**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** (Farbumschläge von Säure-Base-Indikatoren)[[1]](#footnote-1)

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Indikator** | **Farbe der Indikatorsäure** | **pH-Bereich des Farbumschlags** | **Farbe der Indikatorbase** | **p*K*S(HInd)** |
| Thymolblau | Rot | 1,2 – 2,8 | Gelb | 1,7 |
| Methylorange | Rot | 3,0 – 4,4  | Gelborange | 3,4 |
| Bromkreslogrün | 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 |
| Phenolphtalein | Farblos | 8,2 – 10,0 | Purpur | 9,4 |
| Thymolphtalein | farblos | 9,3 – 10,5 | blau | 10,0 |

**Was ist eine Titration?**

Die Titration stammt von dem französischen ‚titre‘ ab und bedeutet der Gehalt. **[[2]](#footnote-2)**
Das Ziel einer Säure-Base-Titration ist es, die Stoffmengenkonzentration c in mol/l einer Säure bzw. Base unbekannter Konzentration zu bestimmen. Man nutzt dabei die Idee, dass sich eine saure und eine basische Lösung bei einem bestimmten Mengenverhältnis vollständig neutralisieren.[[3]](#footnote-3)
(Es wird anhand einer Lösung mit bekannter Konzentration die Konzentrationen anderer Lösungen ermittelt)

**Was ist der Äquivalenzpunkt?**

Der Äquivalenzpunkt liegt dort, wo die Stoffmenge Hydroxidionen der Stoffmenge der Oxoniumionen der Probelösung gleich ist. **[[4]](#footnote-4)**

a)
gegeben: Kalilauge (KOH) der Konzentration c0(B)=0,1m/L mit Salzsäure (HCl) der Konzentration c0(HCl)= 1 mol/l.
gesucht: passender Indikator

|  |  |
| --- | --- |
| Kalilauge (KOH) | Salzsäure (HCl) |
| Starke Base | Starke Säure |

**Reaktionsgleichung:**

Werden eine starke Base und eine starke Säure miteinander titriert, so reagieren sie miteinander neutral. In diesem Fall liegt der Äquivalenzpunkt bei einer wässrigen Lösung mit dem Neutralpunkt, welcher sich ≈pH 7 befindet, überein.

Ein Indikator ist dann für eine Titration geeignet, wenn der pH-Wert des Äquivalenzpunktes in dem Umschlagbereich des Indikators liegt.[[5]](#footnote-5)

Mögliche Indikatoren für diese Titration sind

* Lackmus, mit dem pH-Wert des Farbumschlagbereiches 5,0 - 8,0
* Bromthymolblau, mit dem pH-Wert des Farbumschlagbereiches 6,0 - 7,6

Der Umschlagbereich von Bromthymolblau ist schmaler und liegt näher an dem
Äquivalenzpunkt (≈pH 7) als der von Lackmus.
Dementsprechend ist der Indikator Bromthymolblau geeigneter für diese Titration.

**b)**gegeben:Ammoniak (NH3) der Konzentration c0(B)=0,1m/L mit Salzsäure (HCl) der Konzentration c0(HCL)= 1 mol/l.
gesucht: passender Indikator

|  |  |
| --- | --- |
| Ammoniak (NH3) | Salzsäure (HCl) |
| Schwache Base | Starke Säure |

**Reaktionsgleichung:**

Aus Ammoniak und Salzsäure entsteht Ammoniumchlorid

Reagiert eine schwache Lauge mit einer starken Base, so ist die Lösung sauer. Die starke Säure dominiert die schwache Base.
Ammoniumchlorid ist ein Salz, welches in wässriger Lösung vollständig dissoziiert[[6]](#footnote-6). Es entstehen NH4+-Ionen und Cl---Ionen. Die Cl---Ionen wirken sich nicht auf den pH-Wert aus. Die NH4+-Ionen sind eine schwache Säure.

Ammoniumchlorid hat einen p*K*s-Wert von 9,25[[7]](#footnote-7)

Mit dem p*K*s-Wert von 9,25 ist Ammoniumchlorid eine schwache Säure. Deshalb muss die Formel für schwache Säuren angewandt werden.

|  |  |
| --- | --- |
| Gegeben: | NH4+ p*K*s = 9,25 |
|  | co(NH4+) = 0,1 mol/l |
| Gesucht: | pH-Wert |
| Formel: |  |

Für diesen pH-Wert kann man zwei mögliche Indikatoren verwenden:

* Methylrot, dessen pH-Wert des Umschlagbereiches bei 4,2 – 6,2 liegt
* Bromkresolgrün, dessen pH-Wert des Umschlagbereiches bei 3,8 – 5,4 liegt

In diesem Fall würde ich eher Methylrot nehmen, da der pH-Wert des Ammoniumchlorids mit 5,125 eher im mittig in dem Bereich liegt.

1. Elemente Chemie 2, Seite 218 B1 [↑](#footnote-ref-1)
2. Elemente Chemie 2, Seite 216 [↑](#footnote-ref-2)
3. <http://www.chemie.de/lexikon/S%C3%A4ure-Base-Titration.html> (Stand 26.03.2017) [↑](#footnote-ref-3)
4. Vgl. Elemente Chemie 2, Seite 216 [↑](#footnote-ref-4)
5. Vgl. Elemente Chemie 2, Seite 218 [↑](#footnote-ref-5)
6. <http://flexikon.doccheck.com/de/Dissoziation> (Stand 26.03.2017) [↑](#footnote-ref-6)
7. [http://www.chemikerboard.de/topic,7332,-ammoniumchlorid.html](http://www.chemikerboard.de/topic%2C7332%2C-ammoniumchlorid.html) (Stand 26.03.2017) [↑](#footnote-ref-7)