Vorlesung zum Lehramtsgrundpraktikum

Dr. Magdalena Rusan

Kapitel 4
Säure-Base-Chemie Teil 1

30.10.2026

Säure-Base-Chemie

Zwei Grundtypen chemischer Reaktionen zum Ausgleich des Elektronenmangels von Verbindungen und Ionen:

Redox-Reaktionen: Elektronenübergänge

Säure-Base-Reaktionen: Elektronenpaare werden gemeinsam von einem elektronenärmeren und einem elektronenreicheren Reaktionspartner benutzt

Verschiedene Theorien zu Säure-Base-Reaktionen:

1. Arrhenius-Theorie
2. Brønsted-Theorie
3. Lewis-Säure-Base-Theorie

Gemeinsamkeiten:

Prinzip:

Säure = Mangel an negativer bzw. Überschuss an positiver Ladung

Base = elektronenreichere Partner

Säure-Base-Chemie



Svante Arrhenius
(1859 - 1927)

Theorie von Arrhenius:

Säure: Arrhenius-Säuren dissoziieren in wässriger Lösung in Wasserstoff-Kationen (H^+) und Säurerest-Anionen.

z.B. $HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$

Base: Arrhenius-Basen dissoziieren in wässriger Lösung in Hydroxid-Anionen (OH^-) und Metall-Kationen.

z.B. $NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$

Die Reaktion einer Säure mit einer Base heißt **Neutralisation**.

z.B. $H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$

Allgemein:

Säure + Base ⟶ Salz + Wasser

→ Elektrolytcharakter von Säure- und Base-Lösungen

Probleme:
- z.B. Ammoniak (NH_3)
- nur auf Säuren und Basen in wässriger Lösung anwendbar

Säure-Base-Chemie

In dieses Konzept passen: Oxide

- Oxide, die mit H_2O Säuren bilden, nennt man Säureanhydride, z.B. CO_2, SO_3
- Oxide, die in H_2O Hydroxide bilden, nennt man basische Oxide, z.B. Na_2O
- Säureanhydride + basische Oxide ⟶ Salze

Säure-Base-Chemie



Johannes Nicolaus Brønsted
(1879 - 1947)

Theorie von Brønsted:

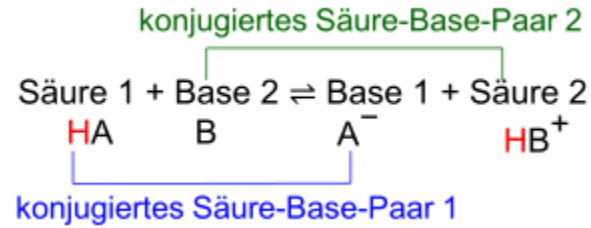
Säure: Brønsted-Säuren sind Protonendonatoren.

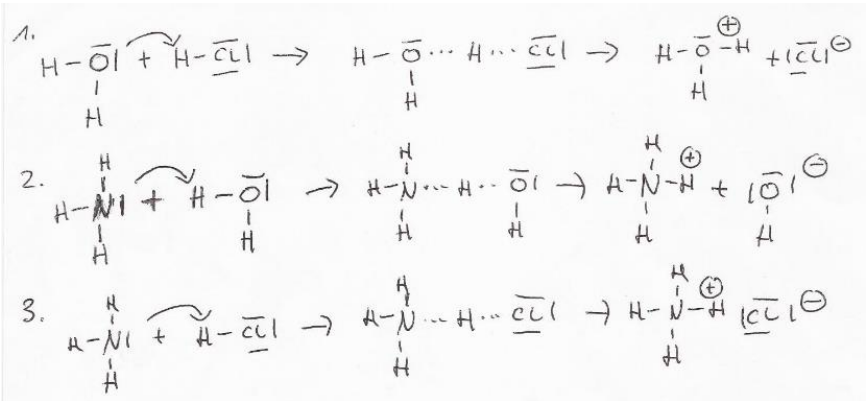
Base: Brønsted-Basen sind Protonenakzeptoren.

Probleme:

- Konzept nur auf Wasserstoffverbindungen anwendbar

Protonenübergangsreaktion:





z.B.

$HCl \rightleftharpoons Cl^- + H^+$ Säure-Base-Paar 1

$H_2O + H^+ \rightleftharpoons H_3O^+$ Säure-Base-Paar 2

$HCl + H_2O \rightleftharpoons Cl^- + H_3O^+$

Protolyse: Proton wird von der Säure auf die Base übertragen

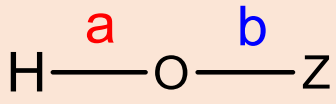
Zwei konjugierte Säure-Base-Paare Stehen miteinander im Gleichgewicht.

