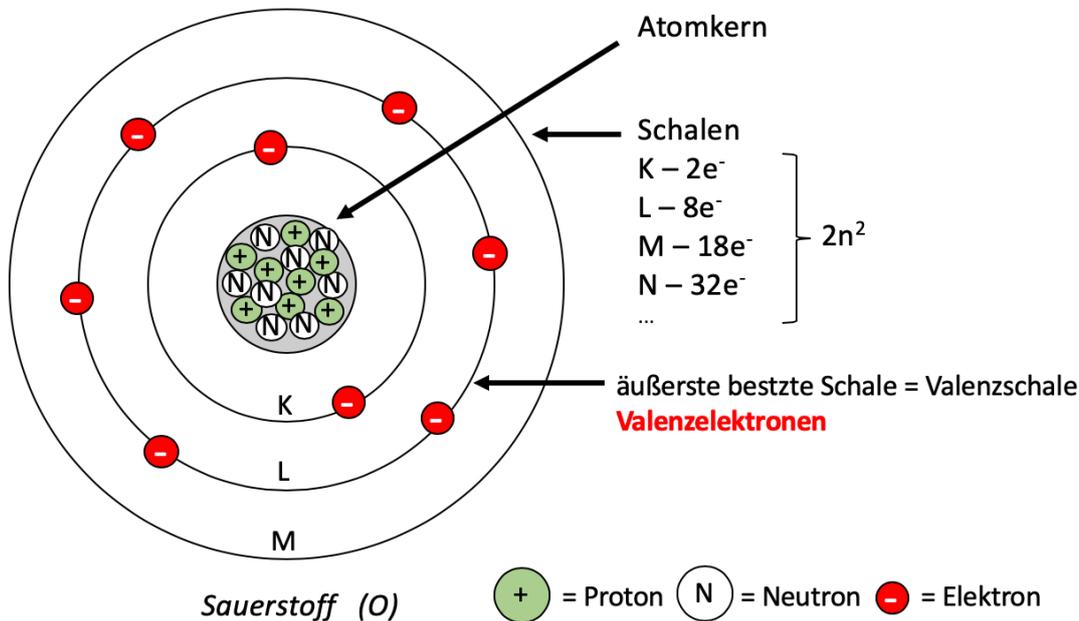


# Atommodell und Periodensystem

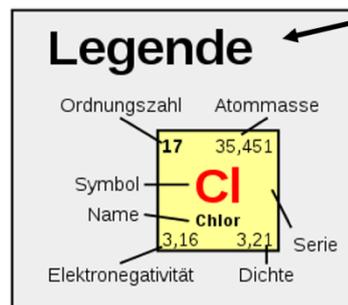
## 1. Bohr'sche Atommodell

- im Atomkern befinden sich **Neutronen (N)** und positiv geladene **Protonen (P<sup>+</sup>)**
  - Protonenzahl bestimmt das Element
  - Zahl der Neutronen ist variable → **Isotope**
  - Masse** eines Atoms  $M = P + N$  (Molekulargewicht, in units)
- in der Außenhülle befinden sich negativ geladene **Elektronen (e<sup>-</sup>)**
- Elementarladung e**
  - $e^- = P^+$
  - Atome nach außen neutral geladen → gleiche Anzahl an Protonen und Elektronen



## 2. Periodensystem der Elemente

- Protonenanzahl bestimmt das Element
- Anordnung der Elemente nach Anzahl der Protonen (Ordnungszahl)
- <https://www.ptable.com/?lang=de#>



### 1. Legende anschauen!

- Ordnungszahl** = Anzahl P
- Symbol
- Name des Elements
- Atommasse -  $M = N + P$

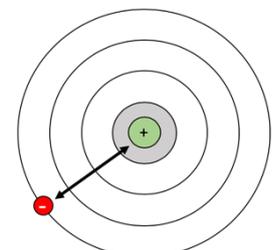
# Chemische Bindungen

## 1. Oktettregel

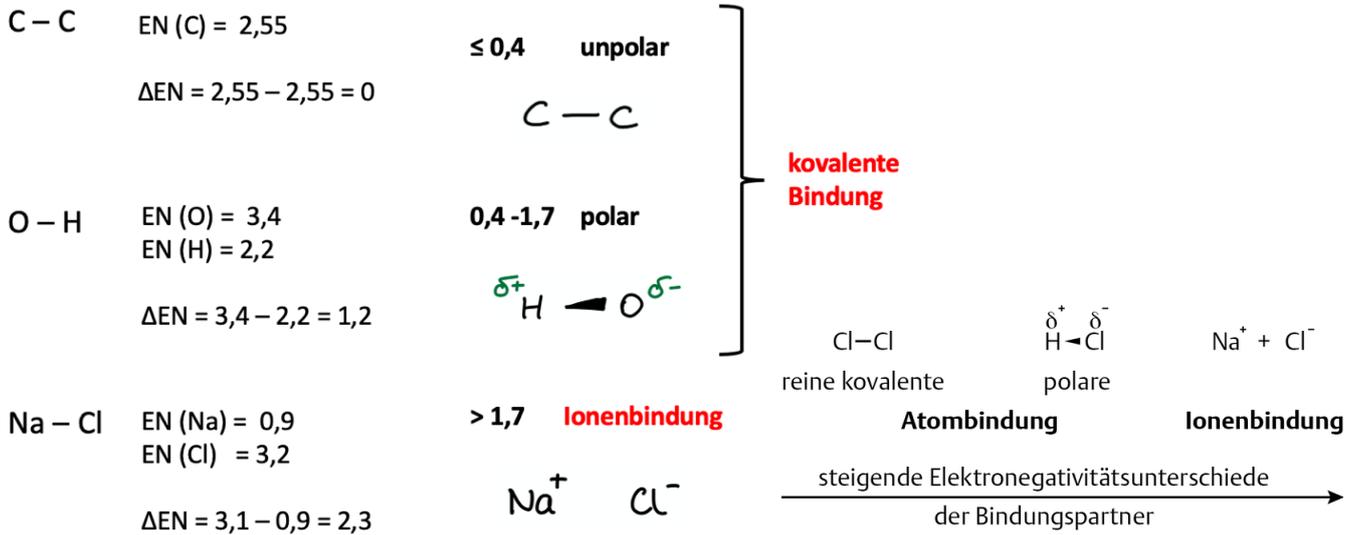
- Edelgaskonfiguration mit **8 Valenzelektronen** ist energiearm = stabil
- alle anderen Elemente möchten ebenfalls diese Konfiguration erreichen
  - Antrieb chemischer Reaktionen
  - um die Oktettregel zu erfüllen teilen sich Atome ihre Valenzelektronen → **Bindungselektronen**

