

## Grundwissen Chemie Jahrgangsstufe 10, sprachlicher Zweig

### Räumlicher Bau von Molekülen

Hier eignet sich das VSEPR-Modell (valence shell electron pair repulsion) gut zur Erklärung fast aller Strukturen. Dabei positionieren sich alle an ein Atom gebundenen Partner so, dass ein möglichst großer Abstand zueinander erreicht wird. Freie (nicht bindende) Elektronenpaare benötigen etwas mehr Platz als bindende.

Beispiel	räumlicher Bau	Form	Bindungswinkel
Methan		<b>Tetraeder</b>	<b>109,5°</b>
Ammoniak		trigonal-pyramidal	107,3°
Wasser		<b>gewinkelt</b>	104,5°
Formaldehyd		<b>trigonal-planar</b>	<b>120°</b>
Ethin	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$	<b>linear</b>	<b>180°</b>

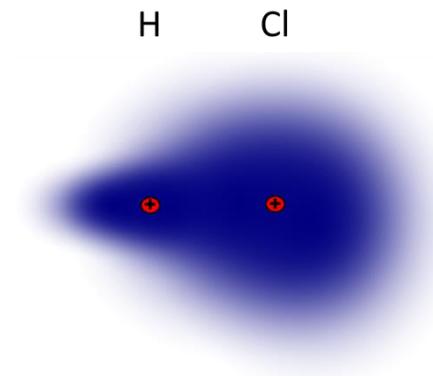
Die Bindungswinkel und die Form sind bei allen Verbindungen mit den gleichen Bindungstypen ähnlich. So wird bei Dreifachbindungen immer ein Winkel von 180° auftauchen, ebenso ist der Winkel bei Doppelbindungen etwa 120° und bei einem Atom, das nur über Einfachbindungen verknüpft ist, bewegt man sich in einem Bereich, der etwa bei 109,5° liegt.

### Elektronegativität

Die Elektronegativität eines Elements lässt sich im Periodensystem ablesen. Je größer dieser Wert ist, desto mehr wird dieses Atom Elektronen aus einer Bindung anziehen. Die vier elektronegativsten Elemente sind (auswendig!): Fluor: 4,0; Sauerstoff: 3,5; Stickstoff und Chlor: ca. 3,0

### Polare und unpolare Atombindung

Am Beispiel des Wasserstoffchloridmoleküls sieht man, dass eine deutliche Differenz zwischen den Elektronegativitäten der beiden Elemente vorliegt (Cl: 3,0; H: 2,1). Das heißt, das Chloratom wird das bindende Elektronenpaar leicht zu sich ziehen. Man sieht, dass die Elektronen eher am rechten Atomrumpf (hier das Chloratom) zu finden sind. Wir sprechen in diesem Fall von einer polaren Atombindung. Ist die Differenz zwischen den Elektronegativitäten kleiner als 0,5, so ist kaum noch eine Verschiebung der Elektronen festzustellen und man spricht von einer unpolaren Bindung. Der Extremfall einer unpolaren Bindung ist erreicht, wenn zwei gleiche Atome verbunden sind.



Verändert, ursprünglicher Autor: Lanzi  
[http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/76/Polare\\_atombindung.png](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/76/Polare_atombindung.png)

### Dipol oder nicht?

Liegen in einem Molekül polare Atombindungen vor, so kann das dazu führen, dass durch die Verlagerung der Elektronen das Molekül an unterschiedlichen Stellen eher positiv oder negativ geladen ist. Das ist dann der Fall, wenn die polaren Atombindungen nicht symmetrisch zum zentralen Atom des Moleküls liegen und damit die Ladungsschwerpunkte nicht zusammenfallen. Ein Atom mit positiver Partialladung wird mit  $\delta^+$ , eines mit negativer mit  $\delta^-$  gekennzeichnet.

### Zwischenmolekulare Wechselwirkungen

Unter einer zwischenmolekularen Wechselwirkung versteht man Anziehungskräfte zwischen zwei oder mehr Molekülen, ohne dass eine Bindung im engeren Sinne aufgebaut wird.

