

• **Bausteine der Atome:**

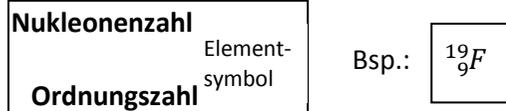
- **Protonen:** einfach positiv geladen, Masse ca. 1 u
  - **Neutronen:** nicht geladen, Masse ca. 1 u
  - **Elektronen:** einfach negativ geladen, Symbol  $e^-$ , Masse sehr gering
- } Kernbausteine  
= **Nukleonen**

Es gilt für jedes Atom (ungeladen): **Protonenzahl = Elektronenzahl**.  
Da sich auch die Reihenfolge der Elemente im PSE nach dieser Zahl richtet, nennt man sie auch **Ordnungszahl**.

**Nukleonenzahl** = Protonenzahl + Neutronenzahl = ungefähre Atommasse

Die Atome eines Elements können sich in der Neutronenzahl und damit auch in der Masse unterscheiden: **Isotope** sind Atome eines Elements, die sich in der **Neutronenzahl** unterscheiden.

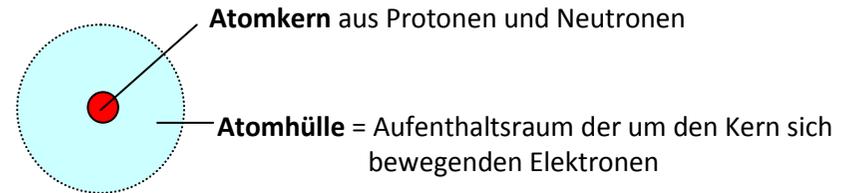
Im PSE findet man beim Elementsymbol folgende Zahlen:



• **Ionen:** Ein Ion ist ein geladenes Teilchen.

Es hat entweder zu viele Elektronen, d. h. ist negativ geladen (= **Anion**) oder zu wenige Elektronen, d. h. ist positiv geladen (= **Kation**).

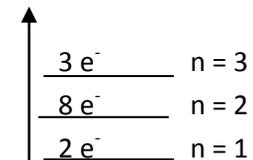
• **Kern-Hülle-Modell:**



Die Elektronen umschwirren den Atomkern und halten sich dabei in bestimmten Abstandsbereichen (= **Energiestufen n**) auf.  
Maximale Zahl von Elektronen pro Energiestufe:  $2n^2$

Anordnung der Elektronen in der Atomhülle = **Elektronenkonfiguration**

Beispiel: Elektronenkonfiguration im Aluminium-Atom



• **Valenzelektronen** = Elektronen der äußersten besetzten Energiestufe

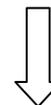
Bei chemischen Reaktionen versuchen die Atome die stabile Elektronenkonfiguration der Edelgase (= **Edelgaskonfiguration**) zu erreichen, d. h. möglichst 8 (bzw. 2) Valenzelektronen zu erhalten (= **Oktettregel**).

• **Ordnung im Periodensystem der Elemente:**

**Periode:** →

Alle Elemente besitzen die gleiche Zahl besetzter Energiestufen.

**Gruppe:**



Alle Elemente besitzen die gleiche Zahl an Valenzelektronen.

z. B. Alkalimetalle = 1 Valenzelektron,

Halogene = 7 Valenzelektronen,

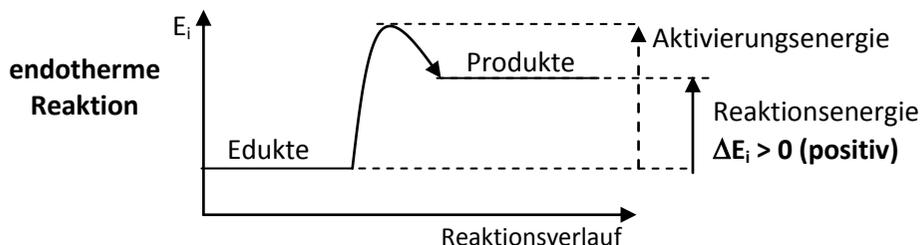
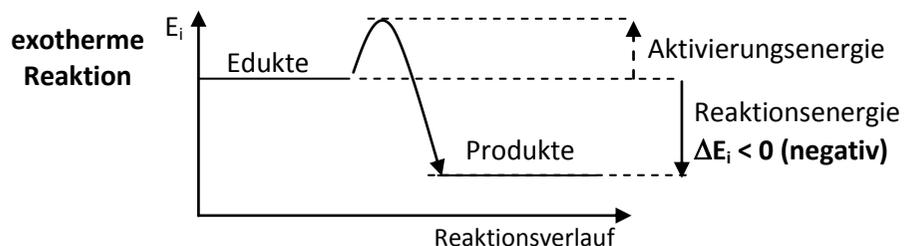
Edelgase = 8 Valenzelektronen



