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:

$$2H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

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.

Kw - 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.

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

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

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

Der Wert für K_w ist durch eine pH-Wertmessung von reinem Wasser bestimmbar, indem man ausnutzt, dass die Konzentrationen von Hydronium- (H_3O^+) 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 Definitionsgleich für K_w an, sieht man, dass die Konzentrationen von Hydronium- und Hydroxidionen direkt voneinander abhängig sind:

$$K_w = c(OH^-) \cdot c(H_3O^+) = 10^{-14}\ mol^2 \cdot L^{-2} \quad \Big| -1 \cdot log(x)$$

$$pK_w = pH + pOH = 14$$

$$\Leftrightarrow pOH = 14 - pH$$

From:
https://schule.riecken.de/ - **Unterrichtswiki**

Permanent link:
https://schule.riecken.de/doku.php?id=chemie:acids:ionproduct&rev=1753620820

Last update: **2025/07/27 12:53**