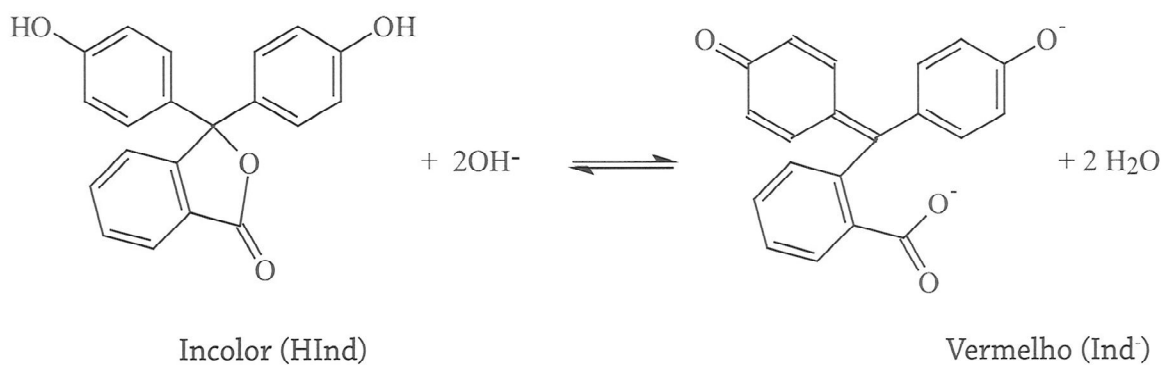


INFORMAÇÕES COMPLEMENTARES

Algumas equações químicas de interesse desta aula:



Estequiometria

OBJETIVO

Familiarizar-se com o conceito de *mol* e massa atômica e molecular de uma substância. Compreender e determinar os coeficientes estequiométricos corretos de equações químicas simples. Verificar experimentalmente a lei de conservação de massa em uma reação química simples.

INTRODUÇÃO

Uma reação química não pode ocorrer se não satisfizer algumas leis básicas de conservação requeridas pela natureza. Entre elas estão a conservação da energia, da massa e da carga. Nesta aula estaremos interessados em explorar a conservação de massa em um processo químico. Como se sabe, a qualquer tempo, a massa total dos reagentes deve ser igual à massa total dos produtos em uma reação química qualquer. A maneira simples de se incluir a lei de conservação de massas em uma equação química é através dos chamados coeficientes estequiométricos.

Os coeficientes estequiométricos são números positivos, inteiros ou fracionários, que representam indiretamente a proporção relativa em massa das espécies que participam de uma reação química, de modo que a quantidade total em massa dos reagentes e produtos seja mantida fixa e invariante. Uma interpretação mais simples requer que saibamos calcular o número de partículas (átomos ou moléculas) presentes em uma quantidade de matéria especificada por sua massa total. A maneira como esses cálculos são realizados envolve o *mol*, que é a unidade de quantidade de matéria no sistema de medidas internacional (SI).

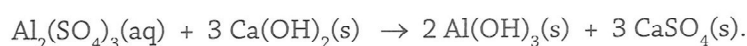
ANOTE !

Como proposto pela Agência Internacional de Pesos e Medidas, o *mol* é definido como a quantidade de matéria que contém tantas entidades elementares (átomos, moléculas, elétrons, núcleos atômicos, íons, partículas elementares, etc.) como existem em exatamente 0,012 kg de átomos do isótopo 12 de carbono. Este número é conhecido como o número de Avogadro e é aproximadamente igual a $6,022 \times 10^{23}$ partículas.

A massa de um mol de qualquer átomo, ou a sua massa atômica (MA), pode ser encontrada em alguma Tabela Periódica razoável. No caso de moléculas, sua massa molecular (MM) pode ser calculada pela soma simples das massas atômicas dos átomos presentes na sua fórmula molecular. Por exemplo, a massa molecular do ácido acético, cuja fórmula molecular é $C_2H_4O_2$, é: $MM(C_2H_4O_2) = 2 \times MA(C) + 4 \times MA(H) + 2 \times MA(O) = 2 \times 12,000 \text{ g} + 4 \times 1,008 \text{ g} + 2 \times 15,999 \text{ g} = 60,03 \text{ g}$, enquanto a massa molecular do fosfato duplo de amônio e magnésio, $MgNH_4PO_4$, é 137,35 g. Munidos com estes conceitos e resultados, podemos calcular imediatamente o número n de átomos, íons ou moléculas presentes em uma massa m da substância pela razão $n = m/MA$ ou $n = m/MM$. Reciprocamente, se temos n mols de certa molécula M de massa molecular MM , então $n \times MM$ nos dá o valor da massa total (em unidades de grama) da amostra da molécula M .

Os coeficientes estequiométricos incluídos em uma equação química expressam quantitativamente a relação exata entre os números de mols de cada espécie participante na transformação química. Transformado em massas dos reagentes e produtos, essa relação implica necessariamente a conservação de massa a ser rigorosamente obedecida pela reação química. Vamos analisar o seguinte exemplo.

Nas estações de tratamento de água, eliminam-se as impurezas sólidas em suspensão através do arraste por flóculos de hidróxido de alumínio. A reação que representa esse processo químico é:

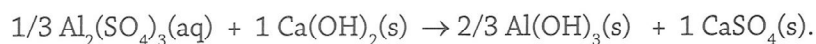


Os números 1 (não escrito explicitamente), 3, 2 e 3 à esquerda das fórmulas das moléculas do sulfato de alumínio, $Al_2(SO_4)_3$, hidróxido de cálcio $Ca(OH)_2$, hidróxido de alumínio, $Al(OH)_3$ e sulfato de cálcio, $CaSO_4$, representam a proporção relativa do número de partículas de reagentes ($Al_2(SO_4)_3$ e $Ca(OH)_2$) consumidos e de produtos ($Al(OH)_3$ e $CaSO_4$) formados. Sabemos, assim, que 1 mol de sulfato de alumínio reage com 3 mols de hidróxido de cálcio para formar 2 mols de hidróxido de alumínio e 3 mols de sulfato de cálcio.

As massas moleculares das espécies participantes no processo de floculação acima são 342 g ($Al_2(SO_4)_3$), 74 g ($Ca(OH)_2$), 78 g ($Al(OH)_3$) e 136 g ($CaSO_4$), respectivamente. Pela razão estequiométrica escrita na equação química acima, podemos calcular que uma massa total de 564 g ($= 1 \times 342 \text{ g} + 3 \times 74 \text{ g}$) dos reagentes produz iguais 564 g ($= 2 \times 78 \text{ g} + 3 \times 136 \text{ g}$) dos produtos.

Note, finalmente, que a divisão ou multiplicação dos coeficientes estequiométricos por um fator comum f não modifica as proporções relativas das massas indicadas pela equação química. Esse fator f , entretanto, altera o valor das massas totais dos

reagentes e produtos que se tornam, respectivamente, *f* vezes maior ou menor que o valor original. Por exemplo, dividindo por 3 as relações estequiométricas da equação química do processo de floculação, teremos:



A massa total dos reagentes consumidos nesse caso é de 188 g, que é exatamente igual à massa total dos produtos formados.

Nesta aula investigaremos a proporção estequiométrica correta da reação de formação do iodeto de chumbo (PbI_2) e nitrato de potássio (KNO_3) a partir do nitrato de chumbo ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) e iodeto de potássio (KI). Para isso iremos combinar proporções relativas diferentes de massas (ou número de partículas) dos reagentes e determinar as quantidades dos produtos formados pela quantidade do PbI_2 sólido sedimentado em um tubo de ensaio.

TRABALHO EXPERIMENTAL

Materiais

- Estante para tubos de ensaio (1)
- Papel milimetrado (1)
- Pipetas graduadas de 10 mL (2)
- Régua de 20 cm, graduada em milímetros (1)
- Tubos de Nessler 18 x 150 mm (6)
- Béquer de 50 mL (2)
- Bastão de vidro (1)
- Caneta hidrocor (1)

Reagentes

- Solução $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ de nitrato de chumbo, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (30 mL)
- Solução $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ de iodeto de potássio, KI (30 mL)

Procedimentos

Prepare um suporte com cinco tubos de ensaio (1,5 x 15) numerados de **1** a **5**. Com o auxílio de uma proveta, adicione em cada tubo 3,0 mL da solução $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.



ATENÇÃO!

O nitrato de chumbo, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, tem alta toxicidade se ingerido.

Utilizando uma pipeta graduada adicione, tão simultaneamente quanto possível, as seguintes quantidades da solução $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ de iodeto de potássio (KI): 1,5 mL ao primeiro tubo, 3,0 mL ao segundo tubo, 6,0 mL ao terceiro tubo, 9,0 mL ao quarto tubo e 12,0 mL ao quinto tubo.

Agite todos os tubos com um bastão de vidro, aguarde cerca de 20 minutos e meça com uma régua a altura do precipitado de cada tubo de ensaio.

**ATENÇÃO!**

Após o término dos experimentos, descarte as soluções em um recipiente apropriado indicado por seu tutor. NÃO faça o descarte na pia, esgoto ou terra bruta.

Para a análise dos resultados obtidos, siga os seguintes passos:

1. Com as quantidades iniciais dos reagentes, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e KI, e os resultados obtidos para as alturas dos precipitados formados, construa uma tabela contendo o volume total das soluções adicionadas em cada tubo e a respectiva altura do precipitado formado.
2. Construa um gráfico da variação da altura do precipitado em função do volume das soluções adicionadas.
3. Escreva a equação química correspondente à reação química observada. Se necessário, consulte a tabela de solubilidade que se encontra ao final do texto da Aula 2.
4. Preencha a tabela abaixo com as quantidades de matéria dos reagentes e produtos adicionados antes e obtidos depois da reação.

		$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2/\text{mol}$	KI/mol	PbI_2/mol	KNO_3/mol
Tubo 1	Antes				
	Depois				
Tubo 2	Antes				
	Depois				
Tubo 3	Antes				
	Depois				
Tubo 4	Antes				
	Depois				
Tubo 5	Antes				
	Depois				

5. Indique, para cada caso, se há excesso de reagentes e, no caso afirmativo, qual reagente se encontra em excesso.
6. Como você pode demonstrar experimentalmente as afirmações do item 5 acima? Consulte o seu tutor sobre a possibilidade de se realizar tal experiência.
7. Os resultados obtidos para as alturas dos precipitados estão coerentes com os previstos pelos cálculos teóricos? Caso contrário, quais são as razões para as eventuais discordâncias?

CONSIDERAÇÕES FINAIS

Ao final dessa atividade você deve ser capaz de:

- Compreender o conceito de número de mol e massa atômica ou molecular de uma substância;
- determinar os coeficientes estequiométricos de uma equação química;
- verificar experimentalmente a lei de conservação de massa em uma reação química simples.

Em caso de dúvidas, procure sempre o conselho e a ajuda do tutor da disciplina.

Bibliografia recomendada

SEMICHIN, V. *Práticas de química geral e inorgânica*. Moscou: Mir, 1979.

AUTO-AVALIAÇÃO

1. Suponha que duas substâncias A e B cujas massa-fórmulas ou massa moleculares são iguais a 331 g.mol^{-1} e 166 g.mol^{-1} , respectivamente. A reage com B na proporção de 1:2. Qual a massa de B necessária para reagir quantitativamente com $1,0 \text{ mol}$ de A, se B apresenta 80% de pureza?
2. Em um recipiente foram adicionados $10,0 \text{ g}$ de NaOH e certa quantidade de HCl. Após a reação se completar, foi determinado um rendimento de 75% na formação dos produtos. Quantos gramas de cloreto de sódio foram obtidos?

Cinética química

OBJETIVO

Nesta aula serão estudados os efeitos da concentração e temperatura na velocidade de uma reação química.

INTRODUÇÃO

Da experiência acumulada das observações do dia-a-dia, sabemos que algumas reações químicas se passam rapidamente, enquanto outras se processam lentamente. Estamos familiarizados com o fato de que a queima de um papel seco, um processo de combustão, ocorre muito mais rápido do que a digestão dos alimentos que, por sua vez, ocorre mais rapidamente do que a formação de ferrugem em uma barra de ferro, um processo químico denominado de oxidação. De uma forma semiquantitativa, porém mais detalhada, experimentos simples de laboratório demonstram que a neutralização de um ácido forte por uma base forte se processa tão rapidamente quanto o tempo necessário para misturá-los. Do mesmo modo um precipitado de cloreto de prata, $\text{AgCl}(s)$, se forma de modo visível, imediatamente após a mistura de uma solução de $\text{Ag}^+(aq)$ com uma solução de $\text{Cl}^-(aq)$. Outras reações, tal como a combustão da gasolina, ocorrem rápida ou lentamente, dependendo do modo como os reagentes são postos em contato.

