



# Vorlesung zum Lehramtsgrundpraktikum

Dr. Magdalena Rusan

Kapitel 4

Säure-Base-Chemie Teil 1

03.11.2023

# 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

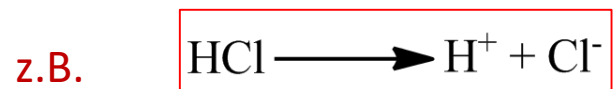
Base = elektronenreichere Partner



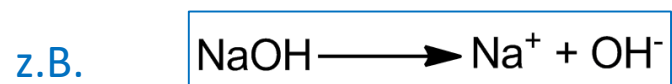
Svante Arrhenius  
(1859 - 1927)

## Theorie von Arrhenius:

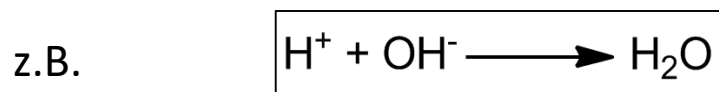
**Säure:** Arrhenius-Säuren dissoziieren in wässriger Lösung in Wasserstoff-Kationen ( $\text{H}^+$ ) und Säurerest-Anionen.



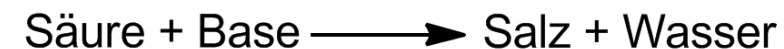
**Base:** Arrhenius-Basen dissoziieren in wässriger Lösung in Hydroxid-Anionen ( $\text{OH}^-$ ) und Metall-Kationen.



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



## Allgemein:



→ Elektrolytcharakter von Säure- und Base-Lösungen

## Probleme:

- z.B. Ammoniak ( $\text{NH}_3$ )
- nur auf Säuren und Basen in wässriger Lösung anwendbar

# Säure-Base-Chemie

## In dieses Konzept passen: Oxide

- Oxide, die mit  $\text{H}_2\text{O}$  Säuren bilden, nennt man Säureanhydride, z.B.  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_3$
- Oxide, die in  $\text{H}_2\text{O}$  Hydroxide bilden, nennt man basische Oxide, z.B.  $\text{Na}_2\text{O}$
- Säureanhydride + basische Oxide  $\rightarrow$  Salze

# Säure-Base-Chemie



## Theorie von Brønsted:

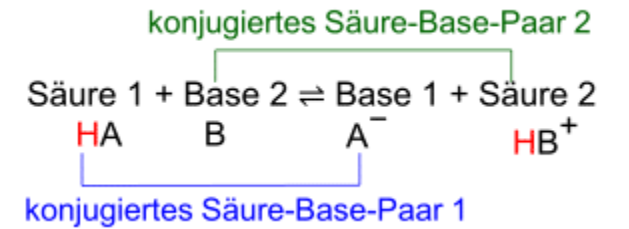
**Säure:** Brønsted-Säuren sind Protonendonatoren.

**Base:** Brønsted-Basen sind Protonenakzeptoren.

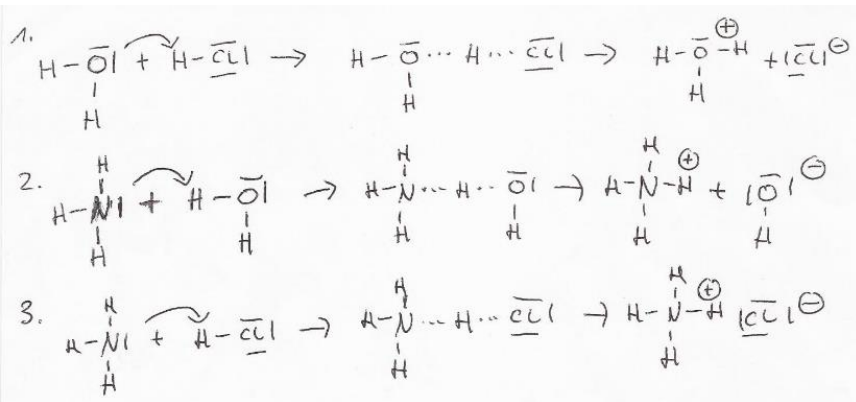
**Probleme:**

- Konzept nur auf Wasserstoffverbindungen anwendbar

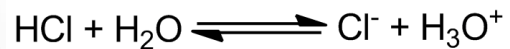
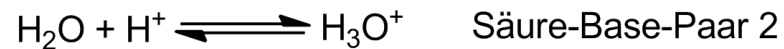
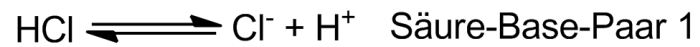
Protonenübergangsreaktion:



Johannes Nicolaus Brønsted  
(1879 - 1947)



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  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , Phosphorsäure  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , Salpetersäure  $\text{HNO}_3$



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.  $\text{HO}^- \text{Na}^+$

## 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**

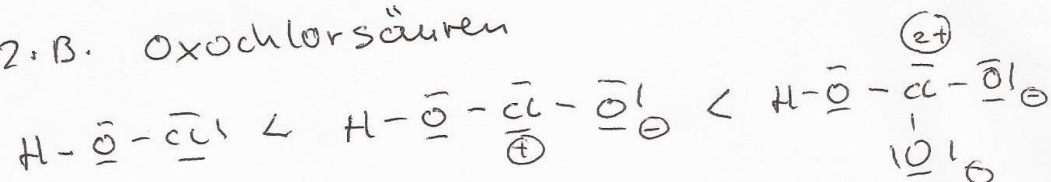
→ O-Atom übt Elektronenzug auf die Elektronen der H-O-Bindung aus und erleichtert die Abspaltung des  $H^+$   
z.B. Hypochlorige Säure HOCl

