

1

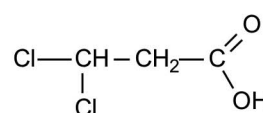
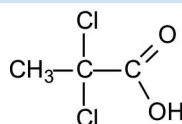
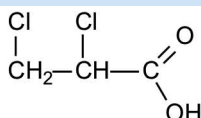
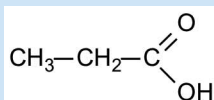
No dia 31 de janeiro de 2012, quatro pessoas morreram e dezesseis foram hospitalizadas com intoxicação após a liberação de uma massa de gás ácida em um acidente ocorrido num curtume em Bataguassu (MS). Em nota, o Corpo de Bombeiros em Mato Grosso do Sul informou que o acidente aconteceu durante o descarregamento de 10 mil litros de ácido dicloro-propiónico em um dos três tanques instalados no curtume. O ácido dicloro-propiónico ou dicloro-propanoico tem ação desinfetante e é usado no tratamento do couro e na retirada de excessos e gorduras. Esse ácido, em contato com ar ou água, pode formar o ácido clorídrico, que causa irritação e intoxicação.

- Escreva a fórmula estrutural do ácido propanoico (propiónico) e dos possíveis isômeros do seu derivado dicloro-propanoico.
- Um desses isômeros pode apresentar atividade óptica. Desenhe sua estrutura e destaque o carbono assimétrico.

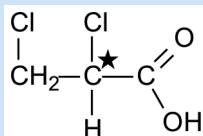
QUESTÃO 1 – EXPECTATIVA DE RESPOSTA

Conteúdo: Química Orgânica, Funções Orgânicas, Isomeria.

Resposta esperada

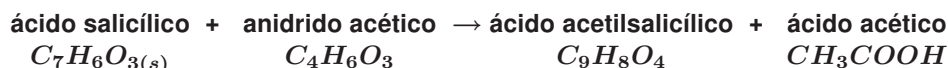


a)



b)

O ácido acetilsalicílico (AAS), comumente chamado de aspirina, é obtido a partir da reação do ácido salicílico com anidrido acético. Essa reação é esquematizada do seguinte modo:



- a) Qual é o reagente limitante da reação, partindo-se de 6,90 g de ácido salicílico e 10,20 g de anidrido acético? Justifique sua resposta apresentando os cálculos.
- b) Foram obtidos 5,00 g de AAS. Calcule o rendimento da reação.

QUESTÃO 2 – EXPECTATIVA DE RESPOSTA

Conteúdo: Estequiometria, Lei ponderais.

Resposta esperada

a)

Mol do ácido salicílico	Mol do anidrido acético
$C = 7 \times 12 = 84$	$C = 4 \times 12 = 48$
$H = 6 \times 1 = 6$	$H = 6 \times 1 = 6$
$O = 3 \times 16 = 48$	$O = 3 \times 16 = 48$
Total = 138 g	Total = 102 g

$$\mu = \frac{6,90}{138} = 0,05 \quad \mu = \frac{10,20}{102} = 0,10$$

Como reagem na proporção 1:1, o reagente limitante é o ácido salicílico e o anidrido acético é o reagente em excesso.

b) Como o reagente limitante é o ácido salicílico, temos:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol ácido salicílico} & \text{---} & 1 \text{ mol ácido acetilsalicílico} \\ 138,0 \text{ g} & \text{---} & 180,0 \text{ g} \\ 6,9 \text{ g} & \text{---} & x \\ & & x = 9,0 \text{ g} \end{array}$$

A formação de 9,0 g de ácido acetilsalicílico equivale a 100% de rendimento.

$$\begin{array}{rcl} 9,0 \text{ g} & \text{---} & 100\% \\ 5,0 \text{ g} & \text{---} & x \end{array}$$

Portanto, o rendimento da reação foi de $x = 55,5\%$.

A tabela, a seguir, mostra as entalpias padrão de formação ΔH_f° a 25 °C.

