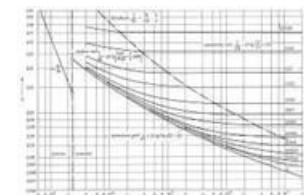
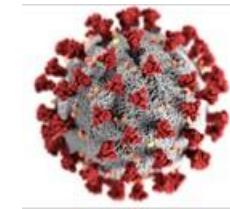
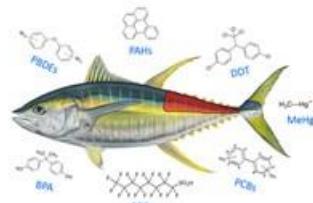
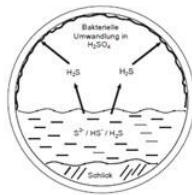
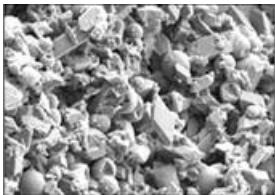


Bachelor Infrastruktur

Vorlesung und Übung: Naturwissenschaftliche Grundlagen 2.3.2 chemische Reaktionen: Säure-Base

Prof. Dr. Welker, Frankfurt University of Applied Sciences



Naturwissenschaftliche Grundlagen

Chemie

Nr. 2.3.2 chemische Reaktionen

- **Säure/Base-Reaktionen**
 - Definition Säure/ Basen
 - pH Wert und pOH Wert
 - Puffer

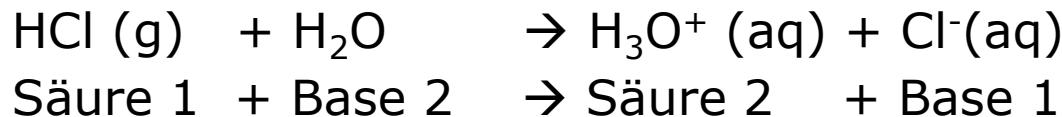
Chemische Grundlagen

Reaktionen, Säuren (Brönsted)

Definition Säuren nach Brönsted:

- **Säuren** geben **Protonen (Wasserstoffionen H⁺)** in Wasser ab
→ **Donatoren**
- Bei Reaktion mit Wasser entstehen **saure Lösungen**; sie dissoziieren in Wasser in ein Proton H⁺ und in ein entsprechendes Anion
- **Protonen H⁺** werden von den Wassermolekülen H₂O als Hydronium-Ionen (H₃O⁺-Ionen) gebunden → **Wasser ist Akzeptor (Base)**

Salzsäure



Chemische Grundlagen

Reaktionen, Säuren (Brönsted)

Salzsäure

- Ursache **Reaktion**: H-Cl-Bindung aufgelöst, dafür wird eine H-O-Bindung gebildet. Energetisch ist die H-O-Bindung günstiger als die H-Cl-Bindung (siehe Bildungs-Enthalpie)

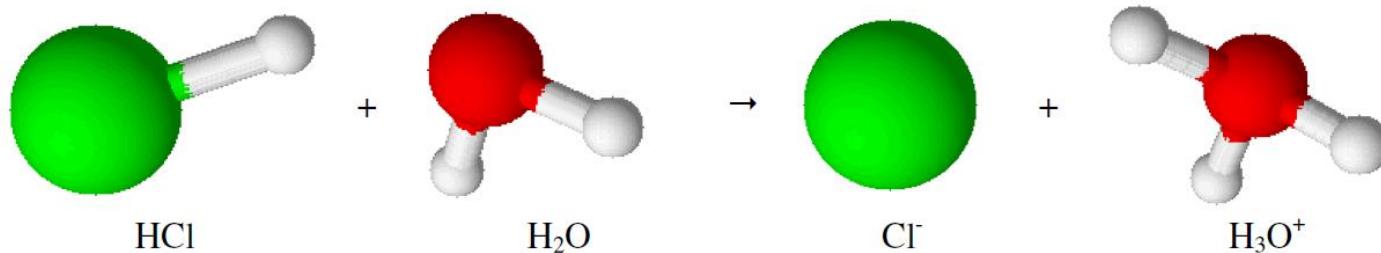
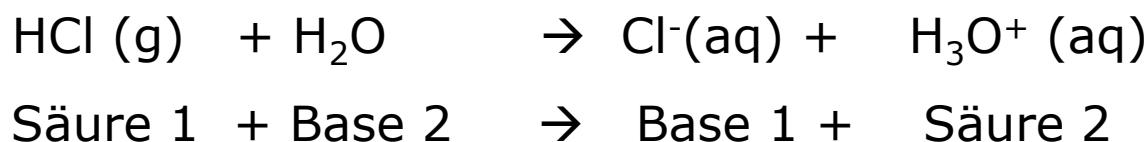


Abbildung: Säure-Base-Reaktion mit der Übertragung eines H⁺-Ions. Bei dieser Reaktion ist gemäss Brønsted-Lowry HCl die Säure und H₂O die Base.

Chemische Grundlagen

Reaktionen, Säuren (Brönsted)



Essigsäure

- Bei Reaktion mit Wasser entstehen **saure Lösungen**; sie dissoziieren in Wasser in H^+ bzw. H_3O^+ und in ein entsprechendes Anion A^-



- Säurestärke** durch **Anzahl** der abgegebenen Protonen bestimmt, vereinfacht durch die Zahl der vorhandenen Wasserstoffionen (H_3O^+ -Ionen)

Bei **Salzsäure** Reaktion vollständig

→ **starke** Säure

Bei **Essigsäure** Reaktion nicht vollständig

→ **mittelschwache** Säure

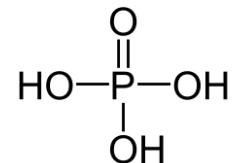
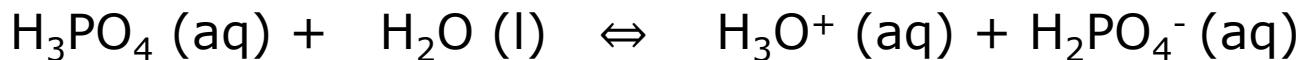
Chemische Grundlagen

Reaktionen, Säuren (Brönsted)

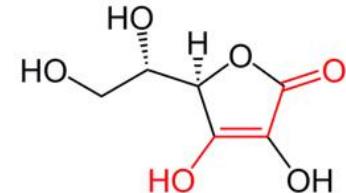


weitere Säuren

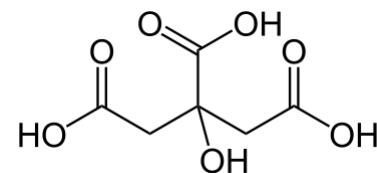
- **Phosphorsäure**



- **Ascorbinsäure**



- **Citronensäure**



Reaktion nicht vollständig → (mittel)-**schwache** Säuren

Chemische Grundlagen

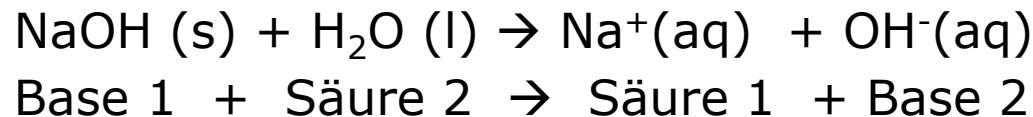
Reaktionen, Basen (Arrhenius)



Definition Basen nach Arrhenius:

- **Basen** geben in Wasser **Hydroxidionen OH^-** ab und reagieren in ihrer hydratisierten Form zu **Laugen (alkalische Lösungen)**

Natriumhydroxid

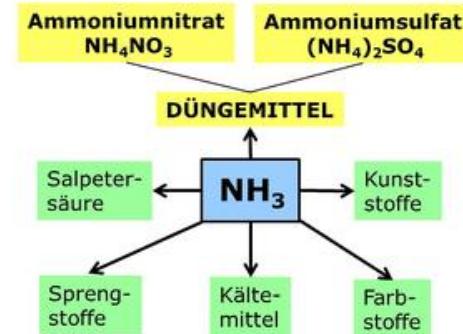


starke Basen: Reaktion weit auf der rechten Seite

→ NaOH: Abflussreiniger

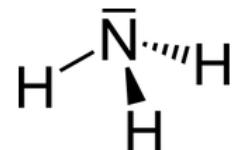
Chemische Grundlagen

Reaktionen, Basen (Brönsted)



