

# EXPERIMENTO 10

---

## REAÇÕES DE ÓXIDO-REDUÇÃO

### OBJETIVOS

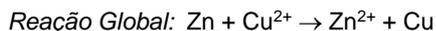
- Estudar reações químicas que envolvem a transferência de elétrons de um agente redutor para um agente oxidante;
- Estabelecer uma escala redox química qualitativa para um número limitado de pares redox, pela mistura da forma oxidada de um par redox com a forma reduzida de um outro par e observar de que forma a reação ocorre;
- Balancear equações redoxes e utilizá-las em cálculos estequiométricos;
- Efetuar determinações quantitativas de espécies que são agentes oxidantes ou redutores.

### INTRODUÇÃO

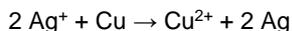
Há um problema em definir uma reação de oxidação-redução, ou redox, como uma reação química que envolve a transferência de elétrons de uma substância oxidada para uma substância reduzida. Estritamente falando, toda a reação química envolve mudanças nas densidades eletrônicas de átomos, resultando assim, em transferência de carga de um átomo para outro. Devido a esta possibilidade de generalização, adotaremos aqui a definição de oxidação como um aumento no número de oxidação e redução como um decréscimo no número de oxidação.

Somente para reações simples, envolvendo elementos e seus íons, há uma correspondência direta entre mudanças no número de oxidação dos elementos e a transferência de elétrons. Por exemplo, quando um pedaço de zinco metálico é colocado em uma solução aquosa de sulfato de cobre (II), o zinco reage com o  $\text{Cu}^{2+}$  para formar  $\text{Zn}^{2+}$  e Cu metálico. Assim, cada íon  $\text{Cu}^{2+}$  ganha dois elétrons e cada átomo de zinco perde dois elétrons. Desta forma, o zinco vai do estado de oxidação 0 para 2+ e o íon Cu (II) é reduzido do estado de oxidação 2+ para 0. O número de oxidação do Zn aumenta e diz-se que ele é oxidado, enquanto que o número de oxidação do cobre decresce, e diz-se que ele é reduzido.

Esquemáticamente, pode-se representar o processo descrito na forma:



Os processos de oxidação-redução envolvem uma competição relativa de substâncias por elétrons. Os agentes oxidantes fortes são aquelas substâncias com grande afinidade por elétrons adicionais; os agentes redutores fortes são aquelas substâncias com menor atração por elétrons adicionais. Assim, o íon prata é um agente oxidante mais forte do que o íon cobre porque a reação que ocorre preferencialmente é dada por:

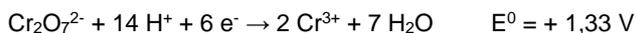
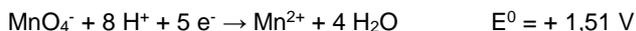


enquanto que na direção inversa o processo não ocorre de forma apreciável.

As reações redox, assim como as reações ácido-base, são largamente utilizadas em determinações analíticas de substâncias por titulação. Em uma titulação volumétrica, um volume conhecido do titulante, usualmente contido em uma bureta, é adicionado a substância a ser determinada, o analito. As condições necessárias para as titulações redoxes são as mesmas de qualquer outro tipo de titulação: a reação entre o titulante e o titulado deve ser rápida, estequiométrica e quantitativa; isto significa que o equilíbrio deve ser favorável aos produtos. Além desses requerimentos básicos, a solução titulante deve ser estável e sua concentração determinada precisamente. Finalmente, deve ser possível a detecção do ponto final da titulação.

Os agentes oxidantes que possam ser obtidos puros, como o  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , devem ser pesados diretamente para formar a solução titulante de concentração conhecida. Os sais de permanganato e de cério (IV) são geralmente utilizados como agentes oxidantes, mas eles não são puros o suficiente para terem suas massas pesadas diretamente e, freqüentemente, as concentrações de suas soluções devem ser determinadas com o uso de agentes redutores de alta pureza (como o  $\text{As}_2\text{O}_3$ ) para a determinação de suas concentrações exatas. Este processo é denominado de padronização.

