

## Vitamin C als Lerngegenstand

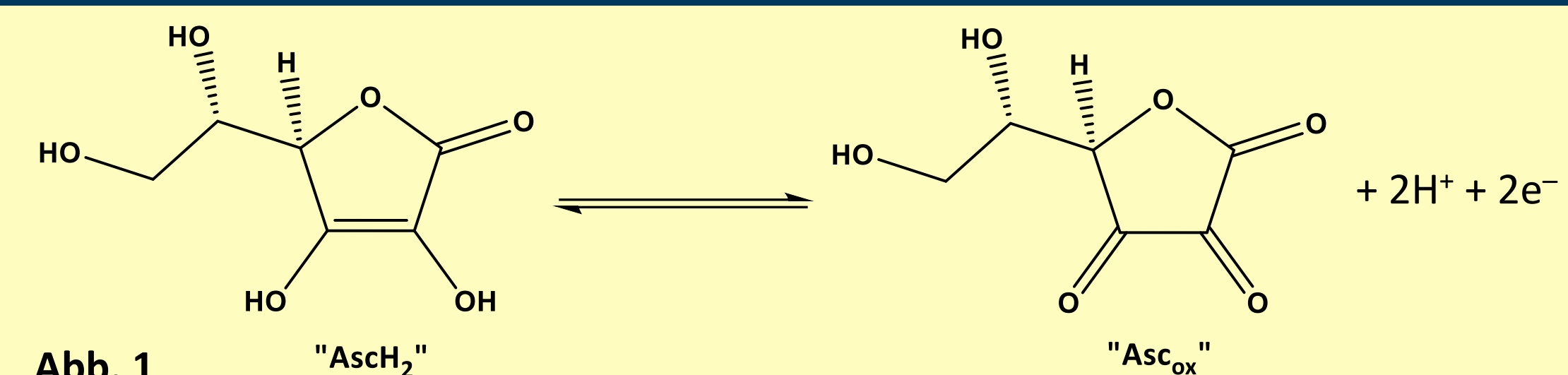
- **Vitamin C** (Ascorbinsäure) ist ein bekannter Stoff aus dem Alltag
- Wichtig für ein **gesundes Leben** aufgrund verschiedenster Aufgaben im Körper
  - Essentiell für den Aufbau von Kollagen und Hormonen [1]
  - Antioxidans [1]
  - Hemmung der Aufnahme von kanzerogenen Nitrosaminen [2]
  - Blutgerinnung und Wundheilung [3]
- Menschen müssen ihren Vitamin C-Haushalt über ihre Ernährung decken (95–110 mg/Tag (Erwachsene)) [4]
- Aktuell werden z.B. in der Werbung oder auf social media Plattformen Vitamin C-reiche **Superfoods** beworben
- Ideen zur Thematisierung bzw. Einbindung von Vitamin C als Lerngegenstand im Unterricht bereits vorhanden, z.B.
  - Sind Superfoods wirklich so super? [5]
  - Vitamin C im historisch-problemorientierten Unterrichtsverfahren [6]
- In den Unterrichtskonzeptionen [5, 6] wird der Vitamin C-Gehalt u.a. quantitativ mittels **indikatorgestützter Redox titration** bestimmt

## Das Experimentalprojekt

- **Problem der indikatorgestützten Redox titrationen:** Bestimmung des **Vitamin C-Gehalts** in vergleichsweise **farbintensiven Lebensmitteln** (z.B. Fruchtsäften)
  - Umschlagspunkt des Indikators nicht klar zu erkennen
- **Projektidee:** Erprobung **potentiometrischer Titrations** des quantitativen Vitamin C-Gehalts mit Tropfenzähler und Redoxpotential-Sensor (Vernier)
- **Vorgehen:**
  1. Identifizieren vorhandener potentiometrischer Vitamin C-Nachweise, die für den Schulunterricht erlaubt sind
  2. Durchführung entsprechender Titrations mit Ascorbinsäure als Laborchemikalie
  3. Durchführung der Titrations mit Zitronensaft
  4. Erprobung der Titrations mit weiteren Fruchtsäften
  5. Ableitung geeigneter potentiometrischer Titrations für Vitamin C mit digitalen Messensoren

## schulgeeignete, potentiometrische Vitamin C-Titrations

**Grundlegende Redoxreaktion:** Oxidation der Ascorbinsäure und der damit verbundenen Abgabe von 2 Elektronen und 2 Protonen unter Bildung von Dehydroascorbinsäure (Asc<sub>ox</sub>, vgl. Abb. 1.)