## 2. Elektronegativität (EN)

- relatives Maß für die Fähigkeit eines Atoms, Bindungselektronen an sich zu ziehen
- EN = 0-4
- EN steht im PS
- Abhängig von Atomradius, Kernladung

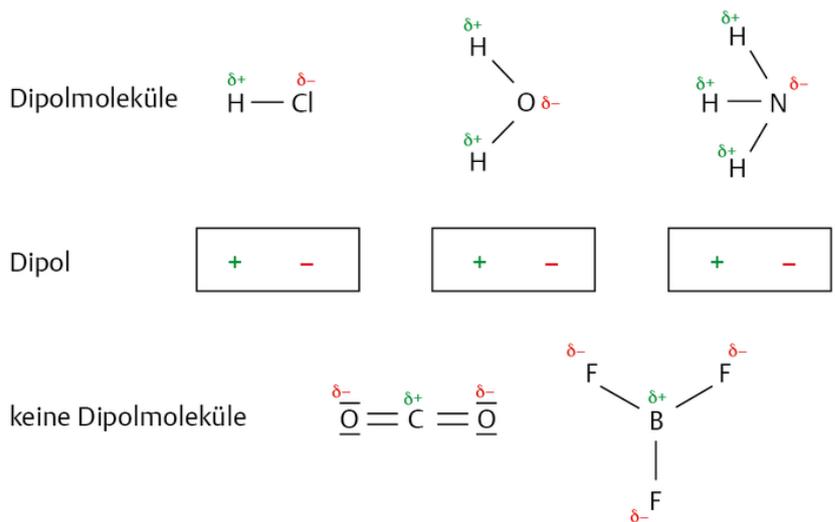


### 3. Arten von chemischen Bindungen zwischen Atomen



### 2. Dipole

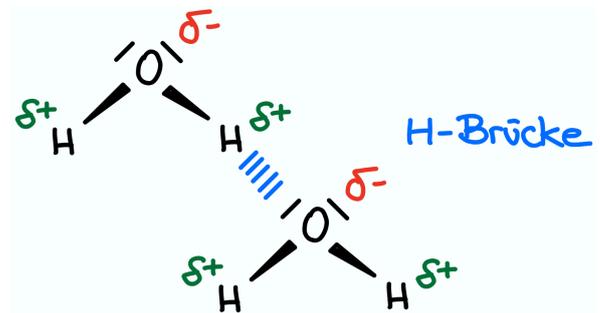
- polare Atombindungen aufgrund unterschiede in Elektronegativität
- räumliche Trennung von Partialladungen



### Wechselwirkungen zwischen Molekülen

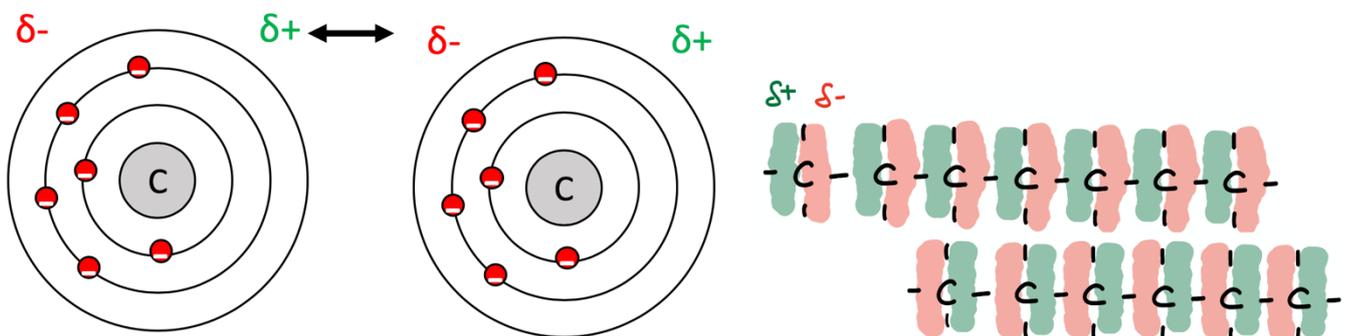
#### 1. Dipol-Dipol-Wechselwirkungen

- zwischen **polaren Molekülen**
- intermolekular und intramolekular (größere Moleküle)
- elektrostatische Anziehungskräfte
- 5-10 % der Stärke einer kovalenten Bindung
- Spezialfall **Wasserstoffbrücken**



