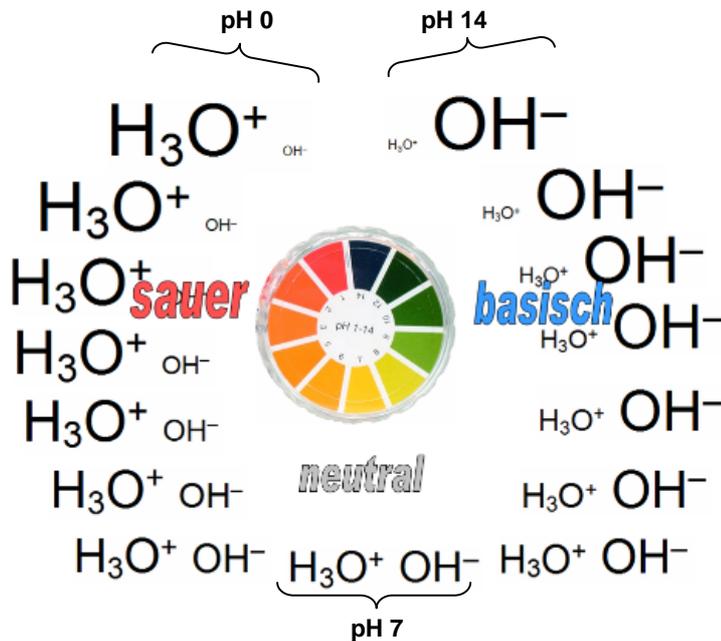


## Der pH-Wert

ist ein Zahlenwert zwischen 0 und 14, der den Säuregrad einer Lösung angibt.

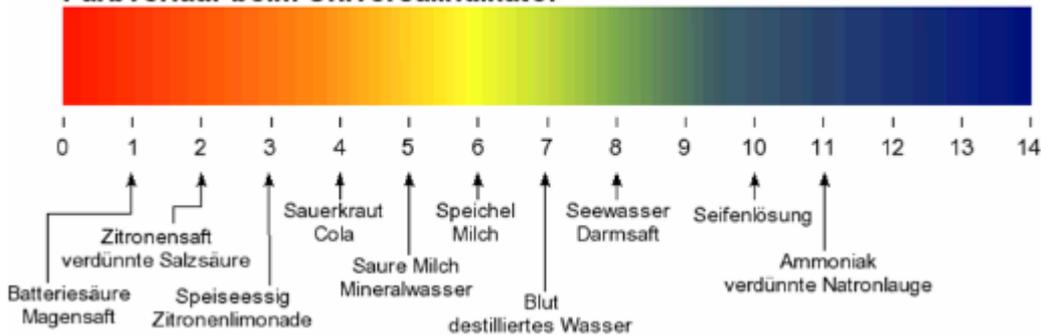
pH 0 bedeutet maximal sauer, pH 7 definiert den Neutralpunkt, pH 14 ist maximal basisch. Extrem sauer ist z.B. eine Salzsäure der Konzentration 1 mol/l (pH), extrem basisch eine Natronlauge der Konzentration 1 mol/l (pH 14)



**pH-Skala:** je saurer, desto mehr  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen sind in der Lösung und umso weniger  $\text{OH}^-$ . Am Neutralpunkt pH 7 ist die Konzentration der beiden Ionensorten exakt gleich groß, nämlich  $10^{-7}$  mol/l. Die Konzentration der  $\text{H}_3\text{O}^+$  entspricht immer dem negativen Exponenten der Konzentration; z.B.  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-3}$  mol/l  $\hat{=}$  pH 3. Je niedriger der pH, desto saurer die Lösung, je höher umso basischer!

## Ergänzung: pH-Werte von sauren und basischen Lösungen im Alltag

### Farbverlauf beim Universalindikator



## Rechenaufgaben rund um pH- und OH-Werte

Hier gibt es ein paar Unterscheidungen:

1. Soll der pH- oder der pOH-Wert berechnet werden?
2. Ist der pH/OH-Wert gegeben und die Ionenkonzentration  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$  bzw.  $c(\text{OH}^-)$  gesucht oder umgekehrt?
3. Wird die Konzentration einer Lösung über eine eingewogene Masse bestimmt?
4. Geht es um starke Säuren und Basen oder um schwache Säuren/Basen?