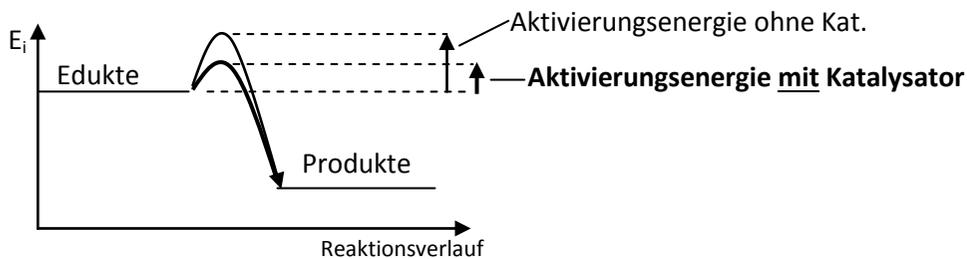
- **Reaktionsenergie**  $\Delta E_i = E_i(\text{Produkte}) - E_i(\text{Edukte})$   
= die Änderung der inneren Energie im Vergleich von Produkt zu Edukt  
**exotherme Reaktion:** Energie wird aus innerer Energie der Edukte freigesetzt  
**endotherme Reaktion:** Energie wird aus Umgebung aufgenommen und in Produkten als innere Energie gespeichert

- **Aktivierungsenergie**  
= aus der Umgebung benötigte Energie, um jede Reaktion in Gang zu bringen

- **Energiediagramme:**



- **Katalysatoren** = Stoffe, die die Aktivierungsenergie einer Reaktion senken:



Katalysatoren gehen unverändert aus der Reaktion hervor.  
Auch **Enzyme** sind Katalysatoren.

- **Die Stoffmenge n:**  
- Einheit: mol  
- 1 mol eines Stoffes enthält  $6,022 \cdot 10^{23}$  Teilchen.  
- Es gilt für die Teilchenzahl N in einer Stoffportion:  
 **$N(\text{Stoff}) = N_A \cdot n(\text{Stoff})$**   
mit Avogadro-Konstante  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$

- **Die Molare Masse M:**

- Einheit:  $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$
- Die Masse eines Stoffes pro mol ist seine molare Masse, d. h. die Masse von  $6,022 \cdot 10^{23}$  Teilchen des Stoffes.
- Bsp:  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$
- wichtige Formel:  $M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}$



- **Das molare Volumen  $V_m$ :**

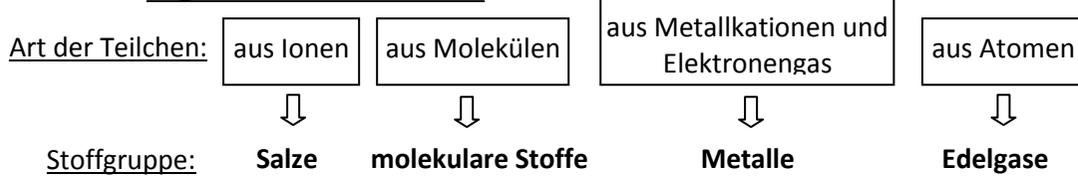
- Einheit:  $\frac{\text{l}}{\text{mol}}$
- Das Volumen eines gasförmigen Stoffes pro mol ist sein molares Volumen, d. h. das Volumen, welches  $6,022 \cdot 10^{23}$  Teilchen des Stoffes einnehmen.
- wichtige Formel:  $V_m(\text{Gas}) = \frac{V(\text{Gas})}{n(\text{Gas})}$
- Das molare Volumen jedes Gases **bei Normbedingungen (1013 hPa, 0°C)** ist:  **$V_m = 22,4 \text{ l/mol}$** .



