

**ELITE**  
**PRÉ-VESTIBULAR**  
**c a m p i n a s**

*Resolve*

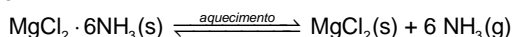
**FUVEST 2010**  
**2ª FASE**

**QUÍMICA**

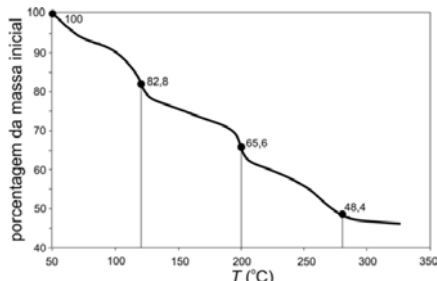
**[www.elitecampinas.com.br](http://www.elitecampinas.com.br)**

**QUESTÃO 01**

O sólido  $MgCl_2 \cdot 6NH_3$  pode decompor-se, reversivelmente, em cloreto de magnésio e amônia. A equação química que representa esse processo é:



Ao ser submetido a um aquecimento lento, e sob uma corrente de nitrogênio gasoso, o sólido  $MgCl_2 \cdot 6NH_3$  perde massa, gradativamente, como representado no gráfico:



As linhas verticais, mostradas no gráfico, delimitam as três etapas em que o processo de decomposição pode ser dividido.

- Calcule a perda de massa, por mol de  $MgCl_2 \cdot 6NH_3$ , em cada uma das três etapas.
- Com base nos resultados do item anterior, escreva uma equação química para cada etapa de aquecimento. Cada uma dessas equações deverá representar a transformação que ocorre na etapa escolhida.
- No processo descrito, além do aquecimento, que outro fator facilita a decomposição do  $MgCl_2 \cdot 6NH_3$ ? Explique.

Dados: massa molar (g/mol):  $MgCl_2 \cdot 6NH_3$ ..... 197  
 $NH_3$ ..... 17,0

**FOLHA DE RESPOSTAS:**

b)

Etapa 1	
Etapa 2	
Etapa 3	

**Resolução**

a) O gráfico da questão apresenta os dados da massa em porcentagem. Assim, podemos considerar que a massa de 1 mol corresponde à massa inicial (100%) e que a perda de massa em cada etapa foi a porcentagem subtraída daquela da etapa anterior. Desta forma, temos:

Etapa 1	$100 - 82,8 = 17,2\%$
Etapa 2	$82,8 - 65,6 = 17,2\%$
Etapa 3	$65,6 - 48,4 = 17,2\%$

Em cada etapa houve uma perda de 17,2% em massa. Se 1 mol de  $MgCl_2 \cdot 6NH_3$  tem uma massa de 197g, a massa perdida em cada etapa é calculada como se segue:

$$\begin{array}{rcl} 197g & \text{-----} & 100\% \\ x & \text{-----} & 17,2\% \\ & & x \approx 33,9g \end{array}$$

b) A massa perdida em cada etapa se deve a perda de  $NH_3(g)$  que se solta do composto inicial em etapas com o aquecimento sobrando apenas o  $MgCl_2(s)$  ao término do processo. O número de mols de amônia perdidos por mol de composto inicial em cada etapa, é obtido dividindo a massa perdida pela sua massa molecular, 17,0 g/mol. Essa conta nos leva à um valor muito próximo de 2 mol. Desta forma, em cada etapa há a perda de duas moléculas de amônia e as equações ficam:

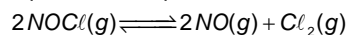
Etapa 1	$MgCl_2 \cdot 6NH_3(s) \rightleftharpoons MgCl_2 \cdot 4NH_3(s) + 2NH_3(g)$
Etapa 2	$MgCl_2 \cdot 4NH_3(s) \rightleftharpoons MgCl_2 \cdot 2NH_3(s) + 2NH_3(g)$
Etapa 3	$MgCl_2 \cdot 2NH_3(s) \rightleftharpoons MgCl_2(s) + 2NH_3(g)$

c) A corrente de nitrogênio gasoso é o outro fator que facilita a decomposição do  $MgCl_2 \cdot 6NH_3$ . Isto porque a corrente deste gás inerte retira a amônia gasosa formada do meio por arraste, levando à uma diminuição da concentração da mesma. Como a reação de decomposição do  $MgCl_2 \cdot 6NH_3$  consiste em um equilíbrio químico, uma diminuição da concentração do produto, no caso a amônia, leva a um deslocamento do equilíbrio no sentido de maior formação deste, e consequentemente maior decomposição do  $MgCl_2 \cdot 6NH_3$ .

