

A chemistry laboratory setting with shelves filled with various bottles and glassware. A bright, glowing light source is visible in the center, creating a strong lens flare effect. The overall atmosphere is warm and focused on scientific study.

Grundwissen Chemie

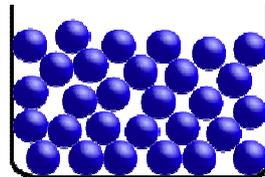
8. Jahrgangsstufe
(NTG)

1. Stoffe und Eigenschaften

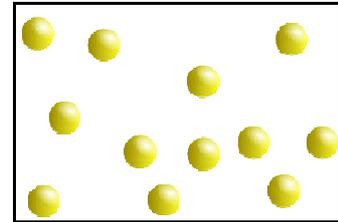
- **Chemischer Vorgang:** *Stoffänderung verbunden mit Energiebeteiligung*, die Produkte einer chemischen Reaktion besitzen andere Kenneigenschaften, als die ursprünglichen Stoffe.
- **Physikalischer Vorgang:** *Zustandsänderung unter Energiebeteiligung*, keine Stoffänderung (z.B. verschiedene Aggregatzustände)
- **Aggregatzustand:** *physikalischer Zustand eines Stoffes*; die häufigsten Aggregatzustände sind fest (s), flüssig (l) oder gasförmig (g). **Teilchenmodell:**



Feststoff



Flüssigkeit



Gas

- **Glimmspanprobe:** Aufglimmen des glühenden Holzspans in fraglichem Gas ist ein *Nachweis für Sauerstoff*
- **Knallgasprobe:** Ploppen / Knallen / Pfeifen eines Gasgemisches (fragliches Gas mit Luft) an einer Flamme ist ein *Nachweis für Wasserstoff*
- **Kalkwasserprobe:** Trübung von Kalkwasser beim Einleiten des fraglichen Gases ist ein *Nachweis für Kohlendioxid*
- **Atom:** *ungeladenes einzelnes Teilchen* (kleinstes Teilchen eines Elementes); Bsp.: Fe, Mg, etc.
- **Element:** Stoff, der aus *gleichen* Atomen aufgebaut ist; Bsp.: Mg, S, H₂, O₂
- **chemische Verbindung:** Stoff der aus *verschiedenen* Elementen aufgebaut ist; Bsp.: NH₃, NaCl
- **Molekül:** mehrere *verbundene Atome*; Bsp.: CO₂, H₂O, etc.
- **Ion:** *elektrisch geladenes Teilchen*
Kation: positiv geladenes Ion; **Anion:** negativ geladenes Ion

2. Die chemische Reaktion

- **Zweiatomige Elemente:** H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂, Br₂, I₂
- **chemische Formel (Molekülformel / Verhältnisformel):**
Bsp.: 4 SO₃ => 4 = Koeffizient (Anzahl der Teilchen, hier SO₃)
3 = Index (Anzahl der Atome gleicher Sorte in einer Verbindung, hier O)
Der Index berechnet sich aus der Wertigkeit
- **Aufstellen chemischer Formeln** (Molekül- bzw. Verhältnisformeln) mit Hilfe der **Wertigkeit**
- **Benennung von Verbindungen:** -oxid, sulfid, -fluorid, -chlorid, -bromid, -iodid, -nitrid ...
- Bedeutung der Fachbegriffe und Symbole **Edukt(e)**, **Produkt(e)** und **Reaktionspfeil**
- Reaktionstypen: **Synthese** (=Bildung eines Produktes aus mehreren Edukten)
Analyse (= Zerlegung eines Eduktes in mehrere Produkte)
Analysetypen: Elektrolyse und Thermolyse
Umsetzung (= Umlagerung der Atome von einem Edukt zum anderen, so dass aus mehreren Edukten mehrere Produkte entstehen)

- **chemische Reaktionsgleichung**

- Aufstellungsregeln: 1. Wortgleichung aufstellen (im Kopf oder auf dem Papier)
 2. chemische Formeln aufstellen; auf Edukt- und Produktseite aufschreiben
 3. Koeffizienten ergänzen (=Ausgleichen der Gleichung); Überprüfung

- **Energieänderung bei einer chemischen Reaktion**

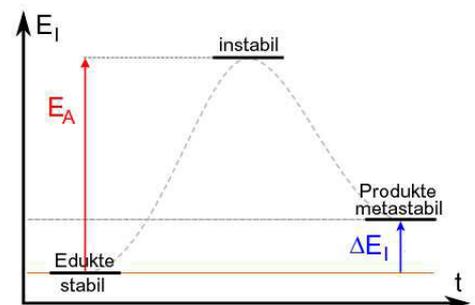
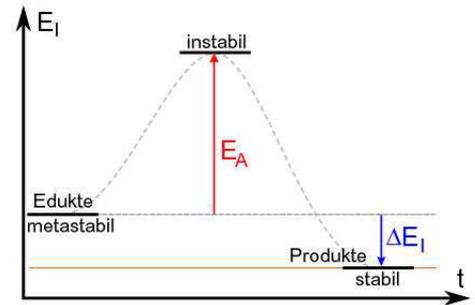
$$\Delta E = E_{\text{Produkte}} - E_{\text{Edukte}}$$

exotherm: Abgabe von Energie, $\Delta E < 0$

endotherm: Aufnahme von Energie; $\Delta E > 0$

beschriftetes **Energiediagramm** für endotherme und exotherme Reaktionen (mit Edukten, Produkten, Reaktionsenergie, Aktivierungsenergie, stabil / instabil / metastabil)

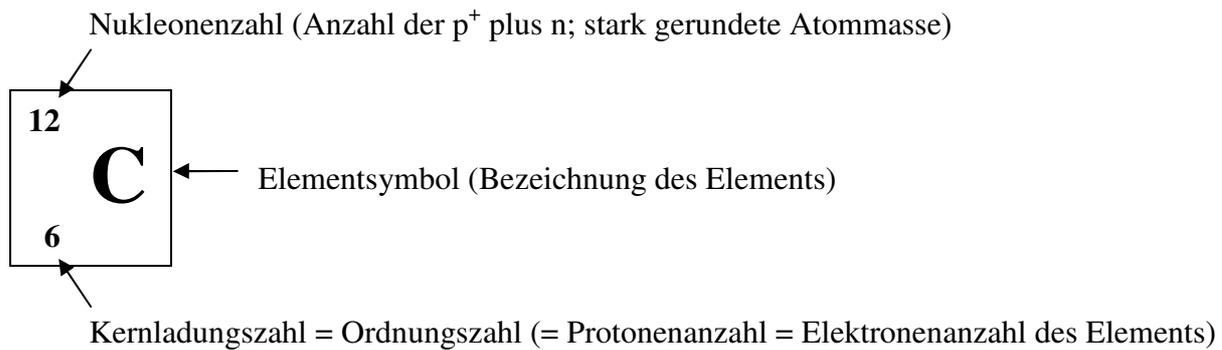
- **Reaktionsenergie ΔE_I :** Energieänderung während der chemischen Reaktion, d.h. wie viel Energie wird dabei insgesamt aufgenommen oder abgegeben.
- **Aktivierungsenergie E_A :** Energie, die aufgewendet werden muss, um die Reaktion zu starten.
- **Stabil:** nicht reaktiv, energiearm
- **Instabil:** sehr reaktiv (reagiert sofort), energiereich
- **Katalysatoren** beschleunigen eine chemische Reaktion, indem sie die Aktivierungsenergie herabsetzen. Sie gehen unverbraucht aus der Reaktion hervor.



3. Atomaufbau

- **Atomkern** mit Protonen p^+ und Neutronen n → definieren die Masse des Atoms
- **Isotope:** Atome eines Elements (gleiche Protonenzahl), die sich in ihrer *Neutronenzahl* und damit in ihrer Atommasse *unterscheiden*, sie besitzen gleiche chemische Eigenschaften; Bsp.: ^{12}C , ^{13}C , ^{14}C oder ^1H ; ^2H (= D), ^3H (= T)
- **Atomhülle / Schalen / Orbitale** mit Elektronen e^- → definieren Eigenschaften & Reaktionen
- **Elektronenkonfiguration:** Anordnung der Elektronen e^- auf den Schalen; Zeichnen der Elektronenkonfiguration als Valenzstrichformel (Lewis- oder Elektronenformel).
- **Edelgaskonfiguration:** Zustand eines Elements mit 8 Elektronen in der äußersten Schale (Ausnahme: 1. Schale: 2 Elektronen); entspricht der Elektronenkonfiguration der Edelgase.
- **Valenzelektronen:** Elektronen der äußersten Schale (Anzahl = Hauptgruppennummer)
- **Atomrumpf:** Atom ohne Valenzelektronen
- **Edelgasregel (= Oktettregel):** Alle Elemente streben die Elektronenverteilung eines Edelgases an. 1. Periode: Elektronenduplett (Ausnahme!), alle anderen Perioden: Elektronenoktett.
- **Ionenbildung:** Abgabe oder Aufnahme von Elektronen führt zur Bildung von geladenen Teilchen. Grund für die Abgabe bzw. Aufnahme von Elektronen ist die Tendenz zur Ausbildung der Edelgaskonfiguration der einzelnen Elemente.
Metalle sind Elektronengeber; sie geben Elektronen ab und werden dadurch zu **Kationen**.
Nichtmetalle sind Elektronennehmer; sie nehmen Elektronen auf und werden so zu **Anionen**.
 (Halbmetalle verhalten sich meist wie Metalle)

4. Das gekürzte PSE



- **Umgang mit dem Periodensystem:** Herauslesen wichtiger Elementinformationen aus dem PSE
→ Metalle / Halbmetalle / Nichtmetalle
→ Hauptgruppen; Hauptgruppennummer = Zahl der Valenzelektronen
→ Periodennummer = Zahl der Schalen (Energienstufen); Maß für die Größe der Elektronenhülle
→ Ionisierungsenergie, Ionenradius, Atomradius, Elektronegativität
- **Alkalimetalle (Hauptgruppe I):** bilden einfach geladene Kationen (Na^+ , Li^+ , K^+), sehr reaktiv, Zunahme der Reaktivität mit größerem Atomradius (geringere Ionisierungsenergie)
- **Erdalkalimetalle (Hauptgruppe II):** bilden zweifach geladene Kationen (Bsp.: Mg^{2+} , Ca^{2+})
- **Halogene:** zweiatomige Stoffe, sehr reaktiv; bilden einfach geladene Anionen (F^- , Cl^- , Br^- , I^-)
Benennung der Ionen: Halogen + *-id* (z.B. fluorid, chlorid, bromid, iodid); Abnahme der Reaktivität mit steigendem Atomradius (geringere Elektronenaffinität)
- **Edelgase** atomare Gase, Elektronenduplett oder -oktett, nicht reaktiv
- **Ionisierungsenergie:** Energie, die zur *Abgabe* von Elektronen nötig ist (Symbol: ΔE_{I}).

5. Salze und Ionenbindung

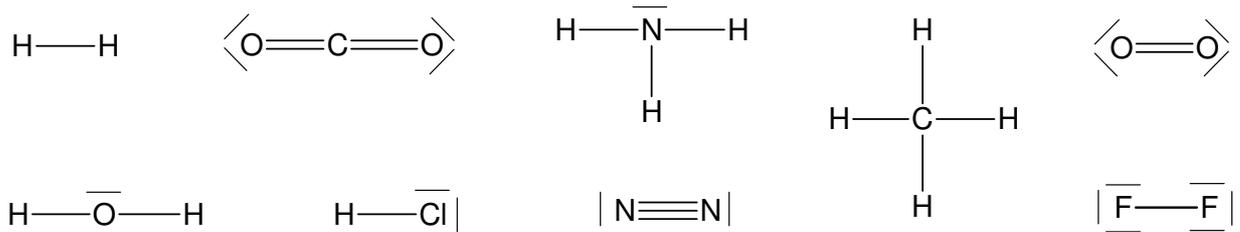
- **Salze:** Verbindungen, die aus Ionen (Metallkation und Nichtmetallanion) bestehen.
- **Ionengitter:** Feste Struktur, die durch die elektrostatischen Anziehungskräfte zwischen verschiedenen geladenen Ionen (Kationen und Anionen) entsteht. (Teilchenmodell; Skizze)
- **Ionenbindung** Bindung zwischen Ionen, die durch elektrostatische Anziehungskräfte zwischen verschiedenen geladenen Ionen entsteht.
- **typische Eigenschaften:** spröde, leiten als Schmelze und in Lösung elektrischen Strom, hoher Schmelzpunkt und Siedepunkt, meist kristallin
- **Gitterenergie:** Energie, die bei der Bildung eines Ionengitters frei wird (Symbol: ΔE_{Gitt})
- **Aufstellen von Salzbildungs- und Elektrolysegleichungen aus Teilgleichungen:**
 1. Bestimmung von Elektronengeber (Metalle; niedrigere Ionisierungsenergie) und Elektronennehmer (Nichtmetalle; höhere Ionisierungsenergie)
 2. Elektronengeber: Element \rightarrow Kation + Anzahl Valenzelektronen (z.B. $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$)
Elektronennehmer: Element + Anzahl Valenzelektronen \rightarrow Anion (z.B. $\text{Cl}_2 + 2e^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-$)
 3. Angleichen der Elektronen (kgV) und Zusammenfassung (z.B. $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{Na}^+ + 2 \text{Cl}^-$)
 \rightarrow **Elektrolysegleichung** als Umkehrung der Salzbildung aus den Elementen (Teilgleichungen umkehren, z.B. $\text{Na}^+ + e^- \rightarrow \text{Na}$; $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2e^-$; $2 \text{Na}^+ + 2 \text{Cl}^- \rightarrow 2 \text{Na} + \text{Cl}_2$).

6. Metalle und Metallbindung

- **Metalleigenschaften:** Glanz, Leitfähigkeit für die Wärme und Elektrizität, Verformbarkeit, hohe Dichte, Minderung der elektrischen Leitfähigkeit bei Temperaturerhöhung
- **Metallgitter** Regelmäßige räumliche Anordnung von positiv geladenen Metallatomrümpfen, die durch ein „Elektronengas“ aus delokalisierten („frei beweglichen“) Elektronen zusammengehalten werden. Es entsteht eine dichteste Kugelpackung.
- **Metallbindung** Elektrostatische Anziehung zwischen den positiv geladenen Atomrümpfen und dem negativ geladenen Elektronengas.
- **Reaktionsverhalten der Metalle:**
 - Metallatome sind Elektronendonatoren; sie bilden Kationen
 - Uedle Metalle reagieren mit verdünnten Säuren unter Wasserstoffentwicklung; Edle Metalle reagieren dagegen nicht mit verdünnten Säuren.

7. Moleküle und Atombindung

- **Atombindung** = Elektronenpaarbindung.
Durch Überlappung von Atomorbitalen (Aufenthaltsbereiche der Elektronenhülle) entstehen Molekülorbitale, die einem gemeinsamen Elektronenpaar entsprechen.
Die Bindung erfolgt durch elektrostatische Anziehungskräfte zwischen den positiv geladenen Atomkernen und den negativ geladenen Elektronen in der Bindung zwischen den Atomkernen.
Diese bindenden Elektronenpaare, sowie die freien Elektronenpaare können mit der Lewis-Formel (= Elektronenformel oder Valenzstrichformel) dargestellt werden.
- **Elektronen- oder Lewis-Formel = Valenzstrichformel**
Formeln, die die bindenden und nicht bindenden Elektronenpaare angeben
 1. Prinzip bei der Anordnung: H immer randständig; Atome meist symmetrisch angeordnet.
 2. Prinzip bei der Anordnung: Alle Atome erreichen ein Elektronenoktett bzw. -duplett, z.B.:



- **Beispiele für Verbindungen** (siehe oben)
Wasserstoff = H_2 , Kohlenstoffdioxid = CO_2 , Ammoniak = NH_3 , Methan = CH_4 , Sauerstoff = O_2
Wasser = H_2O , Wasserstoffchlorid = HCl , Stickstoff = N_2 , Fluor = F_2
- **Einfachbindung:** ein bindendes Elektronenpaar (als Strich dargestellt)
- **Mehrfachbindung:** 2 oder 3 bindende Elektronenpaare (als Striche dargestellt)
- **Nichtbindendes Elektronenpaar (= freies Elektronenpaar):** Elektronenpaar (als Strich dargestellt), das sich nur an einem Atom (nicht zwischen zwei Atomen) befindet.
- **Bestimmung der Oktettregel in Elektronen- / Lewis-Formeln (Valenzstrichformeln):**
 - Nichtbindende (freie) Elektronenpaare zählen nur für das Atom, zu dem sie gehören
 - Bindende Elektronenpaare werden gleichermaßen zu beiden Atomen gezählt
 - Die Summe von nichtbindenden und bindenden Elektronen ergibt 8 (für Wasserstoff: 2).

Chemie- übungen



Verhaltensregeln zur Unfallverhütung

GRUNDSÄTZLICH:

- Im Übungsraum darf nicht gegessen oder getrunken werden!

VOR BEGINN DER VERSUCHE:

- Genau auf die Anweisungen des Lehrers achten!
- Die Versuchsanleitungen strikt einhalten!
- Versuche erst beginnen bzw. diese sofort abbrechen, wenn der Lehrer dies anordnet!
- Auf dem Experimentiertisch soll stets Ordnung und Übersicht herrschen:
 - nicht benötigte Schulsachen aus dem Experimentierbereich entfernen
 - Schultaschen auf die Seite stellen (aber so, daß keiner darüber stolpert)

WÄHREND DER VERSUCHE:

- Der Arbeitsplatz darf nicht verlassen werden (außer auf ausdrückliche Anweisung des Lehrers hin)!
- Stets Schutzbrille tragen, wenn der Lehrer dies anordnet!
- Stehend experimentieren!
- Keine Spielereien!
- Chemikalien vor Verunreinigungen schützen (nur saubere Spatel / Löffel zur Substanzentnahme verwenden)!
- Niemals Chemikalien mit nach Hause nehmen!
- Chemikalien nicht mit den Fingern berühren!
Niemals Geschmacksproben nehmen; Vorsicht bei Geruchsproben!
- Beim Umgang mit ätzenden Chemikalien (z.B. Säuren und Laugen) größte Vorsicht walten lassen!
Spritzer auf der Haut sofort mit viel Wasser abwaschen!
- Die Arme nie auf den Experimentiertisch legen!
- Beim Umgang mit feuergefährlichen Chemikalien niemals mit offener Flamme arbeiten!
- Niemals das Gesicht über die Öffnung eines Reaktionsgefäßes halten, in dem gerade eine Reaktion abläuft! Beim Erhitzen auf Siedeverzüge achten!
Öffnung des Reaktionsgefäßes niemals auf andere Personen richten!
- Bei Versuchsspannen sofort den Lehrer informieren!

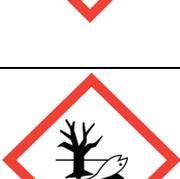
NACH DEN VERSUCHEN:

- Die Anweisungen des Lehrers zur Sondermüllbeseitigung beachten!
- Alle benutzten Geräte sorgfältig reinigen und gebrauchsfähig zurückstellen!
- Gas- und Wasserhähne schließen!
- Hände gründlich waschen!

