

ELITE
PRÉ-VESTIBULAR
c a m p i n a s

ELITE RESOLVE
FUVEST 2007

QUÍMICA

www.elitecampinas.com.br
(19) 3251 1012

QUÍMICA

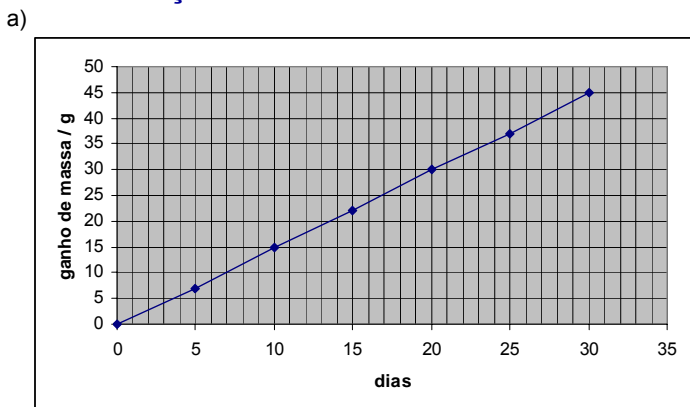
QUESTÃO 1

Um determinado agente antimofa consiste em um pote com tampa perfurada, contendo 80 g de cloreto de cálcio anidro que, ao absorver água, se transforma em cloreto de cálcio diidratado (CaCl₂ · 2H₂O). Em uma experiência, o agente foi mantido durante um mês em ambiente úmido. A cada 5 dias, o pote foi pesado e registrado o ganho de massa:

dias	ganho de massa / g
0	0
5	7
10	15
15	22
20	30
25	37
30	45

- Construa, na folha de respostas, o gráfico que representa o ganho de massa *versus* o número de dias.
- Qual o ganho de massa quando todo o cloreto de cálcio, contido no pote, tiver se transformado em cloreto de cálcio diidratado? Mostre os cálculos.
- A quantos dias corresponde o ganho de massa calculado no item anterior? Indique no gráfico, utilizando linhas de chamada.

Resolução



b) Como a massa molecular do cloreto de cálcio anidro é 111 g/mol, em 80g temos n mols de sal anidro:

$$1 \text{ mol } \underline{\quad} 111 \text{ g}$$

$$n \text{ mols } \underline{\quad} 80 \text{ g}$$

$$n = 0,72 \text{ mols}$$

Dessa forma, quando todo o cloreto for hidratado, teremos um aumento de massa de $2 \times 0,72 = 1,44$ mols de água, já que cada molécula de cloreto fica diidratada:

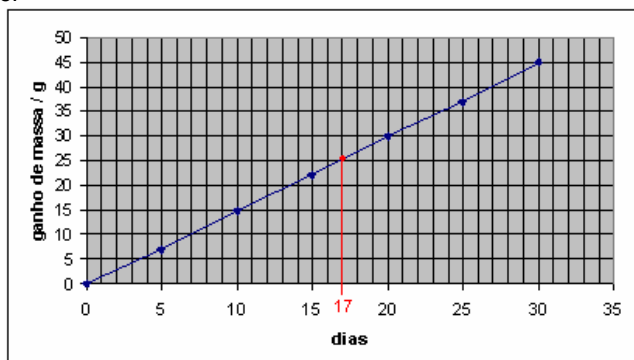
$$1 \text{ mol H}_2\text{O } \underline{\quad} 18 \text{ g}$$

$$1,44 \text{ mols } \underline{\quad} \text{ m}$$

$$m = 25,92 \text{ g}$$

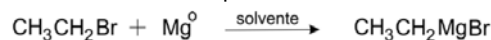
Portanto, o ganho de massa será de, aproximadamente, 26g.

c) Através do gráfico obtido no item a, podemos aproximar o ganho de 26 g como correspondente ao 17º dia após a perfuração da tampa do pote.