**QUESTÃO 02**

Cloreto de nitrosila puro (NOCl) foi aquecido a 240°C em um recipiente fechado. No equilíbrio, a pressão total foi de 1,000 atm e a pressão parcial do NOCl foi de 0,640 atm.

A equação abaixo representa o equilíbrio do sistema:



- Calcule as pressões parciais do NO e do  $Cl_2$  no equilíbrio.
- Calcule a constante do equilíbrio.

**Resolução**

a) Como no equilíbrio a pressão total do sistema era de 1 atm, e a pressão parcial de NOCl era de 0,64 atm, a soma das pressões parciais dos produtos equivale a:

$$p_{NO} + p_{Cl_2} = 1 - 0,64 = 0,36 \text{ atm}$$

Como partimos do cloreto de nitrosila puro, pela estequiometria podemos dizer que a quantidade de NO(g) é duas vezes maior que a quantidade de  $Cl_2(g)$ . Assim, temos:

$$p_{NO} = 2 \cdot p_{Cl_2}$$

Logo, substituindo na primeira equação:

$$2 \cdot p_{Cl_2} + p_{Cl_2} = 0,36 \Rightarrow p_{Cl_2} = 0,12 \text{ atm}$$

$$\text{Assim, } p_{NO} = 2 \cdot p_{Cl_2} = 2 \cdot 0,12 \Rightarrow p_{NO} = 0,24 \text{ atm}$$

b) A constante de equilíbrio pode ser calculada a partir da equação:

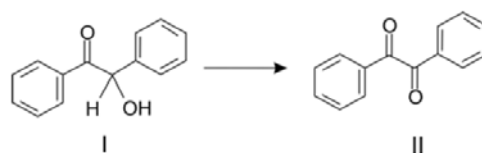
$$K = \frac{(p_{NO})^2 \cdot p_{Cl_2}}{(p_{NOCl})^2}$$

Substituindo os valores encontrados no item a temos:

$$K = \frac{(0,24)^2 \cdot 0,12}{(0,64)^2} = \frac{27}{16} \cdot 10^{-2} \approx 1,69 \cdot 10^{-2}$$

**QUESTÃO 03**

A hidroxiketona (I) pode ser oxidada à dicetona (II), pela ação de ácido nítrico concentrado, com formação do gás  $N_2O_4$ .

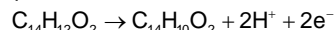


Utilizando fórmulas moleculares,

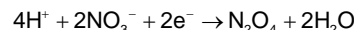
- escreva a equação química balanceada que representa a semirreação de oxidação da hidroxiketona (I).
- escreva a equação química balanceada que representa a semirreação de redução do íon nitrato.
- com base nas semirreações dos itens a) e b), escreva a equação química global balanceada que representa a transformação de (I) em (II) e do íon nitrato em  $N_2O_4$ .

**Resolução**

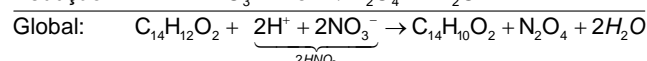
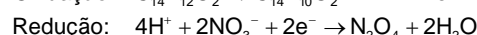
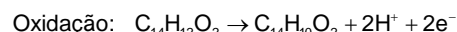
a) A equação da semirreação de oxidação (perda de elétrons) da hidroxiketona é a representada abaixo:



b) A equação da semirreação de redução (ganho de elétrons) do íon nitrato é representada abaixo:

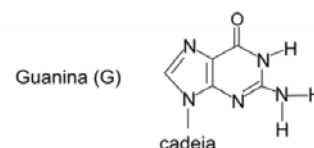
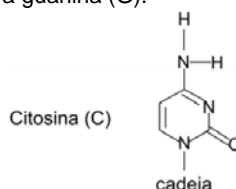


c) A equação da reação global é obtida pela soma das duas equações do itens anteriores:



**QUESTÃO 04**

Na dupla hélice do DNA, as duas cadeias de nucleotídeos são mantidas unidas por ligações de hidrogênio entre as bases nitrogenadas de cada cadeia. Duas dessas bases são a citosina (C) e a guanina (G).



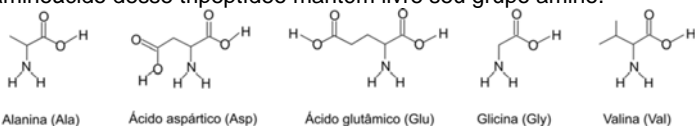
a) Mostre a fórmula estrutural do par C-G, indicando claramente as ligações de hidrogênio que nele existem.

