

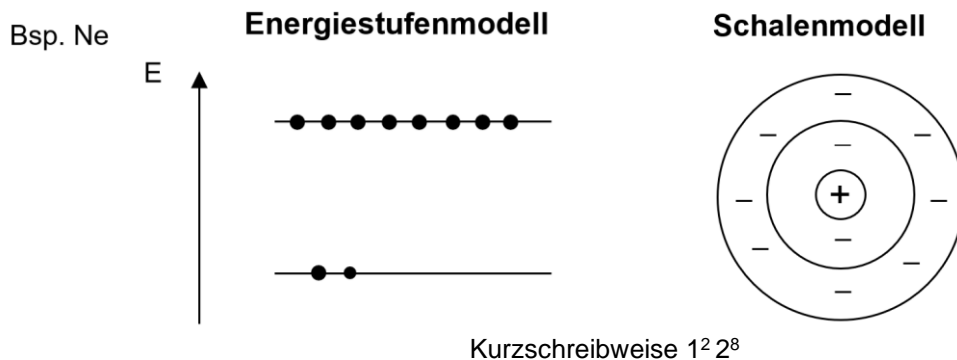
Grundwissen Chemie 9. Jahrgangsstufe NTG

Atombau und Periodensystem

Isotope sind Atome des gleichen Elements (gleiche Protonenzahl), die sich in ihrer Neutronenzahl und somit in ihrer Masse unterscheiden. Alle Isotope eines Elements zeigen gleiches chemisches Verhalten.

Energiestufenmodell (Schalenmodell)

- Die Elektronen eines Atoms sind bestimmten Energiestufen (Schalen) zugeordnet.
- Jede Energiestufe (Schalen) hat eine maximale Elektronenbesetzung $2n^2$.
- Die Verteilung der Elektronen auf die verschiedenen Energiestufen (Schalen) bezeichnet man als Elektronenkonfiguration.
- Nur die Elektronen in der höchsten besetzten Energiestufe (auf der äußersten Schale) sind für das chemische Verhalten eines Stoffes verantwortlich. Man nennt sie **Valenzelektronen**.
- Die Energie, die nötig ist um ein Elektron von einem isolierten Atom abzutrennen, nennt man **Ionisierungsenergie**. Je größer die Ionisierungsenergie ist, desto energieärmer ist der Zustand, auf dem sich das abzutrennende Elektron befindet (desto näher befindet sich das Elektron am Atomkern).



Der Weg zum Edelgaszustand

Alle Atome, die keine Edelgaskonfiguration (= 8 Valenzelektronen) besitzen, streben in chemischen Reaktionen nach einer solchen Anordnung.

- **Abgabe von Valenzelektronen:**
Metallatome geben Valenzelektronen ab um die Edelgaskonfiguration zu erreichen (**Elektronendonatoren**):
 $\text{Na} \cdot \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$
- **Aufnahme von Valenzelektronen**
Nichtmetallatome nehmen Valenzelektronen auf um die Edelgaskonfiguration zu erreichen (**Elektronenakzeptoren**):
 $\text{Cl} \cdot + e^- \rightarrow \text{Cl}^-$

Das Periodensystem

- Im PSE sind die Elemente nach steigender Protonenzahl geordnet.
- **Perioden:** Alle Elemente einer Periode besitzen die gleiche Anzahl an Energiestufen (Schalen), aber unterschiedlich viele Valenzelektronen und somit unterschiedliche Eigenschaften.
- **Hauptgruppen / Elementfamilien:** Alle Elemente einer Elementfamilie besitzen die gleiche Anzahl an Valenzelektronen (= Hauptgruppennummer) und somit ähnliche Eigenschaften, aber unterschiedlich viele Energiestufen (Schalen).

Elementgruppen des PSE:

1. HG: Alkalimetalle 2. HG: Erdalkalimetalle 7. HG: Halogene 8. HG: Edelgase

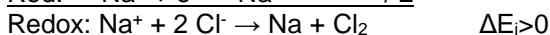
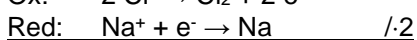
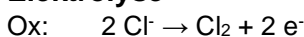
Elektronenübergänge

Oxidation: Elektronenabgabe **Reduktion:** Elektronenaufnahme **Redoxreaktion:** Elektronenübergang

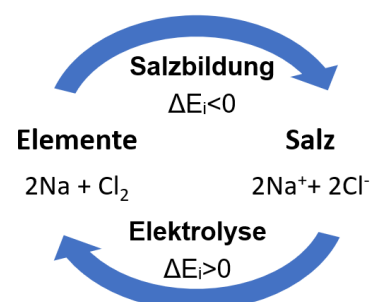
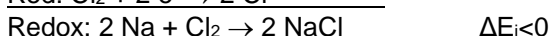
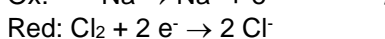
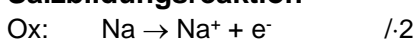
Oxidationsmittel: Stoff, der einen anderen oxidiert. Er wird dabei selbst reduziert (=Elektronenakzeptor).

