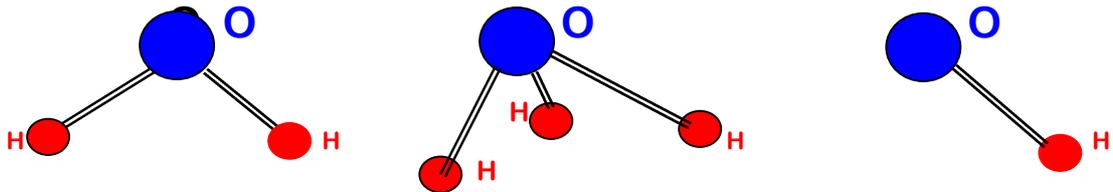


Der pH-Wert

potentia hydrogenii d.h. die Wirksamkeit des Wasserstoffs

In reinstem Wasser kommen neben den normalen Wassermolekülen H_2O auch **Hydroniumionen** H_3O^+ und **Hydroxidionen** OH^- vor.



Von ca. 550000000 Wassermolekülen dissoziiert (löst sich auf) eines in ein Hydroxidion und ein H^+ -Ion. Dieses H^+ -Ion bildet dann mit einem anderen Wassermolekül zusammen ein Hydroniumion.

Andererseits findet auch der umgekehrte Prozess statt, d.h. Ein Hydroxidion OH^- assoziiert mit einem freien H^+ -Ion zu einem neutralen Wasseratom.

Es bildet sich ein Dissoziationsgleichgewicht aus:



Die Konzentration beider Ionenarten ist dabei gleich:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \quad \text{und} \quad c(\text{OH}^-) = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

Es gilt nun folgender Sachverhalt:

In wässrigen Lösungen (schwacher Elektrolyte) bleibt das Produkt der beiden Ionenkonzentrationen nahezu konstant und hat bei 25 °C den Wert:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

Den pH-Wert findet man mit der Konzentration ganz einfach:

Schreibt man die Konzentration der H_3O^+ -Ionen als Zehnerpotenz

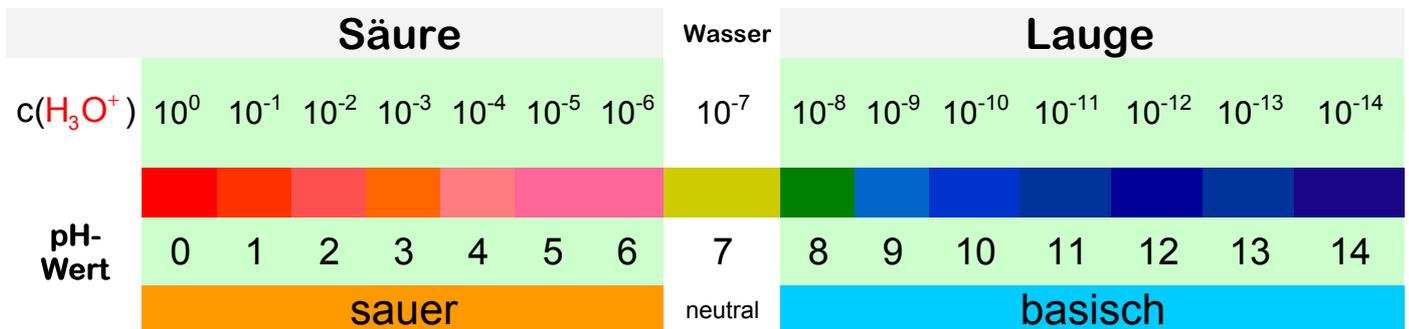
$$c(H_3O^+) = 10^x \quad \text{in } \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

dann ist der pH-Wert gerade $-x$

oder mit Hilfe des Logarithmus ausgedrückt:

$$pH = -\log_{10} (c(H_3O^+)) \quad c \text{ in } \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

Der pH-Wert ist der negative Zehnerlogarithmus der Hydroniumionenkonzentration !



Beispiele für pH-Werte:

Salzsäure 3,5%:	pH = 0	Hautoberfläche:	pH = 5,5
Salzsäure 0,35%:	pH = 1	Mineralwasser:	pH = 6
Magensäure:	pH = 1	reines Wasser:	pH = 7
Zitronensaft:	pH = 2	Blut:	pH = 7,4
Essigessenz:	pH = 2	sauberes Seewasser:	pH = 8,3
Essig:	pH = 3	Waschmittellösung:	pH = 10
Coca Cola:	pH = 3	Natronlauge 3%:	pH = 14
Wein:	pH = 3 - 4	Natronlauge 30%:	pH = 15

Beispiele:

1.) In Wasser verdünnte Essigsäure hat einen pH-Wert von -3
Wie groß ist die Konzentration der Hydroniumionen ?

