

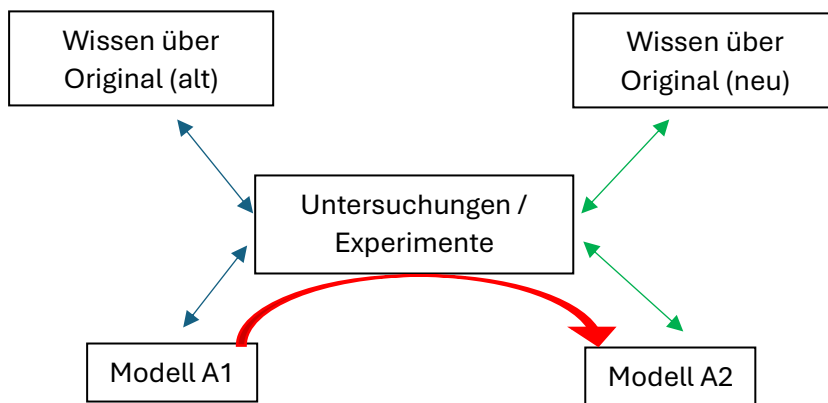
Modelle auswählen und vergleichen

Um komplexe Zusammenhänge veranschaulichen zu können, bedient man sich in den Naturwissenschaften immer unterschiedlichen Modellen.

Was muss dabei beachtet werden?

- Modelle dienen der Veranschaulichung, können aber ein Realobjekt niemals in aller Vollständigkeit wiedergeben.
- Ziel eines Modells ist es, einzelne Aspekte genauer darzustellen: z.B. eine Funktion, eine Oberfläche, eine Zusammensetzung oder aber z.B. Daten
- Werden neue Erkenntnisse zu Tage gefördert könnte es nötig sein das jeweilige Modell anzupassen.

Aus vorhandenem Wissen (alt) kann man mittels Untersuchungen und Experimenten ein Modell (A1) entwickeln. Je nachdem um welchen Modelltyp es sich handelt kann man über weitere Experimente ein verbessertes Modell (A2) entwickeln, mit dem man möglicherweise wiederum Wissen über das Original (neu) herausfinden kann.



Beispiel:

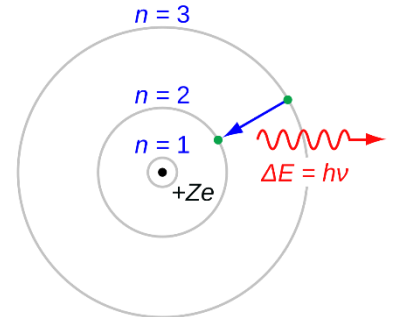
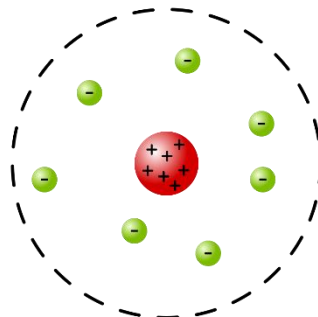
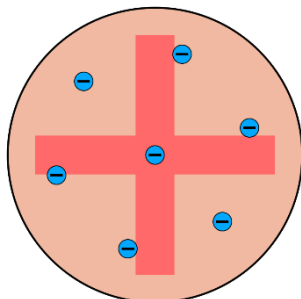
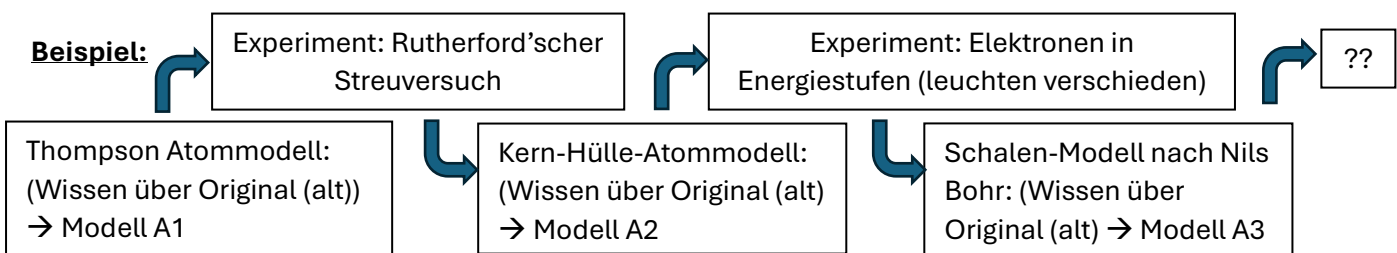


Abbildung 1:

https://de.wikipedia.org/wiki/Thomsonsches_Atommodell (CC-BYSA 4.0)

Abbildung 2:

https://de.wikipedia.org/wiki/Rutherfordsches_Atommodell (CC-BYSA 3.0)

Abbildung 3:

https://de.wikipedia.org/wiki/Bohrsches_Atommodell (CC-BYSA 3.0)