Macroscopicamente, a observação experimental mostra que a velocidade (ou a rapidez) de uma reação química é controlada por apenas alguns fatores externos e internos impostos ao sistema reativo. Entre esses fatores, os mais importantes são a temperatura (um fator externo), concentração de reagentes, superfície de contato entre os reagentes e a ação de catalisadores.

Do ponto de vista microscópico, aprendemos que, geralmente, os processos químicos que envolvem interações entre íons ocorrem de forma muito rápida. Quando íons de cargas opostas se aproximam, eles são capazes de se atraírem mutuamente e reagirem entre si, sem a necessidade de qualquer ação prévia. Por outro lado, as

espécies que formam materiais covalentes, na maioria das vezes, reagem de forma relativamente mais lenta. As principais razões que explicam essa observação são duas: (1) para que essas reações ocorram, pelo menos uma ligação química deve se romper e/ou ser formada, e (2) as moléculas envolvidas no processo reativo devem colidir com uma disposição espacial adequada de forma a se ter as ligações covalentes importantes para o(s) processo(s) de quebra e/ou formação de nova(s) ligação (ligações) químicas devidamente orientadas e direcionais para o centro reativo.

ANOTE !

Teorias de reações químicas foram desenvolvidas e têm sido constantemente revistas e atualizadas. Uma dessas teorias é a chamada Teoria de Colisão. Os resultados da Teoria de Colisão mostram que a velocidade de uma reação química é controlada por dois grandes fatores: (i) o número de moléculas (concentração) dos reagentes presentes em um volume especificado do sistema que irão colidir entre si por unidade de tempo, e (ii) a fração dessas colisões que efetivamente resulta na transformação química dos reagentes em produtos. O primeiro fator nos informa que quanto maior for a concentração de reagentes, maior será a probabilidade de ocorrer colisões entre as moléculas. Porém nem todas as colisões são eficientes para levar reagentes em produtos, pois as espécies devem colidir com uma energia mínima, denominada *energia de ativação*, e com uma orientação espacial adequada. A temperatura também influencia a fração de colisões que resultam no prosseguimento de uma reação química. Em geral, o aumento da temperatura aumenta o número de moléculas com energia igual ou maior que a energia de ativação e, assim, quanto mais elevada for a temperatura do sistema mais rápido deve ocorrer a reação.

Outros fatores que influenciam a velocidade de uma reação química são o uso de catalisadores e, é claro, a natureza dos reagentes. Os catalisadores atuam diminuindo a energia de ativação do sistema, ao passo que, em especial nas reações heterogêneas, a natureza física dos reagentes é particularmente importante devido à área de interface disponível entre as fases reagentes em contato.

Em geral, a lei de velocidade de uma reação química hipotética,

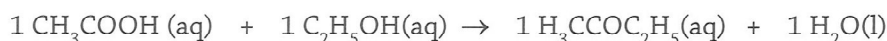


é especificada por

$$\text{velocidade} = k(T)[A]^x[B]^y[C]^z \dots,$$

onde x , y e z são números positivos (não necessariamente inteiros) obtidos do estudo experimental (ou através de alguma teoria adequada) do mecanismo da reação indicada. Os símbolos $[A]$, $[B]$

e $[C]$ representam as concentrações das espécies A, B e C, respectivamente, em um tempo t especificado, e $k(T)$, a constante de velocidade da reação, que depende implicitamente da temperatura T do sistema. Como uma boa aproximação, nas condições de trabalho da maioria dos casos de interesse, esses números coincidem, respectivamente, com os coeficientes estequiométricos, a , b e c , da equação química corretamente balanceada. Por exemplo, a reação de esterificação do ácido acético (CH_3COOH) e etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) em acetato de etila ($\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$) em solução aquosa,



é dada por

$$v_{\text{esterificação}} = k[\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})]^1[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{aq})]^1.$$

Por outro lado, também em solução aquosa, a produção da molécula do iodo (I_2) pela oxidação de íons iodeto (I^-) pelos íons de persulfato ($\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$),



é conseguida por uma reação que segue uma lei de velocidade determinada experimentalmente como

$$v_{\text{iodo}} = k'[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq})]^1 \cdot [\text{I}^-]^1.$$

Observe que no primeiro caso, na lei de velocidade da reação de esterificação, $v_{\text{esterificação}}$, os expoentes que aparecem no produto das concentrações (1 e 1) coincidem com os coeficientes estequiométricos da equação química do processo, enquanto que no segundo caso os expoentes definidos para o produto das concentrações (1 e 1) na lei de velocidade para a produção do iodo molecular não coincidem com os coeficientes estequiométricos (1 e 3) presentes na respectiva equação química.

ANOTE !

Os íons iodeto (I^-) têm uma grande tendência para interagir com uma ou mais moléculas de iodo I_2 e formar estruturas aniônicas complexas denominadas poliiodetos, I_n^{m-} . A menor dessas estruturas é o íon I_3^- que é o único formado em solução aquosa. Os ânions maiores são estabilizados em outros solventes não aquosos como metanol e acetonitrila.

Finalmente, note que as constantes de velocidade k variam com a temperatura, isto é, são funções da temperatura e, mais exatamente, devem ser escritas como $k(T)$. Para um intervalo de temperaturas pequeno, em torno da temperatura ambiente, 25°C , a constante de velocidade de muitas reações químicas pode ser parametrizada pela expressão

$$k(T) = Ae^{-E_a/RT},$$

conhecida como lei de Arrhenius. Na equação acima, E_a é a energia de ativação da reação, A é o chamado fator de frequência e está relacionado, de acordo com a teoria de colisões, com o número de colisões por unidade de tempo e por unidade de volume do sistema, e R , a constante universal dos gases ideais.

Nesta aula vamos estudar os efeitos da variação da concentração dos reagentes e também da temperatura na velocidade de uma reação química. Vamos nos ocupar com o estudo da cinética da reação de produção do iodo molecular pela redução de íons iodato IO_3^- pelo sal de sulfito de sódio, NaHSO_3 . Apenas estudos semiquantitativos serão feitos no momento. Mais tarde, na disciplina Cinética Química, os argumentos físico-químicos relativos a uma reação química serão melhor estabelecidos e devidamente fundamentados em termos de equações do cálculo diferencial. Com essas ferramentas de análise poderemos aprender muito mais a respeito dos detalhes dos processos microscópicos que governam as reações químicas.

TRABALHO EXPERIMENTAL

Materiais

- Tubos de ensaio 18 x 150 mm (10)
- Tubos de ensaio 12 x 120 mm (3)
- Pipetas graduadas de 10 mL (2)
- Béquer de 250 mL (1)
- Pipetas conta-gotas (4)
- Suporte para tubos de ensaio (1)
- Termômetro (0°C a 100°C) (1)
- Cronômetro (1)
- Ebulidor (1)
- Conjunto para aquecimento (tripé, bico de gás, tela de amianto, fósforos) (1)

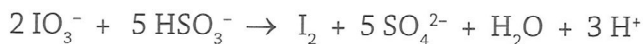
Reagentes

- Solução 0,01 mol L⁻¹ de KIO_3 (50 mL)
- Solução a 0,04% m/v de NaHSO_3 em dispersão de amido 0,2% (70 mL)
- Gelo

PROCEDIMENTOS

EXPERIMENTO 1:

Efeito da Concentração na Reação



Queremos determinar, neste experimento, como a velocidade de uma reação química varia com a concentração de um dos reagentes. Com essas informações, pode-se inferir a ordem da reação com relação ao reagente cuja concentração foi variada. Siga as instruções abaixo:

1. Em um suporte para tubos de ensaio, coloque cinco tubos de ensaio limpos de 18 x 150 mm. Numere-os de 1 a 5.
2. Ao tubo número **1** adicione 10 mL da solução 0,01 mol L⁻¹ de KIO₃. Prossiga, adicionando, aos demais tubos, 8 mL, 6 mL, 4 mL e 2 mL dessa solução, respectivamente na ordem crescente de suas numerações.
3. Em seguida, adicione 2 mL de água destilada ao tubo número **2**, 4 mL de água ao tubo **3**, 6 mL de água ao tubo **4** e, finalmente, o tubo de número **5** deve receber 8 mL de água destilada. Dessa forma, após todas as adições, todos os tubos de ensaio deverão conter 10 mL de solução.
4. Agite cada tubo para homogeneizar a solução.
5. Prepare um cronômetro e adicione rapidamente ao tubo número **1** 10 mL de solução a 0,04% m/v de NaHSO₃. Inicie o cronômetro, para a contagem do tempo de reação, no momento em que se inicia a adição da solução de NaHSO₃ e pare-o com o aparecimento de uma coloração azul tênue. Anote os resultados na tabela I.
6. Repita o procedimento acima para as soluções dos demais tubos de ensaio.

Tabela I

Tempo de reação em relação ao volume de solução adicionado

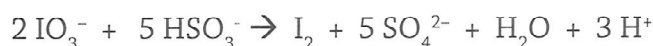
Tubo nº	KIO ₃ (mL)	H ₂ O destilada (mL)	NaHSO ₃ (mL)	Tempo Decorrido	
				t (s)	1/t (s ⁻¹)
1					
2					
3					
4					
5					

Para a análise dos resultados, construa, utilizando um papel milimetrado, um gráfico do volume da solução adicionada de KIO_3 (em mL) em função do inverso do tempo de reação, $1/t$ (em s^{-1} quantidade que é proporcional à velocidade da reação). Dê um título e legenda adequada para o gráfico construído.

¶ Qual o efeito do aumento da concentração de KIO_3 na velocidade da reação? Que se pode concluir do gráfico obtido?

Experimento 2:

Efeito da Temperatura na Reação



Queremos, agora, investigar o comportamento da velocidade de uma reação química com a variação da temperatura. Qualitativamente, a observação de vários fenômenos químicos do cotidiano nos ensina que, em geral, a velocidade de uma reação aumenta com a temperatura. Vamos verificar se a reação de nosso interesse nesta aula segue também essa tendência. Para isso, siga os procedimentos abaixo enumerados:

1. Coloque em um tubo de ensaio de 18 x 150 mm 5 mL de solução de KIO_3 . Em um segundo tubo de ensaio, com as mesmas dimensões, coloque 5 mL de solução de NaHSO_3 .
2. Esses dois tubos de ensaio deverão ser colocados em um béquer com água, mantida à temperatura ambiente, por aproximadamente 15 minutos. Após esse tempo, as soluções devem atingir a mesma temperatura do banho térmico.
3. Com auxílio de um termômetro, determine a temperatura do banho. Prepare o cronômetro.
4. Mantendo o tubo com a solução de KIO_3 sempre no banho térmico, adicione a solução de NaHSO_3 . Inicie a marcação do tempo de reação no momento em que se adicionar a primeira quantidade da solução de NaHSO_3 à solução de KIO_3 . Agite ligeiramente o tubo de ensaio para homogeneizar a solução final.
5. Ao aparecimento de uma coloração azul tênue, que sinaliza o final da reação química, pare o cronômetro. Anote o tempo necessário para que a reação se processe e anote-o na tabela II.
6. Repita o mesmo procedimento usando banhos de água mantidos a temperaturas diferentes. Escolha um conjunto de quatro (4) temperaturas diferentes entre aquelas dos banhos térmicos de água fria a 5°C , 15°C ; água morna a 30°C , 40°C , 50°C , ou água quente a 60°C , 70°C ou 80°C . Por exemplo, escolha o conjunto de temperaturas $\text{C1} = (5^\circ\text{C}, 15^\circ\text{C}, 25^\circ\text{C}, 35^\circ\text{C})$ ou $\text{C2} = (15^\circ\text{C}, 25^\circ\text{C}, 35^\circ\text{C}, 45^\circ\text{C})$ ou $\text{C3} = (10^\circ\text{C}, 20^\circ\text{C}, 30^\circ\text{C}, 40^\circ\text{C})$ ou $\text{C4} = (20^\circ\text{C}, 30^\circ\text{C}, 40^\circ\text{C}, 50^\circ\text{C})$ ou qualquer outro conjunto equivalente de temperaturas.