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^3 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \quad \text{und damit} \quad c(\text{HO}^-) = 10^{11} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$\boxed{1 \text{ Mol H}_3\text{O}^+ = 19\text{g}}$$

d.h. die Konzentration der H_3O^+ -Ionen im Wasser beträgt

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-3} \frac{19\text{g}}{\text{l}} = 0,019 \frac{\text{g}}{\text{l}}$$

$$\text{und damit} \quad c(\text{HO}^-) = 10^{-11} \frac{17\text{g}}{\text{l}} = 0,00000000017 \frac{\text{g}}{\text{l}}$$

2.) Welchen pH - Wert hat

a) eine Säure mit der Konzentration von $1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$

b) eine Lauge mit der Konzentration von $0,01 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$

unter der theoretischen Voraussetzung vollständiger Dissoziation?

Lösung:

a) Die H^+ -Konzentration bzw. die H_3O^+ -Konzentration beträgt

$$c(\text{H}^+) = 1 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = 10^0 \frac{\text{mol}}{\text{l}}. \quad \text{Der pH - Wert ist } 0.$$

b) Die OH^- - Konzentration beträgt $c(\text{OH}^-) = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$.

Dann ist die H^+ - Konzentration bzw. die H_3O^+ -Konzentration

$$\text{wegen} \quad c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \quad \text{gerade} \quad 10^{-12} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

Der pH - Wert ist 12.

3.) Berechne unter der Annahme vollständiger Dissoziation den pH - Wert jeweils einer **Säure** bzw. **Lauge** mit der Konzentration

a) $1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ b) $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ c) $0,01 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ d) $0,0001 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$

(Hinweis: Säuren sind Protonendonatoren, d.h. bei der Dissoziation werden H^+ -Ionen freigesetzt, die dann sofort mit Wassermolekülen zu H_3O^+ -Ionen assoziieren. Diesen Vorgang nennt man auch „hydratisieren“.)

Lösung:

a) **Säure:** $c(\text{H}^+) = 10^0 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ pH - Wert = 0 ;

Lauge: $c(\text{OH}^-) = 10^0 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \Rightarrow c(\text{H}^+) = 10^{-14} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ pH - Wert = 14

b) **Säure:** $c(\text{H}^+) = 10^{-1} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ pH - Wert = 1

Lauge: $c(\text{OH}^-) = 10^{-1} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \Rightarrow c(\text{H}^+) = 10^{-13} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ pH - Wert = 13

c) **Säure:** $c(\text{H}^+) = 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ pH - Wert = 2

Lauge: $c(\text{OH}^-) = 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \Rightarrow c(\text{H}^+) = 10^{-12}$ pH - Wert = 12

d) **Säure:** $c(\text{H}^+) = 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ pH - Wert = 4

Lauge: $c(\text{OH}^-) = 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \Rightarrow c(\text{H}^+) = 10^{-10}$ pH - Wert = 10

4.) Berechne unter der Annahme vollständiger Dissoziation den pH - Wert

a) einer $0,2 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ Säure und b) einer $0,05 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ Lauge

Lösung:

zu a)

$$c(\text{H}^+) = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = 10^{-x} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

Hier musst du folgende Gleichung lösen:

$$\begin{aligned} 10^{-x} &= 0,2 && | \log_{10} \\ \log_{10}(10^{-x}) &= \log_{10}(0,2) \\ -x &\approx -0,7 && | \cdot (-1) \\ x &\approx 0,7 \end{aligned}$$

Also gilt $c(\text{H}^+) = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = 10^{-0,7} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$

und damit ist der pH-Wert = 0,7

b)

$$c(\text{OH}^-) = 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = 10^{-x} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$\begin{aligned} 10^{-x} &= 0,05 && | \log_{10} \\ \log_{10}(10^{-x}) &= \log_{10}(0,05) \\ -x &\approx -1,3 && | \cdot (-1) \\ x &\approx 1,3 \end{aligned}$$

Also gilt :

$$c(\text{OH}^-) = 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = 10^{-1,3} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \Rightarrow c(\text{H}^+) = 10^{-12,7} \text{ weil } 10^{-1,3} \cdot 10^{-12,7} = 10^{-14}$$

und damit pH-Wert = 12,7

Die Logarithmusfunktion auf dem Taschenrechner:



LOG

Die LOG-Taste dient zur Berechnung des Logarithmus zur Basis 10.

Um zum Beispiel $\log_{10}(0,05)$ zu berechnen, gibt man zuerst 0,05 ein und drückt dann die LOG-Taste.

Man erhält dann

$$\log_{10}(0,05) = -1,30102999\dots$$

Merke: Die $\log_{10}(x)$ -Funktion ist nur für positive x definiert

Tabelle einiger wichtiger Logarithmenwerte:

x	0,01	0,1	0	2	10	100	1000
$\log_{10}(x)$	-2	-1	1	$\approx 0,3010$	1	2	3

Der Graph der Logarithmusfunktion:

