

LehrplanPLUS Grundwissen Chemie 9 NTG

1 Atombau und gekürztes Periodensystem

1.1 Atombau

Ein Atom besteht aus einem Atomkern und einer Atomhülle

Der Atomkern setzt sich aus Nukleonen zusammen. Nukleonen sind entweder elektrisch positiv geladene Protonen (p^+) oder ungeladene Neutronen (n). Die Protonenzahl Z ist gleich der Kernladungszahl (= Ordnungszahl). Sie charakterisiert die Atomsorte.

Die Atomhülle wird von elektrisch negativ geladenen Elektronen (e^-) gebildet.

Protonen, Neutronen und Elektronen werden auch Elementarteilchen genannt.

Das kann man aus dem PSE ablesen:

Beispiel: Aufbau des Aluminium-Atoms

A	27	----->	27 Nukleonen = 13 Protonen + 14 Neutronen
Elementsymbol	Al		
Z	13	----->	13 Protonen bzw. 13 Elektronen im ungeladenem Atom

A = Nukleonenzahl (= Massenzahl) = Protonenzahl Z + Neutronenzahl N

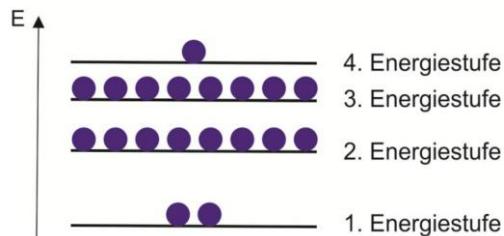
Z = Protonenzahl (= Ordnungszahl = Elektronenzahl im ungeladenen Atom)

Isotope sind Atomsorten eines Elements, die die gleiche Protonenanzahl, aber unterschiedliche Neutronenanzahl haben und sich daher in der Massenzahl unterscheiden.

1.2 Das Energiestufenmodell

- Die Elektronen der Atomhülle lassen sich gruppenweise verschiedenen Energiestufen zuordnen.
- Die maximal mögliche Elektronenanzahl pro Energiestufe beträgt: $2n^2$
- Ein Wechsel des Energieniveaus ist mit der Aufnahme (Absorption) oder Abgabe (Emission) von Energie verbunden.

Energiestufenmodell für ein Kalium-Atom



1.3 Die Elektronenkonfiguration

Die Verteilung der Elektronen eines Atoms bzw. Ions auf die einzelnen Energiestufen bezeichnet man als Elektronenkonfiguration.

Allgemein Schreibweise: **Energiestufe** Anzahl der Elektronen der jeweiligen Energiestufe

z.B. Natrium: Na: **1² 2⁸ 3¹**

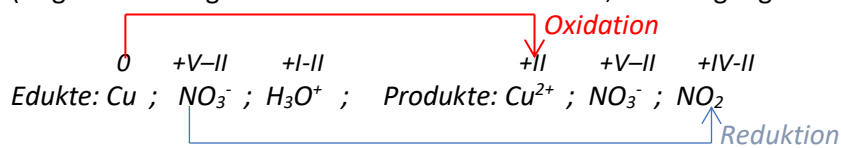
Die **Valenzelektronen** sind die äußersten, energiereichsten und für chemische Reaktionen wichtigsten Elektronen. Im PSE sind Elemente mit gleicher Anzahl an Valenzelektronen zu Hauptgruppen zusammengefasst, da sie ein ähnliches chemisches Reaktionsverhalten zeigen. Edelgase reagieren kaum mit anderen Elementen, da sie ein stabiles **Elektronenoktett** bzw. **Elektronenduplett (Helium)** in der äußersten Energiestufe haben. Diese besondere Elektronenkonfiguration nennt man **Edelgaskonfiguration**. Um Elektronen aus der Atomhülle zu entfernen, muss die **Ionisierungsenergie** aufgewendet werden.