Tabela II
Tempo de reação em função da temperatura

Tubo Número	Temperatura (°C)	Tempo Decorrido (s)
1		
2		
3		
4		

☞ Descreva o comportamento qualitativo da velocidade da reação estudada em função da temperatura. Como esse resultado pode ser justificado? O comportamento descrito está de acordo com a lei de Arrhenius?

CONSIDERAÇÕES FINAIS

Ao final dessa atividade você deve ser capaz de:

- Compreender o conceito de velocidade de uma reação química;
- conhecer os principais parâmetros, concentração dos reagentes e temperatura que controlam a velocidade de uma reação química;
- verificar experimentalmente a lei da velocidade que rege uma reação química.

Em caso de dúvidas, procure sempre o conselho e a ajuda do tutor da disciplina.

Bibliografia recomendada

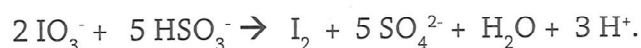
GIESBRECHT, E. *Experiências de química, técnicas e conceitos básicos*. PEQ - Projetos de Ensino de Química. São Paulo: Moderna, 1979.

RUSSELL, J. B. *Química geral*. 2. ed. São Paulo: Makron Books, 1994.

TRINDADE, D. F. *et al. Química básica experimental*. São Paulo: Parma, 1981.

AUTO-AVALIAÇÃO

Considere a reação química de trabalho nesta aula:



1. Com relação aos reagentes KIO_3 e NaHSO_3 , qual espécie é o agente oxidante e o agente redutor?
 - a. Qual a variação do estado de oxidação do iodo presente no íon periodato e na molécula de iodo?
 - b. Qual a variação do estado de oxidação do enxofre presente no íon do reagente sulfito e do íon sulfato no lado dos produtos da reação química?
2. Qual a razão química do aparecimento da cor azul na reação de oxirredução estudada nesta aula?
3. O que significa *energia de ativação*? Comente o efeito que um *catalisador* pode causar na energia de ativação e na velocidade de uma reação química.

Eletroquímica

OBJETIVO

Nesta aula estudaremos os aspectos da espontaneidade de reações de oxirredução. Uma pilha de zinco e cobre (pilha de Daniell) será montada, e os produtos da reação de eletrólise serão analisados.

INTRODUÇÃO

A Eletroquímica estuda os fenômenos químicos e elétricos decorrentes de reações químicas espontâneas (em pilhas ou baterias) ou transformações químicas induzidas pela passagem de uma corrente elétrica a uma solução (eletrólise).

A transferência de elétrons de um agente redutor para um agente oxidante é a principal condição para a ocorrência de uma reação de *oxirredução*. Essa transferência de elétrons é regulada por uma diferença de potencial elétrico estabelecida entre os agentes oxidantes e redutores, com uma concentração do oxidante e do redutor medidas em um determinado tempo. Por razões práticas, é possível estabelecer um conjunto de potenciais elétricos, os chamados potenciais eletroquímicos, relativos para as semi-reações correspondentes aos processos teóricos individuais de oxidação e redução. Assim criados, esses potenciais de oxidação ou redução medem, relativo a um padrão predefinido, uma tendência quantitativa de uma espécie química (atômica ou molecular) a perder ou ganhar elétrons.

Não é possível medir o potencial eletroquímico absoluto de um elemento, pode-se medir, entretanto, o seu potencial relativo, tomando como padrão o eletrodo de hidrogênio, ao qual é atribuído arbitrariamente o potencial (exato) de 0 volts. A semi-reação para essa reação, que ocorre em um dos dois eletrodos de uma célula eletroquímica, é representada por



Às reações químicas que ocorrem no eletrodo que perde elétrons mais facilmente que o hidrogênio molecular são atribuídos potenciais eletroquímicos positivos (+), enquanto aqueles que ganham

elétrons mais facilmente que o hidrogênio molecular recebem potenciais de semi-reação com o sinal algébrico negativo (-). Uma tabela de potenciais padrão de oxidação é de grande valia para a previsão da espontaneidade de reações de oxirredução.

Qualitativamente, pode-se afirmar que a forma reduzida de cada espécie no estado padrão reduz qualquer forma oxidada listada na tabela a seguir. O potencial eletroquímico de uma célula galvânica (pilha) pode ser calculado pela soma simples dos potenciais das semicélulas da reação química completa. Se este potencial for positivo a reação será espontânea, podendo o sistema (célula galvânica ou pilha) produzir um trabalho elétrico útil nas vizinhanças. Caso contrário, com o potencial eletroquímico negativo, a reação será não espontânea, e o sistema (célula de condutividade ou eletrolítica) somente sofrerá a transformação indicada às custas de um investimento de trabalho elétrico fornecido pelas vizinhanças.

A espontaneidade natural de um processo físico, controlados os efeitos de temperatura e pressão, é ditada pelo sinal da variação da função termodinâmica energia livre de Gibbs, ΔG° , desse processo. Para os processos eletroquímicos, a variação de energia livre de Gibbs tem uma relação direta com a diferença do seu potencial eletroquímico ΔE° pela expressão

$$\Delta G^\circ = -nF\Delta E^\circ \text{ (joules)}$$

ou

$$\Delta G^\circ = -nF\Delta E^\circ/4186 \text{ (em kcal mol}^{-1}\text{)}.$$

Nas equações acima, temos n igual o número de mols de elétrons transferidos na reação de oxirredução, F o Faraday, que é igual a 96.500 Coulombs, a carga (aproximada) de um mol de elétrons, e ΔE° , o potencial padrão da pilha eletroquímica em unidades de volts. Evidentemente, para ΔG° menor que zero ($\Delta G^\circ < 0$) a reação é espontânea e, conseqüentemente, $\Delta E^\circ > 0$, como ditado acima. Caso contrário, para uma reação não espontânea no sentido indicado, temos ΔG° maior que zero ($\Delta G^\circ > 0$) e, portanto, $\Delta E^\circ < 0$. Para os processos eletroquímicos com $\Delta G^\circ > 0$, ou $\Delta E^\circ < 0$, a reação química escrita no sentido inverso ao indicado será o processo espontâneo. Finalmente, para $\Delta G^\circ = 0$, ou equivalentemente $\Delta E^\circ = 0$, o processo está em equilíbrio, e deve ser interpretado como as reações eletroquímicas dos processos direto e inverso ocorrendo com uma mesma taxa e de forma reversível.

ANOTE !

Os potenciais padrão de redução de um número grande de processos eletroquímicos elementares para átomos e moléculas, para diferentes condições de temperatura e pressão, podem ser encontrados em diversas tabelas e compêndios disponíveis na literatura.

Na tabela 1 são apresentados os potenciais padrão de redução, determinados à temperatura de 25°C e pressão de 1 atm, para algumas espécies químicas mais comuns. Para se ter uma tabela de potencial padrão de oxidação, invertem-se as semi-equações e os sinais.

Tabela 1
Potenciais padrão de redução de
algumas espécies simples, determinados a 25°C e 1 atm

SEMI-REAÇÃO	E°, Volts
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{s})$	-2,36
$\text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{e}^- \rightarrow \frac{1}{2} \text{H}_2(\text{g}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	-0,83
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0,76
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0,44
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}(\text{s})$	-0,12
$\text{H}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \frac{1}{2} \text{H}_2(\text{g})$	0,00
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0,34
$\frac{1}{2} \text{I}_2(\text{s}) + \text{e}^- \rightarrow \text{I}^-(\text{aq})$	+0,54
$\frac{1}{2} \text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Hg}(\ell)$	+0,78
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$	+0,79
$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg}(\ell)$	+0,85
$\frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell)$	+1,23
$\frac{1}{2} \text{H}_2\text{O}_2(\ell) + \text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell)$	+1,77
$\frac{1}{2} \text{F}_2(\text{g}) + \text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{F}^-(\text{aq})$	+2,65

TRABALHO EXPERIMENTAL

Materiais

- Fontes de energia (1)
- Eletrodos de grafite (2)
- Eletrodos de cobre (1)
- Eletrodos de zinco (1)
- Béquer de 50 mL (2)
- Garra (1)
- Condutores metálicos (fios de cobre) (2)
- Terminais para condutores
- Tubo em U para a ponte salina (1)
- Tubo em U para eletrólise (1)

- Palha de aço
- Suporte de ferro (4)
- Pipetas graduadas de 10 mL (2)
- Multímetro (1)
- Caneta hidrocor (1)
- Lã de aço

Reagentes

- Soluções aquosa de: KI $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ (20 mL)
- Alcoólica de fenolftaleína (1 mL)
- Dispersão de amido (1 mL)
- Solução de ZnSO_4 $1,0 \text{ mol L}^{-1}$ (30 mL)
- Solução de CuSO_4 $1,0 \text{ mol L}^{-1}$ (30 mL)
- Solução saturada de KCl (30 mL)
- Pregos (1)
- Lâminas metálicas de cobre (2) e zinco (1). Se possível as lâminas deverão ter dimensões de 3 x 4 cm.

Procedimentos



ATENÇÃO!

Ao final da aula, não jogue os resíduos sólidos na pia. Peça instruções ao seu tutor para o local onde esses resíduos podem ser descartados.

EXPERIMENTO 1:

Tabela de potencial de redução e o caráter espontâneo de uma reação de oxirredução

Siga a seqüência de instruções a seguir e verifique que o caráter espontâneo ou não de uma reação eletroquímica pode ser previsto pelos valores dos potenciais de redução das suas semi-reações.

1. Coloque em um tubo de ensaio pequena quantidade da solução de cobre(II). Mergulhe nesta solução um prego, previamente limpo com lã de aço. Observe as condições iniciais da reação e anote alguma evidência de transformação.

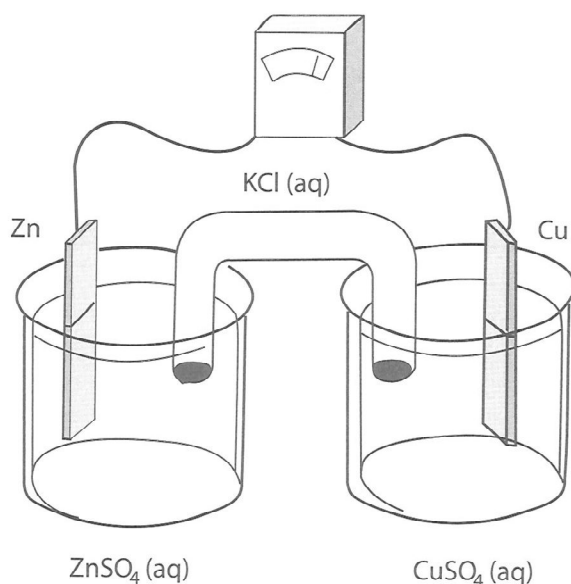
✎ Agora responda:

- Qual é o fenômeno que ocorreu na superfície do metal?
 - Escreva a equação que descreve a reação química observada.
 - Calcule o potencial eletroquímico da reação química deste experimento e verifique se a reação deve ser, de fato, espontânea.
- Coloque, a seguir, em um béquer a solução de Zn(II) e mergulhe uma lâmina de cobre.
 - Observe e anote os resultados. Calcule o potencial eletroquímico da reação de oxirredução do íon Zn(II) com cobre e verifique se essa reação é termodinamicamente espontânea.

EXPERIMENTO 2:

Montagem da pilha de cobre e zinco (Pilha de Daniell)

A pilha de Daniell é um dispositivo eletroquímico simples que é construído pela imersão de dois eletrodos interconectados, um de cobre e outro de zinco, em duas soluções aquosas de Cu(II) e Zn(II), respectivamente. Uma corrente de elétrons é gerada quando uma ponte salina é introduzida entre as soluções contendo os sais de cobre e zinco, fechando, assim, o circuito eletrônico. Para construir uma pilha ou célula de Daniell, faça uma montagem conforme o esquema 1 mostrado abaixo e siga as instruções que se seguem.



