



1 ATOMBAU UND GEKÜRZTES PERIODENSYSTEM

Prinzip der Flammenfärbung: Elektronen werden durch Hitze angeregt, also auf höhere Energiestufen gehoben. Beim Zurückfallen auf die ursprüngliche Energiestufe wird Energie in Form von Licht einer bestimmten Wellenlänge (=Farbe) abgegeben.

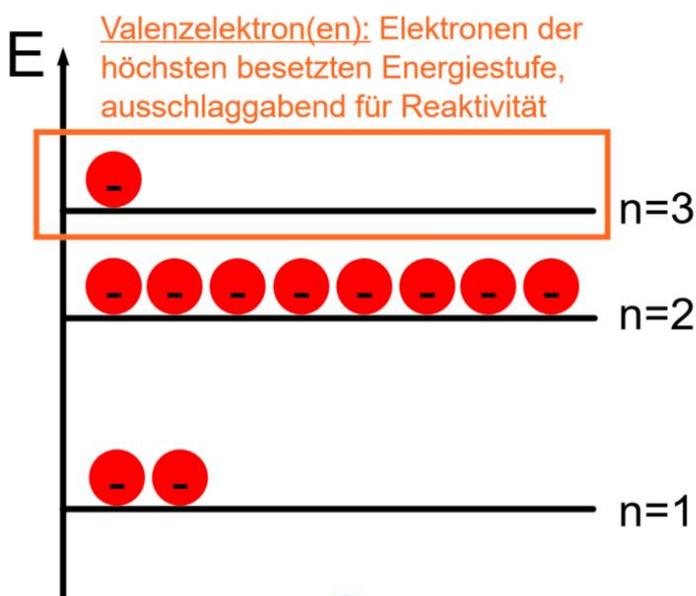
Ionisierungsenergie: Der Energiebetrag, der aufgewendet werden muss, um ein Elektron vollständig aus der Atomhülle zu entfernen.

Aus den Ionisierungsenergien der verschiedenen Elektronen eines Atoms lassen sich Rückschlüsse auf den Feinbau der Atomhülle ziehen (Gruppen ähnlicher Ionisierungsenergien \rightarrow gemeinsames Energieniveau). Es kann die Elektronenkonfiguration ermittelt und ein Energiestufenschema aufgestellt werden.

Elektronenkonfiguration: Verteilung der Elektronen eines Atoms auf die verschiedenen Energiestufen (n)

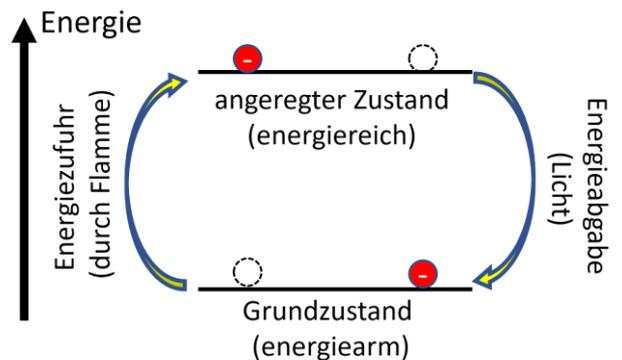
Energiestufenschema: graphische Darstellung der Elektronenkonfiguration

Beispiel: Energiestufenschema eines Natrium-Atoms



Valenzelektron(en): Elektronen der höchsten besetzten Energiestufe, ausschlaggebend für Reaktivität

11+



Atomhülle:

negativ geladene Elektronen (e^-) verteilt auf die verschiedenen Energiestufen (n)

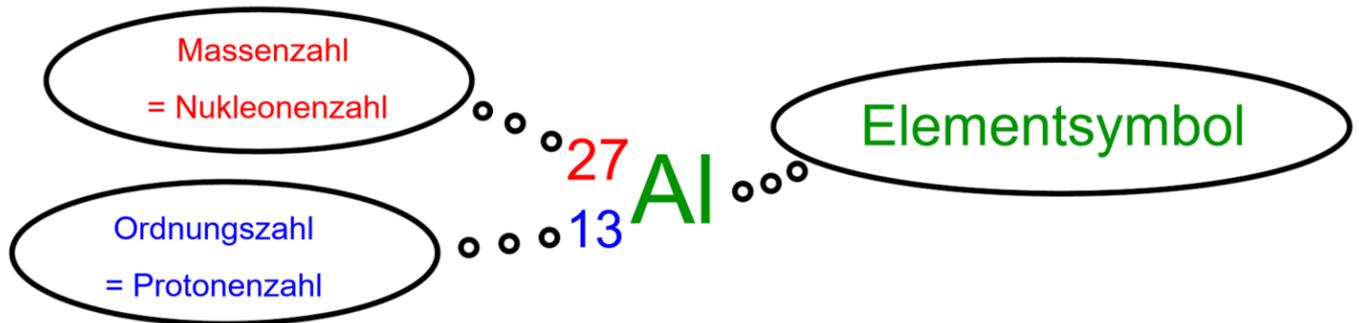
Atomkern:

Nukleonen: positiv geladene Protonen (p^+), ungeladene Neutronen (n^0)



Isotope: Atome desselben Elements, die sich in der Neutronenzahl (und damit der Atommasse) unterscheiden.

Aluminium-Isotope: ${}_{13}^{27}\text{Al}$ (Neutronenzahl = $27 - 13 = 14$), ${}_{13}^{26}\text{Al}$ (Neutronenzahl: 13)



Aufbau des Periodensystems der Elemente (PSE)

		Hauptgruppen: Nummer entspricht Anzahl an Valenzelektronen							
Perioden		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Nummer entspricht Anzahl an besetzten Energienstufen	1	${}_{1}\text{H}$							${}_{2}\text{He}$
	2	${}_{3}\text{Li}$	${}_{4}\text{Be}$	${}_{5}\text{B}$	${}_{6}\text{C}$	${}_{7}\text{N}$	${}_{8}\text{O}$	${}_{9}\text{F}$	${}_{10}\text{Ne}$
	3	${}_{11}\text{Na}$	${}_{12}\text{Mg}$	${}_{13}\text{Al}$	${}_{14}\text{Si}$	${}_{15}\text{P}$	${}_{16}\text{S}$	${}_{17}\text{Cl}$	${}_{18}\text{Ar}$
	4	${}_{19}\text{K}$	${}_{20}\text{Ca}$	${}_{31}\text{Ga}$	${}_{32}\text{Ge}$	${}_{33}\text{As}$	${}_{34}\text{Se}$	${}_{35}\text{Br}$	${}_{36}\text{Kr}$
	5	${}_{37}\text{Rb}$	${}_{38}\text{Sr}$	${}_{49}\text{In}$	${}_{50}\text{Sn}$	${}_{51}\text{Sb}$	${}_{52}\text{Te}$	${}_{53}\text{I}$	${}_{54}\text{Xe}$
	6	${}_{55}\text{Cs}$	${}_{56}\text{Ba}$	${}_{81}\text{Tl}$	${}_{82}\text{Pb}$	${}_{83}\text{Bi}$	${}_{84}\text{Po}$	${}_{85}\text{At}$	${}_{86}\text{Rn}$

- Anordnung der Elemente nach steigender Ordnungszahl = Protonenzahl
(Achtung: Das gekürzte PSE zeigt nur die Hauptgruppen. Dazwischen werden weitere Elementgruppen ausgelassen. Daher treten „Sprünge“ der Ordnungszahlen auf, z.B. zwischen ${}_{20}\text{Ca}$ und ${}_{31}\text{Ga}$.)
- Atome der Elemente derselben **Hauptgruppe**: gleiche Anzahl an Valenzelektronen → ähnliche chemische Eigenschaften, z.B. Edelgase (8 Valenzelektronen)
- Atome der Elemente derselben **Periode**: gleiche Anzahl an besetzten Energienstufen
- Im PSE sind meist weitere Informationen angegeben, z.B. die durchschnittliche Atommasse, die Elektronegativität usw..