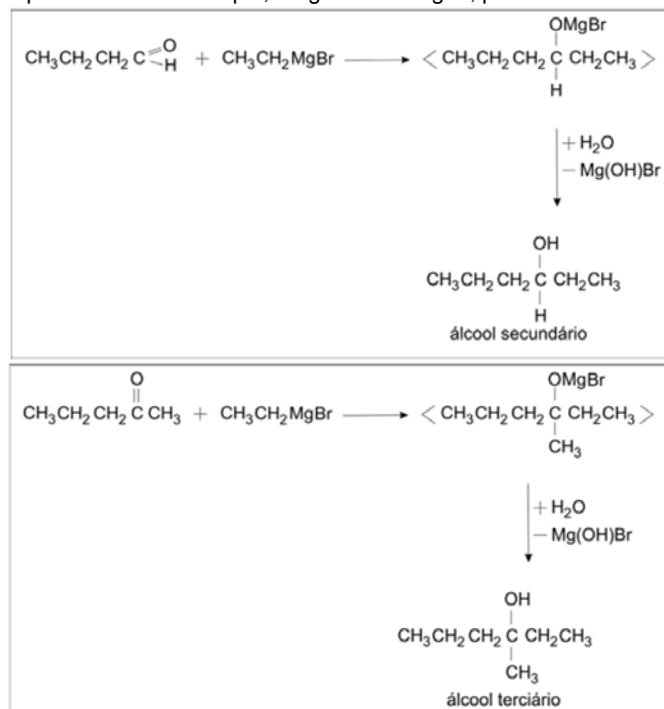


QUESTÃO 2

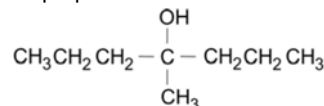
Em 1912, François Auguste Victor Grignard recebeu o prêmio Nobel de Química pela preparação de uma nova classe de compostos contendo, além de carbono e hidrogênio, magnésio e um halogênio – os quais passaram a ser denominados “compostos de Grignard”. Tais compostos podem ser preparados pela reação de um haleto de alquila com magnésio em solvente adequado.



Os compostos de Grignard reagem com compostos carbonílicos (aldeídos e cetonas), formando álcoois. Nessa reação, forma-se um composto intermediário que, reagindo com água, produz o álcool.



Por este método, para preparar o álcool terciário



há duas possibilidades de escolha dos reagentes. Preencha a tabela da folha de respostas a seguir para cada uma delas.

	Composto carbonílico	Reagente de Grignard	Haleto de alquila
Possibilidade 1			
Possibilidade 2			

Resolução

Para obtermos um álcool terciário a partir de um composto de Grignard é preciso reagir-lo com uma cetona e, em seguida, com água. A molécula solicitada precisa, portanto, partir de uma cetona. Analisando a cadeia carbônica do álcool desejado podemos perceber que o carbono de carbonila deve ser o carbono ligado à hidroxila. Como a cadeia principal do álcool é simétrica, temos somente duas possibilidades de cetonas: a 2-pentanona ou a 4-heptanona, como ilustrado abaixo. Os reagentes de Grignard devem ter, portanto, 3 átomos de carbono e 1 átomo de carbono, respectivamente, para que, após a reação com água, obtenha-se o álcool mostrado:

Possibilidade 1:

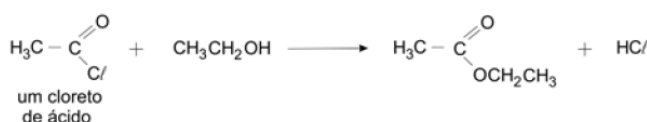
Composto carbonílico	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{C}}}-\text{CH}_3$
Reagente de Grignard	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{MgBr}$
Haleto de alquila	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Br}$

Possibilidade 2:

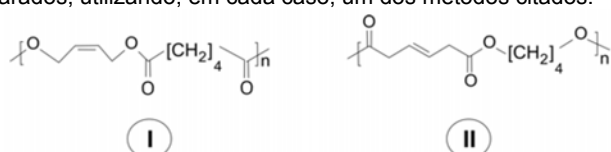
Composto carbonílico	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
Reagente de Grignard	CH_3MgBr
Haleto de alquila	CH_3Br

QUESTÃO 3

Ésteres podem ser preparados pela reação de ácidos carboxílicos ou cloretos de ácido, com álcoois, conforme exemplificado:

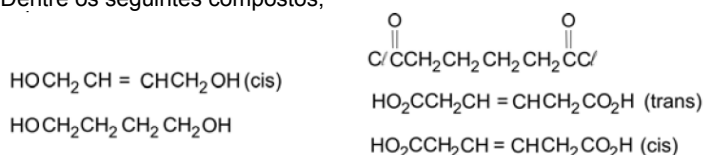


Recentemente, dois poliésteres biodegradáveis (I e II) foram preparados, utilizando, em cada caso, um dos métodos citados.



a) Escreva a fórmula mínima da unidade estrutural que se repete n vezes no polímero I

Dentre os seguintes compostos,



quais são os reagentes apropriados para a preparação de

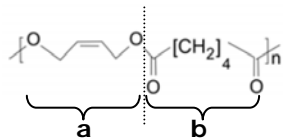
- b) I
c) II

Resolução

a) A fórmula molecular da unidade estrutural do polímero I é $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{O}_4$, por contagem direta dos átomos na estrutura apresentada. A fórmula mínima é, portanto, $\text{C}_5\text{H}_7\text{O}_2$, porque é a fórmula com menores índices que representa a dada unidade.

Ésteres são obtidos através da reação de condensação entre ácidos (ou cloretos de ácido) e álcoois, gerando diferentes estruturas.

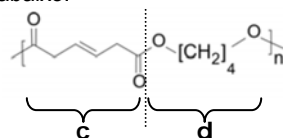
b) Para a preparação de I, analisemos os fragmentos a e b, indicados na figura abaixo:



Observamos que são provenientes, respectivamente, de um álcool insaturado e um ácido (ou cloreto de ácido) saturado. Dentre as estruturas apresentadas pelo problema só há um álcool insaturado e um cloreto de ácido saturado (não há ácido saturado nas estruturas propostas), assim concluímos que os monômeros são os apresentados abaixo:

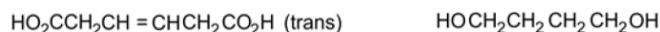


c) Para a preparação de II, ao analisemos os fragmentos c e d, indicados na figura abaixo:



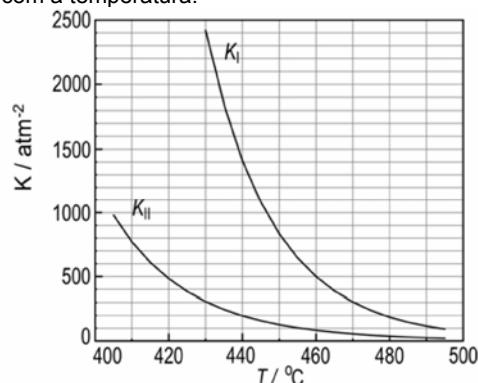
Observamos que são provenientes, respectivamente, de um ácido (ou cloreto de ácido) insaturado trans de um álcool saturado. Dentre as

estruturas apresentadas pelo problema só há um ácido insaturado trans (não há cloreto de ácido insaturado) e um álcool saturado, assim concluímos que os monômeros são os apresentados abaixo:



QUESTÃO 4

Na produção de hidrogênio por via petroquímica, sobram traços de CO e CO_2 nesse gás, o que impede sua aplicação em hidrogenações catalíticas, uma vez que CO é veneno de catalisador. Usando-se o próprio hidrogênio, essas impurezas são removidas, sendo transformadas em CH_4 e H_2O . Essas reações ocorrem a temperaturas elevadas, em que reagentes e produtos são gasosos, chegando a um equilíbrio de constante K_I no caso do CO e a um equilíbrio de constante K_{II} no caso do CO_2 . O gráfico traz a variação dessas constantes com a temperatura.



a) Num experimento de laboratório, realizado a 460°C , as pressões parciais de CO, H_2 , CH_4 e H_2O , eram, respectivamente, 4×10^{-5} atm; 2 atm; 0,4 atm; e 0,4 atm. Verifique se o equilíbrio químico foi alcançado. Explique.