Esquema 1: Montagem simples de uma célula de Daniell

1. Coloque em um béquer 25 mL da solução de sulfato de cobre(II) e, no outro, 25 mL da solução de sulfato de zinco(II).
2. Encha o tubo em U com solução saturada de KCl e, em seguida, coloque um chumaço de algodão nas extremidades do tubo. Tome cuidado para não deixar entrar bolhas de ar nessa conexão. Esse procedimento é necessário para preparação da ponte salina.
3. Feche o circuito intercalando um voltímetro entre os eletrodos. Ligue o eletrodo de zinco ao terminal negativo, e o eletrodo de cobre, ao terminal positivo do voltímetro.
4. Leia a diferença de potencial no multímetro e a temperatura do experimento. Registre-as.

Após a leitura, desligue o multímetro e retire os eletrodos das soluções.

 Responda as questões propostas.

- a. Escreva as equações das semi-reações que ocorrem nos eletrodos (cátodo e ânodo) e a reação global.
- b. Com o auxílio da tabela de potencial padrão de redução, calcule a diferença de potencial ΔE° da pilha, a 25°C.
- c. Compare o valor experimental lido com auxílio do multímetro com o valor teórico calculado no item 2.



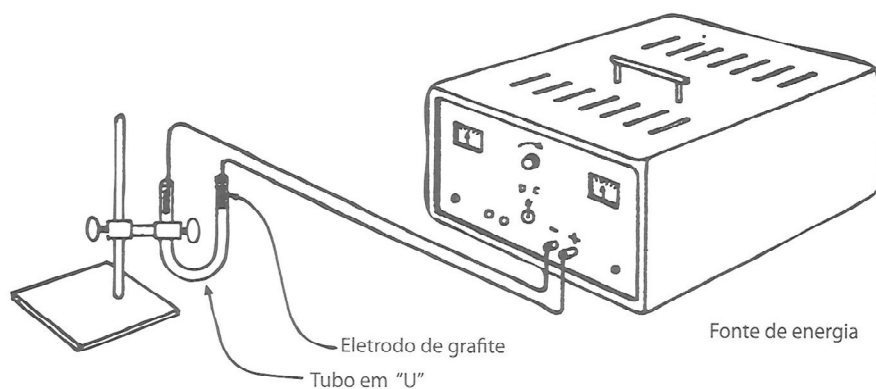
ATENÇÃO!

As soluções de sulfato de cobre(II) e de sulfato de zinco(II) deverão ser reaproveitadas. Instrua-se com o seu tutor sobre qual o recipiente correto para o recolhimento dessas soluções.

EXPERIMENTO 3:

Eletrólise

Na eletrólise, uma reação eletroquímica se dá pelo efeito de uma fonte externa de corrente elétrica. Na eletrólise uma reação química se processa de forma não espontânea, apresentando, portanto, uma variação de energia livre de Gibbs ΔG° positiva e, conseqüentemente, um potencial eletroquímico ΔE° negativo. A eletrólise é um caso inverso ao processo que ocorre em uma célula eletroquímica. Neste experimento vamos fazer a eletrólise da água na presença do sal iodeto de potássio. Para tal, faça uma montagem conforme o esquema 2 e siga os procedimentos ditados a seguir.



Esquema 2: Montagem simples para um experimento de eletrólise de substâncias em solução

1. Coloque no tubo em U a solução KI $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ até enchê-lo quase completamente.
2. Faça a ligação entre os pólos da fonte e os eletrodos de carbono (grafite) imersos em um tubo U.
3. Ligue a fonte de energia e deixe que a eletrólise se processe por 2 a 3 minutos.
4. Observe e anote as transformações que ocorrem no cátodo e no ânodo.
5. Retire os eletrodos de carbono do tubo em U.

A seguir faremos a identificação e caracterização dos produtos da eletrólise. Para isso, siga os passos abaixo indicados:

1. Retire, com auxílio de pipetas, aproximadamente 2 mL das soluções dos dois ramos do tubo em U. Coloque-as em dois tubos de ensaio diferentes. Com auxílio de uma caneta hidrocór, faça as devidas identificações das soluções coletadas do cátodo (C) e ânodo (A).
2. Adicione, então, uma gota de solução de fenolftaleína alcoólica 1% às soluções coletadas nos dois tubos de ensaio. Observe atentamente e anote os resultados. Seja cuidadoso em anotar os resultados observados para as soluções coletadas do ânodo e do cátodo.
3. Adicione uma gota de dispersão de amido nos dois tubos de ensaio. Observe cuidadosamente e anote o resultado. Esteja atento para anotar os resultados observados para as soluções coletadas do ânodo e do cátodo.
4. Interprete os resultados obtidos com auxílio da tabela de potenciais de redução apresentada na introdução desta aula.

 **ATENÇÃO!**

Ao lavar o material não jogue os resíduos na pia. Peça instruções ao seu tutor para o local onde esses resíduos podem ser coletados ou descartados.

CONSIDERAÇÕES FINAIS

Ao final desta aula você deve ser capaz de:

- Compreender os conceitos de uma reação de oxirredução e as semi-reações de redução e oxidação delas definidas;
- determinar o potencial de uma reação eletroquímica com auxílio de uma tabela de potenciais de redução (ou de oxidação). Prever o caráter espontâneo ou não de uma reação eletroquímica pelo seu potencial eletroquímico;
- diferenciar uma célula eletroquímica (uma pilha eletroquímica) de um dispositivo de eletrólise;
- descrever e construir uma pilha simples de Daniell; montar e operar um dispositivo de eletrólise simples.

Em caso de dúvidas, procure sempre o conselho e a ajuda do tutor da disciplina.

Bibliografia recomendada

GIESBRECHT, E. *Experiências de química, técnicas e conceitos básicos*. PEQ - Projetos de Ensino de Química. São Paulo: Moderna, 1979.

HUNT, H.R.; BLOCK, T.F. *Laboratory Experiments for General Chemistry*. Orlando: Saunders College Publishing, 1994.

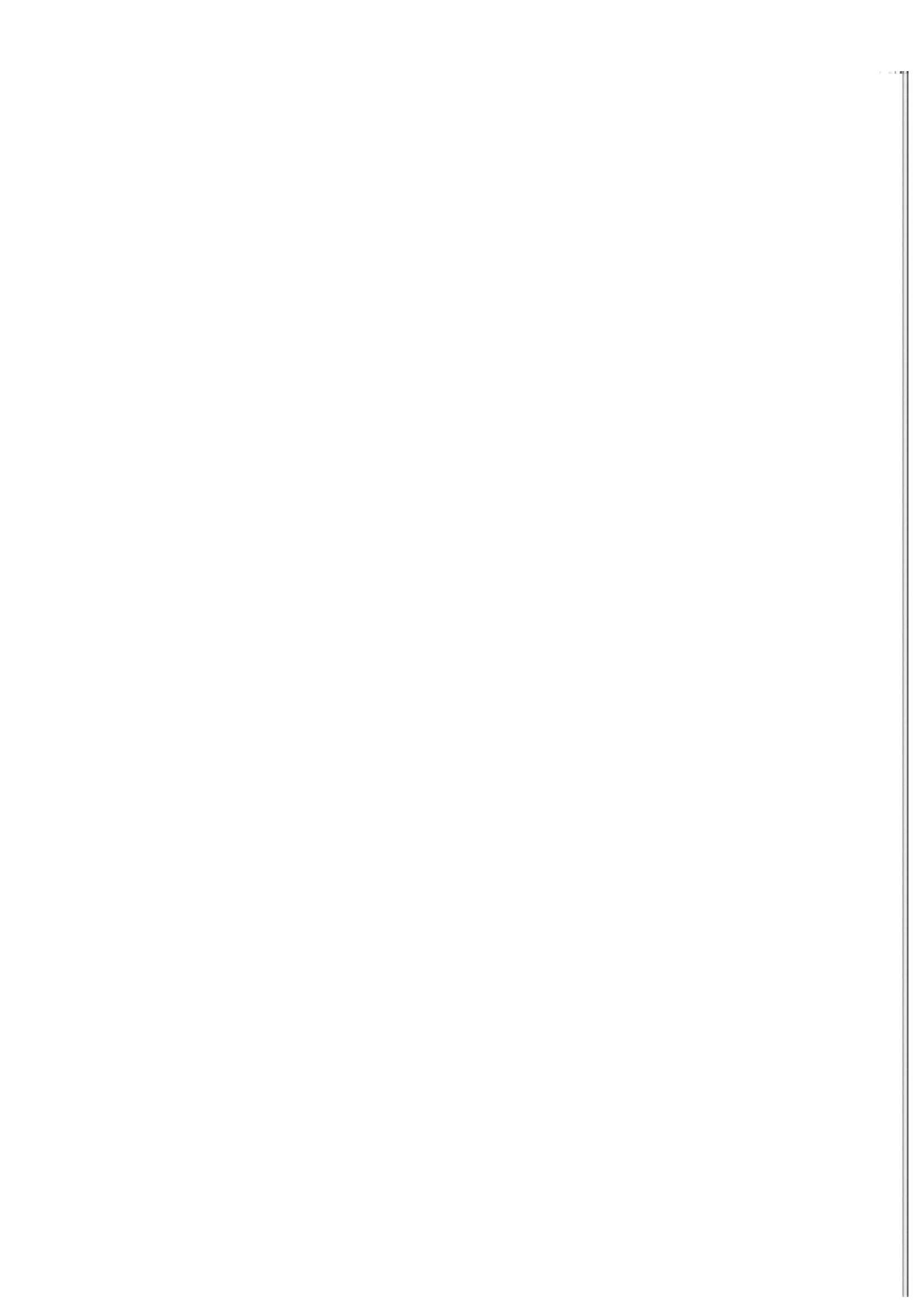
RUSSELL, J.B. *Química geral*. 2. ed. São Paulo: Makron Books, 1994.

SEMICHIN, V. *Práticas de química geral e inorgânica*. Moscou: Mir, 1979.

TRINDADE, D.F. *et al. Química básica experimental*. São Paulo: Parma, 1981.

AUTO-AVALIAÇÃO

- 1) Como é possível detectar o aparecimento de uma corrente elétrica durante o transcorrer da reação representada pela equação química: $\text{Fe(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu(s)} + \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$?
- 2) Esquematize uma célula ou pilha galvânica para a reação entre Fe(s) e $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$.
- 3) Calcule a variação de energia livre (ΔG°) em kJ/mol de cada uma das reações onde Zn(s) participou.
- 4) Quando se dissolve KI(s) em água, quais são as espécies iônicas presentes na solução?
- 5) Como é o efeito da carga elétrica em uma solução?
- 6) Escreva as equações das semi-reações que ocorrem nos eletrodos (ânodo e cátodo) e a equação de eletrólise da solução de KI . Se usássemos KI fundido, qual seria o resultado da eletrólise?
- 7) Que indicaram os testes da solução de fenolftaleína e amido?



Corrosão

OBJETIVO

Realizar alguns experimentos simples para a observação dos processos de corrosão lenta e rápida de um metal. Serão explorados os efeitos na variação de algumas condições físicas e químicas para a ocorrência dessas reações químicas.

INTRODUÇÃO

O homem usa os metais há milhares de anos e a nossa tecnologia moderna é extensamente baseada no emprego dos metais e suas ligas. Os metais apresentam excelentes propriedades físicas e químicas (são maleáveis, dúcteis, conduzem bem o calor e a eletricidade, resistem bem aos diversos tipos de esforços mecânicos etc.). Por isso seu uso tem se desenvolvido constantemente, e só de aço (importante liga de ferro) são produzidos anualmente mais de setecentos milhões de toneladas.

Apesar de seu enorme emprego no dia-a-dia, muitos metais deterioram-se, atacados pela vizinhança química onde eles são utilizados. Um desses processos químicos nocivos a um metal é a sua oxidação pelo oxigênio presente no ar. A esse processo dá-se o nome de corrosão. A rigor, os metais formam um sistema termodinamicamente instável com o meio ambiente, a ponto de se poder afirmar (com base na termodinâmica) que “os metais não poderiam ser utilizados em uma atmosfera como a terrestre”. Porém, embora afirme que os metais devam reagir com a atmosfera que os envolve, a termodinâmica nada diz a respeito dos mecanismos que irão guiar essas transformações, bem como é incapaz de prever a velocidade com que essas reações irão se processar. De fato, não raramente, muitas reações químicas ocorrem de maneira lenta ou muito lenta, propriedade essa que, em particular, permite a estabilidade cinética e o conseqüente uso generalizado dos metais no nosso mundo.

