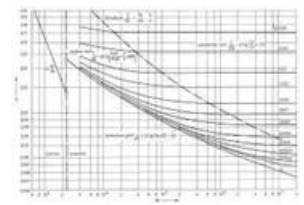
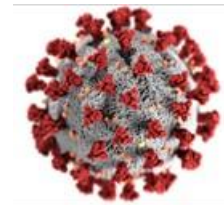
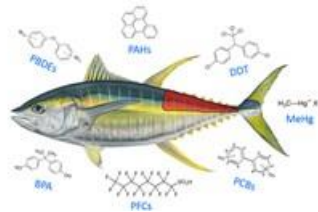
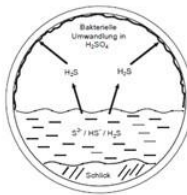
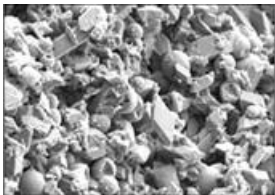


# Bachelor Infrastruktur

## 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



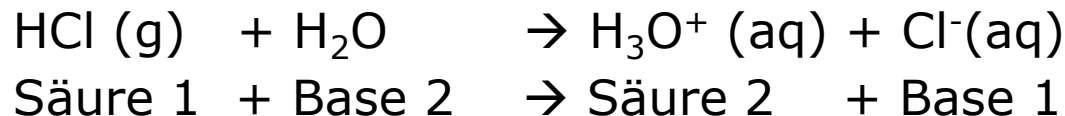
# Chemische Grundlagen

## 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  $H_2O$  als Hydronium-Ionen ( $H_3O^+$ -Ionen) gebunden → **Wasser ist Akzeptor (Base)**

### Salzsäure



# Chemische Grundlagen

## Reaktionen, Säuren (Brønsted)

### 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)

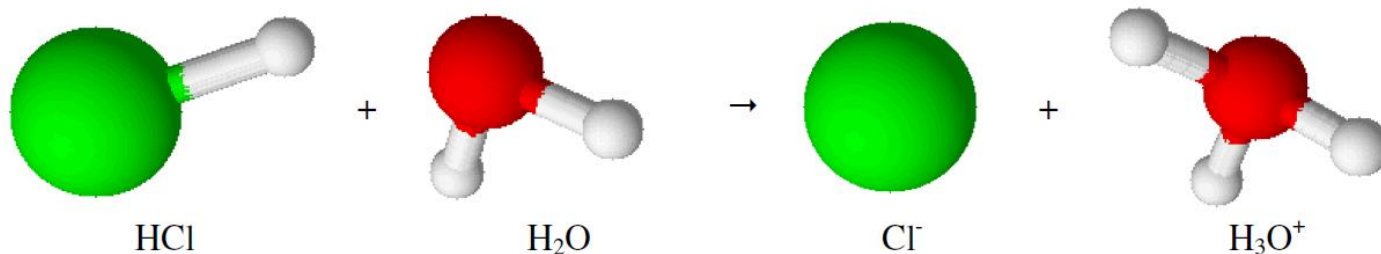
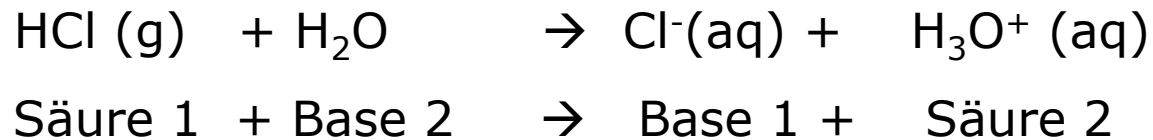


Abbildung: Säure-Base-Reaktion mit der Übertragung eines H<sup>+</sup>-Ions. Bei dieser Reaktion ist gemäss Brønsted-Lowry HCl die Säure und H<sub>2</sub>O die Base.

# Chemische Grundlagen

## Reaktionen, Säuren (Brönsted)



### Essigsäure

- Bei Reaktion mit Wasser entstehen **saure Lösungen**; sie dissoziieren in Wasser in  $\text{H}^+$  bzw.  $\text{H}_3\text{O}^+$  und in ein entsprechendes Anion  $\text{A}^-$



- Säurestärke** durch **Anzahl** der abgegebenen Protonen bestimmt, vereinfacht durch die Zahl der vorhandenen Wasserstoffionen ( $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen)

Bei **Salzsäure** Reaktion vollständig

→ **starke** Säure

Bei **Essigsäure** Reaktion nicht vollständig

→ **mittelschwache** Säure

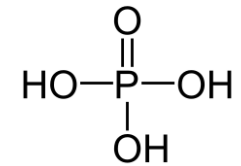
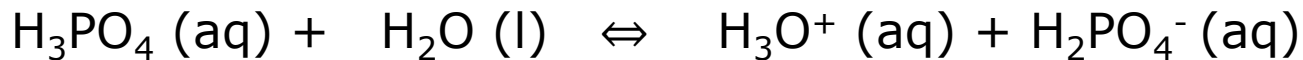
# Chemische Grundlagen

## Reaktionen, Säuren (Brönsted)

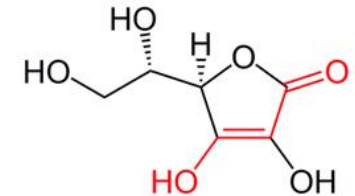


### weitere Säuren

- **Phosphorsäure**

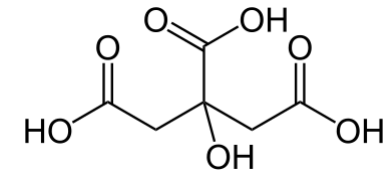


- **Ascorbinsäure**



vinylige Carbonsäure

- **Citronensäure**



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

# Chemische Grundlagen

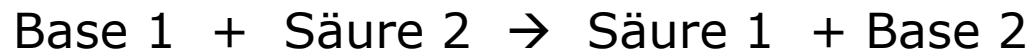
## Reaktionen, Basen (Arrhenius)



### Definition Basen nach Arrhenius:

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

### Natriumhydroxid



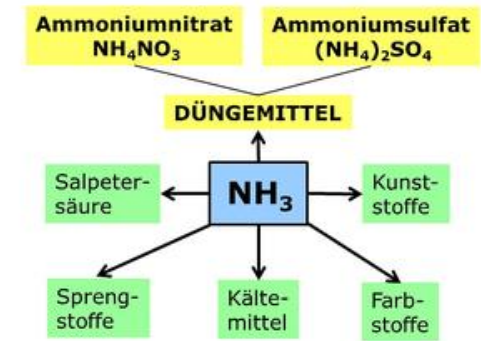
**starke Basen:** Reaktion weit auf der rechten Seite