Atome aus den Elementen der Hauptgruppen I – III reagieren durch Elektronenabgabe zu positiv geladenen **Kationen**, Atome aus den Elementen der Hauptgruppen V – VII reagieren durch Elektronenaufnahme zu negativ geladenen **Anionen**. Durch Abgabe bzw. Aufnahme von Elektronen besitzen die Ionen dann die stabile Edelgaskonfiguration. Die Atome aus den Elementen der Hauptgruppe IV können je nach Reaktionspartner Anionen oder Kationen bilden.

2.3 Aufstellen einer Redoxgleichung

Beispiel: Kupfer reagiert mit Salpetersäure zu Kupfer(II)-nitrat und Stickstoffdioxid.

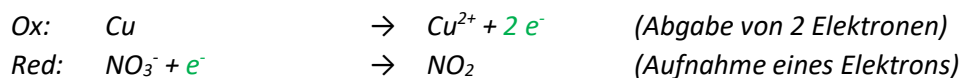
1. Edukte und Produkte notieren (Salze als getrennte Ionen schreiben!), OZ bestimmen und Oxidation und Reduktion zuordnen.
(Es gilt: Erhöhung der Oxidationszahl → Oxidation; Erniedrigung der Oxidationszahl → Reduktion)



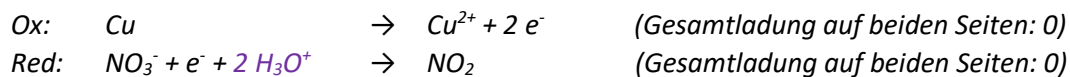
2. Bestimmen der korrespondierenden Redoxpaare, evtl. Ausgleich der Teilchenbilanz mit Koeffizienten und Anlegen der Teilgleichungen.



3. Ausgleich der Oxidationszahländerung durch **Elektronen**. Die Änderung der Oxidationszahl entspricht jeweils der Zahl der abgegebenen bzw. aufgenommenen Elektronen.

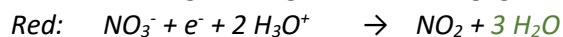


4. **Ladungsausgleich** durch Oxonium-Ionen (im sauren Milieu) bzw. Hydroxid-Ionen (im basischen Milieu). Die Gesamtladung auf beiden Seiten der Gleichungen muss jeweils identisch sein.

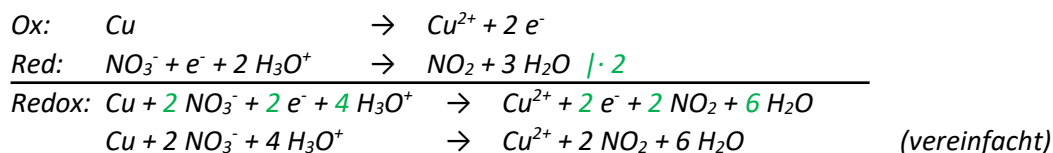


5. Ausgleich der **Stoffbilanz** mit **Wasser**:

Die Oxidationsgleichung ist bereits ausgeglichen.



6. **Angleichen der Elektronenzahl** beider Gleichungen durch Multiplikation (kgV!) und Addition der Teilgleichungen zur Redoxgleichung (Summengleichung). Dabei gegebenenfalls vereinfachen.



2.4 Stromerzeugung durch freiwillig ablaufende Redoxreaktionen (Galvanische Zellen)

Eine **galvanische Zelle** ist die elektrolytische und metallische Verbindung zweier Halbzellen (= Eintauchen eines Metalls in seine Salzlösung). Dabei sind die Halbzellen durch ein Diaphragma (verhindert Durchmischung, durchlässig für Ionen) räumlich getrennt. Die Elektronen wandern vom **Minuspol** (Ort der Oxidation) zum **Pluspol** (Ort der Reduktion). Diese Elektronenwanderung (= elektrischer Strom) kann als elektrische Energiequelle („Batterie“) genutzt werden.