Definition Basen nach Brönsted:

- **Basen** geben in Wasser **Hydroxidionen OH⁻** ab und regieren in ihrer hydratisierten Form zu **Laugen (alkalische Lösungen)**
- **Arrhenius Modell funktioniert bei Ammoniak nicht**
- **Basen** nehmen **Protonen** (Wasserstoffionen H⁺) in Wasser auf → **Akzeptoren**



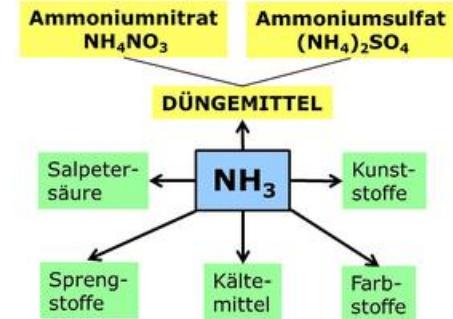
Ammoniak:

- **Wasser** ist hier **Protonendonator**, wirkt also als **Säure**



Chemische Grundlagen

Reaktionen, Basen (Brönsted)



- **schwache Basen:** Ammoniak, Seifen, Laugenbretzel
- **Laugen (basische Lösungen):** seifiger Geschmack
- **Basenstärke** durch Anzahl der einfangbaren Protonen bestimmt, vereinfacht durch die Zahl der vorhandenen **Hydroxidionen (OH⁻-Ionen)**

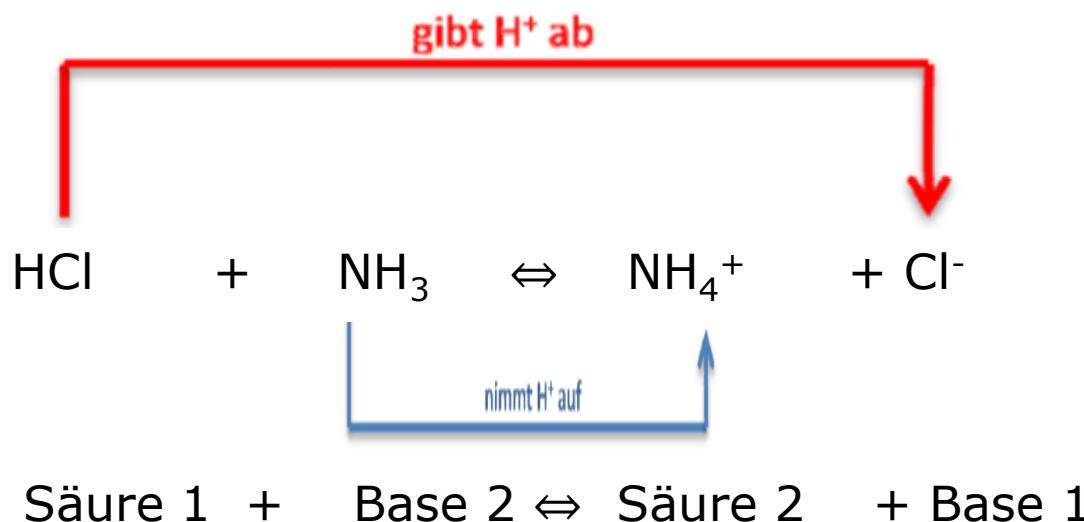
Bei **Natriumhydroxid** Reaktion vollständig → **starke** Base

Bei **Ammoniak** Reaktion nicht vollständig → **schwache** Base

Chemische Grundlagen

Reaktionen, Säure-Base-Reaktion

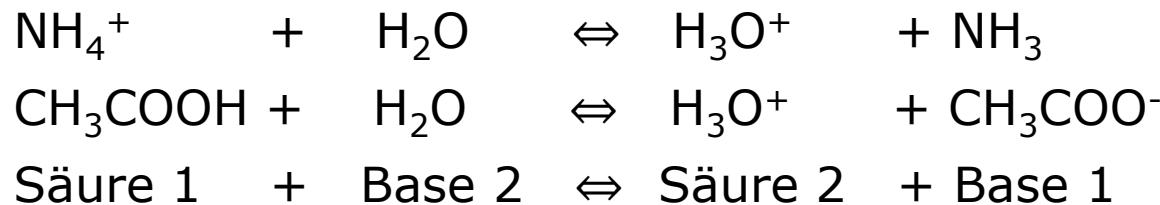
- Reaktion von **Salzsäure** (HCl) (Donator H⁺) und **Ammoniak** (NH₃) Akzeptor H⁺
- Aus einer Säure 1 bildet sich bei einer **Protonolyse** ihre konjugierte (=korrespondierende) Base 1 und aus einer Base 2 ihre konjugierte Säure 2.



Chemische Grundlagen

Reaktionen, Säure-Base-Reaktion

- Lösungen von **Essigsäure** (CH_3COOH) und **Ammonium** (NH_4^+) reagieren **sauer** → Donatoren H^+
- Lösungen der konjuguierten Basen **Acetat** (CH_3COO^-) und **Ammoniak** (NH_3) reagieren **basisch** → Akzeptoren H^+
- Aus einer Säure 1 bildet sich bei einer **Protonolyse** ihre konjugierte (=korrespondierende) Base 1 und aus einer Base 2 ihre konjugierte Säure 2.

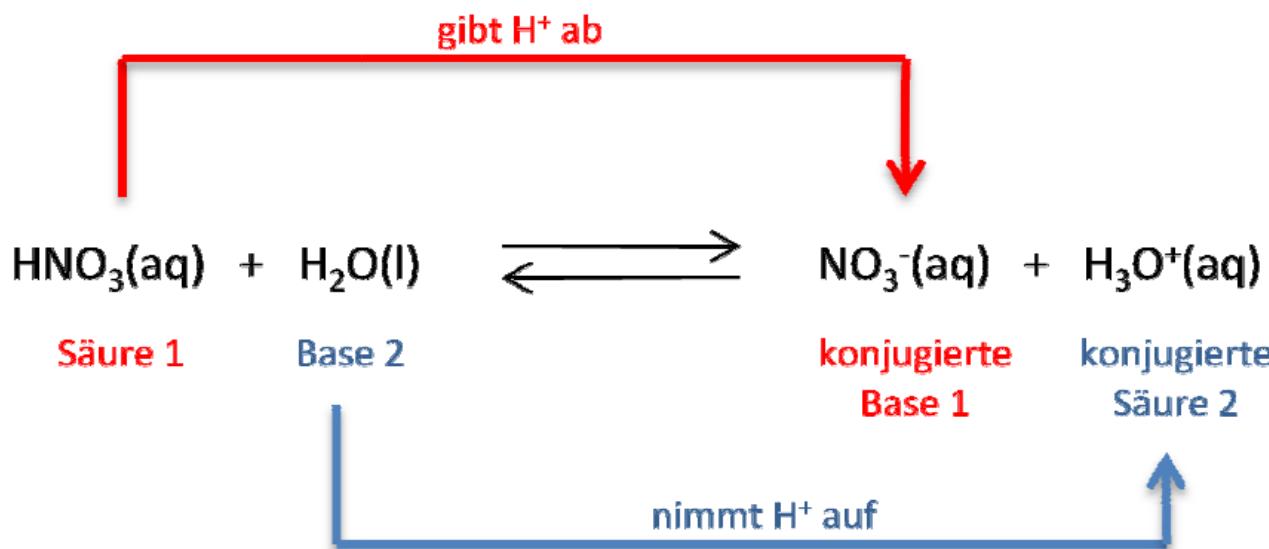


Chemische Grundlagen

Reaktionen, pH Wert

Jedes **Säure-Base-Gleichgewicht** beinhaltet genau **zwei Säure-Base-Paare**.