Alte Gefahrensymbole nach EU-Richtlinie:



GHS Gefahrensymbole und ihre Bedeutung

Piktogramm	Symbol	Wirkungsbeispiele	Sicherheit & Erste Hilfe
	Explodierende Bombe GHS01	Explodieren durch Feuer, Schlag, Reibung, Erwärmung; Gefahr durch Feuer, Luftdruck, Splitter.	Nicht reiben oder stoßen, Feuer, Funken und jede Wärmeentwicklung vermeiden.
	Flamme GHS02	Sind entzündbar; Flüssigkeiten bilden mit Luft explosionsfähige Mischungen; erzeugen mit Wasser entzündbare Gase oder sind selbstentzündbar.	Von offenen Flammen und Wärmequellen fernhalten; Gefäße dicht schließen; brandsicher aufbewahren.
	Flamme über Kreis GHS03	Wirken oxidierend und verstärken Brände. Bei Mischung mit brennbaren Stoffen entstehen explosionsgefährliche Gemische.	Von brennbaren Stoffen fernhalten und nicht mit diesen mischen; sauber aufbewahren.
	Gasflasche GHS04	Gasflaschen unter Druck können beim Erhitzen explodieren, tiefkalte Gase erzeugen Kälteverbrennungen.	Nicht erhitzen; bei tiefkalten Gasen Schutzhandschuhe und Schutzbrille tragen.
	Ätzwirkung GHS05	Zerstören Metalle und verätzen Körpergewebe; schwere Augenschäden sind möglich.	Kontakt vermeiden; Schutzbrille und Handschuhe tragen. Bei Kontakt Augen und Haut mit Wasser spülen.
	Totenkopf mit Knochen GHS06	Führen in kleineren Mengen sofort zu schweren gesundheitlichen Schäden oder zum Tode.	Nicht einatmen, berühren, verschlucken. Arbeitsschutz tragen. Sofort Notarzt oder Giftinformationszentrum anrufen. Stabile Seitenlage.
	Ausrufezeichen GHS07	Führen zu gesundheitlichen Schäden, reizen Augen, Haut oder Atemwegsorgane. Führen in größeren Mengen zum Tode.	Wie oben; bei Hautreizungen oder Augenkontakt mit Wasser oder geeignetem Mittel spülen.
	Gesundheitsgefahr GHS08	Wirken allergieauslösend, krebserzeugend (carcinogen), erbgutverändernd (mutagen), fortpflanzungsgefährdend und fruchtschädigend (reprotoxisch) oder organschädigend.	Vor der Arbeit mit solchen Stoffen muss man sich gut informieren; Schutzkleidung und Handschuhe, Augen- und Mundschutz oder Atemschutz tragen.
	Umwelt GHS09	Sind für Wasserorganismen schädlich, giftig oder sehr giftig, akut oder mit Langzeitwirkung.	Nur im Sondermüll entsorgen, keinesfalls in die Umwelt gelangen lassen.

A chemistry laboratory setting with shelves filled with various bottles and glassware. A bright, glowing light source is positioned in the center, creating a strong lens flare effect. The text is overlaid on this scene.

Grundwissen Chemie

9. Jahrgangsstufe
(NTG)

1. Qualitative Analysemethoden

- **Flammenfärbung:** Anregung von Elektronen durch Hitze → Übergang in weiter außen liegende Schale / höheres Energieniveau → Zurückfallen in den Grundzustand, dabei Abgabe der zuvor aufgenommenen Energie in Form von Licht einer bestimmten Wellenlänge (Farbe).
- **Fällungsreaktionen zum Nachweis von Anionen:**
 - Nachweis von Halogenidionen mit Silbernitratlösung (AgNO_3)
Halogenidion Chlorid (Cl^-): weiß; Bromid (Br^-): gelblich; Iodid (I^-): gelb
z.B. $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- + \text{X}^- \rightarrow \text{AgX}_{(s)} + \text{NO}_3^-$ (*X steht für ein beliebiges Halogenid-Ion*)
 - Nachweis von Sulfationen mit Bariumchloridlösung (BaCl_2)
 $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_{4(s)}$ (weißer Niederschlag)

2. Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen

- **Atommasse m_A :** Masse eines einzelnen Atoms mit der **atomaren Masseneinheit**.
 $1 \text{ u} = 1/12$ der Masse eines ^{12}C -Atoms. Angabe im PSE mit Nachkommastellen.
- **Molekülmasse m_M :** Summe der Atommassen aller in einem Molekül enthaltenen Atome
- **Stoffmenge n ,** Einheit mol, **Avogadrokonstante $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$**
- **Molare Masse M :** Masse von 1 mol Teilchen, Zahlenwert wie m_A/m_M , **Einheit: g/mol**
- **Molares Volumen V_m :** Volumen von 1 mol Gasmoleküle; Gase besitzen bei Normbedingungen ein molares Normvolumen V_{mn} von 22,4 L/mol
(*Normbedingungen: Temperatur 0°C ; Luftdruck 1013 hPa*)
- **Stoffmengenkonzentration c ,** Einheit mol/L
- **Wichtige Rechenformeln:** $N = n \cdot N_A$ $m = n \cdot M$ $V = n \cdot V_m$ $c = n : V$
- **Stöchiometrische Berechnungen** auch unter Mitverwendung von Stoffmengenverhältnissen

3. Molekülstruktur und Stoffeigenschaften

- **Valenzstrichformeln (Lewis-Formeln, Elektronenformeln):** siehe 8. Klasse, allerdings zusätzlich mit Oktetaufweitung und formalen / echten Ladungen
- **Ladungsbestimmung:** Vergleich der Anzahl der bindenden und nichtbindenden Elektronen eines Atoms in der Verbindung mit der Valenzelektronenanzahl laut Periodensystem:
 1. Anzahl nichtbindender Elektronen und Hälfte der bindenden Elektronenpaare addieren
 2. Valenzelektronen – berechnete Elektronenanzahl = Ladung des Atoms in der Verbindung
- **Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA, engl. VSEPR):** Elektronenpaare stoßen sich gegenseitig ab und ordnen sich so an, dass sie möglichst weit voneinander entfernt sind;
Resultat: **Bindungswinkel** zwischen Atomen, die durch bindende Elektronenpaare verknüpft sind. (Bindungswinkel können immer nur zwischen zwei Bindungen formuliert werden!)
Verzerrte Bindungswinkel: Freie Elektronenpaare und Mehrfachbindungen (Doppelbindungen und Dreifachbindungen) besitzen eine etwas stärkere Abstoßung als Einfachbindungen
→ Verzerrung der regelmäßigen Bindungswinkel

- **Räumlicher Bau** von Molekülen: linear = 180° , trigonal planar = 120° , tetraedrisch = $109,5^\circ$
Es wird nur die Geometrie bindender Elektronenpaare betrachtet.
Weitere Möglichkeiten: gewinkelt (z.B. H_2O), pyramidal (z.B. NH_3), oktaedrisch (z.B. SF_6)
- **Elektronegativität:** Maß für die Fähigkeit eines Atoms, die Elektronen einer Atombindung zu sich zu ziehen. Angabe im PSE. Je größer der Wert der Elektronegativität (= EN), desto stärker zieht ein Atom die Bindungselektronen zu sich.
- **polare Atombindung:** Atombindung, in der die Bindungselektronen aufgrund der unterschiedlichen Elektronegativitäten der gebundenen Atome asymmetrisch verteilt sind. Bestimmung mithilfe der **Elektronegativitätsdifferenz (ΔEN)**.
Ungefähre Richtwerte: $\Delta EN < 0,5$: unpolar; $0,5 \leq \Delta EN \leq 1,5$: polar; $\Delta EN > 1,5$: ionisch
- **Partiellladung:** Teilladung, die sich in Molekülen mit Atomen unterschiedlicher Elektronegativitäten ergibt, da die (negativ geladenen) Bindungselektronen asymmetrisch verteilt sind.
Symbole: $\delta+$ und $\delta-$
- **Dipol:** Molekül, in dem sich die Partiellladungen nicht gegenseitig aufheben (in dem die positiven und negativen Ladungsschwerpunkte nicht zusammenfallen)
- **Zwischenmolekulare Kräfte:** Anziehungskräfte zwischen Molekülen (nicht zu verwechseln mit Bindungen zwischen Atomen innerhalb eines Moleküls!)
 - **Van der Waals-Kräfte (VdW)** bei unpolaren Molekülen, aufgrund von spontanen und induzierten Dipolen. Schwächer als die übrigen zwischenmolekularen Kräfte.
 - **Dipol-Dipol-Kräfte:** Wechselwirkungen zwischen positiven und negativen Partiellladungen bei Dipolmolekülen. Stärker als Van der Waals-Kräfte.
Spezialfall: **Wasserstoffbrückenbindungen (H-Brücken; H-Bindungen):** besonders stark ausgeprägte Dipol-Dipol-Kräfte zwischen O, N, F und O-H, N-H, F-H.
 - **Ion-Dipol-Wechselwirkung:** elektrostatische Anziehungskräfte zwischen der Ionenladung und der Partiellladung eines Dipols. Stärker als Dipol-Dipol-Kräfte.
 - **Ionische Wechselwirkungen (Ionenbindung):** elektrostatische Anziehung zwischen Ionen. Stärker als Ion-Dipol-Wechselwirkungen (stärkste zwischenmolekulare Kräfte).
- **Auswirkungen der zwischenmolekularen Kräfte:** Die Stärke der Wechselwirkung ist von der Art der Kraft und von der Moleküloberfläche abhängig, über die die Kraft wirken kann.
→ Je größer die Moleküloberfläche, desto stärker wirken die jeweiligen Kräfte.
 - **Siedetemperatur:** Je stärker die zwischenmolekularen Kräfte, desto höher ist die Siedetemperatur, da mehr Energie zugeführt werden muss, um die Moleküle voneinander zu trennen und in den gasförmigen (= vollständig voneinander getrennten) Zustand zu überführen.
 - Analog gelten diese Zusammenhänge auch für den **Schmelzpunkt:** Reicht die zugeführte Wärmeenergie (Temperatur) als Energiezufuhr aus, um die zwischenmolekularen Kräfte so weit zu überwinden, dass die Teilchen fließen können, so liegt ein Stoff als Flüssigkeit vor.
 - **Löslichkeit:** „Ähnliches löst sich in Ähnlichem.“ → Polare Stoffe (= Moleküle mit hohem Dipolcharakter) lösen sich in polaren Lösungsmitteln (Beispiel: Wasser); unpolare Stoffe lösen sich in unpolaren Lösungsmitteln (Beispiel: Benzin).
- **Wasser als Lösungsmittel:**
Hydratation: Umhüllung von Ionen oder Molekülen mit Wassermolekülen → Hydrathülle
Lösen von Salzen: Lösungsenergie = Hydratationsenergie – Gitterenergie;
Es gelten folgende Zusammenhänge:
Betrag der Hydratationsenergie > Betrag der Gitterenergie => löslich; exothermer Vorgang
Betrag der Hydratationsenergie < Betrag der Gitterenergie => unlöslich; endothermer Vorgang
Betrag der Hydratationsenergie <<< Betrag der Gitterenergie => unlöslich

4. Protonenübergänge

- **Säure = Protonendonator:** Stoffe, die H^+ abgeben. Voraussetzung: sie müssen ein H-Atom mit einer positiven Partialladung (an einer stark polaren Atombindung) besitzen.
- **Base = Protonenakzeptor:** Stoffe, die H^+ aufnehmen. Voraussetzung: sie müssen ein freies Elektronenpaar an einem Atom mit negativer Ladung bzw. negativer Partialladung besitzen.
- Wässrige saure Lösungen enthalten **Oxoniumionen (H_3O^+)**, wässrige alkalische Lösungen enthalten **Hydroxidionen (OH^-)**.
- **pH-Wert:** gibt an, ob eine Lösung sauer ($pH < 7$), neutral ($pH = 7$) oder alkalisch ($pH > 7$) ist
- **Indikator:** Stoff, der durch seine Farbe anzeigt, ob eine Lösung sauer, neutral oder alkalisch ist:

Indikator	sauer	neutral	alkalisch
Bromthymolblau	gelb	grün	blau
Phenolphthalein	farblos	farblos	pink

- **Ampholyt:** Stoff, der je nach Reaktionspartner als Säure oder als Base reagieren kann, z.B.: H_2O (Wasser); HSO_4^- (Hydrosulfat-Ion); HSO_3^- (Hydrosulfit-Ion); HCO_3^- (Hydrogencarbonat-Ion); $H_2PO_4^-$ (Dihydrogenphosphat-Ion); HPO_4^{2-} (Hydrogenphosphat-Ion).
- **Protolyse** (Protonenübergang, Säure-Base-Reaktion): Säure gibt ein Proton ab, Base nimmt es auf → Donor-Akzeptor-Prinzip.
Allgemeine Reaktionsgleichung: Säure $HA + Base B \rightarrow Base A^- + Säure HB^+$
- **korrespondierende Säure-Base-Paare:** Säure HA reagiert zu korrespondierender Base A^-
Base B reagiert zu korrespondierender Säure HB^+
- **Neutralisation:** Säure + Lauge → Salz + Wasser (bei gleichen Mengen H_3O^+ und OH^-)
- **Säure-Base-Titration:** Zu einem bestimmten Volumen Säure (bzw. Lauge) unbekannter Stoffmengenkonzentration wird nach Zusatz eines Indikators mit einer Bürette langsam Lauge (bzw. Säure) bekannter Konzentration (= Maßlösung) gegeben, bis der Indikator umschlägt. → **Äquivalenzpunkt**. Aus dem verbrauchten Volumen der Maßlösung kann die Konzentration der titrierten Säure (bzw. Lauge) errechnet werden.
- **Berechnungen zur Titration (Formel: $c = n : V$)**
 1. Reaktionsgleichung aufstellen
 2. Stoffmenge der zugegebenen Maßlösung berechnen
 3. Stoffmengenverhältnis aus Gleichung ablesen und Stoffmenge der titrierten Probe berechnen
 4. Aus Stoffmenge der Probe und Volumen der Probe die Stoffmengenkonzentration berechnen
- **Wichtige Säuren und Säurerestanionen, deren Formeln man kennen muss:**
Salzsäure = HCl ; Säurerest-Anion: Chlorid = Cl^-
Kohlensäure = H_2CO_3 ; Säurerest-Anion: Carbonat = CO_3^{2-}
Schweflige Säure: H_2SO_3 ; Säurerest-Anion: Sulfit = SO_3^{2-}
Schwefelsäure H_2SO_4 ; Säurerest-Anion: Sulfat = SO_4^{2-}
Salpetrige Säure HNO_2 ; Säurerest-Anion: Nitrit = NO_2^-
Salpetersäure HNO_3 ; Säurerest-Anion: Nitrat = NO_3^-
Phosphorsäure H_3PO_4 ; Säurerest-Anion: Phosphat = PO_4^{3-}
Essigsäure H_3CCOOH (Abk. HAc); Säurerest-Anion: Acetat = H_3CCOO^- (Abk. Ac^-)
- **Wichtige Laugen, deren Formeln man kennen muss:**
Natronlauge = $NaOH$
Kalilauge = KOH
Kalkwasser = $Ca(OH)_2$
Ammoniakwasser = NH_3 (bzw. NH_4OH)

5. Elektronenübergänge

- Die **Oxidationszahl (OZ)** gibt die Ladung an, die ein Atom hätte, wenn alle Elektronen einer Bindung dem elektronegativeren Partner zugeordnet werden. Die OZ gibt somit die gedachte Anzahl aufgenommener bzw. abgegebener Valenzelektronen an. Sie entspricht der Wertigkeit eines Atoms, allerdings erhält sie zusätzlich ein mathematisches Vorzeichen. (*Die OZ ist positiv, wenn das Atom Elektronen abgibt; sie ist negativ, wenn das Atom Elektronen aufnimmt.*)
Bestimmungshilfen:
 - Die OZ von Elementen ist stets 0
 - Die Summe aller OZ eines Stoffes ergibt die Ladung dieses Stoffes
 - H in Verbindung mit Nichtmetallen: OZ = +1 (*bei Metallen OZ = -1*)
 - F in Verbindungen immer OZ = -1
 - O in Verbindungen meist -2 (*Peroxide: OZ = -1; in OF₂: OZ = +2*)
- Oxidation:** Abgabe von Elektronen (Oxidationszahl steigt)
- Oxidationsmittel:** oxidieren andere Stoffe und werden dabei selbst reduziert, da sie dem oxidierten Stoff die Elektronen entreißen (= *Elektronenakzeptor; früher: Elektronennehmer*).
Beispiele: MnO₄⁻ (Permanganat-Ion); NO₃⁻ (Nitrat-Ion); Cr₂O₇²⁻ (Dichromat-Ion)
- Reduktion:** Aufnahme von Elektronen (Oxidationszahl sinkt)
- Reduktionsmittel:** reduzieren andere Stoffe und werden dabei selbst oxidiert, da sie dem zu reduzierenden Stoff die Elektronen übergeben (= *Elektronendonator; früher: Elektronengeber*).
Beispiele: H₂ (Wasserstoff), Mg (Magnesium), Zn (Zink), SO₃²⁻ (Sulfit-Ion)
- Redoxreaktion:** gleichzeitiger Ablauf von Oxidation und Reduktion → Elektronenübertragung von einem Reduktionsmittel auf ein Oxidationsmittel → Donor-Akzeptor-Prinzip
- Erstellen von **Redoxgleichungen**
 - Edukte / Produkte notieren (Oxidation und Reduktion in getrennten Teilgleichungen)
 - Oxidationszahlen (OZ) aller Atome ermitteln
 - Anzahl der aufgenommenen / abgegebenen Elektronen aus der Änderung der OZ ermitteln
 - Ladungsausgleich mit H₃O⁺ (im sauren Milieu) oder mit OH⁻ (im alkalischen Milieu)
 - Ausgleich der Atomzahlen mit H₂O
 - Multiplikation der Teilgleichungen mit dem kgV der Elektronenzahl
 - Zusammenfassen und Kürzen der Teilgleichungen

Beispiel: Saure Oxidation von Sulfit-Ionen mit Permanganat-Ionen zu Sulfat-Ionen und Mn²⁺:

1. Ox.: SO ₃ ²⁻ → SO ₄ ²⁻	Red.: MnO ₄ ⁻ → Mn ²⁺
+4 -2 +6 -2	+7 -2 +2
2. Ox.: SO ₃ ²⁻ → SO ₄ ²⁻	Red.: MnO ₄ ⁻ → Mn ²⁺
3. Abgegebene Elektronen = 6 - 4 = 2;	Aufgenommene Elektronen = 7 - 2 = 5
Ox.: SO ₃ ²⁻ → SO ₄ ²⁻ + 2e ⁻	Red.: MnO ₄ ⁻ + 5e ⁻ → Mn ²⁺
4. Ox.: Ladungssumme Edukte: -2;	Red.: Ladungssumme Edukte: -6
Ladungssumme Produkte: -4;	Ladungssumme Produkte: +2
Ladungsausgleich durch 2 H ₃ O ⁺	Ladungsausgleich durch 8 H ₃ O ⁺
Ox.: SO ₃ ²⁻ → SO ₄ ²⁻ + 2e ⁻ + 2 H ₃ O ⁺	Red.: MnO ₄ ⁻ + 5e ⁻ + 8 H ₃ O ⁺ → Mn ²⁺
5. Anzahl fehlender O-Atome (oder H-Atome) auf beiden Seiten des Reaktionspfeils ergänzen:	
Ox.: SO ₃ ²⁻ + 3 H ₂ O → SO ₄ ²⁻ + 2e ⁻ + 2 H ₃ O ⁺	Red.: MnO ₄ ⁻ + 5e ⁻ + 8 H ₃ O ⁺ → Mn ²⁺ + 12 H ₂ O
6. Elektronenanzahlen = 2 bzw. 5; kgV der Elektronenanzahlen = 10.	
→ Alle Moleküle der Oxidationsgleichung x5; alle Moleküle der Reduktionsgleichung x2.	
7. Redox: 5 SO ₃ ²⁻ + 2 MnO ₄ ⁻ + 6 H ₃ O ⁺ → 5 SO ₄ ²⁻ + 2 Mn ²⁺ + 9 H ₂ O (<i>vollständig gekürzt</i>)	
- Elektrolyse:** durch Anlegen von Gleichspannung erzwungene (endotherme) Redoxreaktion
- Umwandlung chemischer in elektrische Energie: **Batterie** (als Kombination eines Oxidationsmittels mit einem Reduktionsmittel; Trennung der Reaktionsräume durch eine semipermeable Membran); **Akku** (als wiederaufladbare Batterie dank umkehrbarer Redoxreaktionen)

Chemie- übungen



Verhaltensregeln zur Unfallverhütung

GRUNDSÄTZLICH:

- Im Übungsraum darf nicht gegessen oder getrunken werden!