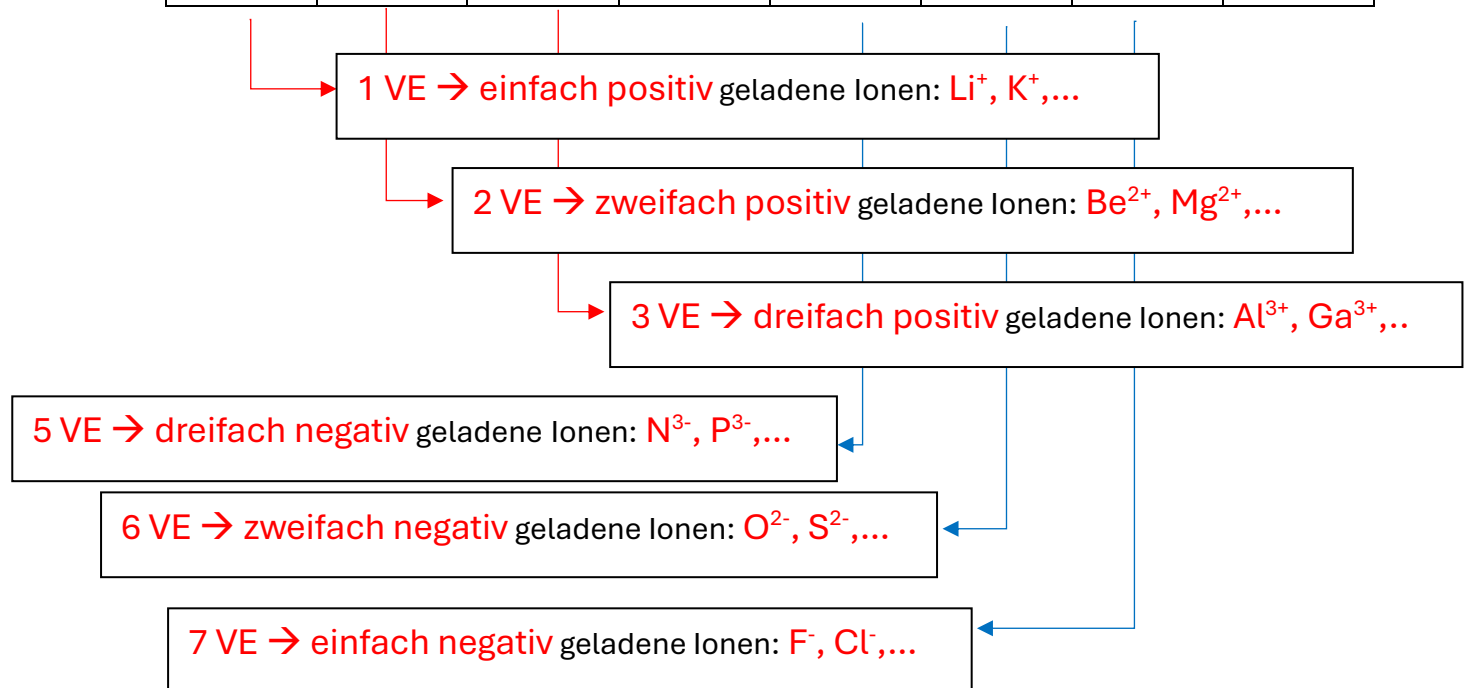
Ionenladungszahl bestimmen

Um zu erkennen, welche Ionen (Kationen = positiv geladenes Ion (weniger Elektronen als Protonen im Kern); Anion = negativ geladenes Ion (mehr Elektronen als Protonen im Kern)) die Atomsorten bilden, muss man die Anzahl der Valenzelektronen kennen.

Valenzelektronen sind die Elektronen, die die höchste Energiestufe (Kern-Hülle-Modell) bzw. welche Elektronen weit außen sitzen (Schalen-Modell).

Dabei gibt es eine einfache Regel: Die Atomsorten besitzen je nach Hauptgruppe die entsprechende Valenzelektronenzahl (Valenzelektron = VE).

HG I	HG II	HG III	HG IV	HG V	HG VI	HG VII	HG VIII
H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra						



Wie ergeben sich dabei die Ionen?

Hierbei ist immer der Vergleich Elektronenkonfigurationen bei Atomen der Edelgase mit der zu bestimmenden Atomsorte zu ziehen. Aber was ist die Elektronenkonfiguration?

- Die Elektronenkonfiguration gibt die Verteilung der Elektronen in der Atomhülle an. Die Besetzung der Energiestufen erfolgt aufsteigend mit maximal $2n^2$ Elektronen.

Die charakteristische Besetzung dieser Energiestufen lässt sich für jedes Atom bzw. Ion individuell angeben.

Bsp.: Wasserstoff 1^1 ← Besetzung mit einem Elektron
 ↑
 erstes Energieniveau

weitere Beispiele:	Kohlenstoff	1 ²	2 ⁴		
	Schwefel	1 ²	2 ⁸	3 ⁶	
	Calcium	1 ²	2 ⁸	3 ⁸	4 ²

Zurück zur Ionenladungszahl

1. Beispiel: Lithium besitzt ein Valenzelektron. Die Elektronenkonfiguration ergibt sich als: $1^2 2^1$

Die nächste Edelgaskonfiguration ist die des Heliums: 1^2

Damit Lithium eine Edelgaskonfiguration erhält, muss es ein Elektron abgeben. Daraus ergibt sich eine Elektronenkonfiguration: $1^2 2^0 \rightarrow \text{Li}^+$
2. Beispiel: Sauerstoff besitzt 6 Valenzelektronen. Es ergibt sich die Elektronenkonfiguration von $1^2 2^6$

Das nächstgelegene Edelgas Neon besitzt die Elektronenkonfiguration $1^2 2^8$

Damit Sauerstoff die Edelgas(-Elektronen)konfiguration erhält, muss es 2 Elektronen aufnehmen. Daraus ergibt sich eine Elektronenkonfiguration von $1^2 2^8 \rightarrow \text{O}^{2-}$

Redoxteil- und Gesamtgleichung aufstellen

Redoxreaktionen laufen im Prinzip immer gleich ab: Ein Atom möchte ein oder mehrere Valenzelektronen abgeben, das andere Atom (der Reaktionspartner) möchte ein oder mehrere Elektronen aufnehmen.

Beispiel: Verbrennung von Magnesium mit Sauerstoff unter Bildung von Magnesiumoxid.

Das entstandene Magnesiumoxid ist eine aus Ionen aufgebaute Verbindung (Stoffgruppe: Salze). Ionen entstehen durch Elektronenaufnahme oder Elektronenabgabe.

- Jeden Vorgang, bei dem ein Teilchen Elektronen abgibt, bezeichnet man als **Oxidation**.
- Jeden Vorgang, bei dem ein Teilchen Elektronen aufnimmt, bezeichnet man als **Reduktion**.

Wie geht man vor?

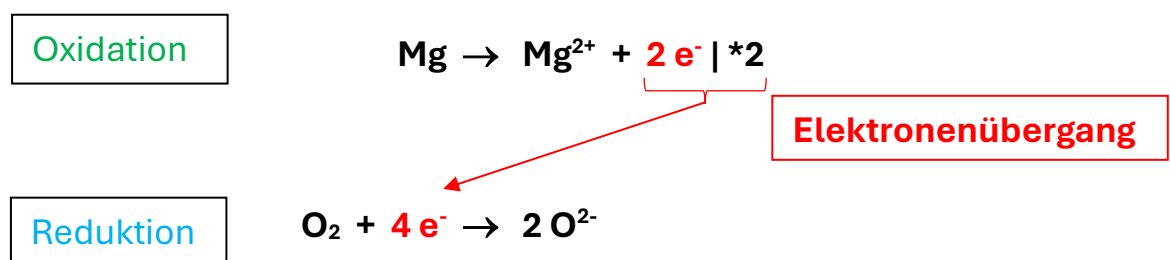
1. Ermittle für das eine Eduktteilchen (z.B. Mg), wie viele Valenzelektronen vorhanden sind. Überlege dir dann, wie viele Elektronen **abgegeben** werden müssen, damit die Edelgaskonfiguration erreicht wird. Notiere auf die Produktseite die **abgegebenen Elektronen**.



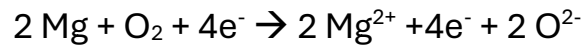
2. Ermittle für die anderen Eduktteilchen (z.B. O₂), wie viele Elektronen pro Atom vorhanden sind und wie viele Elektronen zur Edelgaskonfiguration **aufgenommen** werden müssen. Achtung: Elemente der zweiatomigen Moleküle (HOFBrINCl) müssen im **Index (= XYZ₂)** und **Koeffizienten (= 2 XYZ)** entsprechend berücksichtigt werden.



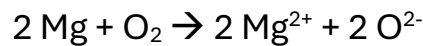
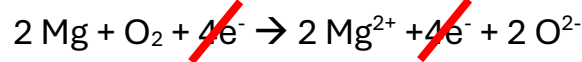
3. Im nächsten Schritt muss ausgeglichen werden. Vergleichbar ist die mit dem Beispiel des Angebots und der Nachfrage: Ein Mg-Atom bietet nur 2 Elektronen an. Daher aber jedes Sauerstoffatom des Sauerstoff-Moleküls jeweils 2 Elektronen benötigt, stellt sich die Frage wie viele Mg-Atome man benötigt um **4 Elektronen** zu erhalten?



