Delta V \\ Q = P \cdot \Delta V = \tau \end{cases}$$

Resposta: **C**

$$\text{III) } \begin{cases} V_3 = k_{\text{III}} \cdot [\text{N}_2\text{O}_4]^1 \text{ (e)} \\ K_3 = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}] \cdot [\text{NO}_3]} \rightarrow \end{cases}$$

$$\rightarrow [\text{N}_2\text{O}_4] = K_3 \cdot [\text{NO}] \cdot [\text{NO}_3] \text{ (f)}$$

Substituindo (f) em (e), temos:

$$\begin{cases} V_3 = k_{\text{III}} \cdot K_3 \cdot [\text{NO}] [\text{NO}_3] \text{ (g)} \\ K_4 = \frac{[\text{NO}_3]}{[\text{NO}_2]^1 \cdot [\text{O}_2]^{1/2}} \rightarrow \end{cases}$$

$$\rightarrow [\text{NO}_3] = K_4 [\text{NO}_2]^1 \cdot [\text{O}_2]^{1/2} \text{ (h)}$$

Substituindo (h) em (g), temos:

$$V_3 = k_{\text{III}} \cdot K_3 \cdot [\text{NO}] \cdot K_4 \cdot [\text{NO}_2]^1 \cdot [\text{O}_2]^{1/2} \text{ (i)}$$

$$V_3 = k_{\text{III}} \cdot K_3 \cdot K_4 \cdot [\text{NO}_2]^1 \cdot [\text{NO}]^1 \cdot [\text{O}_2]^{1/2}$$

$$V_3 = k'_{\text{III}} \cdot [\text{NO}_2]^1 \cdot [\text{NO}]^1 \cdot [\text{O}_2]^{1/2}$$

Conclui-se que existe consistência entre a lei cinética e os mecanismos I e II.

Resposta: **B**

Uma reação hipotética de decomposição de uma substância gasosa catalisada em superfície metálica tem lei de velocidade de ordem zero, com uma constante de velocidade (k) igual a $10^{-3} \text{ atm}\cdot\text{s}^{-1}$. Sabendo que a pressão inicial do reagente é igual a 0,6 atm, assinale a opção que apresenta o tempo necessário, em segundos, para que um terço do reagente se decomponha.

- a) 0,00001 b) 200 c) 400
d) 600 e) 693

Resolução

Como a lei de velocidade é de ordem zero, pode-se afirmar que:

$$v = k \cdot (p_R)^0 \Rightarrow v = k$$

em que p_R é a pressão do reagente

$$\text{Neste caso, } v = 10^{-3} \text{ atm} \cdot \text{s}^{-1}$$

Para que $\frac{1}{3}$ do reagente $\left(\frac{1}{3} \cdot 0,6 \text{ atm} = 0,2 \text{ atm}\right)$ se

decomponha:

$$10^{-3} \text{ atm} \text{ ————— } 1 \text{ s}$$

$$0,2 \text{ atm} \text{ ————— } t$$

$t = 200 \text{ s}$

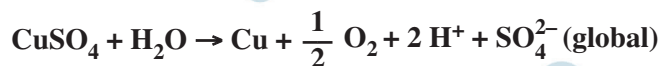
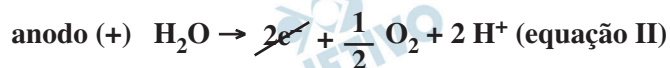
Resposta: **B**

Duas placas de platina são conectadas a um potenciostato e imersas em um béquer contendo uma solução aquosa de sulfato de cobre. Entre estas duas placas ocorre a passagem de corrente elétrica. Após certo tempo foi verificado que a cor azul, inicialmente presente na solução, desapareceu e que houve a liberação de um gás em uma das placas de platina. A solução, agora totalmente incolor, contém

- a) hidróxido de cobre.
- b) sulfato de platina.
- c) hidróxido de platina.
- d) ácido sulfúrico.
- e) apenas água.