- **Die Stoffmengenkonzentration c:**

- Einheit:  $\frac{\text{mol}}{\text{l}}$
- Die Stoffmenge n eines gelösten Stoffes X in einem bestimmten Volumen eines Lösungsmittels ist die Stoffmengenkonzentration
- wichtige Formel:  $c(X) = \frac{n(X)}{V(\text{Lösung})}$

- **Je nach Art der Teilchen, aus denen sie bestehen, unterscheidet man folgende Arten von Stoffen:**



- **Salze:**



Das Zahlenverhältnis von Kationen und Anionen im Salz ist genau so, dass deren Ladungen sich gegenseitig aufheben.

- **Namensgebung:**

Name des Kations (Ladung des Kations in röm. Ziffern)–name des Anions

z.B. Natrium(I)-chlorid NaCl  
 Magnesium(II)-chlorid MgCl<sub>2</sub>  
 Natrium(I)-oxid Na<sub>2</sub>O

- **Chemische Formel eines Salzes = Verhältnisformel:**

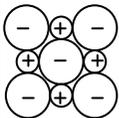
Sie sagt aus, in welchem kleinsten Zahlenverhältnis die Ionen in einem Salz vorhanden sind. In der Verhältnisformel wird immer zuerst das Kation angegeben. Bsp.:

NaCl Diese Verhältnisformel bedeutet, dass im Salz Natrium(I)-chlorid gleich viele Natrium- und Chloridionen vorkommen.

MgCl<sub>2</sub> Diese Verhältnisformel bedeutet, dass im Salz Magnesium(II)-chlorid doppelt so viele Chloridionen wie Magnesiumionen vorkommen.

- **Ionenbindung:**

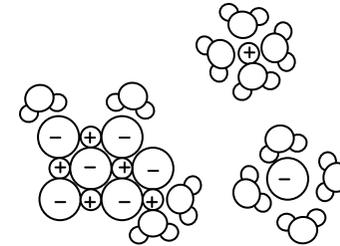
Zusammenhalt der Ionen im festen Salz durch **elektrostatischen Anziehungskraft** zwischen Kationen und Anionen, die **in alle Raumrichtungen** gleichstark wirkt und zur Ausbildung eines **dreidimensionalen Ionengitters** führt.



- **Lösungsvorgänge:**

Beim Lösen eines Salzes in Wasser muss das **Ionengitter des Salzes aufgebrochen** werden. Dies ist möglich, da die Wassermoleküle mit ihren Polen in Wechselwirkung treten mit den jeweils entgegengesetzt geladenen Ionen.

→ Die Ionen werden von den Wassermolekülen umhüllt und aus dem Gitter gelöst:



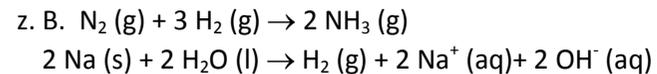
Die **Umhüllung von Ionen mit Wassermolekülen** nennt man **Hydratation**. Die hydratisierten Ionen (Symbol „aq“) sind frei im Wasser beweglich.

- **Chemische Reaktionsgleichung:**

**Edukte → Produkte**

Es gilt:

- jedes Element kommt auf beiden Seiten des Reaktionspfeils in gleicher Zahl vor
- die Ladungen müssen auf beiden Seiten des Reaktionspfeils insgesamt gleich sein



s = fest (solid)  
 l = flüssig (liquid)  
 g = gasförmig  
 aq = in Wasser gelöst

Unterscheide:

- **Index** = tiefgestellte Zahl innerhalb einer chemischen Formel
- **Koeffizient** = Zahl vor einer chemischen Formel, die aussagt, wie viele dieser Teilchen reagieren

- **Zwei wichtige Nachweisreaktionen:**

**Knallgasprobe** = Nachweis von Wasserstoff durch Reaktion mit Sauerstoff

**Glimmspanprobe** = Nachweis von Sauerstoff durch Aufglühen eines glimmenden Holzspans

• **Molekulare Stoffe:**

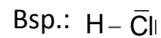
- Zusammenhalt der Atome eines Moleküls:

durch **Elektronenpaarbindung** (= Atombindung):