5

Säure-Base-Chemie

Oxosäuren

oder auch Sauerstoffsäuren genannt (Anorganik) wie z.B. Schwefelsäure H_2SO_4, Phosphorsäure H_3PO_4, Salpetersäure HNO_3

Baugruppe: 

O hat (fast) immer die gleiche Größe

Säurestärke hängt in erster Linie von Elektronegativität von Z ab.

Wenn:

Z: Metall-Atom → geringe Elektronegativität → Elektronenpaar b gehört O → Verbindung ist ionisch aufgebaut
z.B. HO^- Na^+

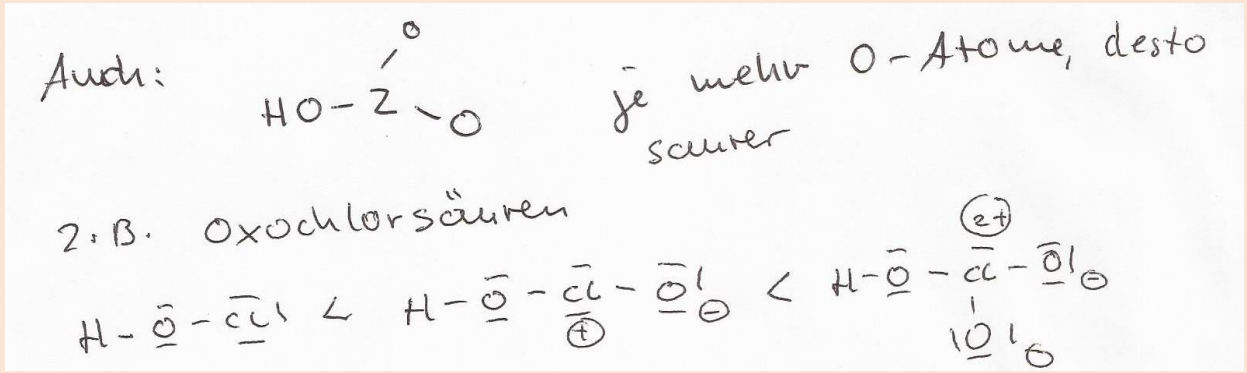
Säure-Base-Chemie

Z: Nichtmetall-Atom mit hoher Elektronegativität → Bindung b ist kovalent und weniger leicht spaltbar → Z-Atom teilt sich Elektronenpaar mit dem O-Atom und beansprucht somit eines seiner Elektronen

Selbst wenn das O-Atom das elektronegativere Atom ist, ist seine Elektronendichte etwas verringert → Auswirkung auf die Bindung a
→ O-Atom übt Elektronenzug auf die Elektronen der H-O-Bindung aus und erleichtert die Abspaltung des H^+
z.B. Hypochlorige Säure HOCl

Je elektronegativer Z, desto mehr Elektronendichte wird der H-O-Bindung entzogen, desto leichter lässt sich H^+ abspalten

HOI < HOBr < HOCl Säurestärke nimmt zu



Säure-Base-Chemie

Ebenfalls:

Aussage über Säurestärke von Molekülen, in denen die H-Atome nicht am O-Atom gebunden sind

z.B. HCl und H_2S

Zwei Faktoren beeinflussen die Säurestärke:

- Elektronegativität
- Atomgröße des Elements, mit dem der Wasserstoff verbunden ist

$NH_3 < H_2O < HF$ Säurestärke nimmt zu F entzieht dem H-Atom am stärksten Elektronendichte, NH_3 in H_2O Base

$PH_3 < H_2S < HCl$ Säurestärke nimmt zu PH_3 reagiert nicht mit H_2O

HF < HCl < HBr < HI H^+ lässt sich leichter von einem großen Atom abspalten als von einem kleinen → Valenzelektronenwolke ist auf größeren Raum verteilt → H^+ ist weniger fest gebunden

Hier ist die Elektronegativität umgekehrt, aber die Atomgröße ist von größerer Bedeutung als die Elektronegativität
→ innerhalb einer Periode sind die kleinen Unterschiede in den Atomgrößen unbedeutend