Salpetersäure



starke Säure	schwache Base
HCl Chlorwasserstoff	Cl ⁻ Chlorid-Ion
H ₂ SO ₄ Schwefelsäure	HSO ₄ ⁻ Hydrogensulfat-Ion
H ₃ O ⁺ Hydronium-Ion	H ₂ O Wasser
HSO ₄ ⁻ Hydrogensulfat-Ion	SO ₄ ²⁻ Sulfat-Ion
H ₂ CO ₃ Kohlensäure	HCO ₃ ⁻ Hydrogen-carbonat-Ion
HCO ₃ ⁻ Hydrogen-carbonat-Ion	CO ₃ ²⁻ Carbonat-Ion
NH ₄ ⁺ Ammonium-Ion	NH ₃ Ammoniak
H ₂ O Wasser	OH ⁻ Hydroxid-Ion
schwache Säure	starke Base

1. Korrespondierende Säure/Base-Paare. Die Stärke der Säuren nimmt von unten nach oben, die der Basen von oben nach unten zu.

Chemische Grundlagen

Reaktionen, Säure-Basen (Lewis)

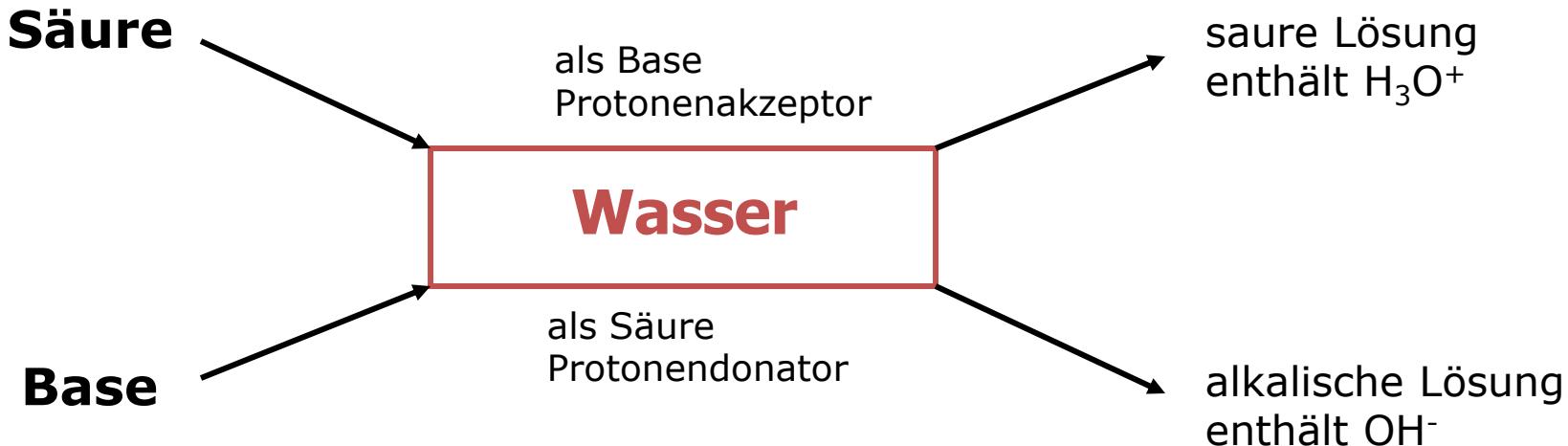
- Theorie nach **Lewis**: Basis für Definition nicht **Protonen** sondern **Elektronen**
- **Säuren** nehmen **Elektronen auf** (z.B. HCl)
- **Basen** geben **Elektronen ab** (z.B. NH₃ mit freiem Elektronenpaar)

Chemische Grundlagen

Reaktionen, Säure-Base

Ampholyt „beiderlei Art“: Säure und Base

- **Wasser** verhält sich gegenüber Säuren als Base, gegenüber Basen als Säure.
- Wasser kann also **Säure (Protonendonator) und Base (Protonenakzeptor)** sein.

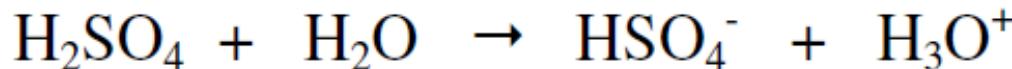


Chemische Grundlagen

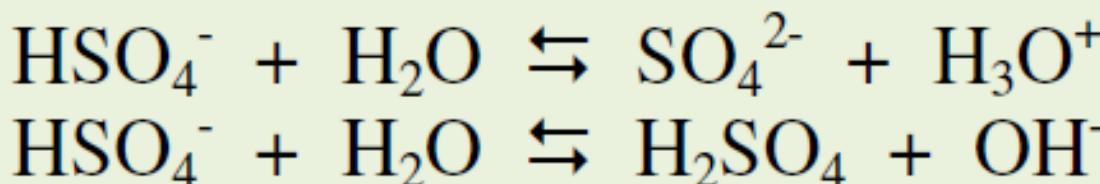
Reaktionen, Säure-Base

Ampholyt Hydrogensulfat HSO_4^-

- **Schwefelsäure** H_2SO_4 kann mehrere Protonen abgeben, sie werden stufenweise abgespalten (mehrprotonige Säure)



- ihre konjugierte Base HSO_4^- kann nochmals ein Proton abgeben, wirkt dann gegenüber einer Base als **Säure**.
- von einer genügend starken Säure kann sie aber auch ein Proton aufnehmen, dann reagiert sie dann **Base**.



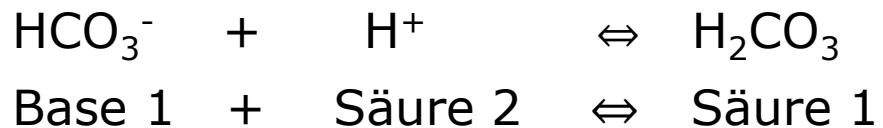
Abgabe Proton → Säure

Aufnahme Proton → Base

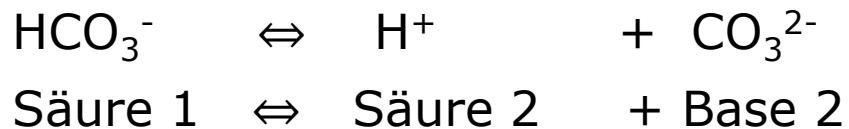
Chemische Grundlagen

Reaktionen, Säure-Base

Ampholyt Hydrogencarbonat HCO_3^-



Aufnahme Proton \rightarrow Base



Abgabe Proton \rightarrow Säure



Chemische Grundlagen

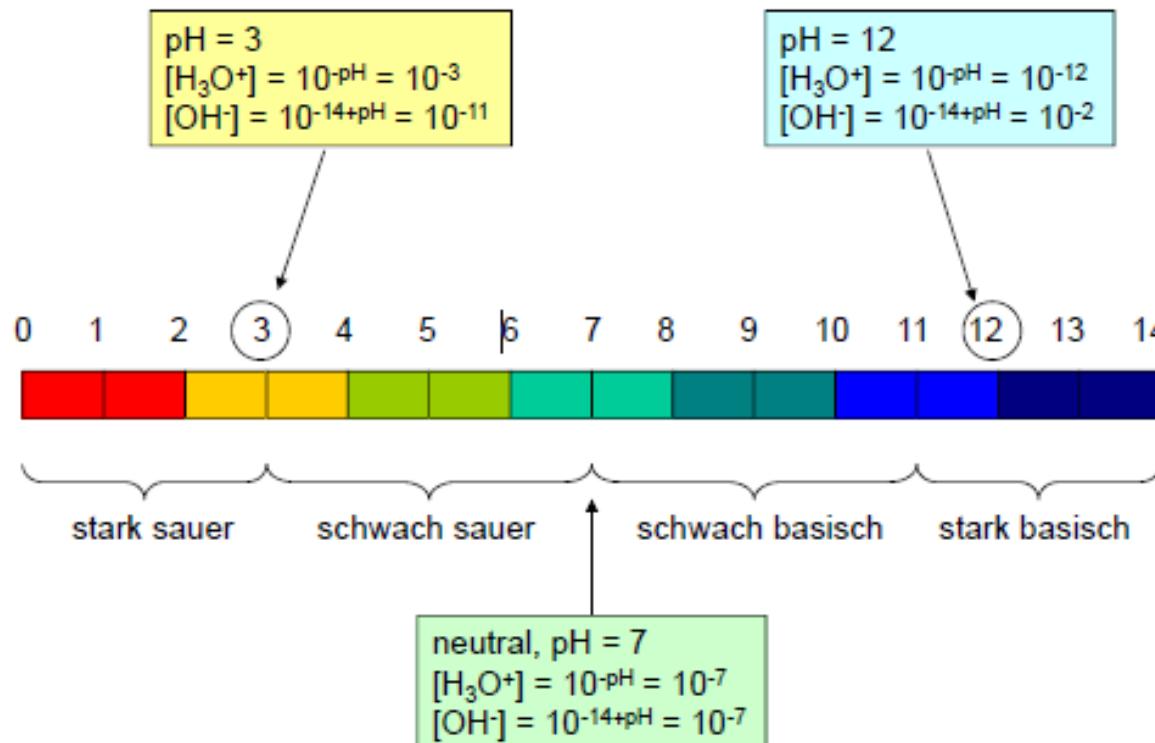
Reaktionen, pH Wert

Definition pH Wert (starke Säuren)