Die Atomhüllen von Atomen durchdringen sich und je Elektronenpaarbindung werden zwei Valenzelektronen geteilt. Die beteiligten Atome können durch dieses Teilen von Valenzelektronen die Edelgaskonfiguration erreichen. Bsp.: Wasserstoffmolekül H<sub>2</sub>



Nicht an der Bindung beteiligte Valenzelektronen der Atome werden als **freie (= nichtbindende) Elektronenpaare** bezeichnet.



Wird durch Teilen eines Elektronenpaares noch keine gefüllte Valenzschale erreicht, so werden **Mehrfachbindungen** ausgebildet:

**Doppelbindung:** Bsp. O<sub>2</sub>  $\text{<O=O>}$      **Dreifachbindung:** Bsp. N<sub>2</sub>  $\text{!N}\equiv\text{N!}$

- Formeln für molekulare Stoffe:

**Summenformel:**

Anzahl der jeweiligen Atome im Molekül, z.B. NH<sub>3</sub>

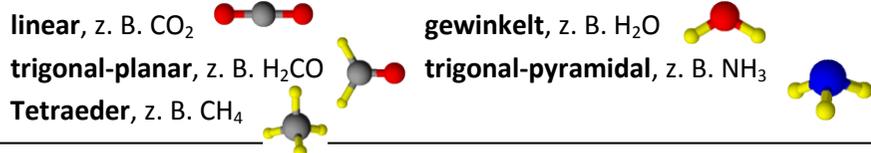
**Valenzstrichformel (= Strukturformel):**

Verknüpfungsreihenfolge der Atome im Molekül sowie die Elektronenpaare, z.B.  $\begin{array}{c} \text{H} - \overset{\cdot\cdot}{\text{N}} - \text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$

- Räumlicher Bau von Molekülen: Elektronenpaarabstoßungsmodell:

- Elektronenpaare stoßen sich gegenseitig ab → möglichst große Entfernung voneinander
- Mehrfachbindungen werden wie Einfachbindungen behandelt.
- Freie Elektronenpaare benötigen etwas mehr Platz als bindende.

Man unterscheidet u. a. folgende Arten des räumlichen Baus:

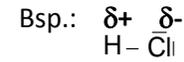


• **Elektronegativität (= EN):**

= Fähigkeit eines Atoms die Elektronen einer Elektronenpaarbindung an sich zu ziehen.

- **unpolare Atombindung:**  $\Delta EN = 0$ , d. h. bindendes Elektronenpaar gehört beiden Atomen zu gleichen Teilen, Bsp.: H - H

- **polare Atombindung:**  $\Delta EN \neq 0$ , d. h. das bindende Elektronenpaar ist zu einem Bindungspartner verschoben, wodurch **Partialladungen** auftreten.



• **Dipole (= polare Moleküle):** Moleküle, bei denen die Schwerpunkte von positiven und negativen Partialladungen nicht zusammenfallen.

Bsp.: HCl, NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O

**Unpolare Moleküle:** Moleküle, deren Ladungsschwerpunkte aufgrund der Molekülgeometrie zusammenfallen.

Bsp.: CH<sub>4</sub>, CO<sub>2</sub>

• Zwischenmolekulare Kräfte:

- **Van-der-Waals-Kräfte:** Sie entstehen durch kurzzeitige unsymmetrische Ladungsverteilungen im Molekül, durch die benachbarte Moleküle polarisiert und angezogen werden. Die v.d.W.-Kräfte werden mit steigender Moleküloberfläche immer stärker. Unpolare Moleküle verfügen nur über v.d.W.-Kräfte als zwischenmolekulare Kräfte.

- **Dipol-Dipol-Kräfte:** Dipole ziehen sich gegenseitig mit ihren entgegengesetzten Partialladungen an.

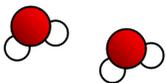


- **Wasserstoffbrücken** = besonders starke Dipol-Dipol-Kräfte; entsteht zwischen Molekülen, in denen Wasserstoffatome mit einem stark elektronegativen Partner verbunden sind, z.B. HF, H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>.