Edelgaskonfiguration: energetisch besonders günstiger Zustand, bei dem alle besetzten Energienstufen mit der höchstmöglichen Anzahl an Elektronen ausgefüllt sind (entspricht Konfiguration der Edelgasatome: meist 8 Valenzelektronen, He-Atom: 2 Valenzelektronen)

Edelgasregel: Atom-Ionen der Hauptgruppenelemente besitzen meist die Elektronenkonfiguration der im PSE nächstgelegenen Edelgas-Atome:

- Kationen (Metalle): Ladungszahl = Hauptgruppennummer
- Anionen (Nichtmetalle): Ladungszahl = 8 – Hauptgruppennummer



2 ELEKTRONENÜBERGÄNGE: ENTLADEN UND BILDEN VON IONEN

Redoxreaktion: Elektronenübertragungs-Reaktion bestehend aus zwei Teilreaktionen:

- **Oxidation:** Abgabe von Elektronen durch **Elektronendonatoren** (diese Teilchen wirken als **Reduktionsmittel** und werden dabei selbst oxidiert)
- **Reduktion:** Aufnahme von Elektronen durch **Elektronenakzeptoren** (diese Teilchen wirken als **Oxidationsmittel** und werden dabei selbst reduziert)

Aufstellen von Redoxgleichungen:

Beispiel: Bei der Elektrolyse einer Natriumchlorid-Schmelze sind aus Na^+ -Ionen und Cl^- -Ionen elementares Natrium und elementares Chlor entstanden.

1. Finden der Redoxpaare, Festlegung der Teilreaktionen, ggf. Koeffizienten anpassen	<ul style="list-style-type: none"> • $\text{Na}^+ \rightarrow \text{Na}$ • $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$
2. Ermittlung der übertragenen Elektronen (Kontrolle: Überprüfe die Ladungsbilanz auf der Edukt- und der Produktseite!), Zuordnung Oxidation / Reduktion	<ul style="list-style-type: none"> • $\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$ Red (e^- auf Eduktseite) • $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$ Ox (e^- auf Produktseite)
3. Ggf. Erweiterung der Teilgleichungen, so dass jeweils die gleiche Anzahl Elektronen übertragen wird (kgV); Elektronenübergang	<ul style="list-style-type: none"> • Red: $\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$ x2 Red: $2 \text{Na}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Na}$ • Ox: $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$
4. Aufstellen der Redoxgleichung	Redox: $2 \text{Na}^+ + 2 \text{e}^- + 2 \text{Cl}^- \rightarrow 2 \text{Na} + \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$
5. Kürzen: Alles, was rechts und links in gleicher Form auftaucht. Die Elektronen müssen sich komplett herauskürzen!	Redox: $2 \text{Na}^+ + 2 \text{Cl}^- \rightarrow 2 \text{Na} + \text{Cl}_2$
6. Endkontrolle: Atom- und Ladungsbilanz müssen auf beiden Seiten gleich sein!	

Elektrolyse: Endotherme, (durch elektrische Energie) erzwungene Redoxreaktion

Anwendungsbeispiele:

- Gewinnung von Metallen und Nichtmetallen aus Salzen (z.B. Aluminium durch Schmelzelektrolyse aus Aluminiumoxid)
- Galvanisierung: Erzeugung dünner metallischer Überzüge auf elektrisch leitenden Gegenständen durch Elektrolyse (z.B. zur Verschönerung, als Korrosionsschutz...)



Salzbildung: Exotherme, freiwillig ablaufende Redoxreaktion (formal: Umkehrung der Elektrolyse)

An der Salzbildung sind verschiedene Teilprozesse beteiligt, die teilweise endotherm, teilweise exotherm ablaufen. Haupt-Triebkraft der Salzbildung ist die **Gitterenergie**, die frei wird, wenn die gebildeten Ionen sich zu einem Kristallgitter anordnen.

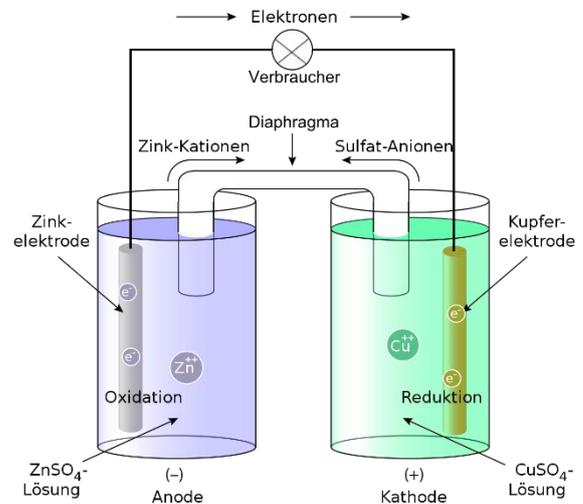
Elektrochemische Stromerzeugung: Nutzung freiwillig ablaufender Redoxreaktionen zur Stromerzeugung (Batterien, Akkus,...)

