



Cola – Starke Erfrischung mit schwachen Säuren

Station 2: Der Verlauf einer Titration



Als Titration bezeichnet man ein maßanalytisches Verfahren, bei dem eine Lösung bekannter Konzentration (Maßlösung) schrittweise zu einer Lösung unbekannter Konzentration (Probe- oder Analysenlösung) hinzu gegeben wird. Verwendet man dabei eine Säure und eine Lauge, spricht man von einer **Säure-Base-Titration** oder **Neutralisationsanalyse**.

Der **Verlauf** einer Neutralisationsanalyse ist am besten aus der der Veränderung des pH-Wertes der Probelösung in Abhängigkeit vom wachsenden Zusatz der Maßlösung erkennbar.

Der pH-Wert

Der dänische Chemiker Søren Sørensen führte den Begriff im Jahr 1909 für die Konzentration von Wasserstoffionen ein. Er definierte p_H als den (Lösungs-)Druck p der Wasserstoff-Ionen und indizierte das H für Wasserstoff.

Heute ist der pH-Wert definiert als der negative dekadische Logarithmus der Konzentration an Oxonium-Ionen.

Der Begriff leitet sich von **pondus Hydrogenii** oder **potentia Hydrogenii** (lat. pondus = Gewicht; lat. potentia = Kraft; lat. hydrogenium = Wasserstoff) ab.

Für die Temperatur von $\vartheta = 22^\circ\text{C}$ gilt folgende Einteilung:

- $\text{pH} < 7$ entspricht einer sauren Lösung
- $\text{pH} = 7$ entspricht einer neutralen Lösung
- $\text{pH} > 7$ entspricht einer alkalischen (basischen) Lösung

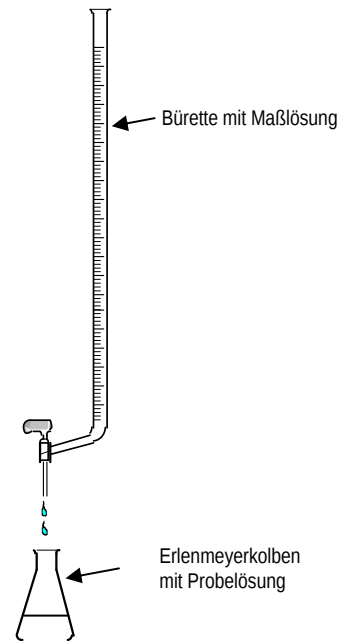
Bedeutung in der Natur

Beim Kauf eines Duschbades entdeckt man auf der Verpackung die Angabe „pH-hautneutral“. Ein alltägliches Beispiel von vielen, das zeigt, dass Angaben zum pH-Wert bzw. zum sauren, neutralen oder alkalischen Milieu einer Lösung im täglichen Leben eine große Rolle spielen.

Das Blut des Menschen weist einen pH-Wert von 7,35 bis 7,45 auf. Alle im Blut enthaltenen Enzyme (Biokatalysatoren) sind nur in diesem engen pH-Wertbereich wirksam.

Der pH-Wert ist ein entscheidender Umweltfaktor für verschiedene Lebewesen. So ist der pH-Wert des Wassers eine wichtige Voraussetzung für das Leben der verschiedensten Wasserbewohner, insbesondere der Fische. In Deutschland darf der pH-Wert eines als natürlich oder unbelastet geltenden Gewässers nur zwischen 6,5 und 7,5 schwanken. Im Trinkwasser darf nach einer EU-Richtlinie der pH-Wert zwischen 6,5 und 8,5 liegen.

