

Frente A - Módulo 29

Exercícios de Fixação

01 a) $[A] = \frac{n_A}{V} \therefore 1,2 = \frac{n_A}{0,2} \therefore n_A = 0,24 \text{ mol}$

b) $n_T = n_A + n_B$

$[\text{solução}]_T \cdot 400 = 1,2 \cdot 100 + 1,8 \cdot 300$

$[\text{solução}]_T = \frac{120 + 540}{400}$

$[\text{solução}]_T = 1,65 \text{ mol/L}$

02 d

03 d

04 c

Exercícios Complementares

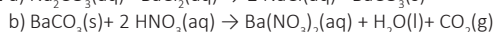
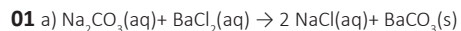
01 b

02 a

03 c

Frente A - Módulo 30

Exercícios de Fixação



02 c

03 b

04 b

05 b

06 a

Exercícios Complementares

01 d

02 b

03 d

04 a

05 a

Frente A - Módulo 31

Exercícios de Fixação

01 a) Considerando a solubilidade apresentada (139 g de ácido tartárico por 100 mL de água), a adição de 100 g deste soluto em 100 mL de água a 20 °C constituirá uma solução insaturada, pois a solubilidade indica o máximo que se pode solubilizar de um soluto em certo volume de solvente, a uma dada temperatura.



I) 1 mol de ácido tartárico ——— 150,0 g
 x ——— 3,0 g
 $x = 0,02 \text{ mol de ácido tartárico}$

II) Pela equação química balanceada, temos
 1 mol de ácido tartárico ————— 2 mol de KOH
 0,02 mol de ácido tartárico ————— y
 $y = 0,04 \text{ mol de KOH}$

III) $[A] = \frac{n_{\text{soluto}}}{V} \therefore 0,5 = \frac{0,04}{V} \therefore V = 0,08 \text{ L}$

02 c

03 d

04 b

05 e

Exercícios Complementares

01 c

02 c

03 c

04 c

05 c

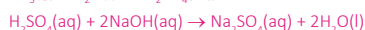
06 d

07 d

08 e

Frente A - Módulo 32

Exercícios de Fixação



$22,5 \text{ L SO}_3 \text{ ----- } 2 \text{ mol NaOH}$

$45 \cdot 10^{-3} \text{ L SO}_3 \text{ ----- } x$

$x = \frac{2 \cdot 45 \cdot 10^{-3}}{22,5}$

$x = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH}$

$[\text{NaOH}] = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V} \therefore 0,1 = \frac{4 \cdot 10^{-3}}{V} \therefore V = 40 \text{ mL}$

02 c

03 d

04 d

05 c

06 d

Exercícios Complementares

01 a

02 d

03 b

04 a

05 a

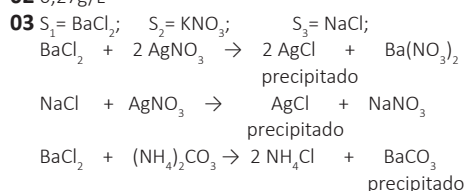
06 a

Frente A

Exercícios de Aprofundamento

01 c

02 0,27g/L



- 04 a) $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
 b) 0,030 mol de HCl
 05 e
 06 c
 07 a
 08 d
 09 b
 10 b
 11 C-E-C-C-C

Frente B - Módulo 29

Exercícios de Fixação



- b) $2 \text{NCl}_3(\text{l}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{Cl}_2(\text{g})$
 Nox do N no $\text{NCl}_3 = +3$
 Nox do N no $\text{N}_2 = 0$
 c) Vamos considerar que as ligações formadas apresentam valores negativos (estabilização) e que as ligações quebradas (desestabilização) apresentam valores positivos de energia. Então,
 $\Delta \text{Hr} = \Sigma \text{Entalpias ligações rompida} - \Sigma \text{Entalpias ligações formadas}$
 $\Delta \text{Hr} = [6 \cdot (\Delta \text{Hn-Cl})] - [1 \cdot (\Delta \text{Hn=N}) + 3 \cdot (\Delta \text{HCl-Cl})]$
 $\Delta \text{Hr} = [6 \cdot 200] - [1 \cdot 940 + 3 \cdot 240]$
 $\Delta \text{Hr} = 1200 - 1660$
 $\Delta \text{Hr} = 460 \text{ kJ}$
 Contudo, esse valor é relativo a 2 mol de NCl_3 . Logo, a variação de entalpia por mol de NCl_3 é - 460 kJ/2, ou seja, - 260 kJ / mol . Portanto, a reação é exotérmica.

