



UNIVERSIDADE FEDERAL DO PARÁ
INSTITUTO DE CIÊNCIAS EXATAS E NATURAIS - ICEN
FACULDADE DE QUÍMICA – FAQUI
QUÍMICA LICENCIATURA
LABORATÓRIO DE QUÍMICA ANALÍTICA QUANTITATIVA – (EN03100)

**ANÁLISE VOLUMÉTRICA POR OXIDAÇÃO REDUÇÃO: DETERMINAÇÕES
IODIMÉTRICAS
PROF. DR. CARLOS NEVES**

PAULO DE TARSO BEZERRA FALCÃO – 201710840055
WENDELL DA SILVA GOMES – 201710840071
WERLLEY DENISON DE LIMA – 201810840031

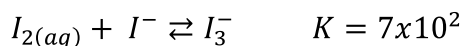
BELÉM/PA

2021

1. INTRODUÇÃO

A volumetria de oxidação-redução é um método de titulação que usa uma reação de oxidação-redução. Ela se aplica a determinação direta de elementos capazes de exibir dois ou mais estados de oxidação. Então, conforme o estado de oxidação em que se encontram, são passíveis de oxidação ou redução. O processo de oxidação envolve a perda de elétrons por parte de uma substância, enquanto que a redução envolve um ganho de elétrons para a espécie química em consideração. Esta perda ou ganho de elétrons, formalmente, é indicada pela variação do número de oxidação das várias espécies envolvidas na reação considerada (PINHEIRO, 2021).

Quando um analito, com comportamento redutor, é titulado diretamente com o iodo (para produzir I^-), o método é conhecido como iodimetria. Na iodometria, um analito oxidante é adicionado a um excesso de I^- para produzir iodo, que é então titulado com uma solução-padrão de tiosulfato ($S_2O_4^{2-}$). O iodo elementar é pouco solúvel em água ($1,3 \times 10^{-3}$ M, a 20°C), mas sua solubilidade aumenta pela complexação com o íon iodeto (HARRIS, 2012).



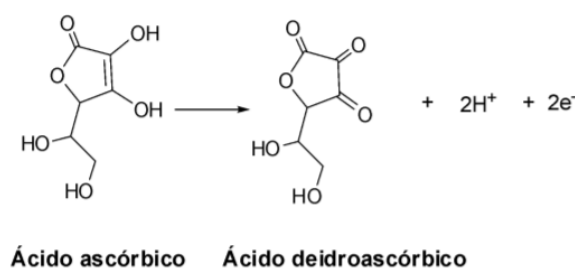
Uma solução de I_3^- , típica para uso em titulações, é preparada pela dissolução de KI e I_2 em água. Quando nos referimos ao uso do iodo como titulante, queremos dizer, de maneira genérica, que estamos usando uma solução de I_2 mais um excesso de I^- de acordo com Harris (2012).

O tri-iodeto (I_3^-) é preparado dissolvendo-se o I_2 sólido em excesso de KI. O I_2 sublimado é suficientemente puro para ser usado como um padrão primário, mas é raramente usado para esta finalidade, pois evapora facilmente durante a pesagem. Em virtude disso, pesamos rapidamente uma quantidade aproximada de I_2 e a solução de I_3^- é padronizada com uma amostra pura do analito com concentração conhecida, ou com $Na_2S_2O_3$. Uma excelente maneira de prepararmos uma solução-padrão de I_3^- é adicionarmos uma quantidade previamente pesada de iodato de potássio (KIO_3) a um pequeno excesso de KI. A seguir, adicionamos um ácido forte em excesso, alcançando um pH próximo de 1, para produzir I_3^- por meio de uma reação de desproporcionamento inversa quantitativa (HARRIS, 2012).

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, 2006).

O ácido L-ascórbico, conhecido usualmente como vitamina C, é uma substância química com fórmula química $C_6H_8O_6$ e a estrutura de um diol. Possui um alto potencial de oxidação [$E^\circ = 0,390\text{ V}$], sendo convertido a ácido L-deidroascórbico (Figura 1) (FORNARO, 2011).

