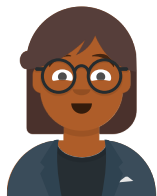


Wasser hat einen pH-Wert von 7

Hintergründe zum pH-Wert des Wassers

LNCU.de
ID 3487
CC-BY-SA 4.0
[Online abrufen](#)

Wässrige Lösungen von Salzen leiten den elektrischen Strom. Die elektrische Leitfähigkeit einer Salzsäure-Lösung ist um ein Vielfaches größer. Reinstes Wasser weist jedoch auch eine elektrische Leitfähigkeit auf!

Flüssigkeit	elektrische Leitfähigkeit bei 25°C
Reinstes Wasser	$5,5 \times 10^{-6} \text{ S/m}$
Regenwasser	$5 \times 10^{-3} \text{ S/m}$
Trinkwasser	$5 \times 10^{-2} \text{ S/m}$
NaCl-Lösung [1 mol / L]	8,5 S/m
HCl-Lösung [1 mol / L]	33,2 S/m

Tab. 1: Die elektrische Leitfähigkeit verschiedener Lösungen im Vergleich. Die Leitfähigkeit wird hier in Siemens pro Meter angegeben.

Aufgaben

- 1 Erklären** Sie mit Hilfe von **M1** die unterschiedlich große elektrische Leitfähigkeit verschiedener Lösungen in **Tabelle 1**. **Stellen** Sie hierbei **heraus**, welchen Rückschluss man aus der Leitfähigkeit von reinstem Wasser ziehen kann.
- 2 Formulieren** Sie mit Hilfe von **M1** und **M2** in eigenen Worten einen Zusammenhang zwischen der Autoprotolyse des Wassers, dem Ionenprodukt des Wassers und dem pH-Wert von Wasser. **Stellen** Sie dabei alltagssprachlich **heraus**, worüber der pH-Wert und der pOH-Wert nach ihrem Verständnis eine konkrete Aussage macht.

M1 Wissenswertes zur elektrischen Leitfähigkeit wässriger Lösungen

Ladungstransporte

Wässrige Lösungen von Salzen können elektrischen Strom leiten. Taucht man zwei Elektroden in eine solche Lösung und legt eine Spannung an, so fließt Strom. Ursache ist die Beweglichkeit der Ionen: Kationen wandern im elektrischen Feld zur Kathode (Minuspol) und können dort Elektronen aufnehmen, während Anionen zur Anode (Pluspol) wandern und dort Elektronen abgeben.

Die elektrische Leitfähigkeit hängt sowohl von der Konzentration als auch von der Art der gelösten Ionen ab. Besonders hoch ist sie in Lösungen, die Oxonium-Ionen (H_3O^+) oder Hydroxid-Ionen (OH^-) enthalten. Der Grund: Protonen im Oxonium-Ion wechseln extrem schnell von einem Wassermolekül zum nächsten (Lebensdauer ca. 10^{-13} s). Dieser schnelle **Staffellauf** der Protonen sorgt für eine außergewöhnlich gute Leitfähigkeit. Der zugrunde liegende Transportmechanismus wird **Grotthuß-Mechanismus** genannt – nach Theodor Grotthuß (1785–1822).

Die Autoprotolyse des Wassers

Wasser kann nicht nur Lösungsmittel sein, sondern auch selbst als Säure und Base reagieren: Ein Wassermolekül überträgt dabei ein Proton auf ein anderes. Dieser Vorgang heißt Autoprotolyse des Wassers.

Dadurch entstehen in reinem Wasser stets geringe Mengen an Oxonium-Ionen (H_3O^+) und Hydroxid-Ionen (OH^-). Ihre Konzentration ist sehr klein, lässt sich aber nachweisen und wird in der folgenden Darstellung anschaulich verdeutlicht.

