

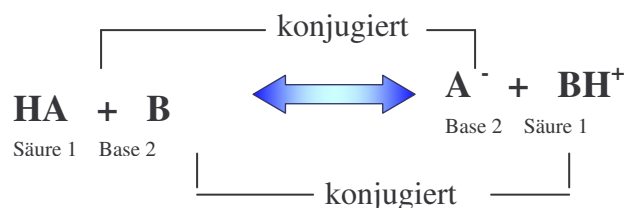
## Säuren und Basen

☞ Definitionen von Säuren und Basen:

- ☞ Säuren schmecken sauer
- ☞ Säuren lösen unedle Metalle unter Entwicklung von Wasserstoff
- ☞ Säuren zersetzen Carbonate (z.B. Kalk) unter Entwicklung von Kohlenstoffdioxid
- ☞ Beide bewirken bei bestimmten Pflanzenfarbstoffen einen Farbumschlag
- ☞ Basen fühlen sich seifig an
- ☞ Basen können bei Zugabe zu Säuren deren Wirkung aufheben

☞ **Arrhenius:** Säuren sind Stoffe, die beim Lösen **in Wasser Wasserstoff-Ionen (Protonen) abspalten**. Basen sind Stoffe, die beim Lösen **in Wasser Hydroxid-Ionen abspalten**. (Dissoziation = Aufspalten von Stoffen in Ionen)

☞ **Brönsted:** Eine **Säure** kann Protonen abgeben (**Protonendonator**), eine **Base** kann Protonen aufnehmen (**Protonenakzeptor**) - der Übergang eines Protons von einer Säure zu einer Base heißt **Protolyse**



Das Protolysegleichgewicht liegt stets auf der Seite der jeweils schwächeren Säure und Base.

☞ **Lewis:** Eine **Säure** ist ein Teilchen, dessen **Valenzschale eine Elektronenlücke** aufweist. Eine **Base** ist ein Teilchen, das zur Bildung einer Atombindung ein **Elektronenpaar zur Verfügung** stellt.

☞ **Der pH-Wert:**  $\text{pH} = -\log_{10} c(\text{H}_3\text{O}^+) = -\lg c(\text{H}^+) \rightarrow c(\text{H}^+) = 10^{-1} \text{ mol/l hat pH } 1$   
 $\text{pOH} = -\lg c(\text{OH}^-) \rightarrow \text{pH} + \text{pOH} = 14$

☞ Stärke von Säuren und Basen:

- ☞ Je stärker eine Säure, desto schwächer ist ihre konjugierte Base und umgekehrt je stärker eine Base, desto schwächer ist ihre konjugierte Säure.
- ☞ **Je leichter sich das Proton abspalten läßt desto stärker ist die Säure** (bei großen Atomen und vor allem bei stark elektronegativen Elementen als Bindungspartner / Nachbarn)
- ☞ Der pH-Wert von starken Säuren und Basen ist auf Grund der vollständigen Dissoziation nur durch die jeweilige Konzentration ihrer wässrigen Lösungen bestimmt.

☞ **Säurekonstante  $K_S$ :** 
$$K_S = \frac{c(\text{A}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{HA})}$$

$\text{p}K_S = -\lg K_S$

**Grund:**  
 Schwache Säuren / Basen  
 dissoziieren nicht vollständig  $\rightarrow$  der  
 pH Wert lässt sich dann nicht allein  
 aus der Konzentration ausrechnen

FORTSETZUNG AUF DER NÄCHSTEN SEITE  
 SKRIPT VON BIOSTUDIUM.INFO

🦉 **Basenkonstante  $K_B$ :** 
$$K_B = \frac{c(\text{BH}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{B})}$$
  
 $\text{p}K_B = -\lg K_B$

🦉 **Je größer diese beiden Werte sind, desto schwächer** ist die betreffende Säure / Base.  $\text{p}K_S + \text{p}K_B = 14$

🦉 **pH-Wert schwacher Säuren und Basen:**

$c(\text{A}^-) = c(\text{H}^+)$ $c(\text{H}^+)^2 = K_S \cdot c(\text{HA})$ $c(\text{H}^+) = \sqrt{K_S \cdot c(\text{HA})}$ $\rightarrow \text{pH} = -\lg c(\text{H}^+) = -\frac{1}{2} \lg K_S - \frac{1}{2} \lg c(\text{HA})$ <p style="text-align: center;">bzw.</p> $\text{pH} = \frac{1}{2} [\text{p}K_S - \lg c(\text{HA})]$	$c(\text{B}^+) = c(\text{OH}^-)$ $c(\text{OH}^-)^2 = K_B \cdot c(\text{B})$ $c(\text{OH}^-) = \sqrt{K_B \cdot c(\text{B})}$ $\rightarrow \text{pOH} = -\lg c(\text{OH}^-) = -\frac{1}{2} \lg K_B - \frac{1}{2} \lg c(\text{B})$ <p style="text-align: center;">bzw.</p> $\text{pOH} = \frac{1}{2} [\text{p}K_B - \lg c(\text{B})]$
--	--

🦉 **Pufferlösungen:** Die Mischung einer **schwachen Säure / Base** mit ihrer **konjugierten Base / Säure** hat die Eigenschaft, dass sich ihr pH-Wert bei Zugabe einer nicht zu großen Menge  $\text{H}^+$  oder  $\text{OH}^-$  kaum ändert.

