

Grundwissen

Chemie

9 NTG

Gymnasium Höhenkirchen-Siegertsbrunn



Hinweise zum Grundwissen

Grundlage für das Grundwissen ist der Lehrplan, der im Internet unter folgendem Link abrufbar ist:

<https://www.lehrplanplus.bayern.de/fachlehrplan/gymnasium/9/chemie/ch-ntg>

Zum Schließen von Lücken empfiehlt sich auch der Blick in das Schulbuch. Am Anfang jedes Themenblocks sind hier die Bücherseiten angegeben, auf denen die Inhalte zusammengefasst werden.

In dieser Zusammenstellung sind konkrete Aufgabenstellungen formuliert, die das Grundwissen abprüfen. Die genannten Beispiele sind lediglich als solche zu verstehen, d. h. die dahinter stehenden Kompetenzen (z. B. das Aufstellen einer Reaktionsgleichung) müssen auch an anderen Beispielen gezeigt werden können.

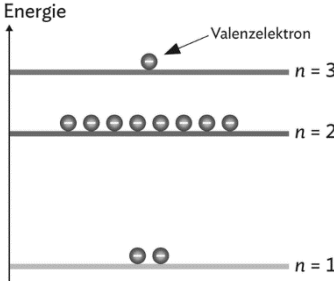
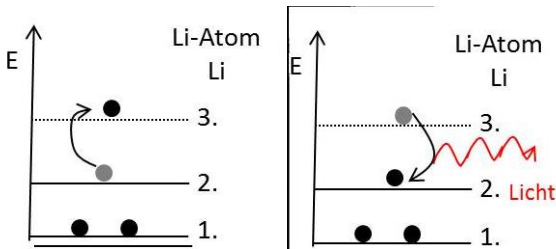
Stand: Juli 2023

Themenblock 1: Atombau und gekürztes Periodensystem

Überblicksseiten im Schulbuch

- Buch Chemie Bayern 9 NTG (C.C. Buchner): S.42/43
- Buch Chemie Bayern 10 NTG (C.C. Buchner): S.16/17



Skizziere das <u>Energiestufenmodell</u> und gib die Elektronenkonfiguration an. Bsp.: Natrium-Atom	 Elektronenkonfiguration: $1^2 2^8 3^1$
Erkläre das <u>Prinzip der Flammenfärbung</u> mit Hilfe des Energiestufenmodells.	Die Elektronen der Atomhülle nehmen durch das Erhitzen Energie auf, man sagt: sie werden „angeregt“, d.h. sie besetzen eine höhere Energiestufe. Die Energie wird in Form von Lichtenergie abgegeben, wenn das Elektron in seinen ursprünglichen Grundzustand zurückkehrt.  unterschiedliche Energie → unterschiedliche Wellenlänge → unterschiedliche Flammenfarbe
Gib die Anzahl der <u>Protonen</u>, <u>Neutronen</u> und <u>Elektronen</u> in den folgenden Teilchen an. Bsp.: ^{16}O $^{23}\text{Na}^+$ $^{35}\text{Cl}^-$	• Sauerstoff-Atom: 8 p^+, 8 n^0 und 8 e^- • Natrium-Ion: 11 p^+, 12 n^0 und 10 e^- • Chlorid-Ion: 17 p^+, 18 n^0 und 18 e^-
Definiere den Begriff „<u>Ionisierungsenergie</u>“ und beschreibe Tendenzen im Periodensystem.	Unter der Ionisierungsenergie versteht man die Energie, die aufgewendet werden muss, um ein Elektron aus der Atomhülle zu entfernen. Der Betrag der Ionisierungsenergie hängt von der Anziehungskraft zwischen Atomkern und Elektron ab. Die benötigte Ionisierungsenergie ... • ... steigt innerhalb einer Periode, weil die Kernladungszahl zunimmt. • sinkt innerhalb einer Hauptgruppe von oben nach unten, weil der Abstand zwischen Kern und Elektron größer wird.