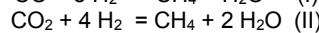
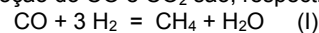
b) As transformações de CO e CO_2 em CH_4 mais H_2O são exotérmicas ou endotérmicas? Justifique sua resposta.

c) Em qual das duas transformações, na de CO ou na de CO_2 , o calor despreendido ou absorvido é maior?

Explique, em termos do módulo da quantidade de calor (|Q|) envolvida.

Resolução

As reações de remoção do CO e CO_2 são, respectivamente:



O que nos leva às formas das constantes de equilíbrio:

$$K_I = \frac{p_{\text{CH}_4} \cdot p_{\text{H}_2\text{O}}}{p_{\text{CO}} \cdot (p_{\text{H}_2})^3}$$

$$K_{II} = \frac{p_{\text{CH}_4} \cdot (p_{\text{H}_2\text{O}})^2}{p_{\text{CO}_2} \cdot (p_{\text{H}_2})^4}$$

a) Com os valores das pressões parciais dados no enunciado e a forma de K_I obtida anteriormente temos:

$$\frac{p_{\text{CH}_4} \cdot p_{\text{H}_2\text{O}}}{p_{\text{CO}} \cdot (p_{\text{H}_2})^3} = \frac{0,4 \cdot 0,4}{4 \cdot 10^{-5} \cdot (2)^3} = 500 \text{ atm}^{-2}$$

Pelo gráfico, vemos que à temperatura de 460°C o valor de K_I é 500 atm^{-2} , o que nos mostra que, a esta temperatura, nas condições dadas pelo exercício **o sistema está em equilíbrio**.

b) Pelo gráfico podemos observar que o valor de ambas as constantes diminui com o aumento da temperatura. Este comportamento é de sistemas exotérmicos, pois ao aumentarmos a temperatura do sistema, o equilíbrio é deslocado para o lado dos reagentes, desfavorecendo a formação de produtos.

c) Analisando o gráfico do enunciado podemos perceber que para uma mesma variação de temperatura (de 430°C a 440°C , por exemplo) o valor de K_I sofre maior variação, em módulo, do que o valor de K_{II} , indicando que a reação I é mais sensível à variação da temperatura. Portanto, a reação I é mais exotérmica, isto é, libera mais calor por cada mol de reação ($|Q_I| > |Q_{II}|$).

OBSERVAÇÃO:

O enunciado peca ao não indicar claramente que a quantidade de calor envolvida é por cada mol de reação (o que poderá ter confundido muitos vestibulandos).

Caso a quantidade de calor discutida não fosse por mol, teríamos que levar em consideração, além da entalpia das reações, o rendimento (dado pelo gráfico) e as quantidades iniciais dos reagentes (não fornecida no enunciado).

A reação I apresenta constante de equilíbrio sempre superior à da reação II ($K_I > K_{II}$), ou seja, apresenta maior rendimento, sendo assim, **SUPONDO QUE AS QUANTIDADES INICIAIS DE CO e CO₂ INICIAIS SÃO APROXIMADAMENTE AS MESMAS**, podemos concluir, da mesma maneira, que a quantidade de calor liberada na reação I é maior do que a quantidade de calor liberada na reação II ($|Q_I| > |Q_{II}|$).

QUESTÃO 5

Foi realizado o seguinte experimento, em quatro etapas:

I) Em um copo de vidro, contendo alguns pregos de ferro lixados, foi colocada uma solução de tintura de iodo (iodo em solução de água e álcool comum, de cor castanho-avermelhada), em quantidade suficiente para cobrir os pregos. Depois de algumas horas, observou-se descoloração da solução.

II) A solução descolorida foi despejada em um outro copo, separando-se-a dos pregos.

III) À solução descolorida, foram adicionadas algumas gotas de água sanitária (solução aquosa de hipoclorito de sódio, cujo pH é maior que 7). Observou-se o reaparecimento imediato da cor castanho-avermelhada e formação de um precipitado.

IV) Adicionaram-se, à mistura heterogênea obtida em III, algumas gotas de ácido clorídrico concentrado. A solução continuou castanho-avermelhada, mas o precipitado foi dissolvido.

