

Final
5 de Maio de 2001

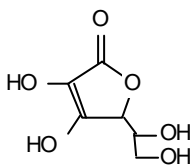
A química da Vitamina C*

Objectivos

Determinar o teor de vitamina C num comprimido comercial, recorrendo às suas propriedades redutoras.

Comparar o valor obtido experimentalmente com o valor indicado pelo fabricante.

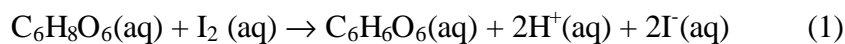
Princípios



A vitamina C é um nutriente essencial porque não pode ser sintetizada pelo nosso organismo, tendo de ser fornecida por ingestão de alimentos ou medicamentos. Linus Pauling, duas vezes galardoado com o prémio Nobel (Química - 1954; Paz - 1962), considerava a vitamina C "uma substância que participa em quase todas as reacções químicas que acontecem no nosso organismo, sendo imprescindível em muitas delas".

Vitamina C é o nome vulgar atribuído ao ácido ascórbico, uma substância que tem como propriedade característica o seu poder redutor. Este ácido consegue reduzir o ião férrico, Fe(III), a ião ferroso, Fe(II), e o iodo, I₂, a iodeto, I⁻.

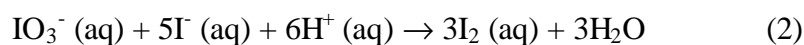
Neste trabalho utiliza-se o carácter redutor do ácido ascórbico para o quantificar através da reacção, em meio ácido, com o iodo:



Ácido
ascórbico

Produto da
oxidação do
ácido ascórbico

O iodo é formado pela reacção do iodato com iodeto:



Uma solução de iodato, de concentração conhecida, é adicionada a partir de uma bureta, à solução acidificada de vitamina C contendo iodeto.

O iodo formado a partir do iodato (reacção 2) reage com o ácido ascórbico (reacção 1), formando I_2 , uma espécie incolor. Quando todo o ácido tiver sido consumido, o iodo formado permanece em solução, conferindo-lhe uma coloração acastanhada. Para aumentar a intensidade da cor, adiciona-se uma solução de amido, que forma com o I_2 uma substância de cor azul escura muito intensa.

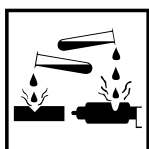
Procedimento

A SEGURANÇA

- Usar sempre os óculos de protecção.
- A solução de HCl é corrosiva!!! Manusear com cuidado!
- Ao encher a bureta, não despejar o líquido a um nível acima do nível dos olhos: retirar a bureta do suporte para a encher!

Deitar o comprimido num copo de 100 mL. Adicionar cerca de 50 mL de água e agitar até dissolver. Transferir para um balão de 500 mL. Procurar obter uma transferência quantitativa, lavando várias vezes o copo com água destilada. Completar o volume do balão com água destilada.

Preparar a bureta: verificar se a torneira está a funcionar devidamente, lavar a bureta com água destilada e passá-la com um pouco da solução de KIO_3 que vai ser usada. Encher a bureta com a ajuda de um copo ou de um funil. Colocá-la no suporte, certificar-se que não há bolhas de ar e despejar algum líquido de modo a que o nível se situe dentro da escala, entre 0-1 mL. Registrar o valor da leitura inicial.



Medir rigorosamente 50,00 mL da solução de vitamina C para um balão erlenmeyer de 250 mL. Pesar 1,0 g de KI(s) e adicionar ao erlenmeyer. Juntar 5 mL de HCl 1 M e 2 mL de solução de amido 0,5% (ambos medidos com proveta).

Titular com a solução fornecida de KIO_3 0,0100 M até ao aparecimento de uma cor azul persistente, indicativa do ponto termo da titulação. Registrar a leitura final do líquido.

Repetir a titulação para obter maior rigor dos valores experimentais.

Algumas perguntas simples acerca do procedimento experimental:

- 1- O procedimento indica que o comprimido deve ser dissolvido em “cerca de 50 mL de água”. Da solução final são medidos “rigorosamente 50,00 mL” para um erlenmeyer. Quais os instrumentos de medida que deve ser utilizado em cada caso?
- 2- Por que razão a solução de vitamina C a ser titulada deve conter iodeto e ácido em excesso?
- 3- Qual é o indicador na titulação efectuada?