

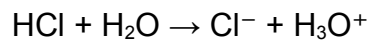
7. Protonenübergänge: Säuren und Basen

7.1 Allgemeines

H^+ 1Proton 0Neutronen 0Elektronen $\Rightarrow H^+$ entspricht Proton

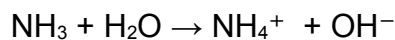
Definition nach Bronstend

Säuren sind Stoffe, deren Teilchen Protonen (H^+) abgeben können. Bei der Reaktion mit Wasser bilden sich H_3O^+ -Ionen



Oxoniumion = H_3O^+

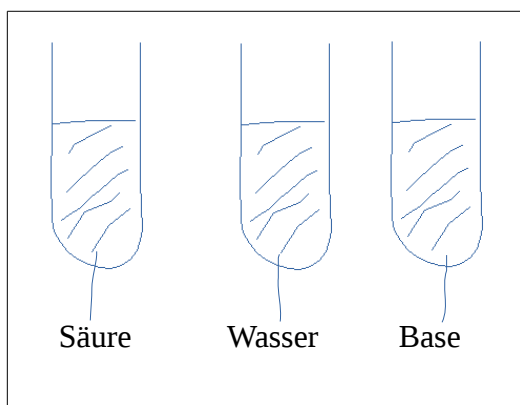
Basen sind Stoffe, deren Teilchen Protonen (H^+) aufnehmen können. Bei der Reaktion mit Wasser bilden sie OH^- -Ionen.



Hydroxidionen = OH^-

7.2 Indikatoren

V:



a) Zugabe von Bromthymolblau

b) Zugabe von Methylorange

c) Zugabe von Phenolphthalein

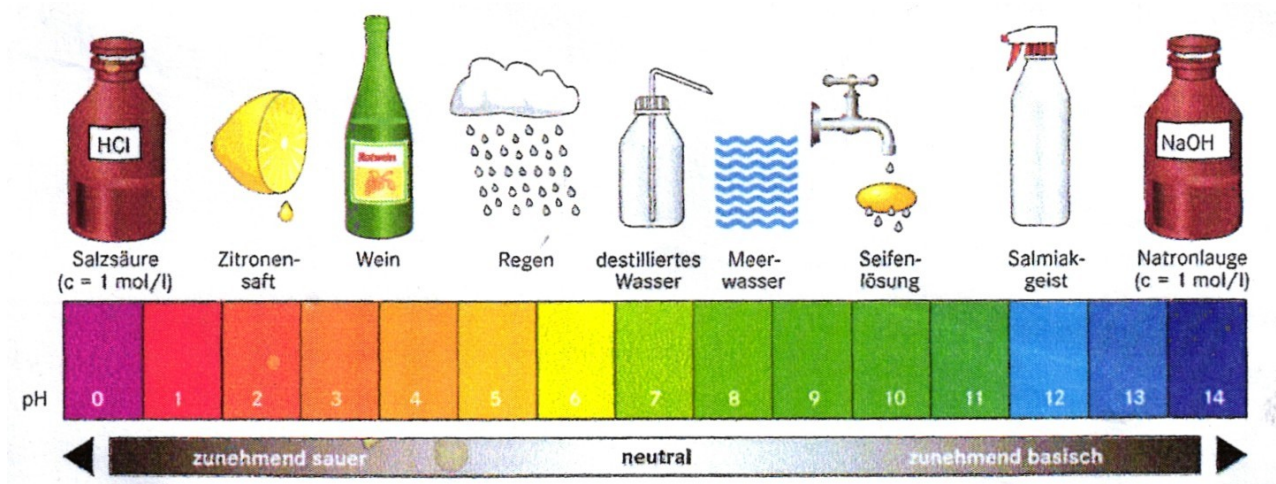
B:	Säure	Wasser	Base
a	Orange	Orange	Blau
b	Rötlich	Orange	Orange
c	Farblos	Farblos	Pink

E: Bei allen drei Stoffen handelt es sich um Indikatoren.

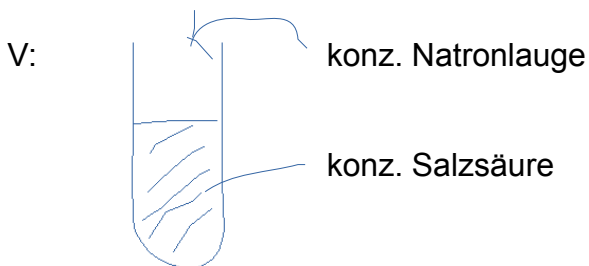
Säure-Base-Indikatoren sind Farbstoffe, die anzeigen, ob es sich bei einer wässrigen Lösung um eine Säure oder eine Lauge handelt.

Sauren Lösung: H_3O^+
Lauge: OH^-

7.3 pH-Wert

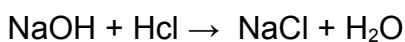


7.4 Neutralisationsreaktionen



B: - Wärmeentwicklung
- weißer Niederschlag
- Geräuschentwicklung

E: Die Reaktion von Natronlauge mit Salzsäure verläuft stark exotherm.