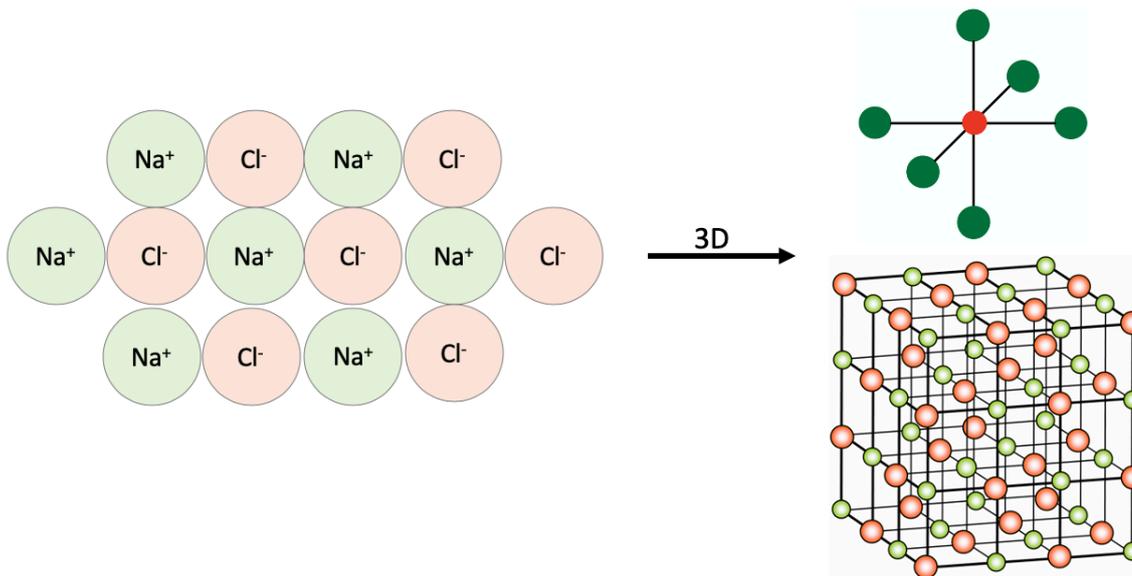
#### 2. van der Waals Kräfte

- zwischen **unpolaren Molekülen**
- induzierte **temporäre Dipole** von frei beweglichen  $e^-$
- schwächer als H-Brücken



### 3. Ionengitter

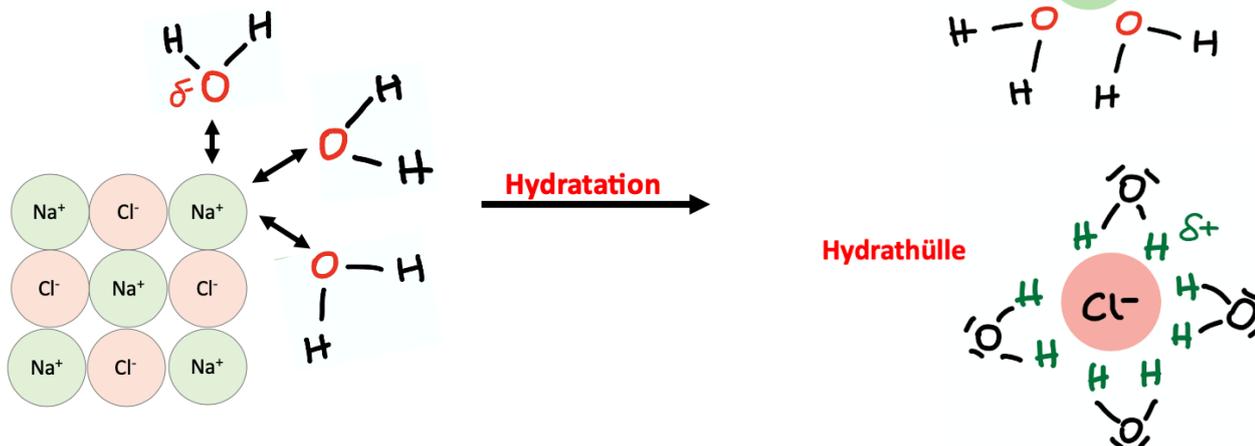
- **Ionen** bilden eine **Gitterstruktur**
- elektrostatische Anziehungskräfte zwischen positiven und negativen Ladungen



### Dissoziation und Hydratation

#### 1. Dissoziation und Hydratation

- **Dissoziation** – Ablösen des Ions vom Gitter
- **Hydratation** – Umgeben mit einer Hydrathülle (Wasserhülle)
  - Energie wird frei
- Dissoziation & Hydratation bis die Lösung gesättigt ist



### Chemisches Rechnen

#### 1. Mol/ Stoffmenge

- Anzahl der Atome, die in der Masse des Elements vorhanden sind
- $6,02214 \times 10^{23}$  Moleküle oder Atome

#### 2. Molare Masse

- Die Masse, die ein Mol Teilchen enthält
- $M = m / n$ 
  - M: Molare Masse g/mol n: Stoffmenge mol m: Masse g

#### 3. Konzentration

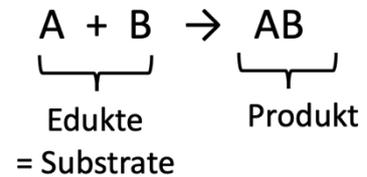
- $c = n / V$ 
  - n: gelöste Stoffmenge, V: Volumen der Lösung
- **Molarität:** Stoffmengenkonzentration in mol/l

# Chemische Reaktionen

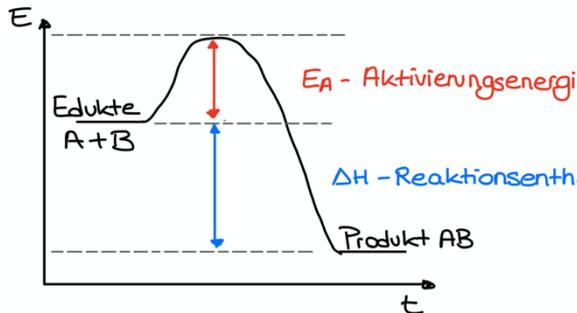
## 1. Chemische Reaktionen

### • Massenerhaltungsgesetz

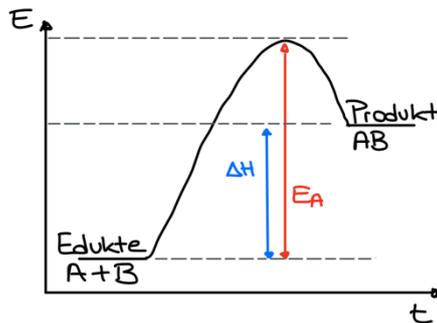
- Masse der Edukte = Masse der Produkte
- Teilchen, Ladungen und Energie gehen nicht verloren
- → chemische Reaktionen müssen ausgeglichen werden!



