

GABARITO IME 2013

DISCURSIVAS

PROVA DE
QUÍMICA



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

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

$K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$, a 25°C .

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

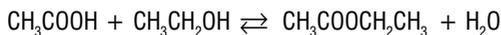
Equações:

$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln K$ $E = E^\circ - RT/(nF) \ln Q$

1ª QUESTÃO

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 H_2O . 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.

Gabarito:

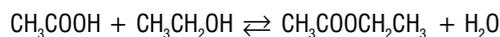


in:	1 mol	1 mol	0	$\frac{36}{18}$ mol
R:	$-x$	$-x$	$+x$	$+x$
eq:	$1-x$	$1-x$	x	$2+x$

$$K_c = \frac{[\text{Éster}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{Ácido}][\text{Álcool}]} = \frac{\frac{x}{V} \cdot \frac{2+x}{V}}{\frac{1-x}{V} \cdot \frac{1-x}{V}} = \frac{x \cdot (2+x)}{(1-x)^2}$$

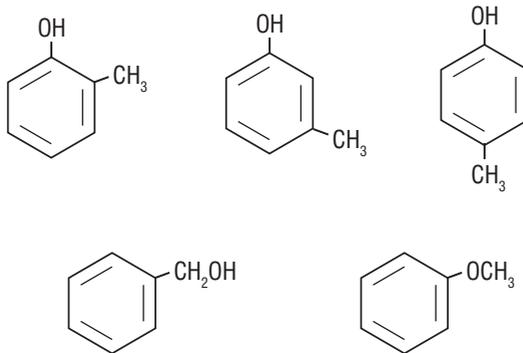
Verifica-se a presença de 0,5 mol de éster, portanto $x = 0,5$ mol no equilíbrio.

$$K_c = \frac{x(2+x)}{(1-x)^2} = \frac{0,5 \cdot 2,5}{(0,5)^2} = 5$$



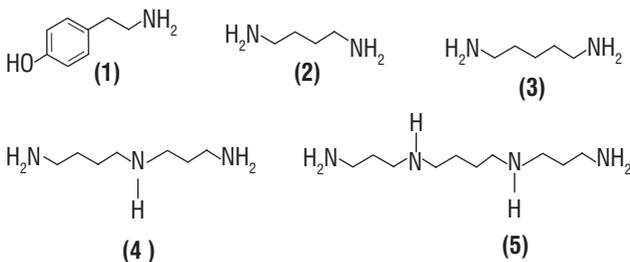
1 mol	2 mols	0	0
$-y$	$-y$	$+y$	$+y$
$1-y$	$2-y$	y	y

Estruturas possíveis:



3ª QUESTÃO

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.

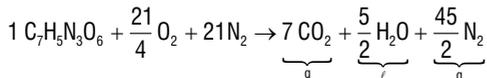
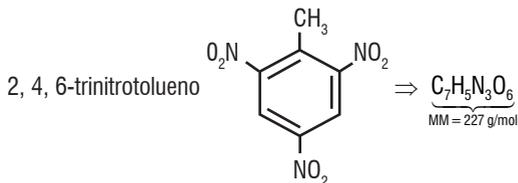


Gabarito:

- 1) hidróxi-4-(2-aminoetil) benzeno
- 2) 1,4-diaminobutano
- 3) 1,5-diaminopentano
- 4) N-(3-aminopropil)-1,4-diaminobutano
- 5) N, N'-bis (3-aminopropil)-1,4 diaminobutano

4ª QUESTÃO

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 N_2 e 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 .

Gabarito:

$$PV = nRT$$

$$1,77 \cdot 820 = n \cdot 0,082 \cdot 300 \Rightarrow n = \frac{1,77 \cdot 820}{0,082 \cdot 300} = 59 \text{ mols}$$

$$227 \text{ g de TNT} \quad \text{---} \quad \left(7 + \frac{45}{2}\right) \text{ mol de gases}$$

$$m \text{ g} \quad \text{---} \quad 59 \text{ mols}$$

$$m = 454 \text{ g}$$

5ª QUESTÃO

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:

$$\bullet \Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\bullet \Delta H = \Delta H_f^0 + c_p \Delta T$$

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

Dados:

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

Substância	ΔH_f^0 (kJ/mol)	ΔS_f^0 (J/mol.K)	c_p (J/mol.K)
$\text{CO}_2(\text{g})$	-394	213	54,0
$\text{CaO}(\text{s})$	-636	39,0	56,0
$\text{CaCO}_3(\text{s})$	-1207	94,0	110

Gabarito:

$$\Delta H = \Delta H_f^0 + c_p \cdot \Delta T \quad : \quad \text{seja } \Delta T = T_c - 298$$

$$\begin{aligned} \text{CO}_2 &: \Delta H_{\text{CO}_2} = (-394) + 54 \cdot (T_c - 298) \\ \text{CO}_2 &: \Delta H_{\text{CaO}} = (-636) + 56 \cdot (T_c - 298) \\ \text{CaCO}_3 &: \Delta H_{\text{CaCO}_3} = (-1207) + 110 \cdot (T_c - 298) \end{aligned}$$

$$\text{Logo: } \Delta H_{\text{Reação}} = (\Delta H_{\text{CO}_2} + \Delta H_{\text{CaO}}) - (\Delta H_{\text{CaCO}_3}) = +177 \text{ KJ}$$

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

$$\text{CO}_2 : \Delta S_{\text{CO}_2} = 213 + 54 \cdot \frac{\Delta T}{T}$$

$$\text{CaO} : \Delta S_{\text{CaO}} = 39 + 56 \cdot \frac{\Delta T}{T}$$

$$\text{CaCO}_3 : \Delta S_{\text{CaCO}_3} = 94 + 110 \cdot \frac{\Delta T}{T}$$

$$\Delta S = (\Delta S_{\text{CO}_2} + \Delta S_{\text{CaO}}) - (\Delta S_{\text{CaCO}_3}) = +158 \text{ J} = +0,158 \text{ KJ}$$

Na temperatura T_c a calcinação ocorre \Rightarrow Processo espontâneo.

$$\text{Assim } |\Delta G| = 10,7 \text{ KJ/mol} \quad \text{e} \quad \Delta G = -10,7 \text{ KJ/mol}$$

$$\begin{aligned} \Delta G &= \Delta H - T\Delta S \\ -10,7 &= +177 - 0,158 \cdot T \end{aligned}$$

$$T \cong 1188 \text{ K} = 915^\circ\text{C}$$

Para começar a calcinação (temos apenas $\text{CaCO}_{3(s)}$): $1,0 \text{ kg CaCO}_3 = 10 \text{ mol}$

$$Q = m \cdot c_p \cdot \Delta T$$

$$Q = 10 \cdot 110 \cdot (1188 - 298)$$

$$Q = 979000 \text{ J ou } 979 \text{ KJ.}$$

Para o processo de calcinação em si serão necessários 177KJ/mol, portanto para 1 kg (10 mols) o calor será de 1770 KJ.

Se considerarmos o processo como um todo, partindo de 298 K, o calor envolvido no aquecimento do CaCO_3 deve ser acrescido, totalizando 2749 KJ (1770 + 979).

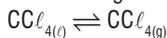
6ª QUESTÃO

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 (ΔG_f^0) do tetracloreto de carbono, nos estados líquido e vapor a 25°C, sejam $-68,6$ kJ/mol e $-64,0$ kJ/mol respectivamente, determine a sua pressão de vapor, à mesma temperatura, em função da constante e (número de Neper).

Gabarito:

Temos o seguinte equilíbrio:



Cálculo de ΔG :

$$\Delta G = \Delta G_{\text{vapor}}^0 - \Delta G_{\text{líquido}}^0 \Rightarrow \Delta G = -64 + 68,6 = 4,6 \text{ kJ/mol}$$

Sabemos que:

$$K_p = P_{\text{CCl}_{4(g)}} \text{ e que } \Delta G = -RT \ln K_p.$$

Então:

$$4,6 \cdot 10^3 = -8,314 \cdot 298 \cdot \ln K_p \Rightarrow \ln K_p = -1,86 \Rightarrow K_p = e^{-1,86} \Rightarrow P_{\text{CCl}_4} = e^{-1,86} \text{ atm.}$$

7ª QUESTÃO

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.