Figura 1: Reação de oxidação do ácido ascórbico a ácido deidroascórbico.



Fonte: Adaptado de Fornaro, 2011. pag. 1

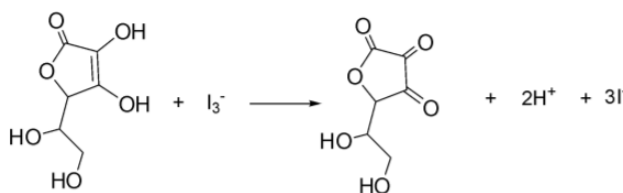
O ácido ascórbico é uma vitamina encontrada em vários alimentos de origem vegetal, frutas e hortaliças, tais como, laranja, pera, morango, kiwi, limão, dando-se destaque aos alimentos cítricos. O composto é solúvel em água e é um micronutriente com atividades biológicas já bem descritas (CUNHA, 2014).

O ácido ascórbico é a vitamina que sofre degradação mais rapidamente ao ser exposta ao calor. O composto ainda é suscetível reações que são aceleradas dependendo do pH do meio, da presença de oxigênio e íons metálicos. Com isso, há perdas significativas de ácido ascórbico durante o armazenamento e processamento de alimentos que o contenha, sendo oxidado inicialmente a ácido deidroascórbico, que ainda apresenta alguma atividade vitamínica, mas é menos estável que o ácido ascórbico, sendo convertido a ácido

dicetugulônico ($C_6H_8O_7$), esse já sem nenhuma contribuição nutricional, que é degradado a diversos outros compostos (CUNHA, 2014; NOGUEIRA, 2011).

Dentre os procedimentos utilizados para determinação de ácido ascórbico, pode-se dar destaque a iodimetria. A iodimetria consiste em uma determinação volumétrica de ácido ascórbico a partir da titulação do mesmo utilizando iodo (Figura 2) e, como indicador, o amido, que forma um complexo azul com o iodo adicionado em excesso.

Figura 2: Reação do ácido ascórbico com o iodo na iodimetria.



Fonte: Adaptado de Fornaro, 2011. pag. 4

A iodimetria é um procedimento simples, de menor custo, mas também pode gerar resultados incertos devido à presença de outras espécies redutoras no meio, podendo então se superestimar a quantidade de ácido ascórbico nas amostras.

2. OBJETIVOS

2.1. OBJETIVO GERAL

- Determinar o teor de ácido ascórbico em um comprimido de um produto da marca Bio – C.

2.2. OBJETIVOS ESPECÍFICOS

- Preparar de soluções
- Padronizar de Soluções
- Analisar quantitativamente e criticamente o teor de ácido ascórbico em vitamina C

3. MATERIAIS E MÉTODOS

3.1. MATERIAIS UTILIZADOS

Balança analítica
Balão volumétrico de 100 mL
Balão volumétrico de 500 mL
Bastão de vidro
Béquer de 100 mL
Béquer de 250 mL
Bureta de 25 mL
Chapa aquecedora
Erlenmeyer de 250 mL
Espátula
Pipeta graduada de 20 mL
Pisseta
Proveta de 25 mL
Proveta de 50 mL
Suporte universal
Vidro de relógio

3.2. REAGENTES UTILIZADOS

Ácido Sulfúrico (1+4) (v/v) (H_2SO_4)
Água destilada
Amostra de ácido ascórbico BIO-C
Iodato de potássio (KIO_3)
Iodeto de potássio (KI)
Solução de Amido a 1% (m/v)
Solução de Iodo 0,03M (I_2)
Tiossulfato de sódio 0,1M ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)

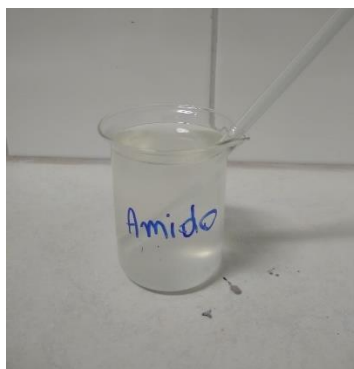
3.3. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