VOR BEGINN DER VERSUCHE:

- Genau auf die Anweisungen des Lehrers achten!
- Die Versuchsanleitungen strikt einhalten!
- Versuche erst beginnen bzw. diese sofort abbrechen, wenn der Lehrer dies anordnet!
- Auf dem Experimentiertisch soll stets Ordnung und Übersicht herrschen:
 - nicht benötigte Schulsachen aus dem Experimentierbereich entfernen
 - Schultaschen auf die Seite stellen (aber so, daß keiner darüber stolpert)

WÄHREND DER VERSUCHE:

- Der Arbeitsplatz darf nicht verlassen werden (außer auf ausdrückliche Anweisung des Lehrers hin)!
- Stets Schutzbrille tragen, wenn der Lehrer dies anordnet!
- Stehend experimentieren!
- Keine Spielereien!
- Chemikalien vor Verunreinigungen schützen (nur saubere Spatel / Löffel zur Substanzentnahme verwenden)!
- Niemals Chemikalien mit nach Hause nehmen!
- Chemikalien nicht mit den Fingern berühren!
Niemals Geschmacksproben nehmen; Vorsicht bei Geruchsproben!
- Beim Umgang mit ätzenden Chemikalien (z.B. Säuren und Laugen) größte Vorsicht walten lassen!
Spritzer auf der Haut sofort mit viel Wasser abwaschen!
- Die Arme nie auf den Experimentiertisch legen!
- Beim Umgang mit feuergefährlichen Chemikalien niemals mit offener Flamme arbeiten!
- Niemals das Gesicht über die Öffnung eines Reaktionsgefäßes halten, in dem gerade eine Reaktion abläuft! Beim Erhitzen auf Siedeverzüge achten!
Öffnung des Reaktionsgefäßes niemals auf andere Personen richten!
- Bei Versuchsspannen sofort den Lehrer informieren!

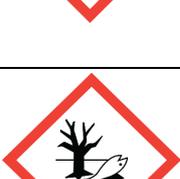
NACH DEN VERSUCHEN:

- Die Anweisungen des Lehrers zur Sondermüllbeseitigung beachten!
- Alle benutzten Geräte sorgfältig reinigen und gebrauchsfähig zurückstellen!
- Gas- und Wasserhähne schließen!
- Hände gründlich waschen!

Alte Gefahrensymbole nach EU-Richtlinie:



GHS Gefahrensymbole und ihre Bedeutung

Piktogramm	Symbol	Wirkungsbeispiele	Sicherheit & Erste Hilfe
	Explodierende Bombe GHS01	Explodieren durch Feuer, Schlag, Reibung, Erwärmung; Gefahr durch Feuer, Luftdruck, Splitter.	Nicht reiben oder stoßen, Feuer, Funken und jede Wärmeentwicklung vermeiden.
	Flamme GHS02	Sind entzündbar; Flüssigkeiten bilden mit Luft explosionsfähige Mischungen; erzeugen mit Wasser entzündbare Gase oder sind selbstentzündbar.	Von offenen Flammen und Wärmequellen fernhalten; Gefäße dicht schließen; brandsicher aufbewahren.
	Flamme über Kreis GHS03	Wirken oxidierend und verstärken Brände. Bei Mischung mit brennbaren Stoffen entstehen explosionsgefährliche Gemische.	Von brennbaren Stoffen fernhalten und nicht mit diesen mischen; sauber aufbewahren.
	Gasflasche GHS04	Gasflaschen unter Druck können beim Erhitzen explodieren, tiefkalte Gase erzeugen Kälteverbrennungen.	Nicht erhitzen; bei tiefkalten Gasen Schutzhandschuhe und Schutzbrille tragen.
	Ätzwirkung GHS05	Zerstören Metalle und verätzen Körpergewebe; schwere Augenschäden sind möglich.	Kontakt vermeiden; Schutzbrille und Handschuhe tragen. Bei Kontakt Augen und Haut mit Wasser spülen.
	Totenkopf mit Knochen GHS06	Führen in kleineren Mengen sofort zu schweren gesundheitlichen Schäden oder zum Tode.	Nicht einatmen, berühren, verschlucken. Arbeitsschutz tragen. Sofort Notarzt oder Giftinformationszentrum anrufen. Stabile Seitenlage.
	Ausrufezeichen GHS07	Führen zu gesundheitlichen Schäden, reizen Augen, Haut oder Atemwegsorgane. Führen in größeren Mengen zum Tode.	Wie oben; bei Hautreizungen oder Augenkontakt mit Wasser oder geeignetem Mittel spülen.
	Gesundheitsgefahr GHS08	Wirken allergieauslösend, krebserzeugend (carcinogen), erbgutverändernd (mutagen), fortpflanzungsgefährdend und fruchtschädigend (reprotoxisch) oder organschädigend.	Vor der Arbeit mit solchen Stoffen muss man sich gut informieren; Schutzkleidung und Handschuhe, Augen- und Mundschutz oder Atemschutz tragen.
	Umwelt GHS09	Sind für Wasserorganismen schädlich, giftig oder sehr giftig, akut oder mit Langzeitwirkung.	Nur im Sondermüll entsorgen, keinesfalls in die Umwelt gelangen lassen.

A chemistry laboratory setting with shelves filled with various bottles and glassware. A bright, glowing light source is visible in the center, creating a lens flare effect. The text is overlaid on the image.

Grundwissen Chemie

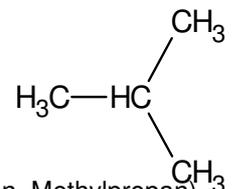
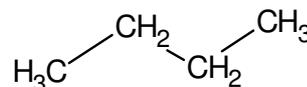
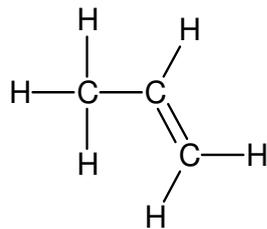
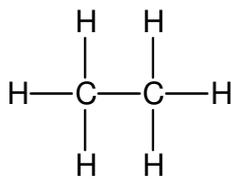
10. Jahrgangsstufe
(NTG)

1. Kohlenwasserstoffe

- Homologe Reihe der Alkane, Alkene und Alkine

Anzahl C-Atome	1	2	3	4	5
Name Alkane	Methan	Ethan	Propan	Butan	Pentan
Anzahl C-Atome	6	7	8	9	10
Name Alkane	Hexan	Heptan	Octan	Nonan	Decan

- **Alkane:** gesättigte Kohlenwasserstoffe (nur Einfachbindungen); Namensendung: ...-an
- **Alkene:** ungesättigte Kohlenwasserstoffe (Doppelbindungen); Namensendung: ...-en
- **Alkine:** ungesättigte Kohlenwasserstoffe (Dreifachbindungen); Namensendung: ...-in
- **Zeichnen von Struktur- und Halbstrukturformeln** unverzweigter und verzweigter, sowie gesättigter und ungesättigter Kohlenwasserstoffe, z.B.



(Strukturformelbeispiele Ethan, Propen)

(Halbstrukturformelbeispiele Butan, Methylpropan)

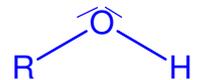
- **Nomenklatur** (Benennung) unverzweigter und verzweigter Kohlenwasserstoffe
- **Bindungsverhältnisse** gesättigter und ungesättigter Kohlenwasserstoffe, z.B.:
 Bindungswinkel: Alkane $109,5^\circ$
 Alkene 120° (an der Doppelbindung)
 Alkine 180° (an der Dreifachbindung)
 Bindungslängen: Einfachbindung > Doppelbindung > Dreifachbindung
 Elektronendichte: bei Doppel- und Dreifachbindungen größer als bei Einfachbindungen
- **Konstitutionsisomerie:** gleiche Summenformel, unterschiedliche Konstitution (= Verknüpfung der Atome) z.B. Butan / 2-Methylpropan
- **E/Z-Isomerie:** gleiche Summenformel und gleiche Konstitution aber unterschiedliche Konfiguration (= Anordnung der Atome); nur bei Doppelbindungen z.B. E-But-2-en / Z-But-2-en
- **Physikalische Eigenschaften der Alkane** (vgl. Struktur-Eigenschafts-Konzept):
 - **Siedetemperatur allgemein:** je größer die zwischenmolekularen Kräfte, desto höher der Energiebedarf, um die Moleküle voneinander zu trennen, desto höher die Siedetemperatur. (Achtung! Es werden nicht die Moleküle oder deren Bindungen zerstört / zersetzt, o.ä.)
Bei unverzweigten Alkanen: je länger die Kohlenstoffkette, desto größer die Oberfläche, desto stärker die Van-der-Waals-Kräfte, desto höher die Siedetemperatur.
Bei verzweigten Alkanen: je stärker verzweigt die Molekülkette, desto kleiner die Oberfläche, desto geringer die Van-der-Waals-Kräfte, desto niedriger die Siedetemperatur.
 - **Löslichkeit:** Prinzip „Ähnliches löst sich in Ähnlichem“.
 Alkane sind unpolar => gute Löslichkeit in unpolaren Lösungsmitteln
- **Chemische Eigenschaften der Alkane, Alkene und Alkine:**
 - **Brennbarkeit:** Kohlenwasserstoffe sind brennbar. Produkte: CO_2 , H_2O
 - **Halogenierung von Alkanen:** Radikalische Substitution (unter Lichteinfluss), z.B. $\text{CH}_4 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{Br} + \text{HBr}$
 - **Halogenierung von Alkenen / Alkinen:** Elektrophile Addition an die Doppel- / Dreifachbindung, z.B. $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2$

- **Bedeutung in Natur, Alltag und Technik**
 - Als **Rohstoff**: Herstellung von Kunststoffen aus Erdöl.
 - Als **Energieträger**: Verwendung von Kohle, Erdöl und Erdgas zum Heizen, zur Stromerzeugung und als Treibstoff;
 - **Treibhauseffekt**: Erwärmung der Atmosphäre durch übermäßige Freisetzung von Treibhausgasen wie CO₂ (durch Verbrennung fossiler Energieträger wie Kohle, Erdöl, Erdgas) und CH₄ (unverbrannte Erdgasreste, o.ä.).
 - **Ozonloch**: Zerstörung der Ozonschicht durch Chlorfluorkohlenwasserstoffe (CFKW) => schädliche UV-Strahlung gelangt auf die Erde => erhöhtes Hautkrebsrisiko, Schädigung vieler Lebewesen => weitgehendes Verbot der Verwendung von CFKW

2. Sauerstoffhaltige organische Verbindungen

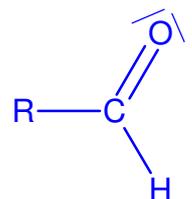
• Alkohole

- Funktionelle Gruppe: **Hydroxygruppe** – allgemeine Formel: **R-OH**
- **Nomenklatur**: Endung ...-ol; (bzw. Vorsilbe: **Hydroxy**-...)
- **Bezeichnungen**: primärer, sekundärer und tertiärer Alkohol
- **Wichtige Trivialnamen**: Glycol = 1,2-Ethandiol; Glycerin = 1,2,3-Propantriol
- **Dipolcharakter der Hydroxygruppe** => Wasserstoffbrückenbindungen zwischen den Alkoholmolekülen => Auswirkungen auf physikalische Eigenschaften, z.B. höhere Siedetemperatur und Viskosität, bessere Wasserlöslichkeit als Alkane / Alkene / Alkine (abhängig vom Verhältnis des polaren zum unpolaren Anteil des Moleküls)
- **Oxidierbarkeit** primärer und sekundärer Alkohole z.B. mit KMnO₄ oder K₂Cr₂O₇:
primärer Alkohol wird in zwei Schritten oxidiert: => Aldehyd => Carbonsäure;
sekundärer Alkohol wird in einem Schritt oxidiert: => Keton;
tertiärer Alkohol wird nicht oxidiert.
Aufstellen von **Oxidationszahlen** in Strukturformeln und zugehöriger **Redoxgleichungen**.
- **Brennbarkeit**: wie bei Kohlenwasserstoffen gegeben; Produkte: CO₂, H₂O
Zündtemperaturen aufgrund der Wasserstoffbrückenbindungen höher als bei analogen Kohlenwasserstoffen (mit gleicher C-Atomanzahl bzw. mit vergleichbarer Molekülmasse).
- **Ethanol**: Physiologische Wirkung, z.B. Schädigung von Leber und Gehirn;
Herstellung durch Gärung (C₆H₁₂O₆ → 2 C₂H₅OH + 2 CO₂);
Bedeutung z.B. als Desinfektionsmittel oder als alternativer Energieträger
(+ Diskussion der Problematik des Einsatzes als alternativer Energieträger)



• Aldehyde

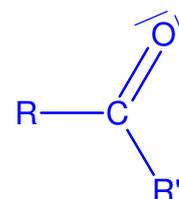
- Funktionelle Gruppe: **Aldehydgruppe** – allgemeine Formel: **R-CHO**
Molekülgeometrie: trigonal-planar; Bindungswinkel: 120°
- **Nomenklatur**: Endung ...-al;
- **Alltagsbedeutung** z.B. als wichtige Zwischenprodukte und Lösungsmittel
- **Dipol-Dipol-Kräfte** (aber keine Wasserstoffbrückenbindungen)
=> Einfluss auf physikalische Eigenschaften (z.B. liegen die Siedetemperaturen und die Wasserlöslichkeit zwischen Alkanen und Alkoholen)



- **Chemische Eigenschaften:** elektrophiler Carbonyl-Kohlenstoff reagiert relativ leicht unter Addition mit Nucleophilen (z.B. mit $-\text{OH}$, $-\text{NH}_2$, ...); charakteristische Reaktion: **nucleophile Addition** an die Carbonylgruppe. Bei nucleophiler Addition von Alkoholen (R-OH) entstehen im ersten Schritt **Halbacetale**, die zu (**Voll-**)**Acetalen** weiterreagieren können (zugehörige Reaktion: Etherbildung).
- **Oxidierbarkeit** von Aldehyden zu Carbonsäuren durch milde Oxidationsmittel, genutzt bei Nachweisreaktionen: **Fehlingprobe** (Reduktion von Cu^{2+} zu Cu_2O im Alkalischen, roter Niederschlag) und **Silberspiegelprobe** (Reduktion von Ag^+ zu Ag im Alkalischen); Zudem: Aufstellen der zugehörigen Redoxgleichungen der beiden Nachweisreaktionen

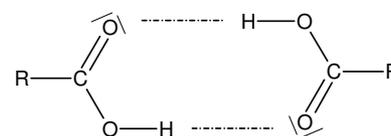
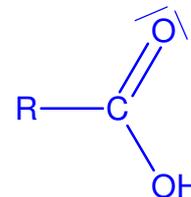
- **Ketone**

- Funktionelle Gruppe: **Ketogruppe** – allgemeine Formel: **$\text{R-CO-R}'$**
Molekülgeometrie: trigonal-planar; Bindungswinkel: 120°
- **Nomenklatur:** Endung ...-on;
- **Wichtige Vertreter:** Aceton = Propanon, Methylethylketon (MEK) = Butanon
- **Dipol-Dipol-Kräfte** und Auswirkungen auf physikalische Eigenschaften: *siehe Aldehyde*
- **Chemische Eigenschaften:** *siehe Aldehyde, allerdings wesentlich reaktionsträger.* Bei nucleophiler Addition von Alkoholen (R-OH) entstehen im ersten Schritt **Halbketale**, die zu (**Voll-**)**Ketalen** weiterreagieren können (zugehörige Reaktion: Etherbildung).
- **Oxidierbarkeit** durch milde Oxidationsmittel nicht möglich, d.h. Fehlingprobe und Silber-spiegelprobe im Gegensatz zu Aldehyden negativ.
- **Bedeutung** z.B. als wichtige Zwischenprodukte und Lösungsmittel



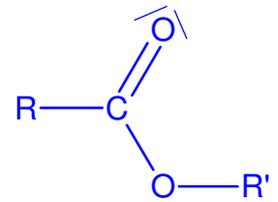
- **Carbonsäuren**

- Funktionelle Gruppe: **Carboxy(l)gruppe** – allgemeine Formel: **R-COOH**
Molekülgeometrie: trigonal-planar; Bindungswinkel: 120°
- **Nomenklatur:** bei einer Carboxy(l)gruppe Endung ...-säure
bei zwei Carboxy(l)gruppen Endung ...-disäure
der deprotonierten Säure / des Carboxylations: Endung ...-oat
- **Trivialnamen wichtiger Säuren:** Ameisensäure = Methansäure, Essigsäure = Ethansäure, Buttersäure = Butansäure, Oxalsäure = Ethandisäure, Acrylsäure = Propensäure.
- **Starke Wasserstoffbrückenbindungen:** => Einfluss auf physikalische Eigenschaften (z.B. liegen die Siedetemperaturen und die Wasserlöslichkeit höher als die analoger Alkohole);
- **Assoziatbildung** zwischen zwei Carboxylgruppen über Wasserstoffbrückenbindungen. Das saure H-Atom der Carboxy(l)gruppe wird daher weniger leicht als Proton abgegeben => Carbonsäuren sind schwache Säuren.
- **Chemische Eigenschaften:**
Carboxy(l)gruppen geben leicht das am Sauerstoff gebundene H-Atom als Proton (H^+) ab, z.B. $\text{R-COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{R-COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
Alltagsbedeutung: milde organische Säuren (Essigsäure, Citronensäure) als **Entkalker** im Haushalt, z.B. $2 \text{H}_3\text{C-COOH} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{H}_3\text{C-COO}^- + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Zudem wie bei Aldehyden und Ketonen: schwach elektrophiler Carbonyl-Kohlenstoff kann Nucleophile (z.B. mit $-\text{OH}$, $-\text{NH}_2$, ...) addieren.
- Bei nucleophiler Addition von Alkoholen (R-OH) entsteht in einer **Kondensationsreaktion** (= eine Additions-Eliminierungsreaktion unter Abgabe von Wasser) ein **Ester**.



