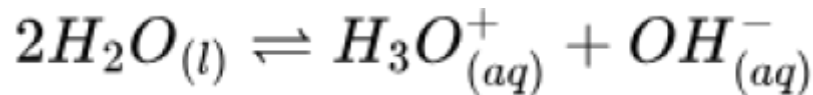


Das Ionenprodukt des Wassers

Reines Wasser weist eine - wenngleich sehr geringe - Leitfähigkeit auf. Dies ist darauf zurückzuführen, dass Wasser gegenüber sich selbst als Säure fungieren kann, d.h. ein Wassermolekül kann Protonen auf ein anderes Wassermolekül übertragen:



Da Wasser sich selbst protolysiert, spricht man hier von **Autoprotolyse** („Selbstprotonenübertragung“).



Ampholyte

Stoffe, die sowohl als **Säure (Protonendonator)** als auch als **Base (Protonenakzeptor)** fungieren können, nennt man Ampholyte. Bei vielen Ampholyten bestimmt das jeweilige Milieu ihr Reaktionsverhalten.

K_w - das Ionenprodukt formalisiert

Formuliert man den Term für das Massenwirkungsgesetz für die Autoprotolyse des Wassers und zieht die Konzentration mit in die Massenwirkungskonstante hinein, erhält man mit K_w einen mathematischen Ausdruck für das Ionenprodukt des Wassers.

$$K_c = \frac{c(H_3O^+) \cdot c(OH^-)}{c^2(H_2O)} \quad \left| \cdot c^2(H_2O) \right.$$

$$K_c \cdot c^2(H_2O) = c(OH^-) \cdot c(H_3O^+) \quad \left| K_c \cdot c^2(H_2O) = K_w \right.$$

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

Der Wert für K_w ist durch eine pH-Wertmessung von reinem Wasser bestimmbar, indem man ausnutzt, dass die Konzentrationen von Hydronium- (H₃O⁺) und Hydroxidionen (OH⁻) gleich sein müssen, da diese im Verhältnis 1:1 reagieren.

$$K_w = c(H_3O^+) \cdot c(OH^-) \quad \left| c(H_3O^+) = c(OH^-) \right.$$

$$K_w = c(H_3O^+) \cdot c(H_3O^+)$$

$$K_w = c(H_3O^+)^2$$

Reines Wasser hat einen pH-Wert von 7 (neutral). Die Konzentration der Hydroniumionen beträgt 10⁻⁷ mol/L. Die Konzentration der Hydroxidionen beträgt ebenfalls 10⁻⁷ mol/L. Multipliziert man beides aus (Potenzen mit gleicher Basis werden multipliziert, indem man die Exponenten addiert), kommt man genau auf den Wert von 10⁻¹⁴ für K_w.



Reines Wasser enthält sowohl Hydroxid- als auch Hydroniumionen aus der Autoprotolyse des Wassers, die bei Säure-/Basereaktionen zusätzlich auftreten. In verdünnten Lösungen sind deren Konzentrationen aber dermaßen gering, dass man sie vernachlässigen kann.

Abhängigkeit der Konzentrationen von Hydronium- und Hydroxidionen

Wendet man den mit -1 multiplizierten dekadischen Logarithmus auf die Definitionsgleichung für K_w an, sieht man, dass die Konzentrationen von Hydronium- und Hydroxidionen direkt voneinander abhängig sind:

$$\begin{aligned} K_w = c(OH^-) \cdot c(H_3O^+) &= 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot L^{-2} & \Big| -1 \cdot \log(x) \\ pK_w = pH + pOH &= 14 \\ \Leftrightarrow pOH &= 14 - pH \end{aligned}$$

From:

<https://schule.riecken.de/> - Unterrichtswiki

Permanent link:

<https://schule.riecken.de/doku.php?id=chemie:acids:ionproduct>

Last update: **2025/08/15 07:35**

