Der Ablauf chemischer Reaktionen in wässriger Lösung ist oft von der **Oxonium-Ionen-Konzentration** abhängig. Für biochemische Reaktionen erkannte das im Jahre 1909 der dänische Botaniker Paul Lauritz Sörensen (1868-1939). Zur Vereinfachung von Berechnungen schlug er vor, nicht mit der Stoffmengenkonzentration der Oxonium-Ionen, sondern mit dem negativen dekadischen Logarithmus des Zahlenwertes der Stoffmengenkonzentration zu rechnen. Den negativen dekadischen Logarithmus des Zahlenwertes der Oxonium-Ionenkonzentration (angegeben in mol/L) nannte Sörensen den pH-Wert (lat.: pondus hydrogenii = Wasserstoffexponent) der Lösung:

$$pH = -\lg c(H_3O^+)$$

In analoger Weise ist es oft vorteilhaft, auch bei Gleichgewichtskonstanten mit den negativen dekadischen Logarithmen ihrer Zahlenwerte zu arbeiten. Für das ***Ionenprodukt des Wassers***

$$K_W = c(H_3O^+) \cdot c(OH^-) = 1 \cdot 10^{-14}\ mol^2/L^2$$

ergibt sich so der Ionenexponent Wassers pK_W:

$$pK_W: -\lg (K_W)$$

$$pK_W = pH + pOH = 14$$

$c(H_3O^+)$ in mol/L	pH	Eigenschaft der Lösung	pOH	$c(OH^-)$ in mol/L
$10^0=1$	0	sauer	14	10^{-14}
10^{-1}	1		13	10^{-13}
10^{-2}	2	⇧	12	10^{-12}
10^{-3}	3		11	10^{-11}
10^{-4}	4		10	10^{-10}
10^{-5}	5		9	10^{-9}
10^{-6}	6		8	10^{-8}
10^{-7}	7	neutral	7	10^{-7}
10^{-8}	8		6	10^{-6}
10^{-9}	9	⇩	5	10^{-5}
10^{-10}	10		4	10^{-4}
10^{-11}	11		3	10^{-3}
10^{-12}	12		2	10^{-2}
10^{-13}	13		1	10^{-1}
10^{-14}	14	alkalisch	0	$10^0=1$

Hier noch einmal zwei wichtige Umformungen beim Rechnen mit Zehnerlogarithmen:

$$\lg a = b \text{ wenn } 10^b = a$$

$$\lg(a \cdot b) = \lg a + \lg b$$

LNCU Team: G. von Borstel, Stand 2018. Alle Materialien, sofern nicht anders gekennzeichnet, unter CC-BY-NC-SA

RECHNEN MIT DEM pH-WERT

Verdeutlichung von KW, pOH und pH

1. Berechnen Sie die pH- und die pOH-Werte einer sauren Lösung ($c(H_3O^+) = 3 \cdot 10^{-2}$ mol/L) und einer alkalischen Lösung ($c(H_3O^+) = 3 \cdot 10^{-10}$ mol/L).
Tipp: Machen Sie sich mit dem Taschenrechner vertraut. Geben Sie den Wert aus der Aufgabe oben ein, drücken Sie dann die log-Taste und anschließend +/-

2. Bei einigen wässerigen Lösungen sind für 25°C folgende pH-Werte gemessen worden:

0; 6; 11 und 14

Berechnen Sie die entsprechenden Oxonium-Ionen und Hydroxid-Ionen-Konzentrationen dieser Lösungen!
Tipp: Machen Sie sich auch mit dem Taschenrechner vertraut. Gegen Sie den Wert aus der Aufgabe oben ein, drücken sie +/- und anschließend die 10^x Taste als Umkehrung der log-Taste

3. Wie hat sich die Konzentration der Oxonium-Ionen verändert, wenn sich der pH-Wert einer Lösung von 1 auf 2 verdoppelt hat?
Tipp: Entweder bereits die Antwort kennen (logarithmische Skala!) oder rechnen

4. Erklären Sie, ob es auch pH-Werte kleiner Null geben kann.
Tipp: Spielen Sie diese Aufgabe an einem Beispiel durch – was würde z. B. ein pH-Wert von -1 bedeuten?

5. In einer Blutprobe ist bei der Temperatur von 25°C die Konzentration der Oxonium-Ionen $c(H_3O^+) = 4{,}6 \cdot 10^{-8}$ mol/L. Berechnen Sie die Konzentration der Hydroxid-Ionen! Ist das Blut sauer, alkalisch oder neutral?
Tipp: Nutzen Sie zum einen die Erkenntnisse aus Aufgabe 1 und zum anderen ihr Wissen über das Produkt der Konzentrationen der Oxonium- und der Hydroxid-Ionen: $c(H_3O^+) \cdot c(OH^-) = 1 \cdot 10^{-14}$ mol²/L²

***6.** Das Ionenprodukt des Wassers ist temperaturabhängig. Berechnen Sie die fehlenden Größen bei den angegebenen Temperaturen.*
Tipp: Es gilt immer $K_W = c(H_3O^+) \cdot c(OH^-)$ und $pK_W = pH + pOH$.

°C	K_W in mol² · L⁻²	pK_W	$c(H_3O^+)$ in mol · L⁻¹	$c(OH^-)$ in mol · L⁻¹	pH	pOH
0	$0{,}114 \cdot 10^{-14}$					
25			10^{-7}			
50					6,63	
100						6,13

***7.** Begründen Sie mit Hilfe des Prinzips von Le Chatelier, wie sich das Autoprotolysegleichgewicht bei steigender Temperatur verändert.*
Hinweis: Die Bildung der Ionen verläuft endotherm!
Ist das Wasser bei den jeweiligen Temperaturen neutral, sauer oder alkalisch?

8. Charakterisieren Sie eine saure Lösung