

Säure/Base - Reaktionen

- 1) Elektrolytische Dissoziation
- 2) Definitionen Säuren Basen
- 3) Autoprotolyse
- 4) pH- und pOH-Wert
- 5) Stärke von Säure/Basen
- 6) Titration starker und schwacher Säuren/Basen
- 7) Puffersysteme

Elektrolytische Dissoziation



- Stoffe, die in Lösung Ionen bilden, heißen **Elektrolyte**.
- Es gilt das Massenwirkungsgesetz

$$K_D = \frac{[\text{A}^+] \cdot [\text{B}^-]}{[\text{AB}]}$$

K_D : Dissoziationskonstante

- Dissoziation ist umso stärker, je größer K_D ist
- schwache und starke Elektrolyte

Dissoziationsgrad α



- Der **Dissoziationsgrad** α gibt an, wie groß der Prozentsatz an dissoziierten Teilchen (A^+ , B^-) ist.
- α kann Werte zwischen 0 und 1 annehmen ($0 \leq \alpha \leq 1$)

dissoziierte Spezies: $\mathbf{c(\text{A}^+) = c(\text{B}^-) = \alpha \cdot c_0}$

nicht dissoziierte Spezies: $\mathbf{c = (1 - \alpha) \cdot c_0}$ c_0 : „Startkonzentration“ von AB

$$K_D = \frac{[\text{A}^+] \cdot [\text{B}^-]}{[\text{AB}]} = \frac{\alpha \cdot c_0 \cdot \alpha \cdot c_0}{(1 - \alpha) \cdot c_0} = \frac{\alpha^2 \cdot c_0}{(1 - \alpha)}$$

$$\frac{K_D}{c_0} = \frac{\alpha^2}{(1 - \alpha)}$$

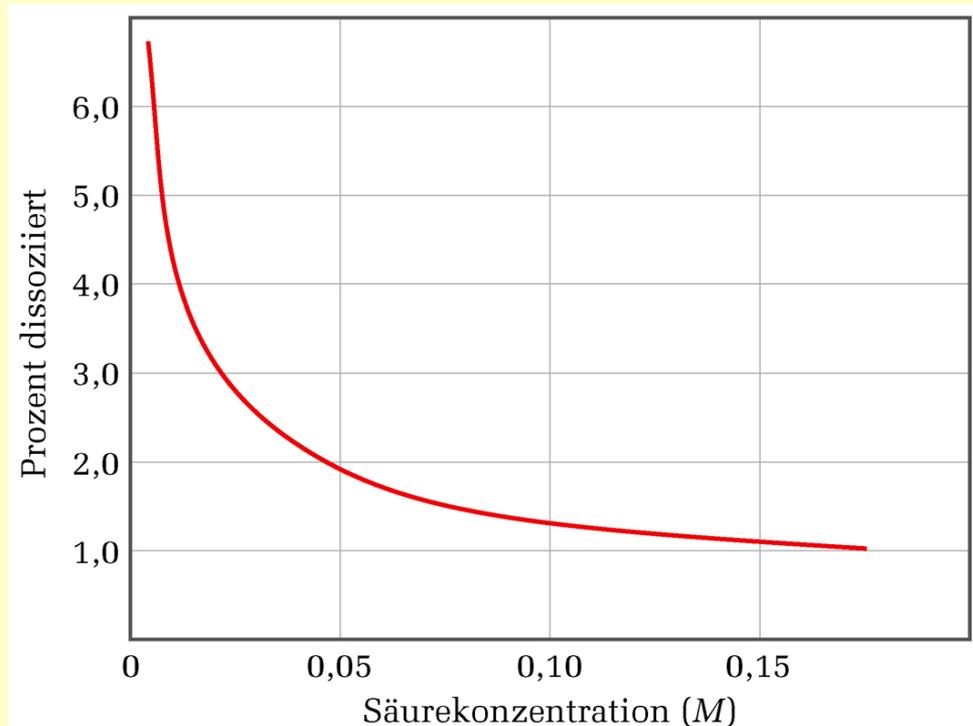
Ostwaldsches Verdünnungsgesetz:
bei niedrigerer Konzentration steigt α

Dissoziationsgrad α als Funktion der Konzentration

Dissoziation von Essigsäure (HAc, HOOCCH₃)



c_0 / mol/l	α
0.1	0.013 (1.3 %)
10^{-4}	0.344 (34.4 %)
10^{-6}	0.952 (95.2 %)
10^{-9}	1 (100 %)



→ auch schwache Elektrolyte sind bei hoher Verdünnung praktisch vollständig dissoziiert.

Säuren und Basen

Definition nach Arrhenius



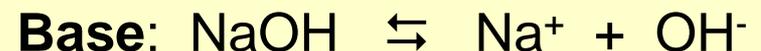
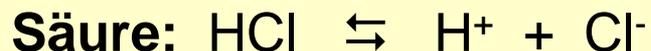
Svante Arrhenius (1859 - 1927), Nobelpreis 1903

Säuren dissoziieren in Wasser in Wasserstoff-Kationen und Säurerest-Anionen

Die Wasserstoff-Kationen sind entscheidend für die Säuremerkmale.