Definindo mais amplamente o termo, dizemos que corrosão é o ataque (reação química) de um corpo sólido por meio de uma ação química ou eletroquímica, provocado pelo meio ambiente. Esta reação que geralmente ocorre na superfície do metal provoca seu

desgaste e finalmente a sua destruição, seja pela alteração na sua estrutura, na composição química ou no seu aspecto externo.

O conhecimento das causas e mecanismos da corrosão permite desenvolver processos de sua prevenção. Quando não é possível prevenir, usa-se a aplicação de revestimentos, como por exemplo as tintas que permitem o uso do metal mesmo em um meio corrosivo, com grande significado em sua durabilidade. Convenientemente protegidos, a estabilidade termodinâmica dos metais torna-se tecnicamente correta e, assim, consegue-se deles uma longa duração no tempo e, portanto, uma vida útil razoável na atmosfera. Por isso o estudo da corrosão tem inúmeras justificativas, tanto por razões técnicas quanto pelas econômicas, especialmente em uma época em que as condições do meio ambiente, poluído e corrosivo, estão se agravando em nosso planeta. No estudo da corrosão deve-se considerar a natureza e estrutura dos reagentes (entre eles os metais) que participam dessa reação, assim como as condições físicas (temperatura, pressão) e químicas (composição, concentração, pH etc.) que definem o meio corrosivo e que induzem diversos tipos de mecanismos de reação.

Nesta aula estudaremos o caso mais freqüente de um processo lento de corrosão, que é a corrosão úmida ou eletroquímica do ferro. Esse é o elemento químico base na formação de uma liga do aço e um dos materiais mais extensamente usados na prática.

ANOTE !

O ferro, quando exposto à atmosfera (oxigênio, umidade, chuva etc.), se enferruja, mudando o aspecto metálico (com brilho cinza) para se tornar um óxido de cor avermelhada, que, hidratado, torna-se inteiramente amarelo. Os compostos de ferro presentes na ferrugem têm geralmente nuanças intermediárias entre o vermelho e o amarelo. Quimicamente, dizemos que o ferro se oxidou, e o seu estado de oxidação variou de zero no metal a +2 e/ou +3 nos óxidos formados. Nestas substâncias, as ligações químicas presentes variaram de metálica (no reagente, o metal ferro) para iônica (nos hidróxidos formados como produtos da reação química) e, por conseguinte, as características físicas (cor, condutividade elétrica, propriedades magnéticas, textura, propriedades mecânicas etc.) dos óxidos de ferro diferem do metal original. Em particular, a aderência da camada de óxido, que resulta do ataque sobre o metal, é reduzida e facilmente o óxido se destaca do metal, expondo a superfície a novo ataque.

Intrinsecamente relacionado a um dos mecanismos de ação do processo de corrosão, temos a formação de uma pilha eletrolítica na superfície de um metal. Uma solução eletrolítica em contato com a superfície de um metal forma uma pilha eletrolítica, onde algumas partes da superfície agem como ânodo, e outras partes

agem como cátodo. Uma solução eletrolítica é um sistema químico formado por íons atômicos ou moleculares dissolvidos em um ou mais solventes líquidos adequados. A água da chuva ou a água do mar são exemplos de soluções eletrolíticas.

ANOTE!

O funcionamento da pilha eletrolítica se deve a dois circuitos elétricos, um interno e outro externo: o circuito interno é puramente eletrônico, pois um metal é um bom condutor de elétrons, enquanto o circuito externo é de natureza iônica, com os íons presentes na solução eletrolítica movimentando-se duplamente os ânions, do cátodo para o ânodo, e os cátions, do ânodo para o cátodo.

Alguns exemplos de pilhas eletrolíticas formadas sobre o ferro pela adição de soluções ácidas ou alcalinas são:

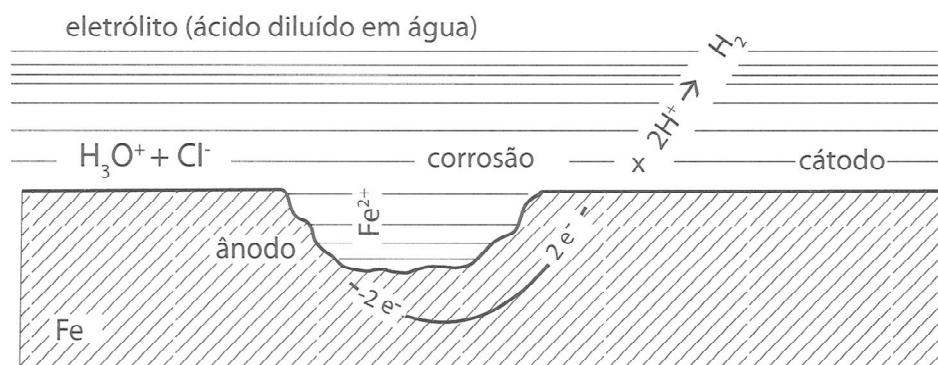
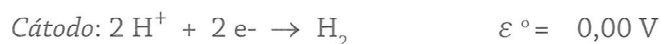
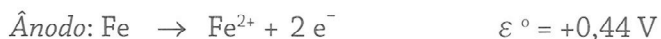


Figura 1 - Esquema do processo de corrosão da superfície do ferro metálico em contato com uma solução aquosa de ácido clorídrico

Meio ácido, pH = 0



Eletrólito (solução salina aquosa)

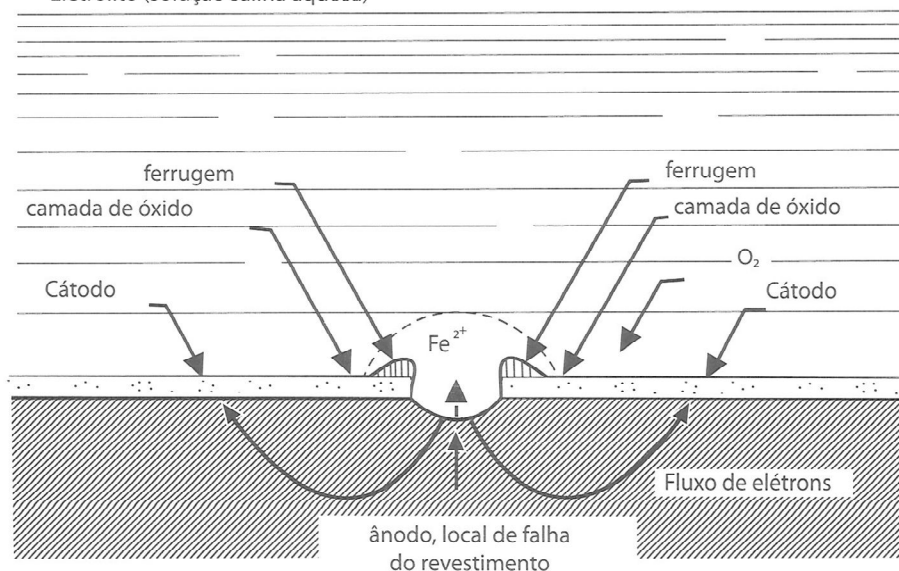
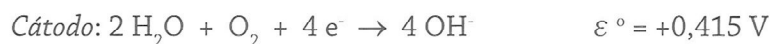
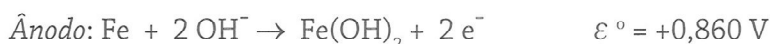


Figura 2 - Esquema do processo de corrosão da superfície do ferro metálico em contato com uma solução aquosa salina

Meio alcalino, pH = 14



Os respectivos potenciais eletroquímicos estão indicados. As ilustrações anteriores são esquemáticas, mas, deve-se notar, as áreas anódicas e catódicas lá representadas podem ser vistas, nos casos reais, afastadas entre si por uma distância muito pequena (menor que microns) ou até mesmo de vários metros.

Nesta aula iremos realizar um experimento de execução rápida para a observação das áreas anódicas e catódicas de uma pilha eletroquímica formada em uma placa de ferro e, finalmente, a observação de um processo de corrosão galvânica causada pela diferença de potencial eletroquímico dos pares de metais Fe:Cu e Fe:Zn.

TRABALHO EXPERIMENTAL

Materiais

- Tubos de ensaio (15)
- Suporte para tubos de ensaio (2)
- Tubo de vidro de 40 cm graduado (1)
- Tubo de vidro grande e fino
- Rolha de cortiça (2)
- Vidro de relógio (12)
- Suporte com garra (1)
- Béquero de 100 mL (1)
- Béquero de 500 mL (1)
- Pinça metálica (1)

Reagentes

- H_2SO_4 concentrado (6 mL)
- Solução aquosa de HCl, 6 mol L^{-1} (1:1) (6 mL)
- Solução aquosa de HCl, 3 mol L^{-1} (12 mL)
- Solução aquosa de H_2SO_4 , $3,5 \text{ mol L}^{-1}$ (6 mL)
- Solução aquosa de NaOH, $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ (6 mL)
- Solução aquosa de NaCl a 5% (50 mL)
- Solução de NaCl contendo $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
- Solução alcoólica de fenolftaleína
- Lâminas de ferro
- Lâminas de ferro e cobre unidas por um fio de cobre

- Lâminas de ferro e zinco unidas por um fio de cobre
- Pregos de ferro de tamanho médio (11)
- Pregos de ferro de tamanho grande (2)
- Lã de aço

Procedimentos

As reações químicas envolvidas nos primeiros experimentos propostos para esta aula são lentas e demandam alguns dias para estarem convenientemente concluídas. Dessa maneira, os procedimentos relativos aos experimentos de número 1 a 4, dedicados aos processos de corrosão em via úmida sofridos por um metal, devem ser realizados com uma antecedência requerida. A nossa experiência mostra que um intervalo de uma semana (sete dias corridos) é um tempo hábil e suficiente para se conceder entre os preparativos e as observações dos efeitos a serem analisados para esses experimentos.

Os experimentos 5 e 6 que tratam de processos eletrolíticos na superfície de um metal são de execução rápida e devem ser realizados, sem dificuldades, na aula reservada para as observações finais dos resultados dos experimentos 1 a 5.

EXPERIMENTO 1:

Corrosão do ferro na atmosfera

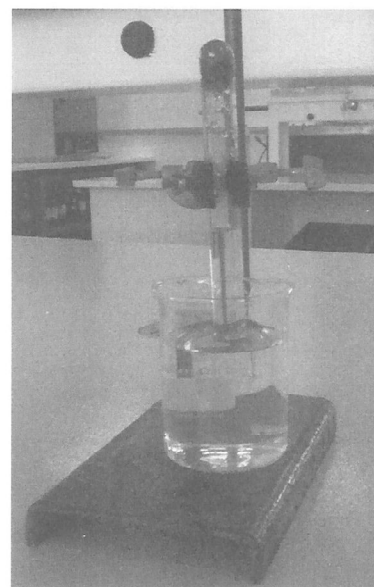
Neste experimento simples, vamos investigar de forma qualitativa e semiquantitativa a formação de ferrugem em um pedaço de lã de aço. Certamente os resultados deste experimento já foram vistos por vocês anteriormente pelas observações dos processos de corrosão corriqueiros que ocorrem no cotidiano. Observe a figura e siga o procedimento.

ATENÇÃO!

Solicite ajuda ou instruções do seu tutor para a escolha e indicação do local apropriado no laboratório para se guardar a montagem deste experimento.

Após uma semana transcorrida, recolha novamente a montagem e coloque-a em uma posição de observação. Analise os resultados:

- Pode-se observar que houve uma variação no nível de água colocada na proveta. Qual é o valor dessa variação, em cm?
- Também houve uma variação no volume de ar contido dentro do tubo de ensaio. Qual a relação entre os volumes de ar no início e final do experimento? Como isso pode ser explicado?



EXPERIMENTO 2:

Corrosão úmida do ferro

Faremos, a seguir, uma observação de um processo de corrosão em um metal em um ambiente úmido. Realize com cuidado os procedimentos dos experimentos indicados para evitar que contaminações ou imperfeições possam interferir nos resultados a serem investigados.