- **Ester**

- Funktionelle Gruppe: **Estergruppe** – allgemeine Formel: **R-COOR'**
Molekülgeometrie: trigonal-planar, Bindungswinkel: 120°

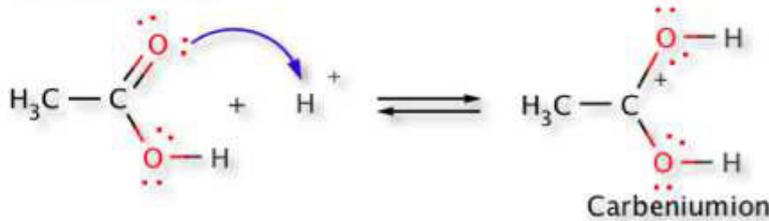


- **Nomenklatur:** Alkohol-Rest als Substituent mit der Endung ...-yl
Säure-Rest als Stammname mit der Endung ...-oat
(Beispiele: Methylethanoat = Ester aus Methanol und Ethansäure,
Ethylpropanoat = Ester aus Ethanol und Propansäure, etc.)

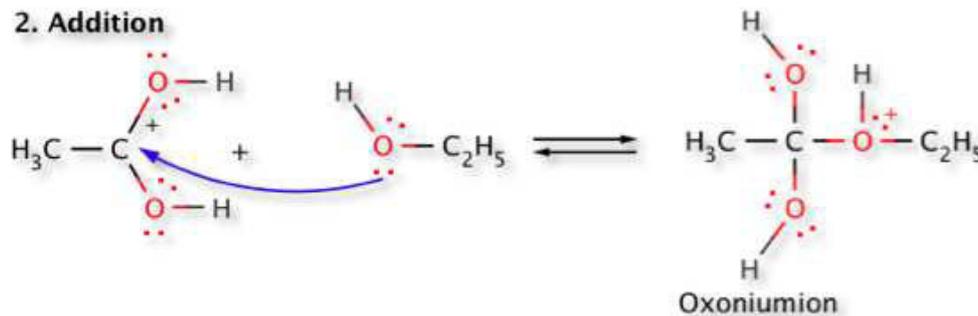
Früher auch: „Alkansäurealkylester“ (Ethansäureethylester = Ester aus Ethansäure und Ethanol, Butansäuremethylester = Ester aus Butansäure und Methanol, ...)

- **Esterbildung:** $\text{H}_3\text{C}-\text{COOH} + \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH} \rightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{COO}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- **Reaktionsmechanismus** der säurekatalysierten Esterbildung:

1. Aktivierung



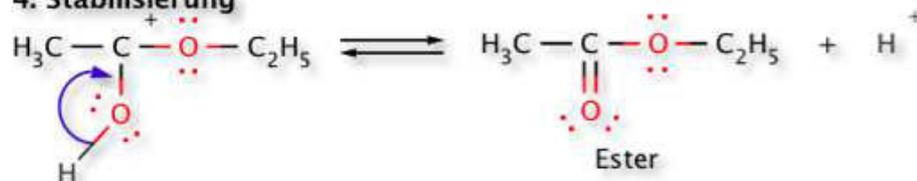
2. Addition



3. Eliminierung



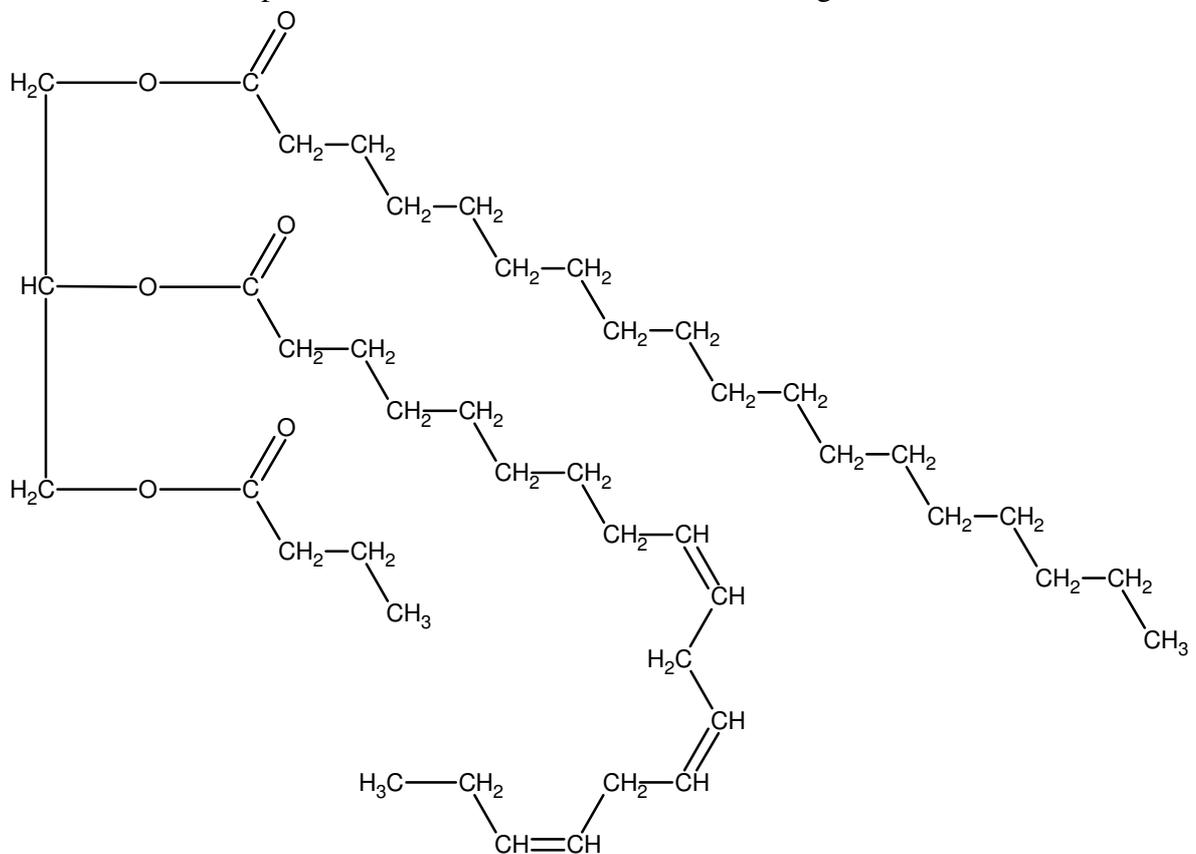
4. Stabilisierung



- Die säurekatalysierte Esterbildung und -spaltung ist eine **Gleichgewichtsreaktion**, d.h. Hin- und Rückreaktion laufen gleichzeitig ab. Nach einiger Zeit laufen Hin- und Rückreaktion gleich schnell, so dass sich die Konzentrationen der beteiligten Stoffe nicht mehr ändern, d.h. es stellt sich ein **chemisches Gleichgewicht** ein, bei dem Produkte und Edukte in einem von den äußeren Bedingungen abhängigen Anteil vorliegen.

3. Biomoleküle

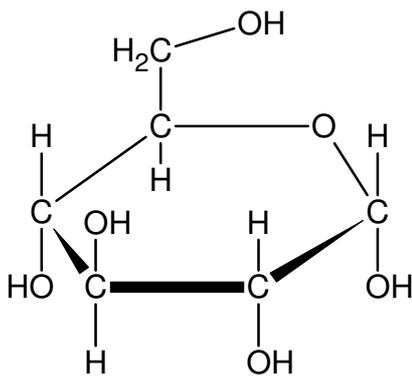
- **Fette** (auch Triacylglycerine oder Triglyceride)
 - **Fettsäuren:** überwiegend geradzahlige, unverzweigte, Monocarbonsäuren (oft langkettig)
 - Bezeichnungen: **Gesättigte Fettsäuren** (= Fettsäuren ohne C-C-Doppelbindungen)
Ungesättigte Fettsäuren (= Fettsäuren mit C-C-Doppelbindungen; bei natürlichen Fettsäuren sind diese Doppelbindungen Z-konfiguriert.)
 - **Omega-3-Fettsäuren** besitzen ausgehend vom hinteren Ende des Moleküls (= die von der Carboxy(l)funktion abgewandete Seite der Kohlenstoffkette) am dritten Kohlenstoffatom eine Doppelbindung besitzen. (Omega-6-Fettsäuren entsprechend an der sechsten Stelle.) Diese Fettsäuren zählen zu den **essentiellen Fettsäuren**, da der menschliche Körper sie nicht selbst herstellen kann, aber zur Produktion von wichtigen Körperstoffen benötigt.
 - **Fette und fette Öle (Neutralfette):** Ester aus Glycerin (1,2,3-Propantriol) und drei, meist verschiedenen, Fettsäuren (= Glycerintriestern).
 - Zeichnen einer beispielhaften Halbstrukturformel eines beliebigen natürlichen Fettmoleküls:



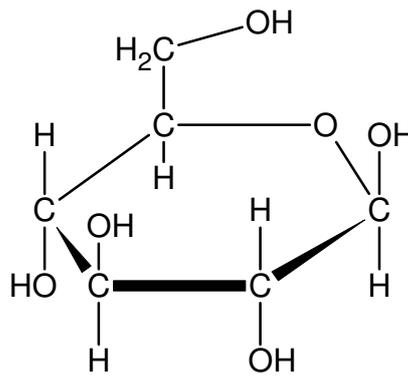
- Natürliche Fette weisen keinen scharfen Schmelzpunkt, sondern einen **Schmelzbereich** auf. Mit steigender Kettenlänge und abnehmender Anzahl an Doppelbindungen der Fettsäuren steigt der Schmelztemperaturbereich des natürlichen Fettes.
- **Feste Fette** enthalten hohe Anteile langer und gesättigter Fettsäuren, wohingegen die Fettsäuren in den **flüssigen Ölen** überwiegend einfach oder mehrfach ungesättigt sind.
- Die alkalische Hydrolyse eines Fettes bezeichnet man als **Verseifung**. Die dabei entstehenden Alkalisalze der Fettsäuren nennt man Seifen.
- **Verwendung:** Fette dienen dem menschlichen Körper als langsame Energiespender und als Reservestoff. Sie isolieren zudem gegen Wärmeverlust und schützen innere Organe gegen Stöße und Reibung. Pflanzliche Öle können eine Alternative für Kraftstoffe aus mineralischen Ölen darstellen (+ kritische Diskussion zum Einsatz regenerativer Rohstoffe).

- **Kohlenhydrate**

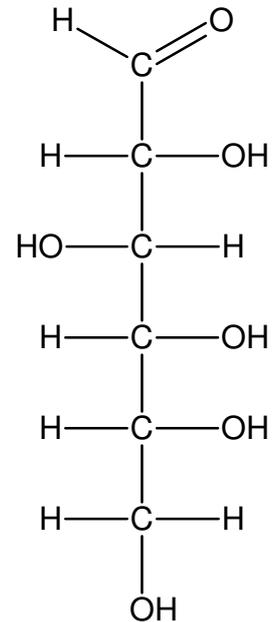
- Verbindungen mit der **allgemeinen Summenformel $C_nH_{2n}O_n$** , die eine Carbonylfunktion und mindestens zwei Hydroxygruppen tragen.
- **Monosaccharide:** Einfachzucker (bestehen aus einem einzigen Kohlenhydratmolekül); **Disaccharide:** Zweifachzucker (entstehen durch Kondensation zweier Monosaccharide); **Polysaccharide:** Mehrfachzucker (entstehen durch Kondensation vieler Zuckermoleküle).
- **Benennung:** Je nach Carbonylfunktion unterscheidet man **Aldosen** von **Ketosen**.
Je nach Anzahl der C-Atome bezeichnet man Monosaccharide als **Triosen, Tetrosen, Pentosen, Hexosen, Heptosen**, etc.
Die Bezeichnungen sind kombinierbar (z.B. Aldohexose, Ketopentose, etc.)
- Das Monosaccharid **Glucose** (= Traubenzucker) mit der **Summenformel $C_6H_{12}O_6$** entsteht in Pflanzen bei Belichtung durch Photosynthese: $6 CO_2 + 6 H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6 O_2$.
Es ist eine **Aldohexose**, d.h. sie zeigt eine positive **Fehlingreaktion**. (Plus: Aufstellen der Teilgleichungen + Redoxgleichung einer positiven Fehlingreaktion.)
- Glucosemoleküle liegen in wässriger Lösung sowohl als offenkettige Moleküle als auch in **Ringform (als Halbacetal)** vor.
- Von der ringförmigen Glucose gibt es zwei Konfigurationsisomere, die sich durch die Stellung der Hydroxygruppe am Kohlenstoffatom Nr. 1 unterscheiden: die **α - und die β -Glucose**.



α -Glucose

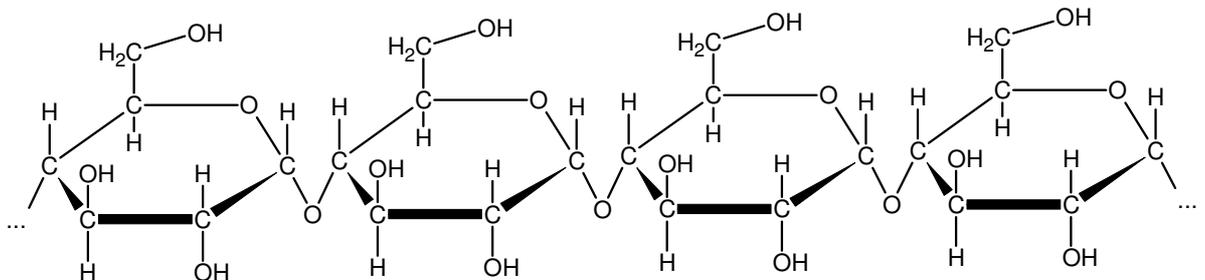


β -Glucose



(offenkettige Glucose)

- **Stärke** ist ein Polysaccharid, das zu einem hohen Massenanteil aus **Amylose** besteht. Bei der Bildung der Amylose reagieren einige hundert α -Glucose-Moleküle unter Wasserabspaltung (Polykondensation), wobei jeweils die OH-Gruppe am C-Atom 1 des einen Monomeren mit der OH-Gruppe am C-Atom 4 des nächsten reagiert. Das kettenförmige Makromolekül bildet eine schraubenförmige Struktur und kann mit Lugol'scher Lösung (= Iod-Kaliumiodid-Lösung) nachgewiesen werden (Resultat: Blaufärbung).



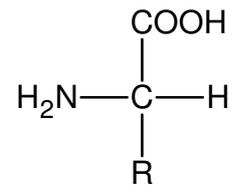
- **Verwendung:** Kohlenhydrate sind die primären Energielieferanten aller Lebewesen, deren Energie schnell bereitgestellt wird. Stärke ist eine Speicherform der Glucose, v.a. in Samen und unterirdischen Teilen (Knollen, Wurzeln, etc.) der Pflanzen. Sie kann durch Enzyme wieder in die Monomere gespalten werden und ist so ein wichtiger Energielieferant.

- **Aminosäuren** (= Aminocarbonsäuren), **Peptide und Proteine** (= Eiweiße)

- Aminocarbonsäuren oder einfach Aminosäuren (Abk.: AS) sind die Bausteine der Proteine.
- Aminosäuren enthalten **zwei funktionelle Gruppen**: die Carboxy- und die Aminogruppe.

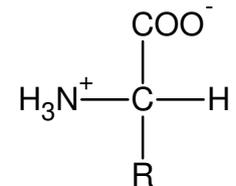
- Aminosäuren liegen sowohl in wässriger Lösung als auch in der festen Phase als **Zwitterion** vor, d.h. die Aminogruppe ist protoniert und die Carboxy(l)gruppe ist deprotoniert.

=> salzartiger Charakter => relativ gute Wasserlöslichkeit, kristalline Feststoffe (die sich aufgrund des organischen Charakters beim Erhitzen zersetzen, ohne zu schmelzen)



(allgemeine Formel einer Aminosäure)

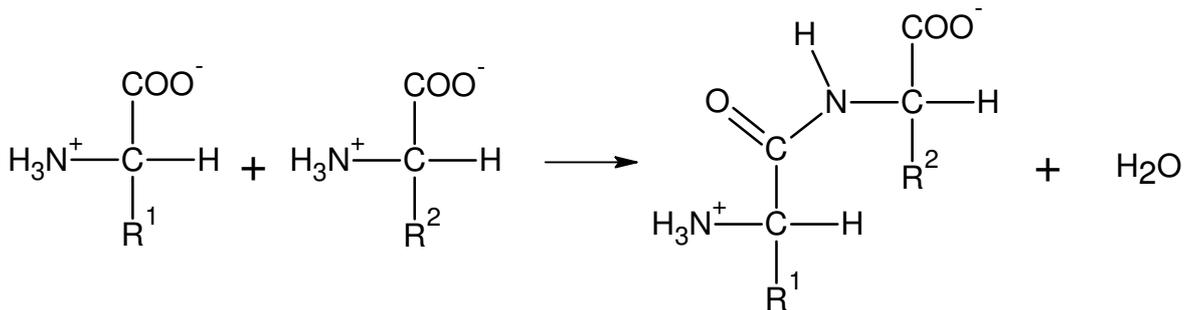
- AS-Zwitterionen sind **Ampholyte**: die Carboxy(l)gruppe kann als Base (Protonenakzeptor) und die Aminogruppe kann als Säure (Protonendonator) reagieren.



(zwitterionische Form einer Aminosäure)

- Bezeichnungen: **saure Aminosäuren** (reagieren beim Lösen in Wasser sauer; pH der Lösung < 7)
basische Aminosäuren (reagieren beim Lösen in Wasser alkalisch; pH der Lösung > 7)
neutrale Aminosäuren (reagieren beim Lösen in Wasser neutral; pH ca. 7)

- **Peptide**: die Carboxy(l)gruppe der einen AS und die Aminogruppe der anderen AS können in einer **Kondensationsreaktion** miteinander zu einem so genannten **Peptid** verbunden werden. Die resultierende Amidbindung –CO–NH– nennt man bei AS **Peptidbindung**.



- **Proteine** (umgangssprachlich: Eiweiße) sind aus Aminosäuren aufgebaute Makromoleküle (= Polypeptide aus hunderten AS). Proteine gehören zu den Grundbausteinen aller Zellen.
- **Skleroproteine** (= Faserproteine): sind häufig wasserunlöslich. Die Aminosäurekette besitzt eine faserartige Anordnung. Beispiele: Keratin (Haare, Nägel), Muskelfasern, etc.
- **Globuläre Proteine**: sind häufig wasserlöslich. Die Aminosäurekette besitzt eine räumlich verknäuelte Struktur. Beispiele: Albumin (Bluttransporteiweiß), Antikörper, etc.
- **Proteinogene Aminosäuren** (auch: kanonische Aminosäuren): Beim Menschen handelt es sich um 21 verschiedene Aminosäuren, die als natürliche Bausteine der Proteine dienen. Sie werden durch Peptidbindungen zu langen Ketten (bis zu mehrere Tausend Aminosäuren) verbunden. Einige dieser AS sind **essentielle Aminosäuren**, d.h. sie müssen über die Nahrung aufgenommen werden, da der Körper sie nicht selbst herstellen kann.
- **Vielfalt der Proteine**: Bei 21 verschiedenen AS existieren 21^k Kombinationsmöglichkeiten, wobei k die Anzahl der verknüpften AS darstellt z.B. ...-Gly-Ala-Ser-Pro-...
- **Verwendung**: Proteine dienen dem menschlichen Körper – neben der Energiegewinnung – aufgrund ihrer strukturellen Vielfalt sehr vielen unterschiedlichen Zwecken, je nachdem, wie die Aminosäureketten aufgebaut sind. Dies macht sie auch medizinisch interessant, z.B. als Krankheitserreger (Prionen / BSE) bzw. zum Einsatz als Antikörper gegen Tumorzellen.