Säure-Base-Chemie

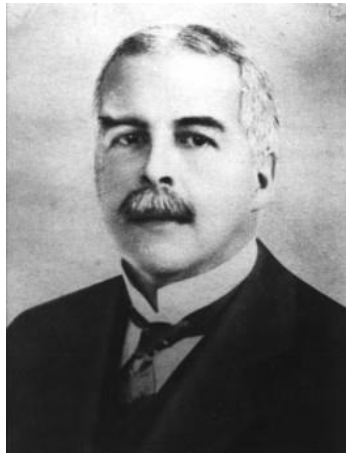
Säure-Base-Begriff nach Brönsted und Lowry

- Eine Säure-Base-Reaktion ist eine Protonen-Übertragungsreaktion
- Dabei entsteht aus der Säure die zu ihr konjugierte Base und umgekehrt:

$$HO\text{-}H + H_2O \leftrightarrow H_2O\text{-}H^+ + OH^-$$

- Wasser überträgt ein Proton (auf ein anderes Wassermolekül) und wirkt damit als Säure; selbst geht es dabei in die konjugierte Base OH^- über
- Diese Protonenübertragung ist eine dynamische Gleichgewichtsreaktion, für die man nach dem Massenwirkungsgesetz eine Gleichgewichtskonstante „K“ definieren kann

Säure-Base-Chemie



Gilbert Newton Lewis (1875-1946)

Lewis-Säure-Base-Theorie

Säure: Lewis-Säuren sind Elektronenpaarakzeptoren

Base: Lewis-Säuren sind Elektronenpaardonatoren

Probleme:

- Stärke von Säuren und Basen (keine Säurekonstante), qualitative Beschreibung durch HSAB-Konzept
- Amphotere Verbindungen z.B. Wasser

Eine Säure-Base-Reaktion besteht in der Ausbildung einer Atombindung zwischen einer Lewis-Säure und einer Lewis-Base. Die Säure- bzw. Basenstärke hängt daher vom jeweiligen Reaktionspartner ab.

HSAB-Konzept: Hard and soft acids and bases = Konzept der harten und weichen Säuren und Basen.
⟶ Abschätzung der Stabilität und Reaktivität von Verbindungen.

- harte Teilchen: hohe Ladungsdichte, kleiner Radius, kaum polarisierbar
- weiche Teilchen: geringe Ladungsdichte, großer Radius, leicht polarisierbar

Beispiele für Lewis Säuren: BF_3, $AlCl_3$, CO_2, SO_3, $SiCl_4$, PF_5, $SbCl_5$, fast alle alle Metallkationen, $\mathbf{H^+}$

Beispiele für Lewis Basen: NH_3, Cl^-, CN^-, N_3^-, H_2O, CO, ...

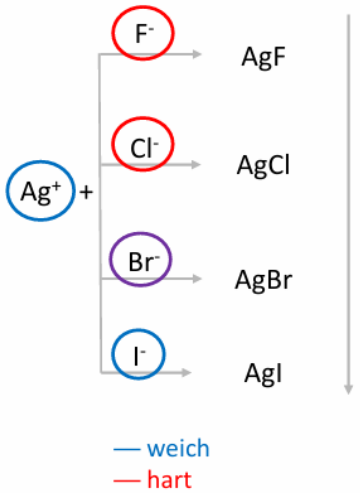
Säure-Base-Chemie

Einteilung von Lewis-Säuren und Basen: HSAB-Prinzip
(principle of **h**ard and **s**oft **a**cids and **b**ases)

- Unterscheidung in **harte** und **weiche** Säuren und Basen
- Harte Basen verbinden sich vorzugsweise mit harten Säuren (eher ionische Bindung)
- Weiche Säuren verbinden sich vorzugsweise mit weichen Basen (kovalente Bindung)

Harte Säuren und Basen		Weiche Säuren und Basen	
schwer polarisierbar, große EN, kleine Ausdehnung => Je höher geladen, je höher Oxidationsstufe, desto härter.		leicht polarisierbar, große Ausdehnung	
Harte Säuren: H^+, Li^+, Mg^{2+}, Al^{3+}, B^{3+}, Ti^{4+}	Harte Basen: H_2O, OH^-, F^-, Cl^-, NH_3, O^{2-}, CO_3^{2-}, PO_4^{3-}, SCN^-, SO_4^{2-}	Weiche Säuren: Pt^{2+}, Pd^{2+}, Au^+; Hg^{2+}, Hg_2^{2+}, Cd^{2+}, Cu^{2+}, Pb^{2+}, Ag^+	Weiche Basen: S^{2-}, CN^-, I^-, SCN^-, CO