Name der Wechselwirkung	Voraussetzungen	Beispiele	Stärke nimmt zu →
van-der-Waals-Kräfte	Unpolare Moleküle, $\Delta EN < 0,5$	Cl <sub>2</sub> , CH <sub>4</sub>	
Dipol-Dipol-Kräfte	Polare Moleküle, $\Delta EN > 0,5$	HCl, CH <sub>2</sub> O, H <sub>2</sub> S	
Wasserstoffbrücken	Wasserstoffatom, das an ein stark elektronegatives Atom (F, O, N) gebunden ist.	H <sub>2</sub> O, HF, NH <sub>3</sub>	

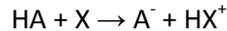
Die Tabelle ist so zu verstehen, dass bei allen Molekülen van-der-Waals-Kräfte auftreten, dazu kommen bei polaren Molekülen Dipol-Dipol-Kräfte und Wasserstoffbrücken kommen nur dann hinzu, wenn zusätzlich zur Polarität eines Moleküls noch mindestens ein Wasserstoffatom an ein N-, O- oder F-Atom gebunden ist. Bei einem Stoff, zwischen dessen Molekülen Wasserstoffbrücken wirken, fallen die anderen beiden Wechselwirkungen fast nicht mehr ins Gewicht. Analog gilt das für die van-der-Waals-Kräfte und die Dipol-Dipol-Kräfte.

### Auswirkungen der zwischenmolekularen Wechselwirkungen auf physikalische Eigenschaften

Grundsätzlich gilt im Bezug auf die Siede- und Schmelztemperaturen eines Stoffes: Je höher die zwischenmolekularen Wechselwirkungen sind, desto schwerer ist es, die einzelnen Moleküle voneinander zu trennen. Das heißt, es muss mehr Energie aufgewendet werden und damit liegt die Siede- und Schmelztemperatur höher.

Für die Löslichkeit gilt: Ähnliches löst sich in Ähnlichem. Ein unpolare Stoff wird sich nicht in einem polaren lösen, sondern nur in einem unpolaren.

## Säure-Base-Reaktionen



Wird bei einer Reaktion ein Proton ( $\text{H}^+$ ) von einem Stoff auf einen anderen übertragen, so spricht man von einer **Säure-Base-Reaktion**. Dabei ist das Molekül, von dem das Proton abgespalten wird, die Säure, das Molekül, das das Proton aufnimmt, die Base.

### Säure = Protonendonator, Base = Protonenakzeptor (Definition nach Brönsted)

Wenn ein Teilchen sowohl als Säure als auch als Base reagieren kann, spricht man von einem **Ampholyt**. Das Teilchen ist dann **amphoter**.

Das häufigste Lösungsmittel für Säuren und Basen ist Wasser. In einer sauren Lösung liegen  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen (Oxonium-Ionen), in einer basischen Lösung  $\text{OH}^-$ -Ionen (Hydroxid-Ionen) vor.

Zum Vergleich verschiedener saurer und basischer Lösungen wird die pH-Skala verwendet. Dabei ist pH 0 stark sauer, pH 7 neutral und pH 14 stark basisch.

Ermitteln kann man den pH-Wert mittels **Indikatoren**, Farbstoffen, die ihre Farbe je nach pH ändern. Folgende drei sollte man auswendig können:

Indikator	in saurer Lösung	in neutraler Lösung	in basischer Lösung
Bromthymolblau	gelb	grün	blau
Lackmus	rot	violett	blau
Phenolphthalein	farblos	farblos	pink

## Redoxreaktionen

Im Gegensatz zu den Säure-Base-Reaktionen werden hier keine Protonen, sondern Elektronen übertragen. Eine Redoxreaktion lässt sich immer in **Oxidation (Elektronenabgabe)** und **Reduktion (Elektronenaufnahme)** zerlegen. Der Elektronendonator wird als **Reduktionsmittel** (weil er ein anderes Teilchen reduziert), der Elektronenakzeptor als **Oxidationsmittel** bezeichnet.