Grundsätzlich gilt:

Je geringer die zwischenmolekularen Kräfte zwischen den Teilchen eines Stoffes sind, desto niedriger sind Schmelz- und Siedetemperaturen des Stoffes!

Je ähnlicher die zwischenmolekularen Kräfte zwischen den Teilchen verschiedener Stoffe sind, desto besser ist die Löslichkeit der Stoffe ineinander.



## Wichtige molekulare Stoffe und die chemischen Formeln ihrer kleinsten Teilchen, d. h. der Moleküle:

Wasserstoff	H <sub>2</sub>		
Stickstoff	N <sub>2</sub>		
Sauerstoff	O <sub>2</sub>	Ozon	O <sub>3</sub>
Fluor	F <sub>2</sub>		
Chlor	Cl <sub>2</sub>		
Brom	Br <sub>2</sub>		
Iod	I <sub>2</sub>		

Methan	CH <sub>4</sub>
Kohlenstoffmonoxid	CO
Kohlenstoffdioxid	CO <sub>2</sub>
Kohlensäure	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>

Wasserstofffluorid (=Fluorwasserstoff)	HF
Wasserstoffchlorid (=Chlorwasserstoff)	HCl
Wasserstoffbromid (=Bromwasserstoff)	HBr
Wasserstoffiodid (=Iodwasserstoff)	HI

Wasser	H <sub>2</sub> O
Wasserstoffperoxid	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>

Ammoniak	NH <sub>3</sub>
Stickstoffmonoxid	NO
Stickstoffdioxid	NO <sub>2</sub>
Salpetersäure	HNO <sub>3</sub>
Salpetrige Säure	HNO <sub>2</sub>

Schwefelwasserstoff	H <sub>2</sub> S
Schwefeldioxid	SO <sub>2</sub>
Schwefeltrioxid	SO <sub>3</sub>
Schwefelsäure	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
Schweflige Säure	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>

Phosphorsäure	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>
---------------	--------------------------------

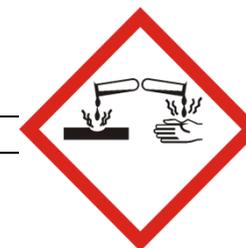
## Chemische Formeln wichtiger Ionen:

Fluorid F <sup>-</sup>	Sulfid S <sup>2-</sup>
Chlorid Cl <sup>-</sup>	Oxid O <sup>2-</sup>
Bromid Br <sup>-</sup>	Nitrid N <sup>3-</sup>
Iodid I <sup>-</sup>	

Ammonium	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>
Hydroxid	OH <sup>-</sup>
Oxonium	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>
Permanganat	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>

## Chemische Formeln wichtiger Säuren und der daraus abgeleiteten Anionen:

H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	→	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	→	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>		
Schwefelsäure		Hydrosulfat		Sulfat		
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	→	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	→	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>		
Schweflige Säure		Hydrosulfit		Sulfit		
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	→	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	→	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>		
Kohlensäure		Hydrogencarbonat		Carbonat		
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	→	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	→	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	→	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>
Phosphorsäure		Dihydrogenphosphat		Hydrogenphosphat		Phosphat
HNO <sub>3</sub>	→	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>				
Salpetersäure		Nitrat				
HNO <sub>2</sub>	→	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>				
Salpetrige Säure		Nitrit				



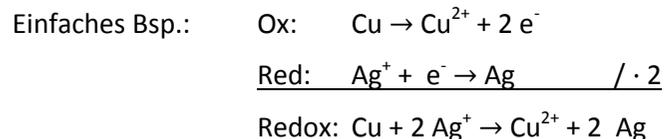
## Wichtige Laugen:

Natronlauge	NaOH(aq), d. h. Na <sup>+</sup> (aq) + OH <sup>-</sup> (aq)
Kalilauge	KOH(aq), d. h. K <sup>+</sup> (aq) + OH <sup>-</sup> (aq)
Kalkwasser	Ca(OH) <sub>2</sub> , d. h. Ca <sup>2+</sup> (aq) + 2 OH <sup>-</sup> (aq)

- **Redoxreaktionen** = Reaktion mit Elektronenübergang

**Oxidation:** Teilvorgang der **Elektronenabgabe**

**Reduktion:** Teilvorgang der **Elektronenaufnahme**



Erkennen von Redoxreaktionen:

Redoxreaktionen liegen vor, wenn sich die **Oxidationszahlen** beteiligter Elemente **ändern**.

