

Grundwissen Chemie G9 9.Klasse

Chemisches Denken und Arbeiten

Sicherheit in der Chemie

*Gefahrstoffkennzeichen
Sicherer Umgang mit Alltagschemikalien
Richtiges Verhalten im Labor
Sicheres Experimentieren*

Erkenntnisgewinn- und Experimentierkompetenz ausbauen

*Phänomen beobachten
Problem / Fragestellung erkennen und formulieren
Hypothesen zur Problemlösung aufstellen
Experimente zur Hypothesenüberprüfung planen und durchführen
Erhobene Daten auswerten, interpretieren und abstrahieren
Regel oder Gesetz ableiten
Experiment protokollieren*

Stoff-Teilchen- und Struktur-Eigenschafts-Prinzip vertiefen

Charakteristisch für die Denkweise in der Naturwissenschaft Chemie sind zwei Betrachtungsebenen.

Stoffebene (SE): Betrachtungen an Stoffportionen und Reaktionen (Fakten, Phänomene)

Teilchenebene (TE): Deutung der Fakten und Phänomene durch die Vorstellung von der Existenz kleinster Teilchen und Teilchenverbände.

Struktur-Eigenschafts-Prinzip: Beobachtbare bzw. messbare Eigenschaften von Stoffen (SE) werden durch die Art und die Anordnung der Teilchen bedingt (TE).

Donator-Akzeptor-Prinzip:

Übergang von Elementarteilchen (z.B. Elektronen) zwischen Teilchen.

Abstraktionsniveau erhöhen:

Wort → Molekül- und Verhältnisformel → Valenzstrichformel → Strukturformel

Modellkompetenz erweitern

Modelle sollen schwer zugängliche Sachverhalte oder komplizierte Vorgänge verständlich machen, indem sie einen bestimmten Aspekt vereinfacht, vergrößert, verkleinert, ... darstellen.

Dalton → Kern-Hüllen-Modell → Energiestufenmodell → Orbitalmodell

Modelle können nicht alle Aspekte verdeutlichen (Grenzen von Modellen).

Atombau und gekürztes Periodensystem

Periodensystem der Atomsorten (TE):

Die Atomsorten sind nach steigender Protonenzahl (Ordnungszahl) geordnet. Die Protonenzahl gibt die Anzahl der Protonen (= Anzahl der Elektronen eines Atoms) an.

Die Nucleonenzahl gibt die Summe der Protonen und Neutronen im Kern an. Isotope besitzen gleiche Protonen- und Elektronenzahlen aber unterschiedliche Neutronenzahlen.

Die Hauptgruppennummer gibt die Zahl der Valenzelektronen an.

Die Periodennummer gibt die Anzahl der durch die Hauptquantenzahl charakterisierten Hauptenergiestufen an.

Energiestufenmodell der Atomhülle (TE):

Die Atomhülle ist in Energiestufen gegliedert. Die Energiestufen werden mit den Buchstaben K, L, M, ..., Q oder mit den Hauptquantenzahlen $n = 1, 2, 3, \dots, 7$ gekennzeichnet. Die Formel $2n^2$ drückt die maximale Elektronenzahl pro Energiestufe aus. Die Elektronen auf der höchsten Energiestufe werden als **Valenzelektronen** bezeichnet.

Edelgasregel (TE):

Atomarten der ersten und zweiten Periode des Periodensystems können durch Aufnahme oder Abgabe von Elektronen in ihren Atomhüllen die gleiche Anzahl und Anordnung von Elektronen wie die Edelgasatome erreichen. Man spricht von der **Edelgaskonfiguration**. Bei der Abgabe von Elektronen bilden sich Kationen, bei der Aufnahme von Elektronen bilden sich Anionen.

Im **Periodensystem der Elemente (SE)** sind Informationen über die Stoffeigenschaften der Elemente zusammengestellt. Die Spalten bezeichnet man als Gruppen (Haupt- oder Nebengruppen), die Zeilen als Perioden. Die Elemente einer Gruppe besitzen häufig ähnliche Stoffeigenschaften. Oberhalb der Diagonale von links oben nach rechts unten stehen **Nichtmetalle**, unterhalb der Diagonale **Metalle**.