Substância	Fórmula	$\Delta H_f^\circ \frac{kJ}{mol}$
Metanol	$CH_3OH_{(l)}$	-238,6
Etanol	$C_2H_5OH_{(l)}$	-277,7
Gás carbônico	$CO_{2(g)}$	-393,5
Água	$H_2O_{(v)}$	-241,8

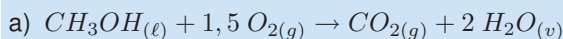
O metanol já foi usado como combustível na fórmula Indy, com o inconveniente de produzir chama incolor e ser muito tóxico. Atualmente, utiliza-se etanol, proveniente da fermentação do caldo na cana-de-açúcar, o mesmo utilizado em automóveis no Brasil.

- Compare a quantidade de energia liberada (kJ) pela combustão de 1,00 g de metanol com a produzida por 1,00 g de etanol. Justifique sua resposta.
- Se um automóvel da fórmula Indy gastar 5 litros de etanol ($d = 0,80 \text{ g/mL}$) por volta em um determinado circuito, calcule a energia liberada (kJ) pelo seu motor em cada volta.

QUESTÃO 3 – EXPECTATIVA DE RESPOSTA

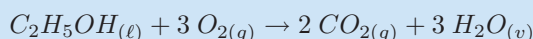
Conteúdo: Entalpia, Lei de Hess.

Resposta esperada



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

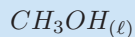
$$\Delta H = (-393,5 + 2 \times (-241,8)) - (-238,6) = -638,5 \frac{kJ}{mol}$$



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

$$\Delta H = (2 \times (-393,5) + 3 \times (-241,8)) - (-277,7) = -1234,7 \frac{kJ}{mol}$$

Calculando o mol



$$C = 12 \times 1 = 12$$

$$H = 1 \times 4 = 4$$

$$O = 16 \times 1 = 16$$

$$\text{Total} = 32 \text{ g}$$



$$C = 12 \times 2 = 24$$

$$H = 1 \times 6 = 6$$

$$O = 16 \times 1 = 16$$

$$\text{Total} = 46 \text{ g}$$

$$\frac{-638,5}{32} \approx -20 \frac{kJ}{g}$$

$$\frac{-1234,7}{46} \approx -26,8 \frac{kJ}{g}$$

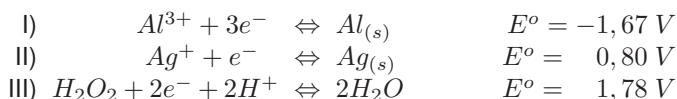
Portanto, o etanol produz mais energia por grama.



Portanto, a energia liberada é de $26,8 \frac{kJ}{g} \times 4000 \text{ g} = 107200 \text{ kJ}$.

Os talheres de prata, embora considerados valiosos e prazerosos ao olhar, têm como inconveniente o escurecimento. Sabe-se que o contato desses utensílios com alimentos que contêm enxofre, como ovos ou cebola, escurece a prata através da formação do sal insolúvel de cor preta, o Ag_2S . Em um laboratório, duas experiências foram realizadas com o intuito de recuperar o brilho da prata. A primeira delas, realizada com eficiência, consistiu do uso de H_2O_2 para oxidar o S^{2-} , na forma de Ag_2S , em Ag_2SO_4 de coloração branca. Na segunda experiência, recobriu-se o fundo de uma caixa de plástico com uma folha de alumínio, acrescentou-se água quente e uma colher de sopa de sal de cozinha; depois depositou-se os talheres enegrecidos de tal maneira que ficaram em contato com o alumínio.

Dados:



- a) Escreva a equação química balanceada do processo de transformação do Ag_2S em Ag_2SO_4 por meio do uso de H_2O_2 .
- b) Analise se a segunda experiência pode ser usada com eficiência para recuperar o brilho dos talheres de prata. Justifique sua resposta.

QUESTÃO 4 – EXPECTATIVA DE RESPOSTA

Conteúdo: Potenciais de oxidação-redução (pilhas).

Resposta esperada

- a) Como se trata de uma reação redox, pode-se escrever as semirreações separadamente, balanceá-las e depois somá-las para obter a equação química global e balanceada.