→ NaOH: Abflussreiniger



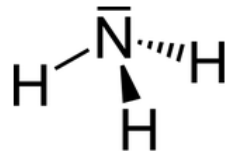
# Chemische Grundlagen

## Reaktionen, Basen (Brönsted)



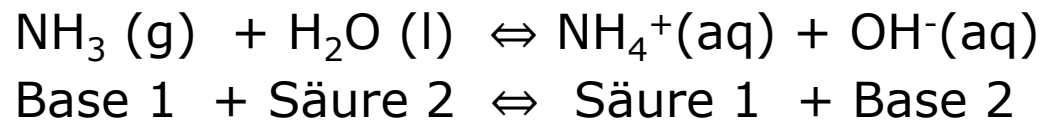
### Definition Basen nach Brönsted:

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



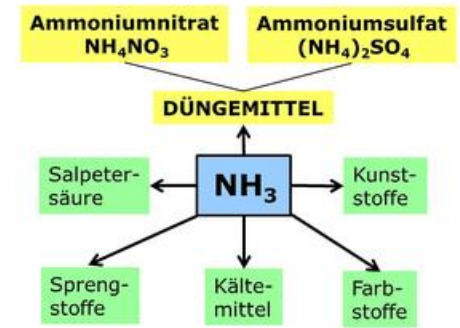
### Ammoniak:

- **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 ( $\text{OH}^-$ -Ionen)**

Bei **Natriumhydroxid** Reaktion vollständig

→ **starke** Base

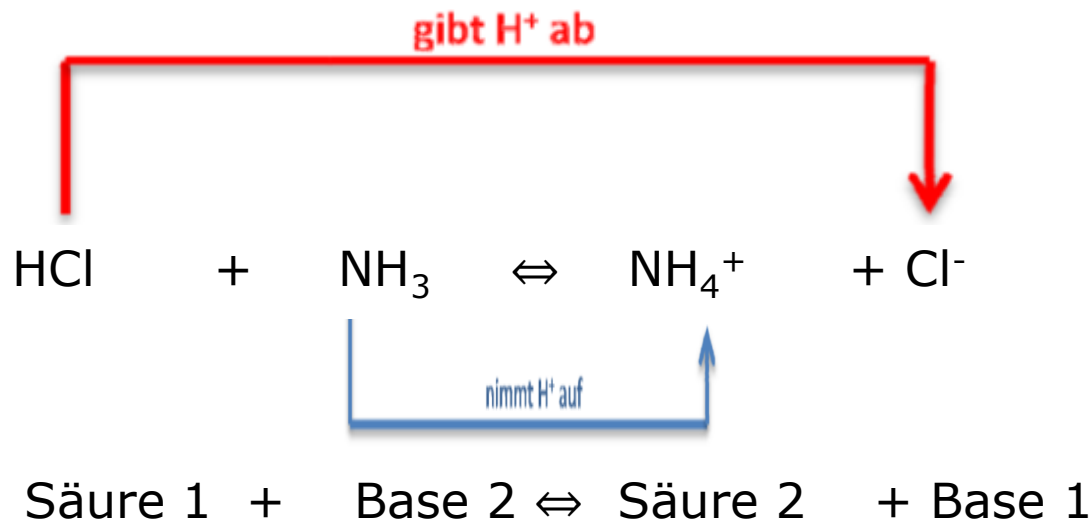
Bei **Ammoniak** Reaktion nicht vollständig

→ **schwache** Base

# Chemische Grundlagen

## Reaktionen, Säure-Base-Reaktion

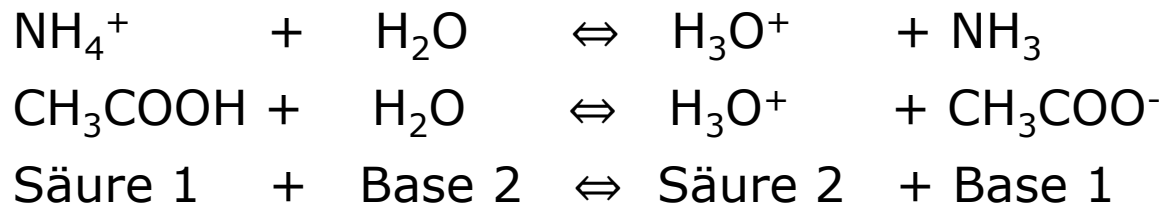
- Reaktion von **Salzsäure** (HCl) (Donator  $\text{H}^+$ ) und **Ammoniak** ( $\text{NH}_3$ ) Akzeptor  $\text{H}^+$
- Aus einer Säure 1 bildet sich bei einer **Protolyse** ihre konjugierte (=korrespondierende) Base 1 und aus einer Base 2 ihre konjugierte Säure 2.



# Chemische Grundlagen

## Reaktionen, Säure-Base-Reaktion

- Lösungen von **Essigsäure** ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) und **Ammonium** ( $\text{NH}_4^+$ ) reagieren **sauer**  $\rightarrow$  Donatoren  $\text{H}^+$
- Lösungen der konjugierten Basen **Acetat** ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) und **Ammoniak** ( $\text{NH}_3$ ) reagieren **basisch**  $\rightarrow$  Akzeptoren  $\text{H}^+$
- Aus einer Säure 1 bildet sich bei einer **Protolyse** ihre konjugierte (=korrespondierende) Base 1 und aus einer Base 2 ihre konjugierte Säure 2.

