

Vorlesung zum Lehramtsgrundpraktikum

Dr. Magdalena Rusan

Kapitel 4

Säure-Base-Chemie Teil 1

15.11.2024

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

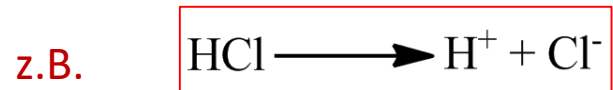
Säure-Base-Chemie



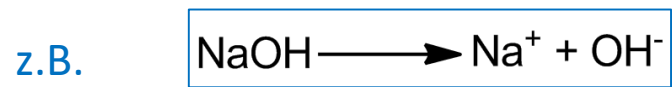
Svante Arrhenius
(1859 - 1927)

Theorie von Arrhenius:

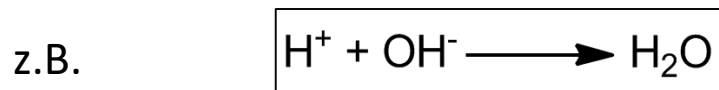
Säure: Arrhenius-Säuren dissoziieren in wässriger Lösung in Wasserstoff-Kationen (H^+) und Säurerest-Anionen.



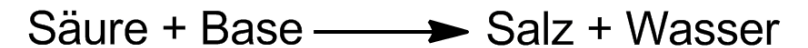
Base: Arrhenius-Basen dissoziieren in wässriger Lösung in Hydroxid-Anionen (OH^-) und Metall-Kationen.



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



Allgemein:



→ 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 $\rightarrow$ Salze

Säure-Base-Chemie



Johannes Nicolaus Brønsted
(1879 - 1947)

Theorie von Brønsted:

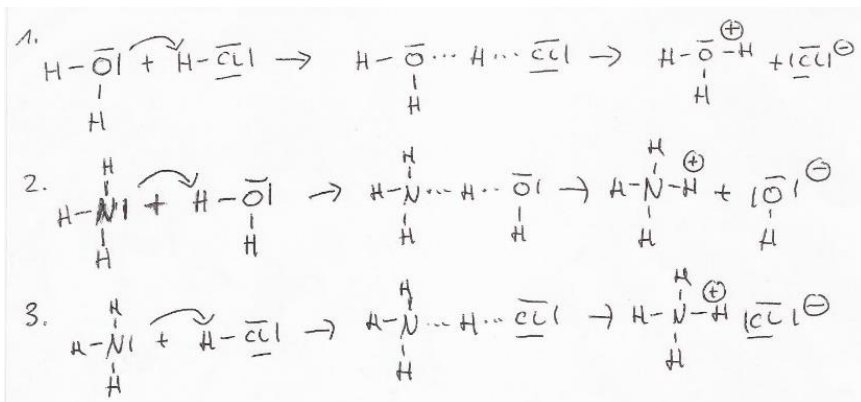
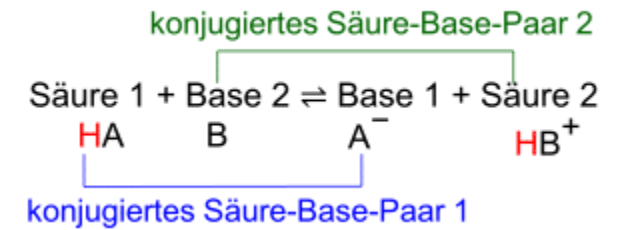
Säure: Brønsted-Säuren sind Protonendonatoren.

Base: Brønsted-Basen sind Protonenakzeptoren.

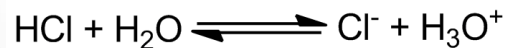
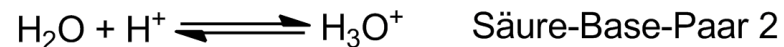
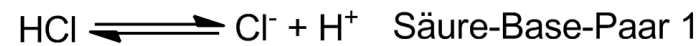
Probleme:

- Konzept nur auf Wasserstoffverbindungen anwendbar

Protonenübergangsreaktion:



z.B.



