**„Titration von Salzsäure mit Natronlauge“**

|  |  |
| --- | --- |
| **Geräte:** | Bürette 50 ml, Erlenmeyerkolben 300 ml, pH-Meter, Magnetrührer mit Heizplatte, Messzylinder 100 ml, Rührmagnet, Schutzbrille |

|  |  |
| --- | --- |
| **Chemikalien:** | 50 ml Natronlauge (c0=1,0 mol/l), 100 ml Salzsäure (c0=0,1 mol/l),  destilliertes Wasser, Bromthymolblaulösung |
| **H- und P-Sätze:** Salzsäure.gif **Natronlauge.gif** | **Salzsäure:** H 314, 335, 290   P 260, 280.1-3+7, 301+330+331, 303+361+353, 305+351+338, 310   **Natronlauge:** H 314, 290  P 280.1-4, 301+330+331, 303+361+353, 305+351+338, 309+310 |

|  |
| --- |
| **Aufbau des Experimentes:** |
| IMG_3168.JPG |

|  |
| --- |
| **Durchführung:** |
| Bei einer Säure-Base-Titration wird eine Kontrollierte Neutralisation durchgeführt:   1.) **50 ml Natronlauge** werden in die Bürette eingefüllt 2.) **100 ml Salzsäure** werden in den Erlenmeyerkolben eingefüllt (Hinweis: Um Spritzer zu vermeiden, empfiehlt sich die Verwendung eines Messzylinders) 3.) **5 – 7 Tropfen Bromthymolblaulösung** werden der Salzsäure hinzugefügt → die Farbe der Salzsäure schlägt um auf „**gelb**“.  4.) Mit einem pH-Meter wird der pH-Wert gemessen und in eine geeignete Tabelle übertragen. 5.) Nun werden schrittweise **5 ml Natronlauge** mittels einer Bürette, der Salzsäure hinzugefügt.  Nach jeden 5 ml wird der pH-Wert der Lösung notiert. 6.) Die Zuführung von jeweils 5 ml Natronlauge erfolgt solange, bis die Lösung ihre Farbe ändert. |

|  |
| --- |
| **Beobachtung:** |
| Ausgangssituation: pH-Wert Salzsäure: 1,2 pH-Wert Natronlauge: 14   |  |  |  |  | | --- | --- | --- | --- | | ml an Salzsäure | ml an Natronlauge | pH-Wert der Lösung | Farbe | | 100 ml | 5 ml | 1,9 | gelb | | 100 ml | 10 ml | 10,43 | **Farbumschlag** gelb → blau | | 100 ml | 15 ml | 12,35 | blau | | 100 ml | 20 ml | 12,6 | blau | | 100 ml | 25 ml | 12,75 | blau | | 100 ml | 30 ml | 12,80 | blau | | 100 ml | 35 ml | 12,84 | blau | | 100 ml | 40 ml | 12,87 | blau | | 100 ml | 45 ml | 12,89 | blau | | 100 ml | 50 ml | 12,91 | blau |   Die Menge an Salzsäure ist konstant bei 100 ml geblieben. Schrittweise wurden 5 ml Natronlauge hinzugegeben.  Bei **10 ml Natronlauge** schlug die gelbe Farbe nach blau um: IMG_3090.JPG**→**IMG_3094.JPGDanach hat die Farbe der Lösung sich nicht verändert und ist bei blau geblieben. |

|  |
| --- |
| Auswertung: |
| Titrationskurve_stark.gif Dies ist die Titrationskurve für die Titration von jeweils 100 ml Salzsäure mit (c0=0,1 mol/l) mit Natronlauge (c0=1,0 mol/l). Betrachtet man die Titrationskurve, erkennt man, dass der pH-Wert zunächst verhältnismäßig wenig, dann sprunghaft und schließlich wieder weniger stark ansteigt. Der am Ende erreichte pH-Wert entspricht dem der Maßlösung (hier: Natronlauge). Der **pH-Sprung** liegt bei **pH-Wert 7** und stellt den **Wendepunkt der Titrationskurve** dar. Dieser Punkt entspricht dem Äquivalenzpunkt der Titration. Der Äquivalenzpunkt ist der Punkt, an dem die Stoffmenge ***n(OH-)*** der **zugegebenen Base** den gleichen Wert erreicht wie die Stoffmenge ***n(H3O+)*** der am Anfang **vorhandenen Säure**. Dann gilt: **n(H3O+) = n(OH-) → sie ist neutralisiert**  **Chemische Reaktion:** (Neutralisation)   **HCL + NaOH → NaCL + H20 / exo.  Salzsäure + Natronlauge → Natriumchlorid + Wasser / exo.**  **Allgemeine Formel:**  **Säure + Lauge → Salz + Wasser / exo.** |

|  |
| --- |
| **Entsorgung:** |
| Die Lösung ist **neutralisiert** worden und kann im Ausguss entsorgt werden. |