3.3.1. PREPARO DA SOLUÇÃO DE AMIDO A 1% (m/v)

1% (m/v) significa que temos 1 g de soluto em 100 mL de solvente. A partir disso em um béquer de 100 mL pesou-se a massa de 1,0004g de amido e

adicionou-se 50 mL de água destilada. Em outro béquer de 100 mL, adicionou-se 50 mL de água destilada e em seguida levada para aquecimento, após alguns minutos, adicionou-se ao béquer a solução de amido do outro béquer e deixou-se aquecer por mais 1 minuto. Após, retirou-se o béquer do aquecimento e deixou-se esfriar.

Figura 3: Solução indicadora de amido a 1% (m/v).



Fonte: Autores

3.3.2. PREPARO DA SOLUÇÃO DE $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 0,1M

$$m\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = C \cdot MM \cdot V$$

$$m\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = \left(0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right) \cdot \left(248,184 \frac{\text{g}}{\text{mol}}\right) \cdot (100 \times 10^{-3} \text{L})$$

$$m\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = 2,48 \text{g}$$

Após os cálculos para verificar a massa necessária para preparar 100 mL de solução, com o auxílio de uma balança analítica pesou-se 2,4813g de tiosulfato de sódio em um béquer de 100 mL. Em seguida solubilizou-se o sal com água destilada e transferiu-se a solução para um balão volumétrico de 100 mL e seu volume restante foi preenchido com água.

Figura 4: Solução de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

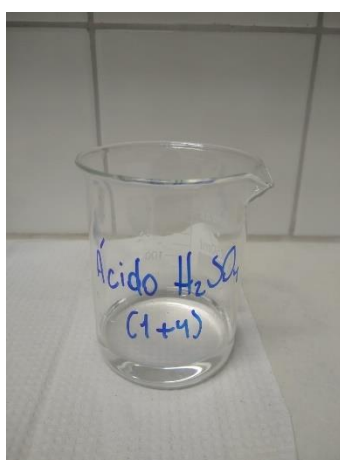


Fonte: Autores

3.3.3. PREPARO DA SOLUÇÃO DE H_2SO_4 (1+4) (v/v)

(1+4) volumes, significa 1 mL de ácido sulfúrico e 4 mL de água destilada. Como foi utilizado 5 mL por replicata, na padronização do tiosulfato, mais 10 mL por replicata na titulação da amostra, então foi preparado 50 mL de solução. Com o auxílio de uma proveta de 50 mL, mediu-se aproximadamente 40 mL de água destilada e 10 mL de ácido sulfúrico transferidos para um béquer de 250 mL.

Figura 5: Solução de ácido H_2SO_4 (1+4) (v/v).



Fonte: Autores

3.3.4. PREPARO DA SOLUÇÃO DE I_2 0,03M

$$mI_2 = C \cdot MM \cdot V$$

$$mI_2$$

$$= \left(0,03 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right) \cdot \left(253,80 \frac{\text{g}}{\text{mol}}\right) \cdot (100 \times 10^{-3} \text{L})$$

$$mI_2 = 0,7614 \text{g}$$

$$C_{KI} = 5 \cdot C_{I_2}$$

$$C_{KI} = 0,15 \text{M}$$

$$mKI = C \cdot MM \cdot V$$

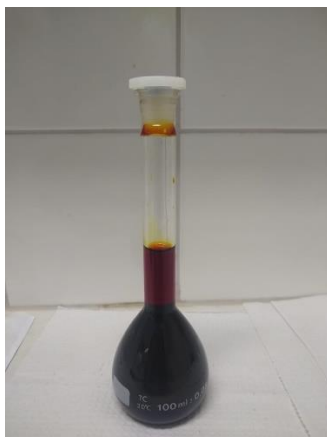
$$mKI = \left(0,15 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right) \cdot \left(166 \frac{\text{g}}{\text{mol}}\right) \cdot (100 \times 10^{-3} \text{L})$$