Protolyse: Proton wird von der Säure auf die Base übertragen

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

Säure-Base-Chemie

Oxosäuren

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



Säurestärke hängt in erster Linie von Elektronegativität von Z ab.

Wenn:

Z: Metall-Atom → geringe Elektronegativität → Elektronenpaar $\textcolor{blue}{b}$ gehört O → Verbindung ist ionisch aufgebaut
z.B. $\text{HO}^- \text{Na}^+$

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 elektronegravere Atom ist, ist seine Elektronendichte etwas verringert → Auswirkung auf die Bindung **a**

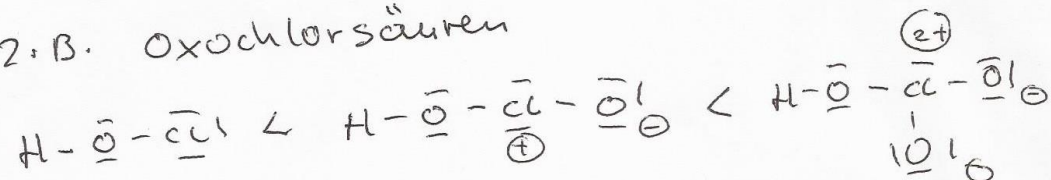
→ O-Atom übt Elektronenzug auf die Elektronen der H-O-Bindung aus und erleichtert die Abspaltung des H^+
z.B. Hypochlorige Säure HOCl

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

$HOI < HOBr < HOCl$ Säurestärke nimmt zu

Auch: $HO-\overset{\overset{O}{\parallel}}{Z}-O$ je mehr O-Atome, desto saurer

z.B. Oxochlorsäuren



Säure-Base-Chemie



Ebenfalls:

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

z.B. HCl und H₂S

Zwei Faktoren beeinflussen die Säurestärke:

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

$\text{NH}_3 < \text{H}_2\text{O} < \text{HF}$ Säurestärke nimmt zu F entzieht dem H-Atom am stärksten Elektronendichte, NH₃ in H₂O Base

$\text{PH}_3 < \text{H}_2\text{S} < \text{HCl}$ Säurestärke nimmt zu PH₃ reagiert nicht mit H₂O

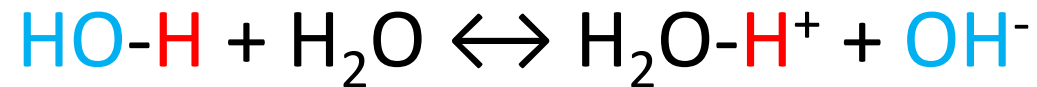
$\text{HF} < \text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI}$ H⁺ lässt sich leichter von einem großen Atom abspalten als von einem kleinen → Valenzelektronenwolke ist auf größeren Raum verteilt → H⁺ ist weniger fest gebunden

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

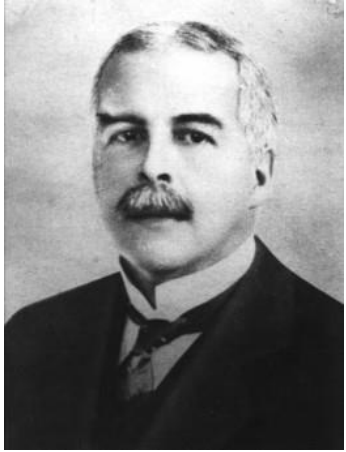
Säure-Base-Chemie

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:



- 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



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

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

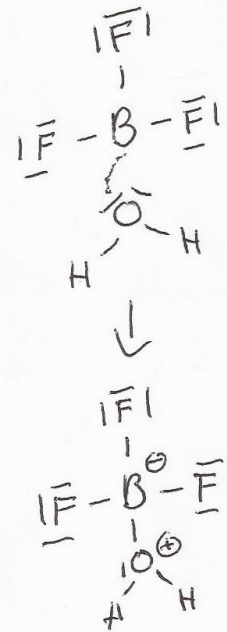
weiche Teilchen: geringe Ladungsdichte, großer Radius, leicht polarisierbar

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.