2.5 Erzwungene Redoxreaktionen (Elektrolyse)

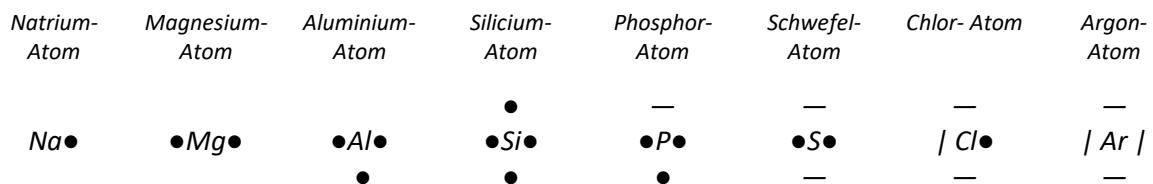
Die Elektrolyse ist die Umkehrung der in einer galvanischen Zelle freiwillig ablaufenden Redoxreaktion. Sie wird durch Zufuhr elektrischer Energie erzwungen. Hierbei wandern Kationen zur **Kathode** (Ort der Reduktion) und werden dort reduziert, während Anionen zur **Anode** (Ort der Oxidation) wandern und dort oxidiert werden. Dabei bilden sich Stoffe, die sich an den Elektroden abscheiden.

3 Moleküle: Mit dem einfachen Orbitalmodell zum Elektronenabstoßungsmodell

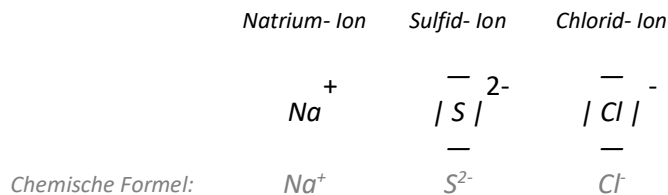
3.1 Die Valenzschreibweise

Die Valenzschreibweise ist eine Darstellung der Valenzelektronen eines Atoms bzw. eines Ions:

Valenzstrichschreibweise der Atome aus der 3. Periode



Valenzstrichschreibweise von Ionen:



Legende:

- Ein ● steht für ein ungepaartes Elektronen
- Ein — steht für ein Elektronenpaar

3.2 Das Orbitalmodell

Die Elektronen in einem Atom befinden sich mal näher beim Atomkern, mal sind sie weiter von ihm entfernt. Der Raum, in dem sich ein Elektron mit 99% Wahrscheinlichkeit aufhält, heißt das **Orbital**.

Ein Orbital wird von **maximal zwei Elektronen** besetzt.

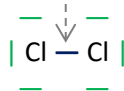
Eine **Elektronenpaarbindung** (= Atombindung) wird im Orbitalmodell so erklärt, dass sich die passenden Orbitale benachbarter Atome **überlappen**. Je stärker diese Überlappung ist, desto fester ist die Atombindung.

3.3 Die Elektronenpaarbindung

Nichtmetalle und Nichtmetall-Nichtmetall-Verbindungen sind molekular gebaute Stoffe. Die Atome werden durch Ausbildung von mindestens einem gemeinsamen bindenden Elektronenpaar zu einem Molekül fest verbunden. Diese Bindung nennt man Atombindung oder Elektronenpaarbindung.

Valenzstrichschreibweise eines Chlor-Moleküls, Sauerstoff-Moleküls, Stickstoff-Moleküls als Beispiel für eine...

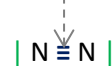
...**Einfachbindung**



...**Doppelbindung**



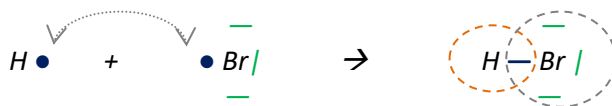
... **Dreifachbindung**



grün markiert: nichtbindende Elektronenpaare

Durch Ausbildung von gemeinsamen bindenden Elektronenpaaren erreichen die Bindungspartner die stabile **Edelgaskonfiguration**.

Beispiel: Ausbildung **eines gemeinsamen Elektronenpaares** in einem Wasserstoffbromid-Molekül



grün markiert: nichtbindende Elektronenpaare

Für eine einfache Elektronenpaarbindung stellt jedes Atom jeweils **ein freies Elektron** zur Verfügung. Das **bindende Elektronenpaar** wird beiden darüber verbundenen Atomen des Moleküls zugeordnet. Das Wasserstoff-Atom hat somit ein **stabiles Elektronenduplett**, das Brom-Atom ein **stabiles Elektronenoktett**.