$$mI_2 = 2,5 \text{g}$$

Após os cálculos para descobrir a massa necessário de iodo e iodeto de potássio a ser pesada para preparar 100 mL de solução, com o auxílio de uma balança analítica pesou-se em um béquer de 100 mL 0,7719 g de iodo. Em seguida em outro béquer de 100 mL pesou aproximadamente 6 g de iodeto de potássio, pois 2,5 g não estavam sendo necessários para solubilizar a solução

de iodo, posteriormente adicionou-se água destilada ao béquer para solubilizar o iodeto. Após, adicionou-se ao béquer com iodo, a solução de iodeto de potássio misturou-se e em seguida transferiu-se para um balão volumétrico de 100 mL. Seu volume restante foi preenchido com água destilada.

Figura 6: Solução de I_2 0,03M



Fonte: Autores

3.3.5. PADRONIZAÇÃO DA SOLUÇÃO DE $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$ 0,1M

$$6. nI O_3^- = 1. nS_2O_4^{2-}$$

$$6. \frac{m_{IO_3^-}}{MM_{IO_3^-}} = 1. C_{S_2O_4^{2-}} \cdot V_{S_2O_4^{2-}}$$

$$m_{IO_3^-} = \frac{1}{6} \cdot C_{S_2O_4^{2-}} \cdot V_{S_2O_4^{2-}} \cdot MM_{IO_3^-}$$

$$m_{IO_3^-} = \frac{1}{6} \cdot \left(0,1 \frac{mol}{L}\right) \cdot (10 \times 10^{-3} L) \cdot \left(214,001 \frac{g}{mol}\right)$$

$$m_{IO_3^-} = 0,0356g$$

O iodato de potássio é o padrão primário que se utilizou na padronização. Este procedimento foi realizado em triplicata, e após os cálculos feitos para verificar a massa necessária de iodato, pesou-se três massas com o auxílio de uma balança analítica: 0,0367g; 0,0354g e 0,0363g. As massas foram pesadas em um béquer de 100 mL e solubilizadas com água destilada para ser transferida para três Erlenmeyer de 250 mL cada uma. Em seguida pesou-se em um vidro de relógio, três massas de aproximadamente 1 g de iodeto de potássio; 1,0201g; 1,0138g e 1,0027g respectivamente, para ser adicionada ao Erlenmeyer. Após isso adicionou-se 50 mL de água destilada medido em uma proveta de 50 mL e

5 mL da solução de ácido sulfúrico preparado, com o auxílio de uma proveta de 25 mL.

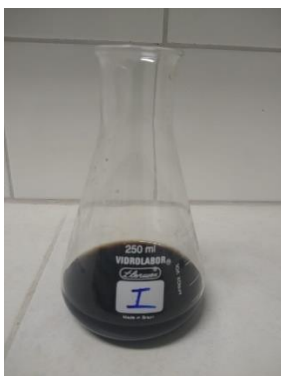
Figura 7: Erlenmeyer antes da padronização.



Fonte: Autores

Com o auxílio de um suporte universal e uma garra metálica, afixou-se uma bureta de 25 mL que posteriormente foi ambientada e aferida com a solução de tiosulfato e em seguida deu-se início a padronização da solução. Um pouco antes do ponto de viragem, quando a solução apresentou uma cor dourada. Adicionou-se 5 mL da solução indicadora de amido, com o auxílio de uma proveta de 25 mL. Por fim, continuou-se a padronização da solução e os volumes gastos foram anotados e tabelados.

Figura 8: Após adição do indicador.



Fonte: Autores

Figura 9: Após o término da padronização.



