**Aufgabe 1**

Geben Sie die Indikatoren aus B1 an, die am besten geeignet sind für die Bestimmung des Äquivalenzpunktes von **a)** Kalilauge und **b)** Ammoniaklösung der Konzentration c0(B)=0,1 mol/l mit Salzsäure der Konzentration c0(HCl)=1 mol/l.

**B1)**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Indikator** | **Farbe der Indikatorsäure** | **pH-Bereich des Farbumschlags** | **Farbe der Indikatorbase** | **pKs (Hlnd)** |
| **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 |
| **Thymolblau** | gelb | 8,0 – 9,6 | blau | 8,9 |
| **Phenolphthalein** | farblos | 8,2 – 10,0 | purpur | 9,4 |
| **Thymolphthalein** | farblos | 9,3 – 10,5 | blau | 10,0 |

**Gefahrstoffkennzeichnung 1:**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Stoff | Gefahrenzeichen | H-Sätze | P-Sätze |
| Salzsäure |  | H: 290-314-335 | P: 234-260-304+340-303+361+353-305+351+338-309+311-501 |
| Kalilauge  | 05 – Ätzend07 – Achtung | H: 290​‐​302​‐​314 | P: 280​‐​301+330+331​‐​305+351+338​‐​309+310 |
| Ammoniaklösung  | 05 – Ätzend09 – Umweltgefährlich | H: 314​‐​400 | P: 273​‐​280​‐​305+351+338​‐​309+310 |

# Was ist ein Äquivalenzpunkt2?

Der **Äquivalenzpunkt** bei einer [Säure-Base-Titration](https://de.wikipedia.org/wiki/S%C3%A4ure-Base-Titration) ist der Punkt, bei dem eine bestimmte [Stoffmenge](https://de.wikipedia.org/wiki/Stoffmenge) Säure beziehungsweise Base mit der äquivalenten Stoffmenge Base beziehungsweise Säure vorliegt. Im Äquivalenzpunkt gilt also:



**Was ist eine Titration3?**

Titration ist eine Lösung mit bekannter Konzentration reagiert mit einer Lösung deren Konzentration zu ermitteln ist.

 a)

|  |  |
| --- | --- |
| Kalilauge | Salzsäure |
| KOH | HCl |
| starke Base | Starke Säure |

**Reaktionsgleichung:**

**HCl + KOH → K+ + Cl- + H2O**

Titriert man eine starke Base und eine starke Säure miteinander, so reagieren sie neutral miteinander. So ist der Äquivalenzpunkt in einer wässrigen Lösung gleich dem Neutralpunkt. Der Neutralpunkt befindet sich daher um den pH-Wert=7 rum. Die Indikatoren die dort in Frage kommen würden sind:

* Bromthymolblau, Der pH-Wert liegt im Bereich 6,0 bis 7,6.
* Lackmus ist mit dem pH-Wert von 5,0 bis 8,0 ebenfalls möglich.

Da wir 2 Indikatoren haben die in Frage kommen können, gucken wir uns den Pks-Wert an.

* Bromthymolblau 7,1
* Lackmus 6,5

also sollten wir in diesem Fall besser Bromthymolblau mit 7,1 verwenden, da er näher an dem neutralen PH-Wert dran ist, als Lackmus.

1 o.V., Salzsäure: Sicherheitshinweise. In: http://de.wikipedia.org/wiki/Salzs%C3%A4ure
 (Stand 03.12.15) (abgerufen:16.04.2016)

Ammoniaklösung: <https://de.wikipedia.org/wiki/Ammoniakwasser> (abgerufen:16.04.2016)

Kalilauge: <http://www.seilnacht.com/Chemie/ch_kohla.htm> (abgerufen:16.04.2016)

2 <https://de.wikipedia.org/wiki/%C3%84quivalenzpunkt> abgerufen am 17.04.2016

3 <http://www.cup.uni-muenchen.de/puchinger/glossar/glossarB3_3.html> abgerufen am 17.04.2016

b)

|  |  |
| --- | --- |
| Ammoniak | Salzsäure |
| NH3 | HCl |
| schwache Base | starken Säure |

**Reaktionsgleichung:**

**NH3 + HCl → NH4Cl**

(Aus Ammoniak und Salzsäure wird Ammoniumchlorid)

Schwache Laugen und starke Säuren reagieren sauer, da die Stärke der Säure dominiert.

Ammoniumchlorid (NH4Cl) ist ein Salz und dissoziiert4 in wässriger Lösung vollständig in NH4+ und Cl--Ionen. Cl--Ionen sind pH-inaktiv, das NH4+-Ion ist eine schwache Säure.

Ammoniumchlorid, pKS= 9,25

Daher muss man die Formel für schwache Säuren benutzen:

 Geg.: NH4+ pKs=9,25

 c0(NH4+)= 0,1 mol/l

 Ges.: pH-Wert

 Formel: pH= 0,5\*(pKs- lg c0(HA))

 Rechnung: pH= 0,5\*(pKs- lg c0(NH4+))

 pH= 0,5\*( 9,25 – lg 0,1)

 pH= 5,125

Wie man oben aus der Tabelle (B1) zu entnehmen kann könnte man entweder

* Methylrot 🡪 pH-Bereich des Farbumschlags 4,2 – 6,2
* Oder Bromkresolgrün 🡪 pH-Bereich des Farbumschlags 3,8 -5,4 nehmen

4 <http://www.uni-saarland.de/fak8/hegetschweiler/Daten/Vorlesungen/Uebungen/Meidziner/Uebung7.pdf> abgerufen am 17.04.2016