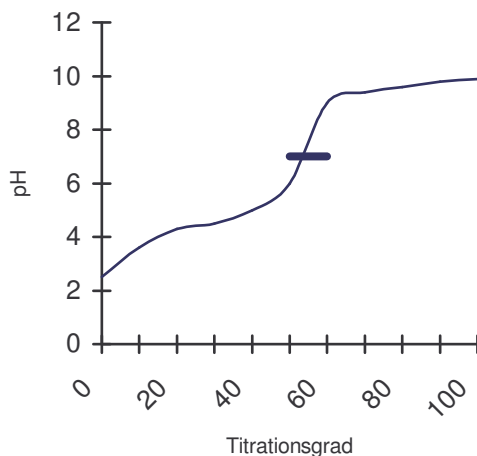
🦉 **pH-Wert von Puffern:**

$c(\text{H}^+) = K_S \cdot c(\text{HA}) / (c(\text{A}^-))$ $c(\text{HA}) \rightarrow c(\text{Säure}) \text{ und } c(\text{A}^-) \rightarrow c(\text{Salz})$ $\rightarrow \text{pH} = \text{p}K_S + \lg [c(\text{Salz}) / (c(\text{Säure}))]$	$c(\text{OH}^-) = K_B \cdot c(\text{B}) / (c(\text{BH}^+))$ $c(\text{B}) \rightarrow c(\text{Base}) \text{ und } c(\text{BH}^+) \rightarrow c(\text{Salz})$ $\rightarrow \text{pOH} = \text{p}K_B + \lg [c(\text{Salz}) / (c(\text{Base}))]$
--	--

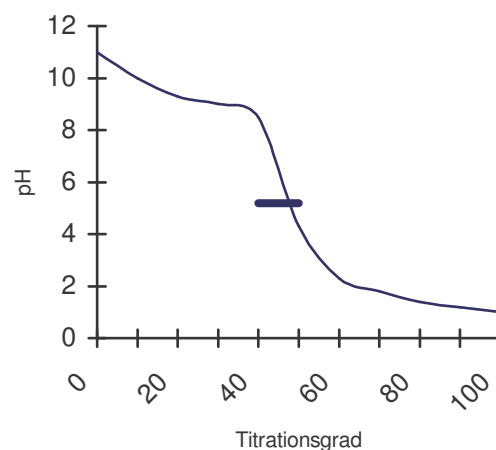
**Henderson-Hasselbach-Gleichung!**

🦉 **Säure-Base-Titration:** Ein **quantitatives Messverfahren**, mit dessen Hilfe man die zunächst unbekannte Konzentration einer Lösung ermitteln kann. Gesucht wird der **Äquivalenzpunkt** (=theoretischer Endpunkt). Hier ist die dem gesuchten Stoff äquivalente Menge gerade verbraucht (1:1).

schwache Säure - schwache Base

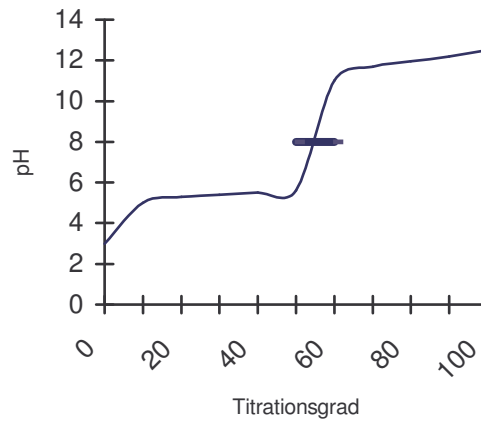


schwache Base - starke Säure

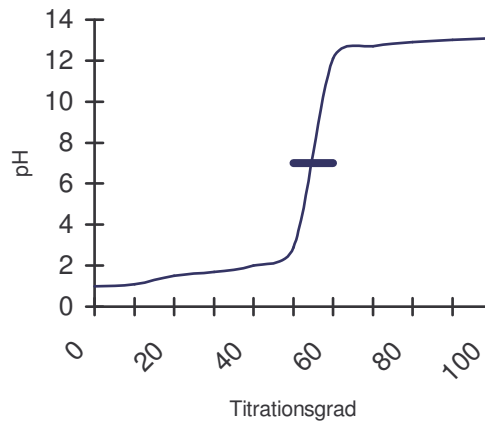


FORTSETZUNG AUF DER NÄCHSTEN SEITE  
 SKRIPT VON [BIOSTUDIUM.INFO](http://BIOSTUDIUM.INFO)

schwache Säure - starke Base



starke Säure - starke Base



VIEL ERFOLG BEIM LERNEN!

Bei Fragen könnt ihr euch gerne im Forum melden  
- und bitte meldet Fehler!

<http://www.biostudentenforum.de>

Literaturempfehlungen:

Pocket Teacher ABI Chemie - Grundwissen leicht erklärt

Latscha Anorganik und Organik

Mortimer für Komplexe und Begriffserklärungen (Glossar hinten)