**Folgende Redoxsysteme wurden untersucht**

- **Kaliumhexacyanidoferrat(III):**
  - $K_3[Fe(CN)_6]$ ,  $c = 0,1 \text{ mol/l}$ , gepuffert bei  $pH=7$
  - $2 [Fe(CN)_6]^{3-} + AscH_2 \rightleftharpoons 2 [Fe(CN)_6]^{4-} + Asc_{ox} + 2 H^+$
- **Kaliumiodat:**
  - $KIO_3$ ,  $c = 0,0333 \text{ mol/l}$ , in  $H_2O$
  - $3 AscH_2 + IO_3^- \rightleftharpoons 3 Asc_{ox} + I^- + 2 H_2O$

- **Cer(IV)-Sulfat**
  - $Ce(SO_4)_2$ ,  $c = 0,01 \text{ mol/l}$ , in  $H_2SO_4$  ( $w = 10\%$ )
  - $2 Ce^{4+} + AscH_2 \rightleftharpoons 2 Ce^{3+} + Asc_{ox} + 2 H^+$
- **Eisen(III)-chlorid**
  - $FeCl_3$ ,  $c = 0,1 \text{ mol/l}$ , in  $HCl$  ( $c = 0,5 \text{ mol/l}$ )
  - $2 Fe^{3+} + AscH_2 \rightleftharpoons 2 Fe^{2+} + Asc_{ox} + 2 H^+$