Elektronenübergänge (TE)

Oxidation (Ox):

Elektronenabgabe eines Teilchens. In der Oxidationsteilgleichung stehen die Elektronen auf der rechten Seite. (z.B. $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^- \quad | \cdot 2$)

Reduktion (Red):

Elektronenaufnahme eines Teilchens. In der Reduktionsteilgleichung stehen die Elektronen auf der linken Seite. (z.B. $\text{Cl}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$)

Redoxreaktion (Redox):

Elektronenübergang zwischen Teilchen. Donator-Akzeptor-Reaktion. Die Redoxgleichung erhält man durch Addition der Teilgleichungen wobei die Anzahl der abgegebenen und der aufgenommenen Elektronen gleich sein muss.

(z.B. Synthese von Natriumchlorid: $\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$)

Oxidationsmittel (OM):

Teilchen, die Elektronen aufnehmen, Elektronenakzeptoren (z.B. Nichtmetallatome, Nichtmetallmoleküle). Sie werden selbst reduziert (z.B. zu Nichtmetallanionen). Nichtmetallanion und Nichtmetallmolekül bilden ein korrespondierendes Redoxpaar.

Reduktionsmittel (RM):

Teilchen, die Elektronen abgeben, Elektronendonatoren (z.B. Metallatome). Sie werden selbst oxidiert (z.B. zu Metallkationen). Metallatom und Metallkation bilden ein korrespondierendes Redoxpaar.

Redoxreihe:

In der Redoxreihe sind die korrespondierenden Redoxpaare nach der Stärke des Oxidationsvermögens des OM bzw. nach der Stärke des Reduktionsvermögens des RM geordnet.

Elektrolyse, endoenergetische Redoxreaktion:

In Salzschnmelzen und Salzlösungen sind die Ionen frei beweglich. Beim Anlegen einer Gleichspannung wandern die positiv geladenen Kationen zur Kathode und werden dort durch Elektronenaufnahme entladen / reduziert. Die negativ geladenen Anionen wandern zur Anode und werden dort durch Elektronenabgabe entladen / oxidiert.

Galvanische Zelle, exoenergetische Redoxreaktion:

Eine galvanische Zelle besteht aus zwei leitend miteinander verbundene Halbzellen (HZ), wobei eine HZ von einem Redoxpaar gebildet wird. In galvanischen Zellen laufen Oxidations- und Reduktionsteilreaktion in getrennten HZ, aber freiwillig ab. Chemische Energie kann in elektrische Energie umgewandelt werden. (z.B. Daniell-Element: Redoxpaare: Cu / Cu²⁺ // Zn / Zn²⁺)

Moleküle (TE)

Atombindung: Chemische Bindung, die in einem Molekül zwischen Nichtmetallatomen wirkt. Die Atombindung ist gleichbedeutend mit der Ausbildung eines gemeinsamen Elektronenpaares (bindenden Elektronenpaares) und wird daher auch als **Elektronenpaarbindung** bezeichnet.

Die Elektronen befinden sich in **Orbitalen**, die sich vereinfacht als Elektronenwolken darstellen lassen. Bei der Ausbildung einer Elektronenpaarbindung überlagern sich zwei Atomorbitale zu einem Molekülorbital. Dabei wird die **Bindungsenergie** frei.

Elektronenformeln haben als Zeichen für die in einem Atom vorhandenen Valenzelektronen Punkte, z.B. H •

Durch Striche werden bindende und nicht bindende Elektronenpaare in der **Valenzstrichformel** symbolisiert. z.B. |Cl-Cl|

In einer Einfachbindung liegt ein Bindungselektronenpaar, in einer Doppelbindung liegen zwei und in einer Dreifachbindung drei Bindungselektronenpaare vor.

Die Atome in den Molekülen erhalten durch gemeinsame Elektronenpaare **Edelgaskonfiguration** (Summe: bindende + freie Elektronenpaare = 8 Elektronen bzw. 4 Elektronenpaare). Die bindenden Elektronenpaare werden dabei beiden Atomen zugeordnet.

Bindigkeit: Anzahl der Elektronenpaarbindungen, die ein Atom in einem Molekül ausbildet.

Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA-Modell): Die Elektronenpaare ordnen sich derart um das entsprechende Atom an, dass sie den größtmöglichen Abstand besitzen. Sofern keine Mehrfachbindungen vorliegen ergibt sich eine vom Tetraeder abgeleitete Struktur.

Mehrfachbindungen werden im EPA-Modell wie Einfachbindungen behandelt. Es kommt zur Ausbildung trigonaler und linearer Strukturen.

Wird bei einer Valenzstrichformel der räumliche Bau berücksichtigt so spricht man auch von einer **Strukturformel**.

Kann die Elektronenverteilung in einem Molekül nicht eindeutig durch eine Valenzstrich- oder eine Strukturformel beschrieben werden, sind also **Elektronenpaare delokalisiert**, so spricht man von **Mesomerie**. Die Elektronenverteilung kann durch sog. **mesomere Grenzformeln** verdeutlicht werden.