4. Im vorletzten Schritt werden die beiden Teilgleichungen zu einer Gesamtgleichung addiert.

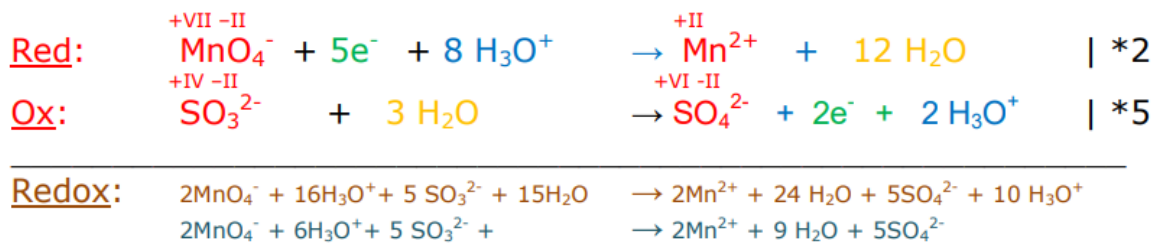


5. Im letzten Schritt werden zur Vereinfachung gleiche Anteile gekürzt. Das bedeutet, dass Edukte und Produkte, die auf beiden Seiten des Reaktionspfeils stehen durchgestrichen werden dürfen und eine gekürzte Form der Redoxgleichung notiert werden kann.



Für „komplizierte“ Redoxreaktionen gelten grundlegend die gleichen Regeln. Wichtig hierbei zu beachten ist, dass auch Molekül-Ionen (z.B. MnO_4^{2-} und SO_3^{2-}) zur Reaktion gebracht werden können.

1. Edukte und Produkte der Teilgleichungen mit Oxidationszahlen notieren (Erhöhung der OZ: Oxidation; Erniedrigung der OZ: Reduktion)
2. Oxidationszahlen innerhalb der Teilgleichungen ausgleichen mit e^-
3. Ladungen innerhalb der Teilgleichungen ausgleichen mit H_3O^+ (saurer Milieu) oder OH^- (basisches Milieu)
4. Anzahl an Sauerstoff- und Wasserstoffatomen innerhalb der Teilgleichungen ausgleichen mit „ H_2O “
5. Elektronenzahl der beiden Teilgleichungen mit geeigneten Faktoren ausgleichen
6. Gesamtgleichung notieren
7. Gegebenenfalls gekürzte Gesamtgleichung formulieren



Valenzstrichformeln aufstellen

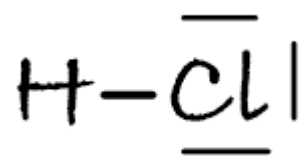
Um die Bindungsart, Bindungsstärke, räumlichen Bau und die Anordnung der Atome in einem Molekül abschätzen zu können, kann man eine sogenannte Valenzstrichformel aufstellen.

Hierbei gibt es einen ganz wichtigen Punkt zu berücksichtigen: alle Atome in einem Molekül versuchen, die Oktettregel zu erfüllen.

1. Vorhandene Valenzelektronen- Paare (vVE) ausrechnen:
Addiere alle Valenzelektronen der beteiligten Atome Anhand der entsprechenden Hauptgruppennummer im Periodensystem.
2. Ermittle nun die Anzahl der benötigten Valenzelektronen-Paare (bVE):
Dumme bis auf Wasserstoff benötigen 8 Valenzelektronen-Paare. Wasserstoff benötigt nur 2 bVE.
3. Um die bindenden Elektronenpaare (BEP) zu bestimmen, subtrahiert man die vorhandenen Valenzelektronen-Paare von den benötigten Valenzelektronen-Paaren.
4. Als abschließende Berechnung, werden die nicht-bindende Elektronenpaare (nbEP) als Differenz aus der Anzahl der vorhandenen Valenzelektronen-Paare minus der bindenden Valenzelektronen-Paare errechnet.
5. Im ersten Schritt der Aufstellung der eigentlichen Formel, wird das Atom in die Mitte geschrieben, dass die meisten Valenzelektronen-Paare benötigt.
6. Im zweiten Schritt, der eigentlichen Formulierung der Valenzstrichformel, werden nun die Atome mit jeweils einem Strich, also einem bindenden Elektronenpaar, verbunden. Anschließend werden die nicht-bindenden Elektronenpaare mit den Strichen so um die Atome verteilt, dass die Edelgaskonfiguration pro erfüllt wird. Dabei muss berücksichtigt werden, dass jeweils ein bindendes Elektronenpaar jeweils zu einem Atom dazugerechnet werden muss. Man könnte auch sagen, es handelt sich hierbei um Elektronensharing.

Beispiel A: HCl-Molekül

1. $VE \rightarrow H: 1 e^- + Cl: 7e^- \rightarrow 1 + 7 = 8$ Elektronen vorhanden (d.h. 4 vVE-Paare)
2. $bVE \rightarrow H: 2e^- \quad Cl: 8e^- \rightarrow 2 + 8 = 10$ Elektronen (d.h. 5 bVE-Paare)
3. $(5-4) e^-$ - Paare = 1 BEP
4. $(4-1) e^-$ - Paare = 3 nbEP



Beispiel B: H₂S-Molekül

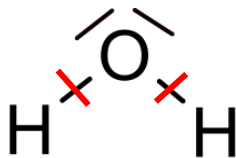
1. $VE \rightarrow 2 H: 2e^- + 1 S: 6e^- \rightarrow 2 + 6 = 8$ Elektronen vorhanden (4 vVE-Paare)
2. $bVE \rightarrow 2 H: 2 \cdot 2e^- \quad 1 S: 8e^- \rightarrow 4 + 8 = 12$ bVE (6 bVE-Paare)
3. $(6-4) e^-$ - Paare = 2 BEP
4. $(4-2) e^-$ - Paare = 2 nbEP



Formalladungen bestimmen

Auch hier ist wieder als erstes dringendst zu beachten: Alle Atome sollen die Edelgaskonfiguration erfüllen!

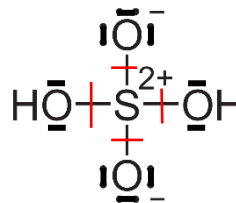
1. Stelle die Valenzstrichformel richtig auf.
2. Teile die Bindungselektronenpaare homolytisch (d.h. genau in der Mitte der Bindung so auf, dass je ein „Ende der Bindung“, also ein Elektron einem Bindungspartner zugeordnet werden kann)
3. Bestimme die Formalladung:
 - a. Schau in das Periodensystem und vergleiche die Atome der Bindungspartner im Molekül mit der Hauptgruppennummer (und damit der Anzahl der Elektronen, die jedes Atom eigentlich mitbringt).
 - b. Besitzt ein Atom nach der homolytischen Trennung ein Elektron weniger als die Hauptgruppennummer, ist es einfach positiv. Besitzt es ein Elektron mehr als die Hauptgruppennummer angibt, ist es einfach negativ. Ganz analog: $2e^-$ mehr oder weniger bedeutet \rightarrow 2-fach positiv oder negativ.
4. Notiere dann in der Valenzstrichformel die positive oder negative Formalladung direkt an das Atom im Molekül.
5. Schreibe als letzten Formalismus eine eckige Klammer um das Molekül und notiere die gesamte Formalladung rechts oben. D.h. hat man z.B. in einem Molekül 2 positive und eine negative Formalladungen ist das Molekül insgesamt einfach positiv.