Para comparação da natureza do meio reacional, vamos utilizar diferentes reagentes em diferentes concentrações nos experimentos. Separe 7 tubos de ensaio contendo, cada, uma quantidade de líquido suficiente para mergulhar um prego de ferro. Coloque-os em um suporte. Colete oito pregos de ferro e limpe-os cuidadosamente. Sete desses pregos devem ser mergulhados totalmente, um em cada, nos líquidos contidos nos tubos de ensaio. Cada tubo de ensaio deve conter os seguintes líquidos:

- 1°. tubo de ensaio: água de torneira;
- 2°. tubo de ensaio: solução de HCl a 3 mol L^{-1} ;
- 3°. tubo de ensaio: solução de HCl a 6 mol L^{-1} ;
- 4°. tubo de ensaio: solução de NaOH a $0,1 \text{ mol L}^{-1}$;
- 5°. tubo de ensaio: solução de H_2SO_4 a $3,5 \text{ mol L}^{-1}$;
- 6°. tubo de ensaio: solução de H_2SO_4 concentrado;
- 7°. tubo de ensaio: solução de NaCl a 5%.

O oitavo prego irá para um tubo de ensaio seco. Tampe os tubos de ensaio e recolha o conjunto para um lugar reservado do laboratório. Deixe-o lá por uma semana.

¶ Para cada tubo de ensaio, descreva o aspecto geral inicial do prego e da solução. Anote devidamente essas observações.

 **ATENÇÃO!**

Solicite ajuda ou instruções do seu tutor para a escolha e indicação do local apropriado no laboratório para se guardar a montagem deste experimento.

Após uma semana transcorrida, recolha novamente a montagem e coloque-a em uma posição de observação. Para cada tubo de ensaio,

descreva o aspecto geral do estado final do prego e da solução com a qual ele esteve em contato. Anote devidamente essas observações e compare-as com aquelas feitas no início do experimento. Analise os resultados obtidos. Para isso, siga o roteiro:

- a. Descreva as alterações observadas para as condições iniciais e finais dos pregos e as respectivas soluções presentes em cada um dos 8 tubos de ensaio. Formule algumas explicações adequadas que possam explicar os resultados observados.
- b. Retire os pregos dos tubos de ensaio e lave-os com água corrente de uma torneira. Qual a extensão do processo de corrosão ocorrida em um dos pregos? Anote as suas observações. Formule algumas explicações que possam descrever os resultados obtidos.

EXPERIMENTO 3:

Corrosão na linha d'água

Uma variante do segundo experimento é tratar o problema da corrosão de um mesmo metal mantido em dois meios diferentes. Realize com cuidado os procedimentos dos experimentos indicados para evitar que contaminações ou imperfeições possam interferir nos resultados a serem investigados. Siga os procedimentos:

1. Mergulhe parcialmente uma lâmina de ferro em um tubo contendo água de torneira. Em outro tubo de ensaio contendo uma solução 5% de NaCl mergulhe outra lâmina de ferro.
2. Tampe os tubos de ensaio e recolha-os para um lugar reservado do laboratório. Deixe-os lá por uma semana.



ATENÇÃO!

Solicite ajuda ou instruções do seu tutor para a escolha e indicação do local apropriado no laboratório para se guardar a montagem deste experimento.

Após uma semana, observe a corrosão formada nas lâminas de ferro nas partes superior e inferior à linha d'água. Também observe a evolução do processo de corrosão exatamente na altura da linha d'água. Descreva os resultados observados e anote-os devidamente. Formule algumas explicações que possam descrever os resultados obtidos.

EXPERIMENTO 4:

Corrosão sob tensão

Veremos, neste experimento, os efeitos de um meio químico mais hostil no processo de corrosão em um metal. Iremos fazer uma comparação qualitativa entre a proporção da corrosão ocorrida em uma barra de ferro imerso em uma solução relativamente concentrada de ácido clorídrico e em uma outra solução mais branda formada por sal de cozinha, o cloreto de sódio.

Coloque uma solução de NaCl a 5%, em aproximadamente 3/4 do volume de um tubo de ensaio. Coloque nesse tubo um prego de ferro grande. Tampe-o com uma rolha de cortiça. Repita o mesmo procedimento tendo, agora, a solução de HCl (1:1) adicionada a um outro tubo de ensaio. Recolha os tubos de ensaio para um lugar reservado do laboratório. Deixe-os lá por uma semana.

 **ATENÇÃO!**

Solicite ajuda ou instruções do seu tutor para a escolha e indicação do local apropriado no laboratório para se guardar a montagem deste experimento.

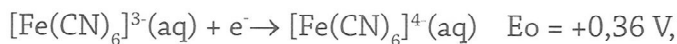
Completada uma semana do início do experimento, observe cuidadosamente as alterações ocorridas na parte superior (não imersa) e na parte inferior (imersa) do prego. Faça as anotações corretas das observações realizadas. Formule as explicações que convenientemente descrevam os resultados obtidos.

Para os experimentos 5 e 6, estaremos interessados na observação e caracterização de alguns aspectos de interesse de um processo eletrolítico que ocorre na superfície de um metal. No primeiro desses experimentos iremos identificar as regiões anódicas e catódicas que se formam em um processo eletroquímico interno. No experimento seguinte, iremos, então, explorar a possibilidade de se criar uma pilha galvânica interna entre dois pares de metais interconectados e adequadamente selecionados. Este sistema representa um modelo bem comportado de uma substância metálica real, portanto mais complexa, com regiões distintas contendo metais diferentes que, dependendo de seus potenciais de redução, podem formar uma pilha eletroquímica. Estes dois experimentos são de execução simples e rápida.

EXPERIMENTO 5:

Observação das áreas anódicas e catódicas na superfície de um metal que sofre um processo eletrolítico

O potencial de redução do íon ferricianato $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ em íons ferrocianato $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ em solução aquosa é +0,36 V,



enquanto o potencial de oxidação do ferro é +0,44 V,



A adição de uma solução aquosa contendo $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ em uma superfície contendo ferro metálico irá, portanto, provocar uma reação eletroquímica espontânea produzindo o íon $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$. Na presença de água um processo de hidrólise ocorre e há a formação do hidróxido ferroso, $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

O cátodo e o ânodo desse processo eletrolítico têm uma identificação facilitada, pois os íons ferricianato podem ser facilmente identificados pela sua coloração azulada, enquanto a presença do hidróxido $\text{Fe}(\text{OH})_2$ pode ser indicada pela coloração avermelhada de uma solução de fenolftaleína. Vamos ao experimento:

Em uma placa de ferro limpa (previamente decapada com HCl , lavada e seca) coloque uma ou duas gotas de solução de NaCl contendo $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ e fenolftaleína. Espere alguns minutos e observe a placa de ferro. Vamos interpretar os resultados. Responda:

- Pode-se reconhecer as zonas vermelhas em torno da mancha azul inicial formada pela adição do sal de ferricianato?
- Faça um desenho representando fielmente a situação observada.
- Por que se observa que a mancha azul torna-se circunscrita pela região vermelha e não se vê a situação inversa?
- Descreva os resultados observados, incluindo as equações químicas das principais reações químicas envolvidas.

EXPERIMENTO 6:

Corrosão galvânica

Uma corrosão galvânica ocorre quando dois metais diferentes são justapostos e expostos a um meio corrosivo comum. Para melhor discernir experimentalmente esse processo, uma montagem será feita contendo um par de junções metálicas unidas por um fio condutor de cobre e as junções, mergulhadas em uma solução de NaCl a 5% (veja a figura 4 ao lado). Siga o procedimento para a realização do experimento:

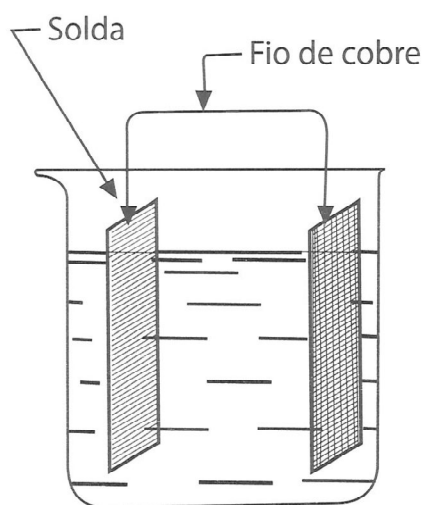


Figura 4

1. Faça uma montagem para um circuito eletroquímico utilizando os pares de placas de Fe:Cu, em um primeiro experimento, e Fe:Zn, em um outro experimento, imersos em um béquer contendo uma solução de NaCl a 5%. Inclua algumas gotas do indicador ferroxílico na solução do béquer. Em poucos minutos o avanço da reação química poderá ser observado.
2. Após um pequeno período de tempo decorrido, observe as cores em volta das placas metálicas. Anote as suas observações.

☞ Para cada experimento, interprete os resultados observados. Escreva as reações que ocorrem no ânodo e no cátodo.

CONSIDERAÇÕES FINAIS

Ao final dessa atividade você deve ser capaz de:

- Compreender o processo de corrosão metálica;
- conhecer os principais mecanismos de corrosão que um metal pode sofrer;
- propor métodos químicos simples para evitar ou retardar um processo de corrosão metálica.

Em caso de dúvidas, procure sempre o conselho e a ajuda do tutor da disciplina.

Bibliografia recomendada

GIESBRECHT, E. *Experiências de química, técnicas e conceitos básicos*. PEQ - Projetos de Ensino de Química. São Paulo: Moderna, 1979.

HUNT, H.R.; BLOCK, T.F. *Laboratory Experiments for General Chemistry*. Orlando: Saunders College Publishing, 1994.

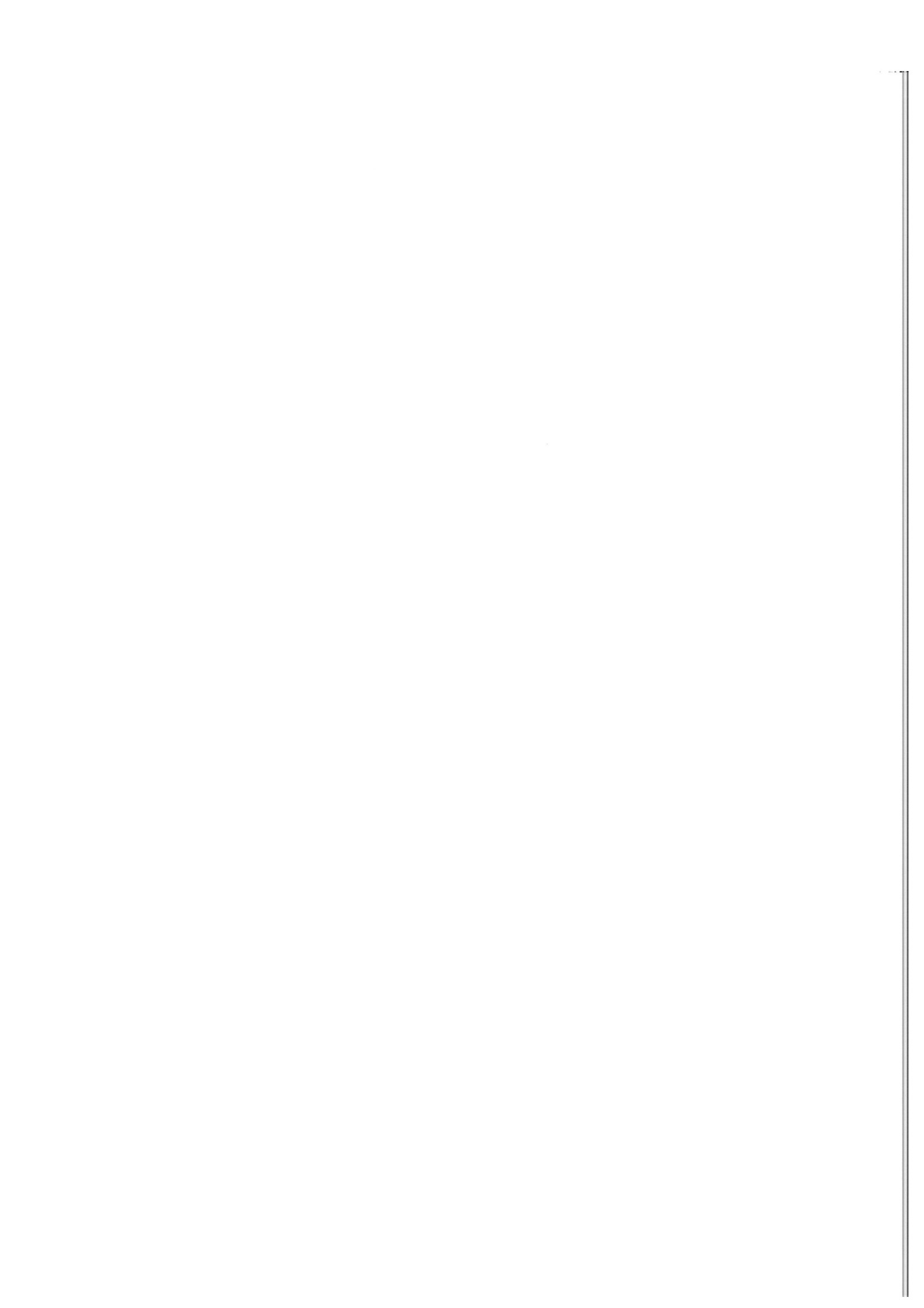
RUSSELL, J.B. *Química geral*. 2. ed. São Paulo: Makron Books, 1994.

