

Flammenfärbung

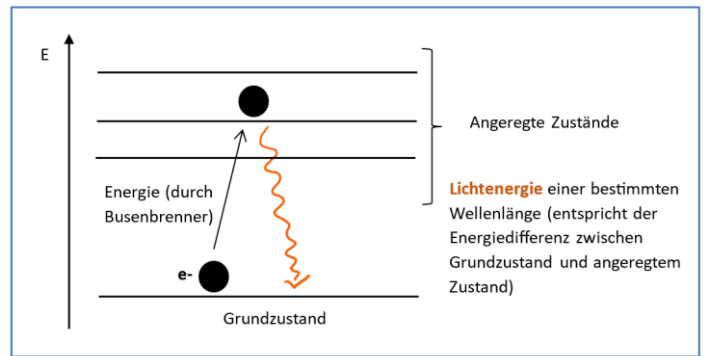


Natrium

(Søren Wedel Nielsen, CC BY-SA 3.0, Wikimedia Commons)

Jedes Metall-Atom zeigt eine ganz charakteristische Flammenfärbung.

Das Energiestufenmodell erklärt die Flammenfärbung:



Ionisierung und Ionenladungszahl

Ionisierung: Durch Abspaltung eines Elektrons von einem Atom bildet sich ein Ion.

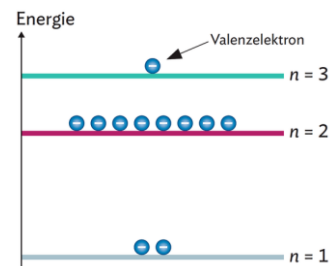
Ionisierungsenergie: Die zur Abspaltung benötigte Energie in [eV]. (Je mehr Elektronen abgetrennt werden, desto mehr steigt Anziehungskraft des Kerns auf die verbleibenden Elektronen → die Ionisierungsenergie steigt)

Ionenladungszahl: Gibt an, wie viele Elektronen das Ion mehr (Anion) oder weniger (Kation) besitzt als das entsprechende ungeladene Atom.

z.B. Mg^{2+} -Kation: 2 Elektronen weniger als das Mg-Atom,
 Cl^- -Anion: 1 Elektron mehr als das Cl-Atom

Energiestufenmodell und Elektronenkonfiguration

z.B. Natrium: $1^2 2^8 3^1$

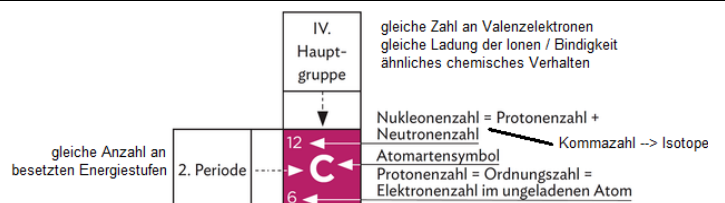


Valenzelektronen: Elektronen der höchsten besetzten Energiestufe

Maximale Elektronenzahl pro Energiestufe: $2n^2$

Besetzung von der untersten / energiearmen / kernnächsten Energiestufe nach oben; Kernanziehung sinkt

Informationen aus dem Periodensystem



Periode	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H Wasserstoff 1							He Helium 2
2	Li Lithium 3	Be Beryllium 4	B Bor 5	C Kohlenstoff 6	N Stickstoff 7	O Sauerstoff 8	F Fluor 9	Ne Neon 10
3	Na Natrium 11	Mg Magnesium 12	Al Aluminium 13	Si Silicium 14	P Phosphor 15	S Schwefel 16	Cl Chlor 17	Ar Argon 18

Isotop = Atome des gleichen Elements mit gleicher Protonenzahl, aber unterschiedlicher Neutronenzahl



Edelgaskonfiguration und Ionenladung

Edelgase besitzen eine voll besetzte höchste Energiestufe
(He: 2, Rest: 8 Elektronen „**Oktett**“)
Dieser Zustand ist besonders stabil

Durch Elektronenaufnahme, bzw. Elektronenabgabe bilden
die Atome anderer Elemente Ionen mit
Edelgaskonfiguration

- z.B. Na bildet Na^+ ; Al bildet Al^{3+} und O bildet O^{2-} Ionen
- Edelgaskonfiguration wird auch durch das Eingehen von Atombindungen erreicht

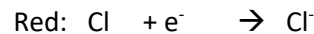
Redoxreaktionen

Donator-Akzeptor-Reaktion

Ein **Elektronendonator** (Reduktionsmittel, z.B. ein Metall-Atom) gibt Elektronen ab und wird **oxidiert**.