Chemie- übungen



Verhaltensregeln zur Unfallverhütung

GRUNDSÄTZLICH:

- Im Übungsraum darf nicht gegessen oder getrunken werden!

VOR BEGINN DER VERSUCHE:

- Genau auf die Anweisungen des Lehrers achten!
- Die Versuchsanleitungen strikt einhalten!
- Versuche erst beginnen bzw. diese sofort abbrechen, wenn der Lehrer dies anordnet!
- Auf dem Experimentiertisch soll stets Ordnung und Übersicht herrschen:
 - nicht benötigte Schulsachen aus dem Experimentierbereich entfernen
 - Schultaschen auf die Seite stellen (aber so, daß keiner darüber stolpert)

WÄHREND DER VERSUCHE:

- Der Arbeitsplatz darf nicht verlassen werden (außer auf ausdrückliche Anweisung des Lehrers hin)!
- Stets Schutzbrille tragen, wenn der Lehrer dies anordnet!
- Stehend experimentieren!
- Keine Spielereien!
- Chemikalien vor Verunreinigungen schützen (nur saubere Spatel / Löffel zur Substanzentnahme verwenden)!
- Niemals Chemikalien mit nach Hause nehmen!
- Chemikalien nicht mit den Fingern berühren!
Niemals Geschmacksproben nehmen; Vorsicht bei Geruchsproben!
- Beim Umgang mit ätzenden Chemikalien (z.B. Säuren und Laugen) größte Vorsicht walten lassen!
Spritzer auf der Haut sofort mit viel Wasser abwaschen!
- Die Arme nie auf den Experimentiertisch legen!
- Beim Umgang mit feuergefährlichen Chemikalien niemals mit offener Flamme arbeiten!
- Niemals das Gesicht über die Öffnung eines Reaktionsgefäßes halten, in dem gerade eine Reaktion abläuft! Beim Erhitzen auf Siedeverzüge achten!
Öffnung des Reaktionsgefäßes niemals auf andere Personen richten!
- Bei Versuchsspannen sofort den Lehrer informieren!

NACH DEN VERSUCHEN:

- Die Anweisungen des Lehrers zur Sondermüllbeseitigung beachten!
- Alle benutzten Geräte sorgfältig reinigen und gebrauchsfähig zurückstellen!
- Gas- und Wasserhähne schließen!
- Hände gründlich waschen!

Alte Gefahrensymbole nach EU-Richtlinie:



GHS Gefahrensymbole und ihre Bedeutung

Piktogramm	Symbol	Wirkungsbeispiele	Sicherheit & Erste Hilfe
	Explodierende Bombe GHS01	Explodieren durch Feuer, Schlag, Reibung, Erwärmung; Gefahr durch Feuer, Luftdruck, Splitter.	Nicht reiben oder stoßen, Feuer, Funken und jede Wärmeentwicklung vermeiden.
	Flamme GHS02	Sind entzündbar; Flüssigkeiten bilden mit Luft explosionsfähige Mischungen; erzeugen mit Wasser entzündbare Gase oder sind selbstentzündbar.	Von offenen Flammen und Wärmequellen fernhalten; Gefäße dicht schließen; brandsicher aufbewahren.
	Flamme über Kreis GHS03	Wirken oxidierend und verstärken Brände. Bei Mischung mit brennbaren Stoffen entstehen explosionsgefährliche Gemische.	Von brennbaren Stoffen fernhalten und nicht mit diesen mischen; sauber aufbewahren.
	Gasflasche GHS04	Gasflaschen unter Druck können beim Erhitzen explodieren, tiefkalte Gase erzeugen Kälteverbrennungen.	Nicht erhitzen; bei tiefkalten Gasen Schutzhandschuhe und Schutzbrille tragen.
	Ätzwirkung GHS05	Zerstören Metalle und verätzen Körpergewebe; schwere Augenschäden sind möglich.	Kontakt vermeiden; Schutzbrille und Handschuhe tragen. Bei Kontakt Augen und Haut mit Wasser spülen.
	Totenkopf mit Knochen GHS06	Führen in kleineren Mengen sofort zu schweren gesundheitlichen Schäden oder zum Tode.	Nicht einatmen, berühren, verschlucken. Arbeitsschutz tragen. Sofort Notarzt oder Giftinformationszentrum anrufen. Stabile Seitenlage.
	Ausrufezeichen GHS07	Führen zu gesundheitlichen Schäden, reizen Augen, Haut oder Atemwegsorgane. Führen in größeren Mengen zum Tode.	Wie oben; bei Hautreizungen oder Augenkontakt mit Wasser oder geeignetem Mittel spülen.
	Gesundheitsgefahr GHS08	Wirken allergieauslösend, krebserzeugend (carcinogen), erbgutverändernd (mutagen), fortpflanzungsgefährdend und fruchtschädigend (reprotoxisch) oder organschädigend.	Vor der Arbeit mit solchen Stoffen muss man sich gut informieren; Schutzkleidung und Handschuhe, Augen- und Mundschutz oder Atemschutz tragen.
	Umwelt GHS09	Sind für Wasserorganismen schädlich, giftig oder sehr giftig, akut oder mit Langzeitwirkung.	Nur im Sondermüll entsorgen, keinesfalls in die Umwelt gelangen lassen.

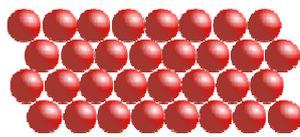
A chemistry laboratory setting with shelves filled with various bottles and glassware. A bright, glowing light source is positioned in the center, creating a strong lens flare effect. The text is overlaid on this scene.

Grundwissen Chemie

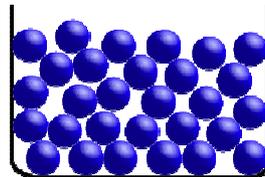
9. Jahrgangsstufe
(SG)

1. Stoffe und Eigenschaften

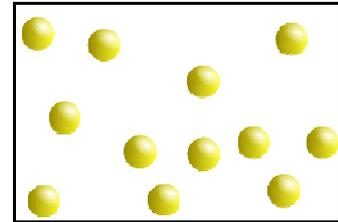
- **Chemischer Vorgang:** *Stoffänderung verbunden mit Energiebeteiligung*, die Produkte einer chemischen Reaktion besitzen andere Kenneigenschaften, als die ursprünglichen Stoffe.
- **Physikalischer Vorgang:** *Zustandsänderung unter Energiebeteiligung*, keine Stoffänderung (z.B. verschiedene Aggregatzustände)
- **Aggregatzustand:** *physikalischer Zustand eines Stoffes*; die häufigsten Aggregatzustände sind fest (s), flüssig (l) oder gasförmig (g). **Teilchenmodell:**



Feststoff



Flüssigkeit



Gas

- **Glimmspanprobe:** Aufglimmen des glühenden Holzspans in fraglichem Gas ist ein *Nachweis für Sauerstoff*
- **Knallgasprobe:** Ploppen / Knallen / Pfeifen eines Gasgemisches (fragliches Gas mit Luft) an einer Flamme ist ein *Nachweis für Wasserstoff*
- **Kalkwasserprobe:** Trübung von Kalkwasser beim Einleiten des fraglichen Gases ist ein *Nachweis für Kohlendioxid*
- **Atom:** *ungeladenes einzelnes Teilchen* (kleinstes Teilchen eines Elementes); Bsp.: Fe, Mg, etc.
- **Element:** Stoff, der aus *gleichen* Atomen aufgebaut ist; Bsp.: Mg, S, H₂, O₂
- **chemische Verbindung:** Stoff der aus *verschiedenen* Elementen aufgebaut ist; Bsp.: NH₃, NaCl
- **Molekül:** mehrere *verbundene Atome*; Bsp.: CO₂, H₂O, etc.
- **Ion:** *elektrisch geladenes Teilchen*
Kation: positiv geladenes Ion; **Anion:** negativ geladenes Ion

2. Die chemische Reaktion

- **Zweiatomige Elemente:** H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂, Br₂, I₂
- **chemische Formel (Molekülformel / Verhältnisformel):**
Bsp.: 4 SO₃ => 4 = Koeffizient (Anzahl der Teilchen, hier SO₃)
3 = Index (Anzahl der Atome gleicher Sorte in einer Verbindung, hier O)
Der Index berechnet sich aus der Wertigkeit
- **Aufstellen chemischer Formeln** (Molekül- bzw. Verhältnisformeln) mit Hilfe der **Wertigkeit**
- **Benennung von Verbindungen:** -oxid, sulfid, -fluorid, -chlorid, -bromid, -iodid, -nitrid ...
- Bedeutung der Fachbegriffe und Symbole **Edukt(e)**, **Produkt(e)** und **Reaktionspfeil**
- Reaktionstypen: **Synthese** (=Bildung eines Produktes aus mehreren Edukten)
Analyse (= Zerlegung eines Eduktes in mehrere Produkte)
Analysetypen: Elektrolyse und Thermolyse
Umsetzung (= Umlagerung der Atome von einem Edukt zum anderen, so dass aus mehreren Edukten mehrere Produkte entstehen)

- **chemische Reaktionsgleichung**

- Aufstellungsregeln: 1. Wortgleichung aufstellen (im Kopf oder auf dem Papier)
 2. chemische Formeln aufstellen; auf Edukt- und Produktseite aufschreiben
 3. Koeffizienten ergänzen (=Ausgleichen der Gleichung); Überprüfung

- **Energieänderung bei einer chemischen Reaktion**

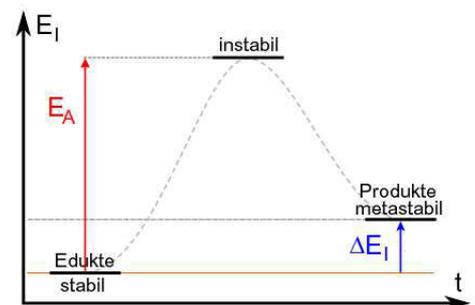
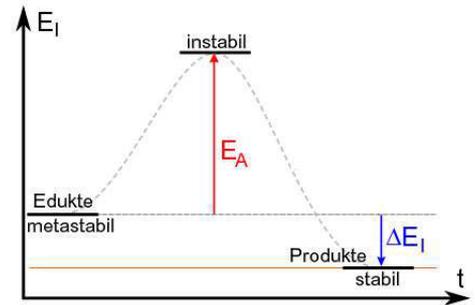
$$\Delta E = E_{\text{Produkte}} - E_{\text{Edukte}}$$

exotherm: Abgabe von Energie, $\Delta E < 0$

endotherm: Aufnahme von Energie; $\Delta E > 0$

beschriftetes **Energiediagramm** für endotherme und exotherme Reaktionen (mit Edukten, Produkten, Reaktionsenergie, Aktivierungsenergie, stabil / instabil / metastabil)

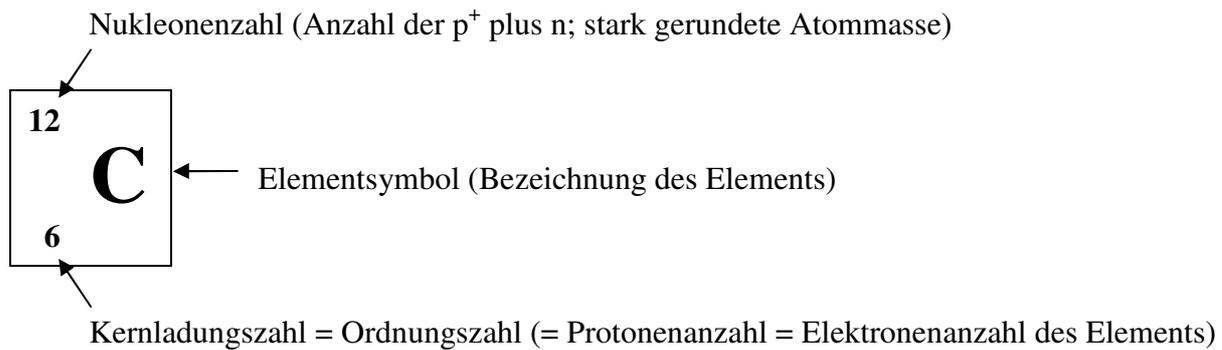
- **Reaktionsenergie ΔE_I :** Energieänderung während der chemischen Reaktion, d.h. wie viel Energie wird dabei insgesamt aufgenommen oder abgegeben.
- **Aktivierungsenergie E_A :** Energie, die aufgewendet werden muss, um die Reaktion zu starten.
- **Stabil:** nicht reaktiv, energiearm
- **Instabil:** sehr reaktiv (reagiert sofort), energiereich
- **Katalysatoren** beschleunigen eine chemische Reaktion, indem sie die Aktivierungsenergie herabsetzen. Sie gehen unverbraucht aus der Reaktion hervor.



3. Atomaufbau

- **Atomkern** mit Protonen p^+ und Neutronen n → definieren die Masse des Atoms
- **Isotope:** Atome eines Elements (gleiche Protonenzahl), die sich in ihrer *Neutronenzahl* und damit in ihrer Atommasse *unterscheiden*, sie besitzen gleiche chemische Eigenschaften; Bsp.: ^{12}C , ^{13}C , ^{14}C oder ^1H ; ^2H (= D), ^3H (= T)
- **Atomhülle / Schalen / Orbitale** mit Elektronen e^- → definieren Eigenschaften & Reaktionen
- **Elektronenkonfiguration:** Anordnung der Elektronen e^- auf den Schalen; Zeichnen der Elektronenkonfiguration als Valenzstrichformel (Lewis- oder Elektronenformel).
- **Edelgaskonfiguration:** Zustand eines Elements mit 8 Elektronen in der äußersten Schale (Ausnahme: 1. Schale: 2 Elektronen); entspricht der Elektronenkonfiguration der Edelgase.
- **Valenzelektronen:** Elektronen der äußersten Schale (Anzahl = Hauptgruppennummer)
- **Atomrumpf:** Atom ohne Valenzelektronen
- **Edelgasregel (= Oktettregel):** Alle Elemente streben die Elektronenverteilung eines Edelgases an. 1. Periode: Elektronenduplett (Ausnahme!), alle anderen Perioden: Elektronenoktett.
- **Ionenbildung:** Abgabe oder Aufnahme von Elektronen führt zur Bildung von geladenen Teilchen. Grund für die Abgabe bzw. Aufnahme von Elektronen ist die Tendenz zur Ausbildung der Edelgaskonfiguration der einzelnen Elemente.
Metalle sind Elektronengeber; sie geben Elektronen ab und werden dadurch zu **Kationen**.
Nichtmetalle sind Elektronennehmer; sie nehmen Elektronen auf und werden so zu **Anionen**.
 (Halbmetalle verhalten sich meist wie Metalle)

4. Das gekürzte PSE



- **Umgang mit dem Periodensystem:** Herauslesen wichtiger Elementinformationen aus dem PSE
→ Metalle / Halbmetalle / Nichtmetalle
→ Hauptgruppen; Hauptgruppennummer = Zahl der Valenzelektronen
→ Periodennummer = Zahl der Schalen (Energienstufen); Maß für die Größe der Elektronenhülle
→ Ionisierungsenergie, Ionenradius, Atomradius, Elektronegativität
- **Alkalimetalle (Hauptgruppe I):** bilden einfach geladene Kationen (Na^+ , Li^+ , K^+), sehr reaktiv, Zunahme der Reaktivität mit größerem Atomradius (geringere Ionisierungsenergie)
- **Erdalkalimetalle (Hauptgruppe II):** bilden zweifach geladene Kationen (Bsp.: Mg^{2+} , Ca^{2+})
- **Halogene:** zweiatomige Stoffe, sehr reaktiv; bilden einfach geladene Anionen (F^- , Cl^- , Br^- , I^-)
Benennung der Ionen: Halogen + *-id* (z.B. fluorid, chlorid, bromid, iodid); Abnahme der Reaktivität mit steigendem Atomradius (geringere Elektronenaffinität)
- **Edelgase** atomare Gase, Elektronenduplett oder -oktett, nicht reaktiv
- **Ionisierungsenergie:** Energie, die zur *Abgabe* von Elektronen nötig ist (Symbol: ΔE_I).

5. Salze und Ionenbindung

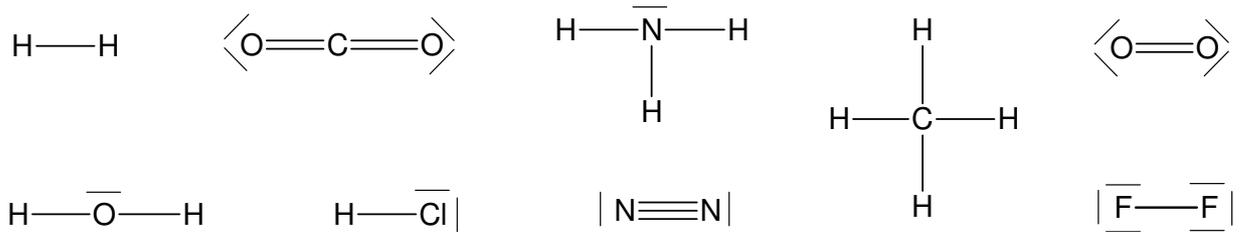
- **Salze:** Verbindungen, die aus Ionen (Metallkation und Nichtmetallanion) bestehen.
- **Ionengitter:** Feste Struktur, die durch die elektrostatischen Anziehungskräfte zwischen verschiedenen geladenen Ionen (Kationen und Anionen) entsteht. (Teilchenmodell; Skizze)
- **Ionenbindung** Bindung zwischen Ionen, die durch elektrostatische Anziehungskräfte zwischen verschiedenen geladenen Ionen entsteht.
- **typische Eigenschaften:** spröde, leiten als Schmelze und in Lösung elektrischen Strom, hoher Schmelzpunkt und Siedepunkt, meist kristallin
- **Gitterenergie:** Energie, die bei der Bildung eines Ionengitters frei wird (Symbol: ΔE_{Gitt})
- **Aufstellen von Salzbildungs- und Elektrolysegleichungen aus Teilgleichungen:**
 1. Bestimmung von Elektronengeber (Metalle; niedrigere Ionisierungsenergie) und Elektronennehmer (Nichtmetalle; höhere Ionisierungsenergie)
 2. Elektronengeber: Element \rightarrow Kation + Anzahl Valenzelektronen (z.B. $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$)
Elektronennehmer: Element + Anzahl Valenzelektronen \rightarrow Anion (z.B. $\text{Cl}_2 + 2e^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-$)
 3. Angleichen der Elektronen (kgV) und Zusammenfassung (z.B. $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{Na}^+ + 2 \text{Cl}^-$)
 \rightarrow **Elektrolysegleichung** als Umkehrung der Salzbildung aus den Elementen (Teilgleichungen umkehren, z.B. $\text{Na}^+ + e^- \rightarrow \text{Na}$; $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2e^-$; $2 \text{Na}^+ + 2 \text{Cl}^- \rightarrow 2 \text{Na} + \text{Cl}_2$).

6. Metalle und Metallbindung

- **Metalleigenschaften:** Glanz, Leitfähigkeit für die Wärme und Elektrizität, Verformbarkeit, hohe Dichte, Minderung der elektrischen Leitfähigkeit bei Temperaturerhöhung
- **Metallgitter** Regelmäßige räumliche Anordnung von positiv geladenen Metallatomrümpfen, die durch ein „Elektronengas“ aus delokalisierten („frei beweglichen“) Elektronen zusammengehalten werden. Es entsteht eine dichteste Kugelpackung.
- **Metallbindung** Elektrostatische Anziehung zwischen den positiv geladenen Atomrümpfen und dem negativ geladenen Elektronengas.
- **Reaktionsverhalten der Metalle:**
 - Metallatome sind Elektronendonatoren; sie bilden Kationen
 - Unedle Metalle reagieren mit verdünnten Säuren unter Wasserstoffentwicklung; Edle Metalle reagieren dagegen nicht mit verdünnten Säuren.