## Ergebnisse der experimentellen Untersuchungen

Abb. 2: Titration von 20 ml Ascorbinsäurelösung mit  $K_3[Fe(CN)_6]$ -Lösung

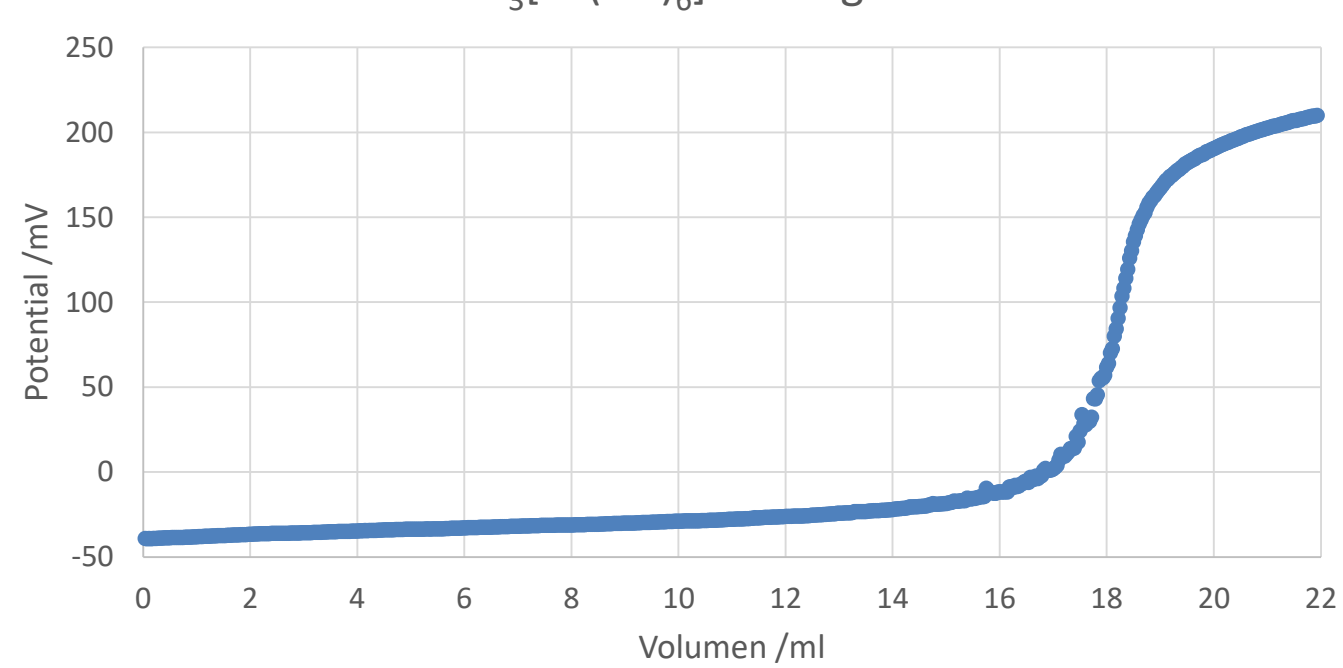


Abb. 3: Titration von 20 ml Ascorbinsäurelösung mit  $Ce(SO_4)_2$ -Lösung

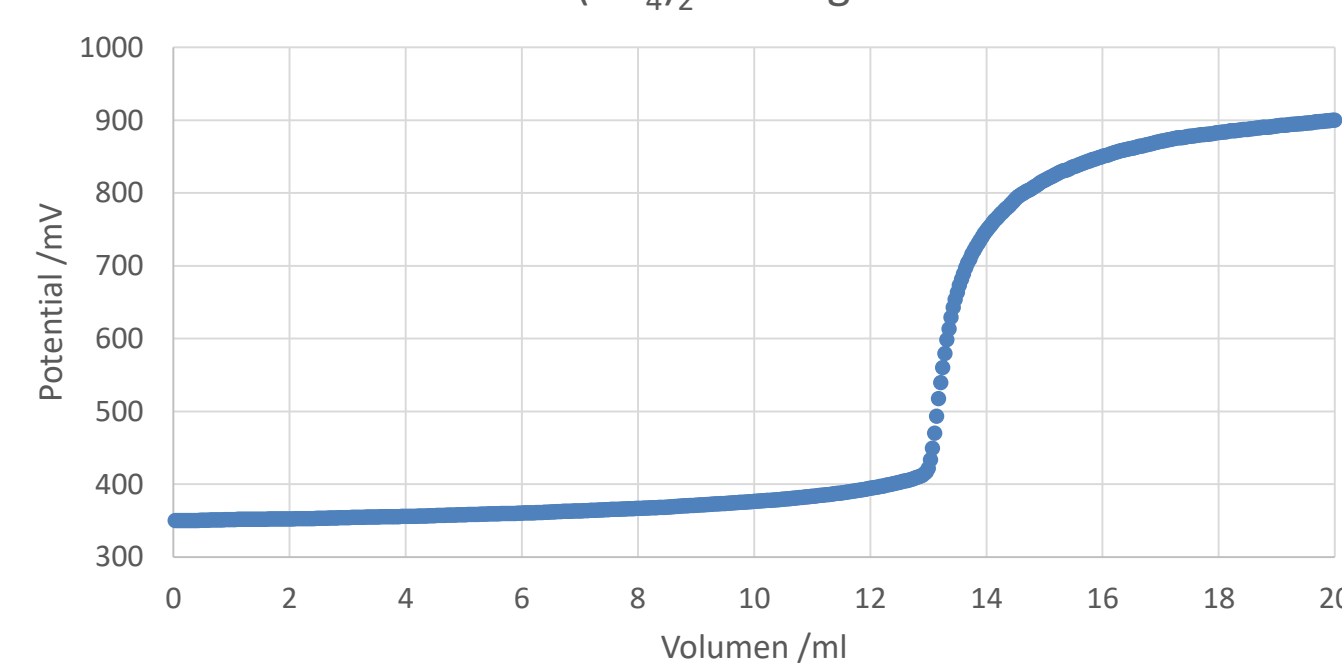