Basen sind Verbindungen, die in Wasser Hydroxid-Anionen und Metall-Kationen bilden.

Die Hydroxid-Anionen (OH^-) sind entscheidend für den Basencharakter.



Das Protonen-Donator-Akzeptor-Konzept



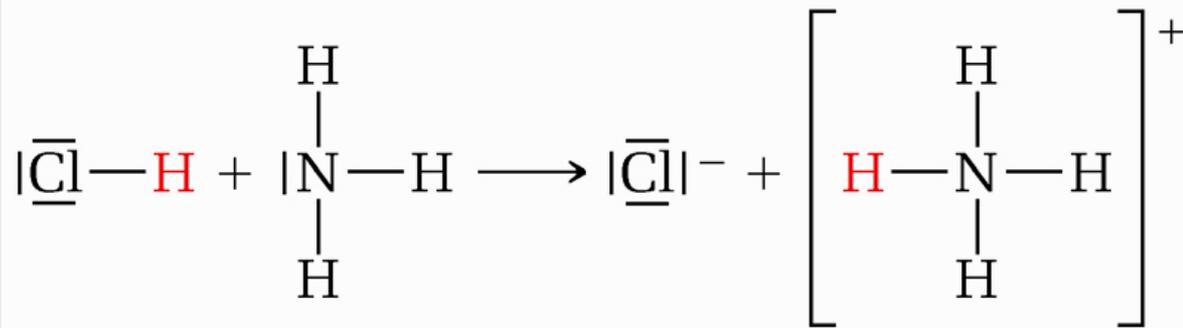
**Johannes Nicolaus
Brønsted** (1879 - 1947)

Säuren sind Teilchen, die Protonen abgeben

→ *Protonendonatoren*

Basen sind Teilchen, die Protonen aufnehmen

→ *Protonenakzeptoren*



Das Elektronen-Donator-Akzeptor-Konzept



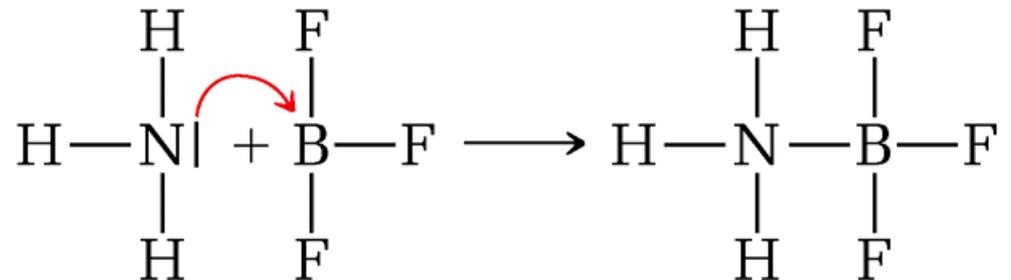
Gilbert Newton Lewis
(1875 - 1946)

Säuren sind

Elektronenpaar-Akzeptoren.

Basen sind

Elektronenpaar-Donatoren.



Lewis-
Base

Lewis-
Säure

Lewis-Säure-Base vs. Brønsted-Säuren-Basen

Die Säure-Base Definition von Brønsted ist ein Sonderfall der Säure-Base Definition von Lewis

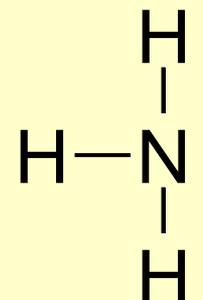
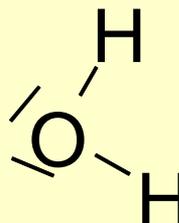
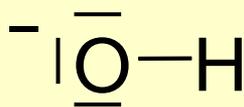
Lewis-Säuren sind Elektronenpaar-Akzeptoren