Resolução

A passagem de corrente elétrica pela solução de CuSO_4 faz com que ocorra eletrólise dessa solução. A coloração azul dela desaparece graças à redução dos íons Cu^{2+} (equação I) e ocorre liberação de gás oxigênio no anodo (equação II):



Na equação global, nota-se formação de ácido sulfúrico ($\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$). A platina, por ser um metal mais nobre que o cobre, não reage com os íons Cu^{2+} em solução, nem com o ácido sulfúrico.

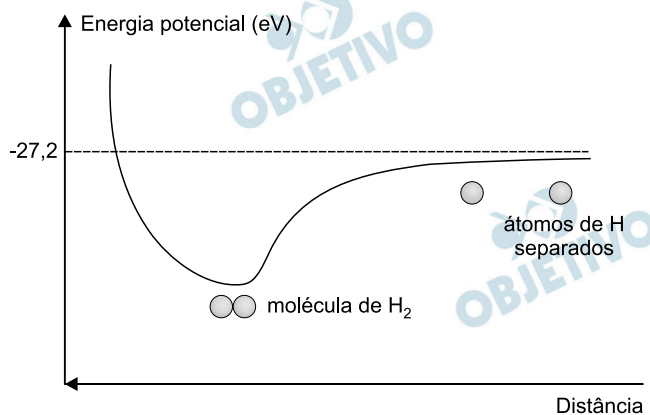
Resposta: **D**

A energia do estado fundamental do átomo de hidrogênio é $-13,6$ eV. Considerando todas as espécies químicas no estado gasoso e em seu estado eletrônico fundamental, é CORRETO afirmar que o valor absoluto

- da energia do orbital $1s$ do átomo de hélio é menor que $13,6$ eV.
- da energia da molécula de H_2 , no seu estado de mínima energia, é menor do que o valor absoluto da soma das energias de dois átomos de hidrogênio infinitamente separados.
- da afinidade eletrônica do átomo de hidrogênio é igual a $13,6$ eV.
- da soma das energias de dois átomos de deutério, infinitamente separados, é maior do que o valor absoluto da soma das energias de dois átomos de hidrogênio infinitamente separados.
- da energia do íon He^+ é igual ao valor absoluto da soma das energias de dois átomos de hidrogênio infinitamente separados.

Resolução

De acordo com o texto, a energia do estado fundamental do átomo de hidrogênio é $-13,6$ eV, portanto, a energia de dois átomos de hidrogênio é igual a $-27,2$ eV.



Em valor absoluto, a energia da molécula de H_2 é maior que a energia de 2 átomos de H isolados.

A energia de um orbital $1s$ do He é maior em valor absoluto do que a de um orbital $1s$ do H, pois apresenta maior carga nuclear.

O valor $13,6$ eV corresponde à energia de ionização do átomo de H e não à sua afinidade eletrônica.

A soma das energias de dois átomos de deutério (2D) separados é maior que a soma das energias de dois átomos de hidrogênio (1H) separados (em valores absolutos), porque a massa do núcleo do deutério é maior.

A energia do átomo é dada pela seguinte expressão:

$$E = - \frac{Z^2 \cdot h \cdot R}{n^2}$$

sendo R a Constante de Rydberg. O aumento da massa nuclear acarreta um aumento no valor da Constante de Rydberg. A massa do núcleo de deutério é maior que a massa do núcleo do átomo de hidrogênio, portanto, a energia do átomo de deutério é menor que a energia do átomo de hidrogênio, em valor absoluto, é maior. A alternativa *d*, rigorosamente está correta. No entanto, o assunto é muito específico e a diferença de energia é desprezível. O gabarito oficial do ITA anulou a questão.