- Escreva a equação química balanceada para a reação que ocorre na etapa I.
- Quais os produtos das transformações que ocorrem na etapa III?
- Escreva a equação química balanceada para a reação que ocorre na etapa IV.

Observações:

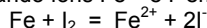
Hipoclorito, ClO^- , é um oxidante que se reduz a cloreto, Cl^- , em meio aquoso.

O precipitado da etapa III envolve o cátion formado na etapa I.

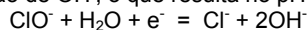
Na tintura de iodo, o álcool está presente apenas para aumentar a solubilidade do iodo.

Resolução

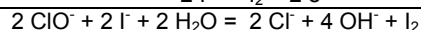
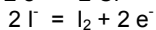
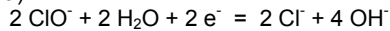
a) Na etapa I, como a solução de iodo foi descolorada, chega-se à conclusão que o iodo (I_2) consumido (reduzido), enquanto o ferro dos pregos foi oxidado, formando íons Fe^{2+} e I^- em solução.



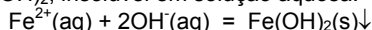
b) O hipoclorito, em solução aquosa, tem tendência de se reduzir a cloreto com formação de OH^- , o que resulta no pH básico da solução.



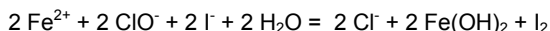
Assim, na etapa III, ao adicionar a solução de hipoclorito à solução com íons Fe^{2+} e I^- , temos que o hipoclorito se reduz, oxidando novamente o iodeto a iodo (reaparecimento da coloração avermelhada).



Como a reação acima ocorre na presença de íons Fe^{2+} , ocorre a formação de $\text{Fe}(\text{OH})_2$, insolúvel em solução aquosa.



Assim, temos que a reação global do processo III é:



Os produtos formados são:

- hidróxido de ferro II ou $\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})$ (precipitado)
- iodo ou $\text{I}_2(\text{aq})$ (coloração avermelhada)
- cloreto ou $\text{Cl}^-(\text{aq})$.

c) O produto insolúvel é um hidróxido, que é dissolvido com a adição de ácido clorídrico devido à sua neutralização, formando água e íons Fe^{2+} e Cl^- em solução.



Obs.: Na etapa I os átomos de ferro podem ser oxidados a Fe^{2+} e / ou a Fe^{3+} , o que causaria um efeito análogo nas reações das etapas III e IV, já que o composto $\text{Fe}(\text{OH})_3$ também é insolúvel em água e também é dissolvido em uma solução ácida.

QUESTÃO 6

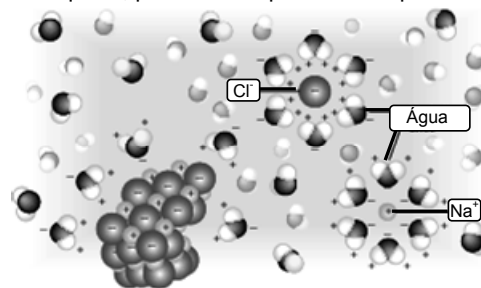
A Agência Nacional do Petróleo (ANP) estabelece que o álcool combustível, utilizado no Brasil, deve conter entre 5,3% e 7,4% de água, em massa. Porcentagens maiores de água significam que o combustível foi adulterado. Um método que está sendo desenvolvido para analisar o teor de água no álcool combustível consiste em saturá-lo com cloreto de sódio, NaCl , e medir a condutividade elétrica da solução resultante. Como o NaCl é muito solúvel em água e pouco solúvel em etanol, a quantidade de sal adicionada para saturação aumenta com o teor de água no combustível. Observa-se que a condutividade elétrica varia linearmente com o teor de água no combustível, em um intervalo de porcentagem de água que abrange os limites estabelecidos pela ANP.

- Explique por que o etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) forma mistura homogênea com água em todas as proporções.
- Faça um desenho, representando os íons Na^+ e Cl^- em solução aquosa e mostrando a interação desses íons com as moléculas de água.
- Esboce um gráfico que mostre a variação da condutividade elétrica da mistura combustível, saturada com NaCl , em função do teor de água nesse combustível. Justifique por que o gráfico tem o aspecto esboçado.