Brønsted-Säuren sind H⁺-Donatoren



Lewis-Basen sind Elektronenpaar-Donatoren

Brønsted-Basen sind H⁺-Akzeptoren

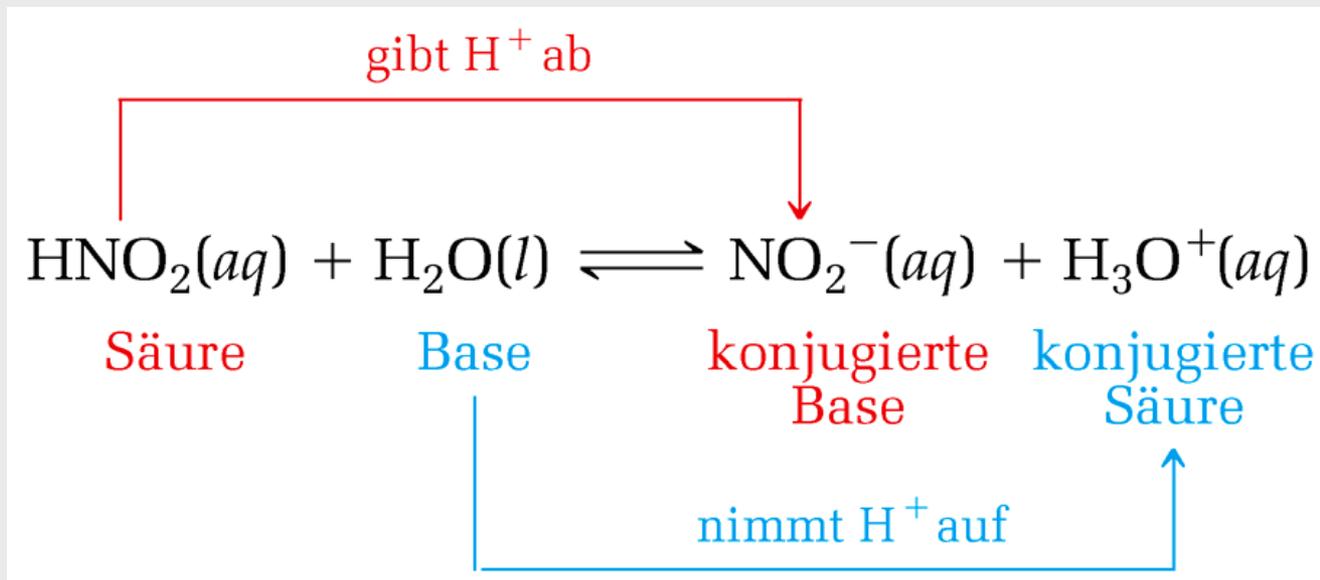


Brønsted- Säuren und - Basen

konjugierte Säure-Base-Paare

Nur in Anwesenheit einer Base kann die Säure als solche reagieren
(und umgekehrt)

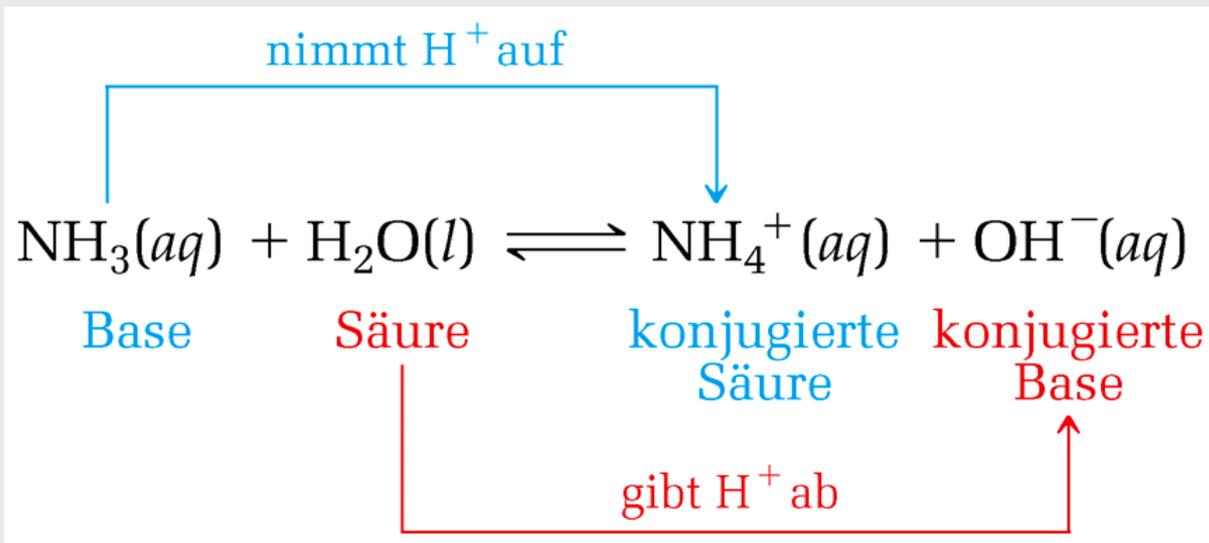
Eine **Säure** geht durch Abspaltung eines Protons in ihre
konjugierte Base über (und umgekehrt).



Brønsted- Säuren und - Basen

konjugierte Säure-Base-Paare

Eine **Base** geht durch Aufnahme eines Protons in ihre **konjugierte Säure** über.