Alkane:

Alkanmoleküle: Gesättigte Kohlenwasserstoffmoleküle mit der allgemeinen Molekülformel C_nH_{2n+2} (nur C-C-Einfachbindungen in den Molekülen). Man unterscheidet unverzweigte, verzweigte und ringförmige Alkanmoleküle. Moleküle mit gleicher Molekülformel aber unterschiedlicher Valenzstrichformel werden als **Konstitutionsisomere** bezeichnet. Die Benennung erfolgt nach der IUPAC-Nomenklatur.

Nomenklatur der Alkane nach IUPAC:

Längste Kette von verbundenen Kohlenstoffatomen (Hauptkette) ermitteln. Stammname des Alkans angeben.

Hauptkette durchnummerieren, mit dem C-Atom beginnend, das einer Verzweigung am nächsten steht.

Alkyl-Reste (Seitenketten) benennen, alphabetisch ordnen und dem Stammnamen voranstellen. Anzahl der gleichen Seitenketten werden durch griechische Zahlenworte (di, tri, tetra, penta, ...) vor dem jeweiligen Namen des Alkyl-Restes angegeben.

Verknüpfungsstelle zwischen Haupt- und Seitenkette wird durch arabische Zahlen angegeben.

Alkene / Alkine:

Alkenmoleküle: Ungesättigte Kohlenwasserstoffmoleküle mit mindestens einer Doppelbindung. Die allgemeine Molekülformel von Alkenmolekülen mit einer Doppelbindung lautet: C_nH_{2n}

Alkinmoleküle: Ungesättigte Kohlenwasserstoffmoleküle mit mindestens einer Dreifachbindung. Die allgemeine Molekülformel von Alkinmolekülen mit einer Dreifachbindung lautet: C_nH_{2n-2}

Nomenklatur der Alkene / Alkine:

Alkene sind durch die Endung **-en**, Alkine durch die Endung **-in** gekennzeichnet.

Die Lage der Mehrfachbindung wird durch eine arabische Zahl vor der Endung verdeutlicht.

Die Anzahl der Mehrfachbindungen durch griechische Zahlenworte vor der Endung angegeben.

Bei der Durchnummerierung der Hauptkette wird mit dem C-Atom begonnen, das näher an der ersten Mehrfachbindung liegt.

E / Z – Isomerie der Alkene:

Die Molekülteile sind nicht frei um die Doppelbindung drehbar. Die entsprechenden Reste an der Doppelbindung können entgegengesetzt (E) oder zusammen (Z) stehen.

Wechselwirkungen

Die **Elektronegativität EN** ist die Eigenschaft der Atome, Bindungselektronen zu sich heranzuziehen. Fluoratom weist die größte EN (4,0) auf. Die EN nimmt im PSE von oben nach unten und von rechts nach links ab.

Elektronenpaarbindungen zwischen gleichartigen Atomen sind **unpolar**. Atombindungen, bei der das Bindungselektronenpaar zu einem der beiden gebundenen Atome hin verschoben ist

sind **polar**. Die an der polaren Atombindung beteiligten Atome tragen **Partiellladungen** (δ^+ und δ^-). Die Atombindung ist umso polarer, je größer die Elektronegativitätsdifferenz ΔEN der beiden Atome ist.

Dipolmolekül:

Ein Molekül ist dann polar, wenn unterschiedliche Atomsorten am Aufbau des Moleküls beteiligt sind und aufgrund eines asymmetrischen Molekülbaus die Schwerpunkte der positiven und negativen Partiellladungen nicht zusammenfallen. Der entsprechende Stoff ist hydrophil / lipophob. z.B. Wassermolekül ist polar (TE) und Wasser ist hydrophil / lipophob (SE)

Van-der-Waals-Wechselwirkungen (v.d.W.-WeWi):

London-Dispersions-WeWi (LD-WeWi) wirken zwischen Atomen und unpolaren Molekülen, die auf spontanen oder induzierten Dipolen beruhen. Sie sind umso größer, je größer das Volumen der Teilchen ist (TE). Der entsprechende Stoff ist hydrophob / lipophil (SE). z.B. Heptan
Dipol-Dipol-WeWi (DD-WeWi) wirken zwischen polaren Molekülen (TE). Der entsprechenden Stoff ist hydrophil / lipophob (SE). z.B. Traubenzucker

Wasserstoffbrücken (H-Brücken) sind sehr starke zwischenmolekulare WeWi zwischen den stark positiv teilgeladenen Wasserstoffatomen eines Moleküls und den nichtbindenden Elektronenpaaren von O-, N- und F-Atomen anderer Moleküle.

