

Anhang – Titration: Theorie und Praxis

Farbveränderungen einiger Indikatoren bei der pH-Messung

Methylorange (Helianthin)	pH 3,1 bis pH 4,4
Bromphenolblau	pH 3,0 bis pH 4,0
Bromkresolgrün	pH 4,0 bis pH 5,6
Methylrot	pH 4,2 bis pH 6,2
Bromthymolblau	pH 6,2 bis pH 7,6
Phenolphthalein	pH 8,0 bis pH 10,0

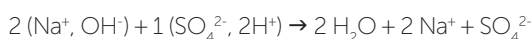
Gleichungen einiger Titrationsreaktionen

Die unten aufgeführte Syntax veranschaulicht das Verhältnis zwischen Titriermittel und Analyt während der Reaktion, was zur Erklärung der Stöchiometrie von Reaktionen beiträgt.

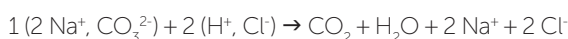
Säure-/Base-Reaktionen



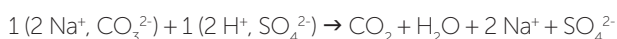
Reaktion von Natriumhydroxid mit einer einwertigen Säure



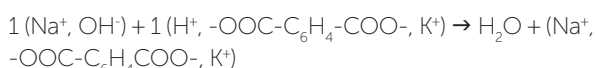
Reaktion von Natriumhydroxid mit einer zweiwertigen Säure



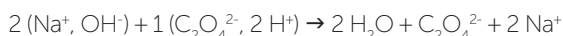
Vollständige Neutralisierung von Natriumkarbonat durch Salzsäure



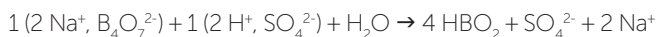
Vollständige Neutralisierung von Natriumkarbonat durch Schwefelsäure



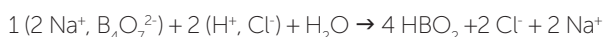
Titration von Natriumhydroxid durch Kaliumhydrogenphthalat



Titration von Natriumhydroxid durch Oxalsäure



Titration von Borax durch Schwefelsäure



Titration von Borax durch Salzsäure

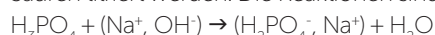
Beispiel für Phosphorsäure H_3PO_4

Trisäure mit den folgenden pK-Werten:

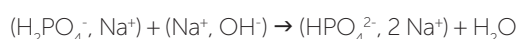
$\text{pK}_3=2,1$, $\text{pK}_2=7,2$ und $\text{pK}_1=12$

In einem wässrigen Medium können nur die ersten zwei

Säuren titriert werden. Die Reaktionen sind folgende:



($\text{pK}_3=2,1$)

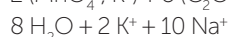
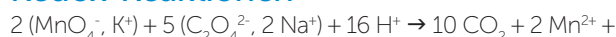


($\text{pK}_2=7,2$)

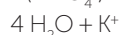


($\text{pK}_1=12$)

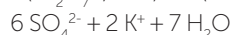
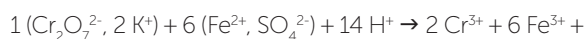
Redox-Reaktionen



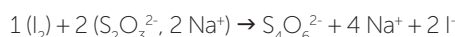
Reaktion von Kaliumpermanganat und Natriumoxalat



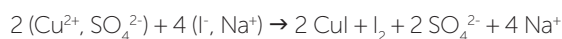
Reaktion von Kaliumpermanganat und Eisensulfat



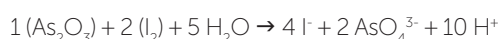
Reaktion von Kaliumdichromat und Eisensulfat



Reaktion von Jod und Natriumthiosulfat



Reaktion von Cu^{2+} und Jodid



Reaktion von Jod und arsenigem Anhydrid

Komplexometrische Reaktionen

Der am häufigsten verwendete Komplexbildner ist das Dinatriumsalz der Ethylendiamintetraessigsäure (EDTA), normalerweise in einfacher Form als H_2Y^{2-} dargestellt.

Da es oft zur Komplexbildung zweiwertiger Metalle des Typs Me^{2+} verwendet wird, wird die Reaktion wie folgt geschrieben:
 $1 Me^{2+} + 1 H_2Y^{2-} \rightarrow 1 (MeY^{2-}) + 2 H^+$

Fällungsreaktionen

Der wichtigste Verwendungsbereich von Fällungsreaktionen ist die zur Titration von Halogeniden (Cl^- , Br^- , I^-) und CN^- sowie SCN^- mit Ag^+ -Ionen.

Für Halogenide ist die Reaktion wie folgt:
 $1 Ag^+ + 1 X^- \rightarrow 1 AgX$

Einige andere Reaktionen entsprechen der Fällung von normalerweise zweiwertigen Metallhydroxiden:
 $1 Me^{2+} + 2 OH^- \rightarrow Me(OH)_2$

Eigenschaften einiger Standards

Ein Standard ist eine im Handel erhältliche Substanz mit ausreichend hoher Reinheit und Zertifikat. Solch ein Standard kann eingewogen werden, um Lösungen bekannter Konzentration zu erstellen.

pH-Standards

Oxalsäure $(COOH)_2 \cdot 2 H_2O$
Molekülmasse = 126,03 g/mol

Kaliumhydrogenphthalat $KOOC-C_6H_4-COOH$
Molekülmasse = 204,22 g/mol

Natriumkarbonat Na_2CO_3
Molekülmasse = 105,99 g/mol

TRIS oder THAM $H_2N-C(CH_2OH)_3$
Molekülmasse = 121,14 g/mol

Natriumborat (Borax) $Na_2B_4O_7 \cdot 10 H_2O$
Molekülmasse = 381,4 g/mol

Redox-Standards

Oxalsäure $(COOH)_2 \cdot 2 H_2O$
Molekülmasse = 126,03 g/mol

Kaliumdichromat $K_2Cr_2O_7$
Molekülmasse = 294,19 g/mol

Eisenhaltiges Ammoniumsulfat (Mohrsches Salz) $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6 H_2O$
Molekülmasse = 392,14 g/mol

Arsentrioxid As_2O_3
Molekülmasse = 169,87 g/mol

Kaliumiodat KIO_3
Molekülmasse = 213,97 g/mol

Komplexometrische Standards

Dinatriumsalz der EDTA $Na_2H_2Y \cdot 2 H_2O$
Molekülmasse = 372,24 g/mol

Fällungsstandards

Silbernitrat $AgNO_3$
Molekülmasse = 169,87 g/mol

Kaliumchlorid KCl
Molekülmasse = 74,56 g/mol

Natriumchlorid $NaCl$
Molekülmasse = 58,44 g/mol