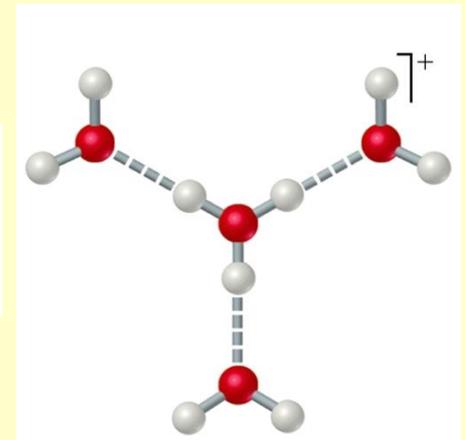
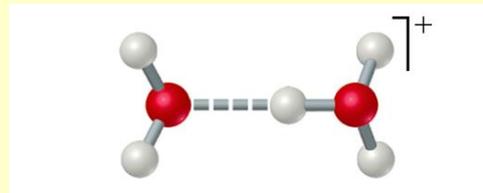
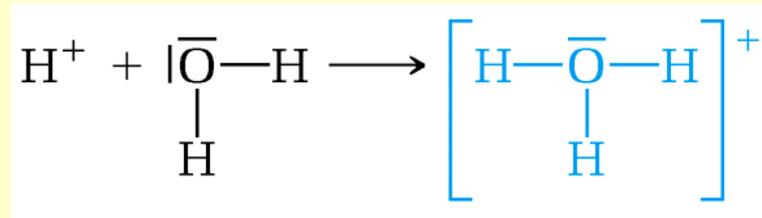
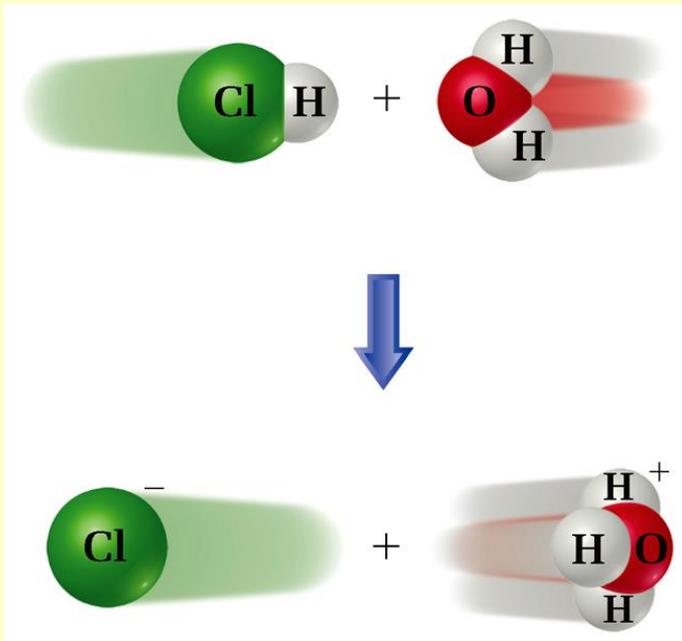


H_2O reagiert mit HNO_2 als Base und mit NH_3 als Säure.

Ampholyte sind Stoffe die als Säure und als Base reagieren können (**Amphoterie**).

Welche Ionen bilden Säuren in Wasser?

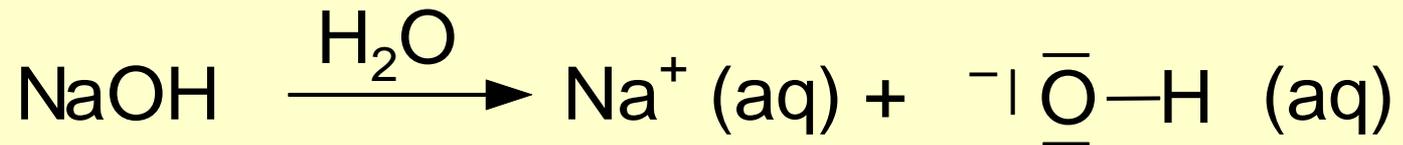
Chlorwasserstoffsäure (Salzsäure)



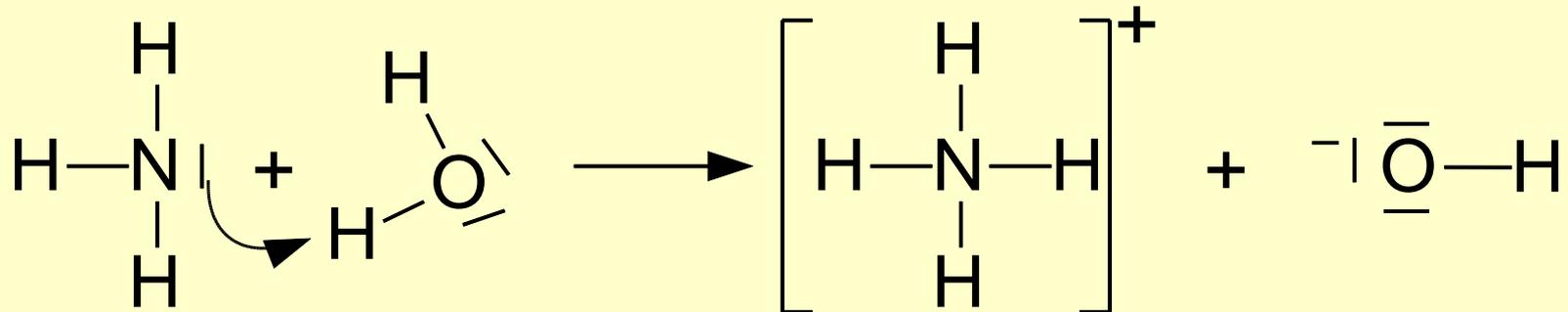
Hydratisierte Hydroniumionen:
H₅O₂⁺ und H₉O₄⁺.