Beispiel: Ausbildung von **zwei gemeinsamen Elektronenpaaren** in einem Sauerstoff-Molekül



grün markiert: nichtbindende Elektronenpaare

Für eine Doppelbindung stellt jedes Atom jeweils **zwei freie Elektronen** zur Verfügung. Die beiden **bindenden Elektronenpaare** werden beiden darüber verbundenen Atomen des Moleküls zugeordnet. Beide Sauerstoff-Atome haben somit ein **stabiles Elektronenoktett**.

3.4 Der räumliche Bau von Molekülen und das Elektronenpaarabstoßungsmodell

Der räumliche Bau von Molekülen wird vom Platzbedarf der Orbitale bestimmt. Weil sich die Orbitale aufgrund ihrer negativen Ladung voneinander abstoßen, ordnen sich die Orbitale bzw. Elektronenpaare (EP) so an, dass sie den größtmöglichen Abstand voneinander haben. Diese Erklärung nennt man das **Elektronenpaar-Abstoßungs-Modell (EPA)**.

Aus dieser Regel ergeben sich je nach der Anzahl der Raumrichtungen drei unterschiedliche Bindungswinkel:

a) 4 Raumrichtungen => tetraedrische Struktur mit Tetraederwinkel (109,5°)

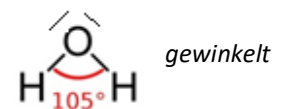
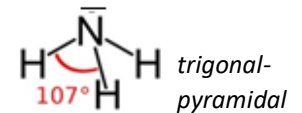
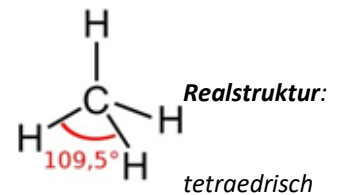
Beispiele:

Methan CH_4 : 4 Einfachbindungen = 4 Raumrichtungen

Ammoniak NH_3 : 3 Einfachbindungen und 1 nichtbindende EP = 4 Raumrichtungen

Wasser H_2O : 2 Einfachbindungen und 2 nichtbindende EP = 4 Raumrichtungen

(Die geringen Abweichungen der Bindungswinkel beruhen auf dem größeren Platzbedarf freier EP und sind nicht Stoff des Grundwissens.)



b) 3 Raumrichtungen => trigonal planare Struktur mit 120°-Winkel

Beispiele:

Formaldehyd H_2CO :

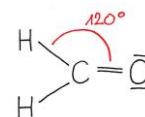
2 Einfach- und 1 Doppelbindung = 3 Raumrichtungen

Untersalpetrige Säure HNO :

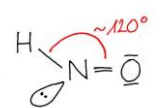
1 Einfach-, 1 Doppelbindung und 1 nichtbindendes EP = 3 Raumrichtungen

Realstruktur:

trigonal planar



gewinkelt

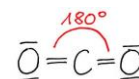


c) 2 Raumrichtungen => lineare Struktur mit 180°-Winkel

Beispiele:

Kohlenstoffdioxid CO_2 : 2 Doppelbindungen = 2 Raumrichtungen

Cyansäure HCN : 1 Einfach- und 1 Dreifachbindung = 2 Raumrichtungen



3.5 Das Mesomerie-Modell

Mesomerie-Modell (z. B. Carbonat-Ion, Nitrat-Ion, Schwefeldioxid-Molekül, Ozon-Molekül)

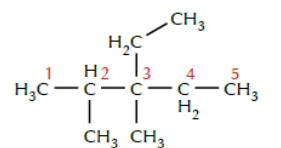
hier ist mir noch nicht klar, wie der Lehrplan zu interpretieren ist, es gibt auch keine Querverweise dazu

3.6 Verzweigte und zyklische Kohlenwasserstoffverbindungen

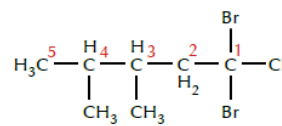
Benennung nach der IUPAC-Nomenklatur:

Kohlenwasserstoffe (Moleküle, die nur aus den Elementen Kohlenstoff und Wasserstoff aufgebaut sind), die keine Mehrfachbindungen enthalten, nennt man **Alkane** (vgl. oben).

