



# pH-Wert

Markus Lange, WS 14/15

## Gliederung

1	Berechnung.....	2
2	Henderson-Haselbalch-Gleichung.....	2
3	Die Behandlung von schwachen Säuren.....	3
4	pH-Wert.....	3
5	pK <sub>s</sub> -Wert.....	3
6	Einteilung.....	3

**Einstieg:** Bei der Untersuchung zweier Säuren mit dem gleichen Indikator, zeigt dieser bei den Säuren jeweils unterschiedliche Färbungen an. Dadurch kann man annehmen, dass die beiden Säuren „unterschiedlich stark“ sind. Verdünnt man jedoch die laut Indikator „stärkere“ Säure mit Wasser, so dass beide Säuren eine gleiche Färbung, somit auch den gleichen pH-Wert besitzen, könnte man nun annehmen, dass beide Säuren plötzlich gleich stark geworden sind. Lässt sich mit so einfachen Mitteln die Stärke einer Säure beeinflussen?

**Experiment:** Messung des pH-Wertes ohne und mit Verdünnung

### Material:

- Pasteur-Pipette, Hütchen
- 3 Reagenzgläser
- Stopfen
- Reagenzglas-Gestell

### Chemikalien:

- **Salzsäure**  
c= 1 mol/L  
CAS-Nr.: 7647-01-0  
 Achtung  
H290
- **Universal-Indikator** (flüssig)  
 Achtung  
H226, H319  
P210, P305+P351+P338
- **VE-Wasser**

**Durchführung 1:** Ein Reagenzglas wird bis zur Hälfte mit Salzsäure befüllt, das andere wird mit gleicher Menge an Essigsäure befüllt. Anschließend werden zwei Tropfen Indikator dazugegeben.

**Beobachtung 1:** Der Indikator zeigt bei der Salzsäure eine rote Färbung an, bei Essigsäure eine orange Färbung.

**Durchführung 2:** Das dritte Reagenzglas wird zu ein Drittel mit Salzsäure gefüllt und anschließend mit Wasser bis zur Hälfte aufgefüllt. Auch hier werden zwei Tropfen Indikator dazugegeben.

**Beobachtung 2:** Diesmal zeigt der Indikator bei der Salzsäure-Lösung eine orange Färbung an.

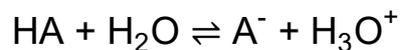
**Interpretation:** Bei Verdünnung mit Wasser verändert sich der pH-Wert der Lösung.

## 1 Berechnung

Für das bessere Verständnis, welche Faktoren in den pH-Wert einfließen, werden Formeln zur Berechnung von starken und schwachen Säuren hergeleitet.

Aus dem Massenwirkungsgesetz lassen sich durch verschiedene Annahmen, die man jeweils an die Konzentration der Säuren stellt, gewünschte Formeln herleiten.

Bei der Reaktion zwischen Säure und Wasser findet eine Protonen-Wanderung von der Säure zum Wasser statt, sodass als Produkte die deprotonierte Säure und ein Oxonium-Ion vorliegen:



Mit Hilfe des Massenwirkungsgesetzes erhält man für die Gleichgewichtskonstante „ $K_c$ “ folgende Formel

$$K_c = \frac{c(\text{A}^-) * c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{HA}) * c(\text{H}_2\text{O})} \Leftrightarrow K_w = \frac{c(\text{A}^-) * c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{HA})}$$

Die Äquivalenz beider Formeln erhält man, da Wasser eine konstante Konzentration besitzt und man diesen konstanten Ausdruck mit der Gleichgewichtskonstante verrechnen kann. Für eine bessere Unterscheidung wird die Gleichgewichtskonstante dann „ $K_w$ “ genannt.