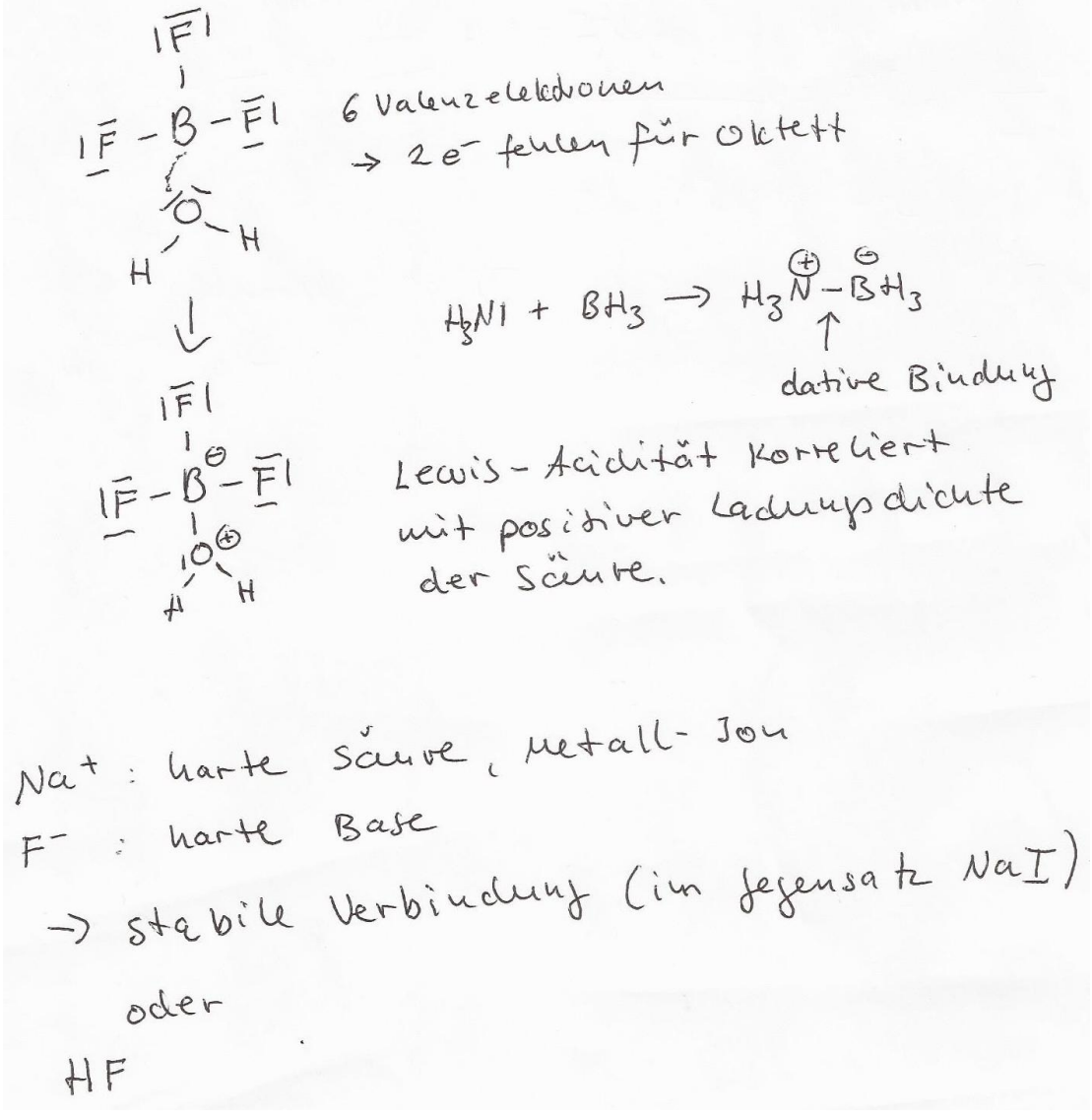
Abschätzen der Löslichkeitstrends von Silberhalogeniden anhand des HSAB-Prinzips



- Weichheit des Anions steigt
- Zunehmende Bevorzugung/Festigkeit der Bindung
- Löslichkeit des Salzes sinkt

Quelle: Prof. Dr. Ivana Ivanovic-Burmazovic

Säure-Base-Chemie



Bindung zwischen harten Spezies → eher ionischer Charakter
Weiche Lewis-Base-Addukte → kovalenter Charakter

