

QUESTÕES OBJETIVAS

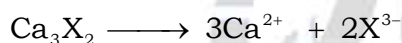
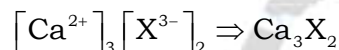
**Teste 01** – Em 19,9 g de um sal de cálcio encontra-se 0,15 mol desse elemento. Qual a massa molar do ânion trivalente que forma esse sal?

Dado: Ca = 40 g/mol.

- (A) 139 g/mol
- (B) 278 g/mol
- (C) 63,3 g/mol
- (D) 126,6 g/mol
- (E) 95 g/mol

**Resolução: alternativa A**

Sal do elemento cálcio :



0,05 mol    0,15 mol

$$M_{Ca_3X_2} = 3 \times 40 + 2M_x = (120 + 2M_x) \text{ g / mol}$$

$$n_{Ca_3X_2} = \frac{m_{Ca_3X_2}}{M_{Ca_3X_2}}$$

$$0,05 = \frac{19,9}{120 + 2M_x}$$

$$6 + 0,1M_x = 19,9$$

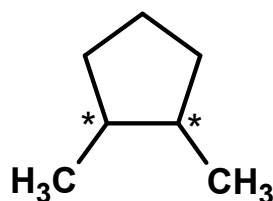
$$M_x = 139 \text{ g / mol}$$

**Teste 02** – Assinale a alternativa correta.

- (A) O cis-2-buteno e o trans-2-buteno são enantiômeros.
- (B) Existem três isômeros com a denominação 1,2-dimetilciclopentano.
- (C) A glicina, a alanina e a valina são os únicos aminoácidos que não apresentam atividade óptica.
- (D) Os nucleotídeos que constituem os ácidos nucléicos são diastereoisômeros uns dos outros.
- (E) Apenas os aminoácidos essenciais apresentam atividade óptica.

**Resolução: alternativa B**

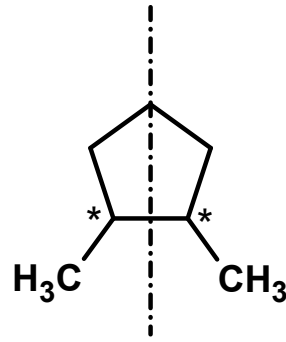
Existem três isômeros com a denominação 1,2-dimetilciclopentano:



$$\text{Número de isômeros opticamente ativos} = 2^n = 2^2 = 4$$

$$\text{Número de isômeros opticamente inativos} = 2^{n-1} = 2^{2-1} = 2$$

Como existe um plano de simetria na própria molécula, o total de isômeros cai pela metade, ou seja, três.

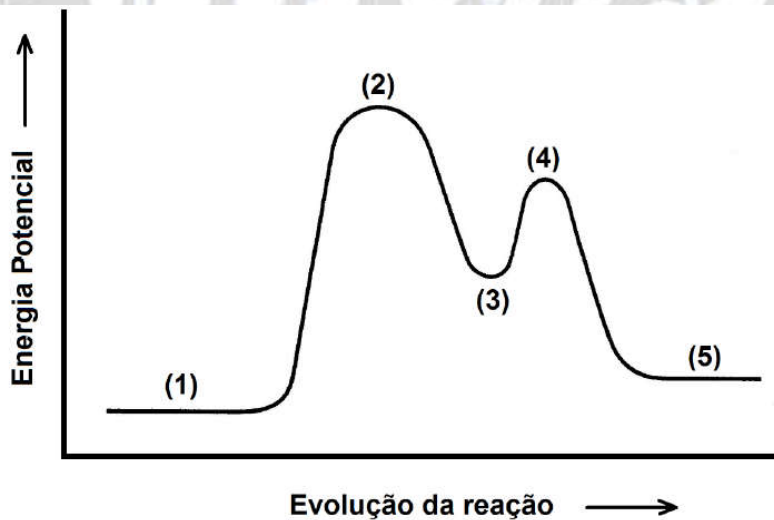


**Teste 03** – Considere a reação catalisada descrita pelo mecanismo a seguir.

Primeira etapa:  $A + BC \rightarrow AC + B$

Segunda etapa:  $AC + D \rightarrow A + CD$

O perfil energético dessa reação segue a representação do gráfico abaixo.

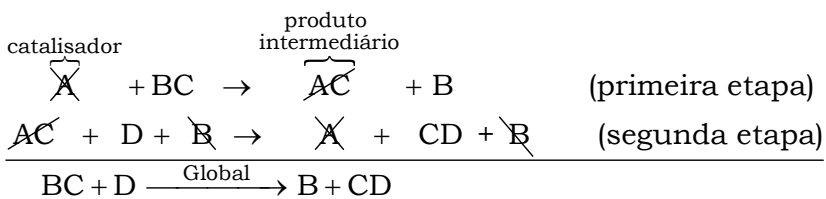


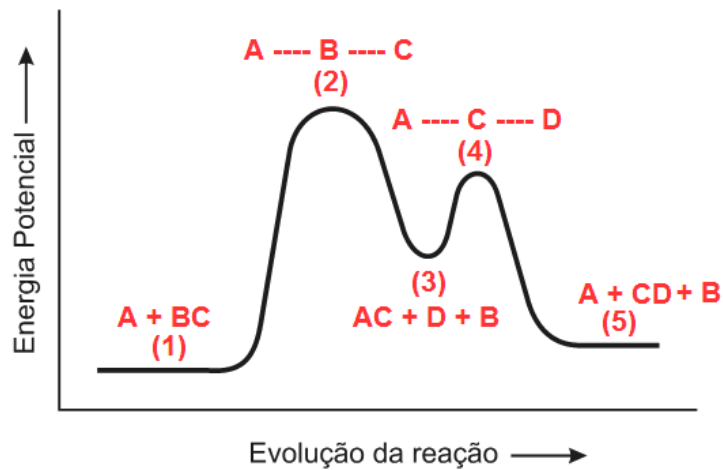
Diante das informações apresentadas, é correto afirmar que

- (A) os intermediários de reação são representados por (2) e (3) e equivalem, respectivamente, aos compostos **BC** e **AC**.
- (B) os reagentes, representados por (1), são os compostos **A** e **D**.
- (C) o complexo ativado representado por (4) tem estrutura **A-----C-----D**.
- (D) o produto, representado por (5), é único e equivale ao composto **CD**.
- (E) a presença do catalisador **A** torna a reação exotérmica.

**Resolução: alternativa C**

A partir do gráfico, e das etapas de reação fornecidas no enunciado vem:





**Teste 04** – A variação de entropia de um sistema fechado constituído por um gás ideal, quando sofre uma transformação, pode ser calculada pela expressão genérica:

$$\Delta S = nc_p \ln \frac{T_2}{T_1} - nR \ln \frac{p_2}{p_1}$$

em que os subscritos 1 e 2 representam dois estados quaisquer. Assinale a única afirmativa correta.

- (A) Se o estado inicial 1 é diferente do estado final 2, a variação da entropia do gás ideal não depende da quantidade de gás presente no sistema.
- (B) Se a mudança de estado é isotérmica, a variação da entropia é dada por  $\Delta S = -nc_p \ln \frac{p_2}{p_1}$ .
- (C) Se o sistema realiza um processo cíclico, a variação de entropia é positiva.
- (D) Se a mudança de estado é isobárica, a variação de entropia é dada por  $\Delta S = nc_p \ln \frac{T_2}{T_1}$ .
- (E) Se a mudança de estado é isocórica, a variação da entropia do sistema é nula.

**Resolução: alternativa D**

Se a mudança de estado é isobárica (sob pressão constante), a variação de entropia é dada por

$$\Delta S = nc_p \ln \frac{T_2}{T_1}$$

$$\Delta S = nc_p \ln \frac{T_2}{T_1} - nR \ln \frac{p_2}{p_1}$$

$$p_1 = p_2 = p$$

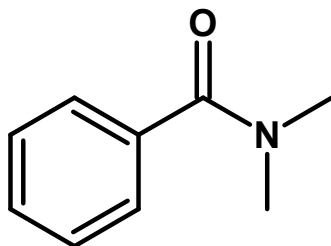
$$\Delta S = nc_p \ln \frac{T_2}{T_1} - nR \ln \frac{p}{p}$$

$$\Delta S = nc_p \ln \frac{T_2}{T_1} - \cancel{nR \ln 1}$$

zero

$$\Delta S = nc_p \ln \frac{T_2}{T_1}$$

**Teste 05** – Dada a estrutura da N,N-dimetilbenzamida abaixo é **incorreto** afirmar que essa molécula



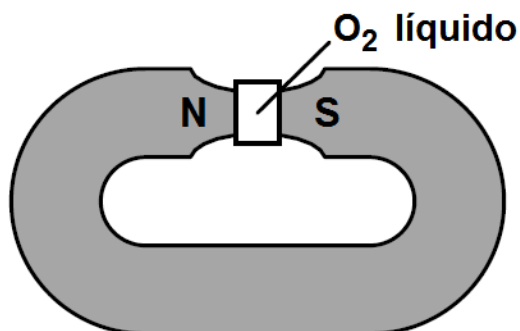
- (A) possui isômeros ópticos.
- (B) pode sofrer hidrólise.
- (C) possui carbonos hibridizados  $sp^2$ .
- (D) é menos reativa do que o benzeno em reações de substituição eletrofílica aromática.
- (E) é uma base de Lewis.