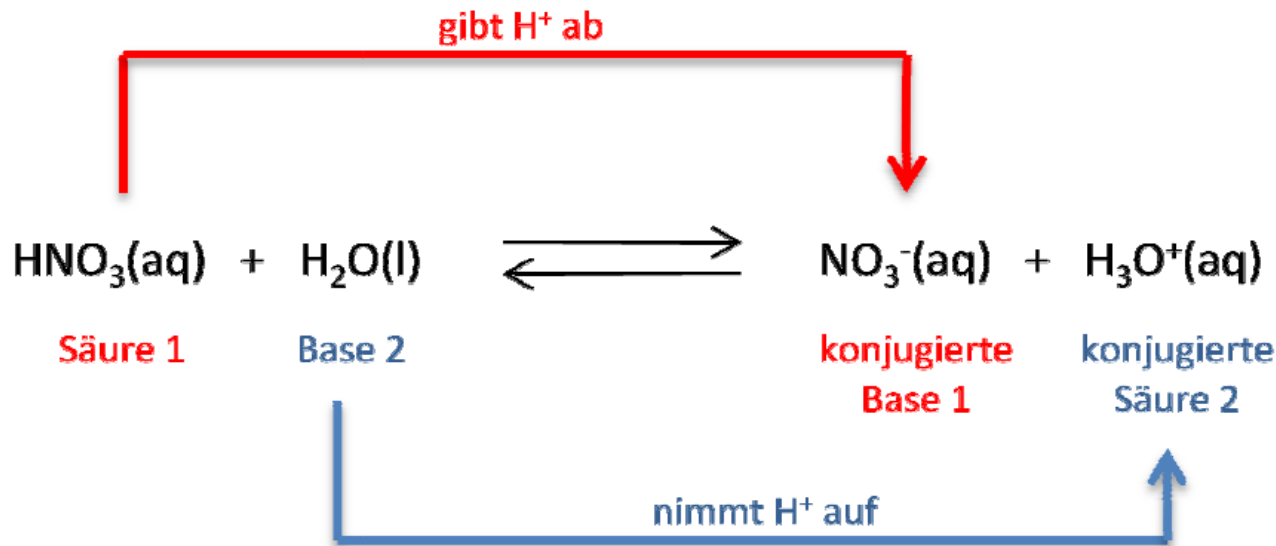


# Chemische Grundlagen

## Reaktionen, pH Wert

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

### Salpetersäure



starke Säure	schwache Base
HCl Chlorwasserstoff	$\text{Cl}^-$ Chlorid-Ion
$\text{H}_2\text{SO}_4$ Schwefelsäure	$\text{HSO}_4^-$ Hydrosulfat-Ion
$\text{H}_3\text{O}^+$ Hydronium-Ion	$\text{H}_2\text{O}$ Wasser
$\text{HSO}_4^-$ Hydrosulfat-Ion	$\text{SO}_4^{2-}$ Sulfat-Ion
$\text{H}_2\text{CO}_3$ Kohlensäure	$\text{HCO}_3^-$ Hydrogencarbonat-Ion
$\text{HCO}_3^-$ Hydrogencarbonat-Ion	$\text{CO}_3^{2-}$ Carbonat-Ion
$\text{NH}_4^+$ Ammonium-Ion	$\text{NH}_3$ Ammoniak
$\text{H}_2\text{O}$ Wasser	$\text{OH}^-$ 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)

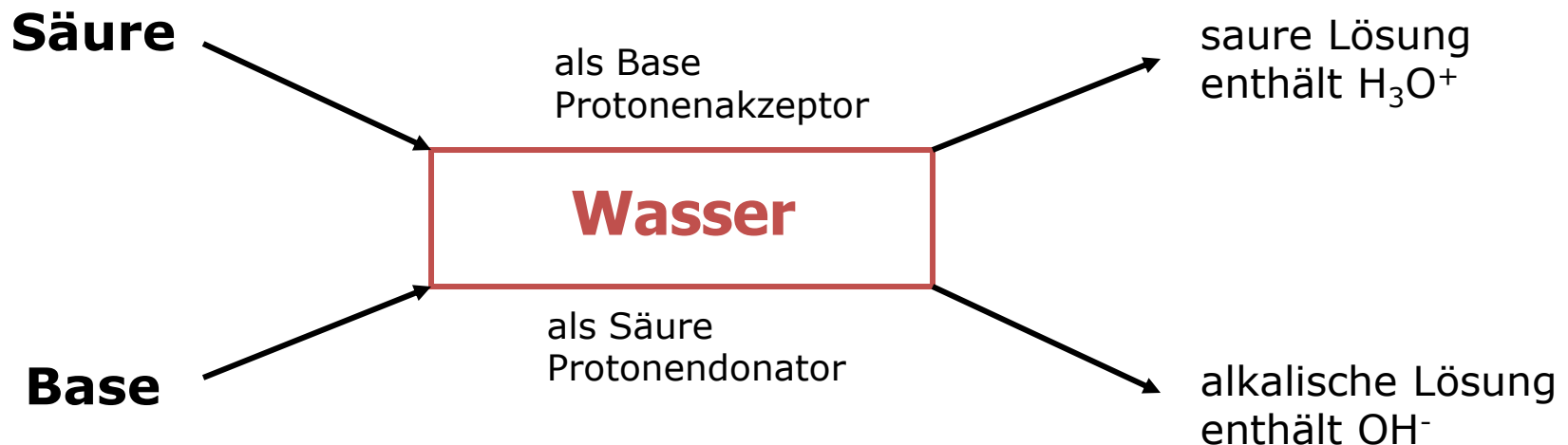
- Theorie nach **Lewis**: Basis für Definition nicht **Protonen** sondern **Elektronen**
- **Säuren** nehmen **Elektronen auf** (z.B. HCl)
- **Basen** geben **Elektronen ab** (z.B.  $\text{NH}_3$  mit freiem Elektronenpaar)

# 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.

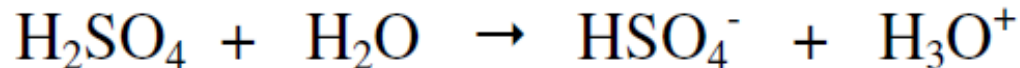


# Chemische Grundlagen

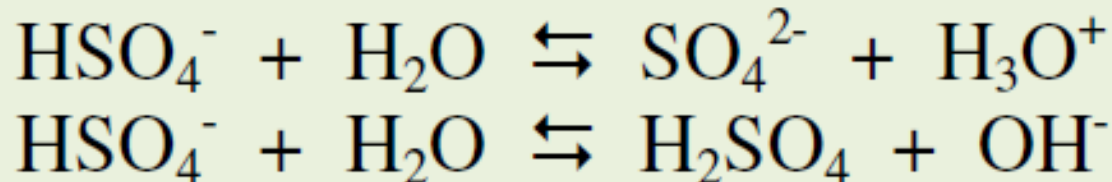
## Reaktionen, Säure-Base

### Ampholyt Hydrogensulfat $\text{HSO}_4^-$

- **Schwefelsäure**  $\text{H}_2\text{SO}_4$  kann mehrere Protonen abgeben, sie werden stufenweise abgespalten (mehrprotonige Säure)



- ihre konjugierte Base  $\text{HSO}_4^-$  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  $\rightarrow$  Säure