Resposta: **QUESTÃO ANULADA**

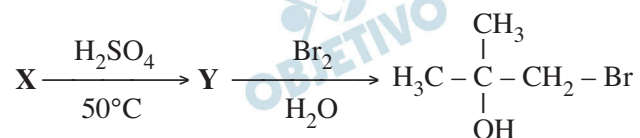
AS QUESTÕES DISSERTATIVAS, NUMERADAS DE 21 A 30, DEVEM SER RESPONDIDAS NO CADERNO

DE SOLUÇÕES.

AS QUESTÕES NUMÉRICAS DEVEM SER DESENVOLVIDAS SEQUENCIALMENTE ATÉ O FINAL.

21

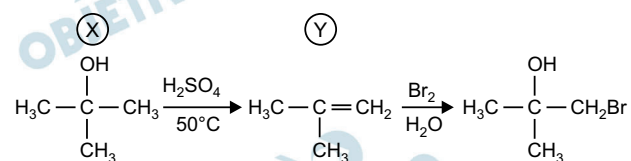
Considere a rota de síntese do 1-bromo-2-metil-2-propanol mostrada abaixo:



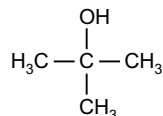
- Escreva a fórmula estrutural do composto orgânico X.
- Escreva a fórmula estrutural do composto orgânico Y.
- Escreva a fórmula estrutural do composto orgânico que seria formado se, ao invés de água, o solvente utilizado na última reação química fosse o metanol.

Resolução

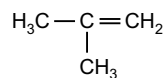
A rota de síntese do 1-bromo-2-metil-2-propanol é:



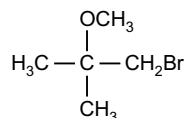
- a) A fórmula estrutural do composto orgânico X é:



- b) A fórmula estrutural do composto orgânico Y é:



- c) A fórmula estrutural do composto orgânico formado se, ao invés de água, o solvente utilizado na última reação química fosse o metanol é:



Reações de Grignard são geralmente realizadas utilizando éter dietílico anidro como solvente.

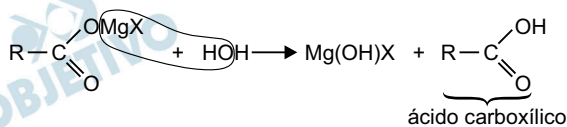
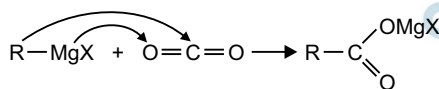
- Escreva a fórmula estrutural do reagente de Grignard cuja reação com gás carbônico e posterior hidrólise produz ácido di-metil-propanóico.
- Por que o solvente utilizado em reações de Grignard deve ser anidro? Escreva uma equação química para justificar sua resposta.

Resolução

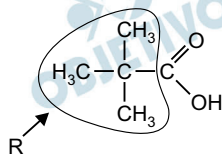
- Sendo a fórmula genérica de um Composto de Grignard:



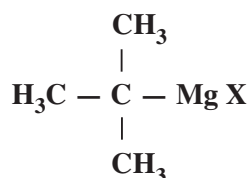
Sua reação com gás carbônico e posterior hidrólise será:



Como o ácido é o dimetilpropanoico:



O Composto de Grignard será:



- Quando se adiciona haleto de alquila (R - X) em éter anidro sobre aparas de magnésio (Mg), ocorre uma reação vigorosa, a solução turva-se, entra em ebulição e o magnésio metálico desaparece.

A solução resultante constitui o Reagente de Grignard:



Como os Compostos de Grignard são muito reativos, reagem com muitas substâncias, como por exemplo, água. Por este motivo, o solvente deve ser anidro.



Sabendo que o produto de solubilidade do calomelano (cloreto de mercúrio I) é $K_{ps} = 2,6 \times 10^{-18}$ e que seu logaritmo natural é $\ln(K_{ps}) = -40,5$, determine:

- a) a concentração, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, de Hg_2^{2+} e de Cl^- numa solução aquosa saturada de calomelano.
b) o potencial padrão de um eletrodo de calomelano.