Processo de oxidação

A experiência realizada com eficiência consiste na oxidação do enxofre de $-2(Ag_2S)$ para $+6(Ag_2SO_4)$. Como a prata, nesse contexto, não oxida nem reduz, pode-se adicioná-la apenas no final. Então, temos que a oxidação do enxofre é dada por: $S^{2-} \rightarrow SO_4^{2-}$

Primeiramente, se o meio for ácido, balanceia-se a quantidade de H com H^+ . Como não se tem H inicialmente, passa-se para a seguinte etapa, que consiste no balanceamento do O utilizando-se moléculas de H_2O . Nesse caso, é preciso adicionar 4 moléculas de H_2O nos reagentes: $S^{2-} + 4H_2O \rightarrow SO_4^{2-}$

Com os oxigênios balanceados, tem-se que balancear os H utilizando-se H^+ , então adicionam-se $8H^+$ nos produtos: $S^{2-} + 4H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 8H^+$

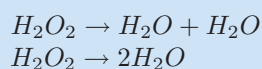
Finalmente, a última etapa do balanceamento de uma reação redox consiste em balancear as cargas. Nos reagentes há 2 cargas negativas e nos produtos há 6 cargas positivas. Então, para que o número de cargas seja igual, é necessário somar 8 elétrons nos produtos, consequentemente, haverá 2 cargas negativas nos reagentes e 2 cargas negativas nos produtos: $S^{2-} + 4H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 8H^+ + 8e^-$ (1).

Processo de redução

O peróxido de hidrogênio (H_2O_2) foi utilizado para oxidar o enxofre, logo, esta espécie química se reduz na reação, mas, especificamente, o O reduz de $-1(H_2O_2)$ para $-2(H_2O)$.

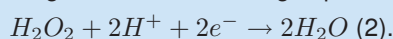
A reação que representa a redução do H_2O_2 é: $H_2O_2 \rightarrow H_2O$

Como o número de H está balanceado, inicia-se o balanceamento do número de O com moléculas de H_2O . Assim, adiciona-se 1 molécula de H_2O nos produtos:

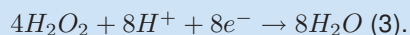


Agora a quantidade de H deve ser balanceada, adicionando-se $2H^+$ nos reagentes: $H_2O_2 + 2H^+ \rightarrow 2H_2O$

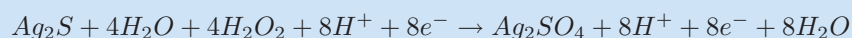
Finalmente, o número de cargas elétricas deve ser balanceado. Como nos produtos não há cargas elétricas e nos reagentes existem 2 cargas positivas, adicionam-se então 2 elétrons nos reagentes:



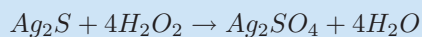
Como as equações químicas individuais (1) e (2) estão balanceadas, multiplica-se a equação (2) por 4 para que o número de elétrons no processo global seja o mesmo, então, a equação torna-se:



De posse das equações químicas individuais rigorosamente balanceadas, é necessário agora somar as equações químicas (1) e (3) e inserir a prata na equação (1). Com isto, temos:



Cancelando-se as espécies químicas em comum entre reagentes e produtos, a equação química global é dada finalmente por:



- b) Para que os talheres de prata recuperem o brilho, a prata deve ser reduzida e o alumínio oxidado. O potencial para o processo de redução da prata deve ser positivo. De acordo com a semirreação de redução da prata ($Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag_{(s)}$), o potencial é de $+0,80 V$. Conforme descrito anteriormente, para que o brilho seja recuperado com sucesso, o alumínio deve ser oxidado. Como no exercício foi dada a semirreação de redução do alumínio, basta invertê-la para uma semirreação de oxidação ($Al_{(s)} \rightleftharpoons Al^{3+} + 3e^-$), conseqüentemente, o sinal do potencial é alterado para $+1,67 V$. Finalmente, os potenciais são somados, resultando em um valor positivo de potencial ($2,47 V$), o que indica que o processo ocorre espontaneamente, já que a energia livre de Gibbs (ΔG), dada pela equação $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, é menor do que zero. Nesta equação, n é o número total de elétrons envolvidos no processo, F é a constante de Faraday e E° é o potencial total, dado pela somatória do potencial da semirreação de redução com o potencial da semirreação de oxidação.