Gabarito:

$${}_{79}\text{E} = [{}_{54}\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^9 \Rightarrow \text{configuração instável}$$

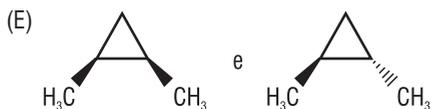
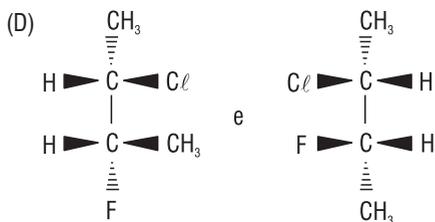
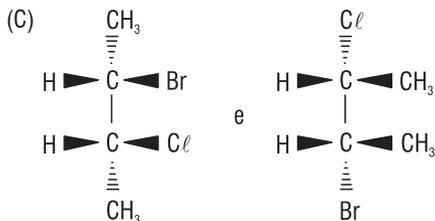
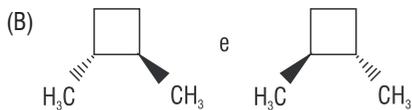
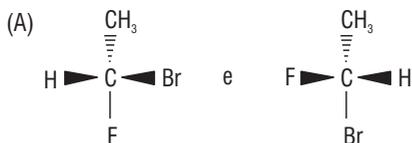
$$\text{Logo: } {}_{79}\text{E} = [{}_{54}\text{Xe}] 6s^1 4f^{14} 5d^{10}$$

Elemento "E" situado no sexto período, grupo 11.

(Trata-se do ouro $- {}_{79}\text{Au}$)

8ª QUESTÃO

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



Gabarito:

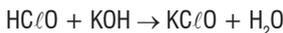
- (A) São representações diferentes de um mesmo composto.
 (B) São imagens um do outro em um espelho plano, e não sobreponíveis, isto é, enantiômeros.
 (C) São representações diferentes de um mesmo composto.
 (D) São diastereoisômeros (estereoisômeros que não são enantiômeros).
 (E) são diastereoisômeros.

9ª QUESTÃO

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.

Gabarito:

Temos a seguinte neutralização:



Como a relação estequiométrica ácido/base é 1 : 1, temos:

$$n_{\text{HClO}} = n_{\text{KOH}} \Rightarrow M_{\text{HClO}} V_{\text{HClO}} = M_{\text{KOH}} \cdot V_{\text{KOH}} \Rightarrow 0,01 \cdot 25 = 0,02 \cdot V_{\text{KOH}} \Rightarrow V_{\text{KOH}} = 12,5 \text{ mL.}$$

Então o volume final será de: $V_f = 25 + 12,5 = 37,5 \text{ mL.}$

* cálculo do nº de mols sal: $n_{\text{KClO}} = n_{\text{HClO}} = 0,01 \cdot 0,025 \Rightarrow n_{\text{KClO}} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$

Então sua concentração será: $[\text{KClO}] = \frac{2,5 \cdot 10^{-4}}{37,5 \cdot 10^{-3}} = \frac{1}{15} \cdot 10^{-1} \text{ M.}$

* Hidrólise do sal: $\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HClO} + \text{OH}^-$

temos a seguinte expressão: $K_h = \frac{[\text{HClO}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{ClO}^-]}$

Multiplicando a equação acima por $[\text{H}^+]$ no numerador e denominador, temos:

$$K_h = \frac{[\text{HClO}][\text{OH}^-][\text{H}^+]}{[\text{HClO}^-][\text{H}^+]} \Rightarrow K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{3 \cdot 10^{-8}} = \frac{1}{3} \cdot 10^{-6}$$

Montando o quadro de equilíbrio, temos:

	ClO^-	+	H_2O	\rightleftharpoons	HClO		OH^-
Início	M		-		Ø		Ø
Reação	x		-		x		x
Equilíbrio	M - x		-		x		x

Temos: $K_h = \frac{x^2}{M-x}$, supondo $x \ll M \Rightarrow M-x \approx M \Rightarrow$ vem: $K_h = \frac{x^2}{M} \Rightarrow x = \sqrt{K_h \cdot M}$

Logo: $[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{1}{3} \cdot 10^{-6} \cdot \frac{1}{15} \cdot 10^{-1}} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{10^{-7/2}}{3 \cdot 5^{1/2}} \Rightarrow$

$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pOH} = \frac{7}{2} + \log 3 + \frac{1}{2} \cdot \log 5 \Rightarrow$

$\text{pOH} = 3,5 + 0,48 + \frac{1}{2}(1 - 0,3) \Rightarrow \text{pOH} = 4,33$

Então: $\text{pH} = 14 - 4,33 \Rightarrow \text{pH} = 9,67.$

10ª QUESTÃO

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.

