Tekla M. Buchholz

Protokoll vom 04.05.2016

Stärke von Säuren und Basen

 1. pH-Werte gleich konzentrierter Lösungen von Essigsäure und Salzsäure

 2. vollständige Protolyse bei anorganischen Stoffen

 3. unvollständige Protolyse bei organischen Stoffen

 4. Berechnen des pH-Wertes bei schwachen Säuren

1. Versuch: pH-Werte gleich konzentrierter Lösungen von Essigsäure und Salzsäure

Materialien: pH-Meter, Essigsäure (c = 0,1mol/l), Salzsäure (c = 0,1mol/l) , Universalindikator, 2 Messzylinder

Durchführung: - die Salzsäure 1cm hoch in den einen Zylinder gießen,

 - die Essigsäure auch 1cm hoch in den anderen Zylinder einfüllen

 - mit dem pH-Meter bei beiden Lösungen den pH-Wert messen

 - 2-3 Tropfen des Universalindikators hinzugeben

Beobachtung:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | **Salzsäure (HCl)** | **Essigsäure (CH3-COOH)** |
| **pH-Wert** | 1 | 3 |
| **Farbe des Indikators** | rosarot | Orange-braun |

Auswertung:

Aus den Farben des Indikators und den gemessenen pH-Werten schließt sich, dass, obwohl beide Lösungen die gleiche Konzentration haben, **die Salzsäure saurer ist als die Essigsäure.**

Nach der Formel für den pH-Wert müssten beide Lösungen einen pH-Wert von 1 haben

(Der pH-Wert setzt sich aus p und der Konzentration aus H+ Ionen zusammen, p= -log, somit ist die Formel für 0,1 mol/l: pH = -log 0,1 = 1).

Für Salzsäure trifft das zu, der pH-Wert stimmt, aber nicht für Essigsäure, dort ist der pH-Wert höher.

Bei einem pH-Wert von 3 müsste die Konzentration theoretisch bei 0,001mol/l liegen

(Rechnung: c(H3O+)10-3=0.001).

Was nur ein Hundertstel von der „echten“ Konzentration ist, wie bei Salzsäure.

Bei der Essiglösung bleiben also ca. 99% der Essigsäure-Moleküle undissoziiert. Diese Essigsäure-Moleküle reagieren nicht mit den Wasser-Molelülen. Grund dafür ist das chemische Gleichgewicht.

2. vollständige Protolyse bie anorganischen Säuren (HCl, H2SO4, HNO3, H3PO4):

 HCl(aq) + H2O(aq)  → (Cl)- + (H3O)+(aq)

Brönsted-Säure Brönsted-Base Brönsted-Base Brönsted-Säure

 (Donator) (Akzeptor) (Donator) (Akzeptor)

Hier liegt **kein Gleichgewicht** vor (siehe **einfacher Pfeil** in der Reaktiosngleichung):

Es ist eine **vollständige Protolyse,** da alle HCl-Moleküle mit H2O-Molekülen reagiert haben.. Diese sogenannten **starken Säuren** sind meistens anorganisch und der pH-Wert kann in diesem Fall mit der Formel

**pH= -lg c(Säure)**

berechnet werden.

3. unvollständige Protolyse von organischen Säuren wie Essigsäure (gemeinsames Kennzeichen ist die Carboxy-Gruppe: –COO**H**):

CH3-COOH(aq) + H2O(aq) ⇋ (CH3-COO)-(aq) + (H3O)+(aq)

Brönsted-Säure Brönsted-Base Brönsted-Base Brönsted-Säure

 (Donator) (Akzeptor) (Akzeptor) (Donator)

Hier liegt **ein Gleichgewicht** vor (siehe **Gleichgewichtspfeil** in der Reaktiosngleichung):

Es ist eine **unvollständige Protolyse,** da nur ein geringer Teil der Essigsäure-Moleküle mit Wasser-Molekülen reagiert hat. Der überwiegende Teil der Essigsäure-Moleküle reagiert nciht. Diese sogenannten **schwachen Säuren** sind meistens organisch (Kennzeichen: Carboxy-Gruppe -COO**H**).

4. Berechnen des pH-Wertes bei schwachen Säuren:

Die Formel, um den pH-Wert bei schwachen Säuren zu berechnen, kann mithilfe des Massenwirkungsgesetzes hergeleitet werden.

 cProdukt1 \* cProdukt2 c(H3O)+ \* c(CH3 COO)-

 K = ―――――― = ―――――――

 cEdukt1 \* cEdukt2 cCH3 COOH \* cH2O → konstant

 c(H3O)+ \* c(CH3 COO)-

**Säure-Konstante: Ks** = K \* cH2O = ――――――――

 cCH3 COOH

**Vereinfachung I:**

 cCH3 COOH im Gleichgewicht ≈ c0 CH3 COOH eingewogen, da im chemischen Gleichgewicht nur etwa 1% der Säure reagiert hat. Also kann man vereinfachend sagen, dass die Konzentration der Essigsäure im Gleichgewicht und die Ausgangskonzentration an Essigsäure annähernd gleich sind.

**Vereinfachung II:**

Die Konzentrationen der beiden Produkte stehen im Verhältnis 1 : 1 zueinander (siehe Reaktionsgleichung: Stöchiometrie):

 cCH3 COO- = c(H3O+)

Man erhält so für die Säurekosntante folgenden Ausdruck:

 c2(H3O+)

KS = --------------

 c0 CH3 COOH

Um den pH-Wert zu bekommen, muss die Gleichung 1. Umgesellt werden und 2. -lg genommen werden:

1. Umstellen: c2(H3O+) = KS \* c0 CH3 COOH

2. –lg: -2 lg c(H3O+) = -lg KS - lg c0 CH3 COOH

3. p = -lg

**pH = ½ (pKs -lg c0 (CH3COOH))**

Probe zum Experiment (s. 1.):

c0 CH3 COOH = 0,1 mol/L

pKS(Essigsäure) = 4,75

pH = ½ (4,75 -lg 0,1)

pH = 2,875 (Experiment: 3)

**→ Tafelwerk:**

**– S.138: Tabelle mit Säuren- und Basenkosntanten für schwache Säuren und Basen**

**– S. 146 Formeln zum Rechnen mit schwachen Säuren und Basen**