Erkläre die <u>Anordnung</u> der Elemente im <u>PSE</u>.	Die Elemente sind nach aufsteigender Protonenzahl (Ordnungszahl, Kernladungszahl) geordnet. Elemente mit ähnlichen chemischen Eigenschaften befinden sich in der gleichen Hauptgruppe. Sie besitzen die gleiche Anzahl an Valenzelektronen. Elemente der gleichen Periode besitzen die gleiche Anzahl von (besetzten) Energiestufen.
Erläutere die <u>Edelgasregel</u>.	Atome tendieren dazu, die stabile Edelgaskonfiguration (= Elektronenkonfiguration eines Edelgas-Atoms, d.h. eine vollbesetzte höchste Energiestufe → Elektronenoktett bzw.-duplett) zu erreichen. Möglichkeit 1: Unter ausreichend viel Energiezufuhr werden Elektronen abgegeben (Bildung eines Kations) Möglichkeit 2: Aufnahme von Elektronen (Bildung eines Anions) Ob und wie viele Elektronen ein Atom abgibt oder aufnimmt, hängt von der Stellung im Periodensystem ab. Die Ionenladungszahl von Atom-Ionen leitet sich von der Zahl an Elektronen ab, die das Ion mehr oder weniger besitzt als das entsprechende ungeladene Atom.
Gib die Formelschreibweise für die stabilen <u>Ionen</u> folgender Atome an. Bsp.: Na, O, Al, F	Bsp. Na^+, O^{2-}, Al^{3+}, F^-
Stelle die Bildung von Natrium- und Chlorid-Ionen unter Verwendung von <u>Energie-stufenmodellen</u> dar.	
Definiere den Begriff <u>Isotop</u>.	Elemente bestehen aus Atomen gleicher Protonenzahl. Isotope sind Atome des gleichen Elements mit unterschiedlicher Neutronenzahl. Die Anzahl natürlicher Isotope ist atomartspezifisch.

Themenblock 2: Donator-Akzeptor-Konzept - Elektronenübergänge

Überblicksseiten im Schulbuch

- Buch Chemie Bayern 9 NTG (C.C. Buchner): S. 80/81
- Buch Chemie Bayern 10 NTG (C.C. Buchner): S.18/19



Erkläre das Grundprinzip von <u>Redoxreaktionen</u> am Beispiel einfacher Salzbildungsreaktionen und formuliere die Teilgleichungen sowie die Gesamtgleichung. <i>Bsp.: Bildung von Magnesiumchlorid</i>	Redoxreaktionen sind Reaktion mit Elektronenübergängen, bei denen Reduktionen (= Elektronenaufnahmen) kombiniert mit Oxidationen (= Elektronenabgaben) ablaufen. Bei der Salzbildung werden Atome zu Ionen. Dadurch erreichen sie Edelgaskonfiguration. Oxidation: $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$ (Elektronenabgabe) Reduktion: $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-$ (Elektronenaufnahme) Redoxreaktion: $\text{Mg} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{MgCl}_2$
Definiere die Begriffe <u>Oxidation/Reduktion</u> und „<u>Oxidationsmittel</u>“ und „<u>Reduktionsmittel</u>“ und ordne sie bei einer Redoxreaktion zu. <i>Bsp.: $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$</i>	Oxidationsmittel sind Elektronenakzeptoren und werden selbst reduziert. Reduktionsmittel sind Elektronendonatoren und werden selbst oxidiert. <i>Bsp.: $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$</i> <i>Na: Elektronendonator, Reduktionsmittel</i> <i>Cl₂: Elektronenakzeptor, Oxidationsmittel</i>
Definiere den Begriff <u>Gitterenergie</u>.	Die Energie, die frei wird, wenn sich Anionen und Kationen zu einem regelmäßigen Ionengitter anordnen, nennt man Gitterenergie. Im Gitter ziehen sich die Ionen gegenseitig an.
Definiere den Begriff „<u>Elektrolyse</u>“ und formuliere die elektrochemischen Vorgänge am Pluspol und am Minuspol als Teilgleichungen und die Gesamtgleichung. <i>Bsp.: Elektrolyse von Al_2O_3</i>	Bei einer Elektrolyse wird durch Zufuhr elektrischer Energie eine nicht spontan ablaufende Redoxreaktion erzwungen. Minuspol: $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$ / · 4 (Reduktion) Pluspol: $2 \text{O}^{2-} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{e}^-$ / · 3 (Oxidation) Gesamtgleichung: $4 \text{Al}^{3+} + 6 \text{O}^{2-} \rightarrow 4 \text{Al} + 3 \text{O}_2$

Erläutere die Anordnung der Metalle in der Redoxreihe.

Metalle reagieren nur mit Metallsalzlösungen, wenn das eingetauchte Metall **unedler** ist als das Metall, dessen Ionen die Metallsalzlösung enthält.