Welche Ionen bilden Basen in Wasser?

Dissoziation eines Hydroxid-Salzes, Natriumhydroxid:

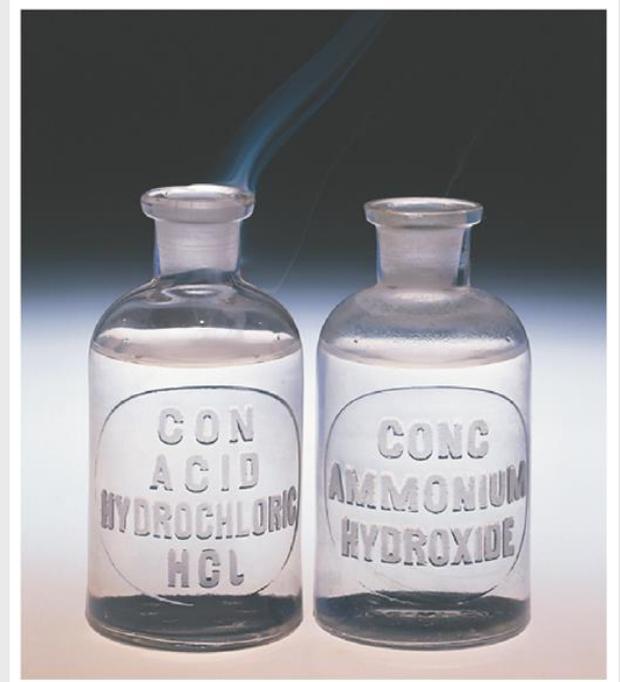
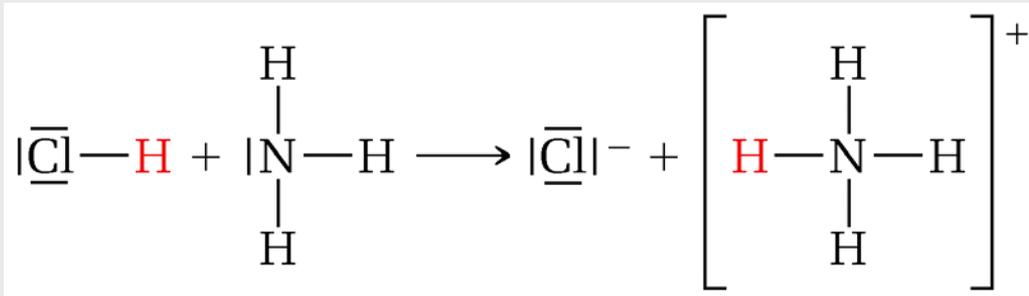


Protonenübertragung von Wassermolekülen:



Säure-Base-Reaktionen ohne Wasser

Bildung von Ammoniumchlorid (NH_4Cl):



Reaktion in der Gasphase: → Säure-Base-Reaktionen sind nicht auf das wässrige Medium beschränkt.

Mehrbasige Säuren und Basen

Mehrprotonige Säuren: H_3PO_4 , H_2SO_4 , $\text{Si}(\text{OH})_4$



Mehrbasige Basen: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_2NNH_2



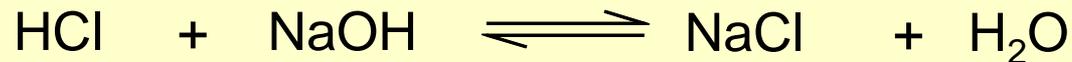
Wärmetönung des Ionenproduktes



Die Spaltung von Wasser ist endotherm und erfordert 57.4 **kJ/mol**.

Neutralisationswärme

Entsteht bei einer Neutralisationsreaktion Wasser wird unabhängig von den eingesetzten Spezies eine Wärme von 57.4 kJ/mol frei.