Keine

Formalladung:

Alle Atome haben nach gedachter Trennung „ihre



Formalladung im Molekül:

Schwefelatom sollte 6 Elektronen besitzen (hier nur 4, obwohl in 6. HG) \rightarrow Formalladung 2+

Sauerstoffatome sollten 6 Valenzelektronen besitzen, da sie in der 6. HG sind. Da beide (oben und unten) hier aber 7 Elektronen besitzen \rightarrow Je Sauerstoffatom: Formalladung 1-

Da im Molekül sowohl 2 negative wie 2 positive Formalladungen enthalten sind, gibt es keine Ladung im

Kohlenwasserstoffe verschieden darstellen

Um über die Vielfalt der Kohlenstoffverbindungen eine Aussage über deren Bindungsverhältnisse oder über deren dreidimensionale Struktur treffen zu können, muss man wissen, wie diese aussehen. Grundsätzlich gibt es hier 5 unterschiedliche Darstellungsformen. Diese Formeln sind geeignet:

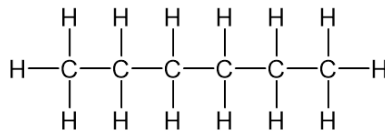
1. Wenn man genau angeben möchte, aus welchen und wie vielen Atomen ein Molekül aufgebaut ist.

Molekülformel: C_5H_{12}

→ Wichtig: Die Anzahl der Atome gehören in den tiefgestellten **Index**: $X_1Y_2Z_3$

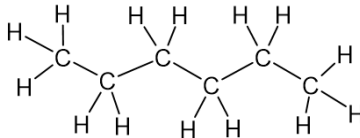
2. Wenn man die Verknüpfung zwischen den Atomen und den nicht-bindenden Atomen darstellen möchte.

Valenzstrichformel:



→ Alle Atome werden mit Strichen (Bindungselektronenpaar = 2 Elektronen) verbunden. Nicht bindende Elektronen müssen gegebenenfalls ergänzt werden.

Strukturformel:



→ Wie bei den Valenzstrichformeln werden hier die Atomartsymbole mit Strichen verbunden. Zudem müssen Bindungswinkel annähernd beachtet werden.

3. Wenn man platzsparend ohne weitere räumliche Information die Bindungen zwischen den Bindungsatomen darstellen möchte

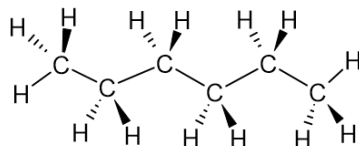
Halbstrukturformel:



→ Hier werden die an die Kohlenstoffatom gebundenen Atome zu Gruppen zusammengefasst und letztere mit einzelnen Bindungselektronenpaaren verbunden.

4. Wenn man auf einer 2D-Ebene (Blatt, Tafel, Bildschirm) eine dreidimensionale Information darstellen möchte.

Keilstrichformel:

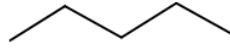


→ Suche dir eine Ebene in diesem Molekül. Hier wurde die Kohlenstoffkette und die beiden Endständigen Wasserstoffatome ausgewählt. Verbinde nun die restlichen Atomartsymbole durch **ausgefüllte** Keile (= alle derart verbundenen Atome stehen

vor der gedachten Ebene) und gestichelte Keile (= alle derart verbundenen Atome stehen hinter der gedachten Ebene)

5. Wenn man im Schnellverfahren nur die Bindungsverhältnisse zwischen den Kohlenstoffatomen darstellen möchte.

Skelettformel:



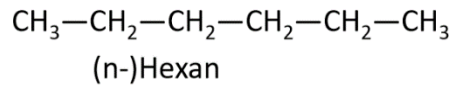
- Hierbei werden nur die Bindungen zwischen den Kohlenstoffatomen unter Berücksichtigung der Winkel verbunden. Es werden keine Wasserstoffatome dargestellt, obwohl diese gebunden sind. Sollte ein anderes Atomartsymbol anstelle eines Wasserstoffatoms gebunden haben, muss dieses explizit dargestellt und verbunden werden.

Alkanmoleküle benennen

Unverzweigte Alkane

1. Alkane mit unverzweigter Kette nennt man Normal-Alkane. Alkane haben immer die Endung **-an** → homologe Reihe.

(z.B. n-Hexan)



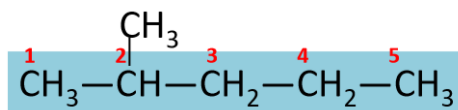
Verzweigte Alkane

2. Zuerst wird die **längste** durchlaufende Kohlenstoffkette (= **Hauptkette**) im Molekül bestimmt. Die Anzahl ihrer Kohlenstoffatome ergibt den **Stammnamen** des Alkans

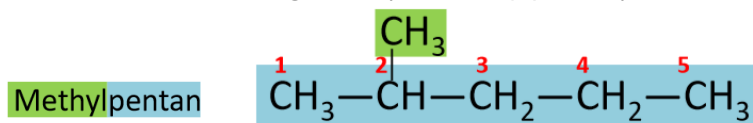
(z.B. 5 C-Atome: Pentan).



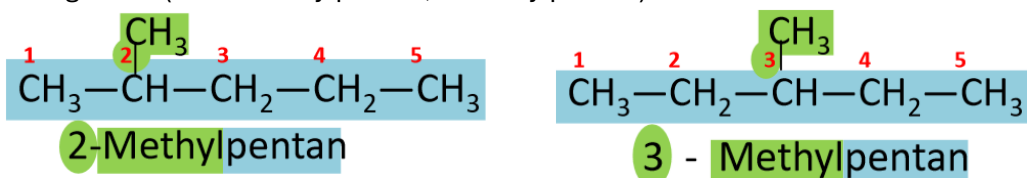
3. Die Kohlenstoffatome dieser Kette werden nummeriert. Man beginnt mit dem Kettenende, das einer Verzweigung am nächsten steht.



4. **Seitenketten** werden als Substituenten aufgefasst. Man bezeichnet sie als **Alkyl-Gruppen**. Die Namen der Alkyl-Gruppen ergeben sich, indem man die Silbe -an des zugehörigen Alkans durch **-yl** ersetzt (z.B. Methyl-, Ethyl-, usw.). Ihre Namen werden vor den Stammnamen gesetzt (z.B. Methylpentan).

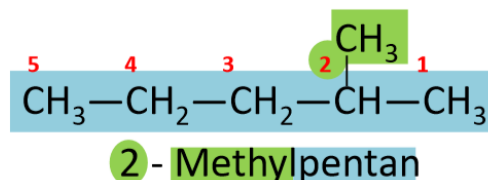


5. Die **Stellung der Seitenkette** wird durch die **Nummer des Kohlenstoffatoms**, an dem die Verzweigung erfolgt, bezeichnet. Die Zahl wird dem Namen der Seitenkette vorangestellt (z.B. 2-Methylpentan, 3-Methylpentan).

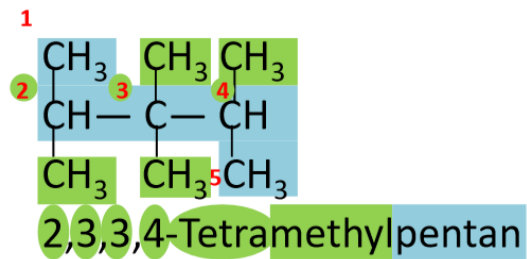


Achtung(!):

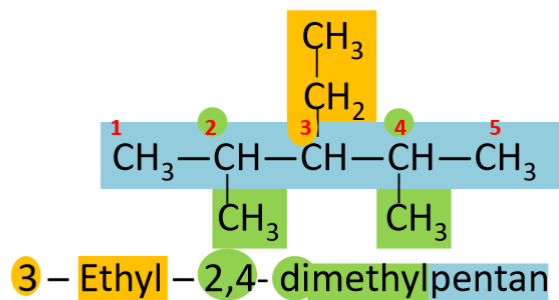
→ **Seitenkette mit kleinster Nummer: Hier kein 4-Methylpentan!**



6. Enthält ein Molekül mehrere gleiche Seitenketten, so wird dies durch die Vorsilben „**di**“, „**tri**“, „**tetra**“, usw. ausgedrückt (z.B. 2,3,3,4-Tetramethylpentan).