[Oxidation = Zunahme der Oxidationszahl,

**Reduktion = Abnahme der Oxidationszahl.** ]

**Oxidationszahlen ermitteln:**

Die Oxidationszahlen eines Moleküls müssen zusammengerechnet immer Null ergeben.

Die Ox-Zahlen eines Ions müssen zusammengerechnet die Ladung des Ions ergeben.

Sauerstoff **O** hat fast immer die Oxidationszahl **-II**,

Wasserstoff **H** hat fast immer die Oxidationszahl **+I**.

**Teilgleichungen schwierigerer Redoxreaktionen erstellen:**

- 1) Elemente, deren Oxidationszahlen sich ändern ausgleichen
- 2) aus Oxidationszahlen die **Elektronenzahlen** ermitteln
- 3) **Ladungsausgleich** mit  $\text{H}_3\text{O}^+$  oder  $\text{OH}^-$  durchführen
- 4) Ausgleich der **Atombilanz** durch  $\text{H}_2\text{O}$

- **Säure-Base-Reaktion = Protolyse** = Reaktion mit Protonenübergang

**Säure** = Teilchen, das Proton abgibt (= **Protonendonator**)

**Base** = Teilchen, das Proton aufnimmt (= **Protonenakzeptor**)



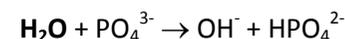
Säure Base



**Ampholyt** = Teilchen, das je nach Reaktionspartner ein Proton abgeben oder aufnehmen kann.



Säure Base

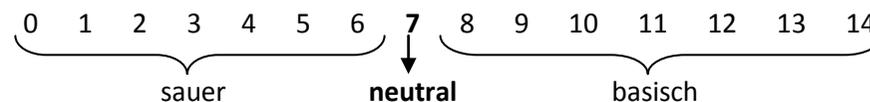


Säure Base

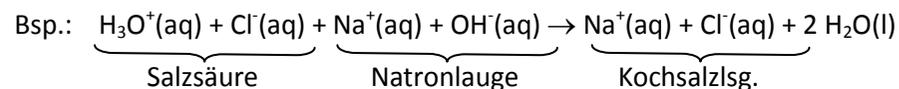
Eine **saure wässrige Lösung** enthält viele Oxoniumionen  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,

eine **alkalische = basische wässrige Lösung** enthält viele Hydroxidionen  $\text{OH}^-$ .

Der **pH-Wert** gibt den Säuregrad einer wässrigen Lösung an:



Eine **Neutralisation** ist eine Protolyse zwischen Oxoniumionen und Hydroxidionen. Es entsteht dabei ein Salz und Wasser.