No nosso organismo, a síntese das proteínas é comandada pelo RNA mensageiro, em cuja estrutura estão presentes as bases uracila (U), citosina (C), adenina (A) e guanina (G).

A ordem em que aminoácidos se ligam para formar uma proteína é definida por tríades de bases, presentes no RNA mensageiro, cada uma correspondendo a um determinado aminoácido. Algumas dessas tríades, com os aminoácidos correspondentes, estão representadas na tabela da folha de respostas. Assim, por exemplo, a tríade GUU corresponde ao aminoácido valina.

Letra da esquerda      Letra do meio      Letra da direita  
G                              U                              U

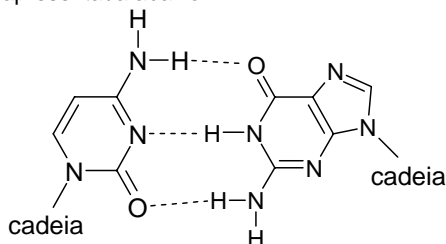
b) Com base na tabela da folha de respostas e na estrutura dos aminoácidos aqui apresentados, mostre a fórmula estrutural do tripeptídeo, cuja sequência de aminoácidos foi definida pela ordem das tríades no RNA mensageiro, que era GCA, GGA, GGU. O primeiro aminoácido desse tripeptídeo mantém livre seu grupo amino.



Letra da esquerda	Letra do meio				Letra da direita
	U	C	A	G	
G	Val	Ala	Asp	Gly	U
G	Val	Ala	Asp	Gly	C
G	Val	Ala	Glu	Gly	A
G	Val	Ala	Glu	Gly	G

**Resolução**

a) A fórmula estrutural do par C-G e das ligações de hidrogênio envolvidas é apresentada abaixo.

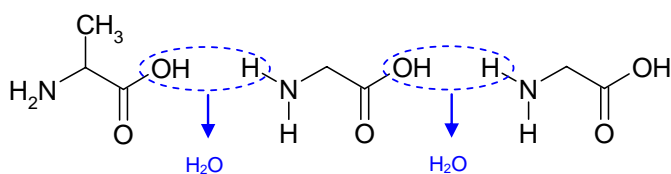


Para a correta representação das ligações de hidrogênio envolvidas é necessário lembrar que elas ocorrem entre um átomo de hidrogênio ligado a F, O ou N, sendo este grupo atraído por outro átomo F, O ou N.

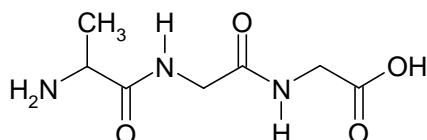
b) De acordo com a tabela fornecida podem ser feitas as correlações entre as tríades fornecidas e os aminoácidos correspondentes:

Tríade	Aminoácido
GCA	Alanina
GGA	Glicina
GGU	Glicina

Como a alanina é o primeiro aminoácido do tripeptídeo, seu grupo amino fica livre e é seu grupo carboxílico quem vai se ligar por uma ligação peptídica (com formação de água) ao grupo amina do próximo aminoácido, a glicina. A este segundo aminoácido um terceiro aminoácido (a segunda glicina), vai se ligar da mesma maneira resultando em uma extremidade com um grupo carboxílico livre. Para a obtenção do tripeptídeo formado temos que considerar a reação entre os três aminoácidos:



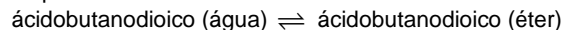
Desta forma, sua estrutura fica:



**QUESTÃO 05**

Uma substância pode apresentar solubilidades diferentes em solventes diversos. Assim, por exemplo, o ácido butanodioico é mais solúvel em água do que em éter.

Ao misturar ácido butanodioico, éter e água, agitar a mistura e deixá-la em repouso por alguns minutos, separam-se duas fases, uma de éter e outra de água. Ambas contêm ácido butanodioico, em concentrações diferentes e que não mais se alteram, pois o sistema atingiu o equilíbrio.



Para determinar a constante desse equilíbrio, também chamada de coeficiente de partição, foram efetuados cinco experimentos. Em cada um, foi adicionado ácido butanodioico a uma mistura de 25 mL de água e 25 mL de éter. Após a agitação e separação das fases, as concentrações de ácido butanodioico, em cada fase, foram determinadas.

Experimento	Concentração de equilíbrio do ácido butanodioico na água (mol/L)	Concentração de equilíbrio do ácido butanodioico no éter (mol/L)
1	0,152	0,023
2	0,182	0,028
3	0,242	0,036
4	0,300	0,044
5	0,349	0,051

a) No quadriculado da folha de respostas, construa um gráfico da concentração de ácido butanodioico em éter *versus* a concentração de ácido butanodioico em água.