Abb. 4: Titration von 20 ml Ascorbinsäurelösung mit  $KIO_3$ -Lösung

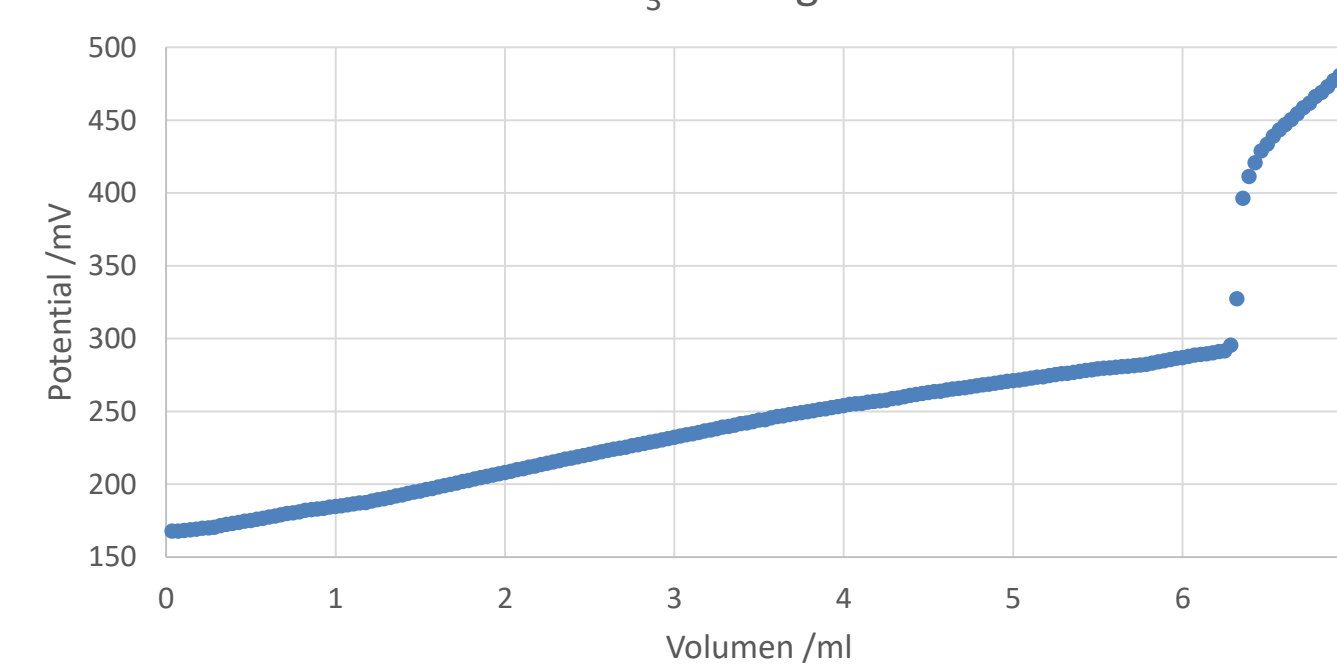
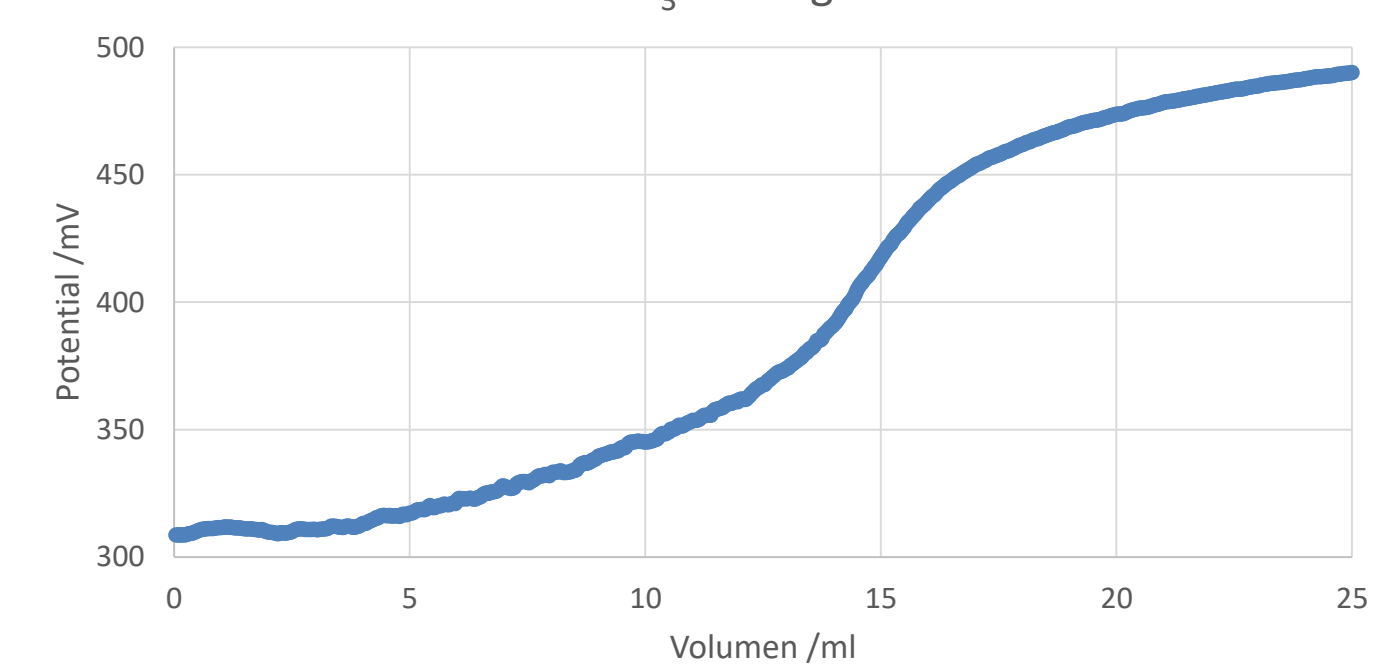