Bei verzweigten Alkanen bestimmt die längste Kette den **Stammmamen**. Es wird so nummeriert, dass die Verzweigungsstellen möglichst kleine Zahlen haben. Bei mehr als einem **Lokant** muss die Summe der Lokanten möglichst klein sein. Die **Seitenketten** werden mit **Stammmame** + Endung „-yl“ benannt und nach **alphabetischer Reihenfolge** geordnet. Treten mehrere gleiche Seitenketten auf, wird vor den Namen ein **griechisches Zahlwort** gestellt, das in der alphabetischen Reihenfolge nicht berücksichtigt wird.



3-Ethyl-2,3-dimethylpentan



1,1-Dibrom-1-chlor-3,4-dimethylpentan

Bei ringförmigen Alkanen (zyklische Alkane) wird dem Namen, der sich aus der Anzahl der Kohlenstoffatome ableitet (siehe homologe Reihe, vgl. oben) die Vorsilbe „Cyclo-“ vorangestellt, z.B. „Cyclohexan“.

3.7 Einfache Alkene und Alkine

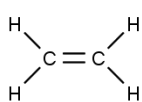
Kohlenstoffatome bilden in aller Regel **vier Atombindungen** aus. Moleküle mit „C-C“-Mehrfachbindungen (Doppel- oder Dreifachbindungen) nennt man **ungesättigt**, da nicht jedes Kohlenstoffatom vier Bindungspartner hat (Beispiel: Alkene, Alkine). Moleküle ohne „C-C“-Mehrfachbindungen heißen **gesättigt** (Beispiel: Alkane).

Benennung nach der IUPAC-Nomenklatur:

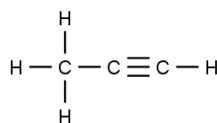
Alkene haben mindestens eine **Doppelbindung** und erhalten das Suffix „-en“.

Alkine haben mindestens eine **Dreifachbindung** und erhalten das Suffix „-in“.

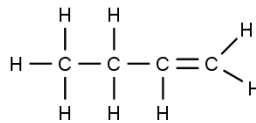
Die Position der Doppel- bzw. Dreifachbindung im Molekül wird (falls nötig) mit der entsprechenden Zahl vor der Endung „en“ angegeben.