Reduktionsmittel: Stoff, der einen anderen reduziert. Er wird selbst oxidiert (=Elektronendonator).

Elektrolyse



Salzbildungsreaktion



Der räumliche Bau von Molekülen

Orbitalmodell: Ein Atomorbital beschreibt den Bereich, in dem sich ein Elektron mit der höchsten Wahrscheinlichkeit aufhält. In einem Orbital befinden sich maximal zwei Elektronen.

VSEPR-Modell

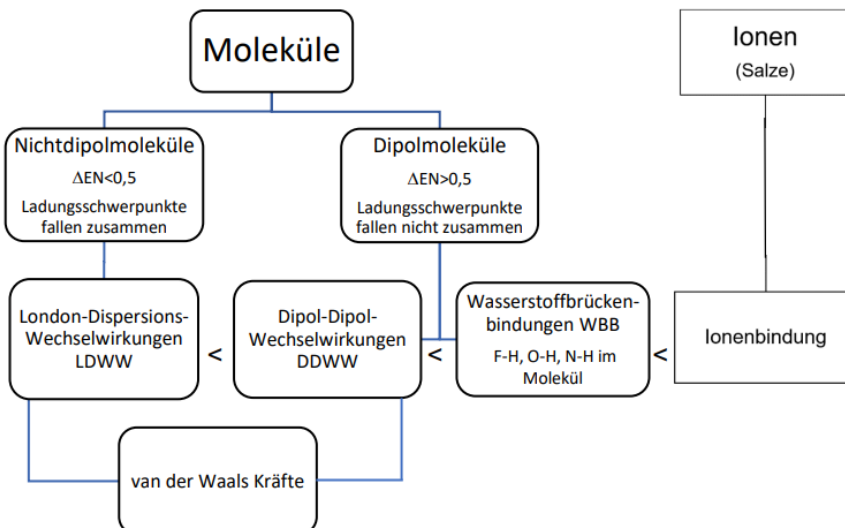
Summenformel	Geometrie	Winkel	
CO ₂	$\bar{O}=\text{C}=\bar{O}$ linear	180°	} 2 e ⁻ -Paare
SO ₃	 trigonal planar	120°	
SO ₂	 gewinkelt	119,5°	} 3 e ⁻ -Paare
CH ₄	 tetraedrisch	109,5°	
NH ₃	 (trigonal pyramidal)	107,3°	} 4 e ⁻ -Paare
H ₂ O	 gewinkelt	104,5°	

Elektronegativität: Die EN ist ein relatives Maß für die Anziehungskraft, die ein Atom auf ein bindendes Elektronenpaar ausübt. Die Elektronegativitätsdifferenz ΔEN gibt Auskunft darüber, wie polar eine Elektronenpaarbindung ist: je größer ΔEN , desto polarer ist die Bindung.

Dipole: Ein Molekül ist ein Dipol, wenn die Anordnung der polaren Elektronenpaarbindungen zu einer Molekulpolarität führt.

Voraussetzungen: Polare Elektronenpaarbindungen ($\Delta EN > 0,4$, Kennzeichnung mit Partialladungen $\delta+$ und $\delta-$)
Ladungsschwerpunkte fallen nicht zusammen

Zwischenmolekulare Kräfte

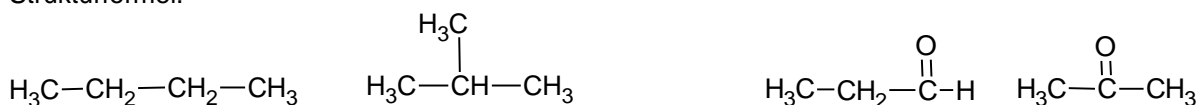


Organische Verbindungen

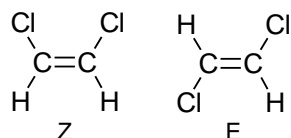
Stoffgruppe	Strukturmerkmal / funktionelle Gruppe	Beispiel	Nachweis
Alkane (gesättigte Kohlenwasserstoffe)	Nur Einfachbindungen	Ethan $\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	
Alkene (ungesättigte Kohlenwasserstoffe)	Doppelbindung	Ethen $\begin{array}{c} \text{H} \quad \quad \text{H} \\ \diagdown \quad / \\ \text{C}=\text{C} \\ / \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array}$	Bromwasserprobe (Entfärbung)
Alkine (ungesättigte KW)	Dreifachbindung	Ethin $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$	Bromwasserprobe (Entfärbung)
Alkohole / Alkanole	Hydroxygruppe -OH	Ethanol $\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{OH} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	Cer(IV)-nitrat-Reagenz (gelb → rot)
Aldehyde / Alkanale	Aldehydgruppe (Formylgruppe) $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C}-\text{H} \end{array}$	Ethanal $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{H} \end{array}$	DNPH-Reagenz (gelber Niederschlag) Schiffs-Reagenz (farblos → violett)
Ketone / Alkanone	Ketogruppe (Oxogruppe) $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C}-\text{C}-\text{C} \end{array}$	Propanon $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{CH}_3 \end{array}$	DNPH-Reagenz (gelber Niederschlag)
Carbonsäuren / Alkansäuren	Carboxygruppe $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C}-\text{OH} \end{array}$	Ethansäure $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{OH} \end{array}$	Bromthymolblau (grün → gelb)