7. Treten in einem Molekül mehrere Seitenketten auf, so werden sie **alphabetisch** geordnet. Die Vorsilben „di“, „tri“ usw. zählen hierbei nicht → Triethyl- vor Dimethyl- (z.B. 3-Ethyl-2,4-dimethylpentan).



Kohlenwasserstoffmoleküle mit Mehrfachbindungen benennen

Unverzweigte Alkene:

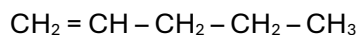
1. Aufsuchen der längsten unverzweigten **C-Kette, die die Doppelbindungen (DB) enthält**. Die Anzahl der C-Atome bestimmt den Grundnamen.
2. **Endung -en** an das Grundgerüst des entsprechenden Alkans (z.B. Hexen)
3. **Die Nummerierung der Hauptkette erfolgt so, dass die DB eine möglichst kleine Nummer erhält**. Es wird das C-Atom gekennzeichnet, von dem die DB ausgeht. Die Zahl wird zur Kennzeichnung der Lage vor die Endung -en gesetzt (z.B. Hex-2-en).

Verzweigte Alkene:

4. Der Name muss so gewählt werden, **dass alle DB in der Hauptkette liegen**, d.h. die DB hat Priorität vor der C-Anzahl!
5. Treten mehrere DB auf, so wird deren Anzahl durch die Vorsilben **-dien (2 DB)**, **-trien (3 DB)**, **-tetraen (4 DB)**, ... angegeben. An den Wortstamm des Alkans wird ein -a gesetzt (z.B. Hexa-2,4-dien).

Beispiele:

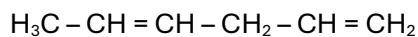
Ergänze die folgenden Strukturformeln und benenne die Alkene.



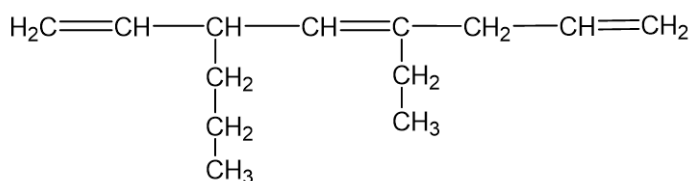
Pent-1-en



Pent-2-en



Hexa-1,4-dien



5-Ethyl,-3-propylocta-1,4,7-trien

Isomere

Konstitutionsisomere

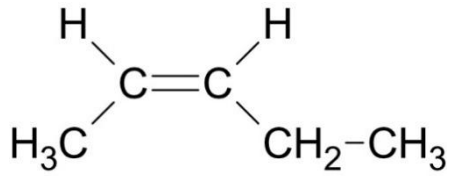
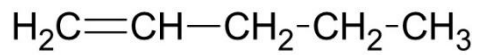
- gleiche Summenformel
- unterschiedliche Atomverknüpfung

Stereoisomere

- gleiche Summenformel
- gleiche Atomverknüpfung
- **unterschiedliche räumliche Anordnung der Atome(!)**

Bsp.:

Pent-1-en ↔ Pent-2-en



Bsp.:

(E)-1,2-Dichlorethen ↔

(Z)-1,2-Dichlorethen



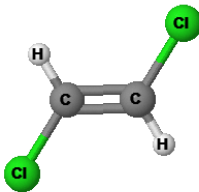
E-/Z-Isomerie:

Um die C=C-Bindungsachse eines Alkens besteht **KEINE** freie Drehbarkeit

⇒ sind an die C-Atome einer DB im Molekül zwei verschiedene Substituenten gebunden (z.B. Halogen-, Alkylreste), so existieren zwei verschiedene Isomere.

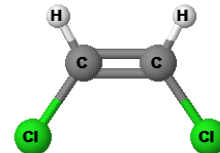
(E)-1,2-Dichlorethen-Molekül

(„entgegen“)



(Z)-1,2-Dichlorethen-Molekül

(„zusammen“)

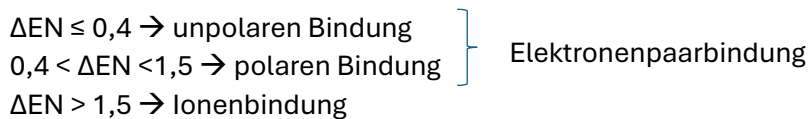


Die Polarität eines Moleküls ableiten

Die Polarität von Molekülen beeinflusst die chemischen wie physikalischen Eigenschaften von Stoffen, da die Polarität eine Auswirkung auf die zwischenmolekularen Kräfte besitzt.

Doch wie kann die Polarität bestimmt werden?

1. Stelle die Valenzstrichschreibweise eines Moleküls richtig auf. Beachte hierbei das Elektronenpaar-Abstoßungsmodell (EPA-Modell).
2. Identifiziere alle Atomarten in dem Molekül und ermittle nun die Elektronegativität der Atomarten und Zuhilfenahme des Periodensystems.
3. Aufgrund des Unterschieds in der Elektronegativität (EN) ziehen die Atome in den einzelnen Bindungen die Elektronen mal mehr, mal weniger stark zu sich. Je nach Literaturquelle gelten näherungsweise folgende Werte:

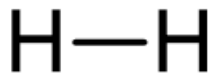


➔ Es gilt: Je größer der Elektronegativitätsunterschied innerhalb der genannten Grenzen ist, desto polarer ist die Atombindung.

4. Um im Molekül einen Polaritätsunterschied zu kennzeichnen, gibt es zwei Möglichkeiten:
 - a. Die gebräuchlichere Variante: $\delta+$ und $\delta-$ (=“delta“)
 - b. Weniger gebräuchlich, trotzdem richtig: Pfeile, die oberhalb der Elektronenpaarbindung geschrieben werden und den entsprechenden Elektronenzug darstellen („ \rightarrow “ und „ \leftarrow “)

Beispiel a): H₂ Molekül

EN (H) = 2,2

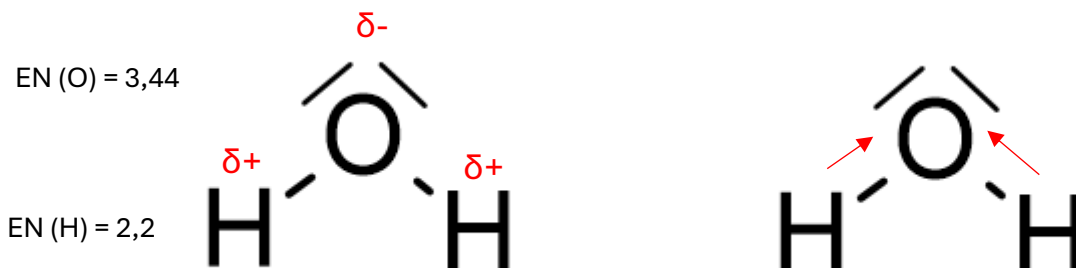


$\Delta EN = 2,2 - 2,2 = 0 \rightarrow$ kein Elektronegativitätsunterschied \rightarrow unpolares Molekül

Beispiel b): H₂O Molekül

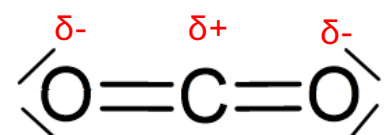
EN (H) = 2,2; EN (O) = 3,44

$\Delta EN = 3,44 - 2,2 = 1,24 \rightarrow$ relativ hoher Elektronegativitätsunterschied \rightarrow polares Molekül



Hierbei erkennt man übrigens, dass der gewinkelte Bau des Moleküls in Verbindung mit dem Elektronegativitätsunterschied in einem Dipol-Molekül resultiert.