Os potenciais redox dos agentes oxidantes mais utilizados são dados a seguir:



O cério (IV) é um dos agentes oxidantes mais fortes existentes para ser utilizado como titulante e suas soluções são muito estáveis. Contudo, os sais de cério (IV) são bem mais caros que o permanganato de potássio ( $\text{KMnO}_4$ ) ou o dicromato de potássio ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ). Os agentes redutores mais

fortes são facilmente oxidados pelo oxigênio no ar. Entretanto, eles não são usualmente empregados como titulantes. Eles são usualmente empregados em análises para reduzir uma substância para um estado de oxidação mais baixo, antes desta ser titulada com uma solução padrão de um agente oxidante. Os agentes redutores de força moderada, cujas soluções são estáveis, também existem. Um deles é o tiosulfato de sódio,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , o qual é o mais usado para titular  $\text{I}_2$ .

Qualquer titulação envolve a detecção de um ponto de equivalência. Em titulações ácido-base o ponto de equivalência é o ponto onde certo número de mols de ácido ( $\text{H}^+$ ) adicionados a uma solução corresponde ao número de mols da base ( $\text{OH}^-$ ) contidos na solução. Em uma titulação de oxidação-redução o ponto de equivalência é o ponto onde o agente oxidante consome tantos mols de elétrons quantos o agente redutor produz.

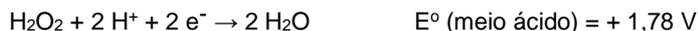
Para uma titulação ácido-base, o ponto de equivalência é determinado por uma mudança no pH, sendo esta detectada com o uso de um indicador apropriado ou pelo uso de um medidor de pH. Assim como uma solução ácida ou básica tem um pH mensurável, uma solução contendo um agente oxidante e um redutor em equilíbrio tem um valor distinto de potencial,  $E$ . No ponto de equivalência de uma titulação redox o valor de  $E$  varia rapidamente, havendo indicadores redox que mudam de cor capazes de detectar esta variação de  $E$ .

O permanganato é um agente oxidante muito forte e conveniente, pois devido a sua forte coloração ele serve como seu próprio indicador. Quando o permanganato é reduzido em solução ácida a  $\text{Mn}^{2+}$ , a cor violeta intensa do  $\text{MnO}_4^-$  é substituída por um vermelho pálido do  $\text{Mn}^{2+}$ . Se  $\text{MnO}_4^-$  é adicionado a um agente redutor, a persistência da cor violeta do  $\text{MnO}_4^-$  na solução indica o ponto de equivalência.

A unidade de concentração molar é útil em titulações redox tanto quanto em titulações ácido-base. Em geral, agentes redutores e oxidantes consomem ou produzem um ou mais mols de elétrons por mol de redutor ou oxidante. Assim, é essencial escrever uma equação iônica total para o sistema antes de realizar qualquer cálculo sobre titulações redox.

Neste experimento, além de construir uma série redox, serão aplicadas as reações de oxi-redução para determinações da capacidade oxidativa de soluções de água oxigenada e de produtos de limpeza comerciais.

O peróxido de hidrogênio é um agente oxidante com grande utilização como anti-séptico médico. Seu potencial de redução é:



contudo,  $\text{H}_2\text{O}_2$  também pode funcionar como um agente redutor:



na presença de um agente oxidante forte como o permanganato,

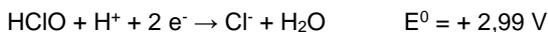


o peróxido de hidrogênio age como um agente redutor e é oxidado a  $\text{O}_2$ . Como exercício, balancear a equação total e lembrando que cada mol de permanganato oxidam 5 mol de peróxido de hidrogênio.

### ANÁLISE DA FORÇA OXIDATIVA DE PRODUTOS COMERCIAIS DO TIPO “ÁGUA SANITÁRIA”

Os produtos comerciais do tipo água sanitária têm, segundo a maioria dos fabricantes, propriedades alvejantes e bactericidas. Na composição desses produtos constam, quase que invariavelmente, o hipoclorito de sódio e o hidróxido de sódio em percentagens variáveis, que fornecem a produtos de diferentes procedências poderes oxidantes distintos.