Grundprinzip: vgl. *Abbildung Daniell-Element*

- Räumliche Trennung von Oxidation und Reduktion
- Elektrisch leitende Verbindung
- Elektronenfluss (= elektrische Strom) von der Oxidations-Halbzelle über den Verbraucher zur Reduktions-Halbzelle

Akkumulatoren: Nutzung der Umkehrbarkeit bestimmter Redoxreaktionen

Kombination aus erzwungener Hinreaktion (Elektrolyse, „Ladevorgang“) und freiwillig ablaufender Rückreaktion (elektrochemische Stromerzeugung, „Entladevorgang“)



Daniell-Element; Quelle: <https://de.serlo.org/chemie/210061/das-daniell-element> (12.09.2022)



3 AUFBAU VON MOLEKÜLEN

Moleküle entstehen, wenn Nichtmetallatome sich durch Elektronenpaarbindungen miteinander verbinden. Die Bindungspartner erreichen dadurch Edelgaskonfiguration.

Elektronenpaarbindung (Atombindung): Die Überlappung zweier Orbitale führt zur Bindung von Atomen durch ein gemeinsames (bindendes) Elektronenpaar.

Valenzstrichschreibweise:

Es werden die Valenzelektronen als Punkte (ungepaarte Elektronen) und Striche (Elektronenpaare) um das jeweilige Elementsymbol dargestellt (s. unten).

Einfaches Orbitalmodell:

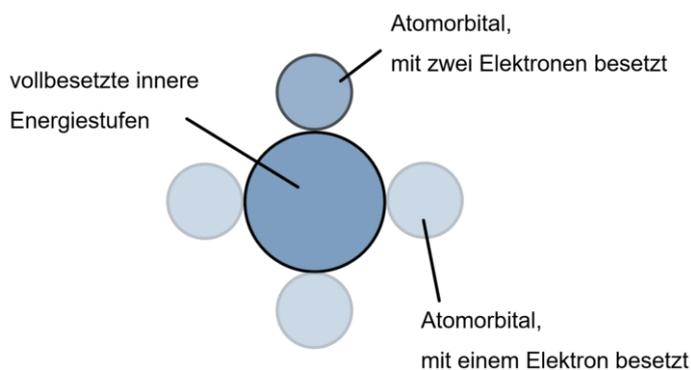
Das Orbital ist der Raum, in dem sich maximal zwei Elektronen mit sehr hoher Wahrscheinlichkeit (>90%) aufhalten. *Orbitale werden oft als Elektronenwolken dargestellt und können verschiedene Formen besitzen.*

Vereinfachtes Orbitalmodell:

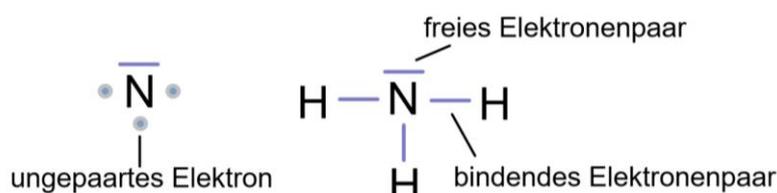
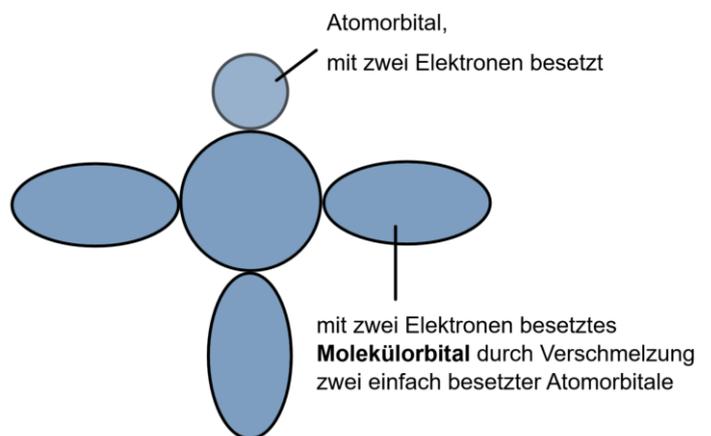
- Valenzelektronen werden kugelförmigen Atomorbitalen zugeordnet
- Doppelt besetzte Atomorbitale: „vollbesetzt“, freie Elektronenpaare
- Einfach besetzte Orbitale: können mit anderen einfach besetzten Atomorbitalen zu vollbesetzten Molekülorbitalen verschmelzen