Fonte: Autores

3.3.6. PADRONIZAÇÃO DA SOLUÇÃO DE I_2

$$1. nS_2O_4^{2-} = 2. nI_2$$

$$C_{S_2O_4^{2-}} \cdot V_{S_2O_4^{2-}} = 2. C_{I_2} \cdot V_{pip}$$

$$V_{pip} = \frac{C_{S_2O_4^{2-}} \cdot V_{S_2O_4^{2-}}}{2 \cdot C_{I_2}}$$

$$V_{pip} = \frac{0,1.100 \times 10^{-3}}{2.0,03}$$

$$V_{pip} = 16,7 \text{ mL}$$

$$V_{pip} = 15 \text{ mL}$$

Após os cálculos para saber quanto deveria ser pipetado da solução de iodo para padronização, com o auxílio de uma pipeta graduada de 20 mL. Pipetou-se 15 mL da solução de iodo e adicionou-se ao Erlenmeyer de 250 mL. Em seguida adicionou-se 30 mL de água para dar volume e iniciou-se a titulação. Após a solução chegar próximo do ponto de viragem, adicionou-se 5 mL de amido como indicador e por fim prosseguiu a titulação até o titulado ficar incolor. Os volumes gastos foram anotados e tabelados.

Figura 10: Erlenmeyer após a padronização do iodo



Fonte: Autores

3.3.7. PREPARO DA AMOSTRA

$$n_{HAsc} = n_{I_2}$$

$$C_{bal\tilde{a}o} \cdot V_{pip} = C_{I_2} \cdot V_{I_2}$$

$$V_{pip} = \frac{C_{I_2} \cdot V_{I_2}}{C_{bal\tilde{a}o}}$$

$$V_{pip} = \frac{0,03M \cdot 10mL}{0,0114M}$$

$$V_{pip} = 26,3 \text{ mL} = 25 \text{ mL}$$

Foi colocado para efervescer um comprimido de vitamina C, BIO-C, em um béquer de 100 mL após o comprimido efervescer, transferiu-se a solução

para um balão volumétrico de 500 mL. Em seguida, após os cálculos feitos para descobrir quantidade necessária para pipetar da solução de ácido ascórbico. Em um Erlenmeyer de 250 mL adicionou-se 25 mL da solução de ácido ascórbico, 15 mL de água para volumar, 10 mL da solução de ácido sulfúrico preparada e 5 mL da solução indicadora de amido. Após as etapas serem concluídas, deu-se início a titulação. Os volumes gastos de I_2 foram anotados e tabelados.

Figura 11: Antes da titulação



Fonte: Autores

Figura 12: Após a titulação

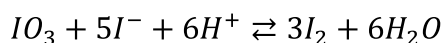


Fonte: Autores

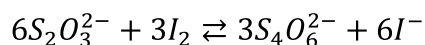
4. RESULTADOS E DISCUSSÃO

4.1. PADRONIZAÇÃO DA SOLUÇÃO DE $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$ 0,1 M

Na reação de padronização do $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$, o KIO_3 é utilizado como padrão primário. No entanto, o KIO_3 não reage diretamente com o $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$, então o iodo age como um reagente intermediário, fazendo uma ligação indireta entre KIO_3 e $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$. Quando adicionado, o KIO_3 age na solução provocando a oxidação do iodo e mudando a coloração desta solução uma cor amarela bem forte. Esta reação acontece em meio ácido.



Quando a titulação se inicia e o $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$ entra em contato com o titulando, o tiosulfato de sódio reage com iodo provocando sua redução e alterando gradualmente a coloração da solução para uma cor amarela cada vez mais fraca.



Como há certa dificuldade para determinar o ponto de equivalência, faz-se uso da solução de amido 1%, que ao ser adicionado na solução, altera a cor da mesma para violeta e no ponto de equivalência torna a solução incolor.