7. Moleküle und Atombindung

- **Atombindung** = Elektronenpaarbindung.
Durch Überlappung von Atomorbitalen (Aufenthaltsbereiche der Elektronenhülle) entstehen Molekülorbitale, die einem gemeinsamen Elektronenpaar entsprechen.
Die Bindung erfolgt durch elektrostatische Anziehungskräfte zwischen den positiv geladenen Atomkernen und den negativ geladenen Elektronen in der Bindung zwischen den Atomkernen.
Diese bindenden Elektronenpaare, sowie die freien Elektronenpaare können mit der Lewis-Formel (= Elektronenformel oder Valenzstrichformel) dargestellt werden.
- **Elektronen- oder Lewis-Formel = Valenzstrichformel**
Formeln, die die bindenden und nicht bindenden Elektronenpaare angeben
 1. Prinzip bei der Anordnung: H immer randständig; Atome meist symmetrisch angeordnet.
 2. Prinzip bei der Anordnung: Alle Atome erreichen ein Elektronenoktett bzw. -duplett, z.B.:



- **Beispiele für Verbindungen** (siehe oben)
Wasserstoff = H₂, Kohlenstoffdioxid = CO₂, Ammoniak = NH₃, Methan = CH₄, Sauerstoff = O₂
Wasser = H₂O, Wasserstoffchlorid = HCl, Stickstoff = N₂, Fluor = F₂
- **Einfachbindung:** ein bindendes Elektronenpaar (als Strich dargestellt)
- **Mehrfachbindung:** 2 oder 3 bindende Elektronenpaare (als Striche dargestellt)
- **Nichtbindendes Elektronenpaar (= freies Elektronenpaar):** Elektronenpaar (als Strich dargestellt), das sich nur an einem Atom (nicht zwischen zwei Atomen) befindet.
- **Bestimmung der Oktettregel in Elektronen- / Lewis-Formeln (Valenzstrichformeln):**
 - Nichtbindende (freie) Elektronenpaare zählen nur für das Atom, zu dem sie gehören
 - Bindende Elektronenpaare werden gleichermaßen zu beiden Atomen gezählt
 - Die Summe von nichtbindenden und bindenden Elektronen ergibt 8 (für Wasserstoff: 2).

8. Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen

- **Atommasse m_A** : Masse eines einzelnen Atoms mit der **atomaren Masseneinheit**.
1 u = 1/12 der Masse eines ^{12}C -Atoms. Angabe im PSE mit Nachkommastellen.
- **Molekülmasse m_M** : Summe der Atommassen aller in einem Molekül enthaltenen Atome
- **Stoffmenge n** , Einheit mol, **Avogadrokonstante** $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- **Molare Masse M** : Masse von 1 mol Teilchen, Zahlenwert wie m_A/m_M , **Einheit: g/mol**
- **Molares Volumen V_m** : Volumen von 1 mol Gasmoleküle; Gase besitzen bei Normbedingungen ein molares Normvolumen V_{mn} von 22,4 L/mol
(Normbedingungen: Temperatur 0°C ; Luftdruck 1013 hPa)
- **Stoffmengenkonzentration c** , Einheit mol/L
- **Wichtige Rechenformeln:** $N = n \cdot N_A$ $m = n \cdot M$ $V = n \cdot V_m$ $c = n : V$
- **Stöchiometrische Berechnungen** auch unter Mitverwendung von Stoffmengenverhältnissen

9. Gefahrensymbole und Sicherheitshinweise



Explodieren durch Feuer, Schlag, Reibung, Erwärmung; Gefahr durch Feuer, Luftdruck, Splitter.

Nicht reiben oder stoßen, Feuer, Funken und jede Wärmeentwicklung vermeiden.



Führen in kleineren Mengen sofort zu schweren gesundheitlichen Schäden oder zum Tode.

Nicht einatmen, berühren, verschlucken. Arbeitsschutz tragen. Sofort Notarzt oder Giftinformationszentrum anrufen. Stabile Seitenlage.



Sind entzündbar; Flüssigkeiten bilden mit Luft explosionsfähige Mischungen; erzeugen mit Wasser entzündbare Gase oder sind selbstentzündbar.

Von offenen Flammen und Wärmequellen fernhalten; Gefäße dicht schließen; brandsicher aufbewahren.



Führen zu gesundheitlichen Schäden, reizen Augen, Haut oder Atemwegsorgane. Führen in größeren Mengen zum Tode.

Wie oben; bei Hautreizungen oder Augenkontakt mit Wasser oder geeignetem Mittel spülen.



Wirken oxidierend und verstärken Brände. Bei Mischung mit brennbaren Stoffen entstehen explosionsgefährliche Gemische.

Von brennbaren Stoffen fernhalten und nicht mit diesen mischen; sauber aufbewahren.



Wirken allergieauslösend, krebserzeugend (carcinogen), erbgutverändernd (mutagen), fortpflanzungsgefährdend und fruchtschädigend (reprotoxisch) oder organschädigend.

Vor der Arbeit mit solchen Stoffen muss man sich gut informieren; Schutzkleidung und Handschuhe, Augen- und Mundschutz oder Atemschutz tragen.



Gasflaschen unter Druck können beim Erhitzen explodieren, tiefkalte Gase erzeugen Kälteverbrennungen.

Nicht erhitzen; bei tiefkalten Gasen Schutzhandschuhe und Schutzbrille tragen.



Sind für Wasserorganismen schädlich, giftig oder sehr giftig, akut oder mit Langzeitwirkung.

Nur im Sondermüll entsorgen, keinesfalls in die Umwelt gelangen lassen.



Zerstören Metalle und verätzen Körpergewebe; schwere Augenschäden sind möglich.

Kontakt vermeiden; Schutzbrille und Handschuhe tragen. Bei Kontakt Augen und Haut mit Wasser spülen.

A chemistry laboratory setting with shelves filled with various bottles and glassware. A bright, glowing light source is positioned in the center, creating a strong lens flare effect. The text is overlaid on this scene.

Grundwissen Chemie

10. Jahrgangsstufe
(SG)

1. Molekülstruktur und Stoffeigenschaften

- **Valenzstrichformeln (Lewis-Formeln, Elektronenformeln):** zusätzlich mit Oktettaufweitung und formalen / echten Ladungen.
- **Ladungsbestimmung:** Vergleich der Anzahl der bindenden und nichtbindenden Elektronen eines Atoms in der Verbindung mit der Valenzelektronenanzahl laut Periodensystem:
 1. Anzahl nichtbindender Elektronen und Hälfte der bindenden Elektronenpaare addieren
 2. Valenzelektronen – berechnete Elektronenanzahl = Ladung des Atoms in der Verbindung
- **Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA, engl. VSEPR):** Elektronenpaare stoßen sich gegenseitig ab und ordnen sich so an, dass sie möglichst weit voneinander entfernt sind;
Resultat: **Bindungswinkel** zwischen Atomen, die durch bindende Elektronenpaare verknüpft sind. (Bindungswinkel können immer nur zwischen zwei Bindungen formuliert werden!)
Verzerrte Bindungswinkel: Freie Elektronenpaare und Mehrfachbindungen (Doppelbindungen und Dreifachbindungen) besitzen eine etwas stärkere Abstoßung als Einfachbindungen
→ Verzerrung der regelmäßigen Bindungswinkel
- **Räumlicher Bau** von Molekülen: linear = 180° , trigonal planar = 120° , tetraedisch = $109,5^\circ$
Es wird nur die Geometrie bindender Elektronenpaare betrachtet.
Weitere Möglichkeiten: gewinkelt (z.B. H_2O), pyramidal (z.B. NH_3), oktaedrisch (z.B. SF_6)
- **Elektronegativität:** Maß für die Fähigkeit eines Atoms, die Elektronen einer Atombindung zu sich zu ziehen. Angabe im PSE. Je größer der Wert der Elektronegativität (= EN), desto stärker zieht ein Atom die Bindungselektronen zu sich.
Resultat: **polare Atombindung** (= Atombindung, in der die Bindungselektronen asymmetrisch verteilt sind). Bestimmung mithilfe der **Elektronegativitätsdifferenz (ΔEN)**.
Ungefähre Richtwerte: $\Delta EN < 0,5$: unpolar; $0,5 \leq \Delta EN \leq 1,5$: polar; $\Delta EN > 1,5$: ionisch
- **Partialladung:** Teilladung, die sich in Molekülen mit Atomen unterschiedlicher Elektronegativitäten ergibt, da die (negativ geladenen) Bindungselektronen asymmetrisch verteilt sind.
Symbole: $\delta+$ und $\delta-$
- **Dipol:** Molekül, in dem sich die Partialladungen nicht gegenseitig aufheben (in dem die positiven und negativen Ladungsschwerpunkte nicht zusammenfallen)
- **Zwischenmolekulare Kräfte:** Anziehungskräfte zwischen Molekülen (nicht zu verwechseln mit Bindungen zwischen Atomen innerhalb eines Moleküls!): **Van der Waals-Kräfte (VdW)** bei unpolaren Molekülen, aufgrund von spontanen und induzierten Dipolen. Schwächer als die übrigen zwischenmolekularen Kräfte. **Dipol-Dipol-Kräfte:** Wechselwirkungen zwischen positiven und negativen Partialladungen bei Dipolmolekülen. Stärker als Van der Waals-Kräfte. Spezialfall: **Wasserstoffbrückenbindungen (H-Brücken; H-Bindungen):** besonders stark ausgeprägte Dipol-Dipol-Kräfte zwischen O, N, F und O-H, N-H, F-H.
Ion-Dipol-Wechselwirkung: elektrostatische Anziehungskräfte zwischen der Ionenladung und der Partialladung eines Dipols. Stärker als Dipol-Dipol-Kräfte. **Ionische Wechselwirkungen** (Ionenbindung): elektrostatische Anziehung zwischen Ionen. Stärker als Ion-Dipol-Wechselwirkungen (stärkste zwischenmolekulare Kräfte).
- **Auswirkungen der zwischenmolekularen Kräfte:** Die Stärke der Wechselwirkung ist von der Art der Kraft und von der Moleküloberfläche abhängig, über die die Kraft wirken kann.
→ Je größer die Moleküloberfläche, desto stärker wirken die jeweiligen Kräfte.
Siedetemperatur: Je stärker die zwischenmolekularen Kräfte, desto höher ist die Siedetemperatur, da mehr Energie zugeführt werden muss, um die Moleküle voneinander zu trennen und in den gasförmigen (= vollständig voneinander getrennten) Zustand zu überführen. Analog gelten diese Zusammenhänge auch für den **Schmelzpunkt**.
Löslichkeit: „Ähnliches löst sich in Ähnlichem.“ → Polare Stoffe (= Moleküle mit hohem Dipolcharakter) lösen sich in polaren Lösungsmitteln (Beispiel: Wasser); unpolare Stoffe lösen sich in unpolaren Lösungsmitteln (Beispiel: Benzin).

2. Protonenübergänge

- **Säure = Protonendonator:** Stoffe, die H^+ abgeben. Voraussetzung: sie müssen ein H-Atom mit einer positiven Partialladung (an einer stark polaren Atombindung) besitzen.
- **Base = Protonenakzeptor:** Stoffe, die H^+ aufnehmen. Voraussetzung: sie müssen ein freies Elektronenpaar an einem Atom mit negativer Ladung bzw. negativer Partialladung besitzen.
- Wässrige saure Lösungen enthalten **Oxoniumionen (H_3O^+)**, wässrige alkalische Lösungen enthalten **Hydroxidionen (OH^-)**.
- **pH-Wert:** gibt an, ob eine Lösung sauer ($pH < 7$), neutral ($pH = 7$) oder alkalisch ($pH > 7$) ist
- **Indikator:** Stoff, der durch seine Farbe anzeigt, ob eine Lösung sauer, neutral oder alkalisch ist:

Indikator	sauer	neutral	alkalisch
Bromthymolblau	gelb	grün	blau
Phenolphthalein	farblos	farblos	pink

- **Ampholyt:** Stoff, der je nach Reaktionspartner als Säure oder als Base reagieren kann, z.B.: H_2O (Wasser); HSO_4^- (Hydrosulfat-Ion); HSO_3^- (Hydrosulfit-Ion); HCO_3^- (Hydrogencarbonat-Ion); $H_2PO_4^-$ (Dihydrogenphosphat-Ion); HPO_4^{2-} (Hydrogenphosphat-Ion).
- **Protolyse** (Protonenübergang, Säure-Base-Reaktion): Säure gibt ein Proton ab, Base nimmt es auf → Donor-Akzeptor-Prinzip.
Allgemeine Reaktionsgleichung: Säure $HA + Base B \rightarrow Base A^- + Säure HB^+$
- **korrespondierende Säure-Base-Paare:** Säure HA reagiert zu korrespondierender Base A^-
Base B reagiert zu korrespondierender Säure HB^+
- **Neutralisation:** Säure + Lauge → Salz + Wasser (bei gleichen Mengen H_3O^+ und OH^-)
- **Säure-Base-Titration:** Zu einem bestimmten Volumen Säure (bzw. Lauge) unbekannter Stoffmengenkonzentration wird nach Zusatz eines Indikators mit einer Bürette langsam Lauge (bzw. Säure) bekannter Konzentration (= Maßlösung) gegeben, bis der Indikator umschlägt. → **Äquivalenzpunkt.** Aus dem verbrauchten Volumen der Maßlösung kann die Konzentration der titrierten Säure (bzw. Lauge) errechnet werden.
- **Berechnungen zur Titration (Formel: $c = n : V$)**
 1. Reaktionsgleichung aufstellen
 2. Stoffmenge der zugegebenen Maßlösung berechnen
 3. Stoffmengenverhältnis aus Gleichung ablesen und Stoffmenge der titrierten Probe berechnen
 4. Aus Stoffmenge der Probe und Volumen der Probe die Stoffmengenkonzentration berechnen
- **Wichtige Säuren und Säurerestanionen, deren Formeln man kennen muss:**
Salzsäure = HCl ; Säurerest-Anion: Chlorid = Cl^-
Kohlensäure = H_2CO_3 ; Säurerest-Anion: Carbonat = CO_3^{2-}
Schweflige Säure: H_2SO_3 ; Säurerest-Anion: Sulfit = SO_3^{2-}
Schwefelsäure H_2SO_4 ; Säurerest-Anion: Sulfat = SO_4^{2-}
Salpetrige Säure HNO_2 ; Säurerest-Anion: Nitrit = NO_2^-
Salpetersäure HNO_3 ; Säurerest-Anion: Nitrat = NO_3^-
Phosphorsäure H_3PO_4 ; Säurerest-Anion: Phosphat = PO_4^{3-}
Essigsäure H_3CCOOH (Abk. HAc); Säurerest-Anion: Acetat = H_3CCOO^- (Abk. Ac^-)
- **Wichtige Laugen, deren Formeln man kennen muss:**
Natronlauge = $NaOH$
Kalilauge = KOH
Kalkwasser = $Ca(OH)_2$
Ammoniakwasser = NH_3 (bzw. NH_4OH)

3. Elektronenübergänge

- Die **Oxidationszahl (OZ)** gibt die Ladung an, die ein Atom hätte, wenn alle Elektronen einer Bindung dem elektronegativeren Partner zugeordnet werden. Die OZ gibt somit die gedachte Anzahl aufgenommener bzw. abgegebener Valenzelektronen an. Sie entspricht der Wertigkeit eines Atoms, allerdings erhält sie zusätzlich ein mathematisches Vorzeichen. (*Die OZ ist positiv, wenn das Atom Elektronen abgibt; sie ist negativ, wenn das Atom Elektronen aufnimmt.*)
Bestimmungshilfen: 1. Die OZ von Elementen ist stets 0
2. Die Summe aller OZ eines Stoffes ergibt die Ladung dieses Stoffes
3. H in Verbindung mit Nichtmetallen: OZ = +1 (*bei Metallen OZ = -1*)
4. F in Verbindungen immer OZ = -1
5. O in Verbindungen meist -2 (*Peroxide: OZ = -1; in OF₂: OZ = +2*)
- **Oxidation:** Abgabe von Elektronen (Oxidationszahl steigt)
- **Oxidationsmittel:** oxidieren andere Stoffe und werden dabei selbst reduziert, da sie dem oxidierten Stoff die Elektronen entreißen (= *Elektronenakzeptor; früher: Elektronennehmer*).
Beispiele: MnO₄⁻ (Permanganat-Ion); NO₃⁻ (Nitrat-Ion); Cr₂O₇²⁻ (Dichromat-Ion)
- **Reduktion:** Aufnahme von Elektronen (Oxidationszahl sinkt)
- **Reduktionsmittel:** reduzieren andere Stoffe und werden dabei selbst oxidiert, da sie dem zu reduzierenden Stoff die Elektronen übergeben (= *Elektronendonator; früher: Elektronengeber*).
Beispiele: H₂ (Wasserstoff), Mg (Magnesium), Zn (Zink), SO₃²⁻ (Sulfit-Ion)
- **Redoxreaktion:** gleichzeitiger Ablauf von Oxidation und Reduktion → Elektronenübertragung von einem Reduktionsmittel auf ein Oxidationsmittel → Donor-Akzeptor-Prinzip
- Erstellen von **Redoxgleichungen**
 1. Edukte / Produkte notieren (Oxidation und Reduktion in getrennten Teilgleichungen)
 2. Oxidationszahlen (OZ) aller Atome ermitteln
 3. Anzahl der aufgenommenen / abgegebenen Elektronen aus der Änderung der OZ ermitteln
 4. Ladungsausgleich mit H₃O⁺ (im sauren Milieu) oder mit OH⁻ (im alkalischen Milieu)
 5. Ausgleich der Atomzahlen mit H₂O
 6. Multiplikation der Teilgleichungen mit dem kgV der Elektronenzahl
 7. Zusammenfassen und Kürzen der Teilgleichungen

Beispiel: Saure Oxidation von Sulfit-Ionen mit Permanganat-Ionen zu Sulfat-Ionen und Mn²⁺:

1. Ox.: SO ₃ ²⁻ → SO ₄ ²⁻ $\begin{matrix} +4 & -2 & & +6 & -2 \end{matrix}$	Red.: MnO ₄ ⁻ → Mn ²⁺ $\begin{matrix} +7 & -2 & & +2 \end{matrix}$
2. Ox.: SO ₃ ²⁻ → SO ₄ ²⁻	Red.: MnO ₄ ⁻ → Mn ²⁺
3. Abgegebene Elektronen = 6 - 4 = 2; Ox.: SO ₃ ²⁻ → SO ₄ ²⁻ + 2e ⁻	Aufgenommene Elektronen = 7 - 2 = 5 Red.: MnO ₄ ⁻ + 5e ⁻ → Mn ²⁺
4. Ox.: Ladungssumme Edukte: -2; Ladungssumme Produkte: -4; Ladungsausgleich durch 2 H ₃ O ⁺ Ox.: SO ₃ ²⁻ → SO ₄ ²⁻ + 2e ⁻ + 2 H ₃ O ⁺	Red.: Ladungssumme Edukte: -6 Ladungssumme Produkte: +2 Ladungsausgleich durch 8 H ₃ O ⁺ Red.: MnO ₄ ⁻ + 5e ⁻ + 8 H ₃ O ⁺ → Mn ²⁺

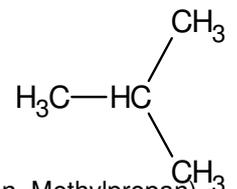
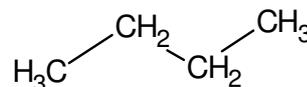
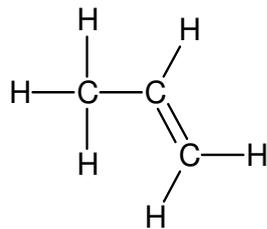
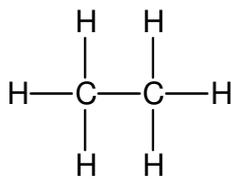
 5. Anzahl fehlender O-Atome (oder H-Atome) auf beiden Seiten des Reaktionspfeils ergänzen:
Ox.: SO₃²⁻ + 3 H₂O → SO₄²⁻ + 2e⁻ + 2 H₃O⁺ Red.: MnO₄⁻ + 5e⁻ + 8 H₃O⁺ → Mn²⁺ + 12 H₂O
 6. Elektronenanzahlen = 2 bzw. 5; kgV der Elektronenanzahlen = 10.
→ Alle Moleküle der Oxidationsgleichung x5; alle Moleküle der Reduktionsgleichung x2.
 7. Redox: 5 SO₃²⁻ + 2 MnO₄⁻ + 6 H₃O⁺ → 5 SO₄²⁻ + 2 Mn²⁺ + 9 H₂O (*vollständig gekürzt*)
- **Elektrolyse:** durch Anlegen von Gleichspannung erzwungene (endotherme) Redoxreaktion
- Umwandlung chemischer in elektrische Energie: **Batterie** (als Kombination eines Oxidationsmittels mit einem Reduktionsmittel; Trennung der Reaktionsräume durch eine semipermeable Membran); **Akku** (als wiederaufladbare Batterie dank umkehrbarer Redoxreaktionen)

4. Kohlenwasserstoffe

- Homologe Reihe der Alkane, Alkene und Alkine

Anzahl C-Atome	1	2	3	4	5
Name Alkane	Methan	Ethan	Propan	Butan	Pentan
Anzahl C-Atome	6	7	8	9	10
Name Alkane	Hexan	Heptan	Octan	Nonan	Decan

- **Alkane:** gesättigte Kohlenwasserstoffe (nur Einfachbindungen); Namensendung: ...-an
- **Alkene:** ungesättigte Kohlenwasserstoffe (Doppelbindungen); Namensendung: ...-en
- **Alkine:** ungesättigte Kohlenwasserstoffe (Dreifachbindungen); Namensendung: ...-in
- **Zeichnen von Struktur- und Halbstrukturformeln** unverzweigter und verzweigter, sowie gesättigter und ungesättigter Kohlenwasserstoffe, z.B.