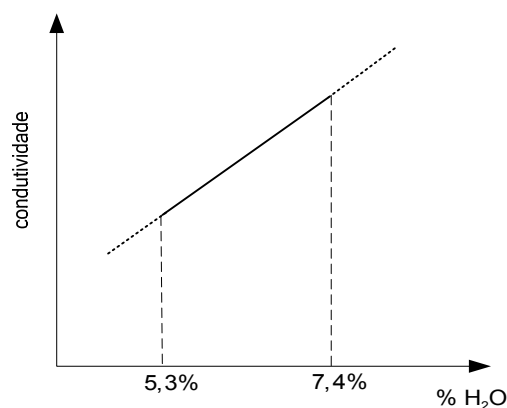
Resolução

a) O etanol forma mistura homogênea com a água devido às ligações de hidrogênio formadas entre seus grupos hidroxila e os da água. Essas interações acontecem independentemente da proporção entre os dois solventes.

b) As interações entre os íons e a água, que ocorrem na dissolução de NaCl em meio aquoso, podem ser representadas por:



c) Como o enunciado afirma que a condutividade elétrica varia linearmente com o teor de água no combustível, temos:



Quanto maior a quantidade de água no combustível, teremos maior quantidade de NaCl dissolvido até atingir a saturação (devido à alta solubilidade de NaCl na água). Assim, o aspecto crescente do gráfico deve-se à maior quantidade de íons dissolvidos no combustível com bastante água, implicando numa maior condutividade elétrica.

QUESTÃO 7

Existem vários tipos de carvão mineral, cujas composições podem variar, conforme exemplifica a tabela a seguir.

tipo de carvão	umidade (% em massa)	material volátil* (% em massa)	carbono não volátil (% em massa)	outros constituintes** (% em massa)
antracito	3,9	4,0	84,0	8,1
betuminoso	2,3	19,6	65,8	12,3
sub-betuminoso	22,2	32,2	40,3	5,3
lignito	36,8	27,8	30,2	5,2

* Considere semelhante a composição do material volátil para os quatro tipos de carvão.

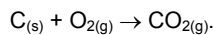
** Dentre os outros constituintes, o principal composto é a pirita, $Fe^{2+}S_2^{2-}$.

- Qual desses tipos de carvão deve apresentar menor poder calorífico (energia liberada na combustão por unidade de massa de material)? Explique sua resposta.
- Qual desses tipos de carvão deve liberar maior quantidade de gás poluente (sem considerar CO e CO_2) por unidade de massa queimada? Justifique sua resposta.
- Escreva a equação química balanceada que representa a formação do gás poluente a que se refere o item b (sem considerar CO e CO_2).
- Calcule o calor liberado na combustão completa de $1,00 \times 10^3$ kg de antracito (considere apenas a porcentagem de carbono não volátil).

Dados: entalpia de formação do dióxido de carbono gasoso - 400 kJ/mol
massa molar do carbono 12 g/mol

Resolução

a) O carvão que apresenta o menor poder calorífico é o lignito, pois apresenta a menor porcentagem em massa de carbono, que é o responsável pelo poder calorífico do carvão, através da reação de combustão:



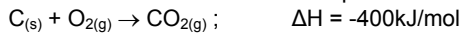
Além disso, o lignito possui maior quantidade de água, que absorve calor parte do valor gerado pela combustão, sofrendo vaporização e diminuindo assim o poder calorífico deste carvão.

Adicionalmente, a pirita, que sofre combustão, contribuindo para o poder calorífico do carvão, apresenta-se em menor proporção no lignito, acentuando ainda mais a diferença de poder calorífico em favor dos outros tipos de carvão.

b) O carvão que libera maior quantidade de gás poluente (sem considerar CO e CO_2) por unidade massa queimada – desconsiderando ainda o material volátil – é o betuminoso, que possui aproximadamente 12,3% de pirita, a qual, ao reagir com o oxigênio forma SO_2 .

c) A equação balanceada de formação do SO_2 , a partir da pirita é: $4 FeS_2 + 11 O_2 \rightarrow 2 Fe_2O_3 + 8 SO_2$

d) A equação de combustão do carvão está representada abaixo:



(note que o ΔH da reação é igual à entalpia de formação do CO_2 , pois a entalpia de formação do C e do O_2 é zero).

