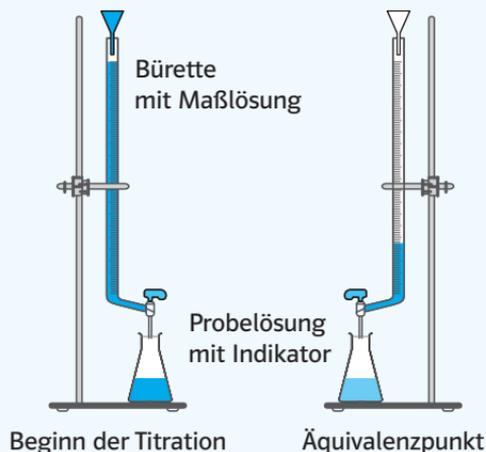


## Säure-Base-Titrationen

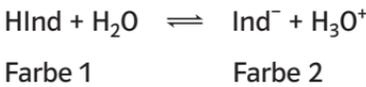
- Säure-Base-Titrationen führt man meist durch, um eine Säurekonzentration oder eine Laugenkonzentration zu bestimmen.
- Man misst ein definiertes Volumen der Probelösung ab, von der man die **Konzentration** bestimmen will, und gibt es in ein Becherglas oder einen Erlenmeyerkolben.
- Dazu gibt man eine kleine Menge einer **Indikator-Lösung**. In eine Bürette gibt man eine **Maßlösung**, die zur Neutralisation der Probelösung geeignet ist, also Säure bei einer Laugenprobelösung und Lauge bei einer Säure.
- Nun tropft man so lange Maßlösung zu, bis der Indikator gerade seine **Farbe** ändert.
- Man liest an der Skala das zugegebene Volumen der Maßlösung ab. Aus diesem Volumen lässt sich die **Anfangskonzentration** der Probelösung berechnen.

- Am Äquivalenzpunkt einer Titration gilt  $c_1 \cdot V_1 \cdot z_1 = c_2 \cdot V_2 \cdot z_2$ .  
( $c$ : Konzentration,  $V$ : Volumen und  $z$ : „Wertigkeit“, also die Zahl der Oxonium-Ionen bzw. Hydroxid-Ionen, die die entsprechenden Säure oder Lauge bildet)



## Indikatoren

- Indikatoren sind schwache Säuren oder Laugen, die als Säure eine andere Farbe besitzen als die korrespondierende Base und sind deshalb geeignet, den **Umschlagpunkt** einer Titration anzuzeigen.
- Die Indikatoren zeigen eine Gleichgewichtsreaktion mit Wasser, die durch den pH-Wert beeinflusst wird.

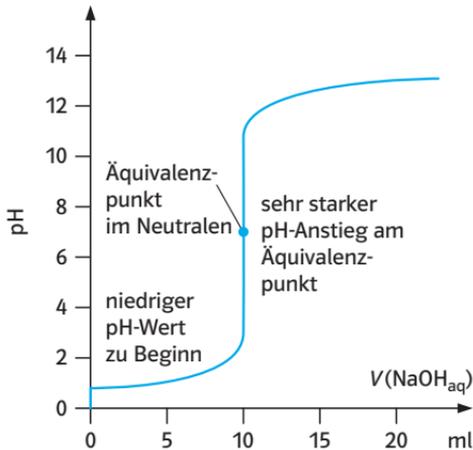


- Indikatoren haben einen **Umschlagbereich**, der sich meist über zwei pH-Einheiten hinwegzieht.
- Um den Äquivalenzpunkt bei einer Titration zu erkennen, muss der Umschlagbereich des Indikators in den **pH-Sprung** der Titrationskurve fallen.

Indikator	Farbe der Säure	Umschlagbereich	Farbe der Base	pK <sub>S</sub> (HInd)
Thymolblau	Rot	1,2 – 2,8	Gelb	1,7
Methylorange	Rot	3,0 – 4,4	Gelborange	3,4
Bromkresolgrün	Gelb	3,8 – 5,4	Blau	4,7
Methylrot	Rot	4,2 – 6,2	Gelb	5,0
Lackmus	Rot	5,0 – 8,0	Blau	6,5
Bromthymolblau	Gelb	6,0 – 7,6	Blau	7,1
Phenolphthalein	Farblos	8,2 – 10,0	Purpur	9,4
Thymolphthalein	Farblos	9,3 – 10,5	Blau	10,0
Alizarin gelb R	Gelb	10,1 – 12,1	Rot	11,2