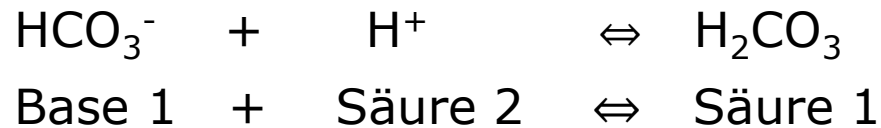
Aufnahme Proton  $\rightarrow$  Base



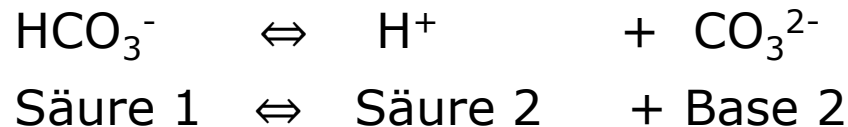
# Chemische Grundlagen

## Reaktionen, Säure-Base

### Ampholyt Hydrogencarbonat $\text{HCO}_3^-$



Aufnahme Proton  $\rightarrow$  Base



Abgabe Proton  $\rightarrow$  Säure



# Chemische Grundlagen

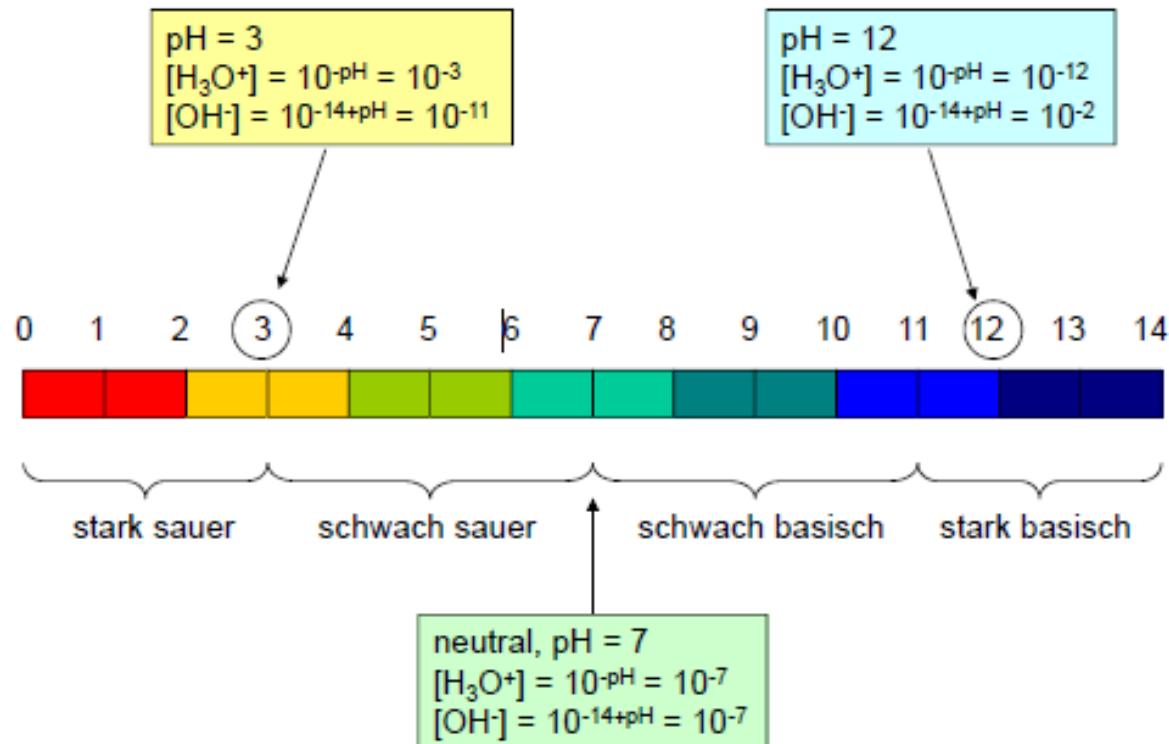
## Reaktionen, pH Wert

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



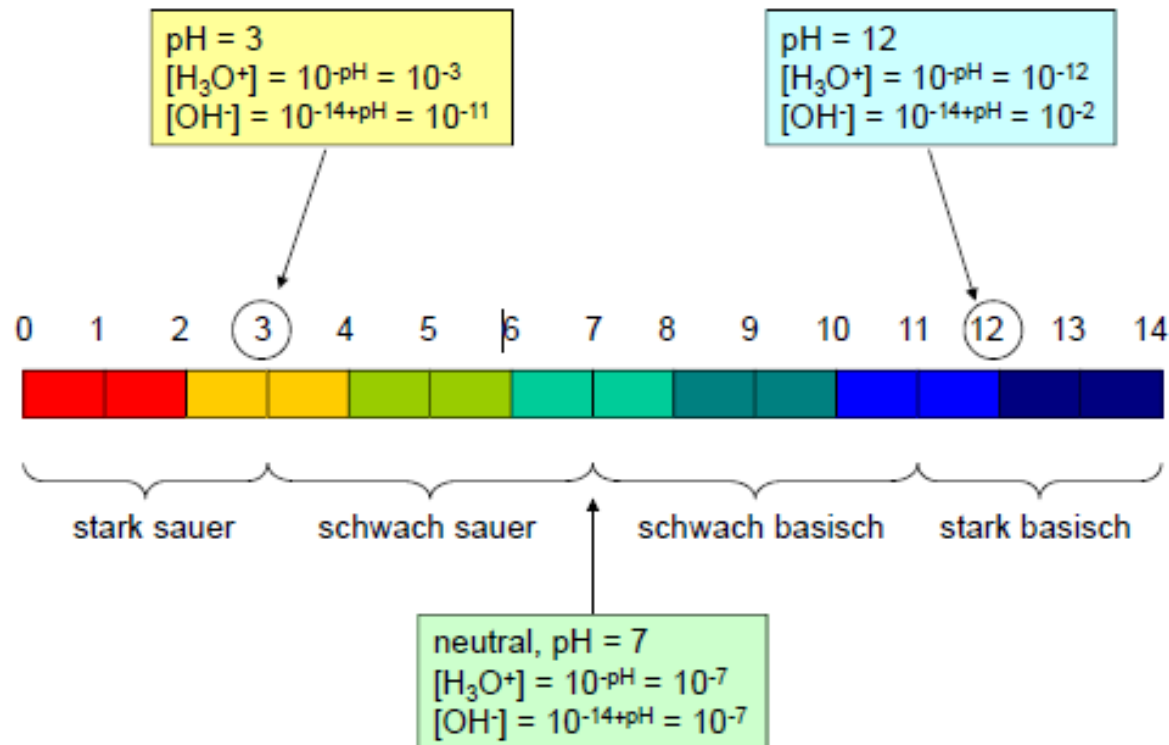
# Chemische Grundlagen

## Reaktionen, pH Wert

### Definition pOH Wert (starke Basen)

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

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



# Chemische Grundlagen

## Reaktionen, pH Wert

In vollständig dissoziiert	H <sub>2</sub> O	{	stark	Säure	Base	unbedeutend
				HCl	Cl <sup>-</sup>	
				H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	
			HNO <sub>3</sub>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>		
			schwach	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> O	
				HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	schwach
				H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	
				HF	F <sup>-</sup>	
				CH <sub>3</sub> COOH	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	
				H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	
				H <sub>2</sub> S	HS <sup>-</sup>	
				H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	
				NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>3</sub>	
				HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	
HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>					
unbedeutend	H <sub>2</sub> O	OH <sup>-</sup>				
	OH <sup>-</sup>	O <sup>2-</sup>	stark			
	H <sub>2</sub>	H <sup>-</sup>				
CH <sub>4</sub>	CH <sub>3</sub> <sup>-</sup>					
		{		In vollständig protoniert	H <sub>2</sub> O	

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  $\text{HNO}_3$ -Lösung.