Auch Pflanzen haben gegenüber dem pH-Wert oft einen engen Toleranzbereich. Pflanzen, die nur auf sauren Böden wachsen, werden daher als „Säurezeiger“ bezeichnet. Dazu gehören u. a. Heidekraut, Heidelbeere, Sauerklee und der Kleine Ampfer. Pflanzen, die nur auf basischen Böden gedeihen, sind „Kalkzeiger“. Zu ihnen gehört z. B. das Leberblümchen. Auf neutralem Boden zeigt z. B. die Zuckerrübe ein optimales Wachstum.



pH-Werte einiger gebräuchlicher Lösungen:

Substanz	pH-Wert	Lösung	
Batteriesäure	< 0	stark	
Magensäure (nüchtern)	1,0 – 1,5		
Zitronensaft	2,4		
Cola	2,0 – 3,0		
Essig	2,5		
Fruchtsaft der Schattenmorelle	2,7	sauer	
Orangen-, Apfelsaft	3,5		
Wein	4,0		
Saure Milch	4,5		
Bier	4,5 – 5,0		
Saurer Regen	< 5,0	schwach	Stoff-Teilchen-Konzept
Kaffee	5,0		
Tee	5,5		
Regen	5,6		
Mineralwasser	6,0		
Milch	6,5	sauer - alkalisch	Struktur-Eigenschafts-Konzept
Wasser (je nach Härte)	6,0 – 8,5		
Speichel	6,5 – 7,4	schwach	Donator-Akzeptor-Konzept
Blut	7,4		
Meerwasser	4,5 – 8,4		
Darmsaft	8,3		
Seife	9,0 – 10	alkalisch	Gleichgewichts-Konzept
Haushalts-Ammoniak	11,5		
Bleichmittel	12,5		
Beton	12,6		
Natronlauge	13,5 – 15	stark	Energie-Konzept



Cola – Starke Erfrischung mit schwachen Säuren

Station 2: Der Verlauf einer Titration

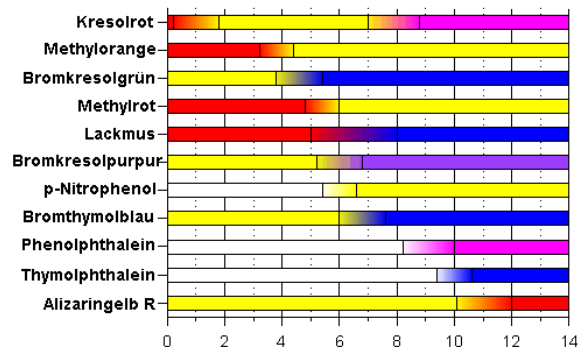


Wie lässt sich die pH-Wertänderung im Verlauf einer Titration beobachten?

Zunächst fallen einem sofort Indikatoren ein. Das sind Stoffe, die einen bestimmten pH-Wertwechsel durch Veränderung ihrer Farbe anzeigen. Die nebenstehende Abbildung zeigt ausgewählte Indikatoren und ihre pH-Wert-abhängigen Farben.

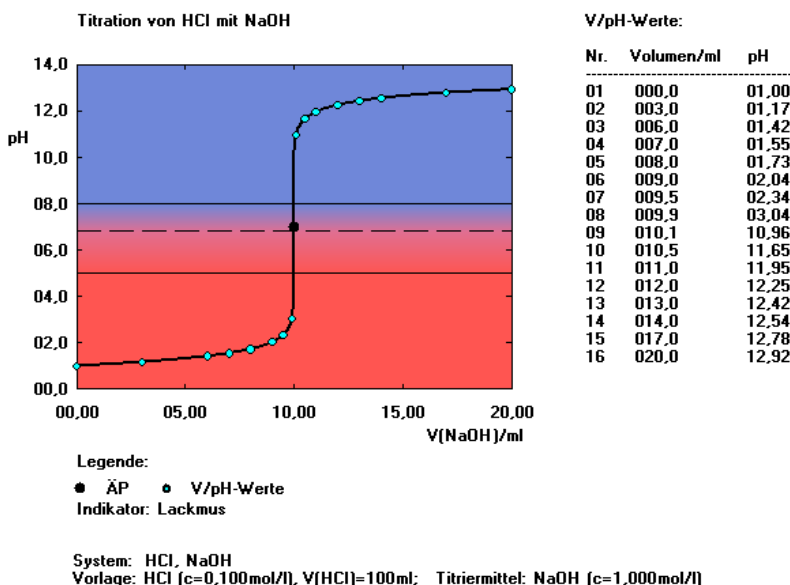
Man erkennt leicht, dass Indikatoren ihre Farbe nur in einem schmalen pH-Wertbereich wechseln und somit für eine Beobachtung des gesamten pH-Wert-Verlaufes bei einer Neutralisationsanalyse ungeeignet sind.