**Resolução: alternativa A**

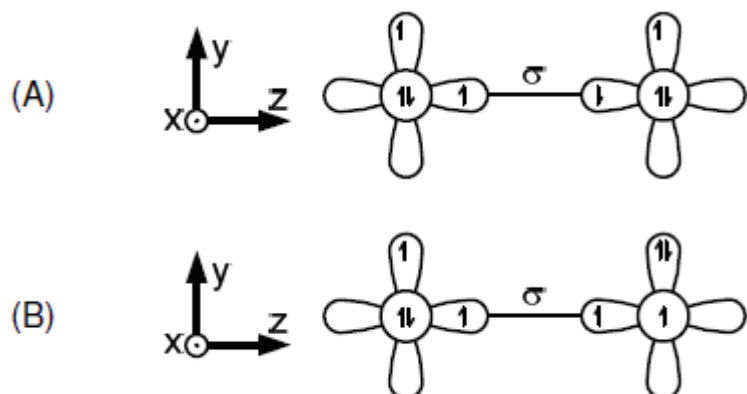
A molécula não da N,N-dimetilbenzamida não possui isômeros ópticos, pois não apresenta carbono quiral ou assimétrico, logo a alternativa **a** está incorreta.

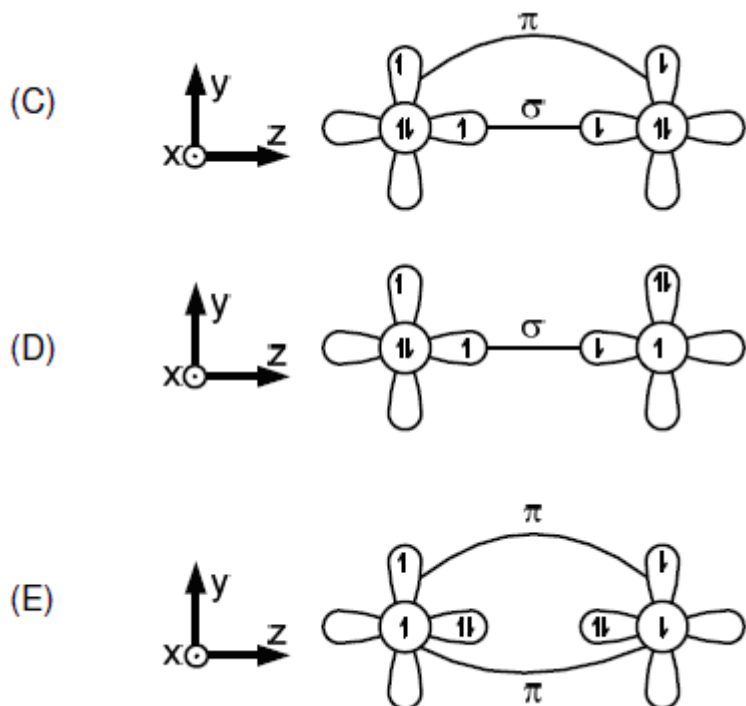
**Teste 06** – Um experimento clássico indica que o oxigênio molecular ( $O_2$ ) exibe propriedades magnéticas no seu estado fundamental. O experimento consiste em fazer passar oxigênio líquido pelos polos de um ímã.

Observa-se que o oxigênio fica retido, como mostra a figura a seguir:



Nas alternativas abaixo, são apresentados os orbitais  $2p$  de dois átomos de oxigênio e o spin dos elétrons que ocupam seus orbitais atômicos. Também são apresentadas possíveis interações químicas que podem resultar em ligações químicas estabelecidas entre esses dois átomos. Considerando a observação experimental e os requisitos eletrônicos e energéticos para o estabelecimento de ligações químicas, indique qual das alternativas abaixo representa melhor o  $O_2$  no estado fundamental.





**Resolução: alternativa D**

O gabarito oficial do IME é **alternativa d**.  
 Porém a questão **não tem resposta**.

O paramagnetismo existente na molécula  $O_2$  não pode ser explicado pela teoria das valências, pois, esta teoria assim como a teoria das estruturas de Lewis, não consegue explicar este fenômeno.

Comentários:

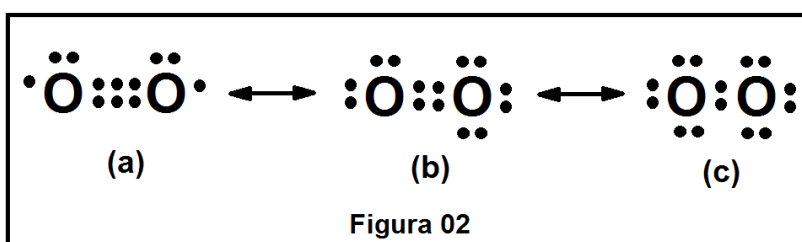
A estrutura proposta por Lewis, para o oxigênio molecular é:



Figura 01

embora satisfazendo nosso modelo da ligação de valência, não concorda com a química experimental dessa substância. Sabemos que ela é paramagnética com uma suscetibilidade magnética equivalente à de dois elétrons não emparelhados de spins paralelos, enquanto que a **figura 01**, na qual todos os elétrons estão emparelhados, prevê o diamagnetismo da substância. Além do mais, sabemos que o oxigênio molecular, embora reativo, não é tão reativo quanto muitos radicais livres (sendo, naturalmente, o oxigênio um di-radical) e assim, deve possuir alguma estabilidade extra, não explicada pelo modelo da ligação de valência.

Podemos supor que essas idéias elementares de ressonância são capazes de explicar a ligação no oxigênio molecular e podemos propor que a ligação seja descrita pela ressonância:



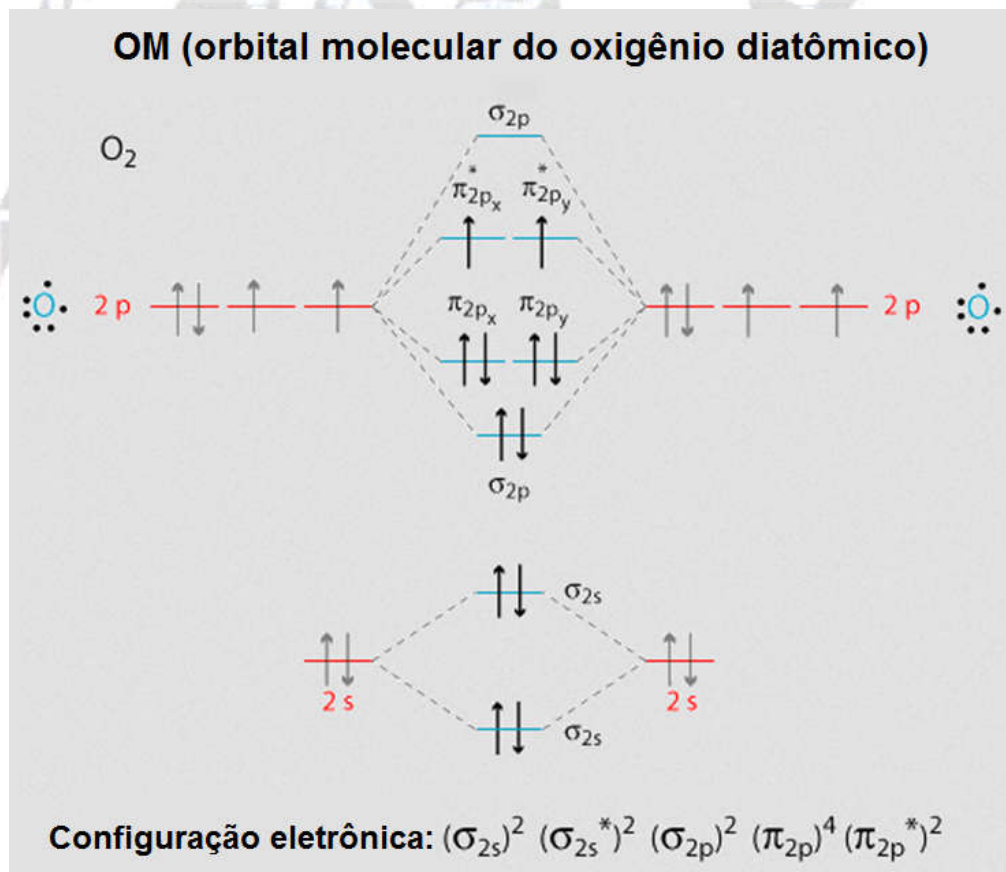
Afinal das contas, essa estrutura explica o comprimento da ligação no oxigênio e o fato do oxigênio não apresentar momento dipolar permanente. Entretanto, essa fórmula (e outras análogas) padecem dos seguintes defeitos:

(1) Nas figuras 02(a) e 02(c) os elétrons desemparelhados devem ter spins paralelos, para explicar o paramagnetismo, mas em 02(b) os spins devem ser opostos. Não é possível ter ressonância entre estruturas que diferem no número de elétrons de "spin" dado. Essa regra da ressonância surge da lentidão (especialmente nos elementos químicos leves) com que os spins eletrônicos se invertem.

