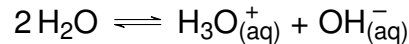


Der pH-Wert

Ausgangspunkt

Wasser unterliegt einer Autoprotolyse:



☛ Ionenprodukt des Wassers:

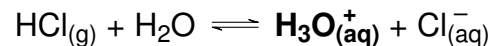
$$K_W = c_{\text{H}_3\text{O}_{(\text{aq})}^+} \cdot c_{\text{OH}_{(\text{aq})}^-}$$

bei 298 K (25 °C) gilt:

$$K_W = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2$$

Zugabe einer BRØNSTEDSäure

Es kommt zur Protolyse mit dem Lösungsmittel Wasser, z. B.:



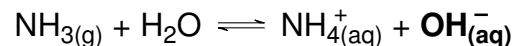
☛ Die Konzentration der Hydroniumionen in der wässrigen Lösung steigt an. Dadurch wird das Autoprotolysegleichgewicht nach dem Prinzip von LE CHÂTELIER und BRAUN in Richtung Wasser verschoben. Die Konzentration der Hydroxidionen nimmt demzufolge ab, so dass das Ionenprodukt des Wassers erhalten bleibt (Gleichgewichtskonstante).

☛ Die wässrige Lösung enthält einen **Überschuß an Hydroniumionen ($\text{H}_3\text{O}_{(\text{aq})}^+$)** und einen entsprechenden **Mangel an Hydroxidionen ($\text{OH}_{(\text{aq})}^-$)**.

☛ Die Lösung ist _____.

Zugabe einer BRØNSTEDbase

Es kommt ebenfalls zur Protolyse mit Wasser, z. B.:



☛ Die Konzentration der Hydroxidionen in der wässrigen Lösung steigt an. Dadurch wird das Autoprotolysegleichgewicht nach dem Prinzip von LE CHÂTELIER und BRAUN ebenfalls in Richtung Wasser verschoben. Die Konzentration der Hydroniumionen nimmt ab, so dass das Ionenprodukt des Wassers erhalten bleibt (Gleichgewichtskonstante).

☛ Die wässrige Lösung enthält einen **Mangel an Hydroniumionen ($\text{H}_3\text{O}_{(\text{aq})}^+$)** und einen **Überschuß an Hydroxidionen ($\text{OH}_{(\text{aq})}^-$)**.

☛ Die Lösung ist _____.

Der pH-Wert

Der Charakter einer Lösung kann also durch die Angabe der **Konzentration der Hydroxidionen** oder die Angabe der **Konzentration der Hydroniumionen** beschrieben werden.

Der dänische Biochemiker **SØREN PETER LAURITZ SØRENSEN** (1868 – 1939) führte 1909 den **pH-Wert** als **Maß für den sauren oder basischen Charakter** einer wässrigen Lösung ein:

Der **pH-Wert** (*potentia Hydrogenii* – „Kraft des Wasserstoffes“) ist der negative dekadische Logarithmus des Zahlenwertes der Hydroniumionen-Konzentration in mol/l. Der pH-Wert hat keine Einheit.

$$\text{pH} = -\lg\{c_{\text{H}_3\text{O}_{(\text{aq})}^+}\}$$

Analog dazu kann man auch einen **pOH-Wert** definieren: $\text{pOH} = -\lg\{c_{\text{OH}_{(\text{aq})}^-}\}$

Mathematische Zusammenhänge und Beispiele

Unter Anwendung der Logarithmengesetze ergeben sich aus den Definitionen (pH und pOH) und dem Ionenprodukt des Wassers ($c_{\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}} \cdot c_{\text{OH}^-_{(\text{aq})}} = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2$) folgende mathematische Zusammenhänge:

- $\text{pH} + \text{pOH} = 14$
- $c_{\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}} = 10^{-\text{pH}} \text{ mol/l}$ und $c_{\text{OH}^-_{(\text{aq})}} = 10^{-\text{pOH}} \text{ mol/l}$

Ergänzen Sie die folgende Übersicht.

Lösung	$c_{\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}}$ in mol/l	$c_{\text{OH}^-_{(\text{aq})}}$ in mol/l	pH-Wert	pOH-Wert	Charakter der Lösung
Salzsäure mit $c_0 = 1 \text{ mol/l}$	1				
Magensäure			1,4		
Zitronensaft				11,8	
Speiseessig		$5 \cdot 10^{-12}$			
Sauerkraut			3,4		
Apfelsaft	$1,58 \cdot 10^{-4}$				
saure Milch				9,8	
Bier		$3,55 \cdot 10^{-10}$			
Kaffee	$1 \cdot 10^{-5}$				
saurer Regen			3 – 5,5		
normaler Regen			5,8		
Harn		$1,122 \cdot 10^{-8}$			
Trinkmilch				7,2	
Blut, Speichel, Tränen	$3,981 \cdot 10^{-8}$				
Darmsaft				5,7	
Meerwasser		$3,981 \cdot 10^{-6}$			
Seifenlösung			10,4		
Ammoniakwasser				2,2	
Kalkwasser	$2,5 \cdot 10^{-13}$				
Natronlauge mit $c_0 = 1 \text{ mol/l}$				0	