### Ermitteln von Oxidationszahlen

Die Oxidationszahl gibt an, welche (hypothetische) Ladung ein Ion hätte, wenn man ein Teilchen in seine Atome zerlegen würde und das elektronegativere Element alle Elektronen aus der Bindung erhalten würde. Dazu gibt es einige Regeln:

- Elemente, z.B. Cu,  $\text{F}_2$ ,  $\text{O}_2$ , Ne, Li haben immer die Oxidationszahl 0
- Bei einatomigen Ionen entspricht die Oxidationszahl immer der Ladung. z.B. in  $\text{Na}^+$  hat Natrium die Oxidationszahl +I oder in  $\text{O}^{2-}$  hat Sauerstoff immer die Oxidationszahl –II
- Die Summe aller Oxidationszahlen, jeweils multipliziert mit der Anzahl der Atome der einzelnen Elemente, ergibt die Ladung des Teilchens.
- **In Verbindungen** gilt:
  - Das elektronegativste Element bekommt immer eine negative Oxidationszahl
  - Fluor hat immer die Oxidationszahl –I
  - Sauerstoff hat meistens die Oxidationszahl –II (Ausnahme Peroxide: –I)
  - Halogene haben meistens die Oxidationszahl –I
  - Wasserstoff hat entweder +I oder –I (in Hydriden)
  - Für alle Hauptgruppenelemente gilt: 8-Hauptgruppe  $\leq$  Oxidationszahl  $\leq$  Hauptgruppe, z.B. Stickstoff hat in Verbindungen eine Oxidationszahl zwischen –III und +V

- Wird bei Verbindungen die Wertigkeit angegeben, so entspricht diese der Oxidationszahl: in Eisen(III)-chlorid hat Eisen die Oxidationszahl +III

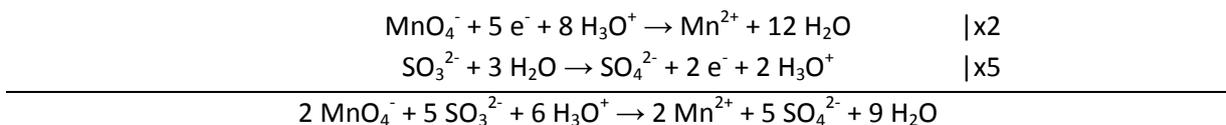
Oxidationszahlen werden mit römischen Zahlen über das jeweilige Element geschrieben. Anhand der oben stehenden Regeln kann man z.B. die Oxidationszahl von Mangan im Permanganat-Ion ( $\text{MnO}_4^-$ ) bestimmen: Sauerstoff hat hier die Oxidationszahl  $-II$ . Die Oxidationszahl von Mangan wird wie folgt bestimmt:  $4 \cdot (-2) + x = -1$  (vgl. Punkt 3 oben: Die Summe aller Oxidationszahlen [linke Seite der Gleichung] muss die Ladung des Teilchens ergeben [rechte Seite]) Daraus folgt: Die Oxidationszahl von Mangan ist hier  $+VII$ .

### Aufstellen von Redoxgleichungen

Bitte immer diesem 8-Punkte-Plan folgen:

1. Ermitteln von Produkten und Edukten für die Teilgleichungen (wenn möglich: nur Ionen, keine kompletten Salze)
2. Bestimmen der Oxidationszahlen
3. Wenn nötig: Ausgleichen der Teilchenzahlen der Elemente, bei denen sich die Oxidationszahlen ändern.
4. Elektronenausgleich: Die Summe der Oxidationszahlen und der einzeln angeschriebenen Elektronen (zählen jeweils als  $-1$ ) muss auf beiden Seiten gleich sein!
5. Ladungsausgleich: Die Summe der Ladungen auf beiden Seiten wird mit Hilfe von Oxonium-Ionen (im Sauren) oder Hydroxid-Ionen (im Basischen) ausgeglichen.
6. Wasserausgleich: Zählen der Sauerstoffatome auf beiden Seiten und Ausgleichen mit Wassermolekülen.
7. Kontrolle: Zählen der Wasserstoffatome auf beiden Seiten – passt die Anzahl, ist die Gleichung fast immer richtig, passt sie nicht, ist irgendwo vorher ein Fehler unterlaufen.
8. Ausgleichen der Elektronenzahl der Teilgleichungen durch Multiplikation mit entsprechenden Faktoren, Addition der Gleichungen und „Kürzen“ von Teilchen, die sowohl links als auch rechts vorkommen. (Die Elektronen müssen dabei wegfallen)

Bsp.: Reduktion von Permanganat-Ionen durch Natriumsulfit im Sauren zu Mangan(II)-Ionen.



