

FAQ – Frequently Asked Questions: Säuren und Basen

Was ist der pH-Wert?

Der **pH-Wert** macht eine Aussage darüber, wie sauer eine bestimmte Lösung ist. Das heisst, wie gross die Konzentration an H_3O^+ -Ionen ist.

Formel: $\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+)$

Der pH-Wert einer Lösung macht also keine Aussage darüber, wie stark die Säure darin ist. Es geht nur darum wie viel H_3O^+ in der Lösung ist.

Der gleiche pH-Wert kann auf zwei Arten erreicht werden: 1. man nimmt viel von einer schwachen Säure, oder 2. man nimmt wenig von einer starken Säure.

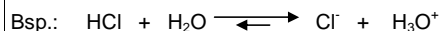
Was ist der pK_S -Wert?

Der **pK_S -Wert** ist ein Mass für die Stärke einer Säure. Er ist eine Stoffeigenschaft. Je stärker die Säure, desto tiefer der pK_S -Wert.

(pK_S -Herleitung siehe im entsprechenden Word-doc)

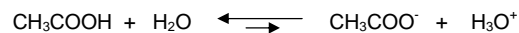
Was ist der Unterschied zwischen einer starken und einer schwachen Säure?

Dies ist eine Frage des dynamischen Gleichgewichtes.



HCl ist eine sehr starke Säure und gibt das H^+ sehr leicht an Wasser ab. Deshalb liegt das Gleichgewicht auch sehr stark auf der rechten Seite. Das heisst: gibt man HCl in Wasser, wird das HCl fast ganz verschwinden. Dafür entsteht dann $\text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$.

Bei einer schwachen Säure wie Essigsäure liegt das Gleichgewicht links:

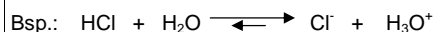


Selbst in Lösung findet man also vor allem CH_3COOH und nur wenig $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$.

Fazit: Bei einer schwachen Säure entstehen weniger H_3O^+ . Die Konzentration an H_3O^+ ist also kleiner und somit der pH-Wert höher.

Wann gilt $c(\text{Säure}) = c(\text{H}_3\text{O}^+)$?

Bei starken Säuren (siehe dort) verläuft die Reaktion mit Wasser vollständig.



Da für 1 HCl auch 1 H_3O^+ entsteht, entsteht also bei 1 mol HCl auch 1 mol H_3O^+ . Somit gilt $c(\text{Säure}) = c(\text{H}_3\text{O}^+)$ für alle starken Säuren.

Hinweis: Bei starken Basen gilt dementsprechend: $c(\text{Base}) = c(\text{OH}^-)$

Wie kommt man von $c(\text{OH}^-)$ auf den pH-Wert?

Hierfür muss man das **Ionenprodukt des Wassers** kennen:

$$K_\text{W} = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \text{ (mol/L)}^2$$

Diesen Zusammenhang muss man kennen!

Um den pH ausrechnen zu können, braucht man ja die Konzentration $c(\text{H}_3\text{O}^+)$. Dazu löst man das Ionenprodukt danach auf:

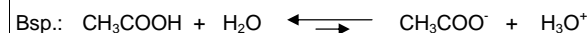
$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{10^{-14} \text{ (mol/L)}^2}{c(\text{OH}^-)}$$

Warum darf man nicht $10^{-8.9}$ schreiben?

Unter einem gebrochenen Exponenten kann sich ein normaler Mensch nichts vorstellen. Oder hätten Sie gedacht, dass $10^{-8.9}$, wenn man es vernünftig schreibt $1.26 \cdot 10^{-9}$ gibt? Also: immer in den Taschenrechner eingeben und in der Form $1.26 \cdot 10^{-9}$ angeben.

Wann braucht man die Formel für eine schwache Säure?

Immer wenn das Gleichgewicht der Reaktion mit Wasser links liegt.



hier gilt: $\text{pH} = \frac{1}{2} \cdot [\text{pK}_\text{S} - \log c(\text{HA})]$ *(für verdünnte Säuren)*

Wann braucht man die Puffergleichung?

Im Prinzip in zwei Fällen:

1. Man möchte den pH-Wert eines vorhandenen Puffers berechnen:

$$\text{pH} = \text{pK}_\text{S} + \log \frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})} \quad \text{(Henderson-Hasselbach-Gleichung)}$$

A^- ist dabei die Base, HA die Säure des Pufferpaares.

2. Man möchte einen Puffer mit einem bestimmten pH-Wert herstellen. Dazu muss man das Verhältnis von Säure und Base kennen. Umformung der Puffergleichung ergibt:

$$\frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})} = 10^{\text{pH} - \text{pK}_\text{S}}$$

Errechnet man dabei z.B. ein Verhältnis $c(\text{A}^-) / c(\text{HA}) = 2$, dann heisst das: die Konzentration der Base muss doppelt so gross gewählt werden, wie diejenige der Säure.