Beispiele: Orbitalmodell und Valenzstrichschreibweise eines

Stickstoffatoms (N)



Ammoniakmoleküls (NH₃)



**Grundlagen zum Aufstellen von Valenzstrichformeln:**

- Edelgasregel: In der Regel ergeben die bindenden und die freien (=nichtbindenden) Valenzelektronenpaare um ein Atom jeweils eine stabile Edelgaskonfiguration (Oktett bzw. Duplett).
- Bindigkeit bei ungeladenen Atomen: 8 – Hauptgruppennummer (Ausnahme Wasserstoff: 2 – Hauptgruppennummer, also einbindig)

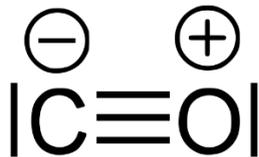
Sonderfall: Formalladungen und Molekülionen:

1. Gedankliches Aufteilen der Bindungselektronen, Abzählen der den Atomen zugeordneten VE
2. Vergleich dieser Anzahl an VE mit der erwarteten VE-Zahl gemäß dem PSE
 - Zu viele VE → **negative** Formalladung(en): in kleinem Kreis neben das Atom schreiben
 - Zu wenige VE → **positive** Formalladung(en): in kleinem Kreis neben das Atom schreiben
3. Gesamtladung: Molekül-Ion in eckige Klammern setzen und die Summe aller Formalladungen oben rechts angeben

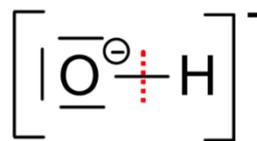
Beim Auftreten von Formalladungen weichen die Atome von der erwarteten Bindigkeit ab. Meist gilt:

- Jede **positive** Formalladung **steigert** die Bindigkeit um den Wert 1
- Jede **negative** Formalladung **senkt** die Bindigkeit um den Wert 1

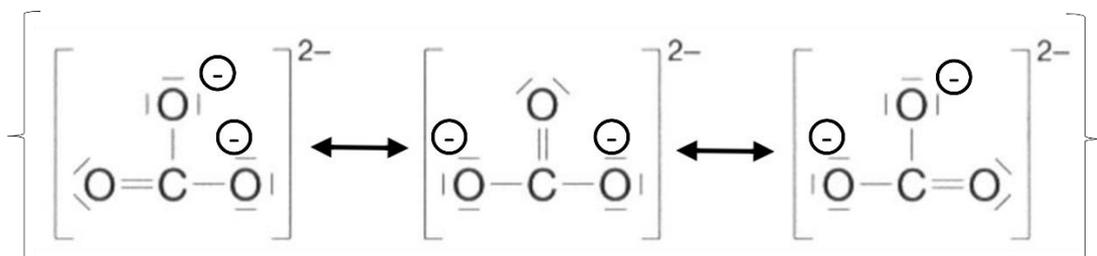
Beispiel: Kohlenstoffmonoxid



Hydroxid-Ion



Mesomerie: Bei manchen Molekülen können die realen Bindungsverhältnisse nicht durch eine einzige Valenzstrichformel korrekt dargestellt werden. Man formuliert mehrere **mesomere Grenzstrukturformeln** mit **Mesomeriepfeilen**. Die reale Elektronendichteverteilung liegt dazwischen. *Beispiel Carbonat-Ion:*

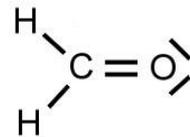


**Räumlicher Bau von Molekülen – das Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA)**

- Alle Elektronenpaare stoßen sich aufgrund der gleichen negativen Ladung ab.
→ maximaler Abstand um das Atom herum
- Mehrfachbindungen werden wie Einfachbindungen behandelt.
- Freie Elektronenpaare benötigen mehr Raum als bindende.