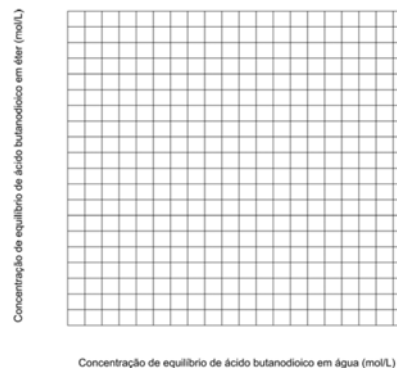
b) Calcule o valor do coeficiente de partição éter/água do ácido butanodioico.

c) Qual a massa, em gramas, de ácido butanodioico utilizada no experimento 5? Mostre os cálculos.

d) Em outro experimento, foram utilizadas duas diferentes amostras de ácido butanodioico. Uma delas continha, em suas moléculas, apenas o isótopo oxigênio-18, e a outra continha apenas oxigênio-16. A primeira (com oxigênio-18) foi adicionada à água, e a segunda (com oxigênio-16) foi adicionada ao éter. Após misturar as soluções, agitar a mistura e separar as fases, onde foi detectado o oxigênio-18? Explique.

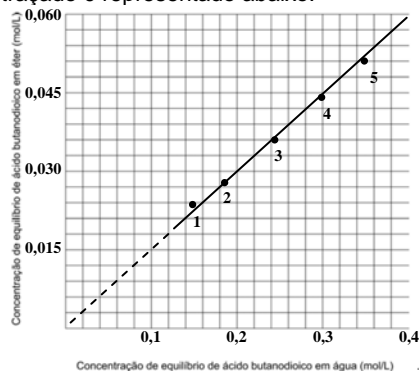
Dado: massa molar do ácido butanodioico.....118 g/mol

**FOLHA DE RESPOSTAS:**

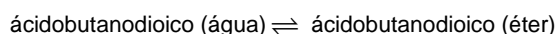


**Resolução**

a) O gráfico traçado é representado abaixo:



b) O coeficiente de partição éter/água do ácido butanodioico pode ser calculado tal qual a constante de equilíbrio ( $K_C$ ) para o processo:



$$K_C = \frac{[\text{ácido (éter)}]}{[\text{ácido (água)}]}$$

Escolhendo qualquer um dos 5 experimentos, pois todos apresentam misturas em equilíbrio, pode-se calcular o  $K_c$ . Para o experimento 1 por exemplo, temos o seguinte resultado:

$$K_c = \frac{0,023}{0,152} \approx 0,15$$

**NOTA:** Na realidade, por se tratarem de resultados experimentais, o valor seria determinado com maior precisão ao se traçar a melhor reta (indicada no gráfico da alternativa a) e calcular seu coeficiente angular (que representa a razão entre as concentrações dos produtos e dos reagentes). Note que, do gráfico, temos que o coeficiente angular é

$$\text{aproximadamente } m = \frac{\Delta y}{\Delta x} = \frac{0,060}{0,4} = 0,15. \text{ Entretanto, como os}$$

valores alcançados utilizando apenas um experimento levam a resultados muito próximos do obtido por esse método, temos que a utilização de apenas um experimento já é satisfatória.

c) No experimento 5 temos as concentrações de ácido butanodióico de 0,349 mol/L em água e 0,051 mol/L em éter.

A quantidade de matéria de ácido em mols,  $n$ , pode ser calculada separadamente para cada fase pela relação, considerando o volume de 25mL (0,025L) para cada fase.

$$\text{Em água: } n(\text{água}) = C \cdot V = 0,349 \cdot 0,025 = 8,725 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Em éter: } n(\text{éter}) = C \cdot V = 0,051 \cdot 0,025 = 1,275 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Assim, a quantidade de matéria total de ácido butanodióico presente na mistura é de:

$$n(\text{água}) + n(\text{éter}) = 1,275 \cdot 10^{-3} + 8,725 \cdot 10^{-3} = \boxed{1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}$$

A fórmula molecular do ácido butanodióico é  $C_4H_6O_4$  e portanto sua massa molar é 118g/mol. Logo, massa em gramas ( $m$ ) de ácido butanóico é dada por  $m = n \cdot M = 1 \cdot 10^{-2} \cdot 118 = \boxed{1,18 \text{ g}}$

d) Por se tratar de um equilíbrio dinâmico, existirá um fluxo de moléculas originalmente dissolvida em água para o éter e vice-versa, de forma serem mantidas as concentrações em ambas as fases constante. Assim, espera-se encontrar o oxigênio 18 em **ambas as fases**.