Eine andere Möglichkeit, die Veränderung des pH-Wertes zu verfolgen, ist der Einsatz eines **pH-Meters**. Das ist ein Messgerät, das den pH-Wert auf elektrochemischem Weg ermittelt und in einem Display anzeigt. Die abgelesenen Werte notiert man am besten in Abhängigkeit des Verbrauchs an Maßlösung in einer Wertetabelle und stellt sie aus Gründen der Übersichtlichkeit anschließend grafisch dar. Die dabei entwickelten Diagramme bezeichnet man als **Titrationenkurven**, im speziellen Fall der Säure-Base-Titration auch als **Neutralisationskurve**.

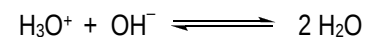


Beispiel 1

Es werden 100 mL einer 0,1 molaren Salzsäure schrittweise mit 20 mL einer einmolaren Natronlauge titriert.



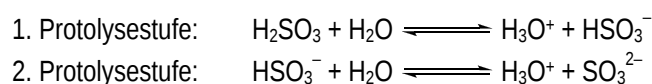
Es ist zu erkennen, dass der pH-Wert im Verlauf der Titration ansteigt. Durch die Zugabe von Hydroxid-Ionen werden Oxonium-Ionen in Wasser-Molekülen gebunden. Dabei sinkt deren Konzentration, so dass der pH-Wert zunimmt. Auffällig ist ein sprunghafter Anstieg des pH-Wertes um 10 mL Zugabe der Natronlauge. Hier liegen Natronlauge mit $c = 1 \text{ mol / L}$ und Salzsäure mit $c = 0,1 \text{ mol / L}$ im stöchiometrischen Verhältnis. Das bedeutet, dass durch Zugabe von OH⁻-Ionen alle vorhandenen H₃O⁺-Ionen neutralisiert sind:



Der Punkt einer Titration, an dem die reagierenden Stoffe im stöchiometrischen Verhältnis zueinander stehen, wird als **Äquivalenzpunkt** bezeichnet. In der Nähe des Äquivalenzpunktes (ÄP) steigt der pH-Wert sprunghaft an, was im Diagramm durch den nahezu senkrechten Verlauf der Titrationskurve zu erkennen ist.

Salzsäure und Salpetersäure sind **einprotonige Säuren**, da HCl- bzw. HNO₃-Moleküle genau ein Proton abgeben können. Es gibt auch **mehrprotonige Säuren**, wie z. B. Schwefelsäure, schweflige Säure, Kohlensäure (zweiprotonig) bzw. Phosphorsäure, Zitronensäure oder Borsäure (dreiprotonig).

Bei den mehrprotonigen Säuren erfolgt die Protolyse immer stufenweise. Zum Beispiel schweflige Säure:



Stoff-
Teilchen-
Konzept

Struktur-
Eigenschafts-
Konzept

Donator-
Akzeptor-
Konzept

Gleich-
gewichts-
Konzept

Energie-
Konzept



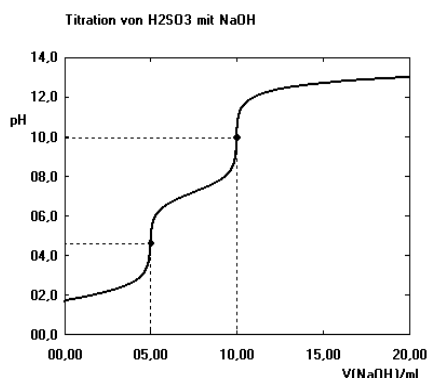
Cola – Starke Erfrischung mit schwachen Säuren