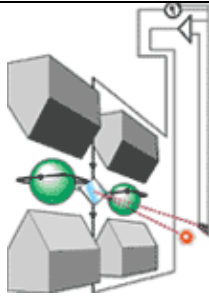
(2) Se considerarmos a ressonância somente entre 02(a) e 02(c), então, embora o comprimento da ligação e as propriedades paramagnéticas concordem com a experiência e o spin eletrônico total seja o mesmo em cada forma, estaremos violando a regra do octeto de Lewis. Conhecem-se compostos de elementos do primeiro período da tabela periódica, com menos elétrons do que num octeto, tais como os radicais livres  $\text{BF}_3$  etc.; portanto, a violação da regra, verificada em 02(c), não é tão grave como a que se verifica em 02(a). A estrutura 02(a), entretanto, tem um elétron a mais do que no octeto e (como na terceira estrutura de contribuição do óxido nitroso, já discutida) esse elétron deve ser acomodado numa órbita de número quântico principal  $n = 3$ ; portanto, esse estado deverá apresentar muito maior energia do que 02(c) e não poderá contribuir significativamente para um híbrido por ressonância.

(3) A estrutura 02(c), por si só, não é satisfatória, pois levaria à previsão de um comprimento de ligação consideravelmente mais curto do que o observado, sem contar que nos colocaria diante da interrogação: Qual a razão que faz do oxigênio um caso, quase único, de di-radical entre as substâncias comuns? Nada há na teoria da ligação de valência que possa acomodar, de maneira simples, essa exceção. Foi aventada a hipótese dos átomos de oxigênio estarem ligados por meio de duas ligações de 3 elétrons. Em lugar de usar esse conceito, deve-se utilizar a teoria dos orbitais moleculares dos orbitais moleculares (OM).

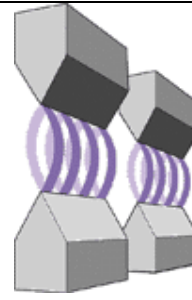
**Fonte: Estrutura eletrônica e ligação química - Autor: Donald K. Sebera.**



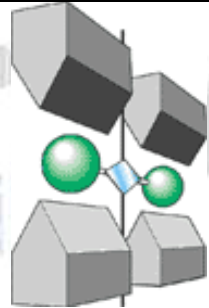
Observação: Análise paramagnética do oxigênio gasoso.



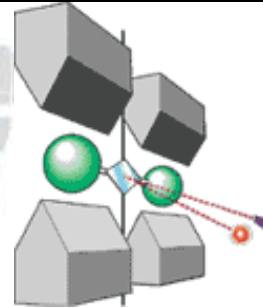
O oxigênio é atraído para um forte campo magnético. A maioria dos outros gases não é. Este paramagnetismo é utilizado para obter medições rápidas e precisas.



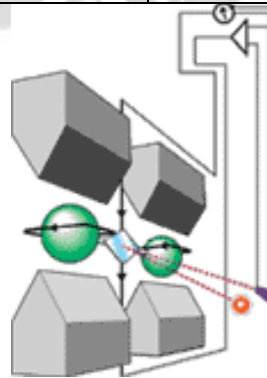
Cria-se um campo magnético concentrado. Qualquer concentração de oxigênio presente será atraída para a parte mais forte do campo magnético



Duas esferas de vidro preenchidas com nitrogênio são afixadas sobre um suporte rotatório, dentro de um campo magnético.



Um espelho é montado no centro do suporte. Uma fonte de luz incide sobre o espelho e a luz refletida é direcionada para um par de fotocélulas. O oxigênio atraído para o campo magnético deslocará as esferas de nitrogênio, acarretando a rotação do suporte. As fotocélulas detectarão o movimento e enviarão um sinal.



O sinal gerado pelas fotocélulas é repassado para um sistema de realimentação. Este sistema enviará uma corrente ao fio instalado em volta das esferas de nitrogênio. Isso causa um efeito motor, que manterá as esferas em sua posição original. A intensidade de corrente medida no fio será diretamente proporcional à concentração de oxigênio contido na mistura gasosa.

Fonte: <http://www.servomex.com/servomex/web/web.nsf/pb/paramagnetic-oxygen-analysis>

**Teste 07** – Uma mistura “A”, cuja composição percentual volumétrica é de 95 % de água e 5 % de álcool etílico, está contida no bécher 1. Uma mistura “B”, cuja composição percentual volumétrica é de 95 % de água e 5 % de gasolina, está contida no bécher 2. Essas misturas são postas em repouso a 25 °C e 1 atm, tempo suficiente para se estabelecer, em cada bécher, a situação de equilíbrio. Em seguida, aproximam-se chamas sobre as superfícies de ambas as misturas. O que ocorrerá?

- (A) Nada, ou seja, não ocorrerá combustão em nenhuma das superfícies devido à grande similaridade de polaridade e densidade entre os líquidos.
- (B) Nada, ou seja, não ocorrerá combustão em nenhuma das superfícies devido à grande diferença de polaridade e densidade entre os líquidos.
- (C) Ambas as superfícies entrarão em combustão, simultaneamente, devido à elevada diferença de polaridade e densidade entre os três líquidos.
- (D) Ocorrerá combustão somente sobre a superfície líquida no bécher 1, devido à diferença de polaridade e densidade entre os líquidos.
- (E) Ocorrerá combustão somente sobre a superfície líquida no bécher 2, devido à diferença de polaridade e densidade entre os líquidos.

**Resolução: alternativa E**

Ocorrerá combustão somente sobre a superfície líquida no bécher 2, devido à diferença de polaridade e densidade entre os líquidos, ou seja, a gasolina (apolar) e menos densa do que a água (polar) ficará na superfície da mistura heterogênea e sofrerá combustão.

**Teste 08** – Um hidreto gasoso tem fórmula empírica  $XH_3$  (massa molar de  $X = 13 \text{ g/mol}$ ) e massa específica de  $6,0 \text{ g/L}$  numa dada condição de temperatura e pressão. Sabendo-se que, nas mesmas temperatura e pressão,  $1,0 \text{ L}$  de  $O_2$  gasoso tem massa de  $3,0 \text{ g}$ , pode-se afirmar que a fórmula molecular do hidreto é

- (A)  $X_{0,5}H_{1,5}$
- (B)  $XH_3$
- (C)  $X_4H_{12}$
- (D)  $X_2H_6$
- (E)  $X_6H_{18}$

**Resolução: alternativa C**

De acordo com a hipótese de Avogadro, nas mesmas temperatura e pressão, o número de mols é igual.

$$n_{O_2} = n_{XH_3} = \frac{3,0}{32}$$

$$P \times V = n \times R \times T$$

$$n = \frac{P \times V}{R \times T}$$

$$\frac{3,0}{32} = \frac{P \times 1}{R \times T}$$

$$P \times V = \frac{m}{M_{XH_3}} \times R \times T$$

$$\frac{m}{V} = \frac{P \times M_{XH_3}}{R \times T}$$

$$d = \frac{P \times M_{XH_3}}{R \times T}$$

$$6 = \frac{P \times M_{XH_3}}{R \times T}$$

$$\frac{P}{R \times T} = \frac{6}{M_{XH_3}}$$

$$\frac{3,0}{32} = \frac{6}{M_{XH_3}}$$

$$M_{XH_3} = 64 \text{ g/mol}$$

$$XH_3 = 16$$

$$16n = 64$$

$$n = 4$$

$$(XH_3)_4 = X_4H_{12}$$



**Teste 09** – Realiza-se a eletrólise de uma solução aquosa diluída de ácido sulfúrico com eletrodos inertes durante 10 minutos. Determine a corrente elétrica média aplicada, sabendo-se que foram produzidos no catodo 300 mL de hidrogênio, coletados a uma pressão total de 0,54 atm sobre a água, à temperatura de 300 K.

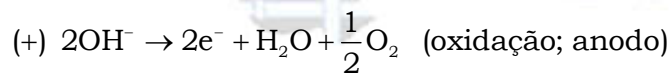
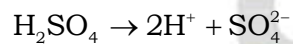
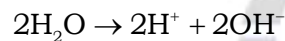
Considere:

- Pressão de vapor da água a 300 K = 0,060 atm;
- Constante de Faraday: 1 F = 96500 C.mol<sup>-1</sup>;
- Constante universal dos gases perfeitos: R = 0,08 atm.L.K<sup>-1</sup>.mol<sup>-1</sup>.