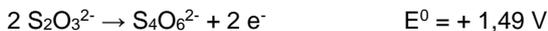
Os agentes oxidantes contidos nesses produtos, como o hipoclorito de sódio, oxidam o iodeto a iodo segundo a reação:



Reação global:



O iodo produzido na solução pode então ser determinado por titulação com uma solução padrão de tiosulfato de sódio, o qual irá reduzir o iodo estequiometricamente de acordo com a reação:



Reação global:



### PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

#### MATERIAIS NECESSÁRIOS:

Tubos de ensaio; Pipeta volumétrica de 10 mL; Pipetador.

#### REAGENTES:

Sulfato de ferro (II) heptaidratado; Pequenos pedaços de cobre, zinco e ferro; Hexano; Solução saturada de água de bromo; Solução 0,05 mol L<sup>-1</sup>

iodo em metanol; Solução 6 mol L<sup>-1</sup> de ácido clorídrico; Solução 6 mol L<sup>-1</sup> de ácido sulfúrico; Solução 6 mol L<sup>-1</sup> de hidróxido de amônio; Solução 0,1 mol L<sup>-1</sup> de sulfato de cobre (II); Solução 0,1 mol L<sup>-1</sup> de nitrato de zinco; Solução 0,1 mol L<sup>-1</sup> de cloreto de ferro (III); Solução 0,1 mol L<sup>-1</sup> de brometo de potássio; Solução 0,1 mol L<sup>-1</sup> de iodeto de potássio; Solução 0,1 mol L<sup>-1</sup> de nitrato de prata; Solução 0,1 mol L<sup>-1</sup> de ferricianeto de potássio.

### SEGURANÇA:

Cuidado especial deve ser tomado com a manipulação de:

- HEXANO, por se tratar de um líquido volátil e inflamável. Faça os testes empregando esta substância na capela e longe de chamas;
- BROMO, é um forte oxidante que se vaporiza à temperatura ambiente. Seus vapores são extremamente irritantes e o contato causa queimaduras à pele;
- CLORO, é um oxidante extremamente forte. Seus vapores são sufocantes causando irritação aos olhos e dificuldade de respiração;
- ODO, é um oxidante forte tendo forte ação corrosiva na pele;
- UTILIZE ÓCULOS DE PROTEÇÃO, pêras para pipetar e, à medida do possível, MANIPULE ESSES REAGENTES DENTRO DA CAPELA OU EM AMBIENTE BEM VENTILADO.

## Parte A: REATIVIDADE DE METAIS COM ÁCIDO CLORÍDRICO

Nesta etapa do experimento será estabelecida qualitativamente a posição relativa dos seguintes pares redoxes: Cu/Cu<sup>2+</sup>, Zn/Zn<sup>2+</sup>, Fe/Fe<sup>2+</sup>, Fe<sup>3+</sup>/Fe<sup>2+</sup>, Br<sub>2</sub>/Br<sup>-</sup>, I<sub>2</sub>/I<sup>-</sup> e H<sup>+</sup>/H<sub>2</sub>.

### A1. COBRE, ZINCO, FERRO E SEUS ÍONS

Para esta etapa do experimento verificar, primeiro, se os pedaços de Fe metálico estão isentos de recobrimentos. Se a superfície do Fe não estiver limpa, lavar os pedaços a serem utilizados com solução 6 mol L<sup>-1</sup> H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> e enxaguá-los com água. Outro cuidado ser tomado nesta etapa é que as soluções de Fe<sup>2+</sup> devem ser recém preparadas pela dissolução de 0,2 g de FeSO<sub>4</sub>.7H<sub>2</sub>O em 6 mL de água;

1. Colocar pequenos pedaços de Cu, Zn e Fe em 6 diferentes tubos de ensaio devidamente etiquetados (sendo o mesmo metal em dois tubos de ensaio diferentes);
2. Adicionar a cada um deles 3 mL de solução 0,1 M dos íons dos outros metais, isto é: TUBO 1: Cu com  $Zn^{2+}$ ; TUBO 2: Cu com  $Fe^{2+}$ ; TUBO 3: Zn com  $Cu^{2+}$ ; TUBO 4: Zn com  $Fe^{2+}$ ; TUBO 5: Fe com  $Cu^{2+}$  e TUBO 6: Fe com  $Zn^{2+}$ ;
3. NÃO ESQUECER DE ETIQUETAR CONVENIENTEMENTE OS TUBOS DE ENSAIO, INDICANDO O METAL E O ÍON ADICIONADO;
4. Observar o que ocorre e determinar qual o metal é o agente redutor mais forte e qual é o mais fraco;
5. Estabelecer também quais são os íons que apresentam características de agente oxidante mais forte e de mais fraco;
6. Construir uma série redox com esses pares.

### A2. $H^+/H_2$

1. Verificar a habilidade da solução  $6 \text{ mol L}^{-1}$  de HCl em dissolver os metais testados na etapa anterior;
2. Localizar o par  $H^+/H_2$  na série redox construída na etapa anterior.

### A3. FORÇA OXIDANTE DOS HALOGÊNIOS

1. Em um tubo de ensaio, adicionar um pouco de água de  $Br_2$  a 3 mL de  $H_2O$  e 1 mL de hexano;
2. Agitar o tubo de ensaio vigorosamente e observar a cor da camada de hexano na parte superior da mistura;
3. Repetir o procedimento agora com água de  $I_2$ ;
4. Não é necessário verificar com  $Cl_2$ , pois a solução deste halogênio em hexano é incolor;
5. Verificar o que ocorre quando 3 mL das amostras de soluções 0,1 M de íons  $Br^-$  e  $I^-$  são misturados com um pouco do outro halogênio livre, isto é: TUBO 1: adicionar à solução de  $Br^-$  algumas gotas de  $I_2$  em metanol e no TUBO 2: adicionar à solução de  $I^-$  algumas gotas de água de  $Br_2$ . NÃO SE ESQUECER DE ADICIONAR 1 ML DE HEXANO EM CADA MISTURA;
6. Determinar qual halogênio é mais forte e qual é mais fraco agente oxidante;
7. Verificar o caráter redutor dos íons;

8. Verificar a posição dos dois halogênios na série redox composta pelos pares dos itens anteriores.

#### A4. $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$

Para verificar se o íon  $\text{Fe}^{3+}$  é um agente oxidante mais fraco ou mais forte do que  $\text{I}_2$  e  $\text{Br}_2$ :

1. Adicionar 1 mL de solução  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{FeCl}_3$  a 2 mL de solução  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{KBr}$  e a 2 mL solução  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$   $\text{KI}$ ;
2. Adicionar 1 mL de hexano a cada mistura, agitar e observar a formação de halogênios livres;
3. Para testar a redução de  $\text{Fe}^{3+}$  a  $\text{Fe}^{2+}$ , preparar duas misturas como as anteriores, SEM A ADIÇÃO DE HEXANO, e adicionando a cada uma um pouco de solução de hexacianoferrato (III) de potássio;
4. Se  $\text{Fe}^{2+}$  estiver presente haverá a formação de um precipitado azul intenso de  $\text{Fe}_3(\text{Fe}(\text{CN})_6)_2$ ;
5. Escrever as equações para as reações nas quais  $\text{Fe}^{+2}$  seja reduzido;
6. Colocar o par  $\text{Fe}^{+3}/\text{Fe}^{+2}$  na série redox junto com os halogênios.

#### A5. REAÇÃO DE HALOGÊNIOS COM METAIS

1. Testar a habilidade dos halogênios em oxidar metais: TUBO 1: adicionar 10 mL de água de  $\text{Br}_2$  a alguns pedaços de  $\text{Cu}$ ; TUBO 2: juntar 10 mL de água de  $\text{I}_2$  com pedaços de  $\text{Cu}$ ;
2. Agitar as misturas por alguns minutos;
3. Se houver a formação de um precipitado, deixar a solução em repouso por alguns minutos, para a deposição do precipitado;
4. Transferir um pouco do sobrenadante de cada solução em 2 novos tubos de ensaio separados;
5. Testar a formação de íons haleto pela adição de algumas gotas de  $\text{AgNO}_3$  a  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$  às soluções que foram separadas nos novos tubos;
6. Novamente, transferir um pouco do sobrenadante de cada solução em 2 novos tubos de ensaio e testar a para formação de íons  $\text{Cu}^{2+}$  pela adição de 1 mL de solução  $6 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{NH}_4\text{OH}$ . O ÍON  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$  É AZUL;
7. O que pode ser concluído sobre a habilidade de outros metais, tais como  $\text{Fe}$  e  $\text{Zn}$ , em serem oxidados por bromo ou iodo?;

8. A interação dos pares  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  e  $\text{I}_2/\text{I}^-$  é complicada pelo fato de que  $\text{Cu}^+$ , se formado, poder ser estabilizado pela formação de um precipitado insolúvel. Devido a isto, a reação que ocorre é:



A formação de  $\text{I}_2$  é também promovida pela reação de  $\text{I}_2$  com  $\text{I}^-$  para formar o íon complexo  $\text{I}_3^-$  que é solúvel.

## PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

### MATERIAIS NECESSÁRIOS:

Bureta de 50 mL; Suporte universal; Garra para bureta; Béquer de 100 mL; Erlenmeyer de 250 mL; Pipeta graduada de 10 mL; Proveta de 50 mL; Pipeta de 25 mL; Balão volumétrico de 250 mL; Pipetador.

### REAGENTES:

Permanganato de potássio ( $\text{KMnO}_4$ ); Peróxido de hidrogênio - “água oxigenada” ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ); ácido sulfúrico  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

### SEGURANÇA:

Este experimento requer cuidados de manipulação devido a:

- ÁCIDO SULFÚRICO É EXTREMAMENTE CORROSIVO. Em contato com a pele lave a região atingida com água em abundância;
- PERMANGANATO DE POTÁSSIO É UM AGENTE OXIDANTE MUITO FORTE, PODENDO EXPLODIR EM CONTATO COM MATERIAIS ORGÂNICOS, especialmente álcool, éter, glicerina, gases combustíveis e na mistura destes com ácido sulfúrico. No contato com a pele causa manchas marrons que desaparecem após alguns dias.
- PERÓXIDO DE HIDROGÊNIO IRRITA AS MUCOSAS DE FORMA VIOLENTA, CAUSA EDEMA PULMONAR FATAL EM CURTO PERÍODO DE TEMPO, SIMILAR À EXPOSIÇÃO AO OZÔNIO!

**PARTE B: ANÁLISE DE SOLUÇÕES DE ÁGUA OXIGENADA COM PERMANGANATO**

1. Limpar uma bureta de 50 mL, lavando-a cuidadosamente com água destilada. Colocá-la invertida no suporte apropriado para secar;
2. Solicitar ao técnico cerca de 100 mL de solução 0,02 mol L<sup>-1</sup> de KMnO<sub>4</sub>, anotando a molaridade exata na folha de relatório;
3. Enxaguar a bureta duas vezes com cerca de 5 mL desta solução e então preenche-la até a marca de zero. Atenção para não deixar bolhas de ar na ponta da bureta;
4. Pedir também ao técnico cerca de 30 mL de solução de peróxido de hidrogênio de concentração conhecida. Anotar na folha de relatório esta concentração;
5. Para manter o volume da solução 0,02 mol L<sup>-1</sup> de KMnO<sub>4</sub> no intervalo de volume da bureta é necessário diluir a solução de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>;
6. Utilizar uma pipeta de 25 mL enxaguada com 3 mL da sua solução de peróxido e um balão volumétrico de 250 mL enxaguado com água destilada;
7. Misturar esta solução diluída invertendo o balão algumas vezes após tê-lo tampado convenientemente;
8. Retirar alguns mililitros com uma pipeta; enxaguar as parede da pipeta com esta solução, jogando-a fora em seguida;
9. Titular a solução diluída como a seguir;
10. Colocar 25 mL de solução de água oxigenada em um erlenmeyer de 250 mL;
11. Adicionar 20 mL de ácido sulfúrico 6 mol L<sup>-1</sup> e 50 mL de água;
12. Ler cuidadosamente o volume inicial da bureta (a solução de permanganato é opaca) e anotar o valor;
13. Titular a solução de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, agitando após cada adição de KMnO<sub>4</sub>, até o aparecimento permanente de uma coloração rosada;
14. Anotar o valor final do volume na bureta;
15. Refazer a titulação pelo menos mais duas vezes ou até que as diferenças de volume determinadas não ultrapassem 1%;
16. Uma amostra desconhecida de água oxigenada será fornecida. Anotar o número desta amostra na folha de relatório;
17. Repetir o procedimento acima descrito, não esquecendo que as diferenças de volume não devem diferir mais do que 1%;

## PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

### MATERIAIS NECESSÁRIOS:

Bureta de 50 mL; Suporte universal; Garra para bureta; Pipeta graduada de 10 mL; Pipetador; Béquer de 20 mL; Erlenmeyer; Papel Indicador Universal.

### REAGENTES:

Iodeto de potássio sólido; Solução 1 mol L<sup>-1</sup> de ácido sulfúrico; Solução 0,01 mol L<sup>-1</sup> de iodato de potássio; Solução 0,05 mol L<sup>-1</sup> de tiosulfato de sódio; Dicromato de potássio; Ácido acético glacial; Solução de indicadora de amido.

### **SEGURANÇA:**

- Tomar cuidado ao manipular produtos comerciais do tipo “água sanitária”. ESSES LÍQUIDOS SÃO CORROSIVOS E DEVEM SER MANIPULADOS COM CUIDADO.
- USAR ÓCULOS DE PROTEÇÃO!

## **PARTE C: ANÁLISE DA FORÇA OXIDATIVA DE PRODUTOS COMERCIAIS DO TIPO “ÁGUA SANITÁRIA”**

### **C1. PADRONIZAÇÃO DE SOLUÇÃO DE TIOSSULFATO DE SÓDIO**

1. Preparar uma solução de tiosulfato de sódio com concentração aproximada de 0,05 M;
2. Preencher uma bureta de 50 mL com esta solução;
3. Preparar 100 mL uma solução de iodato de potássio (KIO<sub>3</sub>) com concentração de 0,01 mol L<sup>-1</sup>. Utilizar KIO<sub>3</sub> de alta pureza e seco;
4. Com o uso de uma pipeta volumétrica de 25 mL, colocar 25 mL da solução de KIO<sub>3</sub> em um erlenmeyer de 250 mL;
5. Adicionar 25 mL de água destilada e 2 g de KI sólido;
6. Agitar o frasco até que todo o KI seja dissolvido e então adicionar 10 mL de solução 1 mol L<sup>-1</sup> de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>;
7. Agitando a solução, uma coloração marrom deve surgir, indicando a presença de iodo;
8. KIO<sub>3</sub> reage com excesso de KI em solução ácida de acordo com a reação:  $\text{IO}_3^- + 5 \text{I}^- + 6 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{I}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$ ;

9. Titular a solução contida no erlenmeyer rapidamente com a solução  $0,05 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  (contida na bureta) até a coloração marrom mudar para um amarelo pálido;
10. Adicionar à solução 5 mL de solução de amido a 5%. A solução apresentará então uma coloração azul escura;
11. Continuar a titulação até a solução ficar incolor;
12. Ler o volume de titulante gasto e anotar o valor na folha de relatório;
13. Repetir este procedimento mais uma vez e, utilizando o valor médio, calcular a concentração da solução de  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .

## **C2. DETERMINAÇÃO DA CAPACIDADE OXIDATIVA DE “ÁGUA SANITÁRIA”**

Esta determinação é muito variável, pois depende em muito do fabricante do produto, ou seja, a capacidade oxidativa é função da concentração da substância oxidativa presente.

Titular a solução diluída como a seguir:

1. Colocar 50 mL de água destilada em um erlenmeyer de 250 mL;
2. Adicionar 0,5 g de KI e agitar até todo o KI sólido dissolver;
3. Pesar, com o uso de um béquer de 50 mL, aproximadamente 3 g da água sanitária, diluir em um balão volumétrico de 100 mL;
4. Adicionar uma alíquota de 25 mL da solução de água sanitária diluída à solução contida no erlenmeyer e agitar para homogeneizar a solução;
5. Adicionar em seguida 25 mL da solução  $1 \text{ mol L}^{-1} \text{ H}_2\text{SO}_4$  e 5 gotas do catalisador molibdato de amônio (3%);
6. Misturar e deixar em repouso por 1 ou 2 minutos;
7. Titular a solução com a solução padrão de tiosulfato de sódio, segundo o procedimento descrito em C1, adicionando a solução de amido (indicador) próximo ao final da titulação;
8. Anotar o volume final na folha de relatório e repetir o procedimento com uma nova amostra de água sanitária;
9. No caso de mais de um produto estiver disponível para análise, realizar o mesmo procedimento em duplicata.