(Strukturformelbeispiele Ethan, Propen)

(Halbstrukturformelbeispiele Butan, Methylpropan)

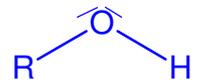
- **Nomenklatur** (Benennung) unverzweigter und verzweigter Kohlenwasserstoffe
- **Bindungsverhältnisse** gesättigter und ungesättigter Kohlenwasserstoffe, z.B.:
 Bindungswinkel: Alkane $109,5^\circ$
 Alkene 120° (an der Doppelbindung)
 Alkine 180° (an der Dreifachbindung)
 Bindungslängen: Einfachbindung > Doppelbindung > Dreifachbindung
 Elektronendichte: bei Doppel- und Dreifachbindungen größer als bei Einfachbindungen
- **Konstitutionsisomerie:** gleiche Summenformel, unterschiedliche Konstitution (= Verknüpfung der Atome) z.B. Butan / 2-Methylpropan
- **E/Z-Isomerie:** gleiche Summenformel und gleiche Konstitution aber unterschiedliche Konfiguration (= Anordnung der Atome); nur bei Doppelbindungen z.B. E-But-2-en / Z-But-2-en
- **Physikalische Eigenschaften der Alkane** (vgl. Struktur-Eigenschafts-Konzept):
 - **Siedetemperatur allgemein:** je größer die zwischenmolekularen Kräfte, desto höher der Energiebedarf, um die Moleküle voneinander zu trennen, desto höher die Siedetemperatur. (*Achtung! Es werden nicht die Moleküle oder deren Bindungen zerstört / zersetzt, o.ä.*)
Bei unverzweigten Alkanen: je länger die Kohlenstoffkette, desto größer die Oberfläche, desto stärker die Van-der-Waals-Kräfte, desto höher die Siedetemperatur.
Bei verzweigten Alkanen: je stärker verzweigt die Molekülkette, desto kleiner die Oberfläche, desto geringer die Van-der-Waals-Kräfte, desto niedriger die Siedetemperatur.
 - **Löslichkeit:** Prinzip „Ähnliches löst sich in Ähnlichem“.
 Alkane sind unpolar => gute Löslichkeit in unpolaren Lösungsmitteln
- **Chemische Eigenschaften der Alkane, Alkene und Alkine:**
 - **Brennbarkeit:** Kohlenwasserstoffe sind brennbar. Produkte: CO_2 , H_2O
 - **Halogenierung von Alkanen:** Radikalische Substitution (unter Lichteinfluss), z.B. $\text{CH}_4 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{Br} + \text{HBr}$
 - **Halogenierung von Alkenen / Alkinen:** Elektrophile Addition an die Doppel- / Dreifachbindung, z.B. $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2$

- **Bedeutung in Natur, Alltag und Technik**
 - Als **Rohstoff**: Herstellung von Kunststoffen aus Erdöl.
 - Als **Energieträger**: Verwendung von Kohle, Erdöl und Erdgas zum Heizen, zur Stromerzeugung und als Treibstoff;
 - **Treibhauseffekt**: Erwärmung der Atmosphäre durch übermäßige Freisetzung von Treibhausgasen wie CO₂ (durch Verbrennung fossiler Energieträger wie Kohle, Erdöl, Erdgas) und CH₄ (unverbrannte Erdgasreste, o.ä.).
 - **Ozonloch**: Zerstörung der Ozonschicht durch Chlorfluorkohlenwasserstoffe (CFKW) => schädliche UV-Strahlung gelangt auf die Erde => erhöhtes Hautkrebsrisiko, Schädigung vieler Lebewesen => weitgehendes Verbot der Verwendung von CFKW

5. Sauerstoffhaltige organische Verbindungen

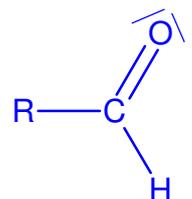
• Alkohole

- Funktionelle Gruppe: **Hydroxygruppe** – allgemeine Formel: **R-OH**
- **Nomenklatur**: Endung ...-ol; (bzw. Vorsilbe: **Hydroxy**-...)
- **Bezeichnungen**: primärer, sekundärer und tertiärer Alkohol
- **Wichtige Trivialnamen**: Glycol = 1,2-Ethandiol; Glycerin = 1,2,3-Propantriol
- **Dipolcharakter der Hydroxygruppe** => Wasserstoffbrückenbindungen zwischen den Alkoholmolekülen => Auswirkungen auf physikalische Eigenschaften, z.B. höhere Siedetemperatur und Viskosität, bessere Wasserlöslichkeit als Alkane / Alkene / Alkine (abhängig vom Verhältnis des polaren zum unpolaren Anteil des Moleküls)
- **Oxidierbarkeit** primärer und sekundärer Alkohole z.B. mit KMnO₄ oder K₂Cr₂O₇:
primärer Alkohol wird in zwei Schritten oxidiert: => Aldehyd => Carbonsäure;
sekundärer Alkohol wird in einem Schritt oxidiert: => Keton;
tertiärer Alkohol wird nicht oxidiert.
Aufstellen von **Oxidationszahlen** in Strukturformeln und zugehöriger **Redoxgleichungen**.
- **Brennbarkeit**: wie bei Kohlenwasserstoffen gegeben; Produkte: CO₂, H₂O
Zündtemperaturen aufgrund der Wasserstoffbrückenbindungen höher als bei analogen Kohlenwasserstoffen (mit gleicher C-Atomanzahl bzw. mit vergleichbarer Molekülmasse).
- **Ethanol**: Physiologische Wirkung, z.B. Schädigung von Leber und Gehirn;
Herstellung durch Gärung (C₆H₁₂O₆ → 2 C₂H₅OH + 2 CO₂);
Bedeutung z.B. als Desinfektionsmittel oder als alternativer Energieträger
(+ Diskussion der Problematik des Einsatzes als alternativer Energieträger)



• Aldehyde

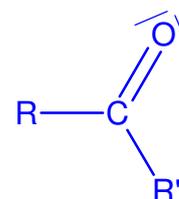
- Funktionelle Gruppe: **Aldehydgruppe** – allgemeine Formel: **R-CHO**
Molekülgeometrie: trigonal-planar; Bindungswinkel: 120°
- **Nomenklatur**: Endung ...-al;
- **Alltagsbedeutung** z.B. als wichtige Zwischenprodukte und Lösungsmittel
- **Dipol-Dipol-Kräfte** (aber keine Wasserstoffbrückenbindungen)
=> Einfluss auf physikalische Eigenschaften (z.B. liegen die Siedetemperaturen und die Wasserlöslichkeit zwischen Alkanen und Alkoholen)



- **Chemische Eigenschaften:** elektrophiler Carbonyl-Kohlenstoff reagiert relativ leicht unter Addition mit Nucleophilen (z.B. mit -OH , -NH_2 , ...); charakteristische Reaktion: **nucleophile Addition** an die Carbonylgruppe. Bei nucleophiler Addition von Alkoholen (R-OH) entstehen im ersten Schritt **Halbacetale**, die zu (**Voll-**)**Acetalen** weiterreagieren können (zugehörige Reaktion: Etherbildung).
- **Oxidierbarkeit** von Aldehyden zu Carbonsäuren durch milde Oxidationsmittel, genutzt bei Nachweisreaktionen: **Fehlingprobe** (Reduktion von Cu^{2+} zu Cu_2O im Alkalischen, roter Niederschlag) und **Silberspiegelprobe** (Reduktion von Ag^+ zu Ag im Alkalischen); Zudem: Aufstellen der zugehörigen Redoxgleichungen der beiden Nachweisreaktionen

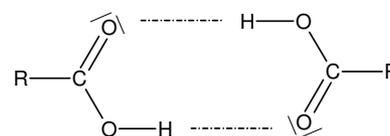
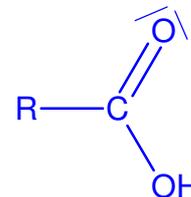
- **Ketone**

- Funktionelle Gruppe: **Ketogruppe** – allgemeine Formel: **R-CO-R'**
Molekülgeometrie: trigonal-planar; Bindungswinkel: 120°
- **Nomenklatur:** Endung ...-on;
- **Wichtige Vertreter:** Aceton = Propanon, Methylethylketon (MEK) = Butanon
- **Dipol-Dipol-Kräfte** und Auswirkungen auf physikalische Eigenschaften: *siehe Aldehyde*
- **Chemische Eigenschaften:** *siehe Aldehyde, allerdings wesentlich reaktionsträger.* Bei nucleophiler Addition von Alkoholen (R-OH) entstehen im ersten Schritt **Halbketale**, die zu (**Voll-**)**Ketalen** weiterreagieren können (zugehörige Reaktion: Etherbildung).
- **Oxidierbarkeit** durch milde Oxidationsmittel nicht möglich, d.h. Fehlingprobe und Silber-spiegelprobe im Gegensatz zu Aldehyden negativ.
- **Bedeutung** z.B. als wichtige Zwischenprodukte und Lösungsmittel



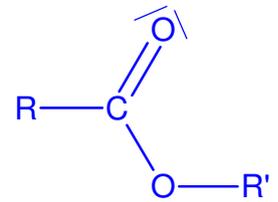
- **Carbonsäuren**

- Funktionelle Gruppe: **Carboxy(l)gruppe** – allgemeine Formel: **R-COOH**
Molekülgeometrie: trigonal-planar; Bindungswinkel: 120°
- **Nomenklatur:** bei einer Carboxy(l)gruppe Endung ...-säure
bei zwei Carboxy(l)gruppen Endung ...-disäure
der deprotonierten Säure / des Carboxylations: Endung ...-oat
- **Trivialnamen wichtiger Säuren:** Ameisensäure = Methansäure, Essigsäure = Ethansäure, Buttersäure = Butansäure, Oxalsäure = Ethandisäure, Acrylsäure = Propensäure.
- **Starke Wasserstoffbrückenbindungen:** => Einfluss auf physikalische Eigenschaften (z.B. liegen die Siedetemperaturen und die Wasserlöslichkeit höher als die analoger Alkohole);
- **Assoziatbildung** zwischen zwei Carboxylgruppen über Wasserstoffbrückenbindungen. Das saure H-Atom der Carboxy(l)gruppe wird daher weniger leicht als Proton abgegeben => Carbonsäuren sind schwache Säuren.
- **Chemische Eigenschaften:**
Carboxy(l)gruppen geben leicht das am Sauerstoff gebundene H-Atom als Proton (H^+) ab, z.B. $\text{R-COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{R-COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
Alltagsbedeutung: milde organische Säuren (Essigsäure, Citronensäure) als **Entkalker** im Haushalt, z.B. $2 \text{H}_3\text{C-COOH} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{H}_3\text{C-COO}^- + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Zudem wie bei Aldehyden und Ketonen: schwach elektrophiler Carbonyl-Kohlenstoff kann Nucleophile (z.B. mit -OH , -NH_2 , ...) addieren.
- Bei nucleophiler Addition von Alkoholen (R-OH) entsteht in einer **Kondensationsreaktion** (= eine Additions-Eliminierungsreaktion unter Abgabe von Wasser) ein **Ester**.



- **Ester**

- Funktionelle Gruppe: **Estergruppe** – allgemeine Formel: **R-COOR'**
Molekülgeometrie: trigonal-planar, Bindungswinkel: 120°

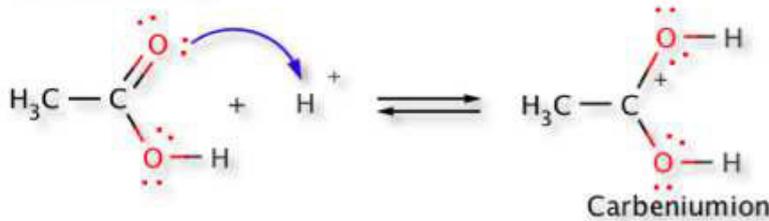


- **Nomenklatur:** Alkohol-Rest als Substituent mit der Endung ...-yl
Säure-Rest als Stammname mit der Endung ...-oat
(Beispiele: Methylethanoat = Ester aus Methanol und Ethansäure,
Ethylpropanoat = Ester aus Ethanol und Propansäure, etc.)

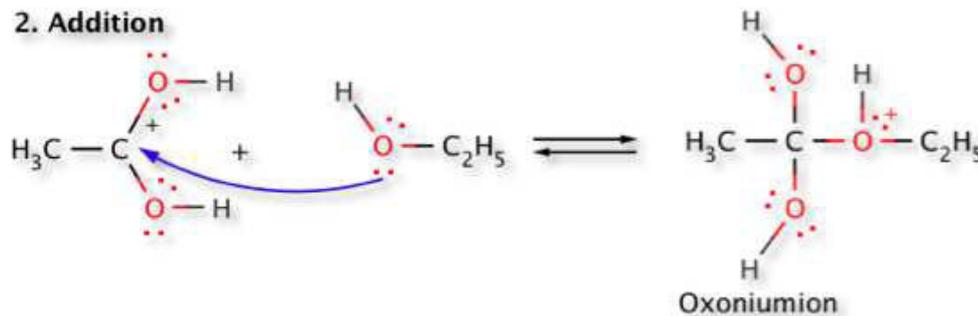
Früher auch: „Alkansäurealkylester“ (Ethansäureethylester = Ester aus Ethansäure und Ethanol, Butansäuremethylester = Ester aus Butansäure und Methanol, ...)

- **Esterbildung:** $\text{H}_3\text{C}-\text{COOH} + \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH} \rightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{COO}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- **Reaktionsmechanismus** der säurekatalysierten Esterbildung:

1. Aktivierung



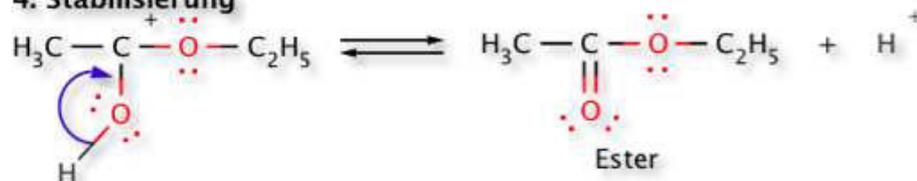
2. Addition



3. Eliminierung



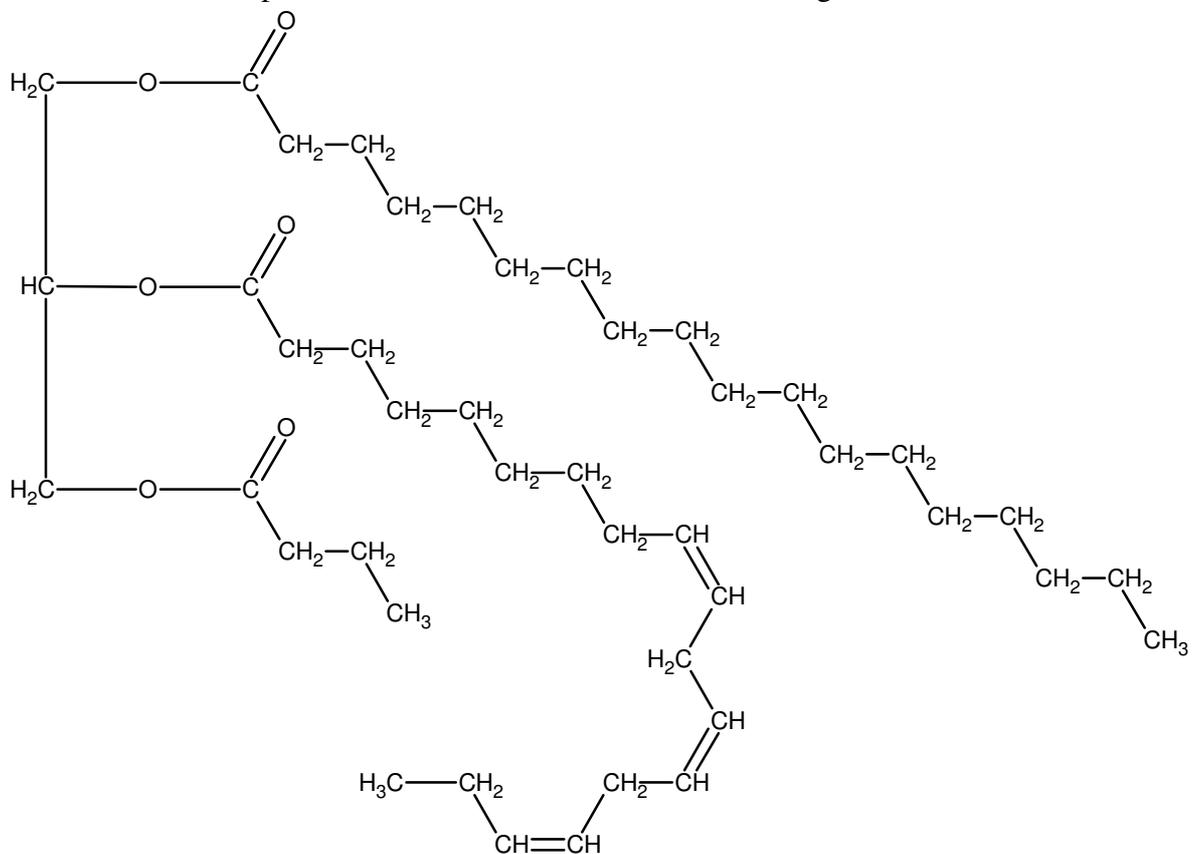
4. Stabilisierung



- Die säurekatalysierte Esterbildung und -spaltung ist eine **Gleichgewichtsreaktion**, d.h. Hin- und Rückreaktion laufen gleichzeitig ab. Nach einiger Zeit laufen Hin- und Rückreaktion gleich schnell, so dass sich die Konzentrationen der beteiligten Stoffe nicht mehr ändern, d.h. es stellt sich ein **chemisches Gleichgewicht** ein, bei dem Produkte und Edukte in einem von den äußeren Bedingungen abhängigen Anteil vorliegen.