SEMICHIN, V. *Práticas de química geral e inorgânica*. Moscou: Mir, 1979.

TRINDADE, D.F. *et al. Química básica experimental*. São Paulo: Parma, 1981.

AUTO-AVALIAÇÃO

- 1) Quais são as reações anódicas e catódicas quando se mergulha uma lâmina de Zn em uma solução aquosa de HCl 1 mol L^{-1} ?
- 2) Quais são as reações anódicas e catódicas que ocorrem dentro de uma caixa de água feita de chapa de ferro contendo água tratada de uma adutora? Em Belo Horizonte a água possui $\text{pH}=8,2$.
- 3) Cite alguns fatores ambientais que favorecem o fenômeno da corrosão.
- 4) Por que o ácido sulfúrico concentrado não ataca o ferro? O ácido sulfúrico concentrado é transportado em caminhões-tanque de ferro entre o centro distribuidor e a indústria onde será consumido.
- 5) Baseando-se nos potenciais de oxidação das semi-reações de interesse, explique a razão da estratégia de se conectar blocos de magnésio às tubulações subterrâneas de ferro ou aço.
- 6) Como você explica a maior reatividade observada em uma área tensionada, em relação a uma área não tensionada, de uma peça de um metal?
- 7) Encontre alguns exemplos práticos onde pode ocorrer a corrosão galvânica.
- 8) Sugira alguns modos eficientes de se proteger uma peça metálica contra o processo de corrosão.



Obtenção, dosagem e solubilidade do iodo

OBJETIVO

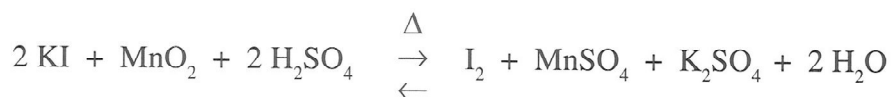
Nesta aula, iremos produzir o iodo molecular a partir da reação de íons I^- com MnO_2 . Uma vez obtido, o iodo será então dosado, e o rendimento da reação de síntese, calculado. Testes físico-químicos serão feitos para o estudo qualitativo da solubilidade do iodo em diferentes solventes.

INTRODUÇÃO

O iodo é uma substância sólida de cor cinzenta e que sublima lentamente produzindo vapores violáceos (“iodo” é violeta em grego) à temperatura ambiente, $25^\circ C$. Entre várias aplicações do iodo, pode-se citar o seu uso na medicina como germicida e anti-séptico, e na indústria de couros, como corante e como matéria-prima na produção de derivados farmacêuticos.

Por ser uma molécula apolar, I_2 , o iodo é praticamente insolúvel em água pura, mas solúvel em soluções contendo íons iodeto e, também, solúvel em diversos solventes orgânicos, como o éter e tetracloreto de carbono.

Embora se tenha descoberto iodo livre na água, ele é encontrado na natureza essencialmente na forma de compostos com outros elementos químicos, como iodetos e iodato de sódio. A obtenção industrial do iodo é feita a partir de iodato de sódio, contido no salitre do Chile. Ele pode ser ainda obtido a partir das cinzas de algas marinhas ricas em iodetos. No laboratório o iodo pode ser obtido pela reação entre o ácido sulfúrico, dióxido de manganês e iodeto de potássio:



Essa reação é reversível, e a formação dos produtos é favorecida com um aquecimento ligeiro dos reagentes; esse aquecimento é indicado pelo símbolo Δ (delta) incluído na equação química que representa o processo.

Esta aula é reservada para a obtenção no laboratório do iodo molecular, I_2 , a partir da oxidação de íons iodeto, I^- , pelo dióxido de manganês em meio ácido. O rendimento da reação da síntese iodo molecular será então determinado pela dosagem de I_2 presente em uma solução aquosa previamente preparada de iodo com íons iodetos. Nesta etapa será feita uma titulação auto-indicadora do iodo com uma solução padronizada de íons tiosulfato, $S_2O_3^{2-}$.

TRABALHO EXPERIMENTAL

Materiais

- Balança analítica (1)
- Balão de destilação de 250 mL (1)
- Balão de 250 mL de fundo redondo (1)
- Balão volumétrico de 250 mL (1)
- Béquer de 100 mL (2)
- Béquer de 50 mL (1)
- Bureta de 25 mL (1)
- Conjunto de aquecimento: tripé, tela de amianto e bico de gás (1)
- Conjunto formado por suportes metálicos, anel e garras metálicas (1)
- Erlenmeyer de 250 mL (3)
- Funil comum de colo longo (1)
- Funil comum de colo curto (1)
- Funil de decantação de 250 mL (1)
- Gral com pistilo (3)
- Papel impermeável (2)
- Pipeta volumétrica de 20 mL (1)
- Proveta de 5 mL (1)
- Proveta de 100 mL (1)
- Rolha de borracha simples (1)
- Rolha de borracha furada (1)
- Tubo de borracha (2)
- Tubo de ensaio (4)

Reagentes e solventes

- Acetona (1 mL)
- Ácido sulfúrico concentrado (5 mL)

- Dióxido de manganês (0,7 g)
- Dispersão de amido (6 mL)
- Etanol (1 mL)
- Hexano (1 mL)
- Iodeto de potássio (3,5 g)
- Iodo metálico (0,1 g)
- Solução aquosa de KI 0,1 mol L⁻¹ (30 mL)
- Solução 0,100 mol L⁻¹ de Na₂S₂O₃ (padrão) (75 mL)

PROCEDIMENTOS

EXPERIMENTO 1:

Obtenção do Iodo

Observe o esquema da montagem da figura 1. Fixe um balão de destilação (A) a um suporte metálico e deixe-o apoiar sobre uma tela de amianto sustentada por um suporte metálico. Um bico de Bunsen servirá como fonte de calor para aquecer este sistema. A saída lateral do balão de destilação irá alimentar um balão de fundo redondo (B) que está apoiado em um funil de colo raso. Este funil está sustentado por um anel metálico devidamente fixo a um segundo suporte metálico. O balão B será continuamente resfriado por um fluxo de água corrente. Siga o roteiro:

1. Faça a montagem do sistema a ser utilizado para a obtenção do iodo, de acordo com a figura 1. Em caso de dúvidas, procure sempre a ajuda do tutor da disciplina.
2. Misturar e triturar, em um gral, 0,5 g de KI e 0,35 g de MnO₂.
3. Colocar a mistura triturada de KI e MnO₂ no balão de destilação **A**.
4. Em um béquer de 50 mL, preparar 5 mL de solução de H₂SO₄ 1:1. Prepare essa solução da seguinte forma: colete 2,5 mL de água destilada em uma proveta e despeje-a em um béquer de 50 mL. Meça, agora, 2,5 mL de ácido sulfúrico concentrado em uma proveta. Cuidadosa e lentamente, adicione o ácido sulfúrico sobre a água, mantendo um resfriamento contínuo. **Não inverta a ordem da adição**, pois isso poderá resultar em um acidente.
5. Adicione a solução de ácido sulfúrico 1:1 ao balão **A**. Arrolhe o balão **A** e certifique-se de que a sua conexão com o balão **B** esteja correta.
6. Inicie o processo de síntese do iodo com um aquecimento lento ao balão **A**. Decorrido algum tempo (alguns minutos) pode-se aumentar este aquecimento.
7. Enquanto o experimento prossegue, observe a presença do iodo sublimado pela cor desenvolvida pelo seu vapor; observe também a cor do iodo sólido retido no balão **B**.

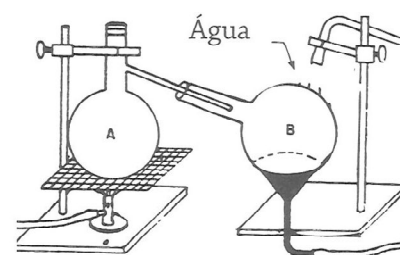


Figura 1

8. Ao cessar o desprendimento de vapores violáceos, retire o aquecimento apagando o bico de gás. Mantenha, entretanto, ativo o sistema de resfriamento ao balão **B**.
9. Após o resfriamento completo, desmonte o sistema de destilação.

☞ ANOTE !

No preparo de uma solução diluída a partir de ácido sulfúrico concentrado, como o preparo descrito para a obtenção da solução de ácido sulfúrico 1:1 do item 4 anterior, é necessário que a ordem da manipulação seja respeitada rigorosamente: deve-se sempre verter o ácido sulfúrico concentrado na água, e não a operação com a ordem inversa. A razão para esta regra está na diferença entre as densidades da água e do ácido sulfúrico concentrado. A densidade do ácido sulfúrico é maior do que a da água.

Ao se misturar lentamente ácido sulfúrico em um volume de água contido em um recipiente (imediatamente antes que haja a mistura efetiva entre o ácido e a água), a porção do líquido contendo o ácido flui para o interior da camada de água, movendo-se no sentido de cima para baixo. Como a mistura do ácido sulfúrico com a água é um processo exotérmico, o calor desenvolvido é, neste caso, lentamente dissipado durante o fluxo laminar (lento) do ácido através do volume de água presente no sistema. Com este cuidado, os riscos de acidentes causados por um superaquecimento do sistema são evitados ou reduzidos. Ao contrário, se invertida a ordem da operação, a adição de água sobre o ácido sulfúrico implica a formação de uma camada de água sobre a superfície do ácido sulfúrico. Essa camada de água não irá difundir-se para o interior do volume de ácido sulfúrico presente, devido à relação das densidades desses dois líquidos. O calor da dissolução na superfície do ácido sulfúrico não será agora dissipado de forma eficiente e um (super) aquecimento rápido e indesejável ocorrerá resultando na ebulição da água. Esta água de superfície (na prática uma solução de água e ácido sulfúrico) então é projetada para fora do recipiente, o que pode causar grandes danos nas vizinhanças.

EXPERIMENTO 2:

Preparo da solução de iodo/iodeto

Com o iodo obtido vamos preparar uma solução aquosa contendo uma mistura do iodo molecular com íons iodeto. Para o preparo dessa solução aquosa, é necessário que tenhamos os íons iodeto, pois o iodo molecular é insolúvel em água.

Reveja o texto introdutório da Aula 5 (Cinética Química) que você compreenderá a razão do iodo molecular ser solúvel em uma solução aquosa contendo íons I^- , embora seja insolúvel em água pura.

O procedimento para o preparo da solução aquosa de iodo e iodeto de potássio é simples e requer apenas os cuidados usuais para que a solução a ser produzida não tenha contaminações de outras substâncias indesejáveis. Siga o roteiro:

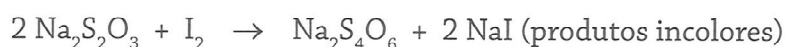
1. Adicione 50 mL de água ao balão **B** contendo o iodo molecular, I_2 . Faça as anotações cuidadosas dos resultados observados.
2. Adicione ao balão **B** 0,5 g de iodeto de potássio, KI, sólido. Agite a solução formada. Observe e anote os resultados.
3. Transfira a solução do balão **B** para um balão volumétrico de 250 mL. Lave o balão **B** e transfira a água de lavagem para o balão volumétrico.
4. Complete o volume do balão volumétrico com água destilada e homogeneíze a solução.