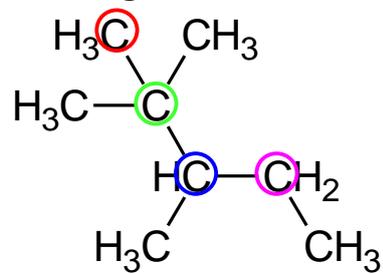
### homologe Reihe der Alkane

Summenformel	Name
CH <sub>4</sub>	Methan
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	Ethan
C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	Propan
C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	Butan
C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>	Pentan
C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>	Hexan
C <sub>7</sub> H <sub>16</sub>	Heptan
C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>	Octan
C <sub>9</sub> H <sub>20</sub>	Nonan
C <sub>10</sub> H <sub>22</sub>	Decan

Allgemeine Summenformel: C<sub>n</sub>H<sub>2n+2</sub>

Taucht ein Kohlenwasserstoff als Seitenkette auf, so bekommt er die Endung -yl:  
z.B. -CH<sub>3</sub> = Methylgruppe; -C<sub>3</sub>H<sub>7</sub> = Propylgruppe

### Verzweigte Alkane



primäres Kohlenstoffatom (Bindung zu einem anderen Kohlenstoffatom)

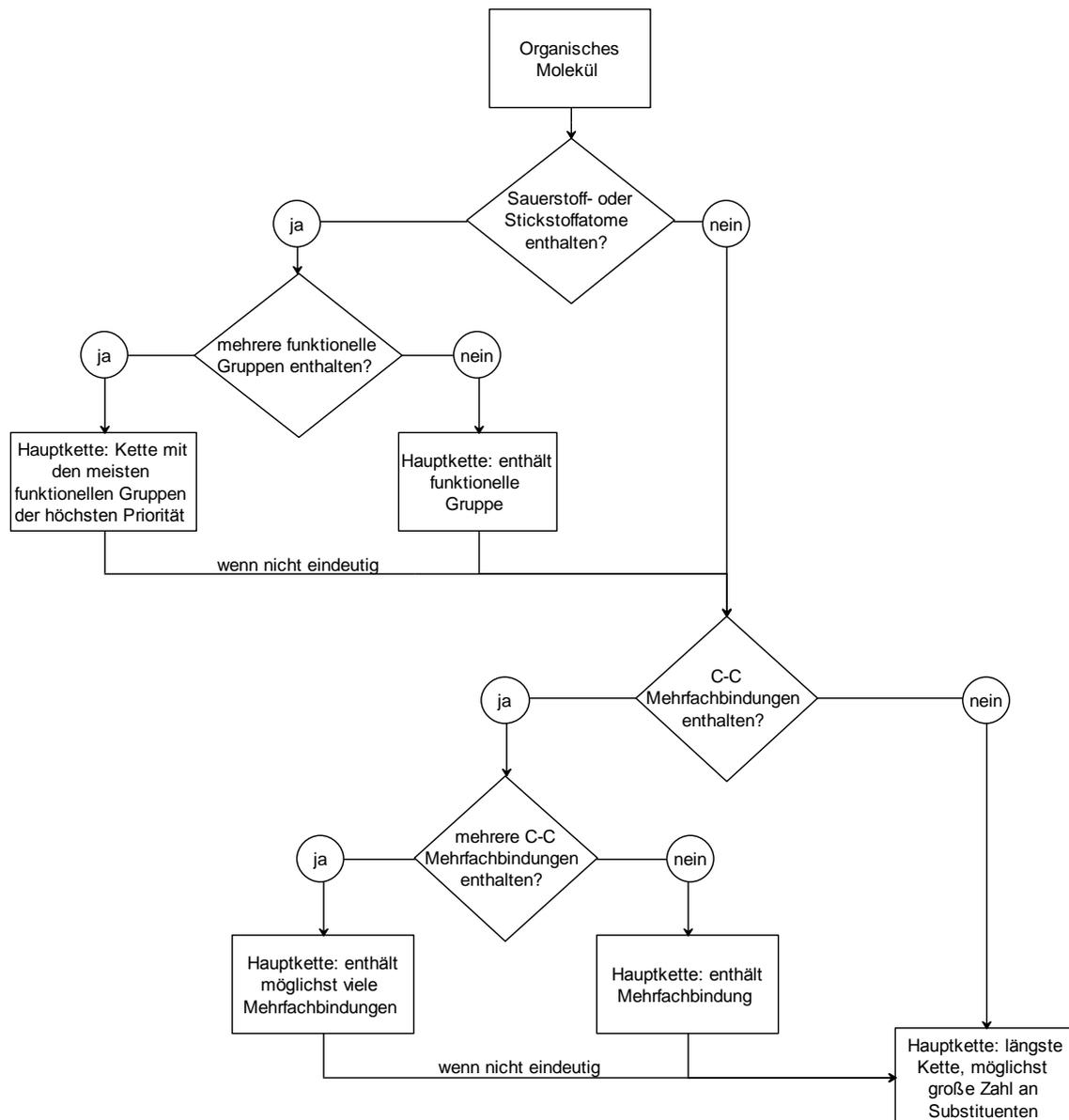
sekundäres Kohlenstoffatom (Bindungen zu zwei anderen Kohlenstoffatomen)