Ein **Elektronenakzeptor** (Oxidationsmittel, z.B. ein Nichtmetall-Atom) nimmt Elektronen auf und wird **reduziert**.



Erstellen einer Redoxgleichung

z.B. Bildung von NaCl aus den Elementen

1. Ermittlung der Edukte und Produkte (Ionen einzeln!)
 $\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl: Na}^+ + \text{Cl}^-$
2. Teilgleichungen erstellen:
Red: Elektronenaufnahme, Ox: Elektronenabgabe
Beachten des HONClBrIF!
Reduktion: $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-$
Oxidation: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$
3. Ausgleich auf gleich viele Elektronen (hier: Ox • 2)
Redox: $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{Na}^+ + 2 \text{Cl}^-$

Elektrolyse

- Erzwungene Redoxreaktion, endotherm
- Mithilfe von elektrischer Energie wird eine Verbindung in ihre Elemente zerlegt.
- **Durchführung:** In eine Salzlösung / Salzschnmelze werden Elektroden getaucht und eine Gleichspannung angelegt.
- Am Minuspol: Red: Metallkationen + $\text{e}^- \rightarrow$ Metallatome
Am Pluspol: Ox: Nmetallanionen \rightarrow Nmetallatome + e^-

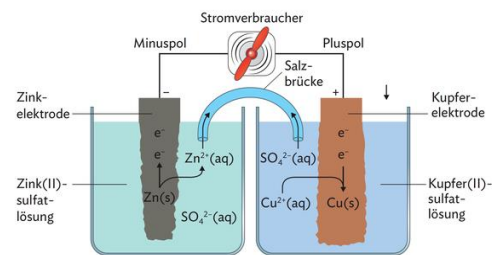
Salzbildung

- Freiwillige Redoxreaktion, exotherm
- Metall- und Nichtmetallelemente reagieren zur Verbindung, einem Salz:
Metallatome geben Valenzelektronen ab → Kationen
Nichtmetallatome nehmen Elektronen auf → Anionen
Die Ionen haben Edelgaskonfiguration
- Die Triebkraft der Salzbildung ist die Gitterenergie, die frei wird, wenn sich die Ionen zum Gitter anordnen.

Elektrochemische Stromerzeugung

Durch räumliche Trennung von Oxidation und Reduktion wird die chemische Energie freiwillig ablaufender Redox-Reaktionen in elektrische Energie umgewandelt.

z.B. Daniell-Element aus Cu- und Zn-Halbzellen



Batterie: nicht wiederaufladbar

Akkumulator (Akku): Wiederaufladbar

Redoxreihe der Metalle

Unedle Metalle geben leicht Elektronen ab → reaktiv
Edle Metalle geben schwerer Elektronen ab, Ionen nehmen erleichtert Elektronen auf

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⁺

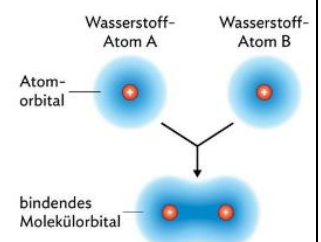
Redoxreaktion verläuft freiwillig, wenn Metallatom mit Metallion reagiert, das in der Redoxreihe rechts von ihm steht.

Entstehung einer Elektronenpaarbindung

Orbitale sind Elektronenwolken, in denen sich die Elektronen mit hoher Wahrscheinlichkeit (99%) aufhalten. Zwei Atomorbitale mit je 1 Elektron überlappen und bilden ein Molekülorbital.

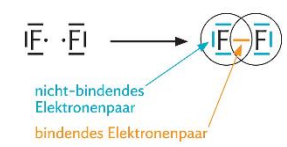
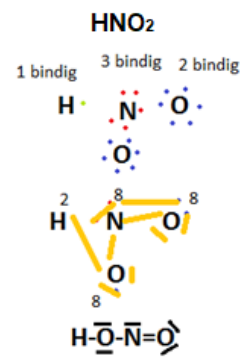
Elektronenpaarbindung: Hohe Wahrscheinlichkeit, die Bindungselektronen zwischen den beiden Atomkernen anzutreffen

Da Molekülorbitale energetisch niedriger als Atomorbitale liegen, wird **Bindungsenergie** freigesetzt.