(potentia hydrogenii, Kraft des Wasserstoffs)

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ bzw. } [\text{H}^+] \text{ oder } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Bezeichnungen H^+ (einfacher), aber die Bezeichnung H_3O^+ kommt der Realität näher. $[\text{H}_3\text{O}^+]$ = Konzentration in mol/l



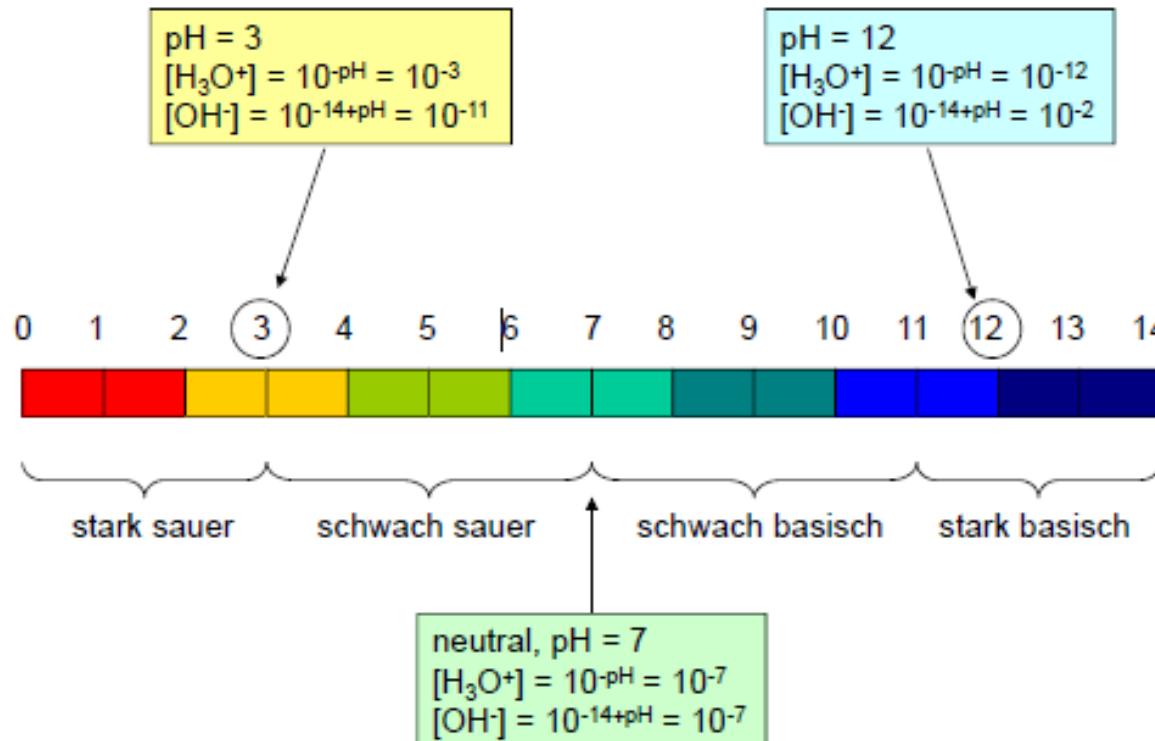
Chemische Grundlagen

Reaktionen, pH Wert

Definition pH Wert (starke Basen)

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$pOH + pH = 14$$



Chemische Grundlagen

Reaktionen, pH Wert

In vollständig dissoziiert	H ₂ O	Säure	Base	
		HCl H ₂ SO ₄ HNO ₃	Cl ⁻ HSO ₄ ⁻ NO ₃ ⁻	unbedeutend
		H ₃ O ⁺	H ₂ O	
		HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	
		H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	
		HF	F ⁻	
		CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻	
		H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	
		H ₂ S	HS ⁻	
		H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻	
		NH ₄ ⁺	NH ₃	
		HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	
		HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	
		H ₂ O	OH ⁻	schwach
		OH ⁻	O ²⁻	
		H ₂	H ⁻	
		CH ₄	CH ₃ ⁻	stark

↑ Säurestärke nimmt zu → Basenstärke nimmt zu ↓

} In vollständig protoniert H₂O

Abbildung: Die wichtigsten konjugierten Säure-Base-Paare, geordnet nach ihrer Stärke. Die Stärke der Säuren (in der linken Spalte) nimmt von unten nach oben zu. Die Stärke der konjugierten Basen (rechte Spalte) nimmt von oben nach unten zu.

Chemische Grundlagen

Reaktionen, pH Wert

Übung: Berechnung des pH einer starken Säure (Salpetersäure)

Berechnen Sie den pH-Wert einer 0,040 mol/l HNO₃-Lösung.



Lösungsweg

HNO₃ (Salpetersäure) ist eine starke Säure und ist daher vollständig dissoziiert.

Es gilt daher: [H₃O⁺] = [NO₃⁻] = 0,040 mol/l

$$\mathbf{pH} = -\log(0,040) = -(-1,4) = \mathbf{1,4}$$

Chemische Grundlagen

Reaktionen, pH Wert

Übung: Berechnung des pH einer starken Säure (Salzsäure)

Starke Säuren ($pK_s < 1.5$)

reagieren vollständig nach rechts:

Beispiel HCl ($pK_s = -6$)



Beim Lösen von 1 Mol HCl in 1 Lt. Wasser reagiert 100 % HCl ab.

Es entstehen 1 Mol H_3O^+ und 1 Mol Cl^- .

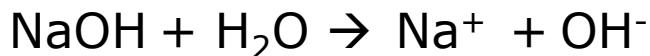
$$\begin{aligned}\text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ -\log [1] &= \text{ca. } 0\end{aligned}$$

Chemische Grundlagen

Reaktionen, pH Wert

Übung: Berechnung des pH einer starken Base (Natronlauge)

Berechnen Sie den pH-Wert einer 0,2 mol/l NaOH-Lösung (Natronlauge).



Lösungsweg

NaOH ist eine starke Base und ist daher vollständig dissoziiert.