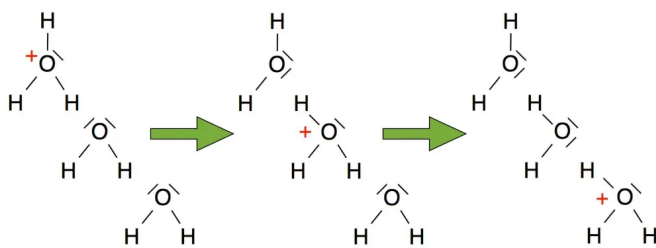


Abb. 1: Vereinfachte und schemenhafte Darstellung des Grotthuß-Mechanismus.



Abb. 2: Eine vereinfachte Darstellung der Autoprotolyse des Wassers. ¹



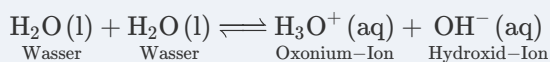
Video 1: The Simple Club: Die Autoprotolyse des Wassers.

M2 Die Autoprotolyse im Detail

Autoprotolyse des Wassers

Wässrige Lösungen von Salzen leiten den elektrischen Strom. Daraus folgt, dass sie Ionen enthalten. Messungen zeigen jedoch: Auch reines Wasser besitzt eine – wenn auch sehr geringe – elektrische Leitfähigkeit. Die darin vorhandenen Ionen sind Oxonium-Ionen (H_3O^+) und Hydroxid-Ionen (OH^-). Sie entstehen durch die **Autoprotolyse** des Wassers:

¹ Autoprotolyse des Wassers



Dabei wirkt ein Wassermolekül als Säure (**Protonendonator**), das andere als Base (**Protonenakzeptor**). Wasser ist somit amphoter. Das Gleichgewicht liegt allerdings stark auf der linken Seite, d.h. die Rückreaktion überwiegt deutlich.

Aus Leitfähigkeitsmessungen wurde die Gleichgewichtskonstante K_c bei 25 °C bestimmt:

² Gleichgewichtskonstante

$$K_c = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c^2(\text{H}_2\text{O})} = 3,258 \cdot 10^{-18}$$

Die Konzentration des Wassers beträgt bei 25 °C etwa $c(\text{H}_2\text{O}) = 55,4 \text{ mol/L}$. Da sich diese Konzentration durch die Autoprotolyse praktisch nicht verändert, kann sie in die Konstante einbezogen werden. Es entsteht die **temperaturabhängige Konstante K_w** :

	pH-Wert	$c(\text{H}_3\text{O}^+)$ in mol/L	$c(\text{OH}^-)$ in mol/L	pOH-Wert
zunehmend alkalisch/basisch	14	10^{-14}	10^{-0}	0
	13	10^{-13}	10^{-1}	1
	12	10^{-12}	10^{-2}	2
	11	10^{-11}	10^{-3}	3
	10	10^{-10}	10^{-4}	4
	9	10^{-9}	10^{-5}	5
	8	10^{-8}	10^{-6}	6
neutral	7	10^{-7}	10^{-7}	7
zunehmend sauer	6	10^{-6}	10^{-8}	8
	5	10^{-5}	10^{-9}	9
	4	10^{-4}	10^{-10}	10
	3	10^{-3}	10^{-11}	11
	2	10^{-2}	10^{-12}	12
	1	10^{-1}	10^{-13}	13
	0	10^{-0}	10^{-14}	14

Abb. 3: pH- und pOH-Wertetabelle. ²

Zusammenhang mit Hydroxid-Ionen

In alkalischen Lösungen dominieren Hydroxid-Ionen. Über das Ionenprodukt des Wassers sind beide Ionensorten miteinander verknüpft:

⁶ Das Ionenprodukt des Wassers

3 Temperaturabhängige Konstante

$$K_W = K_c \cdot c^2(H_2O) = c(H_3O^+) \cdot c(OH^-)$$

$$K_W = K_c \cdot c^2(H_2O) = 3,258 \cdot 10^{-18} \cdot \left(55,4 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2 = 10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}$$

Man nennt K_W auch das **Ionenprodukt des Wassers**.