### Lösungsweg

$\text{HNO}_3$  (Salpetersäure) ist eine starke Säure und ist daher vollständig dissoziiert.

Es gilt daher:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{NO}_3^-] = 0,040 \text{ mol/l}$

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

# 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  $\text{H}_3\text{O}^+$  und 1  
Mol  $\text{Cl}^-$ .

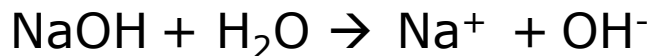
$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \\ &= -\log [1] = \text{ca. } 0 \end{aligned}$$

# 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  $\rightarrow \mathbf{pK_s}$

**Basenstärke:**  $K_B$  Wert bzw. negativer dekadischer log  $\rightarrow \mathbf{pK_B}$

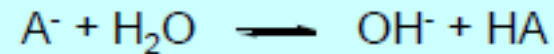
Mass für die Säurestärke



$$K_s = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$K_s$  = Säurekonstante

Mass für die Basenstärke



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

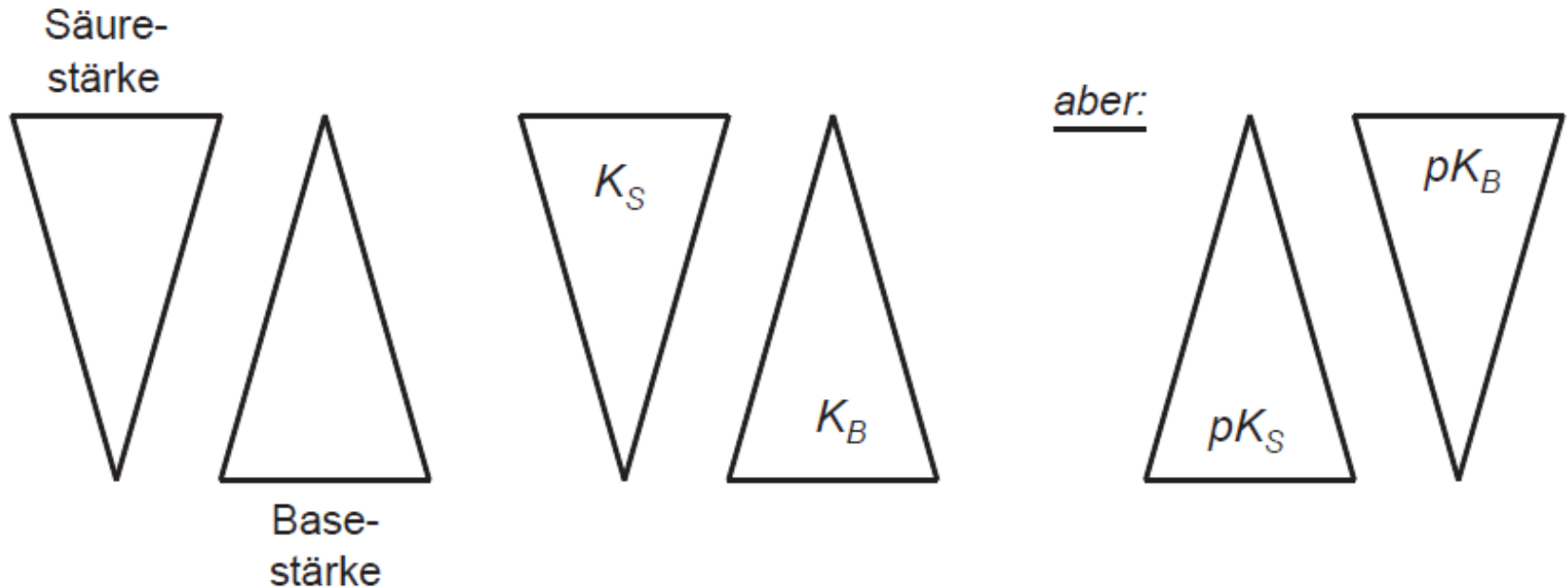
$K_B$  = Basenkonstante

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



# Chemische Grundlagen

## Reaktionen, pH Wert



Je kleiner der **pK<sub>s</sub> Wert** desto **stärker** ist die Säure.

# Chemische Grundlagen

## Reaktionen, pH Wert

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

©

Abb. 6 pK-Werte

# 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	$pK_s$	Säure + $H_2O$	$\rightleftharpoons$ $H_3O^+$ + Base
sehr stark	-10	$HClO_4$	$ClO_4^-$
	-10	$HI$	$I^-$
	-6	$HCl$	$Cl^-$
	-3	$H_2SO_4$	$HSO_4^-$
	-1,32	$HNO_3$	$NO_3^-$

Perchlorsäure  
Jodwasserstoffsäure  
Salzsäure  
Schwefelsäure  
Salpetersäure

# 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 $pK_b > 4.75$

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	$CH_3COOH$	$CH_3COO^-$	$1.8 \cdot 10^{-5}$	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:**  $\text{pOH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_B - \lg[\text{B}]_0)$