Bei einem linearen Molekül wie CO₂ wäre das nicht der Fall:



Skelettformeln mit funktionellen Gruppen darstellen

Die Kohlenwasserstoffverbindungen im biochemischen Bereich sind durch eine unglaubliche Fülle gekennzeichnet. Um mehr Durchblick zu erhalten bei großen Molekülen, muss man sich wiederholende Bindungsstrukturen reduzieren und nur noch die wichtigsten Unterschiede herausstellen.

Dazu werden Skelettformeln benötigt, die nur durch individuelle funktionelle Gruppen und Bindungsmotive ergänzt werden.

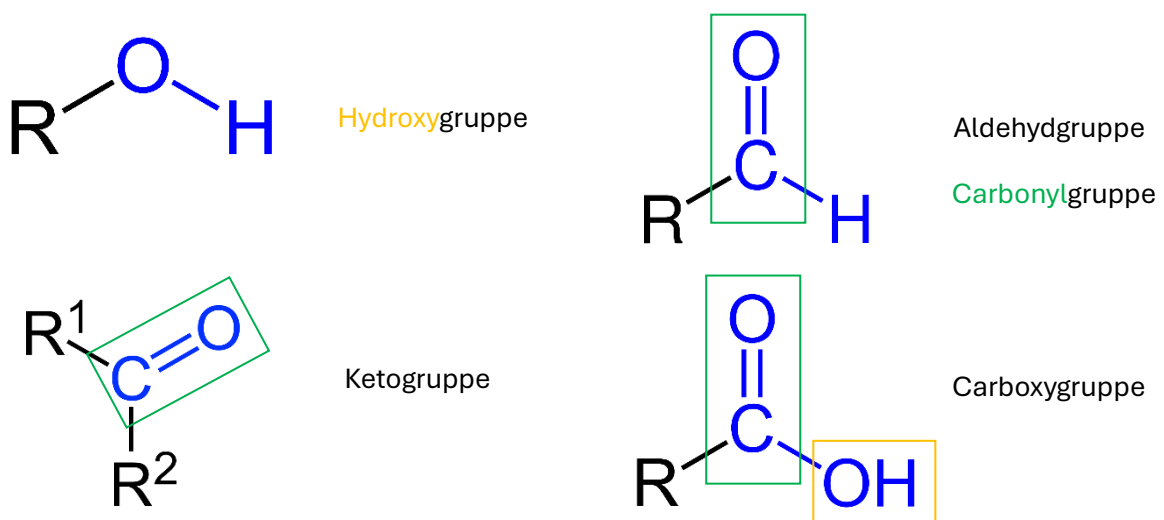
Wie geht man vor?

1. Skizziere für die entsprechende Kohlenwasserstoffverbindung die Skelettformel
2. Ergänze jeweils an die entsprechende Position die gewünschte funktionelle Gruppe, ohne freie Elektronenpaare

Wichtig dabei: Die funktionelle Gruppe wird durch eine Elektronenpaarbindung gebunden, die genauso aussieht wie ein Elektronenpaarbindung an einem Kohlenstoff. Um hier nicht durcheinander zu kommen, hilft es zu wissen, dass Kohlenstoffatome bei den Skelettformeln nur an den Ecken sitzen.



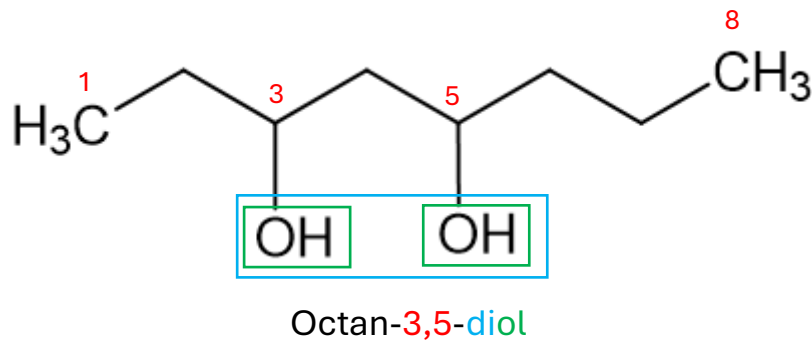
Welche funktionellen Gruppen gibt es? Vier Beispiele („R“ steht für die Kohlenstoffreste):



Alkohol-, Aldehyd-, Keton- und Carbonsäuremoleküle aufstellen

Bei **gleichen** funktionellen Gruppen:

1. Ermittle den Stammmamen des Moleküls, indem du die längste Kohlenstoffkette suchst, in der alle funktionellen Gruppen enthalten sind.
2. Identifiziere die Position und die Art der funktionellen Gruppe(n).
 - a. Gib den Stammmamen der funktionellen Gruppe an das Ende des Stammmamens an.
 - b. Bei mir als einer gleichen funktionellen Gruppe: setze die griechischen Zahlworte di-, tri-, tetra-, hexa-, usw. vor den Namen der jeweiligen funktionellen Gruppe.
 - c. Gib direkt vor der Endung der funktionellen Gruppe die jeweilige Positionsnummer an, so dass diese möglichst klein ist.
3. Stelle alle weiteren Seitenketten mit ihrer Positionsnummer in alphabetischer Reihenfolge in dem Namen dar.



Bei **mehreren unterschiedlichen** funktionellen Gruppen:

- Vorgehen wie oben beschrieben. Wichtige Änderungen, die zu berücksichtigen sind:
- a) Unterschiedliche funktionelle Gruppen nach der Priorität bestimmen. Die Gruppe mit der höchsten Priorität muss in der Hauptkette liegen, bekommt die kleinste Positionsnummer und wird als Endung im Stammmamen übernommen.

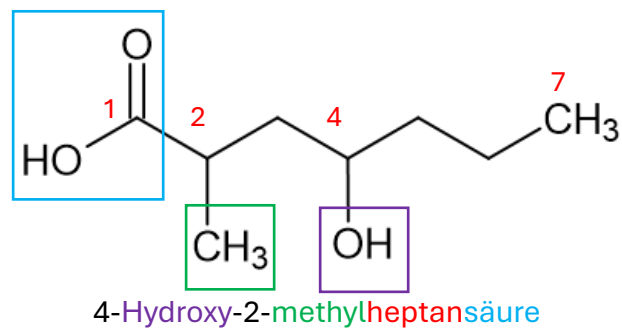
Wichtigkeit der Priorität	Funktionelle Gruppen
A	Carboxy-Gruppe
B	Aldehyd-Gruppe
C	Keto-Gruppe
D	Hydroxy-Gruppe

- b) Die restlichen funktionellen Gruppen werden dem Stammnamen als Vorsilben vorangestellt.