Abb. 5: Titration von 20 ml Ascorbinsäurelösung mit  $FeCl_3$ -Lösung



### Titrations von Zitronensaft

- Schöne Titrationskurven mit  $K_3[Fe(CN)_6]$ ,  $KIO_3$  und  $FeCl_3$  (Abb. 6, 7)
- Ergebnisse relativ ungenau und können nicht verlässlich validiert werden

### Titrations von Labor-Ascorbinsäure

- Schöner qualitativer Verlauf der Titrationskurven bei allen durchgeführten Messungen (Abb. 2–5) mit klar erkennbarem Potentialsprung

### Titrations von Fruchtsäften

- Schöne Titrationskurven  $KIO_3$  und  $FeCl_3$  (Abb. 8,9)

Abb. 6: Titration von 50 ml Zitronensaft mit  $K_3[Fe(CN)_6]$ -Lösung

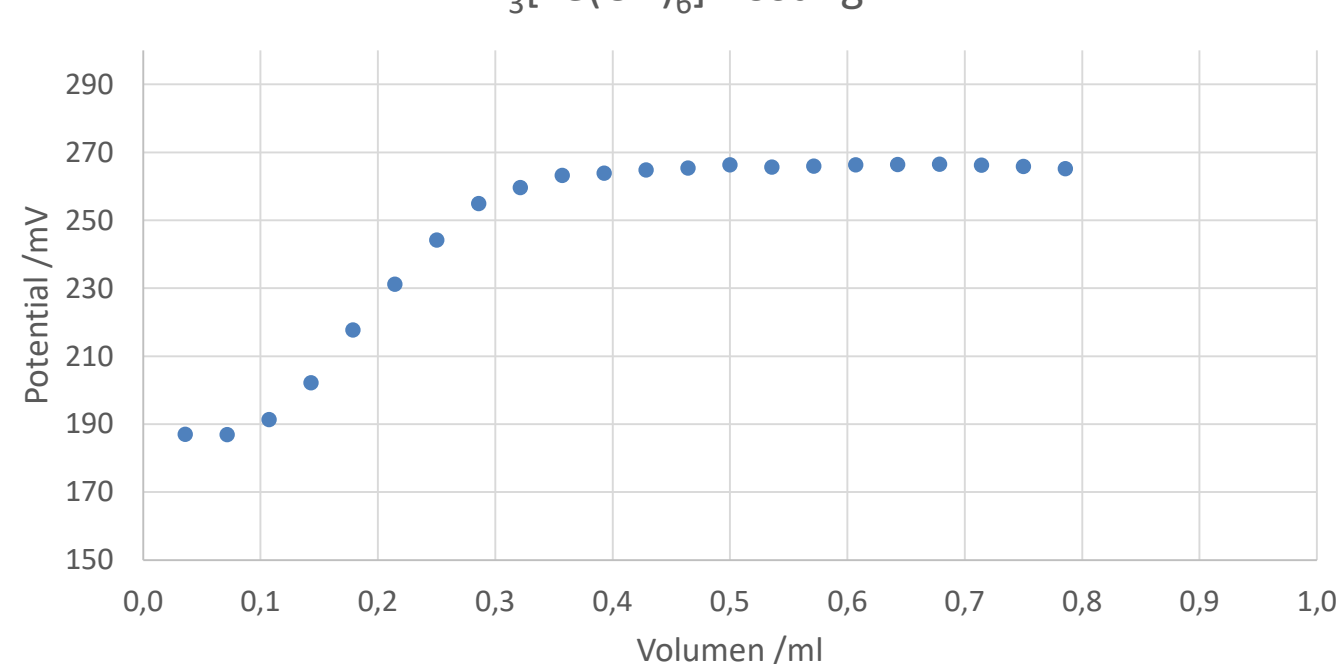


Abb. 7: Titration von 50 ml Zitronensaft mit  $KIO_3$ -Lösung

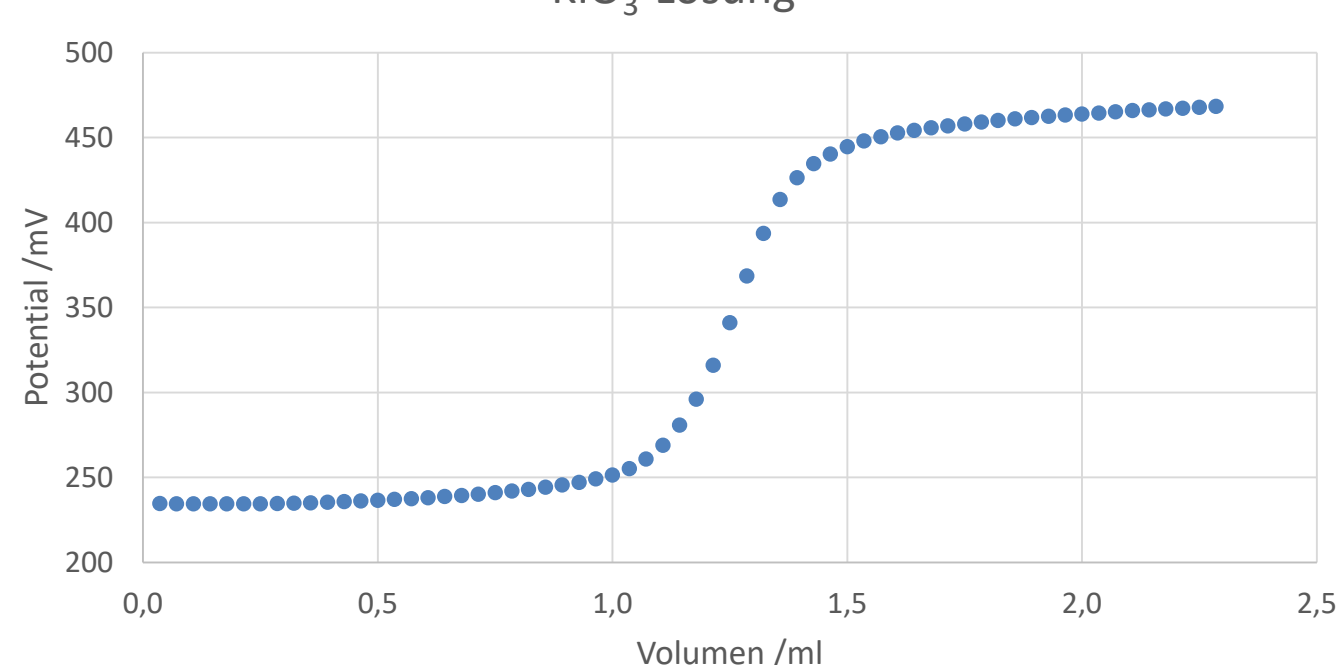


Abb. 8: Titration von 50 ml Aroniasaft mit  $FeCl_3$ -Lösung

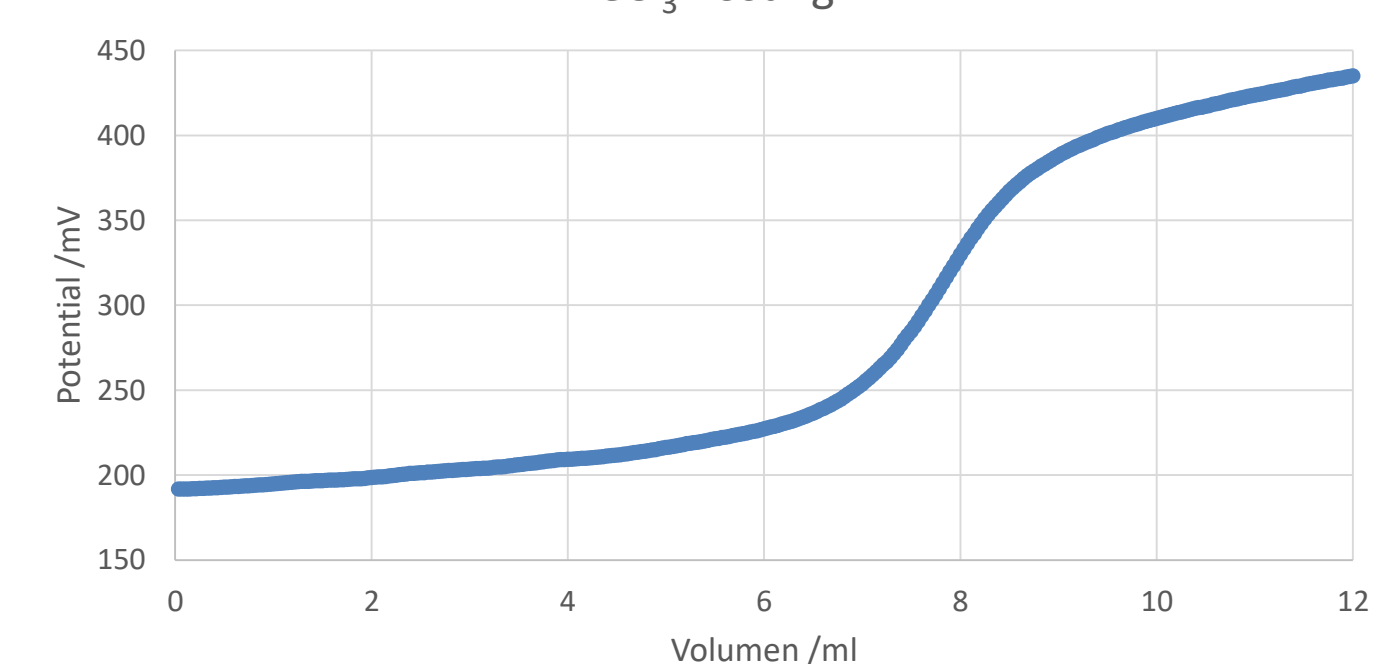
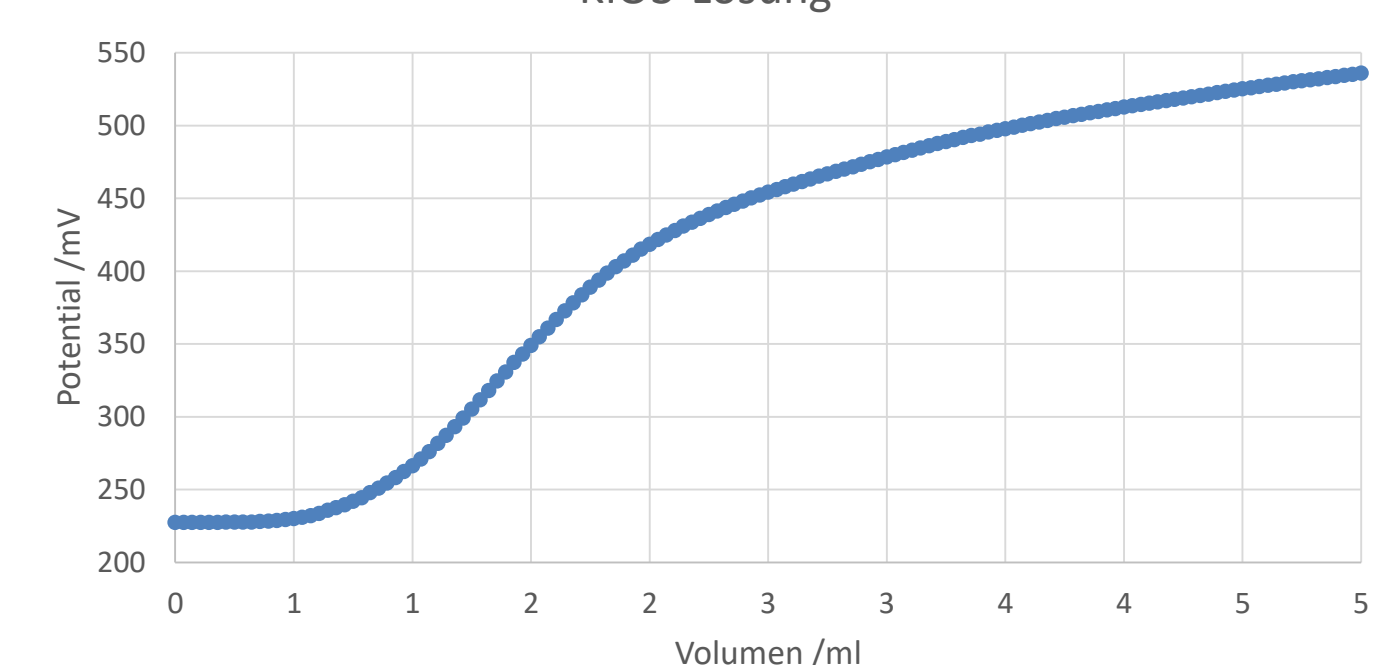


Abb. 9: Titration von 50 ml Cranberrysaft mit  $KIO_3$ -Lösung



## Zusammenfassung

- Potentiometrische Titrations mit digitalen Messensoren (Abb. 10) zur Vitamin C-Bestimmung gut und leicht im Labor umsetzbar
- Jedoch relativ große Abweichungen zur Einwaage, die systemischer Natur zu sein scheinen
- Relativer Vergleich des Vitamin C-Gehalts in verschiedenen Proben (Probe A enthält mehr Vitamin C als Probe B) möglich
- Absolute Angaben zur Menge schwierig, auch weil in Säften weitere „störende“, also redoxaktive Stoffe enthalten sind
- Nicht jeder Saft ist für potentiometrische Vitamin C-Titrations geeignet
- Kaliumhexacyanidoferrat(III) und Cer(IV)-Sulfat scheinen für Safttitrationen eher ungeeignet
- Titration mit Kaliumiodat liefert insgesamt beste Messergebnisse