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

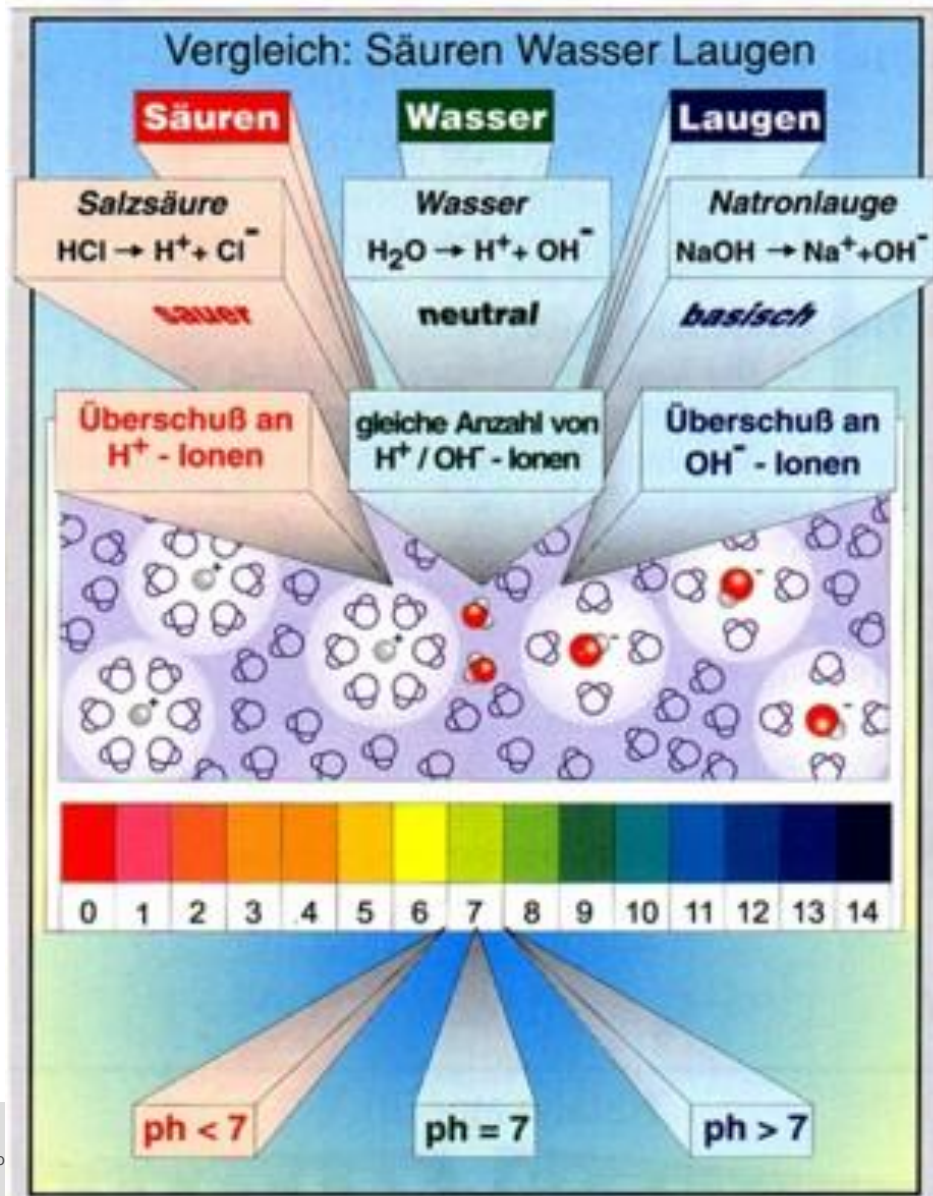
$[\text{HA}]_0$  = Ausgangskonzentration Säure