exotherme Reaktion



endotherme Reaktion



- $\Delta H < 0$
- Wärmeenergie wird frei
- Reaktionen können in beide Richtungen verlaufen
- $A + B \rightleftharpoons AB$
- **Chemisches Gleichgewicht**
- ständige Hin- und Rückreaktion aber keine Veränderung der Menge von Produkten und Edukten

- $\Delta H > 0$  (positiv)
- Wärmeenergie wird benötigt

## 2. Säure-Base-Reaktionen

- Protolyse – Reaktion der Protonenübertragung
- **Säuren** (AH) sind Protonendonatoren
- **Basen** (B) sind Protonenakzeptoren
- Autoprotolyse des Wassers
- Wasser ist ein **Ampholyt**
- es kann sowohl Protonen aufnehmen als auch abgeben
- $H_2O + H_2O \rightleftharpoons OH^- + H_3O^+$

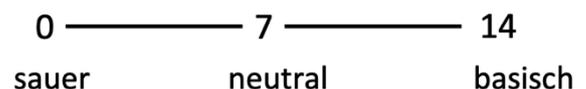


konjugierte Säure-Base-Paare

### • pH Wert

- Maß für Konzentration der  $H_3O^+$ - Ionen in einer Lösung
- Anzahl  $H^+$  in einer wässrigen Lösung

$$pH = -\log([H_3O^+])$$



### • Säurestärke

- Vollständigkeit der Protonenabgabe
- $pK_s$  Wert – starke Säure ab  $pK_s \leq 4.5$
- $AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$

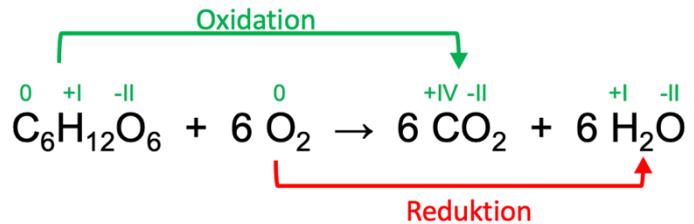
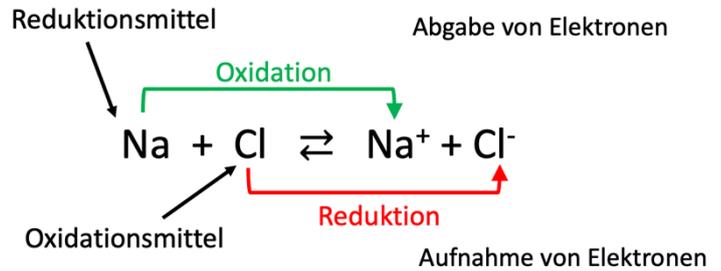
### • Basenstärke

- Vollständigkeit der Protonenaufnahme
- $pK_B$  Werte
- $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$

- siehe Zusatz am Ende für mehr ausführliche Herleitung/ Erklärung

### 3. Redox-Reaktionen

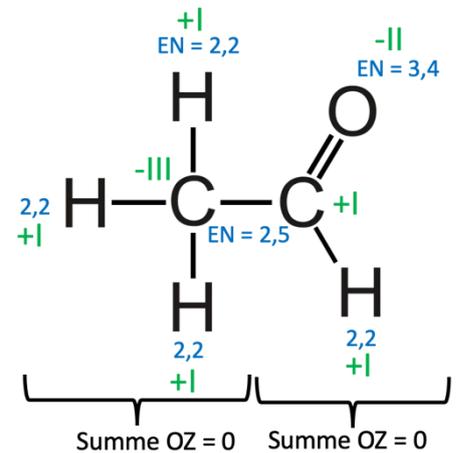
- Übertragung von Elektronen
- **Oxidation** – Abgabe von Elektronen
  - das Reduktionsmittel wird oxidiert
- **Reduktion** – Aufnahme von Elektronen
  - das Oxidationsmittel wird reduziert



### Oxidationszahlen

- Elemente (H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, etc.) stets OZ = 0
- Summe aller OZ in einem Molekül = Ladung
- Atom mit höherer EN bekommt das Bindungselektron zugerechnet
- einfache Ionen OZ = Ionenwertigkeit

+I	+II	-II
Na <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	S <sup>2-</sup>



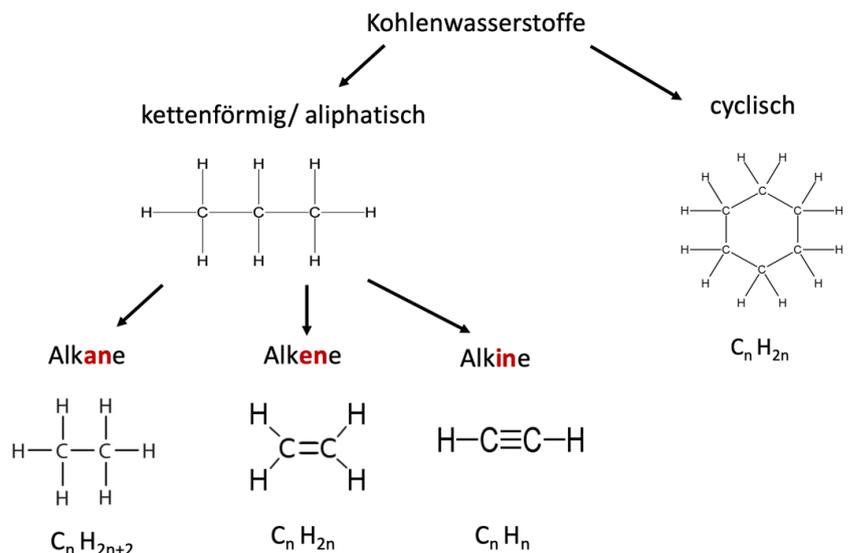
#### Zum einfachen Merken:

- Wasserstoff (H) *fast* immer OZ +I
- Sauerstoff (O) *fast* immer -II (bei H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>: -I)
- Summe der OZ in einem Molekül = Ladung d. Moleküls

## Kohlenwasserstoffe

### 1. Kohlenwasserstoffe

- Kohlenstoff und Wasserstoff
- Grundlage aller organischen Verbindungen
- Grundlage aller größeren Moleküle im menschlichen Organismus



