

# Iodometria e suas peculiaridades

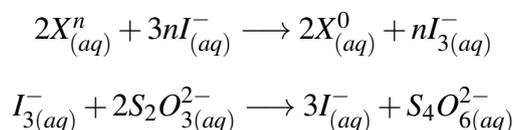
Vinícius Queiroz Dias





## 1 O que é?

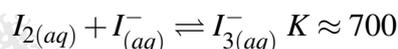
A iodometria é uma técnica de quantificação de analitos oxidantes baseada na sua reação com excesso de iodeto seguida da titulação do triiodeto formado com tiosulfato de sódio;



## 2 Solubilidade do iodo em água

O iodo molecular é pouco solúvel em água.

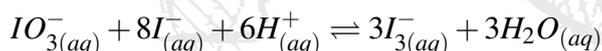
Para fins iodométricos, o excesso de iodeto empregado na reação com o analito também é responsável pelo aumento da solubilidade do iodo;



Portanto, na presença de excesso de iodeto, todo o iodo molecular estará na forma de triiodeto.

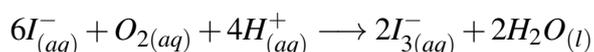
## 3 Preparação e padronização da solução de tiosulfato

A forma mais comum de cristalização do tiosulfato de sódio,  $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$ , não é suficientemente pura para ser considerada um padrão primário. Uma solução padrão de  $I_3^-$  preparada a partir de iodato de potássio, excesso  $KI$  e um ácido forte pode ser usada para fins de padronização do tiosulfato;



O excesso de iodeto e ácido permitem que o iodato seja integralmente convertido em  $I_3^-$ . Como o  $KIO_3$  é considerado um padrão primário, soluções de concentração conhecida em triiodeto podem ser preparadas dessa maneira.

Entretanto, soluções de triiodeto são instáveis em meio ácido, pois o íons iodeto são lentamente oxidados pelo ar;



O consumo de iodeto para a formação de  $I_3^-$  favorece a formação de iodato, de acordo com princípio de Le Chatelier, impedindo que a solução possa ser usada como padrão.

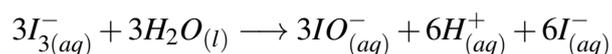
Embora existam obstáculos envolvendo a utilização desse método para a padronização de tiosulfato, soluções de  $I_3^-$  recentemente preparadas podem ser usadas com relativa precisão.

## 4 Titulação

### 4.1 pH do meio reacional

Sabe-se que soluções de  $I_3^-$  são instáveis em meio ácido.

Além disso, de forma semelhante ao cloro molecular, o triiodeto desproporciona em meio básico ( $pH \geq 11$ ) para formar  $I^-$  e  $IO^-$ ;



Para garantir a estabilidade do triiodeto, idealmente, a titulação deve ser feita em  $pH \in (7,9)$

### 4.2 Identificação do ponto final

A solução que contém o analito deve ser colocada em um erlenmeyer, enquanto a solução padronizada de tiosulfato deverá estar na bureta.

Inicialmente, a solução do analito apresentará cor **castanho-escuro**, devido a presença do triiodeto. A medida que o tiosulfato é adicionado, a solução clareia até o amarelo;

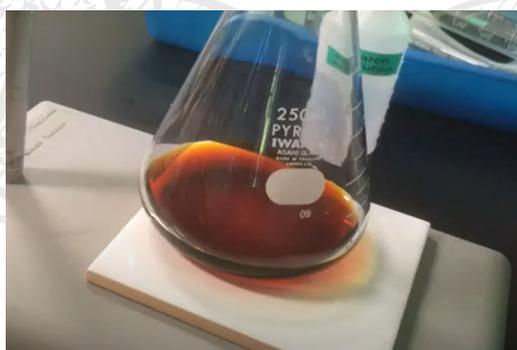


Figura 1: Solução antes da adição de tiosulfato

Quando a solução atingir cor amarelo-claro, **amido** deve ser adicionado ao erlenmeyer.

