**Chemie Protokoll 12 April 2016 Christof**

*Die* ***Hausaufgaben*** *von letzter Stunde:*

Die Frage: „Was ist das für ein weißer Rauch, der entsteht, wenn man HCl(g) und NH3(g) zusammenführt?“

(Salzsäure) (Ammonium) (Ammoniumionen) (Chlor) (Ammoniumchlorid)

HCl(g) + NH3(g) → NH4+ + Cl- (= **NH4Cl (s))**

Brönsted-Säure | Brönsted-Base Protonendonator|Protonenakzeptor

Antwort: Bei der Protolyse von HCl (Salzsäure) und NH3 (Ammoniak) erhält das Ammoniak-Molekül ein H+-Ion von einem Salzsäuremolekül und es entstehen NH4+ (Ammonium-Ion) mit Cl- (Chlorid-Ion). Nach der Reaktion ist das Produkt NH4Cl (Ammoniumchlorid) als weißer Rauch (= kleinste feste Teilchen in Luft) zu sehen.

**Protolysereaktionen sind Gleichgewichtsreaktionen,** d. h. es gibt auch die Rückreaktion bei der NH4+ (Ammonium-Ion) als Brönsted-Säure (Protonendonator) und Cl- (Chlorid-Ion) als Brönsted-Base (Protonenakzeptor) wirkt. Man spricht daher auch von korrespondierenden Säure-Base-Paaren;

Paar 1: HCl (Brönsted-Säure)/Cl- (Brönsted-Base)

Paar 2: NH4+(Brönsted-Säure)/ NH3 (Brönsted-Base)

*Hinweis: Auf welcher Seite das Gleichgewicht liegt, hängt von der Stärke der Säure-Base-paare ab. Säuren und Basen und ihre Stärke findet ihr im Tafelwerk auf Seite 138.*

***Unterricht:***

Die pH-Skala

Versuch: Verdünnungsreihe mit destilliertem Wasser

Material: Becherglas, pH-Messgerät, Messkolben, Pipette, Spritzflasche mit destilliertem Wasser

Chemikalien: HCl(aq) (Salzsäure, c = 1 mol/L) oder NaOH(aq) (Natriumhydroxid-Lösung, c = 1 mol/L)

Durchführung: Man füllt 10 ml von der Salzsäure oder der Natriumhydroxid-Lösung (genau mit der Pipette abgemessen) in einen Messkolben. Die 10 ml der Chemikalie verdünnt man mit Wasser auf genau 100 ml und mischt die beiden Substanzen, sodass man ein Gemisch hat mit dem Verdünnungsfaktor 10. Nun füllt man das Gemisch in ein Becherglas und misst den pH-Wert. Von dem Gemisch nimmt man nun wieder 10 ml, füllt diese erneut in den Messkolben und verdünnt das Gemisch erneut mit Wasser auf 100 ml. Dies wiederholt man 7-mal.

**Messwerte:**

**a) HCl(aq)** **b)** **NaOH(aq)**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| c((OH)-) |  | pH-Theorie | pH-Messung |
| 100 mol/L | **1 mol/L** | **14** | **13,4** |
| 10-1mol/L | **0,1** | **13** | **12,9** |
| 10-2mol/L | **0,01** | **12** | **12,0** |
| 10-3mol/L | **0,001** | **11** | **10,1** |
| 10-4mol/L | **0,0001** | **10** | **9,6** |
| 10-5mol/L | **0,00001** | **9** | **8,8** |
| 10-6mol/L | **0,000001** | **8** | **8,7** |
| 10-7mol/L | **0,0000001** | **7** | **8,5** |

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| c(H+) |  | pH-Theorie | pH-Messung |
| 100 mol/L | **1 mol/L** | **0** | **0,4** |
| 10-1mol/L  | **0,1** | **1** | **0,7** |
| 10-2mol/L | **0,01** | **2** | **1,7** |
| 10-3mol/L | **0,001** | **3** | **3,4** |
| 10-4mol/L | **0,0001** | **4** | **6,7** |
| 10-5mol/L | **0,00001** | **5** |  |
| 10-6mol/L | **0,000001** | **6** |  |
| 10-7mol/L | **0,0000001** | **7** |  |

**Ergebnis:**

1. Unabhängig davon, ob man die Verdünnungsreihe mit einer sauren Lösung oder mit einer alkalischen Lösung beginnt, endet die Reihe immer bei pH = 7 (neutrale Lösung).

2. Die pH-Skala ist eine logarithmische Skala. Von pH = 5 zu pH = 6 wird die Konzentration an H+-Ionen um den Faktor 10 verringert.

3. Daraus ergibt sich auch die Definition des pH-Werts:

**pH = - lg c((H3O)+(aq)), angegeben in der Konzentration mol/L**

und umgekehrt: **c((H3O)+(aq)) = 10^-pH**

Hinweise zur **Arbeit mit dem Taschenrechner, v. a. lg = log-Taste**

**Hausaufgabe:** Buch S. 147, A2, A3, A4.