- (A) 2,20 A
- (B) 1,93 A
- (C) 1,08 A
- (D) 0,97 A
- (E) 0,48 A

**Resolução: alternativa B**

Eletrólise do ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>):



$$t = 10 \text{ min} = 600 \text{ s}$$

$$V_{\text{H}_2} = 300 \text{ mL} = 0,3 \text{ L}; T = 300 \text{ K}$$

$$p_{\text{H}_2\text{O}} = 0,060 \text{ atm}$$

$$P_{\text{total}} = 0,54 \text{ atm}$$

$$P_{\text{total}} = p_{\text{H}_2\text{O}} + p_{\text{H}_2}$$

$$0,54 = 0,060 + p_{\text{H}_2}$$

$$p_{\text{H}_2} = 0,48 \text{ atm}$$

$$p_{\text{H}_2} \times V_{\text{H}_2} = n_{\text{H}_2} \times R \times T$$

$$0,48 \times 0,3 = n_{\text{H}_2} \times 0,08 \times 300$$

$$n_{\text{H}_2} = 0,006 \text{ mol}$$



$$2 \times 96.500 \text{ C} \text{ — } 1 \text{ mol}$$

$$Q \text{ — } 0,006 \text{ mol}$$

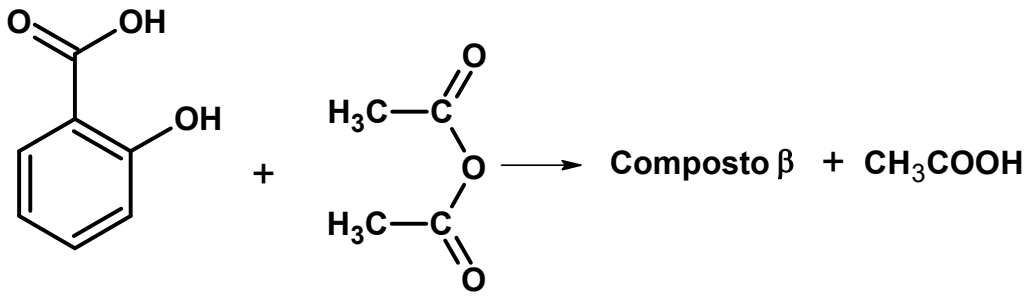
$$Q = 1.158 \text{ C}$$

$$Q = i \times t$$

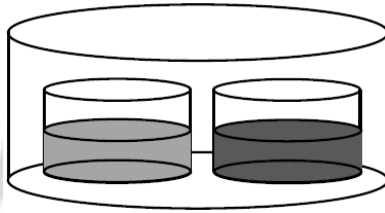
$$1.158 = i \times 600$$

$$i = 1,93 \text{ A}$$

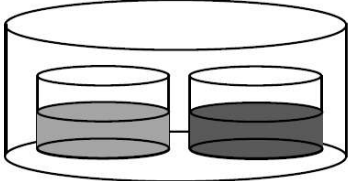
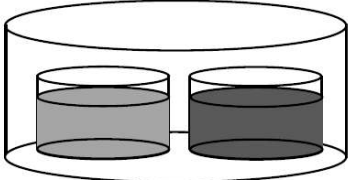
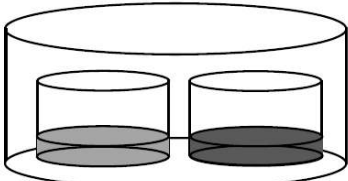
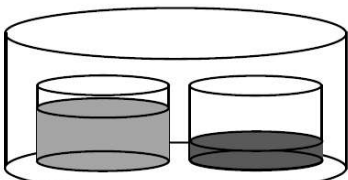
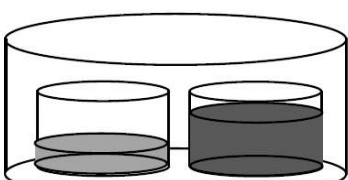
**Teste 10** – Certo composto b é produzido através da reação:



Dois bécheres são colocados em um sistema fechado, mantido a 40 °C. O bécher da esquerda contém 200 mL de etanol, enquanto o da direita contém uma solução de 500 mg do composto b em 200 mL de etanol, conforme a representação a seguir.



Assinale a alternativa que melhor representa os níveis de líquido nos bécheres três horas após o início do confinamento.

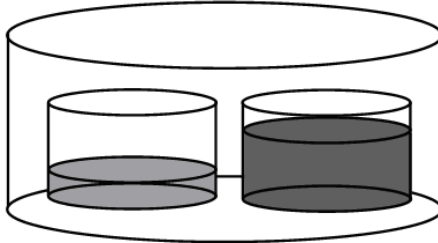
- (A) 
- (B) 
- (C) 
- (D) 
- (E) 

**Resolução: alternativa E**

Quanto menor a concentração da solução, maior sua pressão de vapor e o solvente “migra” do meio menos concentrado para o meio mais concentrado.

O bécher da esquerda contém 200 mL de etanol, enquanto o da direita contém uma solução de 500 mg do composto  $\beta$  em 200 mL de etanol.

Conclusão: o b quer da esquerda   menos concentrado, logo o solvente migrar  para o b quer da direita, que terá o seu volume aumentado.



**Gabarito dos testes**

**TESTE 01** – Alternativa A

**TESTE 02** – Alternativa B

**TESTE 03** – Alternativa C

**TESTE 04** – Alternativa D

**TESTE 05** – Alternativa A

**TESTE 06** – Alternativa D

**TESTE 07** – Alternativa E

**TESTE 08** – Alternativa C

**TESTE 09** – Alternativa B

**TESTE 10** – Alternativa E

## QUESTÕES DISSERTATIVAS

### DADOS

#### Informações de Tabela Periódica

Elemento	H	C	N	O	F	Al	P	S	Cl	K	Ca
Massa atômica (u)	1	12	14	16	19	27	31	32	35,5	39	40
Número atômico	1	6	7	8	9	13	15	16	17	19	20

#### Constantes:

Constante de Faraday =  $96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

$R = 2,00 \text{ cal} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

$K_w = 1,0 \times 10^{-14}$ , a  $25^\circ\text{C}$ .

$\log 2 = 0,30$      $\log 3 = 0,48$      $\log 7 = 0,85$      $2^{1/2} = 1,4$

#### Equações:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln K$$

$$E = E^\circ - RT/(nF) \ln Q$$

**Questão 01** – 1,0 mol de ácido acético é adicionado a uma solução de 1,0 mol de álcool etílico e 36 g de água. Aguarda-se que o meio formado atinja o equilíbrio à temperatura  $T_{eq}$ , quando se verifica que a sua composição contém 0,5 mol de éster e o restante de ácido acético, etanol e  $\text{H}_2\text{O}$ . Calcule quantos mols de éster poderiam ser formados no equilíbrio, à mesma temperatura  $T_{eq}$ , se 2,0 mols de etanol puro fossem misturados a 1,0 mol de ácido acético num recipiente seco.

#### Resolução:

Cálculo do número de mols de água:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{36}{18} = 2 \text{ mols}$$

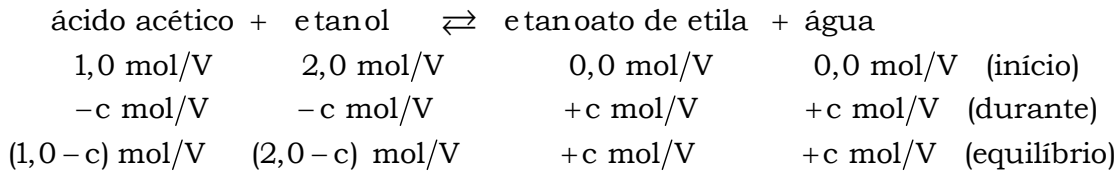
Então,

ácido acético	+	etanol	$\rightleftharpoons$	etanoato de etila	+	água
1,0 mol/V		1,0 mol/V		0,0 mol/V		2,0 mol/V (início)
-0,5 mol/V		-0,5 mol/V		+0,5 mol/V		+0,5 mol/V (durante)
0,5 mol/V		0,5 mol/V		+0,5 mol/V		+2,5 mol/V (equilíbrio)

$$K_{eq} = \frac{[\text{etanoato de etila}][\text{água}]}{[\text{ácido acético}][\text{etanol}]}$$

$$K_{eq} = \frac{0,5/\cancel{V} \times 2,5/\cancel{V}}{0,5/\cancel{V} \times 0,5/\cancel{V}} = 5$$

2,0 mols de etanol puro são misturados a 1,0 mol de ácido acético num recipiente seco, com isso temos uma nova situação:



$$K_{eq} = \frac{[\text{etanoato de etila}][\text{água}]}{[\text{ácido acético}][\text{etanol}]}$$

$$5 = \frac{c/\cancel{V} \times c/\cancel{V}}{(1,0 - c)/\cancel{V} \times (2,0 - c)/\cancel{V}}$$

$$5 = \frac{c^2}{(1,0 - c) \times (2,0 - c)}$$

$$c^2 = 5(1,0 - c) \times (2,0 - c)$$

$$c^2 = 5(2,0 - 1,0c - 2,0c + c^2)$$

$$4c^2 - 15c + 10 = 0$$

$$c = \frac{15 \pm \sqrt{15^2 - 4 \times 4 \times 10}}{2 \times 4}$$

$$c = \cancel{2,883 \text{ mol}} \text{ (valor superior a 2,0 mol do etanol e 1 mol do ácido)}$$

$$c = 0,867 \text{ mol}$$

Número de mols de etanoato de etila formado : 0,867 mol.

**Questão 02** – Determine as fórmulas estruturais planas de todos os compostos derivados do benzeno que satisfazem as seguintes imposições:

i) em 1 mol do composto encontram-se 16 g de oxigênio e 7 mols de carbono;

ii) o elemento carbono corresponde a 77,78 % em massa do composto; e

iii) em 21,6 g do composto encontram-se 1,6 g de hidrogênio.