Es gilt daher: $[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0,20 \text{ mol/l}$

$$\text{pOH} = -\log (0,2) = -(-0,69) = \mathbf{0,69}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0,69 = \mathbf{13,3}$$

Chemische Grundlagen

Reaktionen, pH Wert

Stärke von Säure und Basen

Säurestärke: K_s Wert bzw. negativer dekadischer log $\rightarrow pK_s$

Basenstärke: K_B Wert bzw. negativer dekadischer log $\rightarrow pK_B$

Mass für die Säurestärke



$$K_s = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

K_s = Säurekonstante

Mass für die Basenstärke



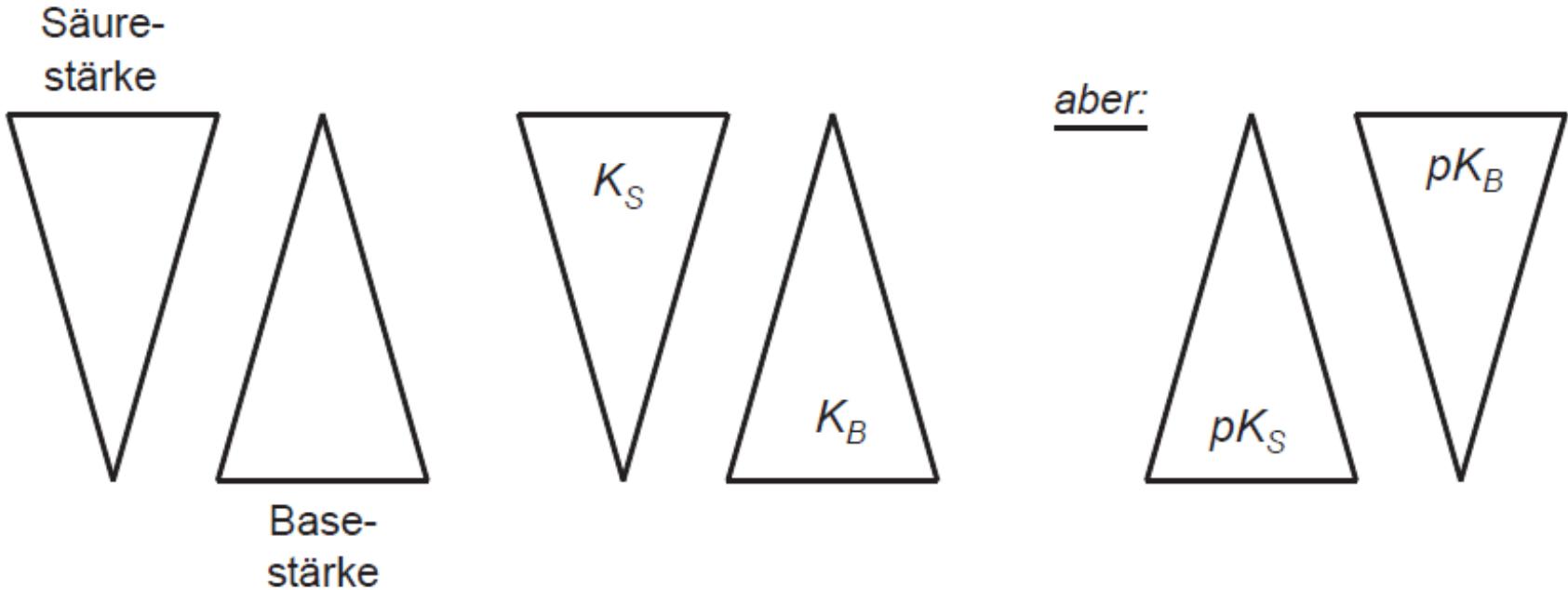
$$K_B = \frac{[OH^-] \cdot [HA]}{[A^-]}$$

K_B = Basenkonstante

Wasser auf der Eduktseite nicht berücksichtigt, da im Überschuss vorhanden \rightarrow Konzentration bleibt konstant

Chemische Grundlagen

Reaktionen, pH Wert



Je kleiner der **pK_s Wert** desto **stärker** ist die Säure.

Chemische Grundlagen

Reaktionen, pH Wert

pK_s	Säure	korrespondierende Base	pK_b	Basenstärke
-10	HI	I ⁻	24	
-10	HClO ₄	ClO ₄ ⁻	24	
-9	HBr	Br ⁻	23	
-7	HCl	Cl ⁻	21	
-3	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	17	
-1,74	H ₃ O ⁺	H ₂ O	15,74	
-1,32	HNO ₃	NO ₃ ⁻	15,32	
1,81	H ₂ SO ₃	HSO ₃ ⁻	12,19	
1,92	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	12,08	
2,12	H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ²⁻	11,88	
3,14	HF	F ⁻	10,86	
3,35	HNO ₂	NO ₂ ⁻	10,65	
3,75	HCOOH	HCOO ⁻	10,25	
4,75	CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻	9,25	
6,52	H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	7,48	
6,92	H ₂ S	HS ⁻	7,08	
7,04	HSO ₃ ⁻	SO ₃ ²⁻	6,96	
7,20	H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻	6,80	
9,25	NH ₄ ⁺	NH ₃	4,75	
9,40	HCN	CN ⁻	4,60	
10,40	HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	3,60	
12,36	HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	1,64	
13,00	HS ⁻	S ²⁻	1,00	
15,74	H ₂ O	OH ⁻	-1,74	
23	NH ₃	NH ₂ ⁻	-9	
24	OH ⁻	O ²⁻	-10	



Abb. 6 pK-Werte

[leifichemie, 2025]

Chemische Grundlagen

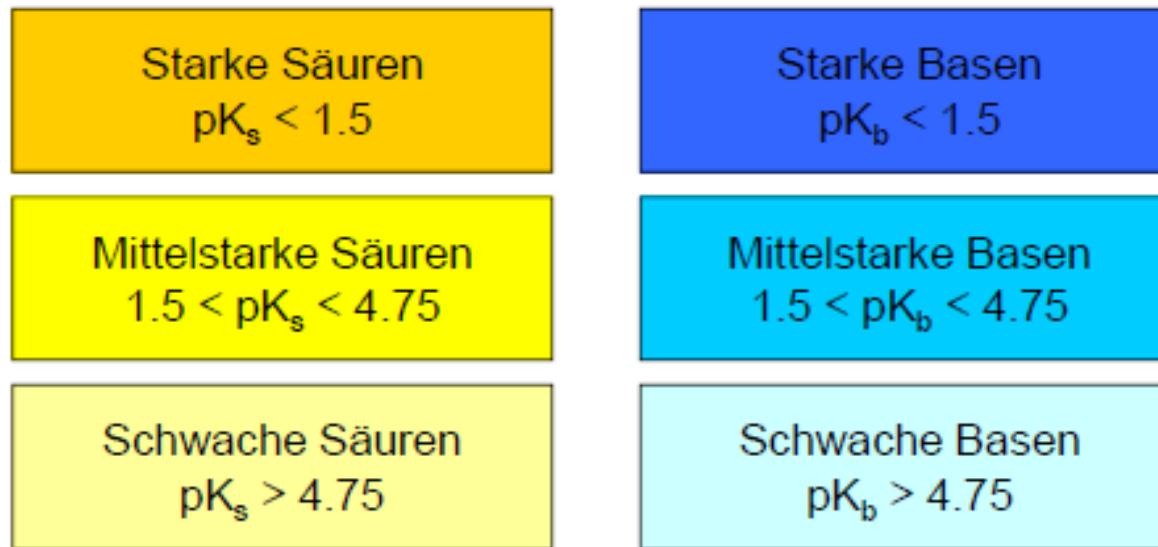
Reaktionen, pH Wert

Starke Säuren $pK_s < 1.5$	Starke Basen $pK_b < 1.5$
Mittelstarke Säuren $1.5 < pK_s < 4.75$	Mittelstarke Basen $1.5 < pK_b < 4.75$
Schwache Säuren $pK_s > 4.75$	Schwache Basen $pK_b > 4.75$

Säurestärke	pK_s	$\text{Säure} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Base}$		
sehr stark	-10	HClO_4	ClO_4^-	Perchlorsäure
	-10	HI	I^-	Jodwasserstoffsäure
	-6	HCl	Cl^-	Salzsäure
	-3	H_2SO_4	HSO_4^-	Schwefelsäure
	-1,32	HNO_3	NO_3^-	Salpetersäure

Chemische Grundlagen

Reaktionen, pH Wert



Säure	Strukturformel	Konjugierte Base	K_s (mol/l)	pK_s
Flusssäure	HF	F ⁻	$6.8 \cdot 10^{-4}$	3.17
Salpetrige Säure	HNO ₂	NO ₂ ⁻	$4.5 \cdot 10^{-4}$	3.35
Essigsäure	CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻	$1.8 \cdot 10^{-5}$	4.74
Blausäure	HCN	CN ⁻	$4.9 \cdot 10^{-10}$	9.31

Chemische Grundlagen

Reaktionen, pH Wert

STARK

Säure: $\text{pH} = -\lg[\text{HA}]_0$

Base: $\text{pOH} = -\lg[\text{B}]_0$

SCHWACH

Säure: $\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_s - \lg[\text{HA}]_0)$