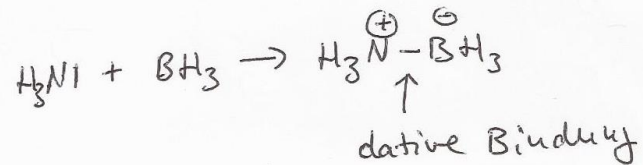
Beispiele für **Lewis Säuren**: BF_3 , AlCl_3 , CO_2 , SO_3 , SiCl_4 , PF_5 , SbCl_5 , fast alle alle Metallkationen, H^+

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

Säure-Base-Chemie



6 Valenzelektronen
 $\rightarrow 2e^-$ fehlen für Oktett



Lewis-Acidität korreliert
 mit positiver Ladungsdichte
 der Säure.

Na^+ : harte Säure, Metall-Ion

F^- : harte Base

$\rightarrow$ stabile Verbindung (im Gegensatz NaI)

oder

HF

Bindung zwischen harten Spezies $\rightarrow$ eher ionischer
 Charakter

Weiche Lewis-Base-Addukte $\rightarrow$ 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

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

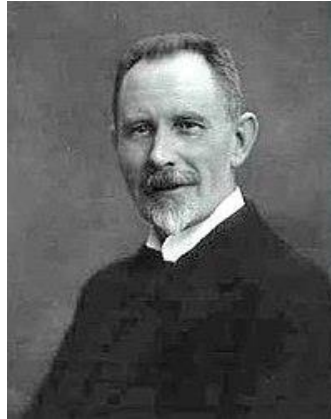
Entsprechend für die OH^- - Konzentration gilt:

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

Säure-Base-Chemie



$c(\text{H}_3\text{O}^+)$ 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
0,000000000001	10^{-11}	-11	11
0,0000000000000001	10^{-14}	-14	14



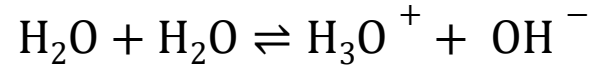
Søren Peter Lauritz Sørensen
(1868-1939)

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	sauer alkalisch
Milch	6,5	
Wasser	6,5 – 8,5	neutral
Speichel (Mensch)	6,5 . 7,4	
Reines Wasser	7,0	
Blut (Mensch)	7,4	
Meerwasser	7,5 – 8,4	
Pankreassaft (Mensch)	8,3	
Seife	9,0 – 10,0	
Haushalts-Ammoniak	11,5	
Bleichmittel	12,5	
Beton	12,6	alkalisch basisch
Natronlauge	13,5 - 14	

Säure-Base-Chemie

Autoprotolyse

H₂O kommt als Säure und Base vor



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

Massenwirkungsgesetz anwenden:

für Autoprotolysegleichgewicht
des Wassers

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

$$K = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) c(\text{OH}^-)}{c(\text{H}_2\text{O})^2}$$

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

$$c(\text{H}_2\text{O}) = 55,36 \text{ mol/L}$$

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

bei 25°C $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 0,997 \text{ g/cm}^3$ $\text{cm}^3 = 1 \text{ mL}$
 $1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$
 $\Rightarrow 997 \text{ g in 1 L}$
 $\rho = \frac{m}{V}$
 $c = \frac{n}{V} = \frac{\frac{m}{M}}{V} = \frac{\frac{997 \text{ g}}{18,015 \text{ g/mol}}}{1 \text{ L}} = 55,36 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$
 M : molare Masse: $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,01 \text{ g/mol}$
 n : Stoffmenge $n = \frac{m}{M}$
 m : Masse

Säure-Base-Chemie

Ionenprodukt des Wassers

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

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

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

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^-

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

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

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

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

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

$$\text{pH} = 7$$

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

pH = 7 neutral

pH < 7 sauer

pH > 7 basisch (alkalisch)

In Praxis pH-Skala von 0 bis 14