**Resolução:**

Em 1 mol do composto encontram-se 16 g de oxigênio e 7 mols de carbono:

$$n_{\text{oxigênio}} = \frac{16}{16} = 1 \text{ mol}$$

O elemento carbono corresponde a 77,78 % em massa do composto:

$$n_C = 7 \text{ mols}$$

$$7 \times 12 \text{ g} \text{ ——— } 77,78 \%$$

$$M_{\text{composto}} \text{ ——— } 100,00 \%$$

$$M_{\text{composto}} = 107,9969 = 108 \text{ g/mol}$$

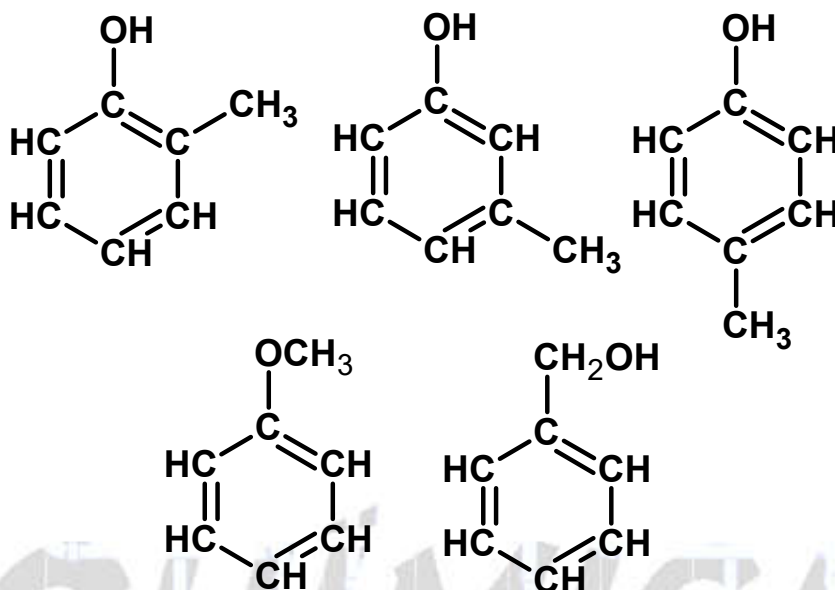
$$C_7H_nO_1 = 108$$

$$7 \times 12 + n + 16 = 108$$

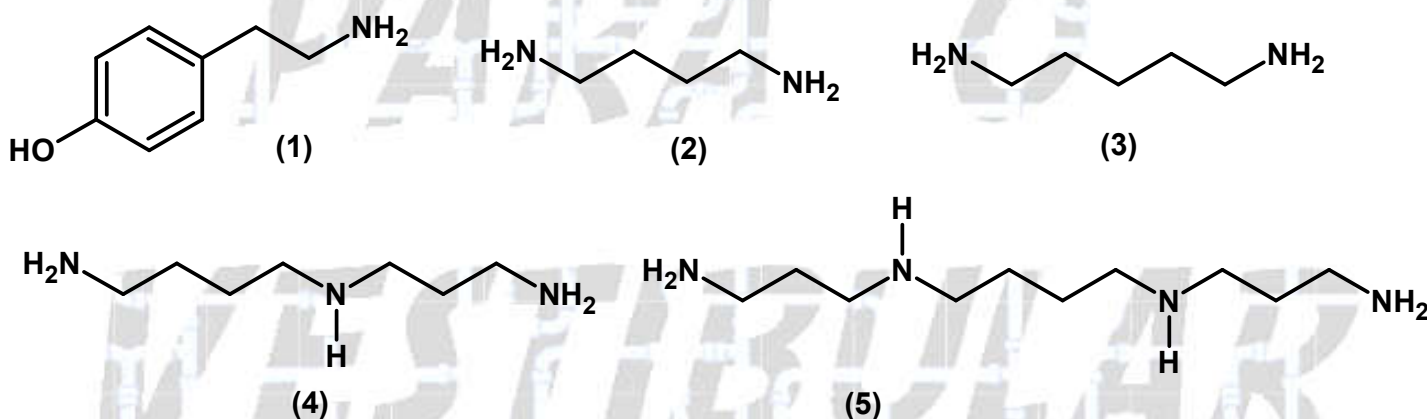
$$n = 8$$

Fórmula molecular do composto : C<sub>7</sub>H<sub>8</sub>O.

Compostos derivados do benzeno:

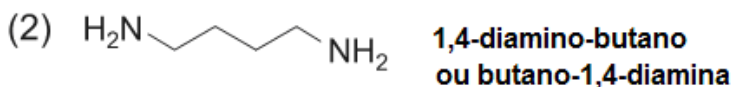
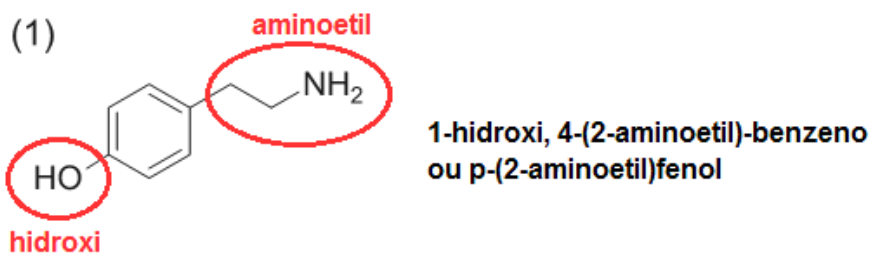


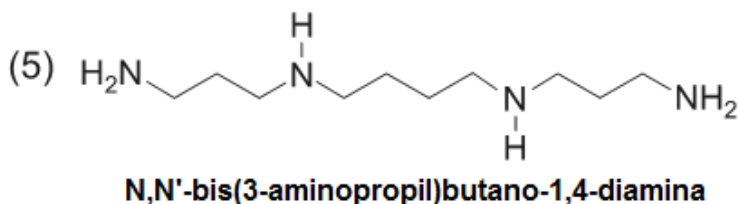
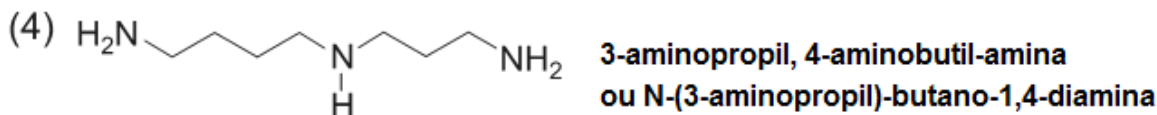
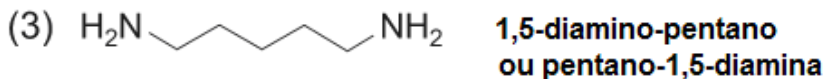
**Questão 03** - As aminas biogênicas (AB) são bases orgânicas tóxicas produzidas pela descarboxilação de aminoácidos por microrganismos, que podem ser encontradas como contaminantes em diversos alimentos. Dadas as estruturas das AB feniletilamina (1), putrescina (2), cadaverina (3), espermidina (4) e espermina (5) abaixo, determine o nome de cada uma dessas moléculas de acordo com as normas da IUPAC.



**Resolução:**

Nome de cada uma dessas moléculas de acordo com as normas da IUPAC:





**Questão 04** – O TNT (2,4,6 - trinitrotolueno) é um composto químico com propriedades combustíveis e explosivas. Em condições específicas e controladas,  $m$  gramas de TNT entram em combustão completa em presença de ar estequiométrico sem detonar ou explodir. Os produtos dessa reação foram coletados e transferidos para um sistema de captura de 820 L. Ao atingirem equilíbrio térmico com o ambiente (27 °C), a pressão registrada no sistema de captura foi de 1,77 atm. Assumindo que a hipótese do gás ideal é válida, que o ar é uma mistura de  $\text{N}_2$  e  $\text{O}_2$  na proporção volumétrica de 4:1, que todo o nitrogênio existente nos produtos está na forma de uma única substância simples e que não existem produtos sólidos, determine o valor de  $m$ .

**Resolução:**

Fórmula molecular do TNT obtida a partir da nomenclatura:  $\text{C}_7\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_6$ .