## 2 Henderson-Hasselbalch-Gleichung

Mit der Henderson-Hasselbalch-Gleichung kann man den pH-Wert von starken Säuren, im Experiment also Salzsäure, berechnen. Auch hier wird die Konzentration von Wasser als konstant angesehen und mit der Gleichgewichtskonstante verrechnet, die zur klaren Unterscheidung in „ $K_s$ “ umbenannt wird.

$$K_s = \frac{c(\text{A}^-) * c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{HA}) * c(\text{H}_2\text{O})}$$

Stellt man obige Formel nun geschickt um, erhält man folgende Gleichung

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{K_s * c(\text{HA})}{c(\text{A}^-)} = K_s * \frac{c(\text{HA})}{c(\text{A}^-)}$$

Im letzten Schritt wendet man den negativen dekadischen Logarithmus auf die Gleichung an und man erhält die Henderson-Hasselbalch-Gleichung.

$$\text{pH} = \text{p}K_s - \log_{10} \left( \frac{c(\text{HA})}{c(\text{A}^-)} \right)$$

### 3 Die Behandlung von schwachen Säuren

Für eine Berechnung des pH-Wertes von schwachen Säuren geht man von der Annahme aus, dass nur eine geringe Dissoziation der Säure stattfindet, wobei gilt, dass  $c(A^-) = c(H_3O^+)$ .

Somit gilt insgesamt:

$$K_s = \frac{c^2(H_3O^+)}{c(HA)}$$

Auch hier stellt man die Gleichung nach der Konzentration der Oxonium-Ionen um.

$$c^2(H_3O^+) = K_s * c(HA)$$

Mit den negativen dekadischen Logarithmus und mathematischen Regeln des Logarithmus erhält man die finale Formel.

$$pH = \frac{1}{2} [pK_s - \log_{10}(c(HA))]$$

Aus beiden Gleichungen geht hervor, dass es einen Unterschied zwischen dem pH-Wert und dem  $pK_s$ -Wert gibt.

### 4 pH-Wert

Der pH-Wert gibt das Maß an, wie sauer bzw. wie basisch eine wässrige Lösung ist. Genauer kann man den pH-Wert über die Konzentration der Oxonium-Ionen bzw. über die Aktivität der Wasserstoff-Ionen definieren. In beiden Fällen entspricht der pH-Wert dem negativen dekadischen Logarithmus. Wissenswert ist, dass sich der dekadische vom natürlichen Logarithmus insofern unterscheidet, dass der dekadische immer eine Basis von 10 besitzt. Da man von hoch verdünnten Lösungen ausgeht ist der Aktivitätskoeffizient „ $f_a$ “ nahezu 1 und es gilt

$$a = f_a * c \approx 1 * c$$

Somit ergibt sowohl die Berechnung über die Aktivität „ $a$ “ als auch die Berechnung über die Konzentration „ $c$ “ den gleichen pH-Wert.

### 5 $pK_s$ -Wert

Der  $pK_s$ -Wert gibt die potentielle Fähigkeit einer Säure an Protonen abzugeben. Je kleiner nun der Wert ist, desto leichter kann ein Proton abgegeben werden. Auch der  $pK_s$ -Wert ist über den negativen dekadischen Logarithmus definiert, nur dass man diesen auf die Gleichgewichtskonstante „ $K_s$ “ anwendet. Dieser Wert ist für jede Säure bekannt und verändert sich nicht.

### 6 Einteilung

Die Einteilung, wann eine Flüssigkeit eher einen sauren oder einen basischen pH-Wert aufzeigt, folgt nach der Auto-protolyse des Wassers. Hierbei reagieren zwei Wasser Moleküle so mit einander, dass ein Hydroxid-Ion und ein Oxonium-Ion entstehen. Dabei tritt die besondere Eigenschaft von Wasser auf. Wasser kann sowohl als Protonen-Donator als auch als Protonen-Akzeptor fungieren. Wasser wird somit als Ampholyt bezeichnet. Für die Gleichgewichtskonstante ergibt sich somit für die Reaktion zweier Wasser-Moleküle:

$$K_c = \frac{c(\text{OH}^-) * c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c^2(\text{H}_2\text{O})} \Leftrightarrow K_w = c(\text{OH}^-) * c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