Funktionelle Gruppe	Endung
Carboxy-Gruppe	-säure
Aldehyd-Gruppe	-al
Keto-Gruppe	-on
Hydroxy-Gruppe	-ol

Funktionelle Gruppe	Vorsilbe
Carboxy-Gruppe	Carboxy-
Aldehyd-Gruppe	Formyl-
Keto-Gruppe	Oxo-
Hydroxy-Gruppe	Hydroxy-

Beispiel:



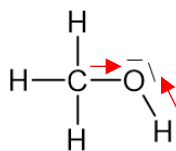
Eigenschaftsunterschiede aus Molekülstrukturen ableiten

Kennt man die Struktur eines Stoffes und dessen genaueren Aufbau kann man vorhersagen über dessen Reaktivität machen (Stoff-Eigenschafts-Konzept).

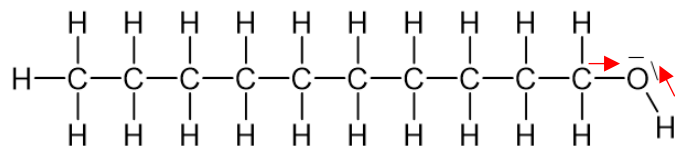
1. Zuerst muss man die Strukturformel eines Stoffes skizzieren und alle polaren Bindungen mit Hilfe des Periodensystems identifizieren. Markiere diese Bindungen entweder mit Pfeilen (entsprechend des Elektronenzugs) oder mit Hilfe von Partialladungen δ^+ und δ^- .

Um die chemischen Eigenschaften eines Stoffes herauszufinden, muss man mehrere Aspekte betrachten: Die zwischenmolekularen Kräfte und die Oberfläche eines Moleküls (über die es mit anderen Molekülen in Kontakt treten kann).

2. Zwischenmolekulare Kräfte (hier nach ihrer Stärke sortiert):
 - a. London-Dispersions-Wechselwirkungen (früher auch als Van-der-Waals-Wechselwirkungen bekannt): entstehen bei unpolaren Molekülen und sind relativ schwach.
 - b. Dipol-Dipol-Wechselwirkungen: bilden sich zwischen Molekülen, die einen dauerhaften Dipol aufweisen, bzw. bei sauerstoffhaltigen organischen funktionellen Gruppen wie Carbonyl-, Keto- und Aldehyd-Gruppen.
 - c. Wasserstoffbrücken: bilden sich aus, wenn eine stark polare Gruppe, wie ein Hydroxygruppe von einer anderen Hydroxygruppe angezogen wird. Wichtig dabei: partiell positives Wasserstoffatom der Gruppe des einen Moleküls wird von einem partiell negativen Atom in der Verbindung eines anderen Moleküls angezogen. Anmerkung: Bei sehr großen Molekülen, wie der DNA funktioniert die Anziehung auch innerhalb desselben Moleküls, da es sich entsprechend „drehen und wenden“ kann.
3. Nun ist es noch wichtig zu beachten, dass hierbei immer das gesamte Molekül betrachtet werden muss und es in einer Art Diskussion enden wird.
➔ Nicht alle Wechselwirkungen haben immer den gleichen chemischen Einfluss.
Beispiel:



Methanol



Decan-1-ol

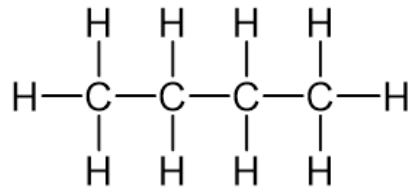
Methanol:

- Kleiner Kohlenwasserstoffanteil, eine Hydroxygruppe
- Wasserstoffbrücken haben hier im Vergleich zu London-Dispersions-Wechselwirkungen einen größeren Einfluss (da erstere die stärkere Wechselwirkung darstellen)

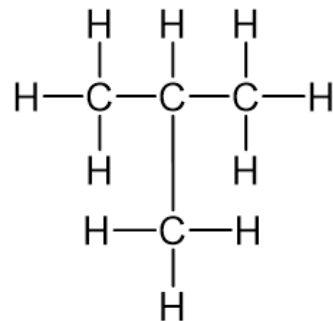
Decan-1-ol:

- Hydroxygruppe wie bei Methanol, viel längerer Kohlenwasserstoffrest
- Aufgrund der Länge des Kohlenwasserstoffrests nimmt die Stärke der London-Dispersionswechselwirkung stark zu. Die Stärke der Wasserstoffbrücke bleibt zwar die dieselbe wie bei Methanol, aber ihr Einfluss nimmt hier eine sehr viel geringere Stellung ein.

4. Zudem hat die Form des Moleküls einen Einfluss auf die chemischen Eigenschaften. Beispiel: Gleiche Summenformel, andere Eigenschaften, da 2-Methylpropan (rechts) kugelförmiger ist als Butan (links)



Bei Butan können London-Dispersions-Wechselwirkungen ungehindert entstehen.

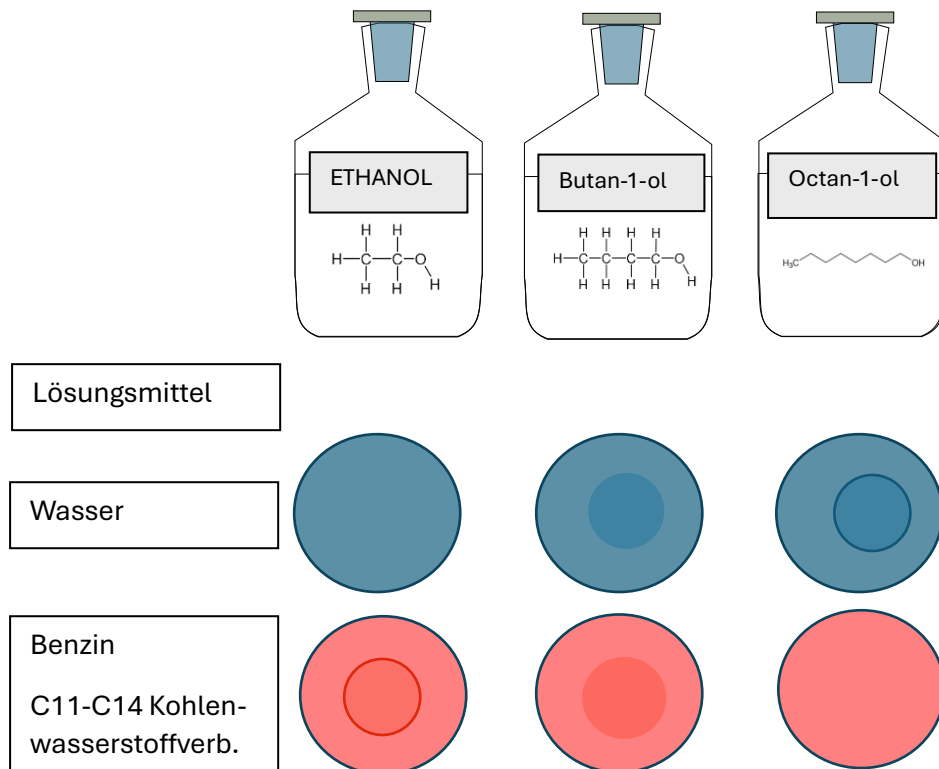


Bei 2-Methylpropan funktioniert das aufgrund der Methylgruppe nicht so gut.