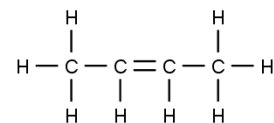
Ethen



Propin



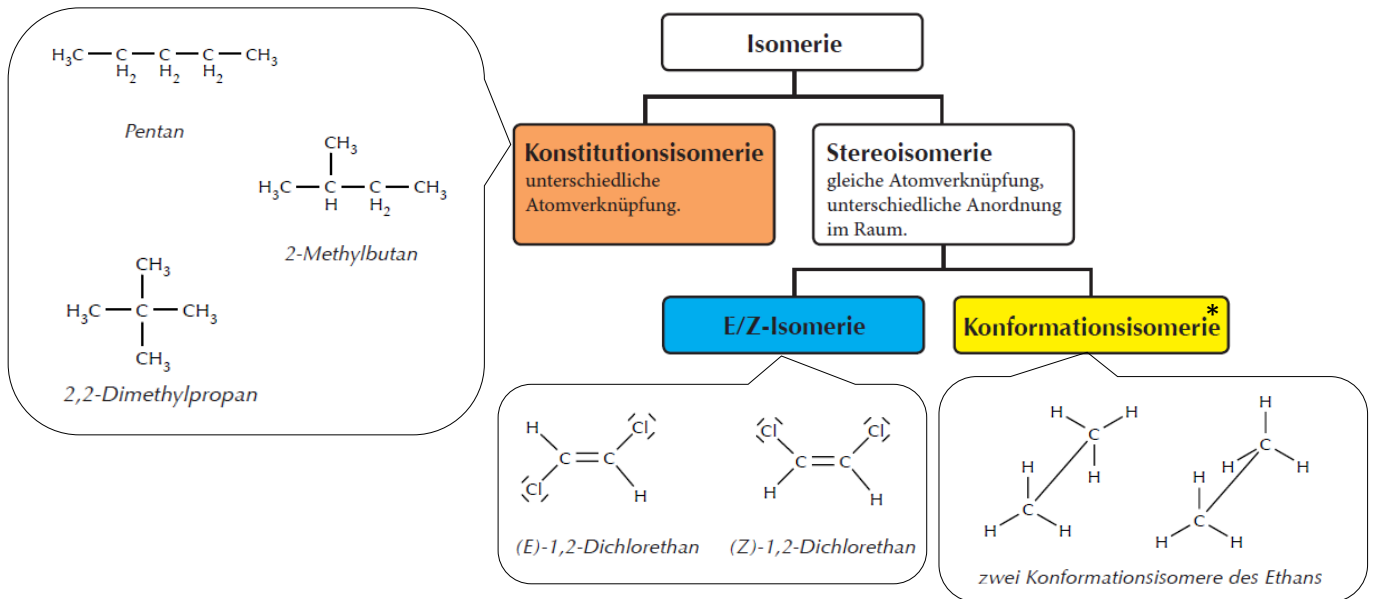
But-1-en



But-2-en

3.8 Das Phänomen der Isomerie

Moleküle mit **gleicher Summenformel**, aber **unterschiedlicher Strukturformel**, nennt man **Isomere**.
Es gibt unterschiedliche Arten der Isomerie:



* stellt kein Grundwissen der 9. Jahrgangsstufe dar

4 Wechselwirkungskonzept – Anziehung zwischen Teilchen

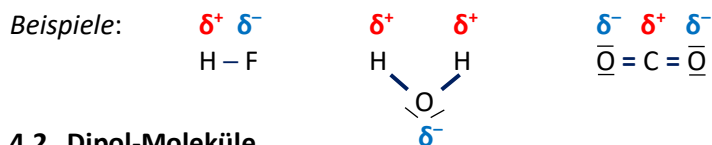
4.1 Polare und unpolare Elektronenpaarbindungen

Die **Elektronegativität** (EN) ist die Tendenz eines Atoms, die bindenden Elektronen einer Elektronenpaar-Bindung an sich zu ziehen. Die Elektronegativität der Atome steigt innerhalb einer Periode des PSE von links nach rechts und innerhalb einer Hauptgruppe von unten nach oben an. Das Maß für die EN ist eine Zahl ohne Einheit: Fluor ist das elektronegativste Element ($EN(F) = 3,89$), gefolgt von Sauerstoff ($EN(O) = 3,44$), Chlor ($EN(Cl) = 3,16$) und Stickstoff ($EN(N) = 3,04$).

Die Zahlen stellen kein Grundwissen dar, man entnimmt sie dem Periodensystem (Rückseite!).

Haben zwei Atome, zwischen denen eine Elektronenpaarbindung besteht, unterschiedliche EN-Werte, so wird das **bindende Elektronenpaar zum stärker elektronegativen Atom hin verschoben**. Daher besitzt das elektronegativere Atom einen Überschuss an negativer „Ladung“ (= negative Partialladung δ^-), das andere Atom ist im Gegenzug leicht positiv „geladen“ (= positive Partialladung δ^+) => Es liegt eine **polare Atombindung** vor. Generell gilt: Je größer die Differenz ΔEN zwischen den Atomen einer Atombindung ist, desto stärker polar ist diese Atombindung.

Richtwerte: $\Delta EN < 0,40$ unpolare Atombindung, $\Delta EN > 0,40$ polare Atombindung,



4.2 Dipol-Moleküle

Polare Stoffe bestehen aus **Dipol-Molekülen**.

Ein Dipol-Molekül (kurz: Dipol) besitzt einen positiven und einen negativen Ladungsschwerpunkt (z.B. HF oder H₂O).