**Obs.:** As moléculas de ácido butanodióico contendo isótopos de oxigênio-18 são mais pesadas que as moléculas de ácido butanodióico contendo isótopos de oxigênio-16 e, portanto, devemos esperar uma maior quantidade de moléculas contendo ácido butanodióico com oxigênio-18 na fase inferior (mais densa) do sistema. Sendo a água mais densa que o éter, devemos observar quantidade maior de oxigênio-18 na fase aquosa.

### QUESTÃO 06

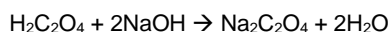
Determinou-se o número de moléculas de água de hidratação ( $x$ ) por molécula de ácido oxálico hidratado ( $H_2C_2O_4 \cdot x H_2O$ ), que é um ácido dicarboxílico. Para isso, foram preparados 250 mL de uma solução aquosa, contendo 5,04 g de ácido oxálico hidratado. Em seguida, 25,0 mL dessa solução foram neutralizados com 16,0 mL de uma solução de hidróxido de sódio, de concentração 0,500 mol/L.

- a) Calcule a concentração, em mol/L, da solução aquosa de ácido oxálico.  
b) Calcule o valor de  $x$ .

Massas molares (g/mol)	
H	1
C	12
O	16

### Resolução

a) A equação da reação de neutralização que ocorre no processo de titulação descrito pelo enunciado é:



Pela estequiometria, para neutralização total é necessária uma quantidade de matéria da base duas vezes maior que a quantidade de matéria do ácido. Assim:

$$2 \cdot n_{\text{ácido}} = n_{\text{base}} \Rightarrow 2 \cdot C_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}} = C_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}} \Rightarrow C_{\text{ácido}} = \frac{C_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}}{2 \cdot V_{\text{ácido}}}$$

Substituindo-se os valores do enunciado, temos:

$$C_{\text{ácido}} = \frac{0,5 \text{ mol/L} \cdot 16 \text{ mL}}{2 \cdot 25 \text{ mL}} = 0,16 \text{ mol/L}$$

b) Para se calcular o número de moléculas de hidratação do ácido oxálico hidratado devemos calcular as quantidades em mols de  $H_2C_2O_4$  e de  $H_2O$  contidas em 5,04g de  $H_2C_2O_4 \cdot x H_2O$ . Sabendo que a concentração de  $H_2C_2O_4$  é 0,16 mol/L (calculada no item a), calcula-se primeiramente a quantidade em mols,  $n_{\text{ácido}}$ , de  $H_2C_2O_4$  contidos em 250mL da solução inicial:

$$\frac{1000 \text{ mL}}{250 \text{ mL}} = \frac{0,16 \text{ mol}}{n_{\text{ácido}}} \Rightarrow n_{\text{ácido}} = 0,04 \text{ mol}$$

Assim, temos 0,04mol de  $H_2C_2O_4$  em 5,04g de  $H_2C_2O_4 \cdot x H_2O$

Determinando-se a massa molar do  $H_2C_2O_4$  ( $M_{\text{ácido}}$ ) podemos calcular a massa do ácido anidro ( $m_{\text{ácido}}$ ), contida em 5,04g do ácido hidratado:

$$M_{\text{ácido}} = 2 \cdot 1 + 2 \cdot 12 + 4 \cdot 16 = 90 \text{ g/mol}$$

Assim, a massa do ácido é dada por:

$$m_{\text{ácido}} = n_{\text{ácido}} \cdot M_{\text{ácido}} = 0,04 \text{ mol} \cdot 90 \text{ g/mol} = 3,6 \text{ g}$$

A massa de água de hidratação pode ser determinada pela diferença entre a massa do ácido oxálico hidratado e a massa de ácido oxálico anidro ( $m_{\text{água}} = 5,04 - 3,6 = 1,44 \text{ g}$ ) e assim, a quantidade de matéria de água, em mols, é obtida:

$$n_{\text{água}} = \frac{m_{\text{água}}}{M_{\text{água}}} = \frac{1,44}{2 \cdot 1 + 1 \cdot 16} = 0,08 \text{ mol de } H_2O$$

Percebemos então que a proporção entre  $H_2C_2O_4$  e  $H_2O$  no sal hidratado é de 0,04mol : 0,08mol ou **1 mol  $H_2C_2O_4$ : 2 mol  $H_2O$**

Assim, a fórmula do sal hidratado é  $H_2C_2O_4 \cdot 2 H_2O$  e portanto  $x = 2$