Je **unedler** ein Metall ist, desto leichter lassen sich seine Atome oxidieren.

Je **edler** ein Metall ist, desto leichter lassen sich seine Kationen reduzieren.

unedle Metalle							edle Metalle				
Li	Ca	Mg	Al	Zn	Fe	Sn	Pb	Cu	Ag	Pt	Au
leicht zu oxidieren guter Elektronendonator							guter Elektronenakzeptor leicht zu reduzieren				
Li^+	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Al^{3+}	Zn^{2+}	Fe^{2+}	Sn^{2+}	Pb^{2+}	Cu^{2+}	Ag^+	Pt^{2+}	Au^{3+}

Beschreibe das Grundprinzip einer Batterie und **nenne** ein Beispiel.

- elektrochemische Stromerzeugung als freiwillige Redoxreaktion → Redoxreaktionen liefern elektrische Energie
- Umwandlung von chemischer Energie in elektrische Energie
- räumliche Trennung von Oxidation und Reduktion führt zu Stromfluss
- Bsp.: Daniell-Element, Zink-Iod-Batterie

Themenblock 3: Molekulare Verbindungen

Überblicksseiten im Schulbuch

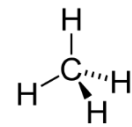
- Buch Chemie Bayern 9 NTG (C.C. Buchner): S.128/129
- Buch Chemie Bayern 10 NTG (C.C. Buchner): S.20/21



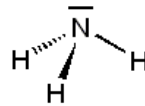
Definiere den Begriff <u>Orbital</u>.	Orbitale sind Räume in denen sich die Elektronen eines Atoms oder Moleküls zu 99%-iger Wahrscheinlichkeit aufhalten. Jedes Orbital kann von maximal zwei Elektronen besetzt werden. Orbitale lassen sich vereinfacht als Elektronenwolke darstellen.
Erkläre das Zustandekommen einer Elektronenpaarbindung mit Hilfe eines einfachen <u>Orbitalmodells</u>.	Atomorbitale Zwei einfach besetzte Atomorbitale (z. B. von Wasserstoffatomen) überlappen und bilden zusammen ein bindendes Molekülorbital, dass mit zwei Elektronen besetzt ist. Durch die größere Aufenthaltswahrscheinlichkeit der Bindungselektronen zwischen den Atomkernen kommt es zu elektrostatischen Anziehungskräften, welche die Atome in Molekülen aneinanderbinden.
Gib die <u>Valenzstrichschreibweise</u> für ein Chloratom an und erkläre daran das Zustandekommen der Elektronenpaarbindung.	Zwei Atome bilden ein gemeinsames Elektronenpaar aus, indem jeder der beiden je ein Valenzelektron beisteuert. Durch Ausbildung dieser Elektronenpaarbindungen erreicht jedes Atom im Molekül eine energetisch günstige Edelgaskonfiguration. Bsp.: Chlor-Atome besitzen sieben Valenzelektronen. Somit fehlt einem Chlor-Atom ein Elektron, um die Edelgaskonfiguration zu erreichen. Durch die Bildung eines bindenden Elektronenpaares können jedem Chlor-Atom formal acht Valenzelektronen zugerechnet werden. $ \underline{\text{Cl}} \cdot + \cdot \underline{\text{Cl}} \longrightarrow \underline{\text{Cl}} - \underline{\text{Cl}} $
Formuliere wichtige Regeln des <u>Elektronenpaarabstoßungsmodells</u> (EPA-Modell).	• Die negativ geladenen Elektronenpaare stoßen sich gegenseitig ab. • Sie ordnen sich so um das Zentralatom an, dass sie möglichst weit voneinander entfernt sind. • Freie / Nicht-bindende Elektronenpaare stoßen benachbarte Elektronenpaare etwas stärker ab. • Mehrfachbindungen werden bei der Ableitung der Molekülgestalt wie Einfachbindungen behandelt.

Zeichne die räumlich korrekten Strukturformeln und **benenne** die räumliche Struktur.