6. Biomoleküle

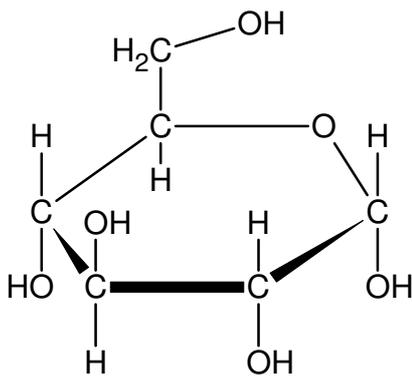
- **Fette** (auch Triacylglycerine oder Triglyceride)
 - **Fettsäuren:** überwiegend geradzahlige, unverzweigte, Monocarbonsäuren (oft langkettig)
 - Bezeichnungen: **Gesättigte Fettsäuren** (= Fettsäuren ohne C-C-Doppelbindungen)
Ungesättigte Fettsäuren (= Fettsäuren mit C-C-Doppelbindungen; bei natürlichen Fettsäuren sind diese Doppelbindungen Z-konfiguriert.)
 - **Omega-3-Fettsäuren** besitzen ausgehend vom hinteren Ende des Moleküls (= die von der Carboxylfunktion abgewandete Seite der Kohlenstoffkette) am dritten Kohlenstoffatom eine Doppelbindung besitzen. (Omega-6-Fettsäuren entsprechend an der sechsten Stelle.) Diese Fettsäuren zählen zu den **essentiellen Fettsäuren**, da der menschliche Körper sie nicht selbst herstellen kann, aber zur Produktion von wichtigen Körperstoffen benötigt.
 - **Fette und fette Öle (Neutralfette):** Ester aus Glycerin (1,2,3-Propantriol) und drei, meist verschiedenen, Fettsäuren (= Glycerintriestern).
 - Zeichnen einer beispielhaften Halbstrukturformel eines beliebigen natürlichen Fettmoleküls:



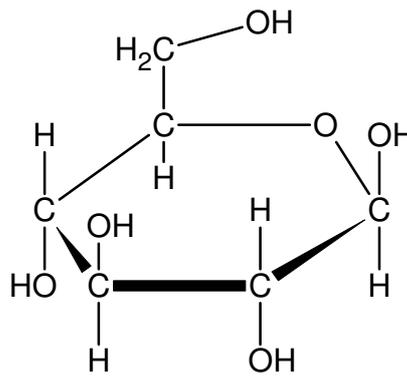
- Natürliche Fette weisen keinen scharfen Schmelzpunkt, sondern einen **Schmelzbereich** auf. Mit steigender Kettenlänge und abnehmender Anzahl an Doppelbindungen der Fettsäuren steigt der Schmelztemperaturbereich des natürlichen Fettes.
- **Feste Fette** enthalten hohe Anteile langer und gesättigter Fettsäuren, wohingegen die Fettsäuren in den **flüssigen Ölen** überwiegend einfach oder mehrfach ungesättigt sind.
- Die alkalische Hydrolyse eines Fettes bezeichnet man als **Verseifung**. Die dabei entstehenden Alkalisalze der Fettsäuren nennt man Seifen.
- **Verwendung:** Fette dienen dem menschlichen Körper als langsame Energiespender und als Reservestoff. Sie isolieren zudem gegen Wärmeverlust und schützen innere Organe gegen Stöße und Reibung. Pflanzliche Öle können eine Alternative für Kraftstoffe aus mineralischen Ölen darstellen (+ kritische Diskussion zum Einsatz regenerativer Rohstoffe).

- **Kohlenhydrate**

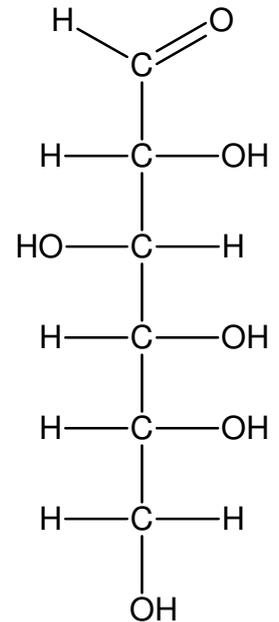
- Verbindungen mit der **allgemeinen Summenformel $C_nH_{2n}O_n$** , die eine Carbonylfunktion und mindestens zwei Hydroxygruppen tragen.
- **Monosaccharide:** Einfachzucker (bestehen aus einem einzigen Kohlenhydratmolekül);
Disaccharide: Zweifachzucker (entstehen durch Kondensation zweier Monosaccharide);
Polysaccharide: Mehrfachzucker (entstehen durch Kondensation vieler Zuckermoleküle).
- **Benennung:** Je nach Carbonylfunktion unterscheidet man **Aldosen** von **Ketosen**.
Je nach Anzahl der C-Atome bezeichnet man Monosaccharide als **Triosen, Tetrosen, Pentosen, Hexosen, Heptosen**, etc.
Die Bezeichnungen sind kombinierbar (z.B. Aldohexose, Ketopentose, etc.)
- Das Monosaccharid **Glucose** (= Traubenzucker) mit der **Summenformel $C_6H_{12}O_6$** entsteht in Pflanzen bei Belichtung durch Photosynthese: $6 CO_2 + 6 H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6 O_2$.
Es ist eine **Aldohexose**, d.h. sie zeigt eine positive **Fehlingreaktion**. (Plus: Aufstellen der Teilgleichungen + Redoxgleichung einer positiven Fehlingreaktion.)
- Glucosemoleküle liegen in wässriger Lösung sowohl als offenkettige Moleküle als auch in **Ringform (als Halbactal)** vor.
- Von der ringförmigen Glucose gibt es zwei Konfigurationsisomere, die sich durch die Stellung der Hydroxygruppe am Kohlenstoffatom Nr. 1 unterscheiden: die **α - und die β -Glucose**.



α -Glucose

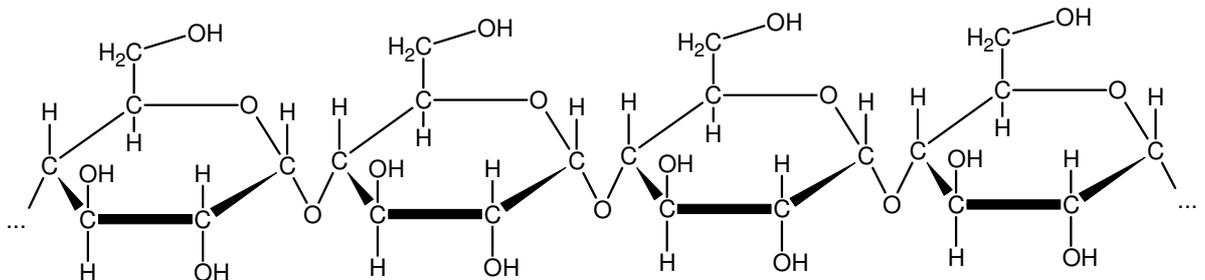


β -Glucose



(offenkettige Glucose)

- **Stärke** ist ein Polysaccharid, das zu einem hohen Massenanteil aus **Amylose** besteht. Bei der Bildung der Amylose reagieren einige hundert α -Glucose-Moleküle unter Wasserabspaltung (Polykondensation), wobei jeweils die OH-Gruppe am C-Atom 1 des einen Monomeren mit der OH-Gruppe am C-Atom 4 des nächsten reagiert. Das kettenförmige Makromolekül bildet eine schraubenförmige Struktur und kann mit Lugol'scher Lösung (= Iod-Kaliumiodid-Lösung) nachgewiesen werden (Resultat: Blaufärbung).



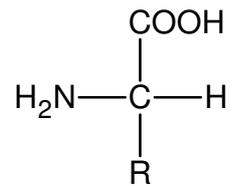
- **Verwendung:** Kohlenhydrate sind die primären Energielieferanten aller Lebewesen, deren Energie schnell bereitgestellt wird. Stärke ist eine Speicherform der Glucose, v.a. in Samen und unterirdischen Teilen (Knollen, Wurzeln, etc.) der Pflanzen. Sie kann durch Enzyme wieder in die Monomere gespalten werden und ist so ein wichtiger Energielieferant.

- **Aminosäuren** (= Aminocarbonsäuren), **Peptide und Proteine** (= Eiweiße)

- Aminocarbonsäuren oder einfach Aminosäuren (Abk.: AS) sind die Bausteine der Proteine.
- Aminosäuren enthalten **zwei funktionelle Gruppen**: die Carboxy- und die Aminogruppe.

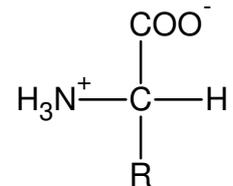
- Aminosäuren liegen sowohl in wässriger Lösung als auch in der festen Phase als **Zwitterion** vor, d.h. die Aminogruppe ist protoniert und die Carboxy(l)gruppe ist deprotoniert.

=> salzartiger Charakter => relativ gute Wasserlöslichkeit, kristalline Feststoffe (die sich aufgrund des organischen Charakters beim Erhitzen zersetzen, ohne zu schmelzen)



(allgemeine Formel einer Aminosäure)

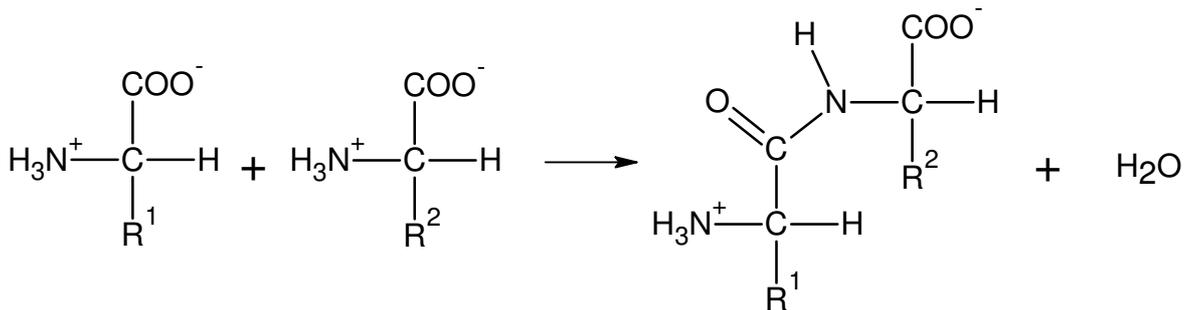
- AS-Zwitterionen sind **Ampholyte**: die Carboxy(l)gruppe kann als Base (Protonenakzeptor) und die Aminogruppe kann als Säure (Protonendonator) reagieren.



(zwitterionische Form einer Aminosäure)

- Bezeichnungen: **saure Aminosäuren** (reagieren beim Lösen in Wasser sauer; pH der Lösung < 7)
basische Aminosäuren (reagieren beim Lösen in Wasser alkalisch; pH der Lösung > 7)
neutrale Aminosäuren (reagieren beim Lösen in Wasser neutral; pH ca. 7)

- **Peptide**: die Carboxy(l)gruppe der einen AS und die Aminogruppe der anderen AS können in einer **Kondensationsreaktion** miteinander zu einem so genannten **Peptid** verbunden werden. Die resultierende Amidbindung –CO–NH– nennt man bei AS **Peptidbindung**.



- **Proteine** (umgangssprachlich: Eiweiße) sind aus Aminosäuren aufgebaute Makromoleküle (= Polypeptide aus hunderten AS). Proteine gehören zu den Grundbausteinen aller Zellen.
- **Skleroproteine** (= Faserproteine): sind häufig wasserunlöslich. Die Aminosäurekette besitzt eine faserartige Anordnung. Beispiele: Keratin (Haare, Nägel), Muskelfasern, etc.
- **Globuläre Proteine**: sind häufig wasserlöslich. Die Aminosäurekette besitzt eine räumlich verknäuelte Struktur. Beispiele: Albumin (Bluttransporteiweiß), Antikörper, etc.
- **Proteinogene Aminosäuren** (auch: kanonische Aminosäuren): Beim Menschen handelt es sich um 21 verschiedene Aminosäuren, die als natürliche Bausteine der Proteine dienen. Sie werden durch Peptidbindungen zu langen Ketten (bis zu mehrere Tausend Aminosäuren) verbunden. Einige dieser AS sind **essentielle Aminosäuren**, d.h. sie müssen über die Nahrung aufgenommen werden, da der Körper sie nicht selbst herstellen kann.
- **Vielfalt der Proteine**: Bei 21 verschiedenen AS existieren 21^k Kombinationsmöglichkeiten, wobei k die Anzahl der verknüpften AS darstellt z.B. ...-Gly-Ala-Ser-Pro-...
- **Verwendung**: Proteine dienen dem menschlichen Körper – neben der Energiegewinnung – aufgrund ihrer strukturellen Vielfalt sehr vielen unterschiedlichen Zwecken, je nachdem, wie die Aminosäureketten aufgebaut sind. Dies macht sie auch medizinisch interessant, z.B. als Krankheitserreger (Prionen / BSE) bzw. zum Einsatz als Antikörper gegen Tumorzellen.

Chemie- übungen



Verhaltensregeln zur Unfallverhütung

GRUNDSÄTZLICH:

- Im Übungsraum darf nicht gegessen oder getrunken werden!

VOR BEGINN DER VERSUCHE:

- Genau auf die Anweisungen des Lehrers achten!
- Die Versuchsanleitungen strikt einhalten!
- Versuche erst beginnen bzw. diese sofort abbrechen, wenn der Lehrer dies anordnet!
- Auf dem Experimentiertisch soll stets Ordnung und Übersicht herrschen:
 - nicht benötigte Schulsachen aus dem Experimentierbereich entfernen
 - Schultaschen auf die Seite stellen (aber so, daß keiner darüber stolpert)

WÄHREND DER VERSUCHE:

- Der Arbeitsplatz darf nicht verlassen werden (außer auf ausdrückliche Anweisung des Lehrers hin)!
- Stets Schutzbrille tragen, wenn der Lehrer dies anordnet!
- Stehend experimentieren!
- Keine Spielereien!
- Chemikalien vor Verunreinigungen schützen (nur saubere Spatel / Löffel zur Substanzentnahme verwenden)!
- Niemals Chemikalien mit nach Hause nehmen!
- Chemikalien nicht mit den Fingern berühren!
Niemals Geschmacksproben nehmen; Vorsicht bei Geruchsproben!
- Beim Umgang mit ätzenden Chemikalien (z.B. Säuren und Laugen) größte Vorsicht walten lassen!
Spritzer auf der Haut sofort mit viel Wasser abwaschen!
- Die Arme nie auf den Experimentiertisch legen!
- Beim Umgang mit feuergefährlichen Chemikalien niemals mit offener Flamme arbeiten!
- Niemals das Gesicht über die Öffnung eines Reaktionsgefäßes halten, in dem gerade eine Reaktion abläuft! Beim Erhitzen auf Siedeverzüge achten!
Öffnung des Reaktionsgefäßes niemals auf andere Personen richten!
- Bei Versuchsspannen sofort den Lehrer informieren!

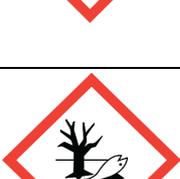
NACH DEN VERSUCHEN:

- Die Anweisungen des Lehrers zur Sondermüllbeseitigung beachten!
- Alle benutzten Geräte sorgfältig reinigen und gebrauchsfähig zurückstellen!
- Gas- und Wasserhähne schließen!
- Hände gründlich waschen!

Alte Gefahrensymbole nach EU-Richtlinie:



GHS Gefahrensymbole und ihre Bedeutung

Piktogramm	Symbol	Wirkungsbeispiele	Sicherheit & Erste Hilfe
	Explodierende Bombe GHS01	Explodieren durch Feuer, Schlag, Reibung, Erwärmung; Gefahr durch Feuer, Luftdruck, Splitter.	Nicht reiben oder stoßen, Feuer, Funken und jede Wärmeentwicklung vermeiden.
	Flamme GHS02	Sind entzündbar; Flüssigkeiten bilden mit Luft explosionsfähige Mischungen; erzeugen mit Wasser entzündbare Gase oder sind selbstentzündbar.	Von offenen Flammen und Wärmequellen fernhalten; Gefäße dicht schließen; brandsicher aufbewahren.
	Flamme über Kreis GHS03	Wirken oxidierend und verstärken Brände. Bei Mischung mit brennbaren Stoffen entstehen explosionsgefährliche Gemische.	Von brennbaren Stoffen fernhalten und nicht mit diesen mischen; sauber aufbewahren.
	Gasflasche GHS04	Gasflaschen unter Druck können beim Erhitzen explodieren, tiefkalte Gase erzeugen Kälteverbrennungen.	Nicht erhitzen; bei tiefkalten Gasen Schutzhandschuhe und Schutzbrille tragen.
	Ätzwirkung GHS05	Zerstören Metalle und verätzen Körpergewebe; schwere Augenschäden sind möglich.	Kontakt vermeiden; Schutzbrille und Handschuhe tragen. Bei Kontakt Augen und Haut mit Wasser spülen.
	Totenkopf mit Knochen GHS06	Führen in kleineren Mengen sofort zu schweren gesundheitlichen Schäden oder zum Tode.	Nicht einatmen, berühren, verschlucken. Arbeitsschutz tragen. Sofort Notarzt oder Giftinformationszentrum anrufen. Stabile Seitenlage.
	Ausrufezeichen GHS07	Führen zu gesundheitlichen Schäden, reizen Augen, Haut oder Atemwegsorgane. Führen in größeren Mengen zum Tode.	Wie oben; bei Hautreizungen oder Augenkontakt mit Wasser oder geeignetem Mittel spülen.
	Gesundheitsgefahr GHS08	Wirken allergieauslösend, krebserzeugend (carcinogen), erbgutverändernd (mutagen), fortpflanzungsgefährdend und fruchtschädigend (reprotoxisch) oder organschädigend.	Vor der Arbeit mit solchen Stoffen muss man sich gut informieren; Schutzkleidung und Handschuhe, Augen- und Mundschutz oder Atemschutz tragen.
	Umwelt GHS09	Sind für Wasserorganismen schädlich, giftig oder sehr giftig, akut oder mit Langzeitwirkung.	Nur im Sondermüll entsorgen, keinesfalls in die Umwelt gelangen lassen.