### 2. Schreibweisen

#### Summenformel

C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>O

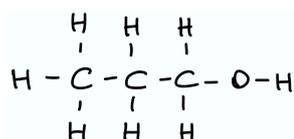
#### Halbstrukturformel

C<sub>2</sub>H<sub>7</sub>OH

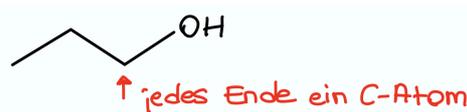
#### Konstitutionsformel

H<sub>3</sub>C-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-OH

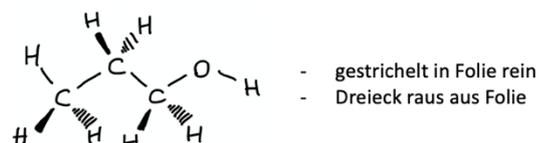
#### Valenzstrichformel



#### Skelettformel



#### Keil-Strich-Darstellung



### 3. Nomenklatur

Anzahl der C-Atome	Name des Moleküls
1	Methan
2	Ethan
3	Propan
4	Butan
5	Pentan
6	Hexan
7	Heptan

Anzahl der C-Atome	Name des Moleküls
8	Octan
9	Nonan
10	Decan
15	Pentadecan
20	Eicosan
30	Triacontan

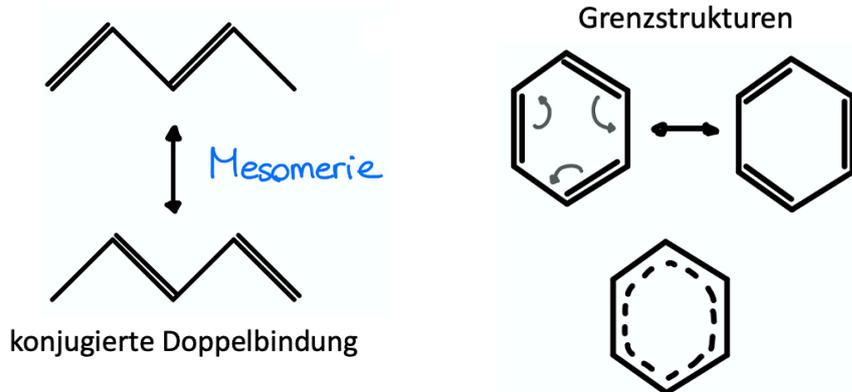
- Cyclische Verbindungen: Bedeutung in der Natur nur 5/6/7-C Atome
- Nomenklatur Cyklo-

### 4. Heterozyklen

- andere Atome im Ring (O,N)
- Beispiele: Pyrimidin, Ribose, ...

### 5. Aromate

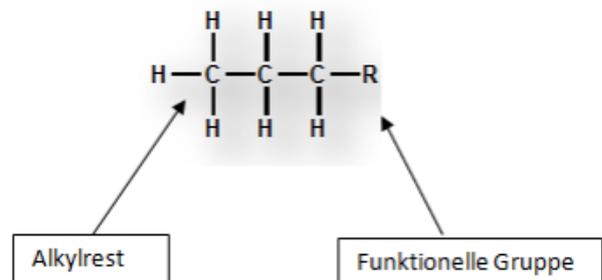
- Doppelbindungen in Ringsystemen
- **Konjugierte Doppelbindungen** → stabiler durch Delokalisation von Elektronen
- Aromate erfüllen die Hückel-Regel ( $\pi e^- = 4n+2$ )



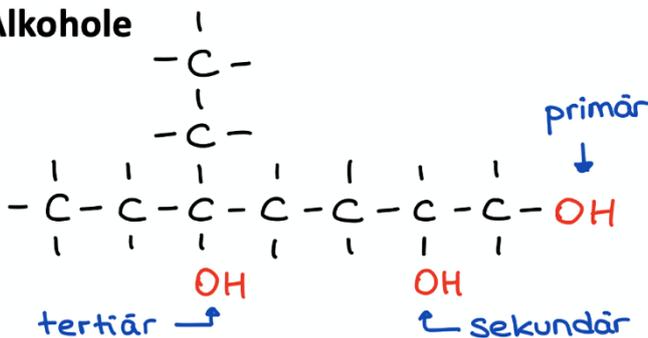
## Funktionelle Gruppen

### 1. Funktionelle Gruppen

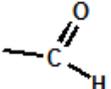
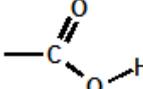
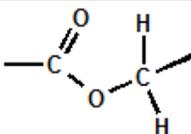
- bestimmen **Eigenschaften** von Verbindungen und die Stoffklasse
- Heteroatome, polare Atombindungen
- Reaktiver als Alkylrest → **Reaktionen an funktionelle Gruppen**



### Alkohole



H Atome nicht eingezeichnet

Stoffklasse	Name der funktionellen Gruppe	Strukturformel	Endung bei Benennung
Alkohole	Hydroxygruppe	$\text{—O—H}$	-ol
Ether	Alkoxygruppe	$\text{—O—}$	-ether
Aldehyde	Aldehydgruppe		-al
Ketone	Ketogruppe		-on
Carbonsäuren	Carboxylgruppe		-säure
Ester	Estergruppe		-ester
Thiole	Thiogruppe	$\text{—S—H}$	-thiol
Amine	Aminogruppe		-amin

## 2. IUPAC-Regeln zur Benennung von organischen Verbindungen

- Wortstamm – längste Kohlenstoffkette
- Rangfolge bei mehreren funktionellen Gruppen:

Carboxyl → Aldehyd → Keto → Hydroxy → Aminogruppe

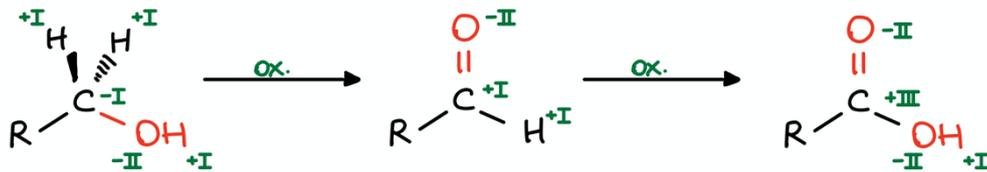
- höchster Rang bestimmt die Endung, sonst Vorsilben
- Numerierung C-Atome – ranghöchste funktionellen Gruppe
- Position – Ziffern, Anzahl – Zahlwörtern

