Autoprotolyse des Wassers und pH-Wert

CC BY NC SA
↓: laborberufe.de

1. Autoprotolyse des Wassers und Zustandekommen des Neutralpunkts (pH=7)

Wassermoleküle können untereinander eine Säure-Base-Reaktion eingehen. Das Ausmaß der Reaktion ist allerdings sehr gering, das heißt nur ein sehr kleiner Anteil der H_2O-Moleküle reagiert in dieser **Autoprotolyse** *(„auto"= gr. für „sich selbst")*. Dies verdeutlicht man in der entsprechenden Reaktionsgleichung mit einem Gleichgewichtspfeil (⇌), statt einem gewöhnlichen Reaktionspfeil (→).

Autoprotolyse des Wassers:

Der Gleichgewichtspfeil deutet auch an, dass die Reaktion *reversibel* ist, das heißt auch die Rückreaktion stattfindet. Es stellt sich ein Gleichgewicht zwischen beiden Seiten ein. Bei der *Autoprotolyse* liegt das Gleichgewicht allerdings extrem stark auf der linken Seite. Nahezu alle Moleküle liegen als H_2O vor, nur sehr wenige als H_3O^+/ OH^- protolysiert.

- Die **Autoprotolyse des Wassers** bewirkt, dass in alles wässrigen Medien stets **H_3O^+-Ionen (Oxonium-Ionen)** und auch OH-Ionen (Hydroxid-Ionen) vorhanden sind. Auf der ständigen Anwesenheit dieser frei beweglichen Ionen als Ladungsträger beruht auch die elektrische Leitfähigkeit von reinem Wasser. In reinem Wasser sind die beiden Ionenkonzentrationen jedoch so gering, dass die *elektrische Leitfähigkeit* von neutralem Wasser sehr klein ist. Der *elektrische Widerstand* von reinem Wasser ist also sehr groß. Messungen haben gezeigt, dass bei ca. 20°C in 1 Liter reinem Wasser die H_3O^+-Stoffmenge und die OH^--Stoffmenge nur 0,0000001 mol (10^{-7} mol) beträgt. Mit anderen Worten: Die **Stoffmengenkonzentration** beider Ionensorten beträgt $c(H_3O^+)$ = 0,0000001 mol pro Liter, also $c(H_3O^+) = 10^{-7}$ mol/L. Die oben beschriebene Autoprotolyse findet also nur in sehr geringem Ausmaß statt.
- Auch in anderen wässrigen Medien ist die H_3O^+-Konzentration relativ klein, kann sich aber trotzdem um viele Zehnerpotenzen unterscheiden, beispielsweise $c(H_3O^+)$ = 0,0000000335 mol/L oder $c(H_3O^+)$ = 0,02484001 mol/L. Die Angabe ist also unhandlich. Deshalb hat man den **pH-Wert** definiert. **Der pH-Wert ist als der negative Zehnerlogarithmus der H_3O^+-Stoffmengenkonzentration, $c(H_3O^+)$:**

$$\boxed{pH = -\log_{10} c(H_3O^+)}$$

1.1 *Berechnen Sie den pH-Wert von reinem Wasser (20 °C) anhand der Angaben von oben:*

1.2 *In einer Salzsäurelösung ist die H_3O^+-Konzentration viel größer als in reinem Wasser. Wie groß ist beispielsweise der pH-Wert einer Salzsäurelösung, wenn pro Liter Lösung 0,87 mol HCl gelöst wurde?* ***$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$***

- Da auch die OH^--Stoffmengenkonzentration sehr klein ist und häufig mehrere Zehnerpotenzen überstreicht, hat man völlig analog auch einen **pOH-Wert** definiert: $\boxed{pOH = -\log_{10} c(OH^-)}$
- Obwohl der pH-Wert und der pOH-Wert rechnerisch auch negativ sein könne, gibt man sie nur zwischen 0 - 14 an, den die Zusammenhänge oben, gelten nur für verdünnte Lösungen und reinem Wasser.
- Messungen in allen wässrigen Lösungen, beispielsweise in einer Säurelösung oder einer Salzlösung oder auch in reinem Wasser zeigen, dass zwischen $c(H_3O^+)$ und $c(OH^-)$ bei 20°C folgender Zusammenhang besteht:

Ionenprodukt des Wassers: $\boxed{c(H_3O^+) \cdot c(OH^-) = 10^{-14}\ mol^2/L^2}$ **oder in logarithmischen Größen:** $\boxed{pH + pOH = 14}$

2. Zusammenfassung: Zusammenhänge zwischen $c(OH^-)$, $c(H_3O^+)$, pH und pOH in ALLEN wässrigen Lösungen und H_2O (20°C)

Definition von pH und pOH: $\boxed{pH = -\lg c(H_3O^+)} \Leftrightarrow \boxed{c(H_3O^+) = 10^{-pH}}$ **sowie** $\boxed{pOH = -\lg c(OH^-)} \Leftrightarrow \boxed{c(OH^-) = 10^{-pOH}}$

Ionenprodukt des Wassers: $\boxed{c(H_3O^+) \cdot c(OH^-) = 10^{-14}\ mol^2/L^2}$ **oder** $\boxed{pH + pOH = 14}$

2.1 Füllen Sie die Tabelle aus.

$c(H_3O^+)$ in mol/L	pH	$c(OH^-)$ in mol/L	pOH
2	( )*		( )*
1			
	0,5		
0,1			
		$1 \cdot 10^{-12}$	
0,001			
0,0001			
		$1 \cdot 10^{-9}$	
	6		
		$1 \cdot 10^{-7}$	
			6
	9		5
$1 \cdot 10^{-10}$			
			3
	12		
$1 \cdot 10^{-13}$			
			0
	( )*		(-0,5)*

**: Der pH- und pOH-Wert können zwar rechnerisch außerhalb des Bereichs 0-14 liegen, man gibt ihn dann aber nicht mehr an, weil die mathematischen Zusammenhänge von oben nicht mehr zutreffen.*

Zentrale Erkenntnisse:

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

Notizen