Para determinar a concentração real do $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, considera-se que no ponto de equivalência o número de mols de KIO_3 é igual ao número de mols de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ utilizado na reação que envolveu o iodo como agente intermediário. Ou seja,

$$6 \cdot n_{\text{KIO}_3} = n_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$$

Utilizando a equação abaixo, determinou-se a concentração real de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ nos três Erlenmeyer utilizados na padronização.

$$C = 6 \cdot \frac{m}{MM \cdot V}$$

Onde “C” é a concentração real de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ na bureta, “m” é a massa de KIO_3 pesada e transferida para o Erlenmeyer, “MM” é a massa molar de KIO_3 e “V” é volume gasto da solução de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ na titulação. Realizaram-se os cálculos e obtiveram-se os seguintes valores:

Tabela 1: Padronização da solução $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Replicata	Massa de KIO_3 (g)	Volume gasto de $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ (mL)	Concentração de $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ (M)
1	0,0367 g	9,75 mL	0,105 M
2	0,0354 g	10,10 mL	0,098 M
3	0,0363 g	10,30 mL	0,098 M
Média	0,0361 g	10,05 mL	0,100 M
Desvio padrão	-----	-----	0.004

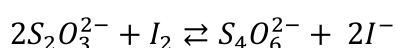
Fonte: Autores

4.2. PADRONIZAÇÃO DA SOLUÇÃO DE I_2 0,03 M

A determinação do teor de ácido ascórbico é feita a partir da solução de I_2 , no entanto, ela não é padrão primário e necessita também passar por uma padronização. Esta padronização é realizada com o uso de uma solução $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ que também passou por uma padronização.

A solução de I_2 possui uma coloração amarela alaranjada extremamente forte e quando reage com o $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$, vai alterando sua cor para um amarelo cada vez mais fraco. Como dito anteriormente, há certa dificuldade entre os analistas para identificar o ponto de equivalência nesse tipo de reação, então neste processo utiliza-se também a solução de amido 1% com indicadora do ponto de viragem.

O iodo é reduzido a I^- ao reagir com o tiosulfato de sódio e é esta reação que deixa a coloração amarela cada vez mais clara.



Considerando que no ponto de equivalência o número de mols de iodo seja igual ao número de mols de $Na_2S_2O_3$, podemos calcular a concentração real da solução de I_2 .

$$n_{S_2O_3^{2-}} = n_{I_2}$$

Utilizando a equação abaixo, calculou-se a concentração de I_2 em cada Erlenmeyer usado na triplicata.

$$C_{I_2} = \frac{1}{2} \cdot \frac{(C_{S_2O_3^{2-}}) \cdot (V_{S_2O_3^{2-}})}{V_{I_2}}$$

Após os cálculos, obtiveram-se os seguintes resultados:

Tabela 2: Padronização da solução I_2 0,03 M

Replicata	Volume gasto de $S_2O_3^{2-}$ (mL)	Concentração de I_2 (M)
1	9,40 mL	0,031 M
2	9,40 mL	0,031 M
3	9,40 mL	0,031 M
Média	9,40 mL	0,031 M
Desvio Padrão	-----	0,0

Fonte: Autores

4.3. DETERMINAÇÃO DE ÁCIDO ASCÓRBICO

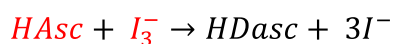
Após os procedimentos descritos no tópico 3.3.7, e partir dos valores obtidos dos cálculos da padronização do tiosulfato e do iodo, podemos verificar o teor de ácido ascórbico na amostra analisada.

Tabela 3: Análise da amostra de ácido ascórbico.

Replicata	Volume gasto de I ₂ (mL)	Concentração de HAsc no balão (M)	Concentração da amostra (mM)	Teor de ácido ascórbico (g)
1	9,55 mL	0,0118 M	1,18 mM	1,03 g
2	9,50 mL	0,0117 M	1,17 mM	1,02 g
3	9,50 mL	0,0117 M	1,17 mM	1.02 g
Média	9,51 mL	0,0117 M	1,17 mM	1,02 g
Desvio padrão	-----	0,00005	0.0057	-----

Fonte: Autores

De acordo com a reação entre o iodo e o ácido ascórbico, temos:



A reação entre o ácido ascórbico e o iodo (na forma de tri-iodeto) é 1:1, logo:

$$nHAsc = nI_2$$

$$C_{bal\tilde{a}o} \cdot V_{pip} = C_{I_2} \cdot V_{I_2}$$

$$C_{bal\tilde{a}o} = \frac{C_{I_2} \cdot V_{I_2}}{V_{pip}}$$

Para as replicatas 1, 2 e 3, teremos

$$C_{bal\tilde{a}o} = \frac{C_{I_2} \cdot V_{I_2}}{V_{pip}}$$

$$C_{bal\tilde{a}o} = \frac{0,031M \cdot 9,55 mL}{25 mL}$$

$$C_{bal\tilde{a}o} = 0,0118 M$$

$$C_{bal\tilde{a}o} = \frac{C_{I_2} \cdot V_{I_2}}{V_{pip}}$$

$$C_{bal\tilde{a}o} = \frac{0,031M \cdot 9,50 mL}{25 mL}$$

$$C_{bal\tilde{a}o} = 0,0117 M$$

$$C_{bal\tilde{a}o} = \frac{C_{I_2} \cdot V_{I_2}}{V_{pip}}$$

$$C_{bal\tilde{a}o} = \frac{0,031M \cdot 9,50 mL}{25 mL}$$

$$C_{bal\tilde{a}o} = 0,0117 M$$

Multiplicando os resultados obtidos por um fator de 100x, obtemos os valores da concentração em mM, visto que a concentração do comprimido é 1,14mM,

podemos efetuar uma regra de 3 simples, para descobrir o teor de ácido ascórbico no comprimido utilizado na amostra.

Sabe-se que cada comprimido contém 1g de ácido ascórbico, que equivale a 1,14 mM, então para as replicatas temos:

$$1g - 1,14 \text{ mM}$$

$$x - 1,18 \text{ mM}$$

$$x = 1,03 \text{ g de HAsc}$$

$$1g - 1,14 \text{ mM}$$

$$x - 1,17 \text{ mM}$$

$$x = 1,02 \text{ g de HAsc}$$

$$1g - 1,14 \text{ mM}$$

$$x - 1,17 \text{ mM}$$

$$x = 1,02 \text{ g de HAsc}$$

5. CONCLUSÃO

Pode-se observar, portanto, que as concentrações de ácido ascórbico em cada amostra estão bem próximas umas das outras, com um valor de 0,011M, apenas com um erro significativo na última casa. Isso pode comprovar que a concentração de ácido ascórbico está dentro dos padrões observados no rótulo do medicamento de vitamina C. Esse experimento de titulação volumétrica de iodimetria, portanto, nos mostra sua eficácia na comprovação da determinação de concentrações de ácido ascórbico em comprimidos e outras fontes que possuem essa molécula.

6. REFERÊNCIAS

CUNHA, K. D. et al. Estabilidade de ácido ascórbico em sucos de frutas frescos sob diferentes formas de armazenamento. **Brazilian Journal of Food Technology**, v. 17, n. 2, p. 139-145, abr./jun. 2014.

FORNARO, A.; COICHEV, N. Ácido L-ascórbico: reações de complexação e de óxido-redução com alguns íons metálicos de transição. **Química Nova**, v.21, n.5, p.642-650, 1998.

HARRIS, D. C. (2012). **Análise Química Quantitativa**, 8ª edição. LTC-Livros Técnicos e Científicos Editora AS, Rio de Janeiro-RJ.

NOGUEIRA, F. S. Teores de ácido L-ascórbico em frutas e sua estabilidade em sucos, Rio de Janeiro. 2011. 84 f. Dissertação (Mestrado em Produção Vegetal) – **Centro de Ciências e Tecnologias Agropecuárias, Universidade Estadual do Norte Fluminense**, Campos dos Goytacazes, 2011.

Química Analítica Quantitativa. (2021). **Texto Nº 8: Volumetria de Oxidação-redução** – Apostila – Texto Revisado e atualizado pela professora Marta Pinheiro.

SKOOG, D. A.; WEST, D. M.; HOLLER, F. J.; CROUCH, S. R. (2006). **Fundamentos de Química Analítica**, Editora Thomson, 8 ed. São Paulo: Pioneira Thomson Learning.