Resolução



$$K_{ps} = [\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq})] \cdot [\text{Cl}^-(\text{aq})]^2$$

$$2,6 \cdot 10^{-18} = x \cdot (2x)^2$$

$$2,6 \cdot 10^{-18} = 4x^3$$

$$\frac{2,6 \cdot 10^{-18}}{4} = x^3$$

$$0,65 \cdot 10^{-18} = x^3$$

$$650 \cdot 10^{-21} = x^3$$

$$x = 8,6 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Hg}_2^{2+}] = 8,6 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = 1,72 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

- b) Equação de Nernst:

$$E = E^0 - \frac{RT}{nF} \cdot \ln K$$

Na solução saturada, temos um equilíbrio. Logo,

$E = 0$. O potencial padrão é dado por:

$$E^0 = \frac{\ln K_{ps} \cdot R \cdot T}{n \cdot F}$$

Sendo:

E^0 = potencial padrão do eletrodo de calomelano (V).

R = constante dos gases ($\text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$)

T = temperatura (K)

n = número de mols de elétrons

F = Constante de Faraday ($\text{J} \cdot \text{V}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$)

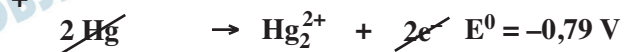
$$E^0 = \frac{-40,5 \cdot 8,31 \cdot 298}{2 \cdot 9,65 \cdot 10^4} \text{ (V)}$$

$$E^0 = -0,5196 \text{ V}$$

ou

$$E^0 \approx -0,52 \text{ V}$$

Confrontando-o com a literatura (Atkins, P. 2001):



Dadas as informações:

- I. O poder calorífico de um combustível representa a quantidade de calor gerada na combustão por unidade de massa.
- II. O poder calorífico do $H_2(g)$ é aproximadamente 3 vezes o da gasolina.
- III. O calor latente de ebulição do $H_2(l)$ é desprezível frente ao poder calorífico do $H_2(g)$.
- IV. A massa específica do $H_2(l)$ é de $0,071 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ e a da gasolina é de $0,740 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

Com base nestas informações, determine o valor numérico:

- a) da massa de 45 L de gasolina.
- b) do volume de $H_2(l)$ que, ao sofrer combustão, fornece a mesma quantidade de calor liberada na combustão de 45 L de gasolina.
- c) do volume que o H_2 ocuparia se estivesse na forma de gás, à pressão de 1 bar e a 25°C .

Resolução

$$\begin{array}{l} \text{a) } 1 \text{ cm}^3 \text{ de gasolina} \text{ ————— } 0,740 \text{ g} \\ 45 \cdot 10^3 \text{ cm}^3 \text{ de gasolina} \text{ ————— } x \\ x = 3,33 \cdot 10^4 \text{ g} \end{array}$$

A massa de 45 L de gasolina é 33 300 g ou 33,3 kg.

- b) Considerando que o calor latente de ebulição do $H_2(l)$ é desprezível em face do poder calorífico do $H_2(g)$, pode-se afirmar que o poder calorífico do H_2 é três vezes o da gasolina.

Para a gasolina:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ g de gasolina} \text{ ————— } \text{libera} \text{ } x \text{ de calor} \\ 3,33 \cdot 10^4 \text{ g de gasolina} \text{ ————— } Q \end{array}$$

$$Q = 3,33 \cdot 10^4 \cdot x$$

Para o $H_2(l)$:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ g de } H_2(l) \text{ ————— } \text{libera} \text{ } 3x \text{ de calor} \\ 0,071 \cdot V_{H_2(l)} \text{ ————— } Q \end{array}$$

$$Q = 3x \cdot 0,071 \cdot V_{H_2(l)}$$

Igualando as quantidades de calor da gasolina e do $H_2(l)$ (Q), temos:

$$3,33 \cdot 10^4 \cdot x = 3x \cdot 0,071 \cdot V_{H_2(l)}$$

$$V_{H_2(l)} = 1,56 \cdot 10^5 \text{ cm}^3 \text{ ou } 156 \text{ L}$$

c) $1 \text{ atm} \text{ ————— } 1,01325 \text{ bar}$

$P \text{ ————— } 1 \text{ bar}$

$P = 0,987 \text{ atm}$

$$PV = \frac{m}{M} RT \Rightarrow PV = \frac{d \cdot V}{M} \cdot RT \Rightarrow 0,987 \text{ atm} \cdot V =$$

$$= \frac{0,071 \text{ g/cm}^3 \cdot 1,56 \cdot 10^5 \text{ cm}^3}{2,02 \text{ g/mol}} \cdot 8,21 \cdot 10^{-2} \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}$$

$$V = 135,917 \text{ L ou } \approx 1,36 \cdot 10^5 \text{ L}$$

Dado o seguinte mecanismo reacional, constituído de duas etapas elementares (I e II).

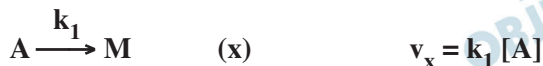


Escreva a expressão para a taxa de variação temporal da concentração do:

- reagente A.
- intermediário M.
- produto C.

Resolução

Admitindo $k_2 \ll k_{-1}$, necessário para manter o pré-equilíbrio, vamos considerar as reações direta e inversa que ocorrem no equilíbrio (I) e a reação (II):



A substância A é consumida nas equações x e z e formada na equação y.

A velocidade de consumo de A pode ser calculada somando v_x e v_z e subtraindo v_y :

$$v_A = k_1 [A] + k_2 [M] [A] - k_{-1} [M]$$

A substância M é formada na equação x e consumida nas equações y e z.

A velocidade de formação de M pode ser calculada somando v_x e subtraindo v_y e v_z .

$$v_M = k_1 [A] - k_{-1} [M] - k_2 [M] \cdot [A]$$

Quando M atinge o estado estacionário: $v_M = 0$

$$k_1 [A] - k_{-1} [M] - k_2 [M] \cdot [A] = 0$$

$$k_1 [A] - [M] (k_{-1} + k_2 [A]) = 0$$

$$[M] (k_{-1} + k_2 [A]) = k_1 [A]$$

$$[M] = \frac{k_1 \cdot [A]}{k_{-1} + k_2 [A]}$$

- Cálculo da taxa de variação temporal da concentração de A:

$$v_A = k_1 [A] + k_2 [M] [A] - k_{-1} [M]$$

$$v_A = k_1 [A] + [M] (k_2 [A] - k_{-1})$$

$$v_A = k_1 [A] + \left[\frac{k_1 [A]}{k_{-1} + k_2 [A]} \right] \cdot [k_2 [A] - k_{-1}]$$

$$v_A = k_1 [A] + \frac{k_1 [A] (k_2 [A] - k_{-1})}{k_{-1} + k_2 [A]}$$

$$v_A = \frac{k_1 [A] (k_{-1} + k_2 [A]) + k_1 [A] (k_2 [A] - k_{-1})}{k_{-1} + k_2 [A]}$$

$$v_A = \frac{\cancel{k_1 k_{-1} [A]} + k_1 k_2 [A]^2 + k_1 k_2 [A]^2 - \cancel{k_1 k_{-1} [A]}}{k_{-1} + k_2 [A]}$$

$$v_A = \frac{2k_1 k_2 [A]^2}{k_{-1} + k_2 [A]}$$

- b) Cálculo da taxa de variação temporal da concentração do intermediário M:

$$v_M = k_1 [A] - k_{-1} [M] - k_2 [M] \cdot [A]$$

$$v_M = k_1 [A] - [M] (k_{-1} + k_2 [A])$$

No estado estacionário:

$$v_M = 0$$

- c) Cálculo da taxa de variação temporal da concentração de C:

$$v_C = k_2 \cdot [M] \cdot [A]$$

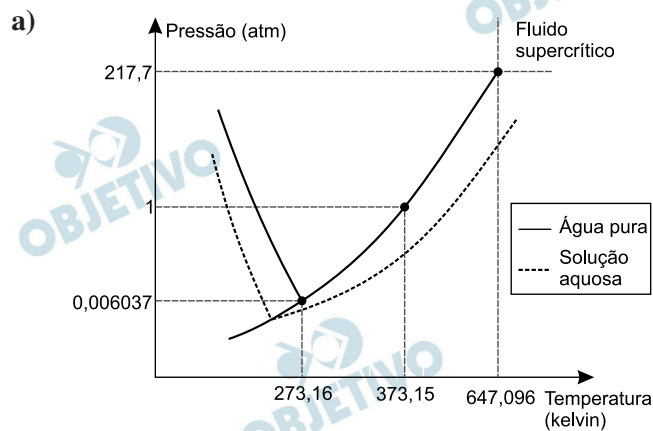
$$v_C = \frac{k_2 \cdot k_1 [A] \cdot [A]}{k_{-1} + k_2 [A]}$$

$$v_C = \frac{k_1 \cdot k_2 \cdot [A]^2}{k_{-1} + k_2 [A]}$$

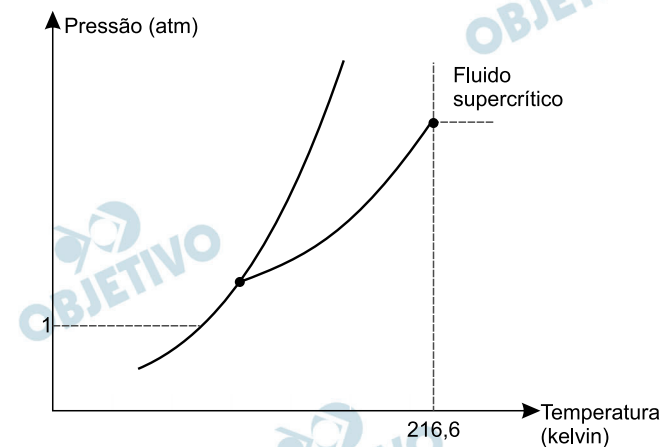
No diagrama de fases da água pura, o ponto triplo ocorre à temperatura absoluta de 273,16 K e à pressão de 0,006037 atm. A temperatura de ebulição da água à pressão de 1 atm é 373,15 K. A temperatura crítica da água pura é de 647,096 K e sua pressão crítica é de 217,7 atm.

- a) Esboce o diagrama de fases da água pura e indique neste diagrama o ponto triplo, o ponto de ebulição a 1 atm e o ponto crítico. No mesmo diagrama, usando linhas tracejadas, desenhe as curvas de equilíbrio sólido-líquido e líquido-gás quando se dissolve na água pura um soluto não volátil e não solúvel na fase sólida.
- b) Esboce o diagrama de fases de uma substância que sublima à pressão ambiente, cuja temperatura crítica seja 216,6 K e cuja fase sólida seja mais densa do que a fase líquida.

Resolução



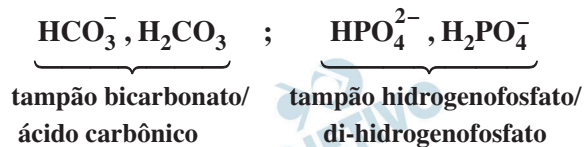
- b) Fase sólida mais densa que a líquida: a curva de fusão apresenta inclinação para a direita.



A saliva humana pode ser considerada uma solução tampão. Cite quais espécies químicas inorgânicas compõem este tampão e explique como elas atuam.

Resolução

As espécies químicas inorgânicas que compõem o tampão salivar são:

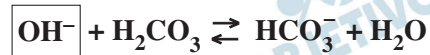


Tais espécies agem evitando grandes variações no valor do pH salivar. Caso não houvesse os tampões mencionados, poderia haver alterações drásticas no valor do pH devido à ação de micro-organismos patogênicos, que produzem ácidos ou bases a partir da degradação de carboidratos.