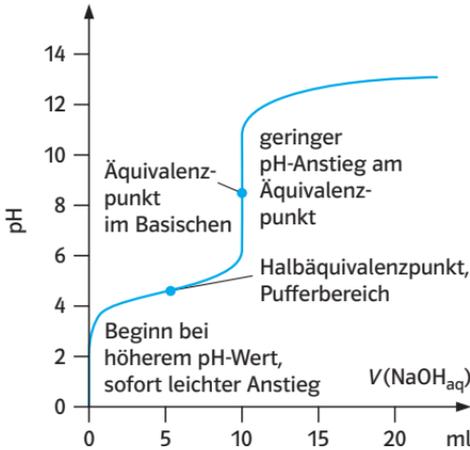
## Starke Säure

- Während einer Titration verändert sich der pH-Wert einer Lösung in charakteristischer Art.
- Misst man mit einem pH-Meter während der Zugabe der Maßlösung ständig den pH-Wert, kann man eine Titrationskurve erstellen. Dazu trägt man nach rechts die zugegebenen Milliliter Maßlösung auf und nach oben den pH-Wert.
- Starke Säuren haben vor Beginn der Titration einen sehr niedrigen pH-Wert. Dieser verändert sich durch die Zugabe der Lauge zunächst kaum. Erst nahe am Äquivalenzpunkt nimmt er schlagartig zu (pH-Sprung), danach steigt er durch weitere Laugenzugabe wiederum nur wenig weiter an.



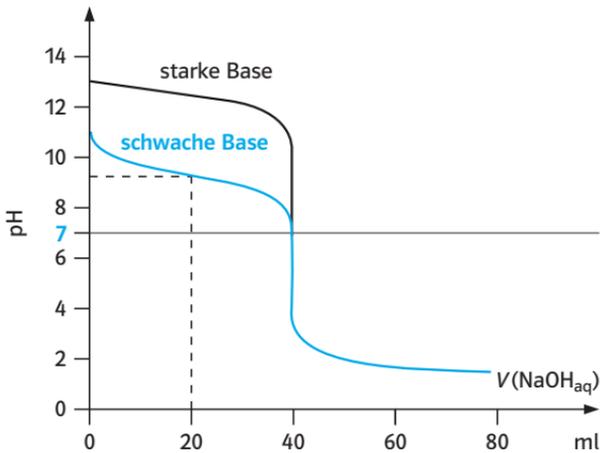
## Schwache Säure

- Schwache Säuren haben zu Beginn einer Titration einen höheren pH-Wert als starke Säuren. Er steigt durch Laugenzugabe rasch an, da zunächst ganz wenige  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen vorliegen.
- Die Titrationskurve verflacht dann und erreicht am „Halbäquivalenzpunkt“ einen Wendepunkt.
- Der pH-Sprung ist nicht so stark ausgeprägt, er umfasst nur einige pH-Bereiche.
- Der Äquivalenzpunkt ist ins Basische verschoben.
- Danach gleicht die Kurve der Titrationskurve einer starken Säure, weil die pH-Änderung nur noch durch die Zugabe der starken Lauge hervorgerufen wird.



## Starke Lauge und schwache Lauge

- Bei der starken Base beginnt die Kurve bei sehr hohen pH-Werten und ist durch einen starken pH-Sprung nach unten gekennzeichnet.
- Die Kurve der schwachen Base beginnt bei geringeren pH-Werten, sinkt zunächst und flacht dann ab, hat den ersten Wendepunkt bei  $\text{pH} = \text{p}K_{\text{B}}$ , gefolgt von einem kleineren pH-Sprung. Der Äquivalenzpunkt ist ins Saure verschoben.



## Halbäquivalenzpunkt, Bestimmung des $pK_S$ -Werts

- Der Halbäquivalenzpunkt lässt sich benutzen, um den  $pK_S$ -Wert einer schwachen Säure zu ermitteln. Nach der Henderson-Hasselbalch-Gleichung gilt:  $pH = pK_S + \log \frac{c(A^-)}{c(HA)}$ .
- Am **Halbäquivalenzpunkt** sind genauso viele Säuremoleküle wie Säureanionen vorhanden,  $c(HA)$  und  $c(A^-)$  sind gleich groß. Deshalb kürzt sich  $\frac{c(A^-)}{c(HA)}$  zu 1 und  $\log \frac{c(A^-)}{c(HA)}$  beträgt 0, deshalb gilt  $pH = pK_S$ .
- Grafisch lässt sich somit der  $pK_S$ -Wert aus der Titrationskurve bestimmen. Den Äquivalenzpunkt erkennt man am pH-Sprung. Der Halbäquivalenzpunkt ist bei der Hälfte dieses Laugen volumens erreicht. Man liest den pH-Wert bei diesem Laugen volumen ab und erhält den  $pK_S$ -Wert.