Säure-Base-Chemie

pH-Wert

Acidität einer wässrigen Lösung ist durch die Konzentration an H_3O^+ gegeben

→ in Praxis: Konzentrationsangaben übersteigen Zehnerpotenzen

→ Einführung eines logarithmischen Maßes um handlichere Werte zu erhalten

Einführung es pH-Wertes

Definition: negativer dekadischer Logarithmus der H_3O^+ - Konzentration

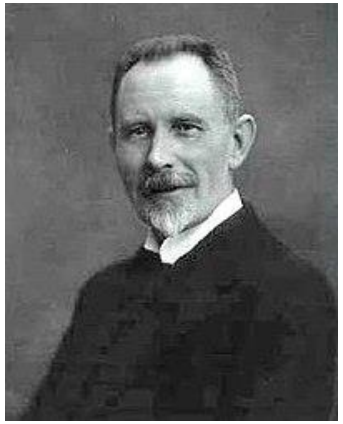
$$\mathrm{pH} = -\lg c(\mathrm{H_3O^+})$$

Entsprechend für die OH^- - Konzentration gilt:

$$\mathrm{pOH} = -\lg c(\mathrm{OH^-})$$

Säure-Base-Chemie

$c(H_3O^+)$ in mol/l		dek. Log.	pH-Wert
1	10^0	0	0
0,1	10^{-1}	-1	1
0,001	10^{-3}	-3	3
0,00001	10^{-5}	-5	5
0,0000001	10^{-7}	-7	7
0,000000001	10^{-9}	-9	9
0,00000000001	10^{-11}	-11	11
0,00000000000001	10^{-14}	-14	14



Søren Peter Lauritz Sørensen (1868-1939)

Substanz	PH - Wert	Art
Batteriesäure	< 0	sauer
Magensäure (nüchtern)	1,0 – 1,5	
Zitronensaft	2,4	
Cola / Limonaden	2,0 – 3,0	
Essig	2,5	
Orangensaft / Apfelsaft	3,5	
Wein	4,0	
Saure Milch	4,5	
Bier	4,5 – 5,0	
Saurer Regen	< 5,0	
Kaffee	5,0	
Tee	5,5	
Hautoberfläche (Mensch)	5,5	
Regen	5,6	
Mineralwasser	6,0	
Milch	6,5	
Wasser	6,5 – 8,5	sauer alkalisch
Speichel (Mensch)	6,5 . 7,4	
Reines Wasser	7,0	neutral
Blut (Mensch)	7,4	alkalisch basisch
Meerwasser	7,5 – 8,4	
Pankreassaft (Mensch)	8,3	
Seife	9,0 – 10,0	
Haushalts-Ammoniak	11,5	
Bleichmittel	12,5	
Beton	12,6	
Natronlauge	13,5 - 14	

Säure-Base-Chemie

Autoprotolyse

H_2O kommt als Säure und Base vor

$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

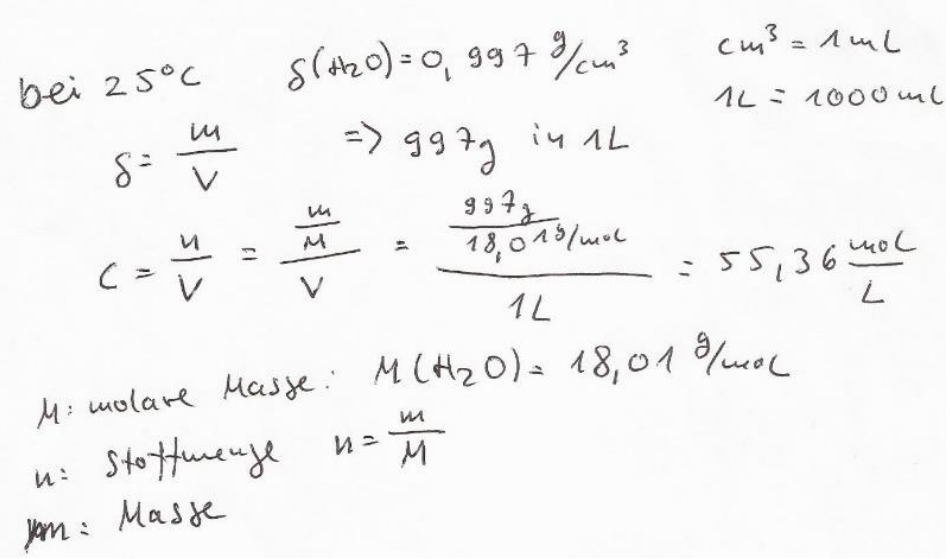
Das Protolysegleichgewicht (in reinem Wasser) ist fast vollständig auf der linken Seite.