Zu 1.: Die Umrechnung zwischen beiden geht ganz einfach mit der Formel

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pOH} = 14 - \text{pH}$$

Zu 2.: eine Lösung hat beispielsweise einen pH von 6, dann ist 6 als negativer Exponent zur Basis 10 zu nehmen, um die Oxoniumionenkonzentration zu berechnen:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-\text{pH}} = 10^{-6} [\text{mol/L}] \quad c(\text{OH}^-) \text{ wäre dann } 10^{-8} \text{ mol/L}$$

Ist umgekehrt die Ionenkonzentration gegeben, muss der Logarithmus, die Funktion, die den Exponenten freistellt, angewendet werden. Gegeben z.B.  $c(\text{OH}^-) = 10^{-6,5}$  mol/L

$$\Rightarrow \text{pOH} = -\lg c(\text{OH}^-) = -\lg 10^{-6,5} = 6,5 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 6,5 = 7,5$$

Zu 3.: Welchen pH hat beispielsweise eine Natronlauge, für die man 0,04 g NaOH in 1 L Wasser auflöst? 0,04 g NaOH ergeben als Stoffmenge in mol:

$$n(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = 0,04 \text{ g} : 40 \text{ g/mol} = 0,001 \text{ mol} = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\Rightarrow \text{pOH} = 3 \Rightarrow \text{pH} = 11$$

Zu 4.: Bei starken Säuren ist von einem vollständigen Umsatz zu  $\text{H}_3\text{O}^+$  auszugehen: Beispiel

$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$  Nimmt man z.B. auf einen Liter 0,49 g  $\text{H}_2\text{SO}_4$  so sind das 0,05 mol  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , die in Wasser 0,1 mol/L  $\text{H}_3\text{O}^+$  bilden. Der pH ist dann 1.

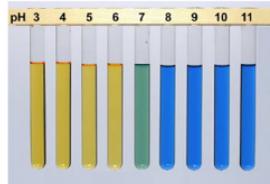
Bei schwachen Säuren und Basen kann man den pH nur schätzen. Er liegt auf jedenfall viel näher am Neutralwert als bei starken Säuren oder Basen, meist bei ca. 6 oder 9.

## Indikatoren



Lackmus

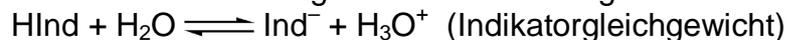
$\text{H}_3\text{O}^+$   $\text{OH}^-$



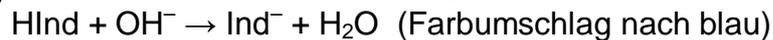
Bromthymolblau

Ein Indikator verfügt prinzipiell nur über 2 Farben, wovon die eine im Sauren, die andere im Basischen gezeigt wird. Die dritte Farbe, wie z.B. das Grün beim Bromthymolblau ist eine Mischfarbe aus den beiden Grundfarben. Der Universalindikator besteht aus mehreren Farbstoffen  $\Rightarrow$  er zeigt viele Farben

**Das Indikatorgleichgewicht:** Der Indikator ist selbst eine farbige schwache Säure ("HInd"); d.h. er reagiert in Wasser unvollständig nach der Gleichung



Die grüne Farbe von Bromthymolblau in Wasser zeigt an, dass bei pH 7 etwa gleichviele HInd-Teilchen (gelb) wie  $\text{Ind}^-$ -Teilchen (blau) vorhanden sind. Ist in einer basischen Lösung viel  $\text{OH}^-$  vorhanden, reagiert HInd mit der starken Base  $\text{OH}^-$



Befindet sich der Indikator in einer stark sauren Lösung reagiert  $\text{Ind}^-$  mit der starken Säure  $\text{H}_3\text{O}^+$