Präfix-	Stamm-	Bindung-	Suffix-
---------	--------	----------	---------

Gruppe	Suffix	Präfix
Carbonsäuren	<b>-säure</b>	Carboxy-
Ester	<b>-säure-&lt;Aryl&gt;-ester</b>	–
Aldehyde	<b>-al</b>	Formyl-
Ketone	<b>-on</b>	Oxo-
Alkohole	<b>-ol</b>	Hydroxy-
Amine	-ylamin	<b>Amino-</b>
Alkene	<b>-en</b>	-enyl-
Alkine	<b>-in</b>	-inyl-
Halogene	–	<b>Halogen-</b>
Aryle	–	<Stamm>-yl
Alkane	<b>-an</b>	–

# Reaktionen von funktionelle Gruppen

## 1. Oxidation



primärer Alkohol

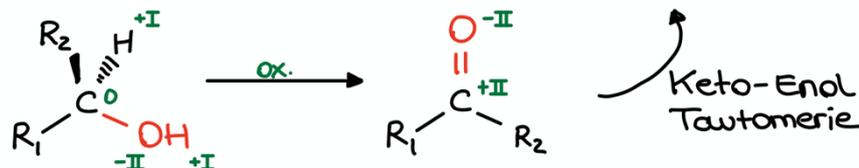
Aldehyd

Carbonsäure

- Alkanol
- Hydroxy-/-ol
- H-Brücken

- Alkanal
- Formyl-/-al
- wirken reduzierend
- 1 H-Brücke

- Alkansäure
- Carboxyl-/-säure
- extrem polarisiert
- sauer
- 2 H-Brücken

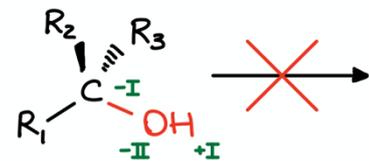


sekundärer Alkohol

Keton

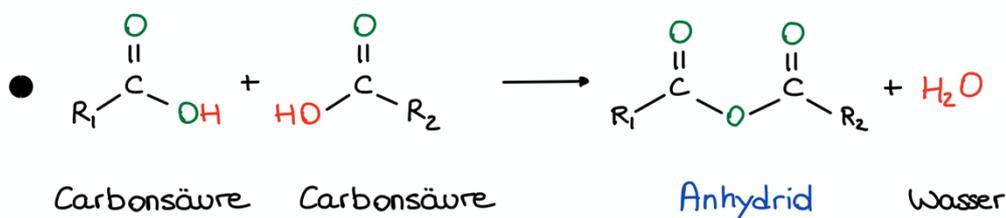
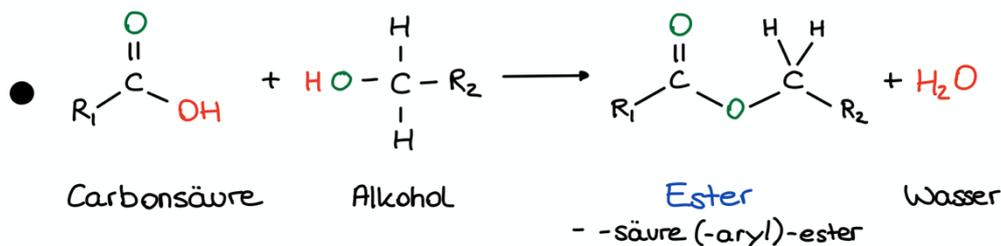
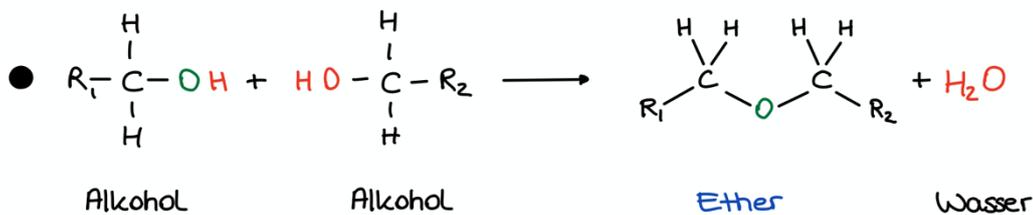
Keto-Enol Tautomerie