Base: $\text{pOH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_b - \lg[\text{B}]_0)$

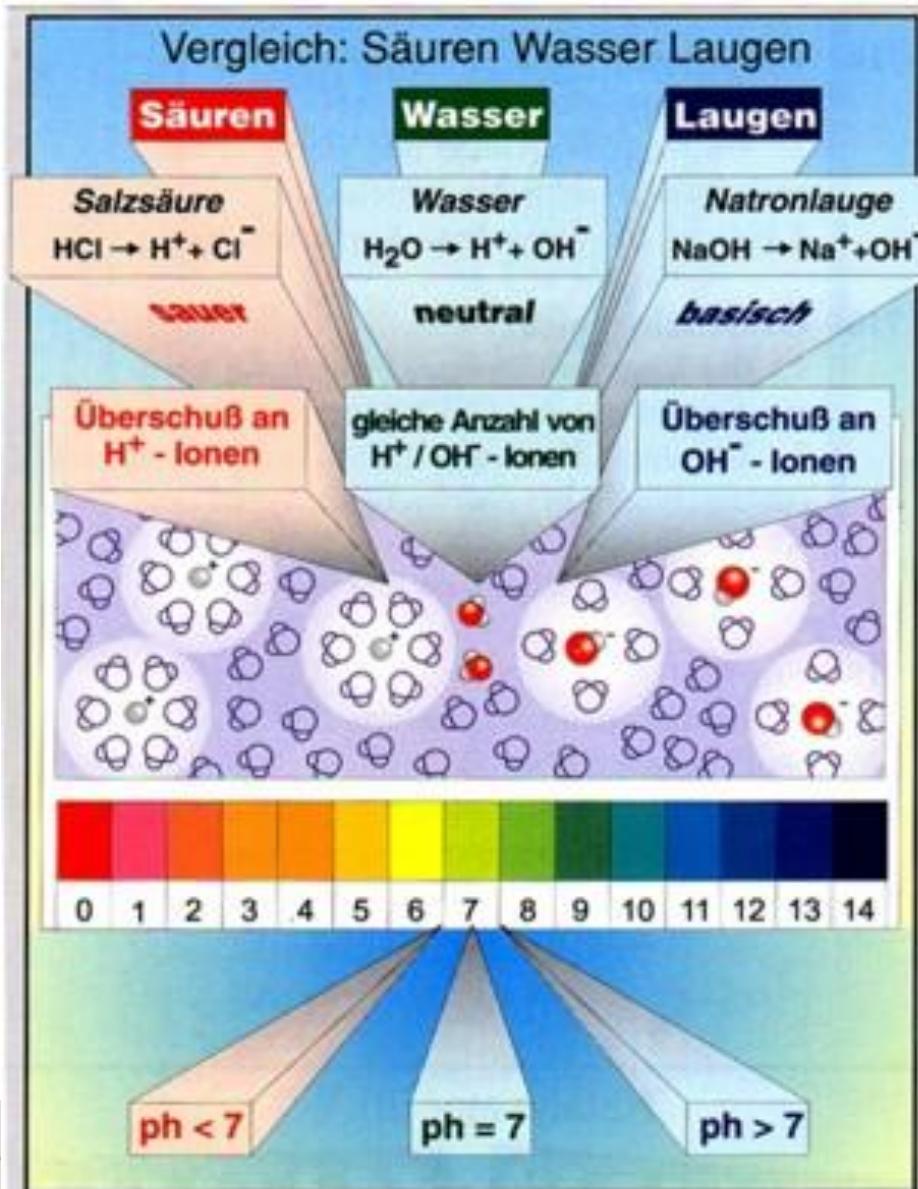
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$[\text{HA}]_0$ = Ausgangskonzentration Säure