Wasser:

Sehr starken WeWi (H-Brücken) zwischen den Wassermolekülen (TE)

→ 1. viel Energie erforderlich, um diese zu überwinden

→ hohe Schmelz- und Siedetemperatur des Stoffes Wasser (SE)

→ 2. starke WeWi fehlen an der Grenzfläche Wasser-Luft

→ Teilchen werden ins Innere gezogen (TE)

→ hohe Oberflächenspannung des Stoffes Wasser (SE)

→ 3. geordneter, wabenförmiger Aufbau mit Hohlräumen (TE) im Eis

→ Dichteanomalie: Dichte von Eis geringer als von flüssigem Wasser (größte Dichte bei 4°C) (SE)

Lösungsvorgang:

Beim Lösen eines Salzes im Lösungsmittel Wasser (SE) umhüllen die Wassermoleküle die Ionen unter Ausbildung einer Hydrathülle. Zwischen den Teilchen wirken Ionen-Dipol-WeWi (TE). Die Summe aus der aufgewendeten Gitterenergie und der frei werdenden Hydratationsenergie wird als Lösungsenergie bezeichnet.

Hydrophile / lipophobe Stoffe z.B. Traubenzucker lösen sich gut im Lösungsmittel Wasser (SE). Ihre Teilchen sind polar gebaut, zwischen ihnen und den Wassermolekülen können starke WeWi ausgebildet werden (TE).

Lipophile / hydrophobe Stoffe z.B. Heptan mischen sich gut mit fettähnlichen Stoffen wie Olivenöl (SE). Ihre Teilchen sind unpolar gebaut, zwischen ihnen wirken nur schwache LD-WeWi (TE).

Amphiphile Stoffe z.B. Ethanol mischen sich gut mit Wasser und Heptan (SE). Ihre Teilchen weisen einen polaren und einen unpolaren Molekülteil auf und können mit polaren Molekülen starke H-Brücken und mit unpolaren Molekülen schwache LD-WeWi ausbilden (TE).

Alkohole:

Die ersten Glieder der homologen Reihe der Alkanole sind: Methanol, Ethanol, Propanol, ...
 Dem Namen des entsprechenden Alkans wird die Endung –ol angehängt.
 Nachweisreagenz: Cerammoniumlösung (SE)

Die funktionelle Gruppe der Alkoholmoleküle ist die polar gebaute Hydroxygruppe (OH-Gruppe). Die allgemeinen Molekülformel für Alkanolmoleküle mit einer OH-Gruppe lautet: $C_nH_{2n+1}OH$ (TE).

Konstitutionsisomerie der Alkanole:

Die Hydroxygruppe kann in der homologen Reihe ab Propanol an unterschiedliche Kohlenstoffatome gebunden sein. Die Stellung der OH-Gruppe wird durch eine arabische Ziffer vor der Endung –ol angegeben. Man unterscheidet primäre, sekundäre und tertiäre Alkoholmoleküle (TE).

Bei primären Alkoholmolekülen befindet sich die Hydroxygruppe an einem C-Atom mit zwei (nur beim Methanolmolekül mit drei) Wasserstoffatomen, bei sekundären an einem C-Atom mit einem und bei tertiären an einem C-Atom ohne Wasserstoffatom (TE).

Dirole, Triole, Polyole: Diolmoleküle enthalten zwei, Triolmoleküle drei und Polyolmoleküle mehrere Hydroxygruppen im Molekül, wobei jeweils nur eine Hydroxygruppe an einem C-Atom gebunden ist.

Zusammenhang: Molekülstruktur - Physikalische Eigenschaften der Alkanole:

Alkanolmoleküle besitzen einen unpolaren Kohlenwasserstoffrest, der nur LD-WeWi zu anderen Molekülen ausbilden kann und eine polare Hydroxygruppe, die H-Brücken zu anderen Molekülen ausbilden kann. Je größer der unpolare Kohlenwasserstoffrest ist, desto weniger polar ist das entsprechende Alkanolmolekül (TE).