Station 2: Der Verlauf einer Titration



Beispiel 2

Es werden 100 mL einer 0,05 molaren schwefligen Säure schrittweise mit 20 mL einer einmolaren Natronlauge titriert.



pH/V(NaOH)-Werte:

pH(Anfang) =	01,74	V(NaOH) =	000,00 ml
pH(ÄP1) =	04,62	V(NaOH) =	005,00 ml
pH(ÄP2) =	09,95	V(NaOH) =	010,00 ml
pH(Vmax) =	13,01	V(NaOH) =	020,00 ml

System: H₂SO₃, NaOH
Vorlage: H₂SO₃ (c=0,050 mol/l), V(H₂SO₃)=100 ml; Titrimittel: NaOH (c=1,000 mol/l)

Bei der Titration einer mehrprotonigen Säure ist zu beachten, dass die Säuremoleküle schrittweise protolysieren. Daher hat die Titrationskurve einen stufenweisen Verlauf. Bei dieser Titration entstehen nacheinander Hydrogensulfit- und Sulfit-Ionen. Zu Beginn der Reaktion liegen überwiegend schweflige Säure-Moleküle vor, die am Äquivalenzpunkt₁ nahezu vollständig in Hydrogensulfit-Ionen umgewandelt sind. Bei weiterer Laugenzugabe liegen am Äquivalenzpunkt₂ fast ausschließlich Sulfit-Ionen vor. Beide Äquivalenzpunkte weisen markante Sprünge auf, weil sich deren pH-Werte stark vom pH-Wert der Maßlösung unterscheiden.

Phosphorsäure

Während sie in hoher Konzentration ätzend wirkt, wird sie verdünnt in der Lebensmittelindustrie als Konservierungsmittel, Säuerungsmittel (vor allem in Cola-Getränken) sowie als Säureregulator eingesetzt (E 338), denn die Phosphorsäure ist bis auf ihre ätzende Wirkung für den menschlichen Organismus ungiftig.

Aufgabenstellung:

- Entwickeln Sie Hypothesen (*begründete Vermutungen, z. B. auch anhand von Reaktionsgleichungen*) über den Titrationsverlauf von Phosphorsäure und stellen Sie eine ungefähre Titrationskurve anhand eines beschrifteten Diagramms dar!
- Überprüfen Sie Ihre Hypothesen mit Hilfe eines geeigneten Experiments, das ebenfalls grafisch ausgewertet werden soll!
- Reflektieren Sie Ihre Hypothesen und erklären Sie insbesondere eventuelle Abweichungen von den experimentell gewonnen Erkenntnissen!
Tipp: Beachten Sie den Text zum Beispiel 2.

Experiment:

- Zu 2.** Ermitteln Sie experimentell den Titrationsverlauf von 100 mL 0,05 molarer Phosphorsäure mit einmolarer Natronlauge!

Planen Sie Ihr experimentelles Vorgehen in allen Teilschritten. Dabei sollte die zentrale Frage geklärt werden, welches Volumen Natronlauge schrittweise hinzugefügt werden sollte. (Hinweis: Die Äquivalenzpunkte sollten bei Zugabe von [1] 5 mL, [2] 10 mL und [3] 15 mL Natronlauge erreicht werden.)

Materialien:

Messpipette, Bürette, 250 mL-Erlenmeyerkolben, Trichter, Natronlauge (c = 1 mol / L), Phosphorsäure (c = 0,05 mol / L), Schutzbrille, Kittel

Stoff-
Teilchen-
Konzept

Struktur-
Eigenschafts-
Konzept

Donator-
Akzeptor-
Konzept

Gleich-
gewichts-
Konzept

Energie-
Konzept