- 02 e
 03 b
 04 a

Exercícios Complementares

- 01 b
 02 01, 02
 03 d
 04 e
 05 d
 06 d
 07 a
 08 e

Frente B - Módulo 30

Exercícios de Fixação

- 01 a) Equação da reação de combustão completa do metano:
 $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$.
 Como o ΔH da reação é $\Delta \text{H} = -800 \text{ kJ}$ ($\Delta \text{H} < 0$), a reação é exotérmica (libera calor).
 b) Cálculo do calor liberado na combustão de 1,2 t de gás propano:
 $\Delta \text{H} = -2200 \text{ kJ/mol}$. Considerando a massa molar do propano (44 g/mol), temos

$$\frac{44 \text{ g}}{1,2 \cdot 10^6 \text{ g}} = \frac{2200 \text{ kJ}}{x}$$

$$x = 6 \cdot 10^7 \text{ kJ}$$
 Cálculo da massa de metano (16 g/mol) que produz $6 \cdot 10^7 \text{ kJ}$ na sua queima completa:

$$\frac{16 \text{ g}}{y} = \frac{800 \text{ kJ}}{6 \cdot 10^7 \text{ kJ}}$$

$$y = 1,2 \cdot 10^6 \text{ g de CH}_4$$
 Cálculo da massa de biogás que contém $1,2 \cdot 10^6 \text{ g de CH}_4$ (60% da massa total):

$$\frac{1,2 \cdot 10^6 \text{ g de CH}_4}{z} = \frac{60\%}{100\%}$$

$$z = 2 \cdot 10^6 \text{ g de biogás} = 2 \text{ t de biogás}$$

- 02 e
 03 d
 04 a
 05 d

Exercícios Complementares

- 01 b
 02 c
 03 b
 04 c
 05 b

Frente B - Módulo 31

Exercícios de Fixação

- 01 Uma reação química é espontânea quando a variação de energia livre é menor que zero ($\Delta \text{G} < 0$). Sabendo que $\Delta \text{G} = \Delta \text{H} - \text{T}\Delta \text{S}$, temos
 $\Delta \text{H} - \text{T}\Delta \text{S} < 0 \therefore -6 \cdot 10^5 - \text{T} \cdot (-120) < 0 \therefore \text{T} < 5000$
 Dividindo o resultado por 100, chegamos à resposta numérica 50.
 02 b
 03 c
 04 d
 05 c
 06 e

Exercícios Complementares

- 01 e
 02 d
 03 03
 04 02, 04
 05 d

Frente B - Módulo 32

Exercícios de Fixação

- 01 a) Os problemas ambientais enfatizados nas situações dadas são: A – aquecimento global; B – destruição da camada de ozônio e C – chuva ácida.
 b) O aquecimento global é o problema ambiental que está, atualmente, mais em evidência.
 Possíveis soluções para minimizá-lo (citar apenas uma).
 - mudança da matriz energética; - substituir as fontes fósseis de energia;
 - eliminar ou diminuir as queimadas; - diminuir a utilização de veículos movidos a derivados do petróleo, substituindo-os por veículos que utilizem biocombustíveis ou outra fonte de energia; - filtrar os gases emitidos pelas indústrias.

- 02 b
 03 e
 04 e
 05 c

Exercícios Complementares

- 01 b
 02 b
 03 a

Frente B

Exercícios de Aprofundamento

- 01 c
 02 c
 03 d

04 a) 1 kg do biogás:

$$64\% \text{ de } \text{CH}_4 \rightarrow m_{\text{CH}_4} = 0,64 \text{ kg}$$

$$32\% \text{ de } \text{CO}_2 \rightarrow m_{\text{CO}_2} = 0,32 \text{ kg}$$

$$4\% \text{ de } \text{H}_2\text{S} \rightarrow m_{\text{H}_2\text{S}} = 0,04 \text{ kg}$$

$\text{CO}_2 \rightarrow$ gás não combustível

H_2S :

$$1 \text{ kg} \text{ libera } 15 \times 10^3 \text{ kJ}$$

$$0,04 \text{ kg} \text{ libera } y$$

$$y = 0,6 \times 10^3 \text{ kJ}$$

CH_4 :

$$1 \text{ kg} \text{ libera } 55 \times 10^3 \text{ kJ}$$

$$0,64 \text{ kg} \text{ libera } x$$

$$x = 35,2 \times 10^3 \text{ kJ}$$

$$1 \text{ kg desse biogás libera } 35,2 \times 10^3 + 0,6 \times 10^3 = 35,8 \times 10^3 \text{ kJ}$$

b) Caso o biogás fosse 100% puro, teríamos 1 kg de CH_4 ; logo, a energia liberada por quilograma seria

$$55 \times 10^3 \text{ kJ.}$$

O ganho de energia seria $55 \times 10^3 - 35,8 \times 10^3$, o que equivale a $19,2 \times 10^3 \text{ kJ}$.

