

5. Protokoll

- Redox-Titration -

Thema/Aufgabe:

Iodometrische Bestimmung von Vitamin C

Arbeitsvorschrift:

Ascorbinsäure ist ein mildes Reduktionsmittel, das mit Triiodid (Iod-Iodid-Komplex) schnell umgesetzt wird. Bei dieser indirekten Bestimmung wird eine bekannte Menge an Triiodid erzeugt und der Überschuss mit Thiosulfatlösung zurücktitriert.

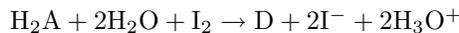
Die Analysenlösung (20mL) wird etwas verdünnt und nacheinander mit 10mL 25%iger Schwefelsäure, 25mL 0,1N KIO₃-Lösung und 1g festem KI versetzt. Nach ca. 2 Minuten wird die gelblich-braune Lösung mit 0,1N Thiosulfatlösung titriert. Wenn die Lösung nur noch schwach gelb gefärbt ist, werden 2mL Stärkelösung zugesetzt. Nun wird bis zum Farbumschlag von blaviolett nach farblos zu Ende titriert.

Theoretische Grundlagen der Analyse:

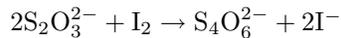
Das Triiodid wird gemäß der folgenden Reaktionsgleichung hergestellt:



Ein Teil des erzeugten Iods reagiert jedoch mit der Ascorbinsäure (H₂A) weiter zu Dehydroascorbinsäure (D):



Das verbliebene I₂ wird nun mit der Thiosulfatlösung wieder zu I⁻-Ionen reduziert, und aus der Differenz zu der erzeugten Menge auf den Ascorbinsäuregehalt der Probelösung geschlossen:



Als Indikator wird Stärkelösung verwendet, deren Blaufärbung die Anwesenheit von I₂-Molekülen indiziert.

Entsorgung:

Die restliche Analysenlösung und die austitrierten Lösungen können dem Abwassernetz zugeführt werden.

Geräte/Chemikalien:

Stoff	Symbol	R-Sätze	S-Sätze
Ascorbinsäure	-	-	-
H ₂ SO ₄ (25%)	C	R 35	S 26-30-36/37/39-45
KIO ₃ -Lösung	-	-	-
KI	-	-	-
Thiosulfatlösung	-	-	-
Stärkelösung	-	-	-

- Stativ + Klemme
- Bürette
- Maßkolben (100ml)
- Becherglas
- Erlenmeyerkolben
- Messpipette/Messzylinder
- Trichter

Messwerte:

Nr.	Verbrauch an Thiosulfatlösung in mL
1	8,7
2	8,7
3	8,5
4	8,6

Berechnung

Verbrauch: $\bar{x} = 8,625 \text{ mL}$

Erzeugte Menge an I_2 :

$$\begin{aligned}c(\text{KIO}_3) \cdot V(\text{KIO}_3) &= n(\text{KIO}_3) \\0,01667 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,025 \text{L} &= 4,17 \cdot 10^{-4} \text{mol} \\3 \cdot n(\text{KIO}_3) &= n_1(\text{I}_2) = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{mol}\end{aligned}$$

Mit Thiosulfat titrierte Menge an I_2 :

$$\begin{aligned}c(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) \cdot V(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) &= n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) \\0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 8,625 \cdot 10^{-3} \text{L} &= 8,62 \cdot 10^{-4} \text{mol} \\\frac{1}{2} \cdot n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) &= n_2(\text{I}_2) = 4,31 \cdot 10^{-4} \text{mol}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}n_1(\text{I}_2) - n_2(\text{I}_2) &= \Delta n(\text{I}_2) = n(\text{H}_2\text{A}) = 8,189 \cdot 10^{-4} \text{mol} \\n(\text{H}_2\text{A}) \cdot M(\text{H}_2\text{A}) &= m(\text{H}_2\text{A}) \\8,189 \cdot 10^{-4} \text{mol} \cdot 176,13 \frac{\text{g}}{\text{mol}} &= 0,1442 \text{g} \\m(\text{H}_2\text{A}) \cdot 1000 &= \underline{\underline{721,2 \text{mg}}}\end{aligned}$$

⇒ Somit befinden sich in der Probelösung 721,2 mg Vitamin C.