Für eine Neutralisationsreaktion gilt allgemein: **Säure + Base \rightarrow Wasser + Salz**

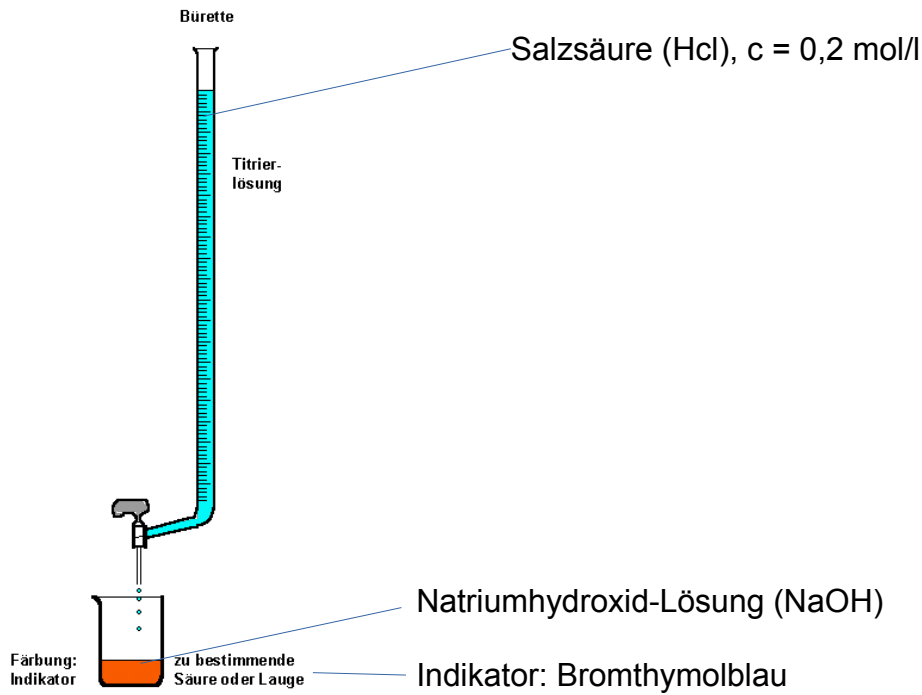
Beispiel: Sodbrennen

Problem: zu viel Magensäure $\Rightarrow \text{MgCO}_3$; CaCO_3



7.4 Die Titration (Maßanalyse)

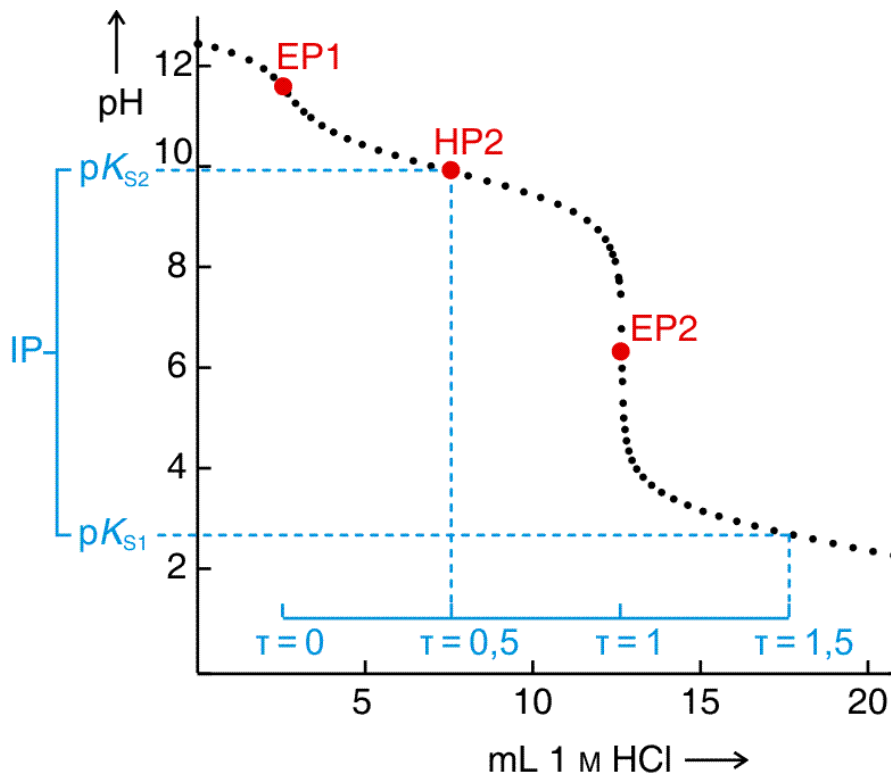
V:



B: Farbumschlag von blau über grün nach gelb

E: Neutralisationsreaktion: $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$

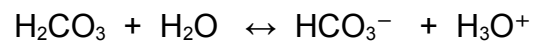
Ionengleichung: $\text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$



7.5 Puffersysteme

Puffersysteme bestehen aus schwachen Säure und der dazugehörigen (korrespondierende) Base.

z.B. Kohlensäure / Bicarbonatpuffer: $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{HCO}^-$



Unser Blut – der Kohlensäure-Bicarbonat-Puffer