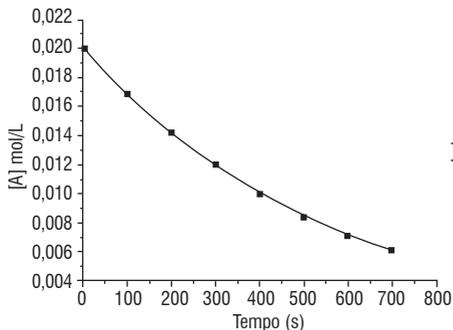


Gráfico 1 – Concentração da substância A no tempo

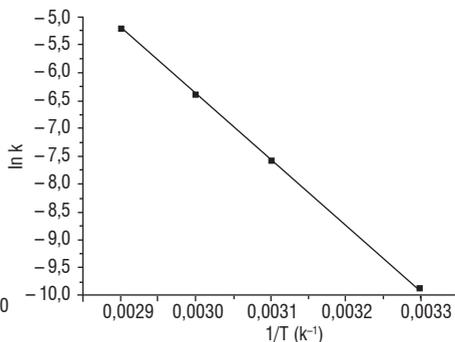


Gráfico 2 – ln k versus 1/T

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 (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 temperatura T_1 ;
- a energia de ativação, em kJ/mol , da reação.

Gabarito:

a) Cinética do decaimento radioativo \Rightarrow cinética de 1ª ordem.

Matematicamente a cinética de 1ª ordem é representada por:

$$\frac{d[A]}{dt} = -K_{(T)}[A]$$

$$\therefore \ln\left(\frac{[A]}{[A]_0}\right) = -K_{(T)}[A]$$

Do gráfico 1, pode-se observar que:

$$t = 0 \text{ s} \Rightarrow [A]_0 = 0,02 \text{ mol/L}$$

$$t = 400 \text{ s} \Rightarrow [A] = 0,01 \text{ mol/L}$$

Então, o tempo de meia vida é 400 s.

$$-\ln\left(\frac{0,01}{0,02}\right) = K_{(T)} \cdot 400$$

$$\therefore K_{(T)} = \frac{\ln 2}{400}$$

$$\therefore K_{(T)} = \frac{0,69}{400}$$

$$\therefore K_{(T)} = \frac{69}{4} \cdot 10^{-4}$$

$$\therefore K_{(T)} = 17,25 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$$

$$\therefore K_{(T)} = 1,7 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$$

De acordo com a tabela 1 $\Rightarrow T = 55^\circ\text{C}$.

b) Segundo a equação de Arrhenius:

$$K_{(T)} = A e^{-\frac{E_A}{RT}}$$

$$\text{Então: } \underbrace{\ln K_{(T)}}_y = \underbrace{\ln A}_b - \underbrace{\frac{E_A}{R}}_a \cdot \underbrace{\frac{1}{T}}_x$$

$$y = ax + b$$



coef. angular

Logo:

$$\text{Coef. angular} = a = \frac{-E_A}{R} = \frac{-75 - (-5,25)}{0,0031 - 0,0029}$$

$$\therefore \frac{-E_A}{8,3} = \frac{-2,25}{0,0002}$$

$$\therefore E_A = 93375 \text{ J/mol}$$

$$\therefore E_A = 93,375 \text{ kJ/mol.}$$

Comentário:

A prova desse ano apresentou uma distribuição de conteúdos abordados pouco abrangentes, deixando de fora temas clássicos como Eletroquímica, Propriedades Coligativas e Reações Orgânicas; privilegiando em excesso Termoquímica e Equilíbrio Químico/Iônico.

O nível de dificuldade não foi elevado, porém a questão 3 exigiu uma especificidade demasiada.

Professores:

Márcio Santos, Gabriel Cabral, Helton Moreira, Jackson Miguel Monteiro e Jefferson Silva.

Parabéns aos
nossos
aprovados na
1^a fase do
IME deste ano!

93