Beispiel: 3 abstoßend wirkende Elektronenpaare

→ trigonal-planar, Bindungswinkel 120°



Beispiele: 4 abstoßend wirkende Elektronenpaare

	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HCl
Grundtyp	Tetraeder	Tetraeder	Tetraeder	Tetraeder
Tatsächliche Geometrie	Tetraeder 	trigonal-pyramidal 	gewinkelt 	linear
Bindungswinkel	109,5°	107°	104°	-

Kohlenwasserstoff-Moleküle

1. Alkane: gesättigte Kohlenwasserstoff-Verbindungen (alle Kohlenstoffatome sind mit 4 Bindungspartnern „gesättigt“), allgemeine Molekülformel C_nH_{2n+2}
2. Cycloalkane: ringförmige Alkane, allgemeine Molekülformel C_nH_{2n}
3. Alkene: Kohlenwasserstoff-Verbindungen mit Doppelbindungen zwischen C-Atomen, allgemeine Molekülformel C_nH_{2n} (bei einer Doppelbindung)
4. Alkine: Kohlenwasserstoff-Verbindungen mit Dreifachbindungen zwischen C-Atomen, allgemeine Molekülformel C_nH_{2n-2} (bei einer Dreifachbindung)

Ethan	Cyclopentan	Ethen	Ethin

Schreibweisen

Molekülformel	Lewis-Formel / Valenzstrichformel	Halbstrukturformel	Skelettformel	Keil-Strich-Darstellung
C ₃ H ₈		H ₃ C—CH ₂ —CH ₃		

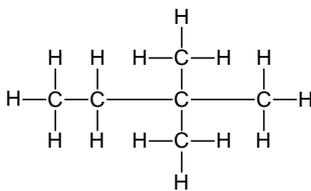


Benennung von Kohlenwasserstoffverbindungen

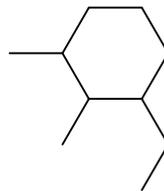
Verzweigte Alkane:

1. Hauptkette: längste C-Kette (ggf. mit den meisten Seitenketten) → **Stammname** („Meth-“, „Eth-“, „Prop-“, usw.); ringförmige Alkane: Vorsilbe „Cyclo-“
2. Endung „-an“
3. Benennung der **Seitenketten** (Alkylgruppen): analog, Endung „-yl“; dem Stammnamen voranstellen
4. Nummerierung der C-Atome der Hauptkette von dem Ende her, dem die erste Seitenkette am nächsten liegt
5. Angabe der **Positionsnummern** vor der jeweiligen Seitenkette (Ziffer)
6. Mehrere gleiche Seitenketten: **griechisches Zahlwort** einfügen („di-“, „tri-“, „tetra-“)...
7. Unterschiedliche Seitenketten in **alphabetischer Reihenfolge** ordnen

Beispiel: **2,2-Dimethylbutan**



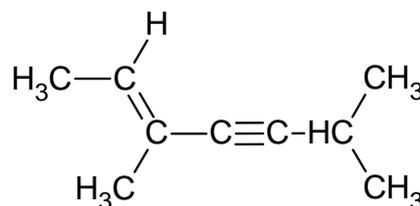
Beispiel: **1-Ethyl-2,3-dimethylcyclohexan**



Ungesättigte Kohlenwasserstoffe: weitgehend wie bei Alkanen

- Hauptkette: C-Kette, die die meisten Mehrfachbindungen enthält
- Alkene: Endung „-en“, Alkine: Endung „-in“
- Nummerierung von der Seite aus, der die Mehrfachbindung am nächsten liegt
- **Positionsnummer** der Mehrfachbindung wird der Endung vorangestellt
- Mehrfach ungesättigte Verbindungen
 - Gleiche Mehrfachbindungen durch Vorsilbe („di-“, „tri-“ usw.) kennzeichnen
 - alle Positionsnummern angeben
 - Doppelbindung erhält niedrigere Positionsnummer als Dreifachbindung
 - **„-en“ steht im Namen vor „-in“**
- Ggf. bei Alken Angabe zu **E/Z-Isomerie** voranstellen (s. unten)