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

HOI < HOBr < HOCl Säurestärke nimmt zu

Auch:  $HO-Z-O$  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 H<sub>2</sub>S

Zwei Faktoren beeinflussen die Säurestärke:

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

NH<sub>3</sub> < H<sub>2</sub>O < HF    Säurestärke nimmt zu    F entzieht dem H-Atom am stärksten Elektronendichte, NH<sub>3</sub> in H<sub>2</sub>O Base

PH<sub>3</sub> < H<sub>2</sub>S < HCl    Säurestärke nimmt zu    PH<sub>3</sub> reagiert nicht mit H<sub>2</sub>O

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

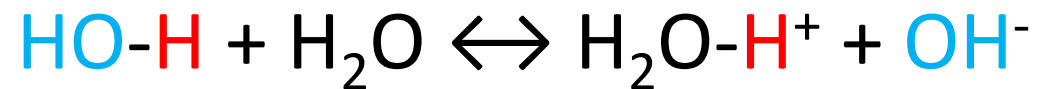
Hier ist die Elektronegativität umgekehrt, aber die Atomgröße ist von größerer Bedeutung als die Elektronegativität  
→ innerhalb einer Periode sind die kleinen Unterschiede in den Atomgrößen unbedeutend



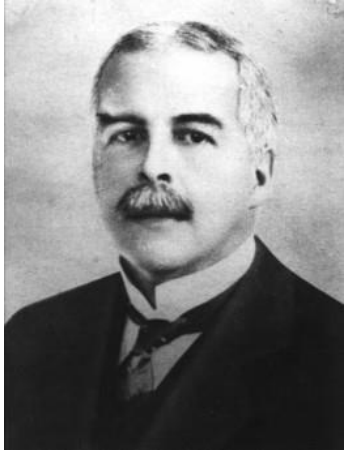
# Säure-Base-Chemie

## 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<sup>-</sup>** 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

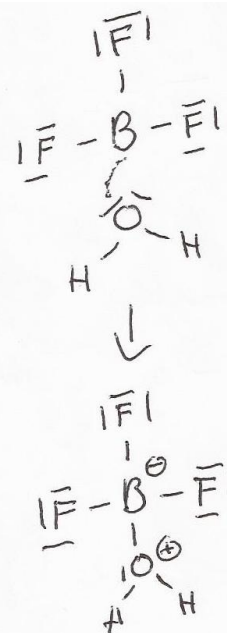
weiche Teilchen: geringe Ladungsdichte, großer Radius, leicht polarisierbar

*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.*

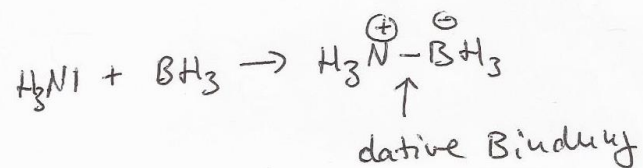
Beispiele für **Lewis Säuren**:  $\text{BF}_3$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{SiCl}_4$ ,  $\text{PF}_5$ ,  $\text{SbCl}_5$ , fast alle alle Metallkationen,  $\text{H}^+$

Beispiele für **Lewis Basen**:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{N}_3^-$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}$ , ...

## Säure-Base-Chemie



6 Valenzelektronen  
→ 2 e<sup>-</sup> fehlen für Oktett



Lewis-Acidität korreliert  
mit positiver Ladungsdichte  
der Säure.

Na<sup>+</sup>: harte Säure, Metall-Ion

F<sup>-</sup>: harte Base

→ stabile Verbindung (im Gegensatz NaI)

oder

HF

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  $\text{H}_3\text{O}^+$  gegeben

→ in Praxis: Konzentrationsangaben übersteigen Zehnerpotenzen

→ Einführung eines logarithmischen Maßes um handlichere Werte zu erhalten

### Einführung es pH-Wertes

**Definition:** negativer dekadischer Logarithmus der  $\text{H}_3\text{O}^+$  - Konzentration

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

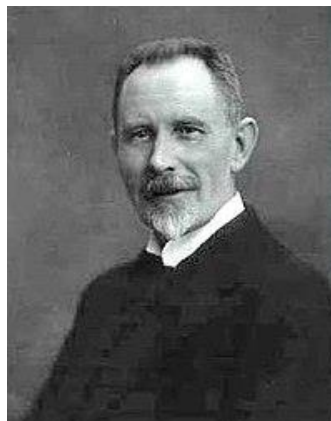
Entsprechend für die  $\text{OH}^-$  - Konzentration gilt:

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

## 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
0,00000000001	$10^{-11}$	-11	11
0,000000000000001	$10^{-14}$	-14	14



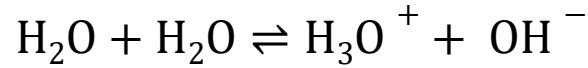
Søren Peter Lauritz Sørensen  
(1868-1939)

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	
Natronlauge	13,5 - 14	alkalisch basisch

# Säure-Base-Chemie

## Autoprotolyse

H<sub>2</sub>O kommt als Säure und Base vor



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

Massenwirkungsgesetz anwenden:

für Autoprotolysegleichgewicht des Wassers

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

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

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

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

# 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