Voraussetzungen für die Dipoleigenschaft sind:

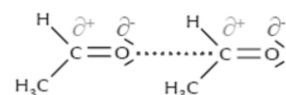
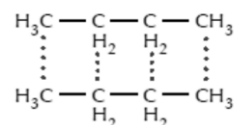
- Das Molekül besitzt mindestens eine **polare Atombindung**.
- Das Molekül ist nicht vollständig symmetrisch gebaut (denn bei vollständig symmetrischen Molekülen wie z.B. CH₄ oder CO₂ fallen der positive und negative Ladungsschwerpunkt zusammen, so dass das Molekül nach außen hin unpolar ist).

4.3 Zwischenmolekulare Wechselwirkungen

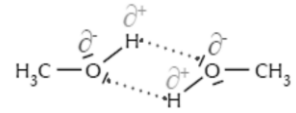
Zwischenmolekulare Wechselwirkungen sind elektrostatische Anziehungskräfte, die zwischen Molekülen desselben Stoffs bzw. zwischen Molekülen unterschiedlicher Stoffe wirken (*Symbol: meist eine gepunktete Linie*).

Man unterscheidet:

- Van-der-Waals-Wechselwirkungen:** schwache elektrostatische Anziehungskräfte zwischen unpolaren Molekülen (bzw. unpolaren Molekülteilen), die durch zufällige Elektronenverschiebungen entstehen.
- Dipol-Dipol- Wechselwirkungen:** permanente elektrostatische Anziehungskräfte zwischen Dipolmolekülen.

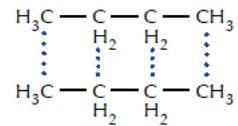


- **Wasserstoffbrücken:** besonders starke Dipol-Dipol-Wechselwirkungen zwischen einem stark positiv polarisierten Wasserstoff-Atom und einem Stickstoff-, Sauerstoff- oder Fluor-Atom eines benachbarten Dipolmoleküls. Wasserstoffbrücken sind die stärksten zwischenmolekularen Wechselwirkungen.



Van-der-Waals-Wechselwirkungen bei Kohlenwasserstoff-Molekülen

- Zwischen **unpolaren** Molekülen (wie Kohlenwasserstoffen) bzw. Molekülteilen (wie Alkylresten) wirken nur die **Van-der-Waals- Wechselwirkungen** (VdWW). Prinzipiell treten diese auch zwischen polaren Molekülen bzw. Molekülteilen auf, spielen hier aber keine Rolle. Die VdWW summieren sich bei längeren Kohlenwasserstoffen. Treten jedoch Verzweigungen oder Knicke (z.B. durch Doppelbindungen) in der Kohlenstoffkette auf, verringert dies die Anlagerungsfläche und die VdWW sind geringer. VdWW werden auch mit steigender Molekülmasse größer.



4.4 Erklärung von physikalischen Stoffeigenschaften

Siedetemperatur

Beim Sieden, also beim Übergang vom flüssigen in den gasförmigen Zustand, sind zwei Vorgänge von Bedeutung:

- Im flüssigen Zustand berühren sich die Teilchen noch. Um die Teilchen voneinander zu trennen, müssen die zwischenmolekularen Wechselwirkungen überwunden werden: Je stärker die ZMWW, desto mehr Energie muss aufgewendet werden, um die Teilchen voneinander zu trennen. Deshalb haben unpolare Stoffe niedrigere Siedetemperaturen als vergleichbare polare Stoffe.
Anmerkung: Beim Sieden werden nur die Anziehungskräfte zwischen den Teilchen überwunden, die Teilchen an sich bleiben intakt!
- Im gasförmigen Zustand bewegen sich die voneinander isolierten Teilchen sehr schnell. Je höher die Molekülmasse der Teilchen ist, desto mehr Energie muss aufgewendet werden, um sie zu beschleunigen. Deshalb haben Stoffe aus kleinen / leichten Molekülen niedrigere Siedetemperaturen als Stoffe aus großen / schweren Molekülen.

Löslichkeit

Als Faustregel gilt: „**similia similibus solvuntur – Ähnliches wird von Ähnlichem gelöst**“.

D.h. ein Stoff löst sich dann in einem anderen, wenn zwischen den Teilchen der beiden Stoffe ähnliche zwischenmolekulare Wechselwirkungen vorherrschen.

