## 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:

$$2H_2O_{(l)}
ightleftharpoons H_3O_{(aq)}^+ + OH_{(aq)}^-$$

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.

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

## 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.

$$K_c = rac{c(H_3O^+) \cdot c(OH^-)}{c^2(H_2O)} \quad \Big| \cdot c^2(H_2O) \ K_c \cdot c^2(H_2O) = c(OH^-) \cdot c(H_3O^+) \quad \Big| K_c \cdot c^2(H_2O) = K_w \ K_w = c(OH^-) \cdot c(H_3O^+) = 10^{-14} \ mol^2 \cdot L^{-2}$$

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.

Reines Wasser hat einen pH-Wert von 7 (neutral). Die Konzentration der Hydroniumionen beträgt 10<sup>-7</sup>

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

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

From:

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

Permanent link:

https://schule.riecken.de/doku.php?id=chemie:acids:ionproduct&rev=1753620629

Last update: 2025/07/27 12:50



https://schule.riecken.de/ Printed on 2025/10/26 20:31