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



# Chemische Grundlagen

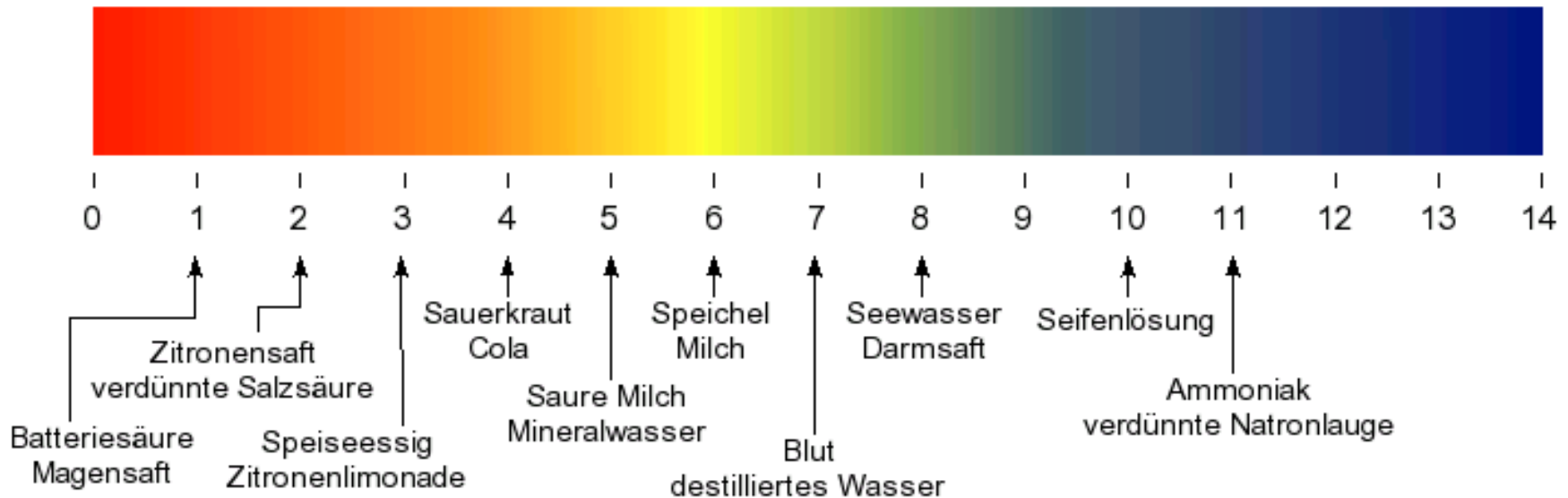
## Reaktionen, pH Wert



# Chemische Grundlagen

## Reaktionen, pH Wert

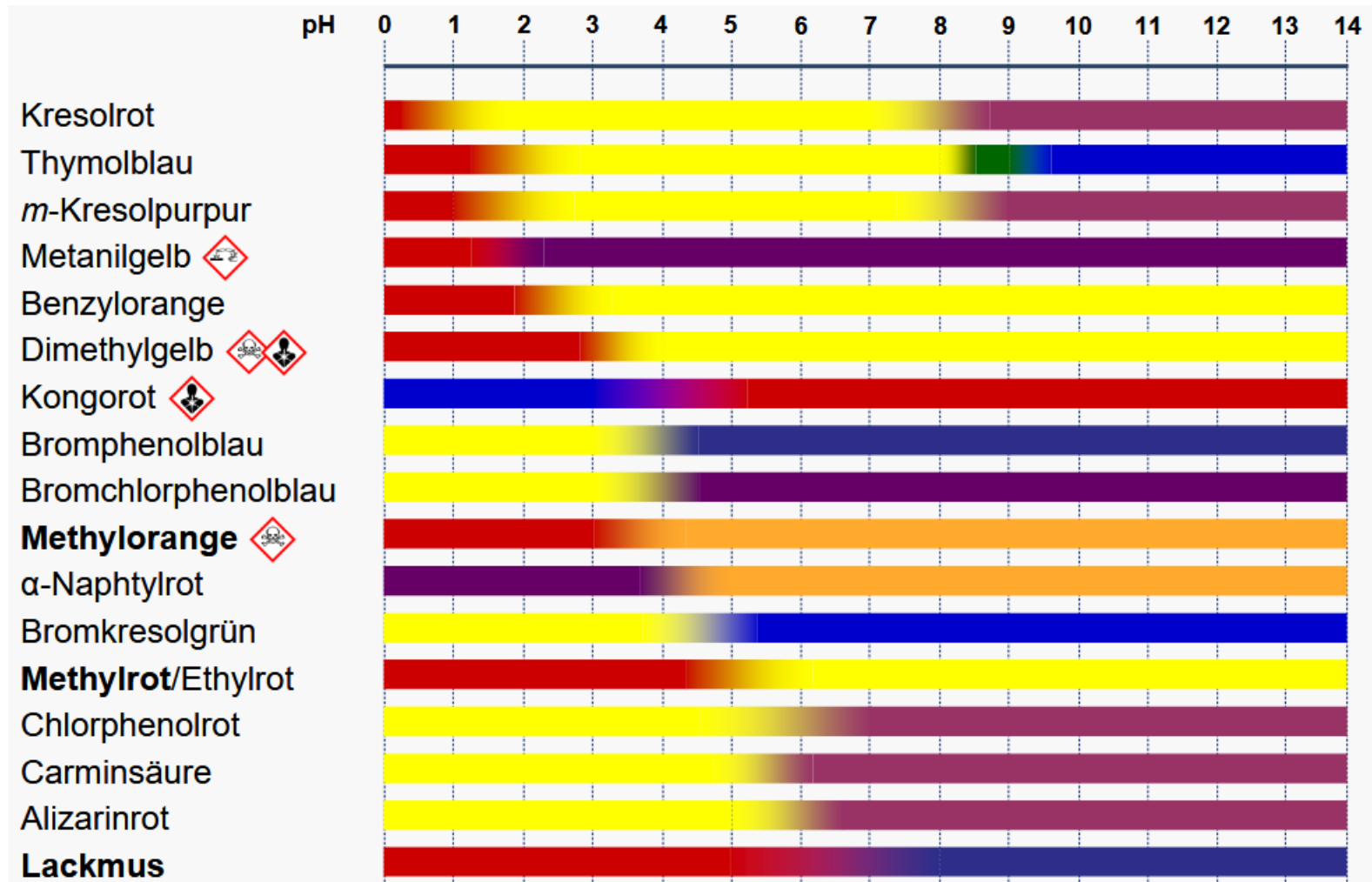
Farbverlauf beim Universalindikator





# Chemische Grundlagen

## Reaktionen, pH Wert



# Chemische Grundlagen

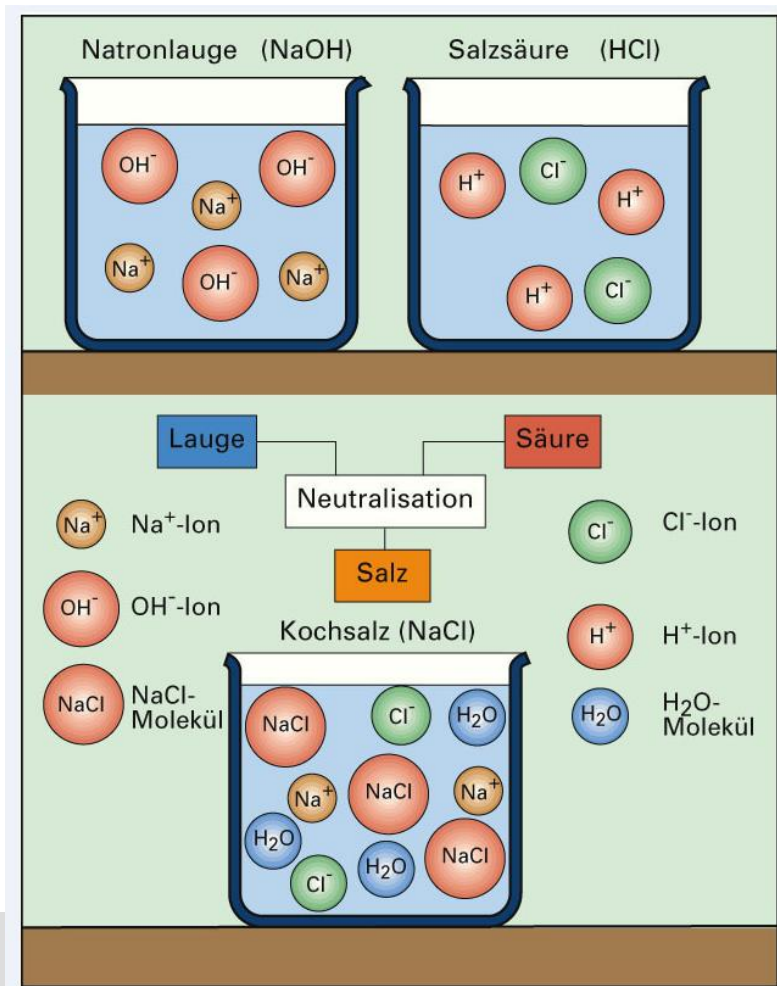
## Reaktionen, pH Wert

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



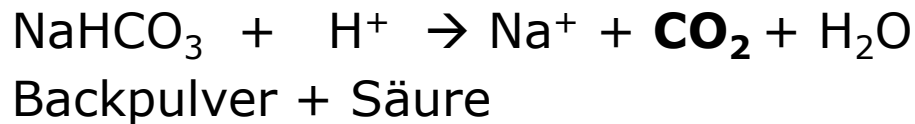
- **Neutralisation** (pH neutral)
- Edukte: **Salzsäure** und **Natronlauge**
- Bildung von **Kochsalz** **Natriumchlorid** und **Wasser**
- **Exotherme Reaktion**

# 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)



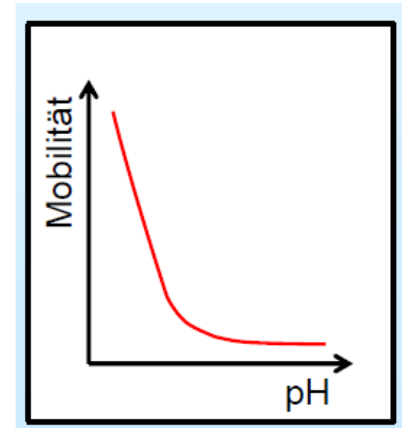
**CO<sub>2</sub>**: kleine Bläschen, Lockerung und Aufgehen Teig



# Chemische Grundlagen

## Reaktionen, Säure-Base

- Hilfe bei **übersäuerten Magen**: Base  $\text{NaHCO}_3$  (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**