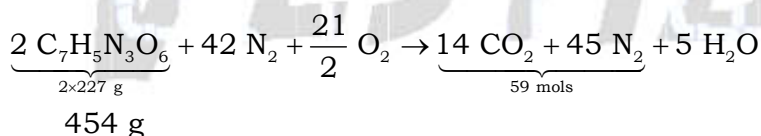
Combustão do TNT na presença do ar atmosférico (mistura de  $\text{N}_2$  e  $\text{O}_2$  na proporção volumétrica de 4:1 ou  $42:\frac{21}{2}$ ):

$$P = 1,77 \text{ atm}; V = 820 \text{ L}; R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}; T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

$$P \times V = n \times R \times T$$

$$1,77 \times 820 = n_{(\text{CO}_2+\text{N}_2)} \times 0,082 \times 300$$

$$n_{(\text{CO}_2+\text{N}_2)} = 59 \text{ mol}$$



**Questão 05** – 1,00 kg de carbonato de cálcio, na temperatura de 298 K, é introduzido em um forno que opera a 101 kPa. O forno é então aquecido até a temperatura  $T_c$  na qual ocorrerá a calcinação do carbonato de cálcio. Sabendo-se que o módulo da variação da energia livre de Gibbs da reação de calcinação à temperatura  $T_c$  é igual a 10,7 kJ/mol, **determine a temperatura de calcinação  $T_c$  e a quantidade de calor necessária** à completa calcinação do carbonato. Despreze os efeitos de mistura e considere que, para o sistema reacional, aplicam-se as seguintes equações:

$$\bullet \Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \bullet \Delta H = \Delta H_f^0 + c_p\Delta T \quad \bullet \Delta S = \Delta S_f^0 + c_p \frac{\Delta T}{T}$$

**Dados:**

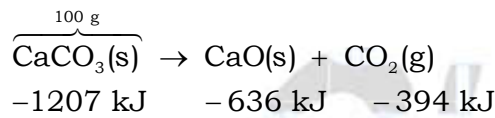
Entalpias e entropias de formação a 298 K e capacidades caloríficas médias:

Substância	$\Delta H_f^0$ (kJ/mol)	$\Delta S_f^0$ (J/mol.K)	$C_p$ (J/mol.K)
CO <sub>2</sub> (g)	-394	213	54,0
CaO(s)	-636	39,0	56,0
CaCO <sub>3</sub> (s)	-1207	94,0	110

**Resolução:**

Cálculo do  $\Delta H$  da reação de calcinação:

Substância	$\Delta H_f^0$ (kJ/mol)
CO <sub>2</sub> (g)	-394
CaO(s)	-636
CaCO <sub>3</sub> (s)	-1207



$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$$

$$\Delta H = (-636 - 394) - (-1207) = +177 \text{ kJ/mol}$$

Para 1000 g (1 kg),  $\Delta H = +1770 \text{ kJ}$

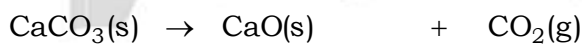
Substância	$\Delta S_f^0$ (J/mol.K)	$C_p$ (KJ/mol.K)
CO <sub>2</sub> (g)	213	54,0
CaO(s)	39,0	56,0
CaCO <sub>3</sub> (s)	94,0	110

$$\Delta S = \Delta S_f^0 + c_p \frac{\Delta T}{T}$$

$$\Delta S_{\text{CO}_2(\text{g})} = 213 + 54,0 \frac{\Delta T}{T}$$

$$\Delta S_{\text{CaO}(\text{s})} = 39,0 + 56,0 \frac{\Delta T}{T}$$

$$\Delta S_{\text{CaCO}_3(\text{s})} = 94,0 + 110 \frac{\Delta T}{T}$$



$$94,0 + 110 \frac{\Delta T}{T} \text{ J} \quad 39,0 + 56,0 \frac{\Delta T}{T} \text{ J} \quad 213 + 54,0 \frac{\Delta T}{T} \text{ J}$$

$$\Delta S = S_{\text{final}} - S_{\text{inicial}}$$

$$\Delta S = (39,0 + 56,0 \frac{\Delta T}{T} \text{ J} + 213 + 54,0 \frac{\Delta T}{T} \text{ J}) - (94,0 + 110 \frac{\Delta T}{T} \text{ J})$$

$$\Delta S = 39,0 + 213 - 94 = +158 \text{ J}$$

$$\Delta S = +158 \text{ J} = 0,158 \text{ kJ}$$

$$\Delta G < 0$$

$$\Delta G = -10,7 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta G = \Delta H - T_c \Delta S$$

$$-10,7 = +177 - T \times 0,158$$

$$T_c = 1188 \text{ K}$$



Ao considerar-se todo o processo, deve-se acrescentar o calor envolvido no aquecimento do  $\text{CaCO}_3$ :

$$\Delta T = T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}} = 1188 - 298 = 890 \text{ K}$$

$$c_p = 110 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1000}{100} = 10 \text{ mols}$$

$$Q = n \times c_p \times \Delta T$$

$$Q = 10 \times 110 \times 890 = 979.000 \text{ J}$$

$$Q = 979 \text{ kJ}$$

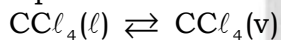
$$\text{Calor total} = 1770 \text{ kJ} + 979 \text{ kJ} = 2.749 \text{ kJ}$$

**Questão 06** – O tetracloreto de carbono é um composto orgânico apolar, líquido à temperatura ambiente. Dentre outras aplicações, foi amplamente utilizado no século passado como solvente, como pesticida e na síntese de agentes refrigerantes. Seu emprego comercial, entretanto, foi progressivamente reduzido quando se tornaram evidentes os seus efeitos nocivos à saúde humana e ao meio ambiente. Estudos constataram que a inalação é a principal via de exposição ao tetracloreto de carbono para trabalhadores e para a população em geral em razão de sua pressão de vapor relativamente elevada e de sua lenta degradação no ambiente.

Supondo que as energias livres padrão de formação ( $\Delta G_f^\circ$ ) do tetracloreto de carbono, nos estados líquido e vapor a  $25^\circ\text{C}$ , sejam  $-68,6 \text{ kJ/mol}$  e  $-64,0 \text{ kJ/mol}$  respectivamente, determine a sua pressão de vapor, à mesma temperatura, em função da constante  $e$  (número de Neper).

**Resolução:**

A pressão máxima de vapor é atingida ao se atingir o seguinte equilíbrio:



$$K = \frac{p_{\text{CCl}_4(v)}}{p_{\text{CCl}_4(l)}}$$

$$p_{\text{CCl}_4(l)} = \text{constante}$$

$$K_p = p_{\text{CCl}_4(v)}$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln K_p$$

No equilíbrio  $\Delta G = 0$ .

$$\Delta G^\circ_{\text{CCl}_4(v)} = -64,0 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta G^\circ_{\text{CCl}_4(l)} = -68,6 \text{ kJ/mol}$$

$$R = 8,314 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

$$T = 298 \text{ K}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta G^\circ_{\text{CCl}_4(v)} - \Delta G^\circ_{\text{CCl}_4(l)}$$

$$\Delta G^\circ = -64,0 - (-68,6) = +4,6 \text{ kJ/mol} = +4600 \text{ J/mol}$$

$$0 = +4600 + 8,314 \times 298 \ln K_p$$

$$\ln K_p = 1,8566564 \approx 1,86$$

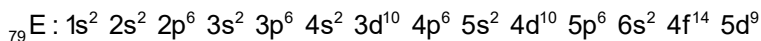
$$K_p = p_{\text{CCl}_4(v)} = e^{1,86} \text{ atm}$$

$$p_{\text{CCl}_4(v)} = e^{1,86} \text{ atm}$$

**Questão 07** – Dê a **configuração eletrônica** no estado fundamental do elemento com número atômico  $Z = 79$ . Determine **o período e o grupo** da Tabela Periódica a que pertence o elemento.

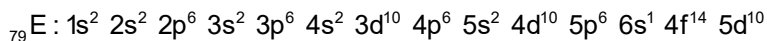
**Resolução:**

De acordo com o diagrama de distribuição, vem:



A configuração mais estável (experimentalmente) é  $ns^1 (n-1)d^{10}$ .