$[\text{B}]_0$ = Ausgangskonzentration Base

Chemische Grundlagen

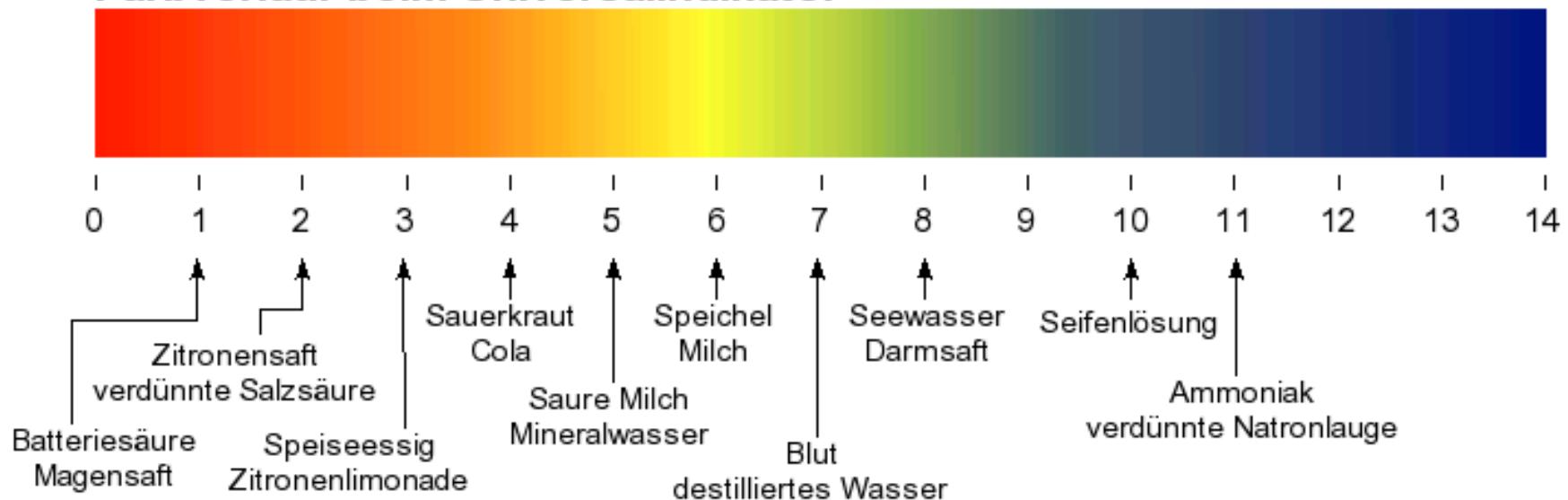
Reaktionen, pH Wert



Chemische Grundlagen

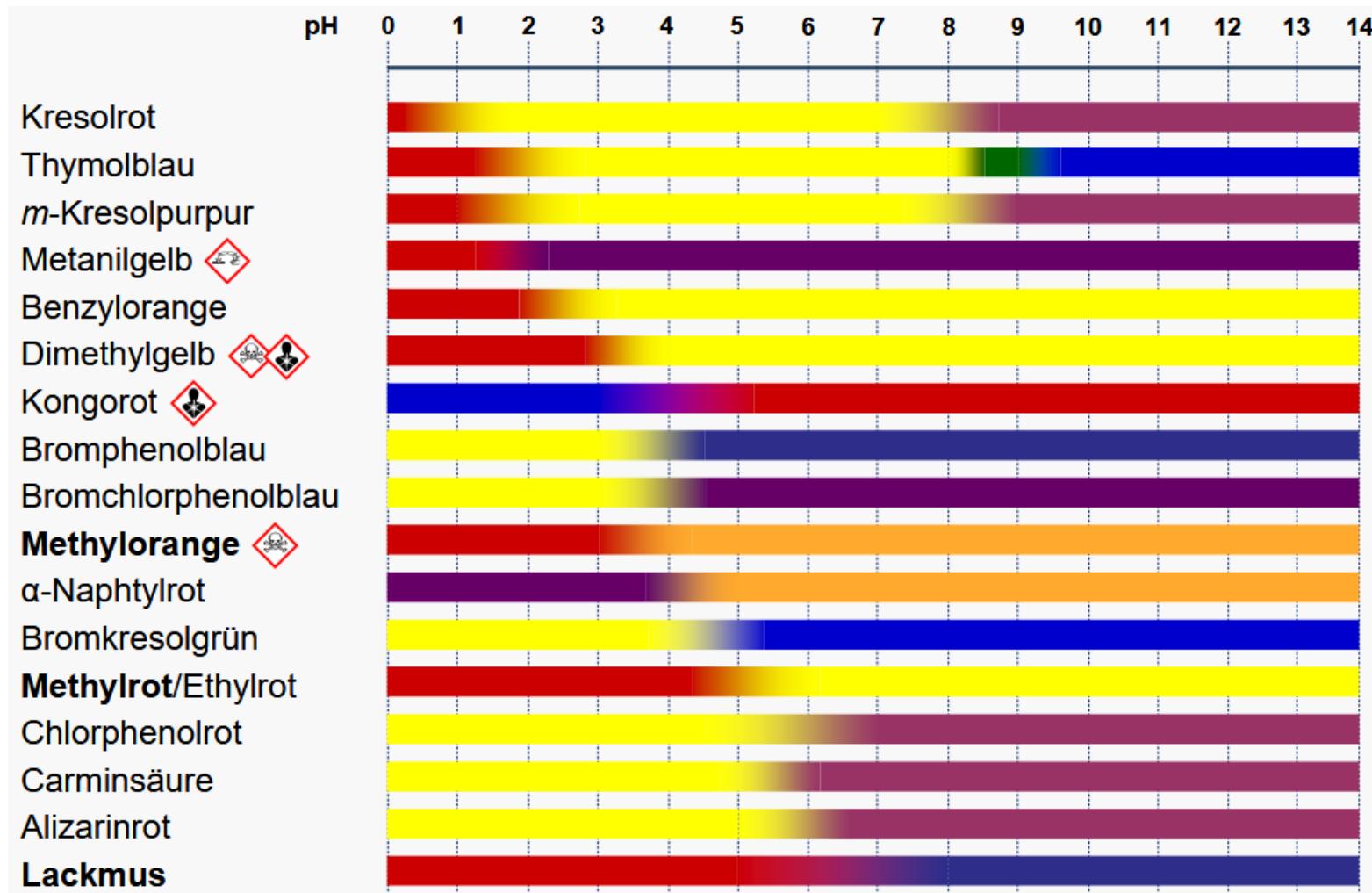
Reaktionen, pH Wert

Farbverlauf beim Universalindikator



Chemische Grundlagen

Reaktionen, pH Wert



Chemische Grundlagen

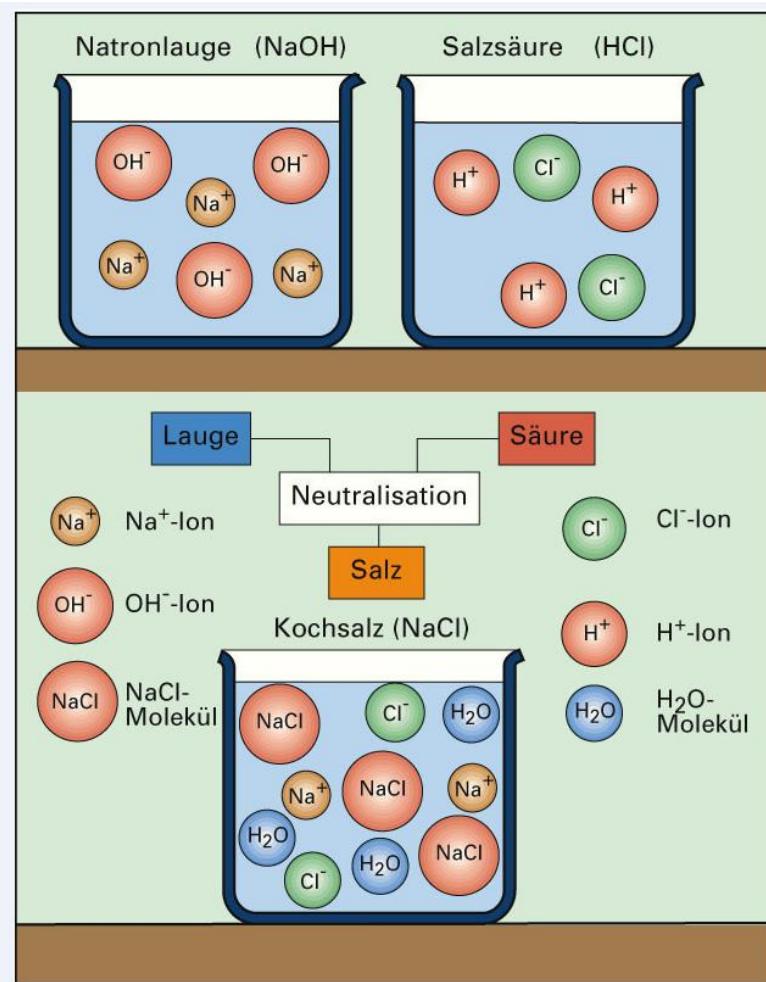
Reaktionen, pH Wert

Tabelle 6.11 pH-Werte einiger häufig vorkommender Lösungen

Substanz	pH	Substanz	pH
1 mol/l HCl	0	Urin	6,0
Magensäure	1...2	Regenwasser (BRD, Durchschnittswert 2013)	6...7
Zitronensaft	2,1	Blut	7,4
Orangensaft	2,8	Meerwasser	7,8...8,2
Coca Cola	~ 3	Backpulver	8,5
Wein	3,5	Seifenlauge	8,2...8,7
Tomatensaft	4,1	Boraxlösung	9,2
Kaffee (schwarz)	5,0	Ammoniaklösung (6%)	11,9
Bier	5,0...5,6	Kalkwasser (gesättigt)	12,5
Saurer Regen	< 5,6	1 mol/l NaOH	14,0

Chemische Grundlagen

Säure-Base-Reaktion



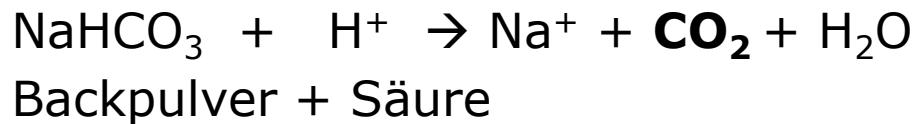
- **Neutralisation** (pH neutral)
- Edukte: **Salzsäure** und **Natronlauge**
- Bildung von **Kochsalz**, **Natriumchlorid** und **Wasser**
- **Exotherme Reaktion**

Chemische Grundlagen

Saure-Basen-Reaktion

Beispiel Triebmittel Backen:

- **Backpulver** (**Base** Natriumhydrogencarbonat **und Säure** z.B. Zitronensäure, Weinsäure)
- **Natron** (nur **Base** Natriumhydrogencarbonat, **Säure** kommt aus anderen Zutaten z.B. Citronat, Milch)
- **Pottasche** (nur **Base** Kaliumcarbonat, Säure kommt aus anderen Zutaten)



CO₂: kleine Bläschen, Lockerung und Aufgehen Teig

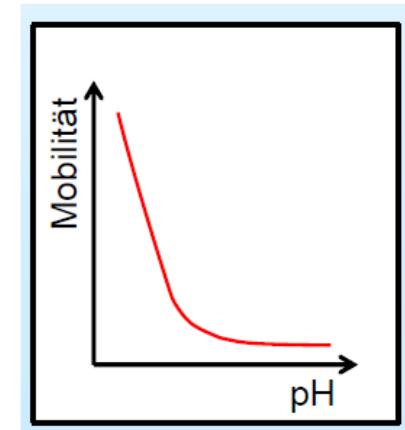


Chemische Grundlagen

Reaktionen, Säure-Base

- Hilfe bei **übersäuerten Magen**: Base **NaHCO₃** (erhältlich als Alka-Selzer)
- Lösen von **Verkalkungen**: **Säuren (Citronensäure)**)
- Die **Mobilität von Schwermetallen** im Boden ist stark von der Anwesenheit von **Säuren** und Basen abhängig.
- praktisch wichtiger Fall: der Dissoziation einer Säure betrifft das **Kalk-Kohlensäure-Gleichgewicht in Trinkwasser**