Massenwirkungsgesetz anwenden:

allgemein $$K = \frac{c(C)^c c(D)^d}{c(A)^a c(B)^b}$$

für Autoprotolysegleichgewicht des Wassers

$$K = \frac{c(H_3O^+)c(OH^-)}{c(H_2O)2}$$



Da das Gleichgewicht nahezu auf der linken Seite steht, d.h. die Konzentration des nicht protolysierten Wassers praktisch der Gesamtkonzentration des Wassers entspricht

$c(H_20) = 55{,}36\ mol/L$

→ Konzentration des undissozierten Wassers kann als konstant angenommen werden und der Ausgangskonzentration gleichgesetzt werden

Säure-Base-Chemie

Ionenprodukt des Wassers

$[H_3O^+][OH^-] = K \cdot [H_2O]^2 = K_w = 1 \cdot 10^{-14}$ mit K (25°C) = $3{,}25 \cdot 10^{-18}$

$= 3{,}25 \cdot 10^{-18} \cdot (55{,}36\ \text{mol/L})^2$

$= 1 \cdot 10^{-14}$

einfachheitshalber nur Zahlenwert

1. Logarithmusgesetz:
$\log(a * b) = \log(a) + \log(b)$

4. Logarithmusgesetz:
$\log(\sqrt[y]{x}) = \frac{1}{y}\log(x)$

Da für reines Wasser gilt: $[H_3O^+] = [OH^-] = \sqrt{K_w}$ in reinem H_2O entstehen zu gleichen Teilen H_3O^+ und OH^-

$\sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$ mit $pH = -\lg[H_3O^+]$

$[H_3O^+][OH^-] = K_w$

$10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$

$pH + pOH = 14$

$pH = -\lg 10^{-7}$

$pH = 7$

$pOH = -\lg[OH^-] = -\lg 10^{-7} = 7$

pH = 7 neutral
pH < 7 sauer
pH > 7 basisch (alkalisch)

In Praxis pH-Skala von 0 bis 14

Säure-Base-Chemie

Löst man Säuren (H^+-Donatoren) in Wasser, so ist die $c(H^+) > 1 \times 10^{-7}$ mol/L:
Lösung ist sauer

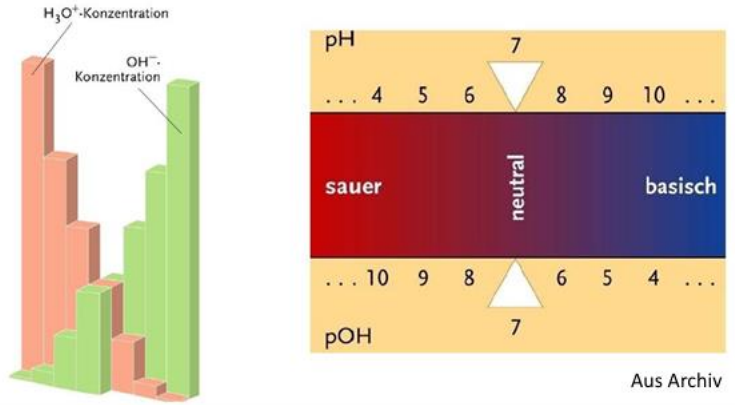
Löst man Basen (H^+-Akzeptoren) in Wasser, so ist die $c(OH^-) > 1 \times 10^{-7}$ mol/L:
Lösung ist basisch

$$pH = -\log[H_3O^+];\ [H_3O^+] = 10^{-pH} \qquad pOH = -\log[OH^-];\ [OH^-] = 10^{-pOH}$$

$$pH + pOH = -\log K_w = pK_W = 14$$

pH:	0	⟵	7	⟶	14
	sauer		neutral		basisch

Der pH-Wert ist der negativ dekadische Logarithmus der Wasserstoffionen-Konzentration!



Aus Archiv

K_W (25 °C) = $c(H_3O^+) \times c(OH^-) = 10^{-14}\ mol^2/L^2$

Das Produkt der $[H^+]$ und der $[OH^-]$ in Wasser (Ionenprodukt K_W) ist eine **Konstante**: Wenn die Konzentration der einen Ionensorte größer wird, muss die andere kleiner werden, um ein konstantes Produkt zu gewährleisten.

Quelle: Prof. Dr. Ivana Ivanovic-Burmazovic