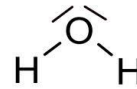
Bsp.: CH_4 , NH_3 , H_2O , CO_2 , BH_3 , CH_2O



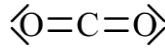
tetraedrisch
109,5°



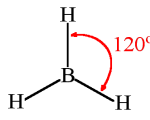
trigonal pyramidal
107°



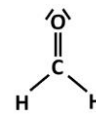
gewinkelt
104,5°



linear
180°

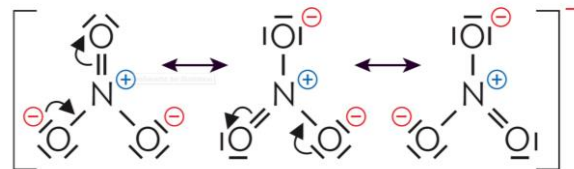


trigonal planar
120°



trigonal planar

Formuliere alle mesomeren Grenzstrukturformeln des Nitrat-Ions (NO_3^-) und **erkläre** die Begriffe Mesomerie und Formalladung.

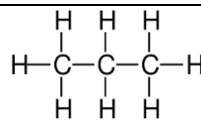


Mesomerie: Kann die tatsächliche Elektronenverteilung nicht durch eine einzige Valenzstrichformel, sondern nur mithilfe mehrerer Grenzformeln annähernd dargestellt werden, spricht man von Mesomerie.

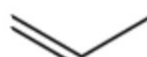
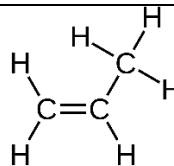
Formalladung: Erreicht ein Atom in einem Molekül zwar Edelgaskonfiguration, hat aber dadurch mehr oder weniger Valenzelektronen, als es laut PSE eigentlich haben müsste, besitzt es eine Formalladung.

Stelle ein Propan-Molekül, ein Prop-1-en-Molekül und Prop-1-in-Molekül jeweils in Form einer Strukturformel, einer Halbstrukturformel und einer Skelettformel dar.

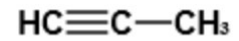
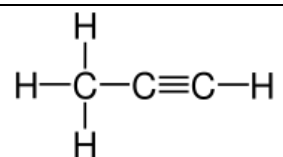
Propan



Prop-1-en

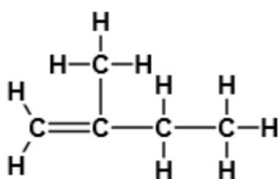


Prop-1-in



Benenne folgendes Molekül und **ordne** es begründet einer Verbindungsklasse zu.

Bsp.:



Benennung: 2-Methylbut-1-en

Verbindungsklasse: Alkene

Kennzeichen: Doppelbindung

Definiere den Begriff Konstitutionsisomerie und **gib** ein Konstitutionsisomer zu Butan an.

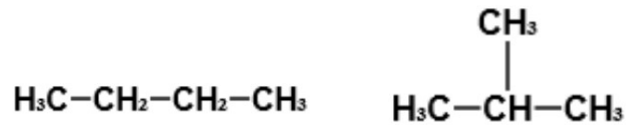
Konstitutionsisomere haben die **gleiche Molekülformel**, unterscheiden sich jedoch hinsichtlich der Verknüpfung der Atome im Molekül.

Butan

C_4H_{10}

2-Methylpropan

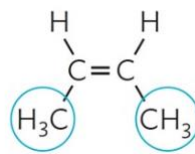
C_4H_{10}



Erkläre den Begriff E/Z-Isomerie.

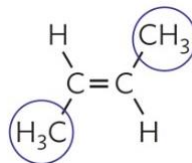
E/Z-Isomere unterscheiden sich nur in der **Anordnung der Gruppen um eine Doppelbindung**, da diese nicht frei drehbar ist.

Stehen die gleichen (oder vergleichbare) Gruppen auf derselben Seite, liegt das Z-Isomer vor („Zusammen“).



z.B. (Z)-But-2-en

Stehen die gleichen (oder vergleichbare) Gruppen auf der entgegengesetzten Seite, liegt das E-Isomer vor („Entgegen“)



z.B. (E)-But-2-en

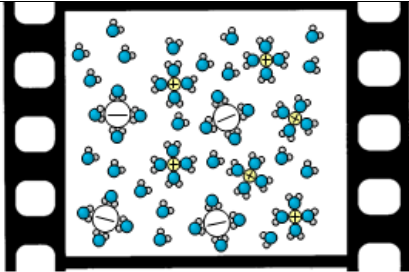
Themenblock 4: Wechselwirkungskonzept

Überblicksseiten im Schulbuch

- Buch Chemie Bayern 9 NTG (C.C. Buchner): S.192/193
- Buch Chemie Bayern 10 NTG (C.C. Buchner): S.22/23