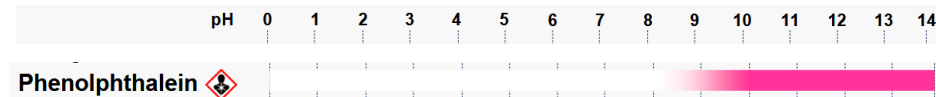
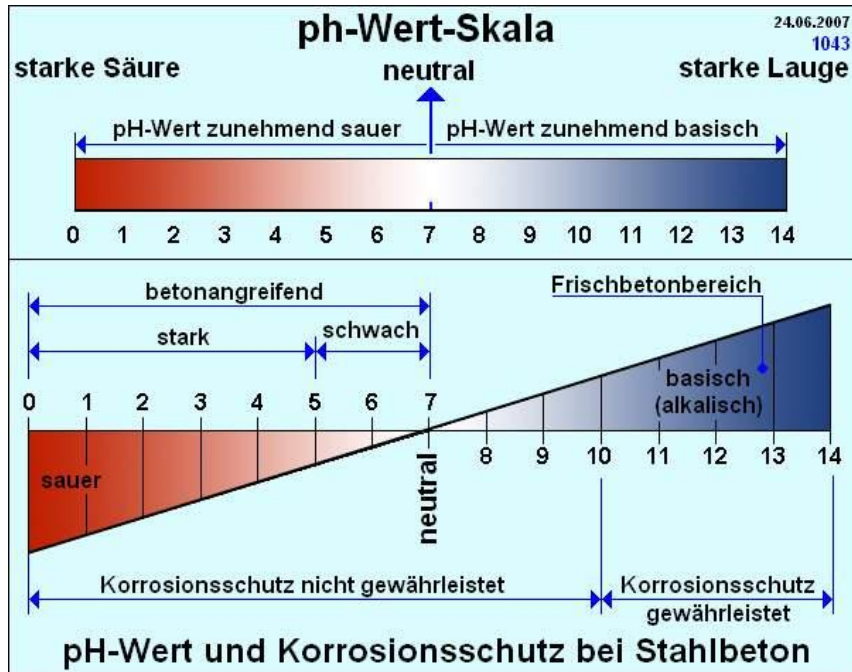


$$K = \frac{[\text{Ca}^{2+}] \times [\text{HCO}_3^-]^2}{[\text{CaCO}_3] \times [\text{H}_2\text{O}]}$$

# 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  $\text{CaCO}_3$  als Passivschicht noch vorhanden

pH < 9: nicht mehr genug Passivschicht ( $\text{CaCO}_3$ ) auf der Bewehrung -> Korrosionsgefahr

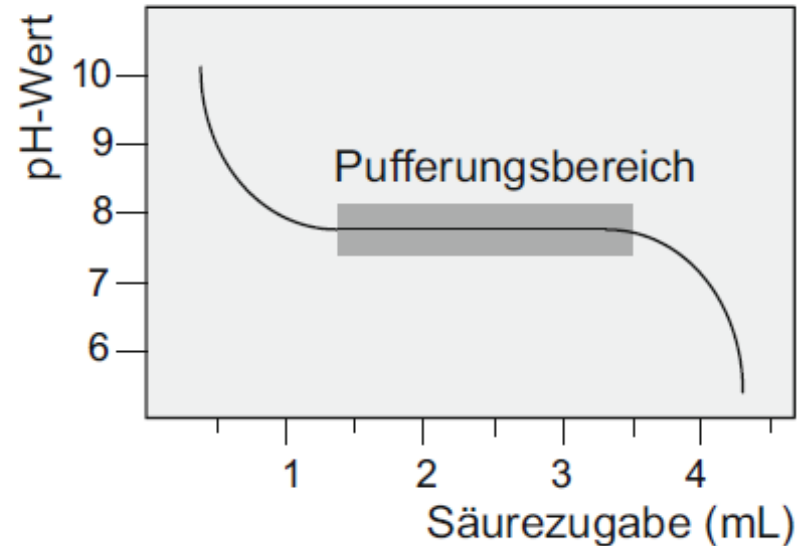


# Chemische Grundlagen

## 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

$\text{CH}_3\text{COO}^-$	+	$\text{H}^+$	$\rightarrow$	$\text{CH}_3\text{COOH}$
$\text{HCO}_3^-$	+	$\text{H}^+$	$\rightarrow$	$\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
$\text{PO}_4^{3-}$	+	$\text{H}^+$	$\rightarrow$	$\text{HPO}_4^{2-}$
$\text{NH}_3$	+	$\text{H}^+$	$\rightarrow$	$\text{NH}_4^+$
$\text{Al}^{3+}$	+	$\text{OH}^-$	$\rightarrow$	$\text{AlOH}^{2+}$
$\text{Fe}^{3+}$	+	$\text{OH}^-$	$\rightarrow$	$\text{FeOH}^{2+}$
$\text{NH}_4^+$	+	$\text{OH}^-$	$\rightarrow$	$\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3$

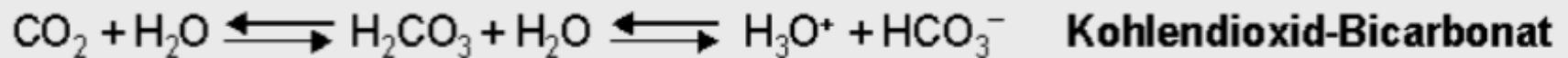
# Chemische Grundlagen

## Wasser, pH Puffer

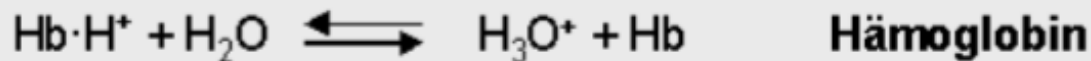
**Pufferlösungen** sind wichtig, um den pH-Wert konstant zu halten.

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

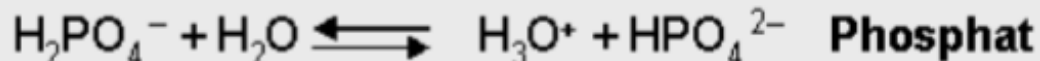
Puffersysteme des Blutes:



$\text{pK}_\text{S} = 6,1$  (im Blut bei Körpertemperatur)

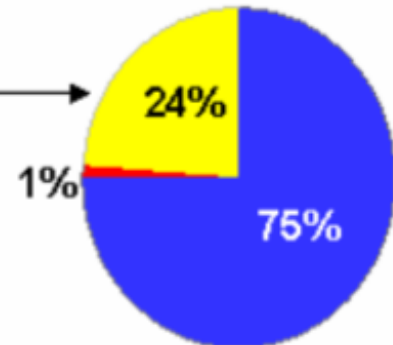


$\text{pK}_\text{S} = 8,25$  (im Blut bei Körpertemperatur)



$\text{pK}_\text{S} = 6,8$  (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.