Caso o meio salivar tenha excesso de H^+ , tem-se:



Caso o meio salivar tenha excesso de OH^- , tem-se:



Desta forma, o tamponamento mantém a higidez da mucosa, minimizando a formação de cáries e a dissolução do esmalte dental.

A toda reação química corresponde uma variação de energia interna, ΔU , e uma variação de entalpia, ΔH . Explique em que condições ΔU tem valor igual ao de ΔH .

Resolução

A partir da definição de entalpia (troca de calor à pressão constante), pode-se reescrever a primeira Lei da Termodinâmica:

$$Q_p = \Delta U + P \cdot \Delta V \rightarrow \Delta H = \Delta U + P \Delta V$$

Para que $\Delta U = \Delta H$, a transformação deve ser feita a volume constante:

$$\Delta H = \Delta U + P \cdot 0 \rightarrow \Delta H = \Delta U$$

Uma amostra de 50 g de iodeto de potássio, com pureza de 83%, reage com ácido sulfúrico e dióxido de manganês. O iodo liberado nesta reação reage com fósforo vermelho e o composto resultante sofre hidrólise. Sabendo que o rendimento da primeira reação é de 80%:

- calcule a massa de iodo produzida na primeira reação química.
- escreva a equação química balanceada para a primeira reação química.
- escreva a equação química balanceada para a segunda reação química.
- escreva a equação química balanceada para a terceira reação química.

Resolução

- a) Cálculo da massa de KI puro:

$$\begin{array}{r} 50 \text{ g da amostra} \text{ ——— } 100\% \\ x \text{ ——— } 83\% \\ x = 41,5 \text{ g de KI} \end{array}$$

Cálculo da massa de I_2 produzida:

$$\begin{array}{r} 2 \text{ KI} \longrightarrow I_2 \\ 2 \cdot 166 \text{ g} \qquad 253,8 \text{ g} \\ 41,5 \text{ g} \qquad y \\ y = 31,725 \text{ g de } I_2 \text{ (100\% de rendimento)} \end{array}$$

$$\begin{array}{r} 31,725 \text{ g de } I_2 \text{ ——— } 100\% \\ z \text{ ——— } 80\% \end{array}$$

$$z = 25,38 \text{ g de } I_2$$

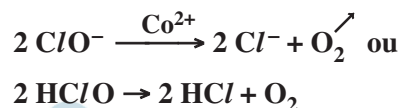
- $$2 \text{ KI} + 2 \text{ H}_2\text{SO}_4 + \text{MnO}_2 \rightarrow I_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + 2 \text{ H}_2\text{O}$$
- $$3n \text{ I}_2 + 2 \text{ P}_n \rightarrow 2n \text{ PI}_3$$
- $$2 \text{ PI}_3 + 6 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ H}_3\text{PO}_3 + 6 \text{ HI}$$

O ácido hipocloroso sofre, em solução aquosa, três diferentes processos de transformação que ocorrem de forma independente. Escreva as equações balanceadas que representam as reações químicas que ocorrem nas seguintes condições:

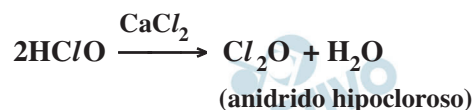
- sob a ação da luz solar direta ou em presença de sais de cobalto como catalisador.
- reação ocorrendo na presença de CaCl_2 como substância desidratante.
- sob ação de calor.

Resolução

- a) **Ácido hipocloroso:** $\text{HClO} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+ + \text{ClO}^-$
 Sob ação da luz solar (ou com íons Co^{2+} como catalisador), os íons hipoclorito (ClO^-) sofrem decomposição, produzindo oxigênio (O_2):



- b) A desidratação do ácido hipocloroso produz anidrido hipocloroso em presença do cloreto de cálcio:



- c) Em solução, os íons ClO^- se decompõem formando clorato e cloreto:

