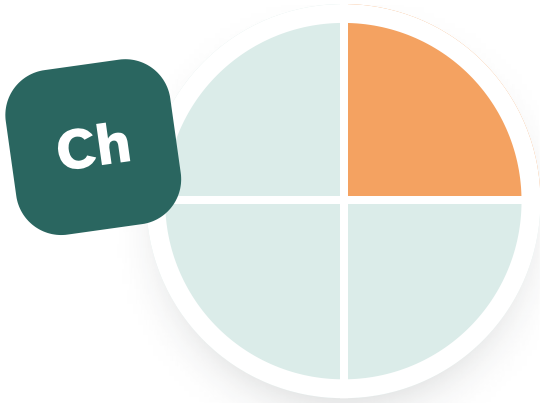
DYS+ Campus



Übungsheft · Chemie · Klasse 12

Die Säure-Base-Titration

Erklärungen, 27 Aufgaben in drei Stufen und alle Lösungen, viele mit Begründung.

Name _____ **Datum** _____

Das lernst du

- Ich beschreibe und plane eine Säure-Base-Titration.
- Ich werte Titrationen aus und analysiere Fehler.
- Ich deute Titrationskurven und berechne charakteristische Punkte.

So arbeitest du mit dem Heft

●○○ **Basis** zum Einstieg

●●○ **Standard** zum Üben

●●● **Plus** zum Weiterdenken

Du musst nicht alles machen. Fang bei Basis an. Die Lösungen stehen hinten im Heft.

Noch unsicher?

Scanne den Code. Dort wird das Thema Schritt für Schritt erklärt.

dysplus.de/lernen/gymnasium/klasse-12/chemie/saeure-base-titration/die-idee-der-titration

Kurz erklärt

Begriffe

Begriff	Bedeutung
Maßlösung	bekannte Konzentration, in der Bürette
Probelösung	unbekannte Konzentration, im Kolben
Äquivalenzpunkt	Stoffmengen im Verhältnis der Gleichung
Endpunkt	Farbumschlag des Indikators

Auswertung (Beispielwerte)

1. 10,0 mL HCl, Verbrauch 15,0 mL NaOH (0,100 mol/L).
2. n(NaOH) = 0,100 · 15,0 = 1,50 mmol = n(HCl).
3. c(HCl) = 1,50 mmol : 10,0 mL = 0,150 mol/L.

Merksatz: n = c · V. Verhältnis aus der Gleichung. c = n : V. Am Halbäquivalenzpunkt einer schwachen Säure gilt pH = pKS.

Typischer Fehler: Der Äquivalenzpunkt liegt nicht immer bei pH 7. Bei schwachen Säuren liegt er im Basischen.

Tipp: Titrationen mit Laugen und Säuren führt nur die Lehrkraft im Fachraum durch, mit Schutzbrille und Kittel. Haushaltsreiniger nicht zu Hause titrieren.

●○○ Basis

Idee und Rechnen

1 Ordne zu.

a) Die Lösung in der Bürette heißt _____. ☐ **Maßlösung** ☐ **Probelösung**

b) Die Lösung im Kolben heißt _____. ☐ **Maßlösung** ☐ **Probelösung**

c) Der Farbumschlag zeigt den _____. ☐ **Äquivalenzpunkt** ☐ **Endpunkt**

2 Rechne mit n = c · V (V in mL, n in mmol).

a) c = 0,100 mol/L, V = 12,5 mL: n = _____ mmol

b) c = 0,100 mol/L, V = 20,0 mL: n = _____ mmol

c) n = 1,50 mmol in V = 10,0 mL: c = _____ mol/L

3 Stimmt der Satz? Schreibe falsche Sätze richtig auf.

a) Die Maßlösung hat eine unbekannte Konzentration. ☐ **stimmt** ☐ **stimmt nicht**

b) Phenolphthalein schlägt im basischen Bereich um. ☐ **stimmt** ☐ **stimmt nicht**

c) Der Äquivalenzpunkt liegt immer bei pH 7. ☐ **stimmt** ☐ **stimmt nicht**

●●○ Standard

Auswerten und Fehler

4 Werte aus.

a) 10,0 mL Salzsäure verbrauchen 15,0 mL Natronlauge (0,100 mol/L). Berechne c(HCl).

b) 20,0 mL Schwefelsäure verbrauchen 24,6 mL Natronlauge (0,100 mol/L). $H_2SO_4 + 2\ NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$. Berechne $c(H_2SO_4)$.

c) Essig wurde zehnfach verdünnt. Die Probe hat c = 0,0853 mol/L. Berechne c im Essig.

5 Mittelwert und Fehler.

a) Verbräuche 12,4; 12,6; 12,5 mL: Mittelwert = _____ mL

b) Ablesefehler 0,05 mL bei 12,5 mL Verbrauch: _____ %

c) Ablesefehler 0,05 mL bei 2,5 mL Verbrauch: _____ %

6 Systematisch oder zufällig?

a) Luftblase in der Bürettenspitze: _____. ☐ **systematisch** ☐ **zufällig**

b) Ablesen des Meniskus: _____. ☐ **systematisch** ☐ **zufällig**

c) CO_2-Aufnahme der Natronlauge: _____. ☐ **systematisch** ☐ **zufällig**

Plus

Kurven, Punkte, Verfahren (vor allem Leistungskurs)

7 **Berechne die Punkte. Essigsäure (pKS 4,76), 20,0 mL, 0,100 mol/L, mit NaOH (0,100 mol/L).**

a) Wie groß ist der Anfangs-pH-Wert?

b) Wie groß ist der pH-Wert am Halbäquivalenzpunkt?

c) Wie groß ist der pH-Wert am Äquivalenzpunkt?