tertiäres Kohlenstoffatom (Bindungen zu drei anderen Kohlenstoffatomen)

quartäres Kohlenstoffatom (Bindungen zu vier anderen Kohlenstoffatomen)

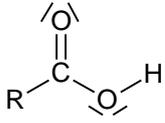
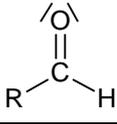
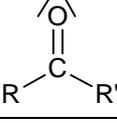
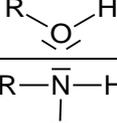
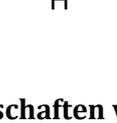
## Nomenklatur von Kohlenwasserstoffen

### 1. Ermitteln der Hauptkette:



2. Stammsilbe: ergibt sich aus der Anzahl der C-Atome in der Hauptkette – siehe homologe Reihe der Alkane (+Endung „a“, falls mehrere Doppel- oder Dreifachbindungen)
3. Für die Ermittlung der Lokanten (Platzziffern) aller Substituenten und Mehrfachbindungen gilt:  
Der Substituent/die funktionelle Gruppe, der/die am nächsten zu einem der Kettenenden steht, bekommt die kleinste Zahl. Bei Gleichheit bekommt die funktionelle Gruppe mit der höheren Priorität die kleinere Zahl.
4. Endung 1: nur Einfachbindungen: –an  
bei Doppelbindungen: Lokant(en) –en (+ Vorsilbe je nach Anzahl: „di“, „tri“,...)  
bei Dreifachbindungen: Lokant(en) –in (+ Vorsilbe je nach Anzahl: „di“, „tri“,...)
5. Endung 2 (soweit nötig): Lokant(en) + Endung der funktionellen Gruppe mit der höchsten Priorität (+ Vorsilbe)
6. Alle nicht in der Endung enthaltenen Substituenten werden mit Lokant und der Angabe der Anzahl alphabetisch sortiert vor die Stammsilbe gestellt.

### Prioritäten von funktionellen Gruppen

Verbindungs- klasse	funktionelle Gruppe	Benennung als Substituent	Stammname	Beispiel
Carbonsäuren		-carboxy-	-säure	Butansäure
Aldehyde		-formyl-	-al	Ethanal
Ketone		-oxo-	-on	Butan-2-on
Alkohole		-hydroxy-	-ol	Methanol
Amine		-amino-	-amin	Ethanamin

←höhere Priorität  
niedrigere Priorität→

### Physikalische Eigenschaften von Alkanen

- Siedetemperatur, Schmelztemperatur und Viskosität steigen mit zunehmender Anzahl an C-Atomen an.
- generell gilt: je kleiner die Moleküloberfläche, desto kleiner sind die van-der-Waals-Kräfte.
- löslich nur in unpolaren Stoffen, da die Bindungen in den Molekülen unpolar sind

### Chemische Eigenschaften von Kohlenwasserstoffen

- **Brennbarkeit**, Reaktion mit Sauerstoff:
  - vollständige Verbrennung: Produkte sind ausschließlich CO<sub>2</sub> und H<sub>2</sub>O
  - unvollständige Verbrennung: Neben CO<sub>2</sub> und H<sub>2</sub>O entstehen auch CO, kürzerkettige Alkane und Ruß (Kohlenstoff)