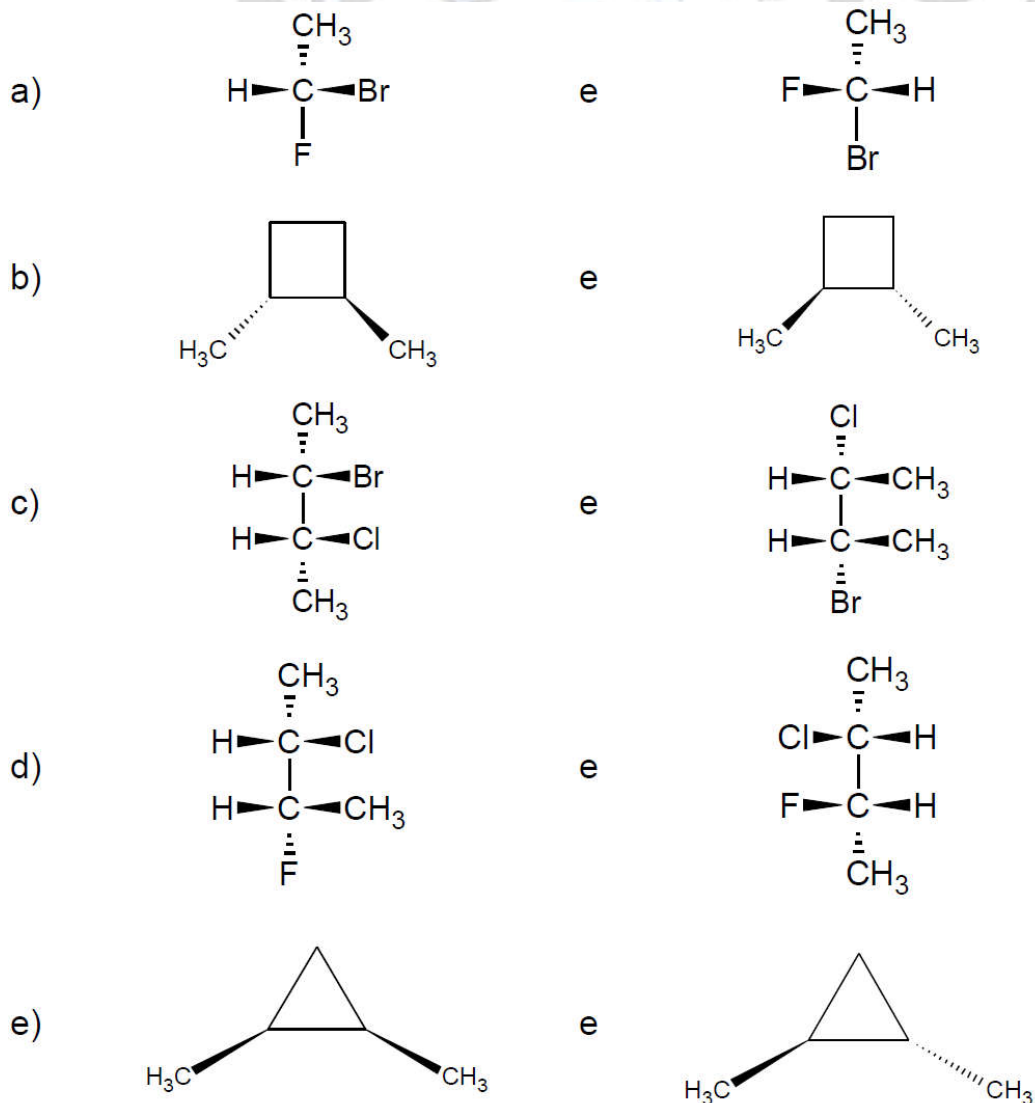
Então:



$n = 6 \Rightarrow$  sexto período.

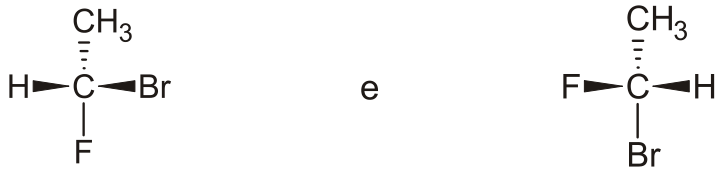
$d^9 \Rightarrow$  grupo 11 ou IB ou 1B.

**Questão 08** – Estabeleça a relação entre as estruturas de cada par abaixo, identificando-as como enantiômeros, diastereoisômeros, isômeros constitucionais ou representações diferentes de um mesmo composto.

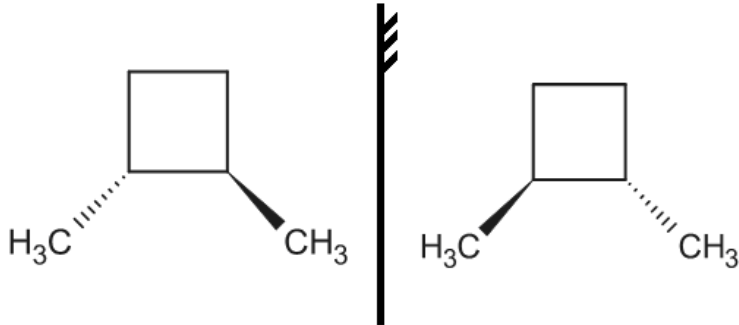


**Resolução:**

a) Representações diferentes do mesmo composto, pois os ligantes de cada carbono quiral (assimétrico) são do mesmo tipo (H, F, Br e CH<sub>3</sub>).



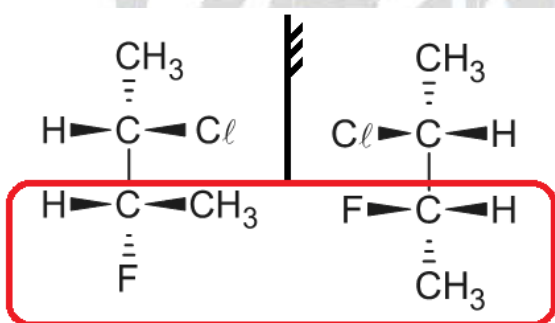
b) Enantiômeros (destrogiro e levogiro).



c) Representações diferentes do mesmo composto, pois os ligantes de cada carbono quiral (assimétrico) são do mesmo tipo.



d) Diastereoisômeros (não sobreponíveis).



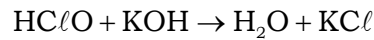
e) Diastereoisômeros (não sobreponíveis).



**Questão 09** – Determine o pH no ponto de equivalência da titulação de 25,0 mL de ácido hipocloroso aquoso ( $K_a = 3 \times 10^{-8}$ ) com concentração 0,010 mol/L, com hidróxido de potássio 0,020 mol/L, realizada a 25 °C.

**Resolução:**

Teremos:



$$0,010 \text{ mol HClO} \text{ ————— } 1000 \text{ mL}$$

$$n_{\text{HClO}} \text{ ————— } 25 \text{ mL}$$

$$n_{\text{HClO}} = n_{\text{KOH}} = 2,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$[\text{HClO}] \times V_{\text{HClO}} = [\text{KOH}] \times V_{\text{KOH}}$$

$$0,010 \times 25 = 0,020 \times V_{\text{KOH}}$$

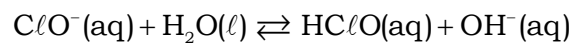
$$V_{\text{KOH}} = 12,5 \text{ mL}$$

$$V_{\text{total}} = 25 + 12,5 = 37,5 \text{ mL} = 37,5 \times 10^{-3} \text{ L}$$

$$n_{\text{HClO}} = n_{\text{ClO}^-} = 2,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$[\text{ClO}^-] = \frac{2,5 \times 10^{-4} \text{ mol}}{37,5 \times 10^{-3} \text{ L}} = \frac{2}{3} \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

A partir da hidrólise do  $\text{ClO}^-$ , vem:



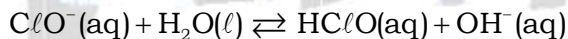
$$K_h = \frac{[\text{HClO}][\text{OH}^-]}{[\text{ClO}^-]}$$

$$K_h \times [\text{H}^+] = \frac{[\text{HClO}][\text{OH}^-][\text{H}^+]}{[\text{ClO}^-]}$$

$$K_h = \frac{[\text{HClO}][\text{OH}^-][\text{H}^+]}{[\text{ClO}^-][\text{H}^+]}$$

$$\frac{K_h}{K_w} = \frac{1}{K_a} \Rightarrow K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

$$K_h = \frac{10^{-14}}{3 \times 10^{-8}}$$



$$6,7 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \qquad \qquad \qquad x \qquad \qquad x$$

$$K_h = \frac{[\text{HClO}][\text{OH}^-]}{[\text{ClO}^-]}$$

$$\frac{10^{-14}}{3 \times 10^{-8}} = \frac{x^2}{\frac{2}{3} \times 10^{-2} \text{ mol/L}} \Rightarrow x^2 = \frac{2}{9} \times 10^{-8}$$

$$x = [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-]^2 = \frac{2}{9} \times 10^{-8}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{\sqrt{2}}{3} \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-14} \times \frac{3}{\sqrt{2}} \times 10^4 = \frac{3}{\sqrt{2}} \times 10^{-10} \text{ mol/L}$$

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

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{3}{\sqrt{2}} \times 10^{-10}\right)$$

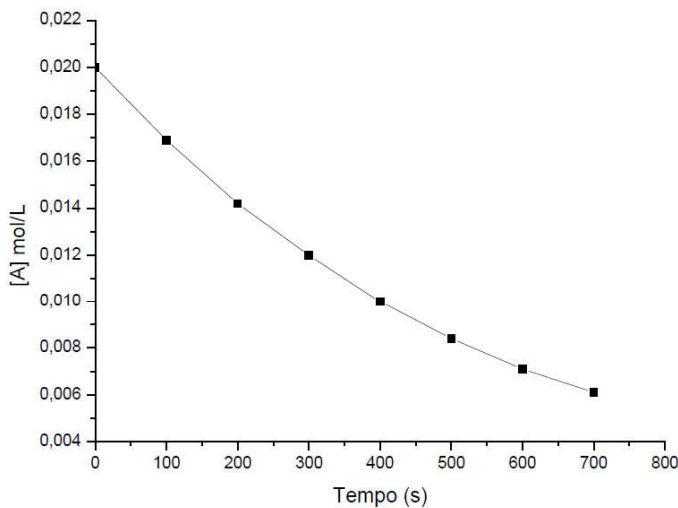
$$\text{pH} = 10 - \log\frac{3}{\sqrt{2}} \Rightarrow \text{pH} = 10 - \log 3 + \frac{1}{2} \log 2 = 10 - 0,48 + \frac{1}{2} \times 0,30$$

$$\text{pH} = 9,67$$

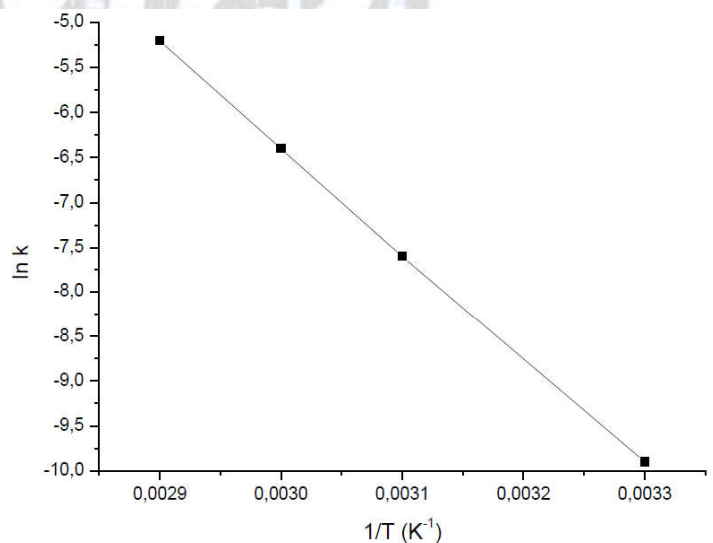
**Questão 10** – A reação abaixo segue a mesma cinética do decaimento radioativo.