8 **Ergänze.**

a) Am Halbäquivalenzpunkt einer schwachen Säure gilt pH = _____.

b) Phosphorsäure zeigt bei der Titration _____ gut erkennbare Sprünge.

c) Der Äquivalenzpunkt von Essigsäure mit NaOH liegt im _____ Bereich.

9 Beurteile.

a) Warum ist ein Farbindikator für Rotwein ungeeignet?

b) Nenne einen Vorteil und eine Grenze der Leitfähigkeitstitration.

c) Warum fällt die Leitfähigkeit bei HCl und NaOH zuerst?

Kannst du das schon?

Kreuze an, wie sicher du dich fühlst. Hier gibt es kein Richtig oder Falsch.

Ich kann …	sicher	fast	noch nicht
Ich beschreibe und plane eine Säure-Base-Titration.	☐	☐	☐
Ich werte Titrationen aus und analysiere Fehler.	☐	☐	☐
Ich deute Titrationskurven und berechne charakteristische Punkte.	☐	☐	☐

Tipp: Bei „noch nicht“ schau dir „Kurz erklärt“ vorne im Heft noch einmal an oder scanne den Code auf dem Deckblatt. Dann probierst du die Aufgaben noch einmal.

Lösungen

Erst selbst lösen, dann vergleichen. Bei vielen Aufgaben steht die Begründung dabei.

●○○ Basis: Idee und Rechnen

1 Ordne zu.

a) Maßlösung

→ Ihre Konzentration ist bekannt.

b) Probelösung

→ Ihre Konzentration ist gesucht.

c) Endpunkt

→ Er soll nahe am Äquivalenzpunkt liegen.

2 Rechne mit n = c · V (V in mL, n in mmol).

a) **c = 0,100 mol/L, V = 12,5 mL: n = 1,25 mmol**

b) **c = 0,100 mol/L, V = 20,0 mL: n = 2,00 mmol**

c) **n = 1,50 mmol in V = 10,0 mL: c = 0,150 mol/L**

3 Stimmt der Satz? Schreibe falsche Sätze richtig auf.

a) **Stimmt nicht. Richtig: Die Maßlösung hat eine bekannte Konzentration.**

b) **Stimmt.**

c) **Stimmt nicht. Richtig: Das gilt nur bei starker Säure und starker Base.**

●●○ Standard: Auswerten und Fehler

4 Werte aus.

a) c(HCl) = 0,150 mol/L

→ n(NaOH) = 0,100 · 15,0 = 1,50 mmol.

→ n(HCl) = n(NaOH), Verhältnis 1 : 1.

→ c = 1,50 mmol : 10,0 mL = 0,150 mol/L.

b) $c(H_2SO_4)$ = 0,0615 mol/L

→ n(NaOH) = 2,46 mmol.

→ $n(H_2SO_4)$ = 2,46 : 2 = 1,23 mmol.

→ c = 1,23 mmol : 20,0 mL = 0,0615 mol/L.

c) c = 0,853 mol/L

→ Verdünnungsfaktor 10 zurückrechnen: 0,0853 · 10.

5 Mittelwert und Fehler.

a) **Verbräuche 12,4; 12,6; 12,5 mL: Mittelwert = 12,5 mL**

b) **Ablesefehler 0,05 mL bei 12,5 mL Verbrauch: 0,4 %**

c) **Ablesefehler 0,05 mL bei 2,5 mL Verbrauch: 2 %**

6 Systematisch oder zufällig?

a) systematisch

→ Sie verfälscht das Volumen immer in dieselbe Richtung.

b) zufällig

→ Mal liest man zu hoch, mal zu tief ab.

c) systematisch

→ Die Konzentration sinkt immer in dieselbe Richtung.

●●● Plus: Kurven, Punkte, Verfahren (vor allem Leistungskurs)

7 Berechne die Punkte. Essigsäure (pKS 4,76), 20,0 mL, 0,100 mol/L, mit NaOH (0,100 mol/L).

a) pH = 2,88

→ $pH = ½ \cdot (pKS - \lg c_0) = ½ \cdot (4{,}76 + 1)$.

b) pH = 4,76

→ Dort gilt $c(HA) = c(A^-)$, also pH = pKS.

c) pH = 8,73

→ $c(A^-) = 2{,}00\ mmol : 40{,}0\ mL = 0{,}050\ mol/L$.

→ pKB = 9,24. $pOH = ½ \cdot (9{,}24 + 1{,}30) = 5{,}27$.

→ $pH = 14 - 5{,}27 = 8{,}73$.

8 Ergänze.

a) Am Halbäquivalenzpunkt einer schwachen Säure gilt pH = pKS.

b) Phosphorsäure zeigt bei der Titration zwei gut erkennbare Sprünge.

c) Der Äquivalenzpunkt von Essigsäure mit NaOH liegt im basischen Bereich.

9 Beurteile.

a) Die Eigenfarbe der Probe verdeckt den Umschlag. Besser ist eine pH-Messung.

→ Denke an die Erkennbarkeit des Umschlags.

b) Vorteil: auch für gefärbte Proben. Grenze: Temperatur und Fremdionen stören.

→ Vergleiche mit dem Indikator.

c) H_3O^+ leitet viel besser als Na^+. Wird H_3O^+ durch Na^+ ersetzt, sinkt die Leitfähigkeit.

→ Beachte die Grenzleitfähigkeiten.