	Radikalische Substitution	Elektrophile Addition
<b>Edukte</b>	Alkan, Halogen	Alken, Halogen
<b>Zwischenprodukte</b>	Halogenradikal, Alkylradikal	Halogenium-Kation, Halogenid-Anion
<b>Produkte</b>	Halogenalkan, Wasserstoffhalogenid Austausch eines Wasserstoffatoms durch ein Halogenatom	1,2-Dihalogenalkan (Position der Halogenatome immer dort, wo die Doppelbindung war) Addition eines Halogenmoleküls an die Doppelbindung
<b>Aktivierung</b>	Licht, Wärme	-
<b>Nebenprodukte</b>	längerkettige Alkane, mehrfach halogenierte Alkane, Alkene	-
<b>Mechanismus über</b>	Radikalkettenreaktion	elektrophilen Angriff, nucleophilen Rückseitenangriff

### Verwendung und Gewinnung von Alkanen

- Hauptquelle: Erdöl (=Gemisch aus verschiedenen Kohlenwasserstoffen)
- Auftrennung durch **fraktionierte Destillation**
- Erhöhung der Ausbeute für Alkane mittlerer Länge (= **Benzin!**) durch **Cracken**

### Alkohole

- physikalische Eigenschaften:
  - Viskosität, Siede- und Schmelztemperatur analog zu Alkanen, zusätzlich zu den van-der-Waals-Kräften kommen noch Wasserstoffbrücken dazu
  - kurzkettige Alkohole löslich in polaren Stoffen, längerkettige in unpolaren Stoffen
  - **Abwägen zwischen der unpolaren Alkylkette und der/den Hydroxy-Gruppen nötig!**
- Je nach Position der OH-Gruppe wird zwischen primären, sekundären und tertiären (OH-Gruppe an einem primären, sekundären oder tertiären C-Atom) Alkoholen unterschieden.
- chemische Eigenschaften:
  - Oxidierbarkeit von primären Alkoholen:
    - Schwache Oxidationsmittel setzen den Alkohol zu einem Aldehyd um.
    - Starke Oxidationsmittel setzen den Alkohol zur Carbonsäure um.
  - Oxidierbarkeit von sekundären und tertiären Alkoholen:
    - Bei sekundären Alkoholen entsteht immer ein Keton
    - Bei tertiären Alkoholen ist eine Oxidation nur unter Zerstörung des C-Atom-Skeletts möglich.
- großtechnische Herstellung von Ethanol für Lebensmittel durch Vergärung von Zucker mittels Mikroorganismen, v.a. Hefe

### Carbonyl-Verbindungen

- Aldehyde und Ketone
- typische Reaktion: nucleophile Addition
  - mit Alkoholen: Bildung von Halb- oder Vollacetalen
- wichtigster Vertreter: Aceton (Propanon)

### Carbonsäuren

- können das Proton der Carboxy-Gruppe abspalten
- Anionen heißen Alkanoate

### Carbonsäureester

- entstehen bei der Reaktion einer Carbonsäure mit einem Alkohol unter Wasserabspaltung (**Kondensationsreaktion**)
- Nomenklatur: z.B. Ester aus **Essigsäure** und **Methanol** – **Essigsäuremethylester**
- die Reaktion ist reversibel und wird durch Säure katalysiert
- Hydrolyse von Estern durch Kochen im Basischen

## **Biomoleküle**

- 3 große Klassen
  - Kohlenhydrate
  - Fette
  - Proteine

### **Kohlenhydrate**

Summenformel für Einfachzucker (**Monosaccharide**) ist immer  $C_nH_{2n}O_n$ , für alle Kohlenhydrate gilt die Summenformel  $C_nH_{2m}O_m$ . Wichtigster Einfachzucker ist die **Glucose**  $C_6H_{12}O_6$  (2,3,4,5,6-Pentahydroxyhexanal). Durch Verknüpfung vieler Einfachzucker-Moleküle entstehen **Polysaccharide**, z.B. **Stärke** und **Cellulose**.

### **Fette**

Fette sind **Ester** aus **Glycerin** (Propan-1,2,3-triol) und drei **Fettsäuren** (z.B. Palmitinsäure, Ölsäure, Linolsäure).

### **Proteine**

Proteine entstehen durch **Kettenbildung** zwischen **Aminosäuren**. Dabei reagiert die Aminogruppe einer Aminosäure mit der Carbonsäuregruppe der nächsten Aminosäure, usw. Die entstehende Bindung wird als Peptidbindung bezeichnet. Proteine können aus mehreren Tausend Aminosäurebausteinen bestehen.