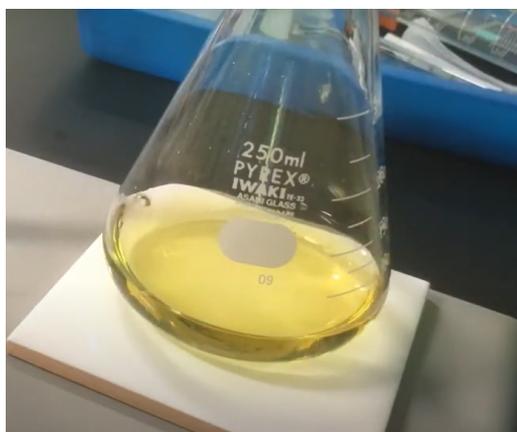


Figura 2: Solução próxima do ponto de equivalência

A amilose, porção ativa da goma de amido, é um polímero helicoidal da  $\alpha$ -D-glicose e pode acomodar moléculas de iodo dentro de sua hélice, produzindo uma cor azul-escuro na solução;

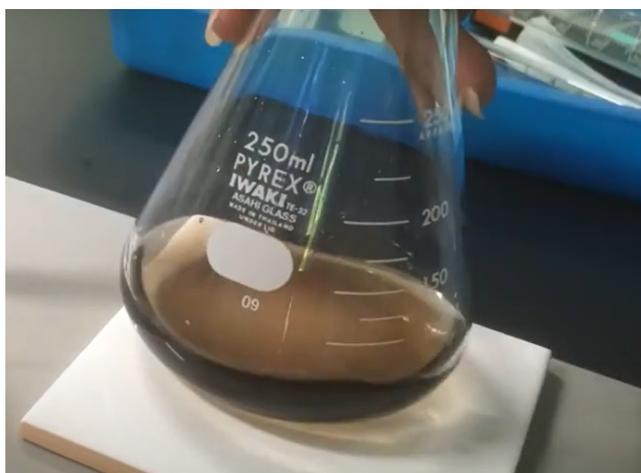


Figura 3: Solução após adição de amido

Após adição de amido, a solução deve prosseguir até que a solução fique incolor.

**Atenção!:** é fundamental que o amido seja utilizado somente quando houver pequena quantidade de triiodeto restnate na solução. Caso contrário, parte do iodo não será titulado, pois a "ligação" iodo-amilose é muito forte.

## 5 Aplicações

A seguir, estão algumas aplicações da iodometria na determinação de analitos oxidantes;

Ana.	Reação	Obs.
HOCl	$HOCl + H^+ + 3I^- \rightarrow Cl^- + I_3^- + H_2O$	Reação em $H_2SO_4$ 0,5M
$Br_2$	$Br_2 + 3I^- \rightarrow 2Br^- + 3I^-$	Reação em ácido diluído
$BrO_3^-$	$BrO_3^- + 6H^+ + 9I^- \rightarrow Br^- + 3I_3^-$	Reação em $H_2SO_4$ 0,5M
$H_2O_2$	$H_2O_2 + 3I^- + 2H^+ \rightarrow I_3^- + H_2O$	Reação em $H_2SO_4$ 1M
$NO_2^-$	$2HNO_2 + 2H^+ + 3I^- \rightarrow I_3^- + 2H_2O$	NO é removido antes da titulação do $I_3^-$
$Cu^{2+}$	$2Cu^{2+} + 5I^- \rightarrow 2CuI_{(s)} + I_3^-$	Reação em HCl 1M
$MnO_4^-$	$2MnO_4^- + 16H^+ + 15I^- \rightarrow 2Mn^{2+} + 5I_3^- + 8H_2O$	Reação em $H_3PO_4$ 0,5M ou HCl
$Cr_2O_7^{2-}$	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 9I^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 3I_3^- + 7H_2O$	Reação em $H_2SO_4$ 1M