Für Wasser ist die Gleichgewichtskonstante bekannt und beträgt  $10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2$ . Im Gleichgewicht gilt also:

$$c(\text{OH}^-) = c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{K_w} = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Sind also nun die beiden Konzentrationen gleich, wie es im Gleichgewicht der Fall ist, dann besitzt die Lösung einen pH-Wert von 7 ( $-\log_{10}(10^{-7})=7$ ). Erhöht sich nun die Konzentration der Oxonium-Ionen, dann wird die Konzentration der Hydroxid-Ionen im gleichen Maß vermindert. Wendet man nun den negativen dekadischen Logarithmus auf die Oxoniumionen-Konzentration an, erhält man einen Wert kleiner als 7. Diese Flüssigkeit wird demnach als Säure bezeichnet. Vermindert sich jedoch die Konzentration der Oxonium-Ionen, erhält man einen pH-Wert größer 7, da hier die Hydroxid-Ionen dominieren. Diese Flüssigkeit wird als Base definiert.

Bereits bekannt ist der negative dekadische Logarithmus für die Oxoniumionen-Konzentration, als pH-Wert. Für die Hydroxidionen-Konzentration gibt es ebenfalls einen Namen, nämlich den pOH-Wert. Beide Werte ergeben zusammen immer 14, was sich aus dem Ionen-Produkt erschließen lässt:

$$-\log_{10} K_w = -\log_{10} (c(\text{H}_3\text{O}^+)) - \log_{10} (c(\text{OH}^-)) = \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

**Zusammenfassung.** Es wurde nun deutlich, dass der pH-Wert durch die Konzentration der Säure und nicht über die Säure-Stärke bestimmt wird. Wird also wie beim Experiment eine Säure weiter verdünnt, wird die Konzentration der Oxonium-Ionen lediglich geringer, dies ändert nichts an der Säure-Stärke, die als Stoff-Eigenschaft gleich bleibt. Durch das Ionen-Produkt von Wasser erhält man die Grenzen der pH-Skala, die bei 0 im sauren und bei 14 im basischen Bereich liegen.

**Abschluss:** Da das Ionen-Produkt von anderen Flüssigkeiten unterschiedlich zu dem von Wasser ist, können sich hier der Neutral-Punkt und die Begrenzungen verändern, wie zum Beispiel bei flüssigem Ammoniak, der ein Ionen-Produkt von  $10^{-32} \text{ mol}^2/\text{l}^2$  hat. Somit geht die pH-Skala von 0 bis 32.

#### Quellen:

1. Atkins P., de Paula J.: Physikalische Chemie, Wiley-VCH, Weinheim, 2006
2. Mortimer C., Müller U.: Chemie: Das Basiswissen der Chemie, Thieme, Stuttgart, 2010
3. <http://www.chemie.de/lexikon/PH-Wert.html>, Zugriff: 06.07.2015.
4. [http://www.chemgapedia.de/vsengine/vlu/vsc/de/ch/8/bc/vlu/chem\\_grundlagen/sauren\\_basen.vlu/Page/vsc/de/ch/4/cm/saeuren/ph\\_wert.vscml.html](http://www.chemgapedia.de/vsengine/vlu/vsc/de/ch/8/bc/vlu/chem_grundlagen/sauren_basen.vlu/Page/vsc/de/ch/4/cm/saeuren/ph_wert.vscml.html), Zugriff: 06.07.2015
5. [http://www.chemgapedia.de/vsengine/vlu/vsc/de/ch/11/aac/vorlesung/kap\\_10/vlu/autoprotolyse.vlu/Page/vsc/de/ch/11/aac/vorlesung/kap\\_10/kap10\\_2/kap10\\_2b.vscml.html](http://www.chemgapedia.de/vsengine/vlu/vsc/de/ch/11/aac/vorlesung/kap_10/vlu/autoprotolyse.vlu/Page/vsc/de/ch/11/aac/vorlesung/kap_10/kap10_2/kap10_2b.vscml.html), Zugriff: 06.07.2015.