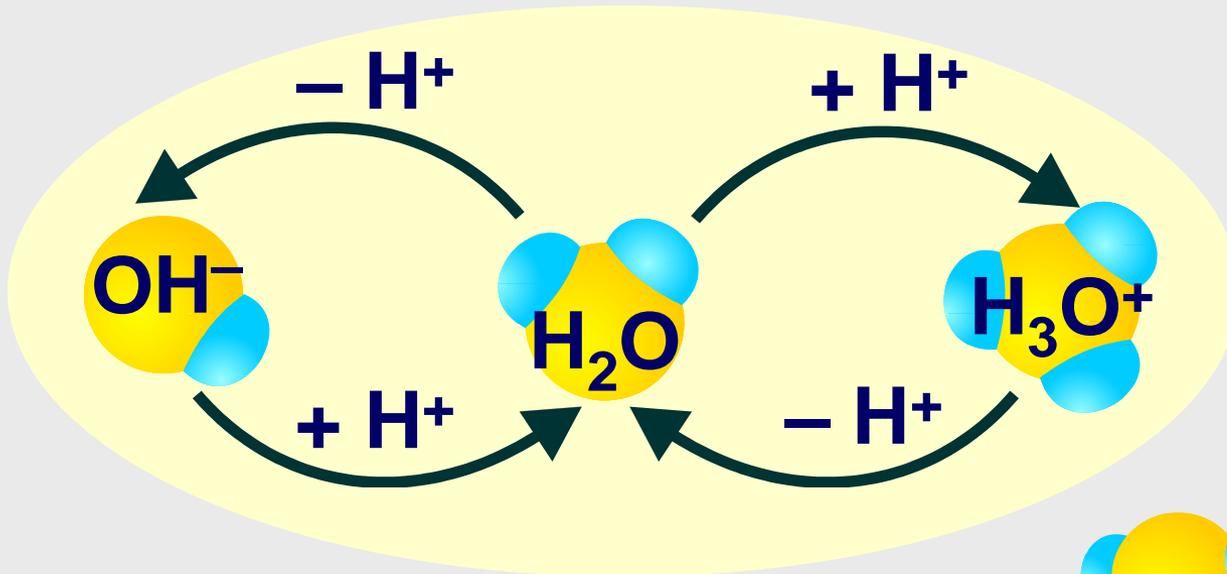


Säure

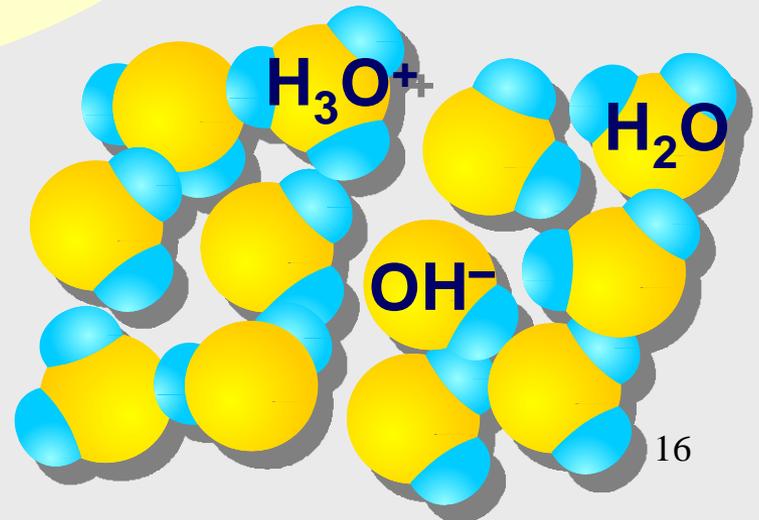
Base

Salz

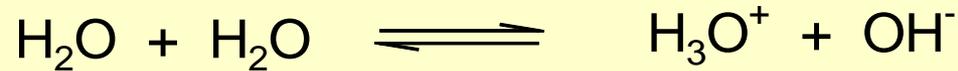
Autoprotolyse von Wasser



Aber: auf ~**550 Mio**
Wassermoleküle kommt nur **ein**
dissoziiertes Wassermolekül!



Ionenprodukt des Wassers



$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = K_c \quad \Leftrightarrow \quad \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} = K_c$$
$$\Leftrightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2$$

$[\text{H}_2\text{O}] \approx \text{konstant}$

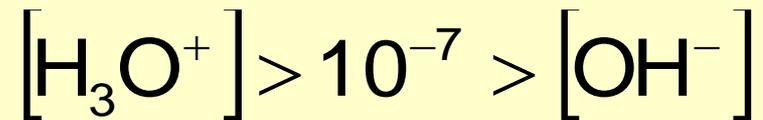
$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w$$

$$K_w = 10^{-14} \text{ mol}^2\text{L}^{-2}$$

Wann ist eine Lösung sauer, wann basisch?

saure Lösung:



alkalische Lösung:



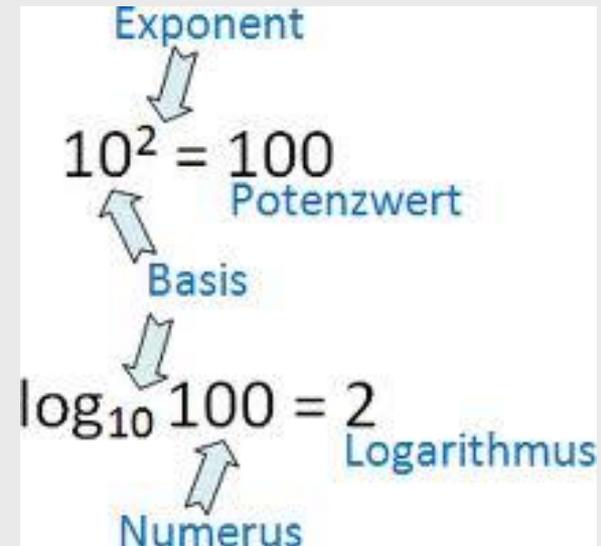
Erinnerung: Rechnen mit Logarithmen

Sind a und b positive reelle Zahlen und $a \neq 1$,
so ist $\log_a b$ diejenige reelle Zahl c für die gilt:

$$a^c = b$$

Per Definition gilt: $\log_a 1 = 0$; $\log_a a = 1$;

$$a^{\log_a b} = b$$



$$a, b, b_1, b_2 \in \mathbb{R}_+^* \wedge a \neq 1; r \in \mathbb{R}$$

$$1. \log_a (b_1 \cdot b_2) = \log_a b_1 + \log_a b_2$$

$$2. \log_a \left(\frac{b_1}{b_2} \right) = \log_a b_1 - \log_a b_2$$

$$3. \log_a b^r = r \cdot \log_a b$$

$$4. \log_a \sqrt[n]{b} = \frac{1}{n} \cdot \log_a b$$

Der pH-Wert

$$\text{pH} = - \lg [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der Wasserstoffionenkonzentration

saure Lösung: $\text{pH} < 7$

alkalische Lösung: $\text{pH} > 7$

neutrale Lösung: $\text{pH} = 7$



Der pOH-Wert

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

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

Der pH-Wert - Beispiele

		$[H^+] (M)$	pH	pOH	$[OH^-] (M)$
		1 (1×10^0)	0,0	14,0	1×10^{-14}
↑ stärker sauer	Magensäure	1×10^{-1}	1,0	13,0	1×10^{-13}
	Zitronensaft	1×10^{-2}	2,0	12,0	1×10^{-12}
	Cola, Essig	1×10^{-3}	3,0	11,0	1×10^{-11}
	Wein	1×10^{-4}	4,0	10,0	1×10^{-10}
	Tomaten	1×10^{-5}	5,0	9,0	1×10^{-9}
	Bananen	1×10^{-6}	6,0	8,0	1×10^{-8}
	schwarzer Kaffee	1×10^{-7}	7,0	7,0	1×10^{-7}
	Milch	1×10^{-8}	8,0	6,0	1×10^{-6}
↓ stärker basisch	menschliches Blut, Tränen	1×10^{-9}	9,0	5,0	1×10^{-5}
	Eiweiß, Meerwasser	1×10^{-10}	10,0	4,0	1×10^{-4}
	Backpulver (Soda)	1×10^{-11}	11,0	3,0	1×10^{-3}
	Borax	1×10^{-12}	12,0	2,0	1×10^{-2}
	Magnesiummilch	1×10^{-13}	13,0	1,0	1×10^{-1}
	Kalkwasser	1×10^{-14}	14,0	0,0	1×10^0
	Haushaltsammoniak				
Haushaltsbleiche					
0,1 M-NaOH					

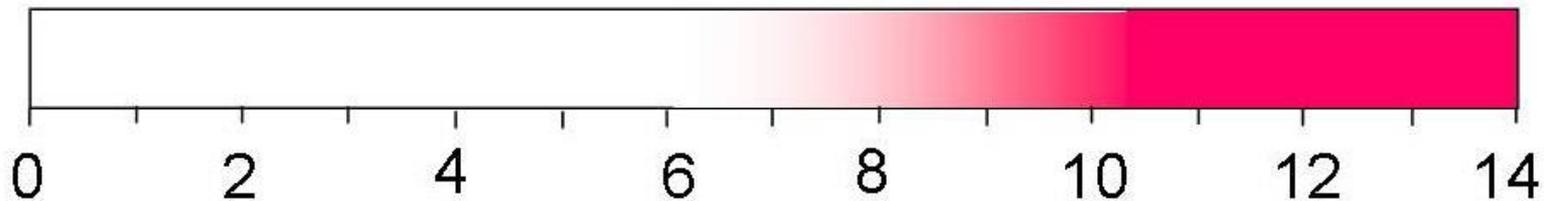
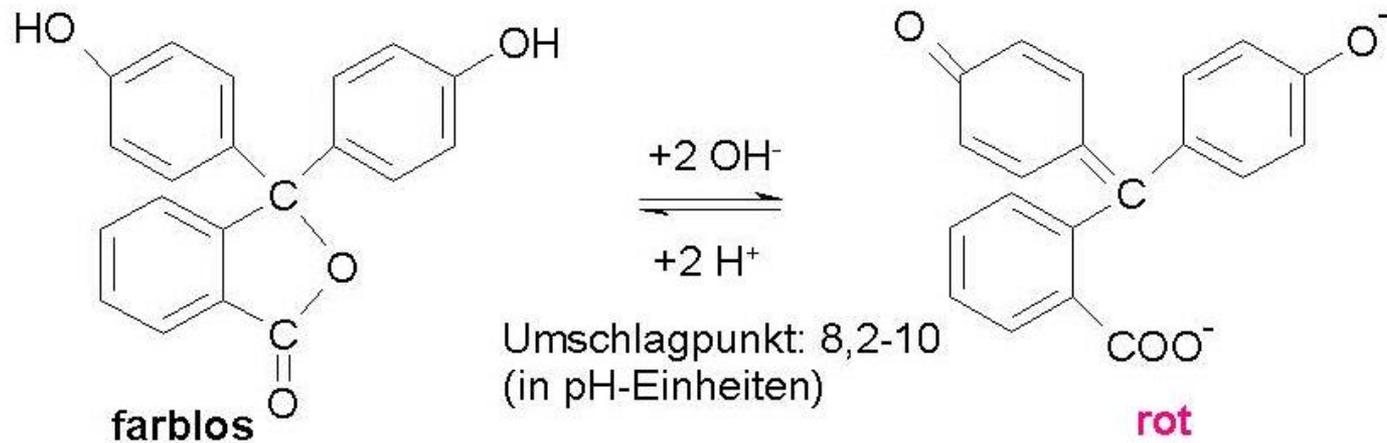
Der pH-Wert - Indikatoren

Indikatoren sind schwache organische Säuren oder Basen, die ihre Farbe ändern, wenn sie mit Säuren oder Basen reagieren

	pH-Bereich der Farbänderung									
	0	2	4	6	8	10	12	14		
Methylviolett	gelb		violett							
Thymolblau	rot		gelb		gelb		blau			
Methylorange		rot		gelb						
Methylrot			rot		gelb					
Bromthymolblau			gelb		blau					
Phenolphthalein				farblos		rosa				
Alizarinengelb R						gelb		rot		

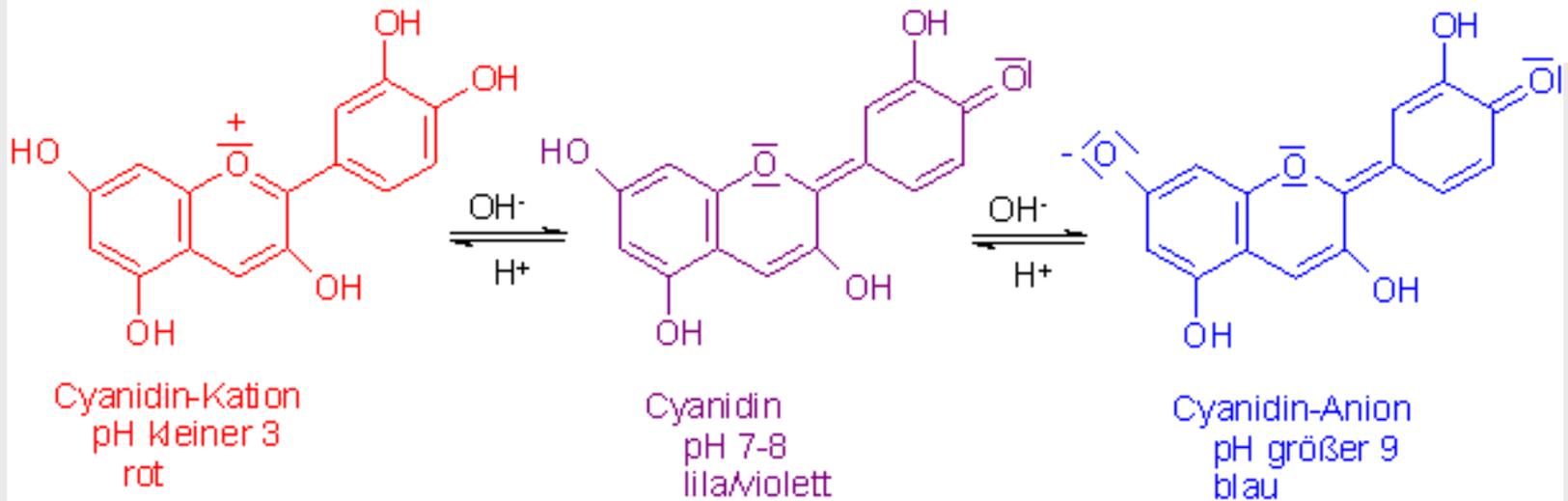
Indikatoren - Beispiele

Phenolphthalein



Indikatoren - Beispiele

Cyanidin aus Rotkohl



Wichtige Begriffe:

Elektrolyte, Dissoziation, Dissoziationsgrad

Ostwaldsches Verdünnungsgesetz

Säure-Base-Definitionen nach Arrhenius,

Brønsted und Lewis

Konjugierte (korrespondierende) Säure-Base-Paare

Ampholyt, amphoterer Verhalten

Mehrbasige Säuren und Basen

Neutralisationsreaktion, Neutralisationswärme

Autoprotolyse von Wasser, Ionenprodukt von Wasser

Definitionen: pH-Wert, Indikator