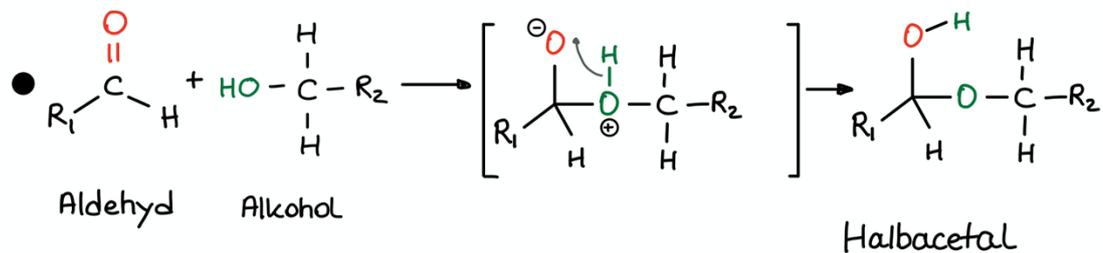
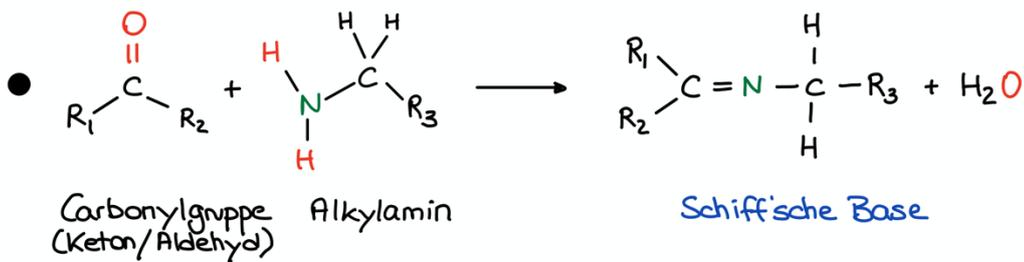
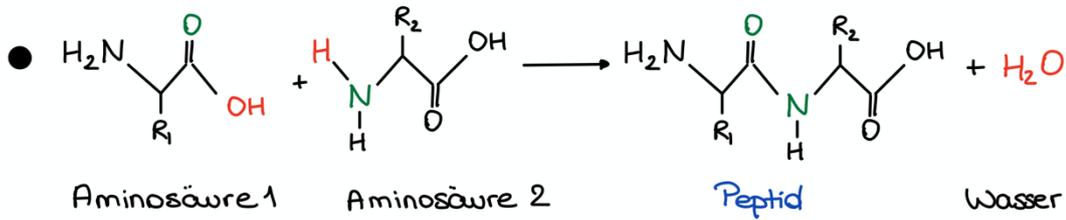
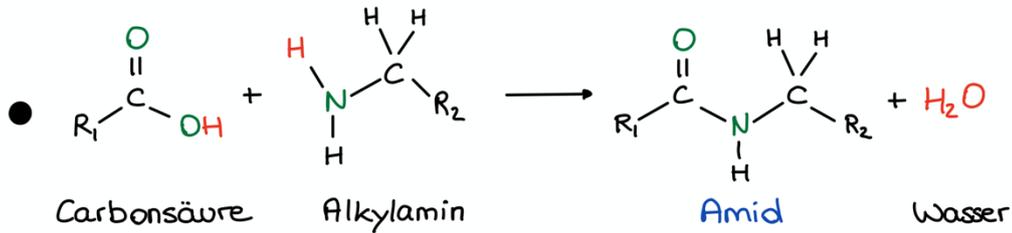
- Alkanon
- Oxo-/-on



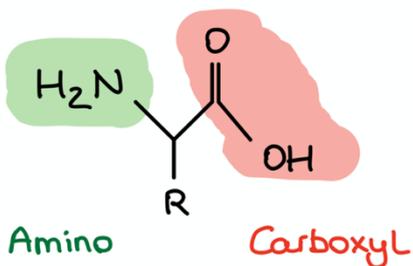
tertiärer Alkohol

## 2. Reaktionen funktioneller Gruppen miteinander

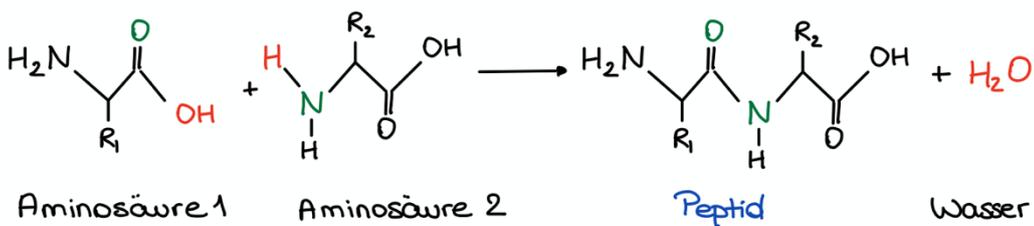




### 3. Reaktionen von Aminosäuren



- allgemeiner Aufbau von **Aminosäuren**
- eine **Carboxylgruppe** und eine **Aminogruppe** an den jeweiligen Enden
- unterschiedlicher Rest



## Zusätzliche Informationen – Redox-Reaktionen

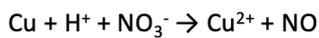
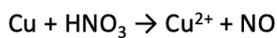
### Aufstellen einer Redox-Gleichung

- Wortgleichung → Formel
- Redox-Paare und Teilgleichungen
- Oxidationszahlen
- Elektronenbilanz bei Reduktion und Oxidation
- Ladungsbilanz – durch  $H^+$ ,  $H_3O^+$ ,  $OH^-$ ,  $H_2O$
- Stoffbilanz
- Reaktionsgleichung zusammenfassen
  - ggf. Reaktionen vervielfältigen
  - kürzen und zusammenfassen

### Beispiel

- Wortgleichung → Formel

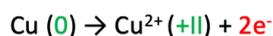
Kupfer reagiert mit Salpetersäure (Hydrogennitrat) zu Kupferionen und Stickstoffmonoxid.



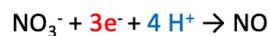
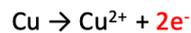
- Teilgleichungen und Redoxpaare



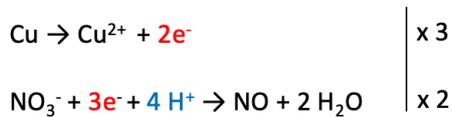
- Elektronenbilanz



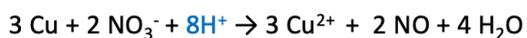
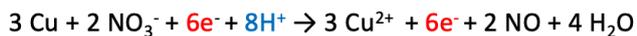
- Ladungsbilanz



- Stoffbilanz

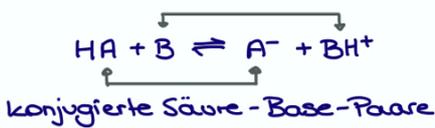


- Zusammenstellung der Gleichungen



# Zusätzliche Informationen – Säuren, Basen und Puffer

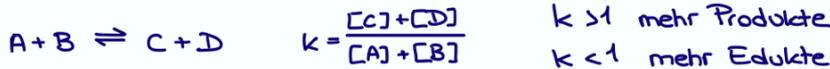
## Protolyse - Reaktion der Protonenübertragung



Säuren (HA) — Protonendonatoren (Brønsted)  
 Basen (B) — Protonenakzeptoren (Brønsted)  
 Ampholyt — ist je nach pH Säure oder Base  
 ↓  
 z.B. H<sub>2</sub>O, AA, ...