Erstellen von Valenzstrichformeln

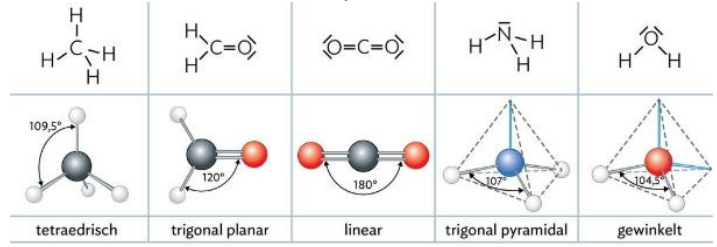
1. Anzeichnen der Elementsymbole mit Valenzelektronen als Punkte. Vielbindigstes Atom mittig, einbindige Atome randständig.
2. Verbinden der Valenzelektronen zum Elektronenpaar, sodass jedes Atom Edelgaskonfiguration erreicht. Mehrfachbindungen sind möglich.
3. ! Keine 3er oder 4er Ringe bilden!
4. „Schönes“ Zeichnen 8 Valenzelektronen



Der räumliche Bau von Molekülen nach dem EPA-Modell

EPA = Elektronenpaarabstoßungsmodell

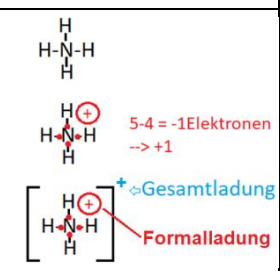
- Anordnung der Partner (Atome und nicht-bindende Elektronenpaare) mit größtmöglichen Abstand um das Zentralatom.
- Mehrfachbindungen wie Einfachbindungen behandelt
- Nicht-bindende Elektronenpaare haben etwas mehr Raumbedarf → Grundkörper wird verzerrt.



Molekül-Ionen und Formalladung

z.B. **Ammonium-Ion: NH₄⁺**

- Aufstellen der Molekülformel, sodass alle Atome Edelgaskonfiguration haben
- Ermitteln der direkt am Atom befindlichen Elektronen: hier: am N sind 4 Elektronen
- Vergleich der zugeteilten Elektronen mit der Valenzelektronenzahl: 5 (VE) – 4 = +1 (Formalladung +)
- Gesamtladung = Summe aller Formalladungen des Moleküls
- Moleküle mit Formalladungen: O₃, CO, H₃O⁺, OH⁻, ...

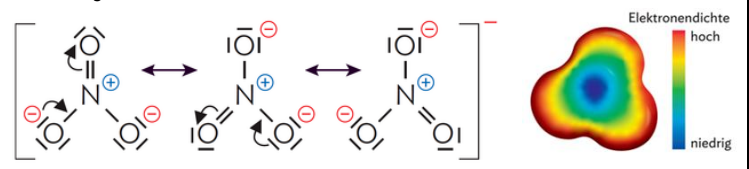


Mesomerie

Mesomerie: Die tatsächliche Elektronenverteilung kann nicht nur durch eine Valenzstrichformel dargestellt werden. Mehrere **mesomere Grenzformeln** sind möglich. Die reale Struktur liegt dazwischen.

- Die e⁻ sind über das Molekülorbital **delokalisiert**
- Je mehr mesomere Grenzformeln, desto stabiler

z.B. NO₃⁻



Nomenklatur der Kohlenwasserstoffe

C_nH_{2n+2} : **Alkane**: nur Einfachbindung

C_nH_{2n} : **Alkene**: mit Doppelbindung

C_nH_{2n-2} : **Alkine**: mit Dreifachbindung

Hauptkette: längste durchgehende Kette (evtl. ums Eck)

→ Stammname entsprechend Anzahl C-Atome

Nummerierung der Hauptkette

→ Beginnt mit C-Atom, das einer Doppelbindung / Dreifachbindung / Verzweigung am nächsten steht

Name der Seitenketten vor dem Stammnamen

→ Benennung nach Anzahl C-Atome: z.B. Methyl, Ethyl,

→ Alphabetische Ordnung der Seitenketten

→ Position als Nummer voranstellen (2-Methylbutan)

→ Gleiche Seitenketten werden mit der Vorsilbe di, tri, ... zusammengefasst (z.B. 2,3-Dimethylbutan)