Isomerie

Konstitutionsisomere / Strukturisomere sind Verbindungen mit gleicher Summenformel, aber unterschiedlicher Strukturformel.



E/Z-Isomere / Konfigurationsisomere entstehen durch verschiedenartige Anordnung von Atomen / Atomgruppen an der C-C-Doppelbindung, da diese nicht frei drehbar ist.



Wasser

- **Schmelz- und Siedepunktanomalie** aufgrund der Wasserstoffbrückenbindungen
- **Dichteanomalie:** Wasser besitzt seine höchste Dichte bei 4°C ($\rho = 1,0 \text{ g/cm}^3$)
- **Oberflächenspannung des Wassers** aufgrund der starken Wasserstoffbrückenbindungen zwischen den Molekülen

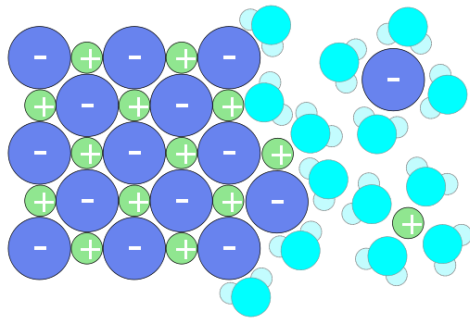
Lösemittel

„**Gleiches löst sich gut in Gleichem**“: In lipophilen (hydrophoben) Lösemitteln (z.B. Heptan) lösen sich Moleküle ohne Dipolcharakter gut. In hydrophilen (lipophoben) Lösemitteln (z.B. Wasser) lösen sich Salze und Dipole gut.

Ein **amphiphiler Stoff** (z.B. Ethanol) löst sich in hydrophilen und lipophilen Lösemitteln. Die Moleküle sind aus einem stark polarisierten und einem nicht polarisierten Molekülbereich aufgebaut.

Der Lösevorgang

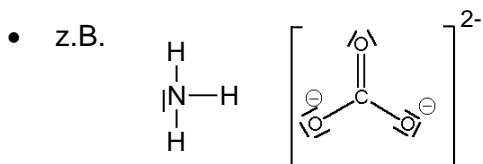
Wassermoleküle drängen sich zwischen die Ionen und lösen die einzelnen Ionen aus dem Ionengitter. Hierzu muss die bei der Bildung des Ionengitters freigewordene Gitterenergie aufgebracht werden. Die Ionen werden dann von Wassermolekülen umhüllt. Aufgrund sich ausbildenden Ion-Dipol-Wechselwirkungen entsteht eine Hydrathülle um die Ionen. Die Ionen sind nun frei beweglich. Diesen Vorgang nennt man Hydratation. Hierbei wird Hydratationsenergie frei.



- Gitterenergie < Hydratationsenergie ⇒ Lösevorgang exotherm
- Gitterenergie > Hydratationsenergie ⇒ Lösevorgang endotherm
- Gitterenergie >> Hydratationsenergie ⇒ Salz unlöslich in Wasser

Fachkompetenzen

- Aufstellen von einfachen Redoxreaktionen
- Sicherer Umgang mit dem PSE
- Aufstellen von Valenzstrichformeln



- Erkennen der Zusammenhänge von Molekülstruktur und Stoffeigenschaft (Löslichkeit, Schmelz- und Siedepunkte, Viskosität)
- Beherrschung der Nomenklatur organischer Verbindungen
- Anwendung verschiedener Schreibweisen für organische Moleküle (Strukturformel, Halbstrukturformel, Skelettformel, Keilstrichformel)

Methodenkompetenzen

- Darstellung von Molekülen am Computer
- Kenntnisse über die Vorgehensweise zur Identifizierung eines Salzes (Flammenfärbung)
- Kenntnisse über die Vorgehensweise zur Identifizierung organischer Stoffe (Alkene, Alkohole, Carbonylverbindungen, Carbonsäuren)
- Kenntnisse über Möglichkeiten der digitalen Messwerterfassung (Cassy-Geräte)