Gleichgewichtsreaktion - lässt sich durch das Massenwirkungsgesetz beschreiben



↳ je nach Stärke der Säure bzw. Base liegt das Gleichgewicht auf Seite der E/P

**Säurestärke** - abhängig von Vollständigkeit Protonenabgabe (Dissoziation)

- K<sub>S</sub> (Gleichgewichtskonstante) ist die Maßzahl für die Deprotonierungsreaktion der Säure



$$K_S = \frac{[A^-] + [H_3O^+]}{[H_2O] + [HA]}$$

H<sub>2</sub>O Überschuss → [H<sub>2</sub>O] annähernd konstant

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

K<sub>S</sub> > 1 starke Säure (mehr ?)

K<sub>S</sub> < 1 schwache Säure

$$pK_S = -\lg(K_S)$$

$$K_S = 10^{-pK_S}$$

→ starke Säure großer K<sub>S</sub> → kleiner pK<sub>S</sub>

ab pK<sub>S</sub> ≤ 4.5 starke Säure

- bei physiol. pH 7 Säuren mit pK<sub>S</sub> < 4 nahezu vollständig dissoziiert, pK<sub>S</sub> = 7 zur Hälfte und pK<sub>S</sub> > 10 nicht dissoziiert

**Basenstärke** - Vollständigkeit der Protonenaufnahme (Protonierung)



$$K_B = \frac{[BH^+] + [OH^-]}{[B]}$$

K<sub>B</sub> > 1 starke Base → kleiner pK<sub>B</sub>

K<sub>B</sub> < 1 schwache Base

$$pK_B = -\lg(K_B)$$

$$K_B = 10^{-pK_B}$$

↳ konjugierte Säure-Base-Paare  $pK_S + pK_B = 14$   $K_S \cdot K_B = 10^{-14}$   $pH + pOH = 14$

**pH Wert** - negativ dekadischer Logarithmus der H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> Konzentration

→ Anzahl H<sup>+</sup> in einer wässrigen Lösung

$$pH = -\lg([H_3O^+])$$

Wasser  $[H_3O^+] = 10^{-7} \text{ mol/L} \rightarrow pH = 7$

sauer 0 — 7 — 14 basisch  
neutral

Säure → Abgabe von H<sup>+</sup> auf Wasser  
→ mehr H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> als OH<sup>-</sup> → pH < 7

## Beispiele Berechnungen des pH

- starke Säuren HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

$$pH = -\lg([\text{Säure}] \times \text{Wertigkeit})$$

→ 0.05 molare HCl Lösung

$$pH = -\lg(0.05 \cdot 1) \approx 1$$

→ 0.05 molare H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> Lösung (2H<sup>+</sup> → Wertigkeit 2)

$$pH = -\lg(0.05 \cdot 2)$$

- schwache Säuren: - H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>COOH

$$pH = \frac{1}{2} (pK_s - \lg[\text{Säure}]) \rightarrow 0.1 \text{ molare CH}_3\text{COOH} (pK_s = 4.8)$$

$$pH = \frac{1}{2} (4.8 - \lg(0.1)) = 2.9$$

- starke Base - KOH

$$pH = 14 + \lg([\text{Base}] \times \text{Wertigkeit}) \rightarrow 0.1 \text{ molare KOH}$$

$$pH = 14 + \lg(0.1 \cdot 1) = 14 + (-2) = 12$$

- schwache Base - NH<sub>3</sub>

$$pH = 14 - \frac{1}{2} (pK_B - \lg[\text{Base}]) \rightarrow 0.1 \text{ molare NH}_3, pK_B = 4.75$$

$$pH = 14 - \frac{1}{2} (4.75 - \lg(0.1)) = 14 - \frac{1}{2} (5.75)$$

$$= 14 - 2.88 = 11.12$$

Puffer - wässrige Lösungen von schwachen korrespondierenden Säure-Base-Paaren

- stabilisieren den pH Wert von Flüssigkeiten → Zugabe von Säuren/Basen verändert den pH Wert zunächst nicht

- im Körper z.B. Bicarbonatpuffer um pH des Blutes konstant zu halten

Pufferkapazität - entspricht der nötigen Menge einer Säure/Base um den pH-Wert von 1l Pufferlösung um ±1 zu verändern

- größere Pufferkapazität bei: ↑ Konzentration Puffer  
pH Lösung = pK<sub>s</sub> Puffer  
Entfernung Reaktionsprodukte

Henderson-Hasselbach-Gleichung zur Berechnung des pH einer Pufferlösung

$$pH = K_s + \lg\left(\frac{[\text{Base}]}{[\text{Säure}]}\right)$$

conc., pK<sub>s</sub> des Puffersystems

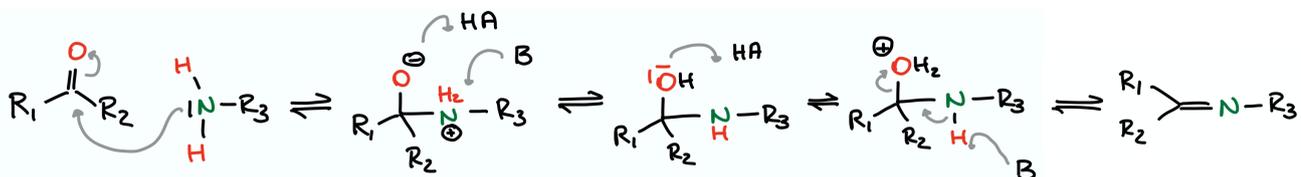
Bsp. Bicarbonat-CO<sub>2</sub>-Puffer



$$[\text{CO}_2] = 1.2 \text{ mmol/L}$$

$$pH = 6.1 + \lg\left(\frac{24}{1.2}\right) = 6.1 + 1.3 = 7.4$$

## Zusätzliche Informationen – Reaktionsweg Schiff'sche Base



HA z.B. H<sub>2</sub>O/H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, B z.B. OH<sup>-</sup>