Der pH-Wert

Um die sehr kleinen Konzentrationen der Oxonium-Ionen anschaulicher anzugeben, wurde der **pH-Wert** eingeführt:

4 Berechnung des pH-Wertes

$$c(H_3O^+) = 10^{-pH} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$-\log c(H_3O^+) = -\log\left(10^{-pH} \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)$$

$$-\log c(H_3O^+) = pH$$

Beispiel: Wird eine Salzsäure mit pH = 2 zehnfach verdünnt, so steigt der pH-Wert auf 3. Eine erneute zehnfache Verdünnung führt zu pH = 4. Jede pH-Stufe entspricht also einer zehnfachen Änderung der Oxonium-Ionen-Konzentration. Damit gilt: **Je größer der pH-Wert, desto geringer die Konzentration an Oxonium-Ionen.**

5 Oxonium-Ionen-Konzentration und pH

$$pH = 3 \Rightarrow c(H_3O^+) = 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$pH = 4 \Rightarrow c(H_3O^+) = 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$c(H_3O^+) \cdot c(OH^-) = 10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}$$

Eine saure Lösung mit pH = 3 (also $c(H_3O^+) = 10^{-3} \text{ mol/L}$) enthält gleichzeitig eine Hydroxid-Ionen-Konzentration von $c(OH^-) = 10^{-11} \text{ mol/L}$. Umgekehrt besitzt eine alkalische Lösung mit pH = 11 nur $c(H_3O^+) = 10^{-11} \text{ mol/L}$, dafür aber $c(OH^-) = 10^{-3} \text{ mol/L}$.

Analog zum pH-Wert definiert man den **pOH-Wert**:

7 Berechnung des pOH-Wertes

$$c(OH^-) = 10^{-pOH} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$-\log c(OH^-) = -\log\left(10^{-pOH} \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)$$

$$-\log c(OH^-) = pOH$$

Setzt man beide Definitionen in das Ionenprodukt ein, ergibt sich die wichtige Beziehung:

8 Formel für Konzentrationen eingesetzt ins Ionenprodukt

$$(10^{-pH} \text{ mol/L}) \cdot (10^{-pOH} \text{ mol/L}) = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

9 Exponenten und Einheiten zusammenfassen

$$10^{-pH-pOH} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2} = 10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}$$

10 Einheiten herausstreichen

$$10^{-pH-pOH} = 10^{-14}$$

11 Den negativen dekadischen Logarithmus anwenden

$$-\log(10^{-pH-pOH}) = -\log(10^{-14})$$

12 ergibt

$$-(-pH-pOH) = -(-14)$$

13 vereinfacht

$$pH + pOH = 14$$

Damit lässt sich aus dem pH-Wert stets der pOH-Wert berechnen – und umgekehrt.



Aufgaben zum pH-Wert

3 Berechnen Sie die Konzentration der Oxonium- und Hydroxid-Ionen aus den nachfolgenden pH-Werten wässriger Lösungen. **Geben** Sie **an**, ob die Lösungen sauer, neutral oder alkalisch/basisch sind.

- a 1
- b 4
- c 8
- d 12
- e 13.5

4 Berechnen Sie den pH-Wert der folgenden wässrigen Lösungen mit angegebener Oxonium-Ionen-Konzentration. **Geben** Sie **an**, ob die Lösungen sauer, neutral oder alkalisch/basisch sind.

- a 10^{-4} mol/L
- b $5 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$
- c 10^{-8} mol/L
- d $3 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$
- e 0,4 mol/L
- f 1,6 mol/L

5 Berechnen Sie den pH-Wert der folgenden wässrigen Lösungen mit angegebener Hydroxid-Ionen-Konzentration. **Geben** Sie **an**, ob die Lösungen sauer, neutral oder alkalisch/basisch sind.

- a** 0,1 mol/L
- b** 10^{-4} mol/L
- c** 10^{-7} mol/L
- d** $4 \cdot 10^{-7}$ mol/L
- e** 10^{-11} mol/L

Einzelnachweise

- 1** Andreas Böhm, 2018, verändert nach <https://pixabay.com/de/bücherregal-bücher-bibliothek-2907964/>
- 2** David Weninger, erstellt mit OnlyOffice