# GRUNDWISSEN CHEMIE: Stoffklassen organischer Verbindungen

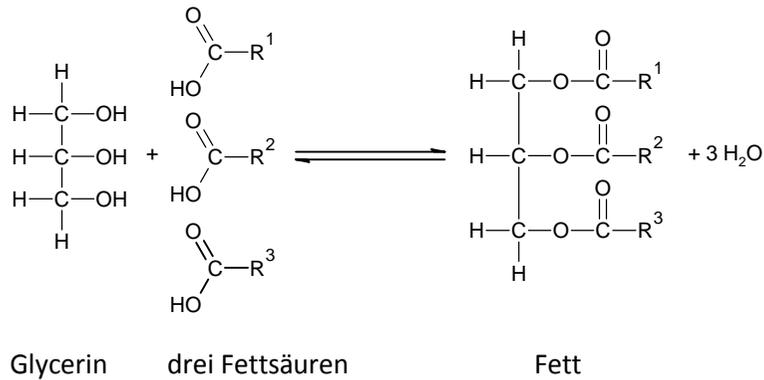


S. 7

Stoffklasse	charakteristische Gruppe	Beispiel	typische Reaktionen
<b>Kohlenwasserstoffe</b>			
Alkane	CC-Einfachbindung 	Ethan 	Halogenierung: radikalische Substitution z. B. $R-CH_3 + Br_2 \xrightarrow{\text{Licht}} R-CH_2Br + HBr$
Alkene	CC-Doppelbindung 	Ethen 	Halogenierung: elektrophile Addition z. B. $H_2C=CH_2 + Br_2 \longrightarrow \begin{matrix} Br \\   \\ H_2C-CH_2 \\   \\ Br \end{matrix}$
Alkine	CC-Dreifachbindung 	Ethin 	
<b>Alkohole</b>			
	Hydroxygruppe 	Ethanol 	- Oxidation zu Carbonylverbindungen - Veresterung mit Carbonsäuren (Kondensation) z. B. $CH_3COOH + C_2H_5OH \rightleftharpoons CH_3\overset{O}{\parallel}COC_2H_5 + H_2O$
<b>Carbonylverbindungen</b>			
Aldehyde	Aldehydgruppe 	Ethanal 	- Oxidation zu Carbonsäuren (z. B. in der Fehling-Probe)
Ketone	Ketogruppe 	Propanon (= Aceton) 	
<b>Carbonsäuren</b>			
	Carboxygruppe 	Ethansäure (=Essigsäure) 	- Reaktion als Säure unter Bildung von Carboxylationen: $R-COOH \rightarrow R-COO^- + H^+$ - Veresterung mit Alkoholen (Kondensation) z. B. $CH_3COOH + C_2H_5OH \rightleftharpoons CH_3\overset{O}{\parallel}COC_2H_5 + H_2O$
<b>Ester</b>			
	Esterbindung 	Ethansäuremethylester 	Esterhydrolyse z. B. $CH_3\overset{O}{\parallel}COC_2H_5 + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + C_2H_5OH$



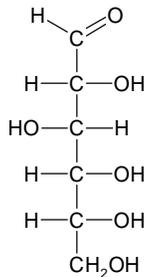
**Fette:** = Ester des Alkohols Glycerin mit drei Fettsäuren



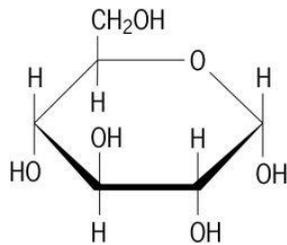
**Kohlenhydrate:** = Carbonylverbindungen mit mehreren Hydroxgruppen

z. B. **Monosaccharid Glucose** (Traubenzucker)

offenkettige Form



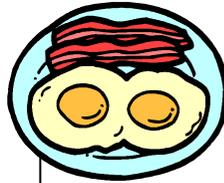
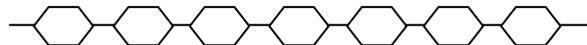
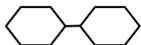
als Ringform



Die Ringbildung ist eine **nucleophile Addition** zwischen Carbonylgruppe und einer Hydroxygruppe.

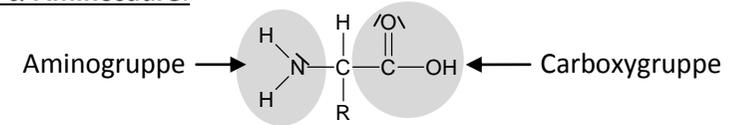
Monosaccharide können durch eine Kondensationsreaktion miteinander verknüpft werden zu

**Disacchariden** (z. B. Maltose) und **Polysacchariden** (z. B. Stärke)

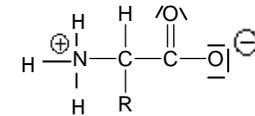


**Proteine:** = Sie bestehen aus miteinander verknüpften Aminosäuren.

Struktur einer  $\alpha$ -Aminosäure:



Aminosäuren liegen meist als **Zwitterionen** vor, da die Aminogruppe als Base und die Carboxygruppe als Säure wirkt:



Verknüpfung zu Proteinen:

In Proteinen sind die Aminosäuren durch eine Kondensationsreaktion miteinander verbunden, wobei **Peptidbindungen** entstehen:

