



## Determinação Iodométrica de cloro-ativo em alvejante comercial

Ana Carla Ferreira Carcará da Silva<sup>1</sup>, Emmanuel da Silva Araújo<sup>2</sup>, Ecton Elliton Feitoza de Almeida<sup>3</sup>, Gustavo Fernandes de Sousa<sup>4</sup>, Edson Santos Silva<sup>5</sup>.

<sup>1</sup>Graduanda do curso de licenciatura em química – IFPI. e-mail: aninha\_carcara@hotmail.com

<sup>2</sup>Graduado do curso de biomedicina – NOVAFAPI. e-mail: emmanuel.araujo@hotmail.com

<sup>3</sup>Graduando do curso de licenciatura em química – IFPI. e-mail: ectonquimicando@gmail.com

<sup>3</sup>Graduando do curso de licenciatura em química – IFPI. e-mail: gustavosousa\_002@hotmail.com

<sup>3</sup>Graduando do curso de licenciatura em química – IFPI. e-mail: edson-cdf@hotmail.com

**Resumo:** Utilizou-se o método iodométrico para a determinação de cloro-ativo em alvejantes. Para isso adicionou-se a erlenmeyer: 30 mL de água destilada, 10 mL de iodeto de potássio e 10 mL de solução da amostra, e titulou-se com tiosulfato de sódio 0,1 mol. L<sup>-1</sup>. Além de calcular o teor de cloro-ativo, pôde-se estabelecer comparações entre as marcas analisadas.

**Palavras-chave:** Iodométrico, cloro-ativo, alvejante, titulação

### 1. Introdução

O método de titulação iodimétrica direta refere-se a titulações com uma solução padrão de iodo. O método de titulação iodimétrica indireta, às vezes denominada iodometria, corresponde a titulação do iodo liberado em reações químicas (VOGEL et al; 2008).

O iodo é um agente oxidante fraco empregado primariamente na determinação de redutores fortes. A descrição mais precisa da semi-reação do iodo nessas aplicações é:

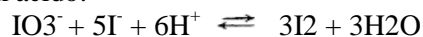


em que I<sup>3-</sup> é o íon triiodeto (VOGEL et al; 2008).

As soluções padrão de iodo têm aplicações relativamente limitadas comparadas com outros oxidantes descritos aqui por causa de seu potencial de eletrodo significativamente inferior. Ocasionalmente, entretanto, esse baixo potencial é vantajoso porque confere um grau de seletividade que torna possível a determinação de agentes redutores fortes na presença de redutores fracos. Uma vantagem importante do iodo é a disponibilidade de um indicador sensível e reversível para as titulações. Entretanto, as soluções de iodo carecem de estabilidade e precisam ser padronizadas regularmente (SKOOG et al; 2007).

As substâncias que possuem potenciais de redução menores que o do sistema I<sub>2</sub>/I<sup>-</sup> são oxidados pelo iodo, e, portanto podem ser titulados com uma solução padrão desta substância (Iodimetria). Por outro lado, os íons iodeto exercem uma ação redutora sobre sistemas fortemente oxidantes, com a formação de quantidade equivalente de iodo (BACCAN et al ; 2004).

Uma solução padrão que contém iodeto de potássio é bastante estável e fornece iodo quando tratada com ácido:



A solução padrão de iodato de potássio tem duas importantes aplicações. A primeira é que ela serve como fonte de quantidades conhecidas de iodo em titulações. A solução deve ser adicionada a soluções fortemente ácidas. Ela não pode ser empregada em meio neutro ou pouco ácido (VOGEL et al; 2008).

A segunda aplicação é a determinação iodimétrica da acidez das soluções ou a padronização de ácidos fortes. A quantidade de iodo liberada é equivalente a acidez da solução (VOGEL et al; 2008).

O iodato de potássio é um excelente padrão primário para soluções de tiosulfato. Nessa aplicação, quantidades conhecidas do reagente de grau padrão primário são dissolvidas em água contendo um excesso de iodeto de potássio (SKOOG et al; 2007).



Para a indicação do ponto final pode-se utilizar os indicadores específicos. Os indicadores específicos são substâncias que reagem de um modo específico com um dos participantes (reagentes ou produtos) da titulação, para produzir uma mudança de cor, visto que as substâncias que formam o amido formam complexos de adsorção (complexo tipo transferência de carga) com o iodo na forma de íons  $I_3^-$ , conferindo à solução uma coloração azul intensa (BACCAN et al; 2004).

Em iodometria é comum o uso de indicadores porque a viragem é menos perceptível, devido ao cansaço visual a que o analista é submetido. O indicador geralmente usado é uma solução aquosa de amido, com o qual se pode determinar concentrações de iodo em soluções de até  $2 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$  (BACCAN et al; 2004).

Este é o caso do amido, usado em titulações redox envolvendo o par  $I_2/I_3^-$ . O amido forma um complexo azul-escuro com os íons  $I_3^-$ , e serve como ponto final de titulações onde o iodo é produzido ou consumido (BACCAN et al; 2004)

O grande mérito do amido é o baixo custo, mas ele possui as seguintes desvantagens: é insolúvel em água fria e as soluções em água são instáveis. O complexo com o iodo é insolúvel em água, o que significa que o indicador só deve ser adicionado perto do final da titulação, às vezes imediatamente antes do ponto final. Outro problema é a existência ocasional de um produto final muito lento, particularmente quando as soluções são diluídas (VOGEL et al; 2008).

Duas importantes fontes de erros nas titulações iodométricas e iodimétricas, são a oxidação de uma solução de iodeto pelo ar e a perda de iodo por volatilização. Os íons oxigênio são oxidados lentamente pelo oxigênio atmosférico (BACCAN et al; 2004).