Ao se acompanhar analiticamente o desenvolvimento desta reação na temperatura  $T_1$ , obtêm-se o Gráfico 1, o qual estabelece uma relação entre a concentração molar da substância A no meio reacional e o tempo de reação.



**Gráfico 1** – Concentração da substância A no tempo



**Gráfico 2** –  $\ln k$  versus  $1/T$

Ao se conduzir esta mesma reação em diversas temperaturas, obtêm-se diferentes valores para a constante de velocidade de reação  $k$ , conforme os dados da Tabela 1.

**Tabela 1** - Efeito da temperatura na constante de velocidade  $k$

Temperatura °C	25	45	55	65
Constante de velocidade, $k$ ( $\text{s}^{-1}$ )	$3,2 \times 10^{-5}$	$5,1 \times 10^{-4}$	$1,7 \times 10^{-3}$	$5,2 \times 10^{-3}$

Finalmente, com um tratamento matemático dos dados da Tabela 1, pode-se construir o Gráfico 2, o qual fornece uma relação entre a constante de velocidade e a temperatura.

Com base nas informações fornecidas, considerando ainda que  $\ln 2 = 0,69$  e que a constante universal dos gases é igual a  $8,3 \text{ J/mol.K}$ , determine

a) a temperatura  $T_1$ ;

b) a energia de ativação, em  $\text{kJ/mol}$ , da reação.

**Resolução:**

a) A partir do gráfico I, [A] decai de 0,02 mol/L a 0,01 mol/L em 400 s.

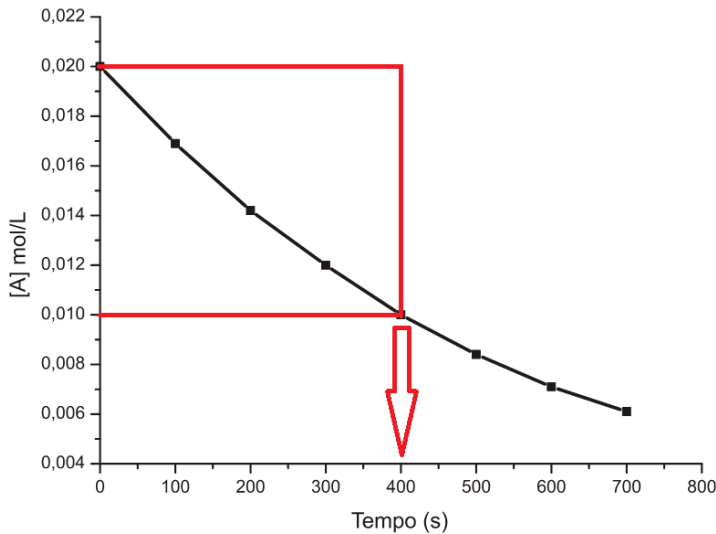


Gráfico 1 – Concentração da substância A no tempo

Conclusão:

$$t_{1/2} = 400 \text{ s}$$

$$k \times t_{1/2} = \ln 2 \Rightarrow k = \frac{0,69}{400} = 1,725 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1} \approx 1,7 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}$$

A partir da tabela 1 verifica-se que a temperatura é de 55 °C.

Temperatura (°C)	55
Constante de velocidade, k (s <sup>-1</sup> )	1,7 × 10 <sup>-3</sup>

b) Utilizando-se a equação de Arrhenius, vem:

$$k = A \times e^{-\frac{E_{at}}{RT}}$$

$$\ln k = \ln A + \ln e^{-\frac{E_{at}}{RT}}$$

$$\ln k = \ln A - \frac{E_{at}}{RT}$$

Então,

$$\ln k_1 = \ln A - \frac{E_{at}}{RT_1}$$

$$\ln k_2 = \ln A - \frac{E_{at}}{RT_2}$$

$$\ln k_1 - \ln k_2 = \ln A - \frac{E_{at}}{RT_1} - \ln A + \frac{E_{at}}{RT_2}$$

$$\ln k_1 - \ln k_2 = -\frac{E_{at}}{RT_1} + \frac{E_{at}}{RT_2}$$

$$\ln k_1 - \ln k_2 = -\frac{E_{at}}{R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Utilizando-se a reta fornecida no gráfico 2, a partir de dois pontos escolhidos, teremos:

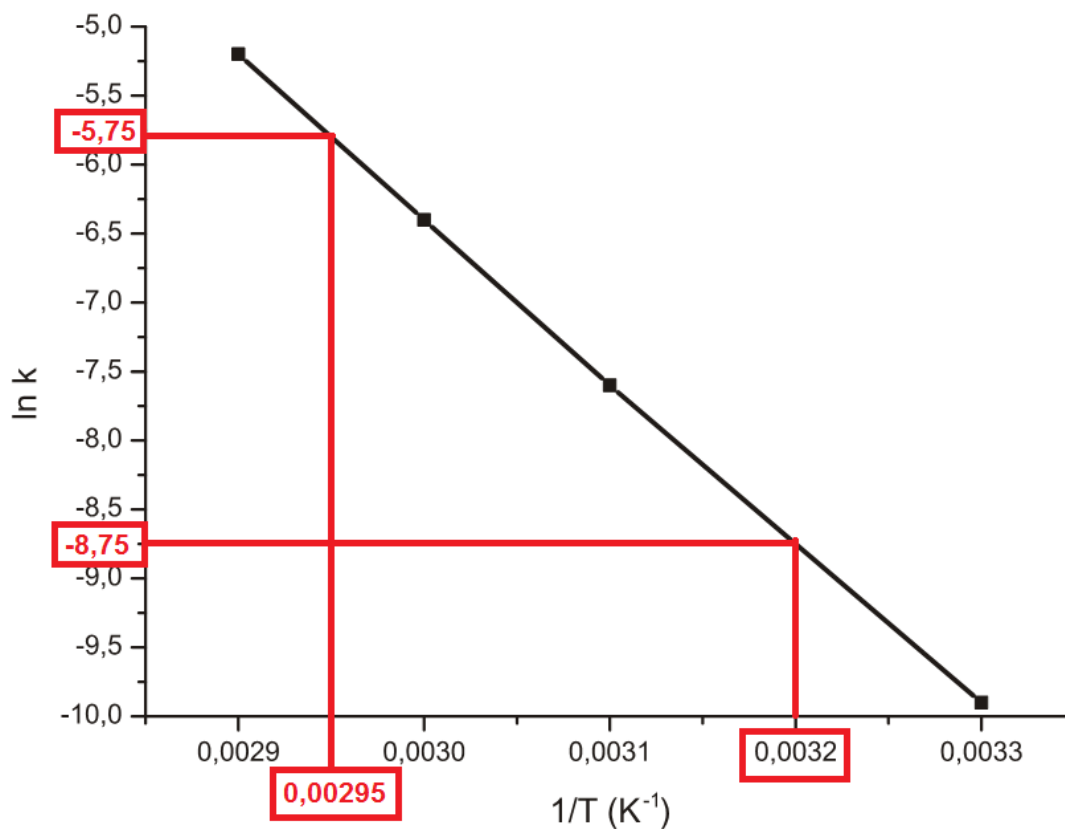


Gráfico 2 – ln k versus 1/T

$$\text{tg} = \frac{\text{cateto oposto}}{\text{cateto adjacente}}$$

$$\text{tg} = -\frac{E_A}{R}$$

$$-5,75 - (-8,75) = 3$$

$$0,00295 - 0,0032 = 0,00025 \text{ K}^{-1}$$

$$-\frac{E_A}{R} = \frac{3}{-0,00025}$$

$$\frac{E_A}{R} = 12.000 \Rightarrow E_A = -12.000 \times R$$

$$E_A = 12.000 \times 8,3 \times 10^{-3}$$

$$E_A = 99.600 \times 10^{-3}$$

$$E_A = 99,6 \text{ kJ/mol}$$