- ➔ **WICHTIG:** Wäge für deine Entscheidung bzgl. der chemischen Eigenschaften und Reaktivität alle Einflüsse ab.

Löseigenschaften auf Molekülstrukturen ableiten

Beispielversuch:



Je nach molekularem Aufbau der Stoffe können diese sich unterschiedlich gut lösen.

Erst einmal ein paar Begrifflichkeiten:

- Stoffe die
 - **gut wasserlöslich** sind: hydrophil
 - **schlecht wasserlöslich** sind: hydrophob
- Stoffe die **sich unpolaren Verbindungen...**
 - ... **gut** lösen: lipophil
 - ... **schlecht** lösen: lipophob
- Stoffe, die sich **sowohl in polaren als auch in unpolaren Lösungsmitteln gut** lösen lassen, werden als amphiphil bezeichnet.

Wie geht man nun vor?

1. Zeichne die Strukturformel des zu lösenden Stoffes und des Lösungsmittels
2. Markiere die Polaritäten, wie in „Eigenschaftsunterschiede aus Molekülstrukturen ableiten“ schon beschrieben.
3. Entscheide nach den oben gezeigten Begrifflichkeiten, ob die Stoffe hydrophil/-phob oder lipophil/-phob, bzw. amphiphil sind. Wichtig dabei ist zu beachten:
 - a. Zeigen beide Stoffe einen ähnlichen Aufbau, ist die Löslichkeit hoch
 - b. Sind die Zwischenmolekularen Kräfte vergleichbar, ist die Löslichkeit hoch.
 - ➔ Ethanol und Wasser löst sich gut. Kohlenwasserstoffrest des Ethanols hat einen geringen Einfluss. Kohlenwasserstoffrest des Octan-1-ol hat einen sehr großen Einfluss.

Chemische Sachverhalte selbstständig bewerten

In der heutigen Welt mit den sogenannten „alternativen Fakten“, ist es wichtiger denn je, dass man individuelle Meinungen von tatsächlichen belegbaren Fakten unterscheiden kann und sie dementsprechend bewertet.

Hierzu ist es wichtig erst einmal festzustellen: Handelt es sich hierbei um eine individuelle Meinung oder eine Tatsache (also ein Fakt, den man auch überprüfen kann)?

- Eine Meinung ist gekennzeichnet, durch Ich-Bezüge, der entsprechenden Bezugsperson. („Ich glaube, dass das intravenöse Spritzen von Desinfektionsmitteln die Ausbreitung von Corona gestoppt hätte.“)
- Eine Tatsache oder ein Fakt kann immer durch eine Informationsquelle (vgl. Zitat) belegt werden. („Laut RKI-Institut, wird mit Stand vom 31.01.2024, eine hohe Wirksamkeit gegen die Delta-Variante des SARS-CoV-2 Virus mit dem Wirkstoff Comirnaty und Spikevax erzielt.“ (Quelle: https://www.rki.de/SharedDocs/FAQ/COVID-Impfen/FAQ_Liste_Wirksamkeit.html, aufgerufen am 21.08.2024))

Zudem kann die Sprachfärbung, also der Ausdruck von Gefühlen einen Aufschluss darüber geben, ob es sich um eine Meinung oder eine Tatsache handelt.

Beispiel:

„Ich lasse mich trotz der hohen Wirksamkeit nicht impfen, da der Staat dem Impfstoff etwas beimengt, um mich besser kontrollieren zu können.

➔ Ich-Bezug, trotz Anerkennung eines Faktes Einwurf einer unbelegbaren Behauptung, Furcht vor Kontrolle.

Wie kann man aber nun selbstständig zu einer Entscheidung kommen?

1. Überprüfe und analysiere dein vorhandenes Wissen.
2. Versuche mit deinem Wissen die Frage zu klären. Geht das nicht, erweitere dein Wissen und überprüfe erneut, ob du die Frage des eigentlichen Themas für dich beantworten kannst.
3. Wie bei vielen (auch nicht chemischen Fragestellungen auch): Wäge Argumente für und wider entsprechend ab. Manche Mitmenschen erstellen eine Pro- und Kontra-Liste.
4. Fasse aufgrund deiner Überlegungen deine Entscheidung ins Auge und urteile entsprechend. Dabei muss dein Urteil nicht eindeutig sein (das Leben besteht nicht aus Schwarz und Weiß, sondern kann viele Graustufen enthalten).

Anderes Beispiel für eine Aussage, die im Unterricht gerne immer wieder genommen wird:

„Die Umweltbelastung nimmt immer stärker zu, sodass auch mittlerweile die Übersäuerung der Meere in einer Korallenbleiche resultiert. Ich fordere dringend die Senkung des pH-Wertes, um den einzigartigen Ökosystemen des Meeres die Chance zu geben, sich zu erholen!“

- Erster Satz:
 - o Keine genauen Fakten
 - o Schlagworte: Übersäuerung und Korallenbleiche (hat man schonmal gehört und kommt gut an)
- Zweiter Satz:
 - o Ich-Bezug, emotionale „Dringlichkeit“ (da die UmWelt-Uhr schon Fünf-vor-Zwölf schlägt)

- Senkung des pH-Wertes.... Bitte nicht! Überprüfe hier dein Fachwissen! Was bedeutet das?
- Wenn es um die Meere geht, warum dann nur der Bezug zum Ökosystem Korallenriff? Kann man diese von allen anderen Meeren und Ozeanen abgrenzen?

Informationen mit Gruppenpuzzle austauschen

Gruppenpuzzle sind didaktische Werkzeuge, mit denen man komplexe Themengebiete in relativ kurzer Zeit erarbeiten kann. Ziel dieser Puzzles ist, dass man in der Gemeinschaft (Stärkung des Wirksamkeitsgefühls und der Zusammengehörigkeit) am Ende ein Ergebnis erzielt.

Grundsätzlich kann diese Methode auch in der Wirtschaft finden: Wenn ein Problem gelöst werden soll, wird es in einzelne Aspekte zerlegt. Kleingruppen oder einzelne Personen befassen sich mit diesen Einzelaspekten. Anschließend kommen alle zusammen und bauen die Einzellösungen zu einem großen Gefüge zusammen.

Wie läuft dieses Puzzle ab?

- Zuerst werden Stammgruppen gebildet. Beispielsweise eine Gruppe aus 5 Personen.
- Dann wird ein Thema in seine Einzelaspekte zerlegt und an die Mitglieder der Stammgruppen verteilt, die erst in Einzelarbeit versuchen das Problem/ die Fragestellung entsprechend zu erfassen.
- Anschließend gehen alle Personen, die den gleichen Aspekt der Fragestellung bearbeitet haben, zu sogenannten Expertengruppen zusammen und vergleichen ihre Lösungen, bzw. klären noch offene Fragen und verbessern ihren eigenen Lösungsvorschlag. Wichtig ist, dass spätestens hier die Inhalte verstanden werden müssen.
- Anschließend lösen sich die Expertengruppen auf und die Personen der Stammgruppe kommen wieder zusammen und referieren den Mitgliedern der Stammgruppe, um was es bei ihrer Erarbeitung ging und wie sich diese Aspekte in die gesamte Problemstellung integrieren können. Die Einzelergebnisse werden zu einem großen Gefüge zusammengefasst und können beispielsweise als Gruppenergebnis präsentiert werden.