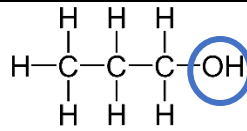
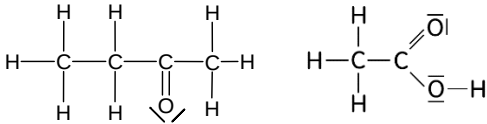
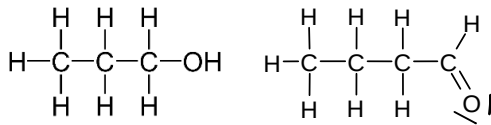


Definiere den Begriff „<u>Elektronegativität</u>“ und gib Tendenzen im Periodensystem an.	Die Elektronegativität (EN) dient als Maß für die Stärke eines Atoms, Bindungselektronen in einer Elektronenpaarbindung an sich zu ziehen. <u>Tendenzen im PSE:</u> - Zunahme innerhalb einer Periode - Abnahme mit steigender Anzahl an besetzten Energiestufen						
Begründe mit Hilfe der Elektronegativität, ob eine <u>polare oder eine unpolare Elektronenpaarbindung</u> vorliegt, und kennzeichne auftretende Partialladungen bei der Strukturformel. <i>Bsp.: O₂, HCl</i>	<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="width: 30%; padding: 5px;"> Unpolare oder sehr schwach polare Elektronenpaarbindung $\Delta EN < 0,4$ </td><td style="padding: 5px;"> Die verbundenen Atome teilen sich das bindende Elektronenpaar. Der Schwerpunkt der Ladung liegt genau (unpolar) bzw. in etwa (schwach polar) zwischen den Atomkernen. </td></tr> <tr> <td style="padding: 5px;"> Polare Elektronenpaarbindung $0,4 < \Delta EN < 1,7$ </td><td style="padding: 5px;"> Die bindenden Elektronen der verbundenen Atome werden vom elektronegativeren Partner deutlich stärker angezogen. </td></tr> <tr> <td style="padding: 5px;"> Ionenbindung $\Delta EN > 1,7$ </td><td style="padding: 5px;"> Elektrostatische Anziehung zwischen Kationen und Anionen. </td></tr> </table> Bsp.: O₂-Molekül: unpolare Atombindung, da $\Delta EN = 0$ $\text{O}=\text{O}$ HCl-Molekül: polare Atombindungen, da $\Delta EN = 0,96$ ➔ Der Bindungspartner mit der höheren Elektronegativität erhält eine negative Partialladung (δ^-), der andere eine positive (δ^+). $\delta^+ \quad \delta^-$ $\text{H}-\text{Cl}$	Unpolare oder sehr schwach polare Elektronenpaarbindung $\Delta EN < 0,4$	Die verbundenen Atome teilen sich das bindende Elektronenpaar. Der Schwerpunkt der Ladung liegt genau (unpolar) bzw. in etwa (schwach polar) zwischen den Atomkernen.	Polare Elektronenpaarbindung $0,4 < \Delta EN < 1,7$	Die bindenden Elektronen der verbundenen Atome werden vom elektronegativeren Partner deutlich stärker angezogen.	Ionenbindung $\Delta EN > 1,7$	Elektrostatische Anziehung zwischen Kationen und Anionen .
Unpolare oder sehr schwach polare Elektronenpaarbindung $\Delta EN < 0,4$	Die verbundenen Atome teilen sich das bindende Elektronenpaar. Der Schwerpunkt der Ladung liegt genau (unpolar) bzw. in etwa (schwach polar) zwischen den Atomkernen.						
Polare Elektronenpaarbindung $0,4 < \Delta EN < 1,7$	Die bindenden Elektronen der verbundenen Atome werden vom elektronegativeren Partner deutlich stärker angezogen.						
Ionenbindung $\Delta EN > 1,7$	Elektrostatische Anziehung zwischen Kationen und Anionen .						
Erkläre an den räumlich korrekten Strukturformeln des Wassermoleküls und des Kohlenstoffdioxidmoleküls den Unterschied zwischen einer „<u>polaren Elektronenpaarbindung</u>“ (Bindungspolarität) und einem „<u>permanenten Dipol</u>“ (Molekülpolarität).	<u>Bindungspolarität</u> Beide Moleküle haben polare Elektronenpaarbindungen; es liegen Partialladungen vor. ➔ Bindungspolarität δ^- $\delta^+ \text{H} \quad \text{O} \quad \text{H} \delta^+$ $\delta^- \quad \delta^+ \quad \delta^-$ $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ <u>Molekülpolarität</u> H₂O: asymmetrische Ladungsverteilung (d.h. die Ladungsschwerpunkte der gegensätzlichen Partialladungen fallen nicht zusammen.) Das Wasser-Molekül ist ein permanenter Dipol. CO₂: symmetrische Ladungsverteilung. Die Ladungsverschiebungen heben sich in ihrer Wirkung auf. Das Kohlenstoffdioxid-Molekül ist trotz polarer Atombindungen kein Dipol.						