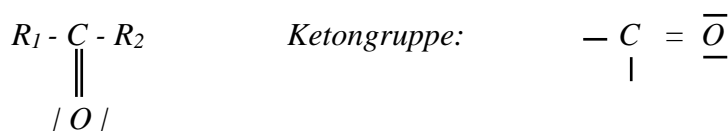
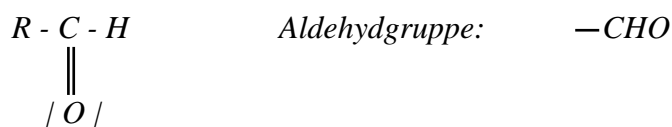
Siede- und Schmelztemperaturen der Alkanole liegen entsprechend höher als die, vergleichbarer Alkane (SE), da mehr Energie erforderlich um die WeWi zu überwinden (TE). Je unpolarer die Alkanolmoleküle desto schlechter lässt sich der entsprechende Alkohol mit Wasser mischen und umso besser mischbar ist dieser mit lipophilen / hydrophoben Stoffen (SE).

Aldehyde / Ketone:

Die ersten Glieder der homologen Reihe der Alkanale sind: Methanal, Ethanal, Propanal, ...
 Dem Namen des entsprechenden Alkans wird die Endung –al angehängt (SE).

Die ersten Glieder der homologen Reihe der Alkanone sind: Propanon, Butanon, Pentanon, ...
 Dem Namen des entsprechenden Alkans wird die Endung –on angehängt (SE).

Die funktionelle Gruppe der Moleküle ist die Carbonylgruppe: Das Carbonylkohlenstoffatom ist an ein Sauerstoffatom mit einer Doppelbindung gebunden. Die Carbonylgruppe der Aldehydmoleküle steht endständig, die Stellung bei den Ketonmolekülen wird durch arabische Ziffern angegeben (TE).



Zsh.: Molekülstruktur - Physikalische Eigenschaften von Alkanalen / Alkanonen:

Alkanalmoleküle besitzen einen (Alkanonmoleküle zwei) unpolaren Kohlenwasserstoffrest, der nur LD-WeWi zu anderen Molekülen ausbilden kann und eine polare Carbonylgruppe, die DD-Wechselwirkungen zu anderen Molekülen ausbilden kann. Je größer der unpolare Kohlenwasserstoffrest ist, desto weniger polar ist das entsprechende Alkanal- bzw. Alkanonmolekül (TE).

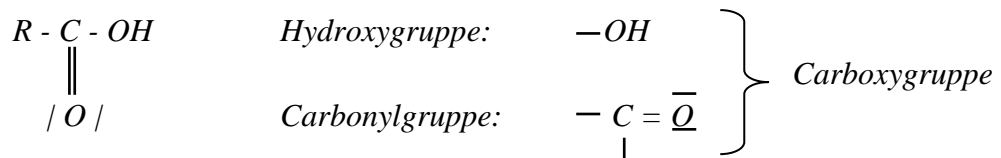
Siede- und Schmelztemperaturen der Alkanale und Alkanone liegen entsprechend höher, als die vergleichbarer Alkane. Sie liegen niedriger, als die entsprechender Alkohole (SE).

Je unpolarer die Carbonylmoleküle desto schlechter lassen sich die entsprechenden Stoffe mit Wasser mischen und umso besser mischbar sind diese mit lipophilen / hydrophoben Stoffen (SE).

Carbonsäuren:

Die ersten Glieder der homologen Reihe der Alkansäuren sind: Methan-, Ethan-, Propansäure, Dem Namen des entsprechenden Alkans wird die Endung –säure angehängt (SE).

Die funktionelle Gruppe der Moleküle ist die Carboxy- bzw. Carbonsäuregruppe: Am Carbonylkohlenstoffatom ist noch eine Hydroxygruppe gebunden (TE).



Zusammenhang: Molekülstruktur - Physikalische Eigenschaften von Carbonsäuren

Alkansäuremoleküle besitzen einen unpolaren Kohlenwasserstoffrest, der nur LD-WeWi zu anderen Molekülen ausbilden kann und eine polare Carboxygruppe, die DD-WeWi und H-Brücken zu anderen Molekülen ausbilden kann. Je größer der unpolare Kohlenwasserstoffrest ist, desto weniger polar ist das entsprechende Carbonsäuremolekül (TE).

Siede- und Schmelztemperaturen der Alkansäuren liegen entsprechend höher als die vergleichbarer Alkane (SE), da mehr Energie erforderlich um die WeWi zu überwinden (TE). Zwischen den Carboxylgruppen von Carbonsäuremoleküle bilden sich H-Brücken aus, so dass Doppelmoleküle entstehen, die nach außen unpolar sind (TE). Alle Alkansäuren lösen sich gut in hydrophilen / lipophoben Lösungsmitteln (SE).