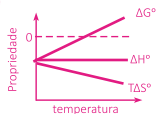
c) Ao purificar o biogás, é eliminado o H_2S que, após a queima, gera SO_2 . Esse óxido é um dos principais responsáveis pela formação da chuva ácida. Portanto, a remoção do H_2S do biogás representa uma diminuição da geração de poluentes.

d) Tubo A.

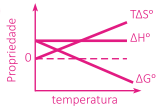
O biogás é produzido pela decomposição anaeróbica (ausência de O_2) de material orgânico. Desse modo, em regiões mais profundas teremos uma menor quantidade de O_2 presente no solo, o que promoverá a produção de uma maior quantidade de CH_4 , ou seja, um biogás com maior poder calorífico.

05 a) (A) e (D) são exotérmicas. (B) e (C) são endotérmicas.

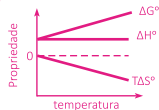
b) a)



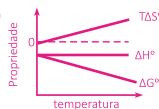
b)



c)



d)



06 50

07 b

Frente C - Módulo 29

Exercícios de Fixação

01 Isomeria de posição.

02 c

03 c

04 a

05 c

06 a

Exercícios Complementares

01 04, 08

02 e

03 a

04 b

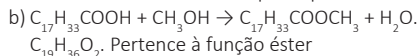
05 b

06 c

Frente C - Módulo 30

Exercícios de Fixação

01 a) O tipo de isomeria é a espacial geométrica ou *cis-trans*. Ela se caracteriza por apresentar grupos de átomos em posição trocada em relação ao eixo de simetria ou diferentes arranjos espaciais ou diferentes planos da molécula. Isso ocorre quando há ligações duplas entre átomos de carbono que impedem a rotação da ligação.



$\text{C}_{19}\text{H}_{36}\text{O}_2$. Pertence à função éster

02 d

03 c

04 e

05 b

Exercícios Complementares

01 b

02 d

03 c

04 e

05 b

Frente C - Módulo 31

Exercícios de Fixação

01 a) O composto apresenta as funções químicas amida e éster.

b) Sim. A tetrametrina apresenta atividade óptica, pois possui assimetria molecular gerada pela presença de carbonos quirais. Por outro lado, a tetrametrina também apresenta estereoisomeria geométrica (*cis/trans*).

c) Devido à presença de grupos oxigenados e nitrogenados, a tetrametrina é uma molécula de polaridade considerável. Portanto, a menor solubilidade da tetrametrina será no solvente menos polar (acetona).

02 d

03 b

04 d

05 b

06 b

Exercícios Complementares

01 a

02 b

03 c

04 a

05 d

Frente C - Módulo 32

Exercícios de Fixação

01 a) As ligações intramoleculares (C - C, C = O, C - H, O - H) são todas covalentes (não metal com não metal e H com não metal). O nome da interação intermolecular que justifica o maior ponto de ebulição do metanol é ligação de hidrogênio.

b) Para o cálculo de concentração, é necessário determinar o volume de cada um dos participantes e admitir aditividade. Cálculo do volume de propanona

$$d = \frac{m}{V} \therefore 0,78 = \frac{85,8}{V} \therefore V = 110 \text{ mL}$$

Cálculo do volume de metanol

$$d = \frac{m}{V} \therefore 0,79 = \frac{31,6}{V} \therefore V = 40 \text{ mL}$$

Volume total (VT) igual a 150 mL, ou seja, 0,15 L.

Cálculo da concentração em g/L

$$C = \frac{m_1}{V} \Rightarrow C = \frac{31,6}{0,15} = 210,7 \text{ g/L}$$

02 a

03 b

04 c

Exercícios Complementares

01 b

02 a

03 d

04 d

05 e

Frente C

Exercícios de Aprofundamento

01 a

02 b

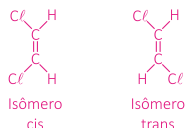
03 b

04 d

05 a

06 a

07 a) As duas substâncias orgânicas produzidas na reação mencionada no enunciado constituem isômeros geométricos:



b) Enquanto o isômero *trans* é um composto apolar, o isômero *cis* é polar. Assim, as interações intermoleculares são mais fortes no composto polar, o que aumenta seu ponto de ebulição. Logo, o isômero *cis* é o maior ponto de ebulição.

08 e

09 e

10 b