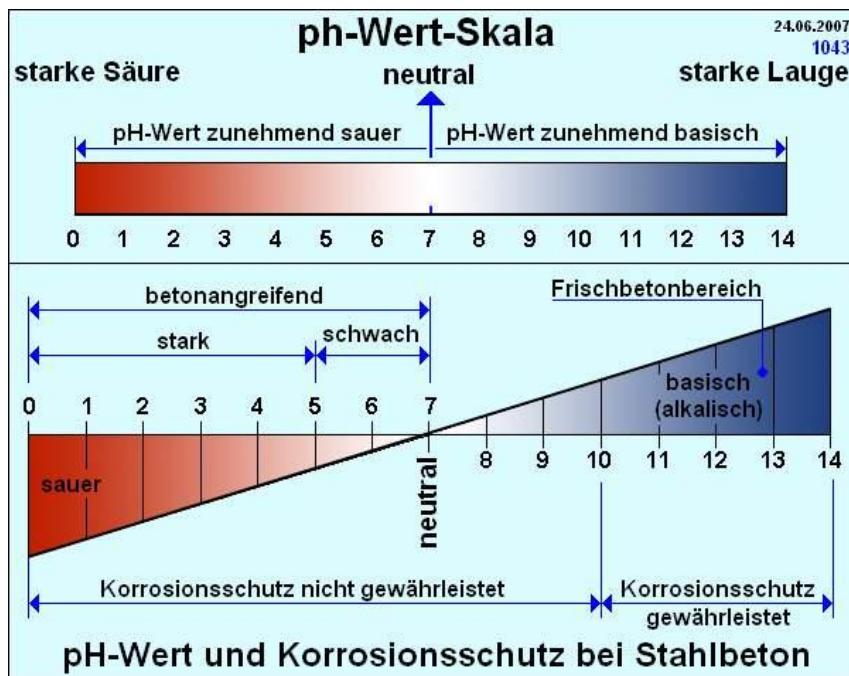
$$K = \frac{[\text{Ca}^{2+}] \times [\text{HCO}_3^-]^2}{[\text{CaCO}_3] \times [\text{H}_2\text{O}]}$$



Chemische Grundlagen

Reaktionen, pH Wert

Anwendung: Betonsanierung (z.B. bei Brücken)



Bruchkanten von Brücken mit
Phenolphthalein-Lösung
einsprühen, pH > 9,5 (violett) →
ok!

Grund: Base CaCO_3 als Passivschicht noch vorhanden

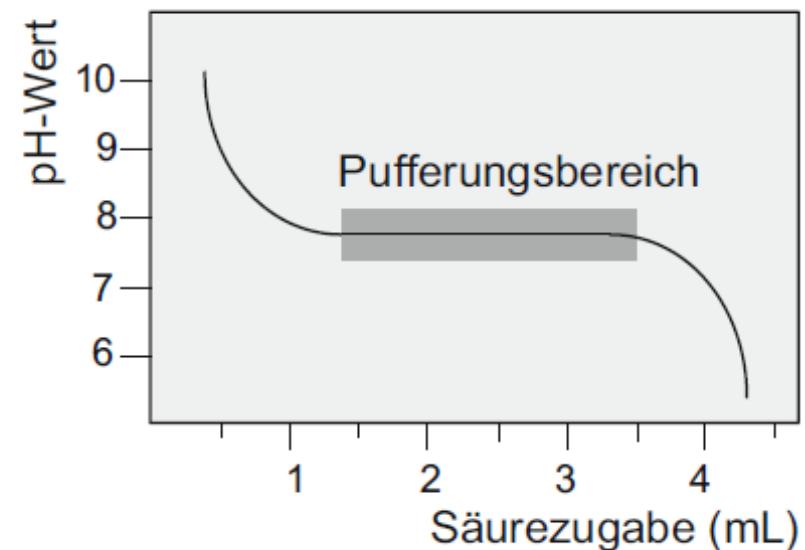
pH < 9: nicht mehr genug Passivschicht (CaCO_3) auf der Bewehrung
-> Korrosionsgefahr

Chemische Grundlagen

Wasser, pH Puffer

Pufferlösungen

- Gibt man **destilliertem Wasser** eine geringe Menge an Säure oder Base zu, ändert sich der pH-Wert sehr stark.
- **Pufferlösungen** hingegen besitzen einen stabilen pH-Wert, der sich bei hoher Dosierung einer Säure oder Base nicht wesentlich verändert.
- wirken sowohl als Säure als auch als Base



Chemische Grundlagen

Wasser, pH Puffer

Pufferlösungen

- i.d.R. eine schwache Säure und ihr Salz

Tab. 11.7 Beispiele für Puffersubstanzen

CH_3COO^-	+	H^+	\rightarrow	CH_3COOH
HCO_3^-	+	H^+	\rightarrow	$\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
PO_4^{3-}	+	H^+	\rightarrow	HPO_4^{2-}
NH_3	+	H^+	\rightarrow	NH_4^+
Al^{3+}	+	OH^-	\rightarrow	AlOH^{2+}
Fe^{3+}	+	OH^-	\rightarrow	FeOH^{2+}
NH_4^+	+	OH^-	\rightarrow	$\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3$

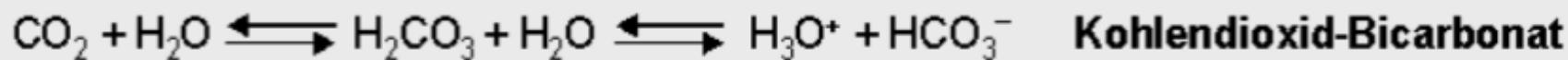
Chemische Grundlagen

Wasser, pH Puffer

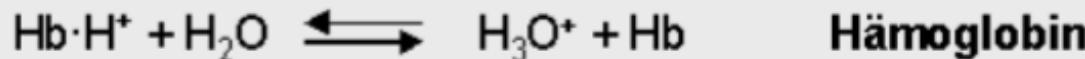
Pufferlösungen sind wichtig, um den pH-Wert konstant zu halten.

- in **biologischen Systemen** (z.B. **menschlicher Organismus: Acidose**) und in natürlichen Wässern oder Böden

Puffersysteme des Blutes:



$$pK_S = 6,1 \text{ (im Blut bei Körpertemperatur)}$$

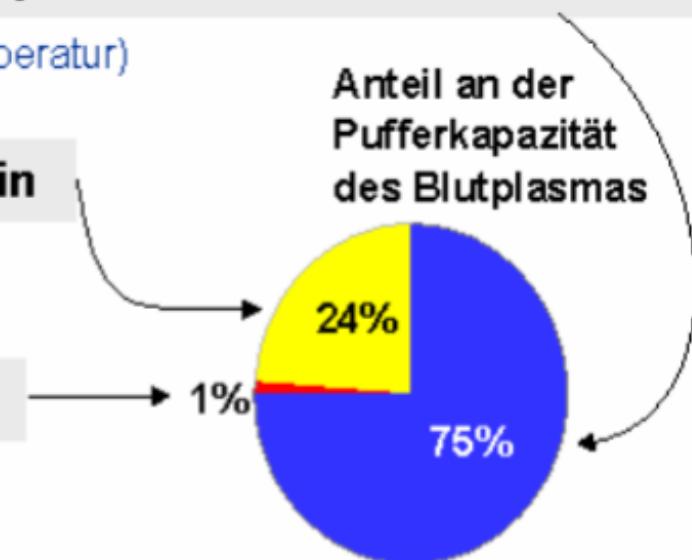


$$pK_S = 8,25 \text{ (im Blut bei Körpertemperatur)}$$



$$pK_S = 6,8 \text{ (im Blut bei Körpertemperatur)}$$

Anteil an der
Pufferkapazität
des Blutplasmas



Chemische Grundlagen

Wasser, pH Puffer

Pufferlösungen

- **Rohrleitungen Trinkwasser:** hydrogencarbonatarmes Wasser → pH-Wert sinkt durch Säurezugabe stark ab
- gering gepufferte Wässer bilden keine Schutzschicht in Rohrleitungen
- Korrosion, Schwermetallen etc.