Assim, a energia liberada por mol de carbono (12 gramas) é 400 kJ.

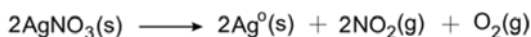
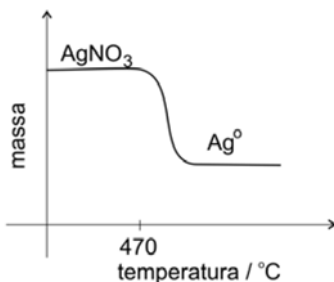
Considerando-se apenas o carbono como responsável pela liberação de calor, como o antracito possui 84% de carvão, calcula-se a energia liberada na queima de 1.10^3 kg de antracito:

$$\begin{array}{r} 12\text{g} \quad \text{---} \quad 400 \text{ kJ} \\ 84\% \times 1 \times 10^6 \text{ g} \quad \text{---} \quad Q \text{ (kJ)} \end{array}$$

$$Q = 2,8 \cdot 10^7 \text{ kJ}$$

QUESTÃO 8

Uma técnica de análise química consiste em medir, continuamente, a massa de um sólido, ao mesmo tempo em que é submetido a um aquecimento progressivo. À medida em que o sólido vai se decompondo e liberando produtos gasosos, sua massa diminui e isso é registrado graficamente. Por exemplo, se aquecermos $AgNO_3(s)$ anidro, por volta de $470^\circ C$, esse sal começará a se decompor, restando prata metálica ao final do processo.



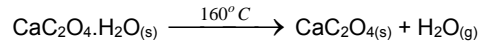
No caso do oxalato de cálcio monohidratado, $CaC_2O_4 \cdot H_2O(s)$, ocorre perda de moléculas de água de hidratação, por volta de $160^\circ C$; o oxalato de cálcio anidro então se decompõe, liberando monóxido de carbono (na proporção de 1 mol : 1 mol), por volta de $500^\circ C$; e o

produto sólido resultante, finalmente, se decompõe em óxido de cálcio, por volta de $650^\circ C$.

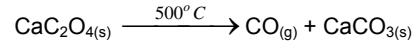
- Escreva as equações químicas balanceadas, correspondentes aos três processos sucessivos de decomposição descritos para o $CaC_2O_4 \cdot H_2O(s)$.
- Esboce o gráfico que mostra a variação de massa, em função da temperatura, para o experimento descrito.

Resolução

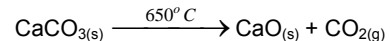
a) Perda de moléculas de água de hidratação:



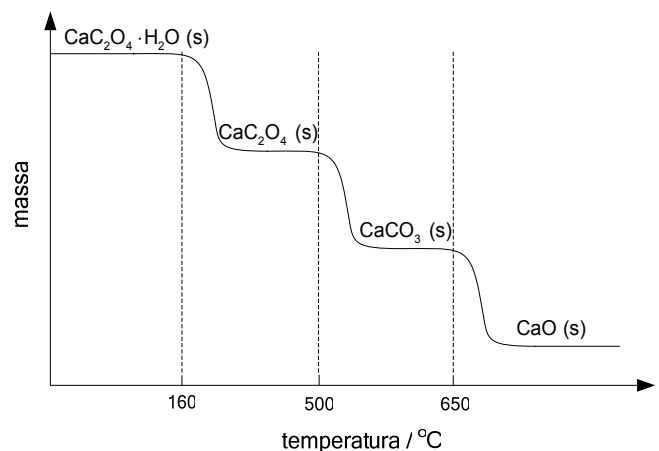
Decomposição do oxalato de cálcio anidro liberando monóxido de carbono (na proporção 1 mol : 1 mol):



Decomposição do produto sólido resultante em óxido de cálcio (CaO)



b) O esboço do gráfico, fora de escala é:



QUESTÃO 9

O Brasil é campeão de reciclagem de latinhas de alumínio. Essencialmente, basta fundi-las, sendo, entretanto, necessário compactá-las, previamente, em pequenos fardos. Caso contrário, o alumínio queimaria no forno, onde tem contato com oxigênio do ar.