EXPERIMENTO 3:

Dosagem do iodo produzido

A próxima etapa nesta seqüência de experimentos é determinar o rendimento da produção do iodo pela reação química utilizada. Para isso, vamos dosar a quantidade de I_2 presente na solução de iodo e iodeto de potássio coletada no balão volumétrico de 250 mL. A dosagem do iodo será feita pela titulação de uma alíquota da solução de I_2/KI com um volume V (a ser determinado experimentalmente) de uma solução de íons tiosulfato $S_2O_3^{2-}$ padronizada a $0,0100 \text{ mol L}^{-1}$. Siga o roteiro:

1. Pipete 20 mL da solução de iodo/iodeto de potássio e leve-a para um erlenmeyer. A seguir, dilua essa solução com aproximadamente 30 mL de água destilada.
2. Titule a solução de iodo/iodeto de potássio com a solução padronizada de $Na_2S_2O_3$ a $0,0100 \text{ mol L}^{-1}$. A solução de $Na_2S_2O_3$ deve ser colocada em uma bureta de 25 mL, presa por meio de uma garra metálica a um suporte metálico.
3. A titulação deve ser efetuada com a adição lenta da solução de $Na_2S_2O_3$ à solução de iodo, até que uma coloração amarelo pálida seja obtida na solução do erlenmeyer. Neste momento, acrescente 2 mL de dispersão de amido à solução mantida no erlenmeyer. Continue, então, a adicionar a solução de $Na_2S_2O_3$ lentamente até ocorrer o descoramento total da solução do erlenmeyer. Anote o volume de $Na_2S_2O_3$ gasto nesta titulação, pela leitura da escala graduada da bureta. A equação química da reação de dosagem do iodo é expressa como:



Repita os procedimentos dos itens 1 a 3, por mais duas vezes. O volume gasto do titulante para os cálculos solicitados abaixo deve ser a média aritmética simples dos valores dos volumes obtidos nas 3 titulações efetuadas.

Para prosseguir, vamos determinar o valor numérico do rendimento da reação de produção de iodo. Para isso, faça as quatro operações propostas abaixo:

- Calcule a concentração em quantidade de matéria (mol L^{-1}) da solução de iodo preparada.
- Calcule a massa total de iodo obtido. Observe que a quantidade total de iodo obtido foi coletada em uma solução de iodo e iodeto de potássio e transferida para um balão volumétrico de 250 mL.
- Observe a equação química que representa a reação química utilizada para a produção do iodo molecular a partir dos íons iodeto. Estabeleça, então, a relação estequiométrica teórica correta entre o número de mols de íons iodeto gastos e o número de mols de iodo molecular que devem ser produzidos.
- Com o resultado do item b acima, sabendo também que foram utilizados inicialmente 0,5 g de KI, e utilizando a relação estequiométrica escrita no item c, calcule o rendimento da reação química realizada no experimento 1 desta aula.

Após executar as operações instruídas neste item, consulte o primeiro problema proposto na seção de auto-avaliação desta aula. Baseado no resultado deste problema, se necessário, reconsidere refazer os cálculos para o rendimento da produção de I_2 no experimento realizado.

EXPERIMENTO 4:

Ensaio de Solubilidade

Finalmente, iremos testar a solubilidade do iodo molecular para diferentes solventes. Vamos testar a solubilidade do iodo em um hidrocarboneto apolar, o hexano, assim como para os solventes polares acetona e etanol. Faça os ensaios cuidadosamente, observando e anotando os resultados macroscópicos observados.

Teste 1: solubilidade do I_2 presente em uma solução aquosa de iodo/iodeto de potássio em hexano.

- Transfira aproximadamente 2 mL da solução aquosa de iodo/iodeto de potássio reservada no balão volumétrico, para um tubo de ensaio.
- Adicione, nesse tubo, a mesma quantidade em volume de hexano. Observe e anote os resultados.

3. Tampe o tubo de ensaio com o polegar e o agite intensamente. Observe e anote os resultados. Houve a solubilização do I_2 em hexano? Você tem alguma explicação para justificar os resultados experimentais observados?

Teste 2: solubilidade do iodo sólido em hexano.

1. Coloque, em outro tubo de ensaio, um pequeno cristal de iodo e adicione aproximadamente 2 mL de hexano.
2. Agite o tubo de ensaio. Observe e anote os resultados obtidos. Compare esses novos resultados com aqueles obtidos no teste anterior.

☞ Você poderia dizer algumas palavras a respeito dos resultados observados para os testes 1 e 2, racionalizando os fatos experimentais com as idéias microscópicas desenvolvidas com o uso de forças ou interações intermoleculares?

Teste 3: solubilidade do iodo sólido em acetona e etanol.

Repita os procedimentos empregados para o teste 2 utilizando cristais de iodo colocados em dois tubos de ensaio e adicionando, respectivamente, acetona e etanol. Responda as perguntas propostas no teste 2 para esses dois novos casos.

CONSIDERAÇÕES FINAIS

Ao final dessa atividade você realizou:

- Uma reação de síntese do iodo molecular I_2 a partir do íon iodeto I^- ;
- isolou e purificou o produto da síntese através da sublimação;
- caracterizou o produto através de testes de solubilidade e por meio de indicadores (solução de amido);
- determinou quantitativamente o rendimento prático da reação de síntese do I_2 .

Em caso de dúvidas, procure sempre o conselho e a ajuda do tutor da disciplina.

Bibliografia recomendada

ALEXEYEV, V. *Qualitative Analysis*. Moscou: Mir, 1970.

BASSETT, J. *Vogel - análise inorgânica quantitativa*. Rio de Janeiro: Guanabara Dois, 1981.

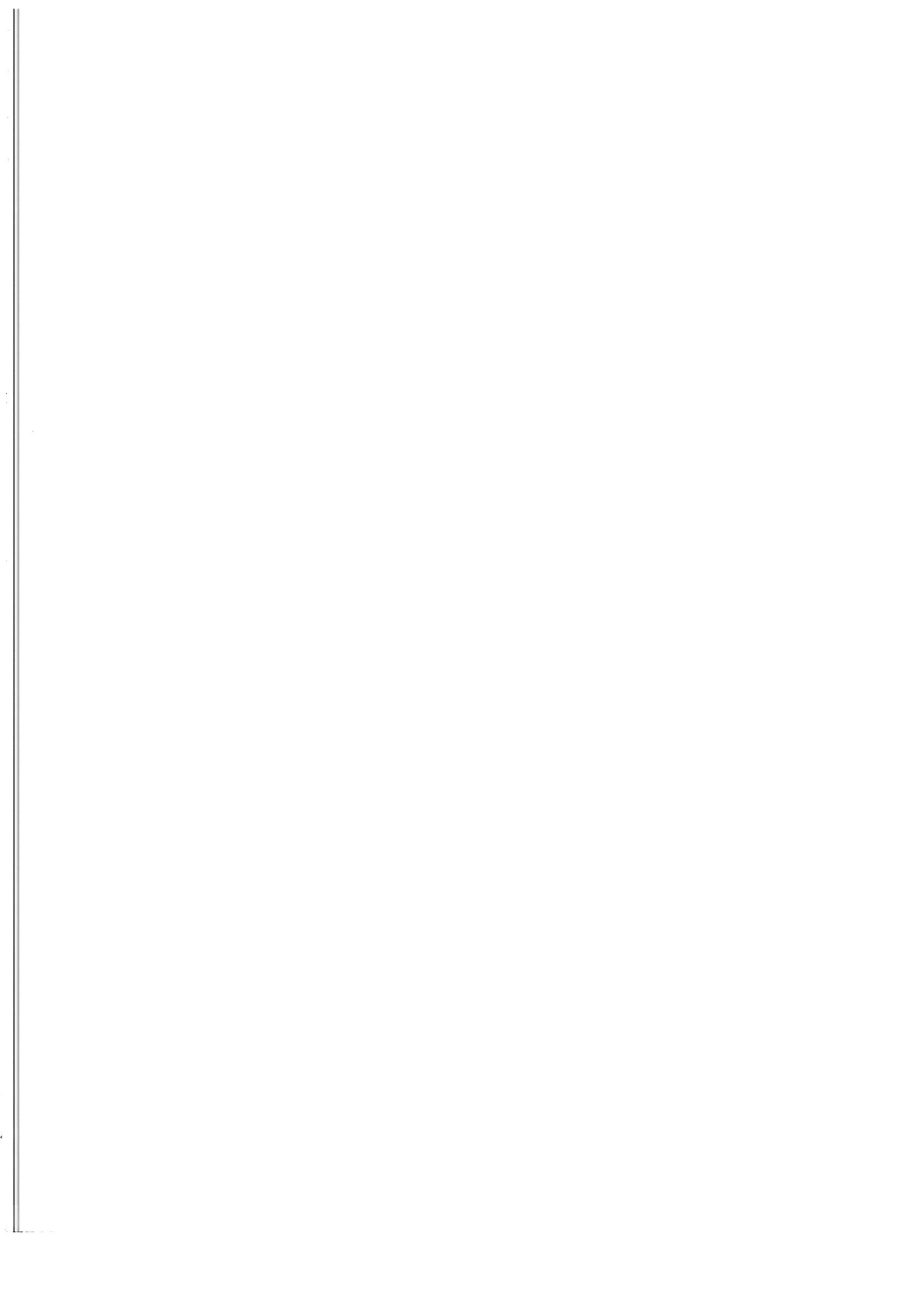
GIESBRECHT, E. *Experiências de química, técnicas e conceitos básicos*. PEQ - Projetos de Ensino de Química. São Paulo: Moderna, 1979.

SEMICHIN, V. *Práticas de química geral e inorgânica*. Moscou: Mir, 1979.

TRINDADE, D.F. *et al. Química básica experimental*. São Paulo: Parma, 1981.

AUTO-AVALIAÇÃO

- 1) Qual dos reagentes, KI ou MnO_2 , foi colocado em excesso na reação de obtenção do iodo?
- 2) Cite três medidas ou procedimentos que podem ser usados para melhorar o rendimento do I_2 produzido no experimento desta aula.
- 3) Por que o I_2 é pouco solúvel em água?
- 4) Quando a propriedade físico-química denominada sublimação de uma substância pode ser usada para se purificar um composto?
- 5) Na reação entre KI, MnO_2 e H_2SO_4 foram obtidos m gramas de I_2 . Com essa massa pode-se preparar 200 mL de solução de I_2 . Na titulação de 10 mL dessa solução, foram gastos 15 mL de solução $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ a $0,020 \text{ mol L}^{-1}$. Pergunta-se:
 - a) Qual a concentração em quantidade de matéria da solução de iodo inicial?
 - b) Qual o rendimento prático (em unidades por cem, %) da reação, sabendo que 0,6 g de KI foram usados inicialmente?
- 6) Qual deve ser a cor esperada da solução de I_2 em:
 - a) H_2O ;
 - b) solução aquosa contendo íons iodeto;
 - c) solução aquosa diluída de amido;
 - d) álcool etílico;
 - e) éter etílico;
 - f) benzeno;
 - g) tetracloreto de carbono;
 - h) dissulfeto de carbono.
- 7) Quais conclusões podem ser obtidas a partir das colorações esperadas das soluções de I_2 nos diferentes solventes propostos na questão 6 acima? Tente relacionar as suas respostas com as interações intermoleculares soluto-solvente presentes em uma solução.





Para obter mais
informações sobre
outros títulos da
EDITORA UFMG,
visite o site

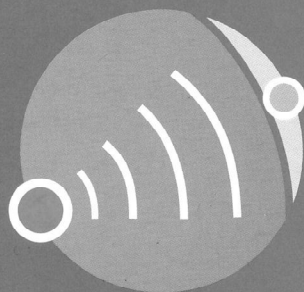
www.editora.ufmg.br

A presente edição foi composta pela Editora UFMG, em caracteres Chaparral PRO e Optima STD, e impressa pela Editora O Lutador, em sistema offset, papel offset 90g (miolo) e cartão supremo 250g (capa), em janeiro de 2008.

ISBN 978-85-7041-637-7



9 788570 416377



CENTRO DE APOIO
À EDUCAÇÃO A
DISTÂNCIA UFMG

PRÓ-REITORIA DE GRADUAÇÃO
UNIVERSIDADE FEDERAL DE MINAS GERAIS

Secretaria de Educação a Distância
Ministério da Educação