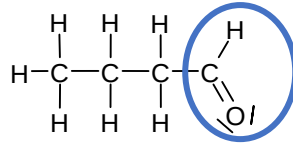
Vergleiche die <u>zwischenmolekularen Wechselwirkungen</u> bei molekular gebauten Stoffen und nenne Beispiele für Moleküle, zwischen denen diese Wechselwirkungen auftreten.	<table><tr><td>LONDON-Dispersionswechselwirkungen</td><td>Elektrostatische Anziehung zwischen spontanen und induzierten Dipolen, die mit steigender Berührungsoberfläche zu Nachbarmolekülen zunehmen (→ bei unpolaren Molekülen die einzige WW!).</td><td>Br₂, Cl₂, H₂, ... Kohlenwasserstoffe wie Methan CH₄, Propan C₃H₈, usw.. Prinzipiell aber zwischen allen Molekülen!</td></tr><tr><td>Dipol-Dipol-Wechselwirkungen</td><td>Elektrostatische Anziehung zwischen permanenten Dipolen</td><td>H₂S, SF₂</td></tr><tr><td>Wasserstoffbrücken</td><td>Elektrostatische Anziehung zwischen einem stark elektronegativen Atom (F, O, N) und einem positiv polarisierten Wasserstoffatom</td><td>H₂O, HF, NH₃</td></tr></table>	LONDON-Dispersionswechselwirkungen	Elektrostatische Anziehung zwischen spontanen und induzierten Dipolen, die mit steigender Berührungsoberfläche zu Nachbarmolekülen zunehmen (→ bei unpolaren Molekülen die einzige WW!).	Br ₂ , Cl ₂ , H ₂ , ... Kohlenwasserstoffe wie Methan CH ₄ , Propan C ₃ H ₈ , usw.. Prinzipiell aber zwischen allen Molekülen!	Dipol-Dipol-Wechselwirkungen	Elektrostatische Anziehung zwischen permanenten Dipolen	H ₂ S, SF ₂	Wasserstoffbrücken	Elektrostatische Anziehung zwischen einem stark elektronegativen Atom (F, O, N) und einem positiv polarisierten Wasserstoffatom	H ₂ O, HF, NH ₃	
LONDON-Dispersionswechselwirkungen	Elektrostatische Anziehung zwischen spontanen und induzierten Dipolen, die mit steigender Berührungsoberfläche zu Nachbarmolekülen zunehmen (→ bei unpolaren Molekülen die einzige WW!).	Br ₂ , Cl ₂ , H ₂ , ... Kohlenwasserstoffe wie Methan CH ₄ , Propan C ₃ H ₈ , usw.. Prinzipiell aber zwischen allen Molekülen!									
Dipol-Dipol-Wechselwirkungen	Elektrostatische Anziehung zwischen permanenten Dipolen	H ₂ S, SF ₂									
Wasserstoffbrücken	Elektrostatische Anziehung zwischen einem stark elektronegativen Atom (F, O, N) und einem positiv polarisierten Wasserstoffatom	H ₂ O, HF, NH ₃									
Beschreibe den Einfluss von zwischenmolekularen Wechselwirkungen auf die <u>Siedetemperatur</u> von Stoffen (<i>allgemein</i>). Ordne die Stoffe nach steigender Siedetemperatur und begründe mit Hilfe der Teilchenebene deine Anordnung. <i>Bsp.: Ammoniak, Natriumchlorid, Propan, Wasser</i>	Je stärker die zwischenmolekularen Wechselwirkungen sind, desto höher sind die Schmelz- und Siedetemperaturen der Stoffe, da mehr Energie zum Überwinden der Wechselwirkungen zwischen den Teilchen (nicht zur Trennung von Bindungen!) benötigt wird. Es müssen also die auftretenden WW betrachtet werden, um die Stoffe nach den Siedepunkten zu ordnen: ↓ <table><tr><th>Stoff</th><th>Zwischenmolekulare Wechselwirkung bzw. Bindungstyp</th></tr><tr><td>Propan</td><td>nur LONDON-Dispersions-WW</td></tr><tr><td>Ammoniak</td><td>Wasserstoffbrücke</td></tr><tr><td>Wasser</td><td>mehrere Wasserstoffbrücken</td></tr><tr><td>Natriumchlorid</td><td>Ionenbindung</td></tr></table>	Stoff	Zwischenmolekulare Wechselwirkung bzw. Bindungstyp	Propan	nur LONDON-Dispersions-WW	Ammoniak	Wasserstoffbrücke	Wasser	mehrere Wasserstoffbrücken	Natriumchlorid	Ionenbindung
Stoff	Zwischenmolekulare Wechselwirkung bzw. Bindungstyp										
Propan	nur LONDON-Dispersions-WW										
Ammoniak	Wasserstoffbrücke										
Wasser	mehrere Wasserstoffbrücken										
Natriumchlorid	Ionenbindung										
Beschreibe eine allgemeine Regel zur <u>Löslichkeit von Stoffen</u> und gib ein passendes Lösemittel für <u>hydrophile, lipophile und amphiphile</u> Stoffe an.	Die Löslichkeit eines Stoffes in einem Lösemittel hängt von den möglichen Wechselwirkungen zwischen den unterschiedlichen Molekülen ab. Es gilt: „Ähnliches löst sich in Ähnlichem!“ → Polare Stoffe (aufgebaut aus Dipol-Molekülen) und Salze lösen sich in polaren Stoffen. Unpolare Stoffe (aufgebaut aus Nicht-Dipol-Molekülen) lösen sich in unpolaren Stoffen. Hydrophile Stoffe lösen sich besonders gut in Wasser, lipophile Stoffe in Benzin, Fetten und Ölen. Amphiphile Stoffe können mit beiden Lösemitteltypen gemischt werden.										
Ein Salz wird in Wasser gelöst. Skizziere die entstandene <u>Lösung auf Teilchenebene</u> und erkläre die Anordnung der Wassermoleküle.	 Es bildet sich eine Hydrathülle um die Ionen. Zwischen Wassermolekülen und Ionen wirken dabei Ion-Dipol-Wechselwirkungen. Wassermoleküle lagern sich mit dem negativ geladenen Sauerstoffatom (negative Partialladung) an die positiv geladenen Kationen und andersherum. Gegensätzliche (Teil-) Ladungen ziehen sich an! Die Hydratation setzt Energie frei.										

Ordne folgende Moleküle einer Verbindungsklasse zu, **benenne** sie und **markiere** und **benenne** die funktionelle Gruppe.

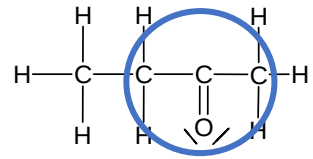
Bsp.:



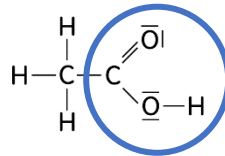
Es handelt sich um ein **Alkohol**-Molekül (Propan-1-ol). Die funktionelle Gruppe ist die **Hydroxygruppe**.



Es handelt sich um ein **Aldehyd**-Molekül (Butanal). Die funktionelle Gruppe ist die **Aldehydgruppe**.



Es handelt sich um ein **Keton**-Molekül (Butanon). Die funktionelle Gruppe ist die **Ketogruppe**.



Es handelt sich um ein **Carbonsäure**-Molekül (Ethansäure). Die funktionelle Gruppe ist die **Carboxygruppe**.

In der Aldehyd-, Keto- und Carboxygruppe taucht die **Carbonylgruppe (C=O)** als gemeinsamer Bestandteil auf.

Zeichne die Strukturformel oder die Skelettformel von folgenden Molekülen.

Bsp.

4-Hydroxybutansäure

But-2-enal

Propan-1,2,3-triol

3-Hydroxybutan-2-on

3-Ethyl-2-hydroxy-4-methylpentansäure