Na titulação iodimétrica, de agentes oxidantes, onde um excesso de iodeto se faz presente na solução, não se deve demorar muito para iniciar a titulação do iodo. Se for necessário de um maior período de tempo para a reação se completar, o ar deve ser removido da solução e a atmosfera em contato com ela deve ser de dióxido de carbono (BACCAN et al; 2004).

A perda de iodo por volatilização é evitada pela adição de um grande excesso de íons iodeto, os quais reagem com o iodo para formar os íons triiodeto (BACCAN et al; 2004).

## 2. Material e métodos

Transferiu-se com uma pipeta, 5 mL de volume de alvejante para um balão volumétrico de 100 mL contendo 50 mL de água destilada; agitou-se, e completou-se até o menisco e homogeneizou-se; adicionou-se a um erlenmeyer de 125 mL: 30 mL de água destilada, 10 mL de iodeto de potássio (KI), 10% (m/v) e 10 mL da solução da amostra com uma pipeta volumétrica; acrescentou-se 5 mL de ácido acético glacial com uma pipeta graduada, em seguida homogeneizou-se; titulou-se cada amostra com tiosulfato de sódio  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ . Quando a solução ficou quase incolor, adicionou-se de amido 1%, e titulou-se novamente até que a solução ficasse totalmente incolor; anotou-se o volume de equivalência e calculou-se o teor percentual de cloro-ativo nas amostras de alvejantes.

Tabela 1.0: materiais utilizados

1 Suporte universal	1 Balão volumétrico (100 mL)
1 Bureta ( 50 mL)	1 Béquer (100 mL)
3 erlenmeyers (125 mL)	Água destilada
1 Pipeta graduada ( 5 mL)	Iodeto de potássio (KI) 10% (m/v)
1 Pipeta volumétrica ( 10 mL)	Tiosulfato de sódio (0,1 mL)



### 3. Resultados e discussão

Os resultados podem ser expressos através da tabela abaixo:

**Tabela 2.0:** Teor de hipoclorito de sódio (NaClO) em água sanitária.

Marca	Teor de hipoclorito de sódio
A	2,17%
B	5,37%

A tabela 2.0, mostra o teor calculado a partir da titulação iodométrica das amostras. Pode-se comparar os resultados obtidos com os descritos nos rótulos das embalagens.

O teor descrito na embalagem da marca A, é de no mínimo 2,0% na marca B, está entre 2,0% a 2,5%.

A ANVISA em sua portaria nº 89/94, define "água sanitária" como: soluções aquosas a base de hipoclorito de sódio ou cálcio com o teor de cloro ativo entre 2,0% p/p a 2,5% p/p, durante o prazo de validade (máximo de seis meses), onde produto poderá conter apenas hidróxido de sódio ou cálcio, cloreto de sódio ou cálcio e carbonato de sódio ou cálcio como estabilizante. (ANVISA, 2012).

Assim, observa-se que a marca A encontra-se dentro do limite, de acordo com os resultados das análises; a marca B, porém, apresentou um resultado acima do limite estabelecido, e diferente do indicado no rótulo..

Quanto maior a quantidade de hipoclorito de sódio, maior a eficiência do alvejante, porém a quantidade desse composto acima do limite pode trazer riscos à saúde.

O INMETRO destaca que com menos cloro ativo do que o definido pela legislação, o consumidor estaria levando praticamente água comum para casa. Isso ocorre, principalmente, por problemas na vedação da embalagem porque o cloro evapora muito facilmente. (INMETRO, 2012).

Uma quantidade acima do permitido significa mais quantidade de cloro que pode ser liberado em forma de gás podendo ser absorvido pelo corpo humano através da respiração. (INMETRO, 2012).

Dessa forma a quantidade de hipoclorito de sódio encontrada na marca B, traz a indicação de possíveis riscos à saúde, o que traz a exigência de um maior cuidado no manuseio desse produto, sendo necessárias adequações por parte dos fabricantes, a fim de corrigir as incoerências desse teor em relação ao descrito no rótulo e ao limite permitido pela legislação.

### Conclusão

Pode-se concluir a viabilidade da determinação do teor de hipoclorito de sódio em alvejante por meio dos métodos iodométricos, podendo ser utilizados no controle de qualidade de alvejantes como os analisados nesse experimento. Ressalta-se, nesse trabalho que os fabricantes dos alvejantes comerciais devem respeitar os limites impostos pela legislação, como medida de segurança ao consumidor.

Em relação a essa prática, seria importante submeter esses produtos a análises posteriores para melhores constatações, principalmente no que diz respeito a marca B, devido a alta diferença encontrada em relação ao valor descrito na embalagem.

### Referências

ANVISA - AGÊNCIA NACIONAL DE VIGILÂNCIA SANITÁRIA. **Saneantes**.  
<[http://www.anvisa.gov.br/legis/portarias/89\\_94.htm](http://www.anvisa.gov.br/legis/portarias/89_94.htm)> acesso em : 31 maio. 2012.

BACCAN,N. et al. **Química analítica quantitativa elementar**. 3. Ed. São Paulo: Edgard Blucher ,2004.



INMETRO - Instituto Nacional de Metrologia. **Água Sanitária, Desinfetante e Detergente.** Disponível em: <[http://www.inmetro.gov.br/consumidor/produtos/agua\\_sanitaria.asp](http://www.inmetro.gov.br/consumidor/produtos/agua_sanitaria.asp)>. Acesso em: 31 maio. 2012.

SKOOG, D.A. et al. **Fundamentos de química analítica.** 8. ed. São Paulo: Pioneira Thompson Learning, 2007.

VOGEL, et al. **Análise química quantitativa.** 6. Ed. Rio de Janeiro: LTC, 2008.