

pH-Wert-Berechnung

Reines Wasser enthält bei 22°C pro Liter $1 \cdot 10^{-7}$ mol Hydroniumionen (=Oxoniumionen) und ebenso viele Hydroxidionen. Diese relativ kleinen Werte werden in der Regel durch den negativen dekadischen Logarithmus ausgedrückt.



pH = - log [H⁺]

pOH = - log [OH⁻]

in reinem Wasser gilt:

$[H^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \dots \dots$ Die Konzentration der H⁺-Ionen entspricht der Konzentration der OH⁻-Ionen und beträgt $1 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$.

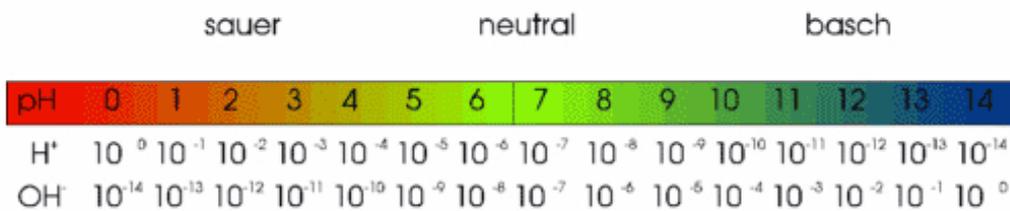
Man kann die Konzentration in eckigen Klammern ausdrücken und in der Form $c(H^+) = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$

$$c(H^+) * c(OH^-) = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

Ionenprodukt des Wassers

Damit ergibt pH + pOH = 14.

Je mehr H⁺-Ionen in der Lösung sind, desto niedriger ist der pH-Wert, je mehr OH⁻-Ionen in der Lösung sind, desto höher ist er.



Der pH-Wert ergibt sich also aus der Zahl der freien H⁺ bzw. OH⁻-Ionen. Nur starke Säuren und starke Basen zerfallen aber vollständig in Ionen!

Bei diesen ist der pK_S bzw. der pK_B-Wert kleiner 1!

Beispiele:

Berechne den pH-Wert folgender Lösungen:

- a) 250 ml, $c(\text{HCl}) = 0,21 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$

b) 100 ml Natronlauge, in der 0,0001 mol NaOH gelöst sind.

ad a) Wenn die Konzentration $0,21 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ ist, spielt das Volumen keine Rolle!

$$\text{pH} = - \log c(\text{H}^+)$$



Salzsäure zerfällt in Wasser im Verhältnis 1:1

Also werden bei einer einprotonigen starken Säure der Konzentration $c(\text{HCl}) = 0,21 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ auch gleich viele H^+ -Ionen gebildet.

$$\text{pH} = - \log (0,21) = \underline{\underline{0,68}}$$

ad b) Bei diesem Beispiel sind in 100 ml Lösung 0,0001 mol NaOH gelöst. Hier gilt es als erstes die Konzentration zu berechnen:

Wenn in 100 ml 0,0001 mol NaOH gelöst sind, wie viel sind dann in 1000 ml Lösung enthalten?

$$\frac{0,0001 \text{ mol} \dots\dots\dots 100 \text{ ml}}{x \text{ mol} \dots\dots\dots 1000 \text{ ml}}$$

$$x = \frac{0,0001 \text{ mol}}{100 \text{ ml}} * 1000 \text{ ml} = 0,001 \text{ mol NaOH in einem Liter} \rightarrow$$

Die Konzentration beträgt $0,001 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$.

Da NaOH in Wasser wie folgt dissoziiert



Ist auch hier das Verhältnis 1:1, dass heißt, es werden $0,001 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ OH^- -Ionen freigesetzt.

$$\text{pOH} = - \log c(\text{OH}^-) = - \log (0,001) = \underline{\underline{3}}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3 = \underline{\underline{11}}$$

Bedenke, dass bei sehr kleinen Konzentrationen von H^+ und OH^- die Eigendissoziation von Wasser eine Rolle spielt! Bei großen Konzentrationen fällt die Molzahl $1 \cdot 10^{-7}$ kaum ins Gewicht und wird daher vernachlässigt. Bei kleinen Konzentrationen (z.B.: $c(\text{H}^+) = 1 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$) spielt sie aber eine Rolle!

Nehmen wir an, die Konzentration einer HCl Lösung wäre $1 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$, dann wäre man verleitet zu glauben, dass der pH-Wert 8 sein muss.

$$\text{pH} = -\log c(\text{H}^+) = -\log 1 \cdot 10^{-8} = 8$$

Bei solch geringen Mengen muss man auch jene H^+ -Ionen beachten, die vom Wasser kommen! **Denn eine Lösung die mehr H^+ -Ionen als OH^- -Ionen enthält muss sauer sein!**

$$c(\text{H}^+) = 1 \cdot 10^{-7} + 1 \cdot 10^{-8} = \underline{1,1 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}}$$

$$\text{pH} = -\log (1,1 \cdot 10^{-7}) = \underline{\underline{6,96}}$$