Bsp.: **(2E)-3,6-Dimethylhept-2-en-4-in**

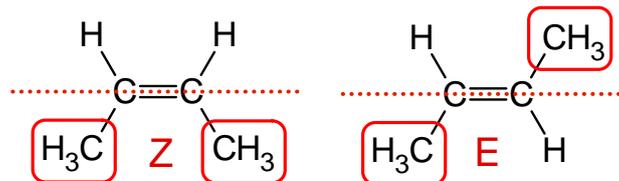




Isomerie

Isomere sind Moleküle mit derselben Molekülformel, aber unterschiedlichem Bau

- **Konstitutionsisomerie:** die Atome sind (bei gleicher Molekülformel) in unterschiedlicher Anordnung/Reihenfolge miteinander verknüpft (z.B. andere Position der Seitenketten): z.B. Butan / 2-Methylpropan
- **E/Z-Isomerie:** bei Alkenen (da Doppelbindung nicht frei drehbar) Betrachtet wird, ob die Bindungspartner mit höchster Priorität (bei Kohlenwasserstoffen: größerer Alkylrest) bezüglich der Doppelbindungsebene
 - o **Zusammen** auf derselben Seite liegen („Z“)
 - o **Entgegengesetzt** auf verschiedenen Seiten liegen („E“)



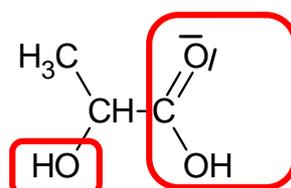
Organische Moleküle mit funktionellen Gruppen

- Organische Moleküle: Moleküle mit einem Kohlenwasserstoffgerüst
- Funktionelle Gruppe: Molekülbereiche, die die chemischen Eigenschaften maßgeblich bestimmen und daher oft zur Einteilung in Stoffklassen dienen

Ihre Benennung folgt meist den Regeln der Kohlenwasserstoffe mit entsprechender Endung zur Kennzeichnung der Stoffklasse / funktionellen Gruppe:

Stoffklasse	Alkohole	Aldehyde	Ketone	Carbonsäuren
Funktionelle Gruppe	Hydroxygruppe	Aldehydgruppe	Ketogruppe	Carboxygruppe
Endung	„-ol“	„-al“	„-on“	„-säure“
Beispiel	Ethanol <chem>CCO</chem>	Ethanal <chem>CC=O</chem>	Propanon <chem>CC(=O)C</chem>	Ethansäure <chem>CC(=O)O</chem>
(Nachweis)	Cer(IV)-ammonium-nitrat-Reagenz	DNPH-Reagenz, Schiff's-Reagenz	DNPH-Reagenz	BTB-Reagenz

Es können auch mehrere funktionelle Gruppen in einem Molekül auftreten, z.B. 2-Hydroxypropansäure (Milchsäure)





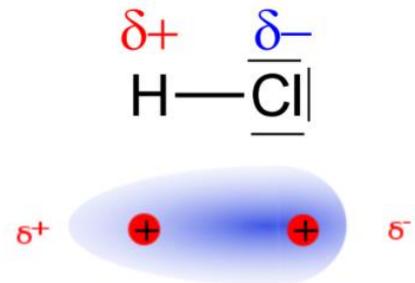
4 WECHSELWIRKUNGEN ZWISCHEN TEILCHEN

Elektronegativität (EN): Maß für die Fähigkeit eines Atoms, Elektronen in einer Elektronenpaarbindung an sich zu ziehen (→ Bewertung der Polarität der Bindung)

Bindungspolarität (Polare Elektronenpaarbindung):

Die Elektronendichte der Bindungselektronen ist zum elektronegativeren Bindungspartner hin verschoben. Je höher die Elektronegativitätsdifferenz (ΔEN) ist, desto polarer ist die Bindung.

Formelbild:
„Orbitalbild“:



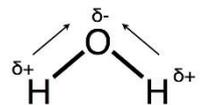
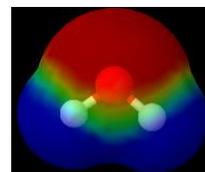
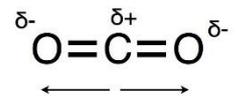
Achtung: δ^+ und δ^- sind nur **Teil- bzw. Partialladungen**, keine Elementarladungen wie bei Ionen!

Molekölolarität (Dipolmoleküle): Voraussetzungen:

1. Polare Elektronenpaarbindung
2. Die Ladungsschwerpunkte der Partialladungen fallen nicht zusammen:

Beispiele:

- HCl (s. oben): die Ladungsschwerpunkte der Teilladungen fallen nicht zusammen → Dipolmolekül
- CO₂: linear gebaut; der Schwerpunkt der negativen Teilladungen fällt mit der positiven Teilladung zusammen → kein Dipolmolekül
- H₂O: gewinkelt gebaut, Ladungsschwerpunkte der Teilladungen fallen nicht zusammen → Dipolmolekül





Zwischenmolekulare Wechselwirkungen (ZMWW): Anziehungskräfte zwischen Molekülen (NICHT Bindungen innerhalb der Moleküle) aufgrund von entgegengesetzten Teilladungen

Ihre Stärke bestimmt die Eigenschaften der Stoffe, z.B. die Siedetemperatur (je stärker der Zusammenhalt zwischen den Teilchen, desto höher der Siedepunkt).