Beispiele:

Wasser ist ein **polares Lösungsmittel** => **Salze** (die aus positiv geladenen Kationen und negativ geladenen Anionen bestehen) sowie **polare Stoffe**, wie z.B. Ammoniak (NH₃), **lösen sich gut** in Wasser, nicht aber unpolare Stoffe, wie z.B. Hexan (C₆H₁₄).

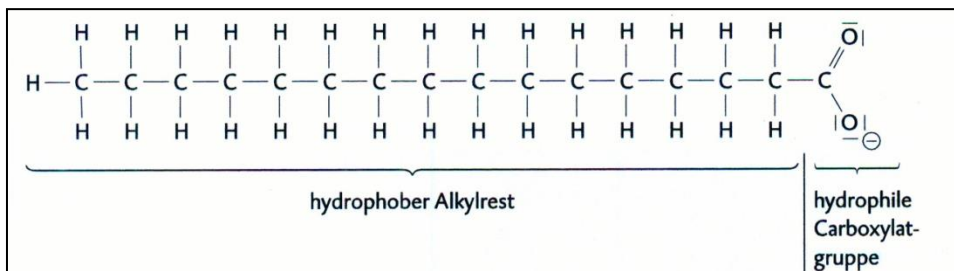
Hexan ist ein **unpolares Lösungsmittel** => andere **unpolare Stoffe**, wie z.B. Octan oder Speiseöl (ein Stoffgemisch aus Fetten, s. 4.5), **lösen sich gut** in Hexan, nicht aber polare Stoffe wie Wasser oder Ammoniak.

Polare Stoffe sind **hydrophil** bzw. **lipophob**.

Unpolare Stoffe sind **hydrophob** bzw. **lipophil**.

Amphiphile Moleküle enthalten einen hydrophilen und einen hydrophoben Molekülteil, sodass diese als Lösungsvermittler (Tenside) zwischen polaren und unpolaren Phasen wirken können.

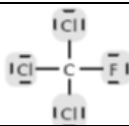

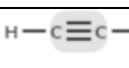
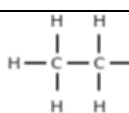
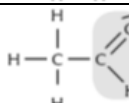
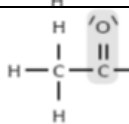
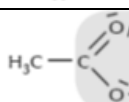
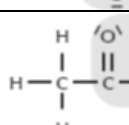
Beispiel: Seifenmoleküle



4.5 Wichtige Stoffgruppen der organischen Chemie

Die Tabelle gibt einen Überblick über die wichtigsten Stoffklassen der Organischen Chemie.

Tabelle 3: Überblick mit den wichtigsten Stoffklassen

Stoffklasse	Funktionelle Gruppe	Suffix	Beispiel
Alkane	Einfachbindungen	-an	$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{H}_2}{\text{C}}-\underset{\text{H}_2}{\text{C}}-\text{CH}_3$ <i>Butan</i> (Feuerzeuggas)
Halogenalkane	Halogenatome	-an	 <i>1,1,1-Trichlor-1-Fluormethan</i> (Treibgas, Kühlmittel, FCKW)
Alkene	Doppelbindungen	-en	 <i>Ethen</i> (Reifungshormon bei Pflanzen)
Alkine	Dreifachbindungen	-in	 <i>Ethin</i> (Autogenes Schweißen)
Alkohole	Hydroxygruppe	-ol	 <i>Ethanol</i> (Trinkalkohol)
Aldehyde	Carbonylgruppe an einem primären Kohlenstoffatom	-al	 <i>Ethanal</i> (Acetaldehyd, wichtiger Ausgangsstoff der Industrie)
Ketone	Carbonylgruppe an einem sekundären Kohlenstoffatom	-on	 <i>Propanon</i> (Aceton, Lösungsmittel)
Carbonsäuren	Carboxygruppe	-säure	 <i>Ethansäure</i> (Bestandteil von Essig)
Ester	Estergruppe	-ester	 <i>Ethansäureethylester</i> (Lösungsmittel in UHU-Kleber)