- Escreva a equação química que representa a queima do alumínio.
- Use argumentos de cinética química para explicar por que as latinhas de alumínio queimam, quando jogadas diretamente no forno, e por que isso não ocorre, quando antes são compactadas?

Uma latinha de alumínio vazia pode ser quebrada em duas partes, executando-se o seguinte experimento:

- Com uma ponta metálica, risca-se a latinha em toda a volta, a cerca de 3 cm do fundo, para remover o revestimento e expor o metal.
- Prepara-se uma solução aquosa de $CuCl_2$, dissolvendo-se 2,69 g desse sal em 100 mL de água. Essa solução tem cor verde-azulada.
- A latinha riscada é colocada dentro de um copo de vidro, contendo toda a solução aquosa de $CuCl_2$, de tal forma a cobrir o risco. Mantém-se a latinha imersa, colocando-se um peso sobre ela.

Após algum tempo, observa-se total descoloramento da solução e formação de um sólido floculoso avermelhado tanto sobre o risco, quanto no fundo da latinha. Um pequeno esforço de torção sobre a latinha a quebra em duas partes.

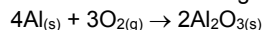
- Escreva a equação química que representa a transformação responsável pelo enfraquecimento da latinha de alumínio.
- Calcule a massa total do sólido avermelhado que se formou no final do experimento, ou seja, quando houve total descoloramento da solução.

Dados: massas molares (g/mol)

Cu 63,5
Cl 35,5

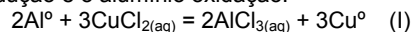
Resolução

a) A queima do alumínio ocorre através da seguinte equação química:



b) As latinhas queimam, quando jogadas diretamente no forno porque a **superfície de contato** na latinha é muito maior que no material compactado. Quando o material é compactado, forma-se uma camada de óxido na superfície que impede o contato do oxigênio com o restante do alumínio, o qual é aquecido até a fusão.

c) Como o alumínio apresenta maior potencial redutor que o cobre, o cobre sofre redução e o alumínio oxidação:



d) A dissolução do CuCl_2 torna a solução azulada. O descoramento total da solução ocorrerá quando todo o cobre em solução for reduzido a cobre metálico, de cor avermelhada. Assim, considerando que cada mol de CuCl_2 formará 1 mol de Cu^0 :

$$1 \text{ mol de } \text{CuCl}_2 \quad \text{---} \quad 1 \text{ mol de } \text{Cu}^0$$

$$134,5\text{g de } \text{CuCl}_2 \quad \text{---} \quad 63,5\text{g de } \text{Cu}^0$$

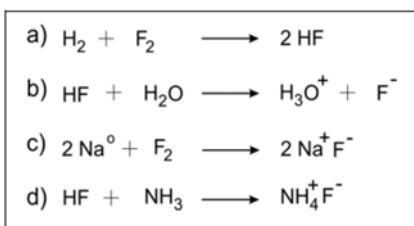
$$2,69\text{g de } \text{CuCl}_2 \quad \text{---} \quad m \text{ (g de } \text{Cu}^0)$$

$$m = \frac{2,69 \cdot 63,5}{134,5} = 1,27\text{g de } \text{Cu}^0$$

A massa total de sólido avermelhado formado ao final do experimento será 1,27g de Cu^0 .

QUESTÃO 10

Reescreva as seguintes equações químicas, utilizando estruturas de Lewis (fórmulas eletrônicas em que os elétrons de valência são representados por • ou x), tanto para os reagentes quanto para os produtos.



Dados:

	H	N	O	F	Na
número atômico	1	7	8	9	11
número de elétrons de valência	1	5	6	7	1

Resolução

A partir do número de elétrons de valência, temos quantos elétrons cada átomo possui em sua camada mais externa, os quais são representados na fórmula de Lewis. Assim, podemos escrever as seguintes equações, utilizando estruturas de Lewis:

