

## 8) Säure-Base-Definitionen

a) Wie sind Säuren bzw. Basen nach Brønsted definiert?

- **Säuren** nach Brønsted sind Teilchen, die Wasserstoffionen ( $H^+$ -Ionen oder auch Protonen genannt) **abgeben** können.
- Basen nach Brønsted sind Teilchen, die Wasserstoffionen aufnehmen können.

b) Wie sind Säuren bzw. Basen nach Lewis definiert?

- **Säuren** nach Lewis sind Teilchen, die Elektronenpaare **akzeptieren**.
- **Basen** nach Lewis sind Teilchen, die Elektronenpaare **abgeben**.

## 9) pH-Wert

a) Was ist die Autoprotolyse des Wassers?

Auch in 100%igen Wasser befinden sich Ionen. Diese Ionen entstehen durch Protonenabspaltung von Wasserteilchen:

$$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2 H_2O$$

Diese Ionenkonzentrationen betragen jeweils  $10^{-7}$  mol/l. Nach dem MWG ergibt sich also folgende Konstante:

$$\text{MWG: } K_w = \frac{c(H_3O^+) \cdot c(OH^-)}{c^2(H_2O)}$$

$$K_w = \frac{10^{-7} \text{ mol/l} \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}}{1} = 10^{-14} \text{ mol}^2 / \text{l}^2$$

b) Was ist der pH-Wert?

Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus (Merke: in der Chemie werden **negative dekadische Logarithmen** immer mit einem „p“ abgekürzt) von der **Protonen**konzentration.

Also der **negative dekadische Logarithmus** von der  $H^+$ -Konzentration = **pH**-Wert

Liegt die Protonenkonzentration bei  $10^{-7}$  L hat man eine neutrale Lösung vorliegen, da man gleichzeitig  $10^{-7}$  L Hydroxid-ionen vorliegen hat (das ergibt sich aus dem MWG in „a“). Wenn man eine höhere Protonenkonzentration als  $10^{-7}$  mol/L hat (z.B.  $10^{-6}$  mol/L), so spricht man von einer sauren Lösung. Bei einer Konzentration niedriger als  $10^{-7}$  mol/L (z.B.  $10^{-8}$  mol/L) spricht man von einer alkalischen (oder basischen) Lösung.

c) Was ist der pOH-Wert? In welchem Zusammenhang sind pH- und pOH-Wert?

Der pOH-Wert ist analog zu dem pH-Wert. Hier stellt man jedoch den negativen dekadischen Logarithmus der OH<sup>-</sup>-Ionen (Hydroxidionen) dar.

Also der **negative dekadische Logarithmus** von der OH<sup>-</sup>-Konzentration = pOH-Wert

Der pH- und pOH-Wert stehen in einem direkten Zusammenhang:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Wenn man also einen pH-Wert von 2 hat, hat man gleichzeitig einen pOH-Wert von 12.

d) Berechne folgende pH-Werte:

Man fügt in einen Liter folgende Stoffmengen von Salzsäure hinzu:

1 mol; 0,1 mol; 10<sup>-5</sup> mol; 10<sup>-8</sup> mol

pH 1 M:

1 mol Salzsäure geben 1 mol Protonen ab. Daher ist die Protonenkonzentration 1 mol / l. Der pH-Wert ist folglich

$$\begin{aligned}\text{pH} &= -\lg(1 \text{ mol/l}) \\ \text{pH} &= 0\end{aligned}$$

pH 0,1 M:

$$\begin{aligned}\text{pH} &= -\lg(0,1 \text{ mol/l}) \\ \text{pH} &= 1\end{aligned}$$

pH 10<sup>-5</sup> M:

$$\begin{aligned}\text{pH} &= -\lg(10^{-5} \text{ mol/l}) \\ \text{pH} &= 5\end{aligned}$$

pH 10<sup>-8</sup> M:

Achtung Falle! Die Lösung lautet nicht:

$$\begin{aligned}\text{pH} &= -\lg(10^{-8} \text{ mol/l}) \\ \text{pH} &= 8\end{aligned}$$

Der pH-Wert ist hier basisch. Das kann jedoch nicht sein, wenn man eine Säure hinzugibt! Bei so niedrigen Konzentrationen wie 10<sup>-8</sup> mol/l muss man die Autoprotolyse des Wassers berücksichtigen:

$$\begin{aligned}\text{pH} &= -\lg(10^{-8} \text{ mol/l} + 10^{-7} \text{ mol/l}) \\ \text{pH} &= 6,96\end{aligned}$$

## 10) Säurestärken

### a) Was ist eine starke Säure und was eine schwache?

Starke Säuren deprotonieren vollständig. Schwache Säuren geben hingegen nicht alle Protonen ab.

### b) Wie berechne ich den pH-Wert von einer starken Säure?

Da die Protonen vollständig dissoziieren ist hier die Konzentration der Protonen gleich der Ausgangskonzentration der Säure.

Bsp.: 1 mol Salzsäure in einen Liter Wasser:  
 $1 \text{ mol HCl} \rightarrow 1 \text{ mol Cl}^- + 1 \text{ mol H}^+$   
 $\text{H}^+$ -Ionenkonzentration ist also 1 mol / l

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\lg(c_{\text{Proton}}) \\ \text{pH} &= -\lg(1 \text{ mol/l}) \\ \text{pH} &= 0 \end{aligned}$$

### c) Wie berechne ich den pH-Wert eine schwachen Säure?

Jede schwache Säure dissoziiert unvollständig. Deshalb muss man die Konzentration über eine Hilfskonstante machen, dem sogenannten pKs-Wert:

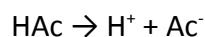
$$\text{pH} = 0,5 * (\text{pK}_s - \lg(c_{\text{Säure}}))$$

Bsp.: 1 mol Essigsäure (pKs=4,74) in einem Liter Wasser:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= 0,5 * (4,74 - \lg(1 \text{ mol/l})) \\ \text{pH} &= 2,37 \end{aligned}$$

### d) Was ist ein pKs-Wert?

Der pKs-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der Säurekonstante. Als Beispiel die Reaktion der Essigsäure in wässrigen Lösungen:



gilt folgendes MWG:

$$\text{MWG: } K_s = \frac{c(\text{H}^+) * c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})} = 1,82 * 10^{-5} \text{ (Literaturwert)}$$

$$\begin{aligned} \text{pK}_s &= -\lg(1,82 * 10^{-5}) \\ \text{pK}_s &= 4,74 \end{aligned}$$