- **London-Dispersions-Wechselwirkungen:** zwischen allen Molekülen (besonders relevant bei unpolaren Molekülen) durch Auftreten temporärer Dipolmomente
 - Spontaner Dipol durch zufällige asymmetrische Elektronenverteilung
 - Beeinflussung der Elektronendichteverteilung im Nachbarmolekül (induzierter Dipol)
 - Gegenseitige Anziehung

Je größer die Moleküle sind (Atommasse, Atomanzahl...), desto stärkere London-Dispersions-Wechselwirkungen treten zwischen ihnen auf.

- **Dipol-Dipol-Wechselwirkungen:** zwischen Dipolmolekülen (permanentes Dipolmoment).

Je größer die Molekülpolarität ist, desto stärkere Dipol-Dipol-Wechselwirkungen treten zwischen ihnen auf.

- **Wasserstoffbrücken:** besonders starke ZMWW

Voraussetzung: Wasserstoffatom, das an ein Sauerstoff-, Stickstoff- oder Fluoratom gebunden ist → Wechselwirkung zwischen stark positiv polarisiertem Wasserstoff-Atom des einen Moleküls und freiem Elektronenpaar des negativ polarisierten Stickstoff-/Sauerstoff-/Fluoratom des anderen Moleküls.

- **(Ion-Dipol-Wechselwirkungen):** keine ZMWW im engeren Sinn, aber auch zwischen Ionen und Dipolmolekülen treten Anziehungskräfte auf (→ s. Löslichkeit)

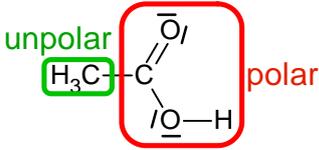
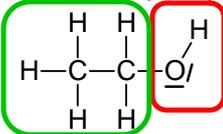
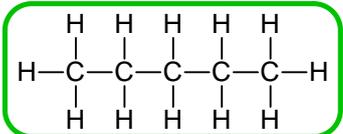
Wasser – ein besonderer Stoff: hoher Schmelz- und Siedepunkt (Wasserstoffbrücken), Dichteanomalie, Oberflächenspannung, große Bedeutung für Lebewesen (Ressourcenschonung!)



Löslichkeit: wird bestimmt durch die Molekulpolarität

Faustregel: „Ähnliches löst sich in Ähnlichem.“

- Auf Teilchenebene: ähnliche Molekulpolarität → Die Teilchen der verschiedenen Stoffe können gut miteinander in Wechselwirkung treten.
- Auf Stoffebene: Die Stoffe vermischen sich / lösen sich ineinander.

Hydrophile Stoffe	Amphiphile Stoffe	Lipophile Stoffe
Lösen sich in hydrophilen Lösemitteln (z.B. Wasser)	Lösen sich in hydrophilen und lipophilen Lösemitteln	Lösen sich in lipophilen Lösemitteln (z.B. Alkane)
Bestehen aus Dipolmolekülen	Moleküle weisen polarisierte und unpolarierte Bereiche auf	Bestehen aus unpolaren Molekülen
<p>Ethansäure</p>  <p>Unpolarer Bereich im Verhältnis kaum relevant</p>	<p>Ethanol</p> 	<p>Pentan</p> 

Lösungsvorgang bei Salzen: Beim Lösen von Salzen in Wasser treten Ion-Dipol-Wechselwirkungen zwischen den stark polaren Wassermolekülen und den Ionen auf. Das Ionengitter wird zerstört, also muss die **Gitterenergie** überwunden werden. Im Gegenzug lagern sich aber Wassermoleküle als Hydrathülle um die Ionen an. Dabei wird **Hydratationsenergie** frei.

- **Exothermer Lösungsvorgang:** Erwärmung (Hydratationsenergie überwiegt Gitterenergie)
- **Endothermer Lösungsvorgang:** Abkühlung (Gitterenergie überwiegt Hydratationsenergie)