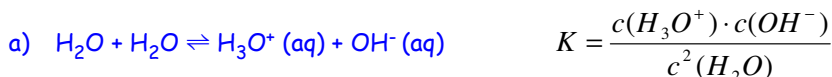


Autoprotolyse und pH-Wert

1. Wie alle chemischen Reaktionen ist auch die Autoprotolyse von Wasser eine Gleichgewichtsreaktion. Die Autoprotolyse ist endotherm. Behauptung: Die elektrische Leitfähigkeit von reinem Wasser ist temperaturabhängig. Was passiert mit der elektrischen Leitfähigkeit von Wasser, wenn die Temperatur erhöht wird? Nimmt sie zu, nimmt sie ab, oder bleibt sie gleich? Begründen Sie mit dem Prinzip von Le Châtelier.

Die Autoprotolyse ist eine endotherme Reaktion. Die Temperaturerhöhung verschiebt das Gleichgewicht $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ nach rechts in die endotherme Richtung. Im GG liegen bei erhöhter Temperatur mehr Ionen vor was zu einer höheren elektrischen Leitfähigkeit führt.

2. Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante K für die Autoprotolyse des Wasser.
- Notieren Sie die Reaktionsgleichung und formulieren Sie K nach dem Massenwirkungsgesetz.
 - Was sind die Konzentrationen der Oxonium-ionen (alt Hydronium-ionen) und Hydroxidionen in reinem Wasser?
 - Wie ist der Wert für K, wenn die Konzentration des Wassers = 55.55 mol/L ist? Auf welcher Seite liegt das GG? Erscheint das Ergebnis logisch?
 - Wie hängt das Ionenprodukt des Wassers (Kw) mit der Gleichgewichtskonstanten K zusammen? Notieren Sie den mathematischen Zusammenhang.



$$\text{b) } c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{c) } K = \frac{1 \cdot 10^{-7} \cdot 1 \cdot 10^{-7}}{55.55^2} = 3.24 \cdot 10^{-18}$$

Das GG liegt weit links, da $0 < K \ll 1$. Logisch, da Wasser nur sehr gering dissoziiert ist, d.h. die Leitfähigkeit von reinem Wasser ist vergleichbar gering.

- d) Zusammenhang zwischen Ionenprodukt des Wassers Kw und der GG-Konstanten K

$$\text{Aus } K_w = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) \text{ und } K = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c^2(\text{H}_2\text{O})}$$

folgt nach Einsetzen und Umstellen

$$K_w = K \cdot c^2(\text{H}_2\text{O})$$

Kw und K unterscheiden sich also durch das Quadrat der Wasserkonzentration ($55.56^2 = 3087$). Es sind aber beides Konstanten, da die Konzentration des Wassers weitgehend konstant ist.

3. Wird reinem Wasser Säure (z.B. HCl-Gas) oder Base (z.B. NH₃-Gas) zugegeben, so verändern sich die Mengen an H₃O⁺-Ionen und OH⁻-Ionen zwangsläufig. Je mehr Ionen von der einen oder anderen Teilchenart vorhanden sind, um so saurer oder basischer ist die Lösung. Notieren Sie zur Verdeutlichung noch einmal kurz die Reaktionsgleichungen der beiden Vorgänge HCl plus Wasser bzw. NH₃ plus Wasser.

Da das Ionenprodukt des Wassers Kw eine Konstante ist ($10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$), kann man leicht über $K_w = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$ aus einer vorliegenden $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ die dazugehörige $c(\text{OH}^-)$ errechnen. Eindeutig ergibt sich, dass bei steigender $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ die $c(\text{OH}^-)$ parallel dazu fällt.

Welche Hydroxidionenkonzentration ergibt sich, wenn die Konzentration der Oxoniumionen (alt Hydroniumionen) = $0.035 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ oder $1.54 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ oder $9.64 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ist? (Rechnen Sie zur Übung der Taschenrechnerbedienung noch einmal nach!)



hier entsteht eine saure Lösung,
da H₃O⁺ Ionen erzeugt wurden



hier entsteht eine basische Lösung,
da OH⁻ Ionen erzeugt wurden

Die Hydroxidionenkonzentrationen sind:

$$2.86 \cdot 10^{-13} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$6.49 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$1.04 \cdot 10^{-9} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

4. Wird reinem Wasser Säure (z.B. HF) und gleichzeitig Base (z.B. NaOH) in gleichen molaren Mengen zugegeben, so verändern sich die Mengen an H_3O^+ -Ionen und OH^- -Ionen nicht. Man spricht von einer Neutralisationsreaktion. Geben Sie die Neutralisationsreaktion an. (Schreiben Sie die Salze wieder als Ionen).

HF ist ein Molekül, NaOH ein Salz



HF in Wasser würde eine saure Lösung erzeugen $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{F}^- (\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$

NaOH in Wasser würde eine basische Lösung erzeugen $\text{NaOH} \rightleftharpoons \text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$

Beide zusammen geben eine neutrale Lösung. Wie man sieht handelt es sich um das Salz Natriumfluorid in Wasser gelöst.

5. In wässrigen Lösungen sind bei 24 °C die pH-Werte 0; 1.5; 3.8; 5.02; 7.5; 12.3 angegeben. Berechnen Sie die Oxonium- und Hydroxidionenkonzentrationen und geben Sie die pOH-Werte an.

Konzentrationen und pOH-Werte

pH	0	1.5	3.8	5.02	7.5	12.3
$c(\text{H}_3\text{O}^+) \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$	1	$3.16 \cdot 10^{-2}$	$1.58 \cdot 10^{-4}$	$9.55 \cdot 10^{-6}$	$3.16 \cdot 10^{-8}$	$5.01 \cdot 10^{-13}$
$c(\text{OH}^-) \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$1 \cdot 10^{-14}$	$3.16 \cdot 10^{-13}$	$6.31 \cdot 10^{-11}$	$1.05 \cdot 10^{-9}$	$3.16 \cdot 10^{-7}$	$1.99 \cdot 10^{-2}$
pOH	14	12.5	10.2	8.98	6.5	1.7

6. Berechnen Sie den pH-Wert der folgenden Lösungen.

a) $0.001 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \text{ LiOH}$

b) $0.02 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \text{ HCl}$

c) $1 \cdot 10^{-9} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \text{ HBr}$ (Achtung! Gesunder Menschenverstand!)

a) pH = 11

b) pH = 1.7

c) pH = 7 (Rein rechnerisch ergibt sich ein pH-Wert von 9, aber HBr ist nun mal, wenn man sich an die SB-Tabelle hält eine starke Säure und die erzeugen keine pH-Werte, die im basischen Bereich liegen. Die $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ -Ionen ist hier so gering, dass die Autoprotolyse des Wassers ins Spiel kommt. Es handelt sich hier also um einen neutrale Lösung).