• Doppelbindung: Positionsnr. + ~en: z.B. Hex-1-en

• Dreifachbindung: Positionsnr. + ~in: z.B. Hexa-1,3-diin

Formelschreibweisen der Alkane

z.B. Butan

a) Kugelmotivmodell

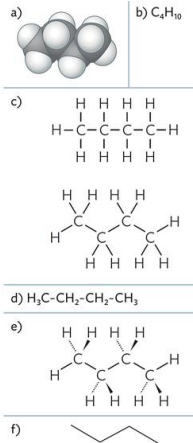
b) Summenformel / Molekülformel

c) Valenzstrichformel

d) Halbstrukturformel

e) Keilstrichformel

f) Skelettformel



Isomerien: Konstitutionsisomerie E/Z-Isomerie

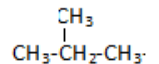
Isomere haben die gleiche Molekülformel, sind aber unterschiedlich aufgebaut

Konstitutionsisomerie = Gerüstisomerie:

Die Atome der Isomere sind anders miteinander verknüpft.

z.B. C_4H_{10} : n-Butan: $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$

2-Methylpropan

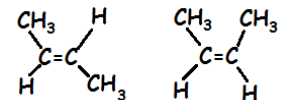


E/Z-Isomerie:

Andere Anordnung der Substituenten an einer Doppelbindung

E: Substituenten an Db **entgegen**

Z: Substituenten an Db **zusammen**



(E)-But-2-en (Z)-But-2-en

Elektronegativität Bindungspolarität und Molekulpolarität

Elektronegativität (EN) = Maß eines Atoms,

Bindungselektronen zu sich zu ziehen (laut PSE: F max)

Bindungspolarität:

Abhängig von der EN-Differenz der Atome einer

Elektronenpaarbindung, kann diese polar oder unpolar sein:

$\Delta EN \leq 0,4$ → unpolare Elektronenpaarbindung

$\Delta EN > 0,4$ → polare Elektronenpaarbindung

Molekulpolarität:

Ein Molekül mit polaren Elektronenpaar-

bindungen ist ein Dipol (polares Molekül),

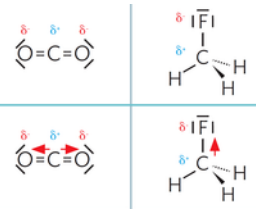
wenn die Ladungsschwerpunkte

unsymmetrisch verteilt sind.



Bestimmung der Polarität eines Moleküls (Dipol oder nicht)

1. Einzeichnen des Moleküls in Valenzstrichschreibweise
2. Ermitteln der Bindungspolarität für jede Bindung:
 $\Delta EN \leq 0,4$ unpolar; $\Delta EN > 0,4$ polar
 Alle unpolar \rightarrow kein Dipol; bei mind. 1 polar \rightarrow weiter bei 3
3. Zeichnen des Moleküls nach EPA-Modell
4. Einzeichnen der Partialladungen
5. Ermitteln der Ladungsschwerpunkte
 Ladungsschwerpunkte an einem Ort \rightarrow kein Dipol
 - Ladungsschwerpunkte an versch. Orten \rightarrow Dipol



Zwischenmolekulare Wechselwirkungen

London-Dispersions-Wechselwirkungen

- Wirken zwischen allen Teilchen
- Anziehung zwischen temporären Dipolen
- Nehmen mit Molarer Masse / Oberfläche zu

Dipol-Dipol-Wechselwirkungen

- Wirken nur zwischen Dipolen
- Anziehung zwischen permanenten Dipolen

Van-der-Waals-Wechselwirkungen

Wasserstoffbrücken

- Wirken nur bei Molekülen mit NH-, OH-, FH-Bindung
 Anziehung zwischen stark + polarisiertem H-Atom und freiem e⁻-Paar eines stark – polarisierten N/O/F-Atoms

Der besondere Stoff Wasser

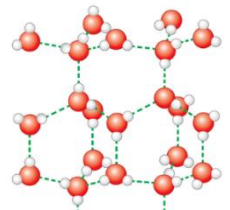
Das Wasser-Molekül ist ein Dipol-Molekül. Zwischen den Molekülen wirken besonders starke Wasserstoffbrücken

Oberflächenspannung:

Starke Anziehung der Moleküle bildet eine belastbare Haut

Dichteanomalie:

Wasser hat bei 4°C seine höchste Dichte
 Eis hat eine niedrige Dichte:
 Molekülgitter mit Hohlräumen
 \rightarrow Eis schwimmt auf Wasser



Hohe Siedetemperatur: (100°C)

Im Vergleich zu anderen H-Verbindungen

Alkohole, Aldehyde, Ketone und Carbonsäuren

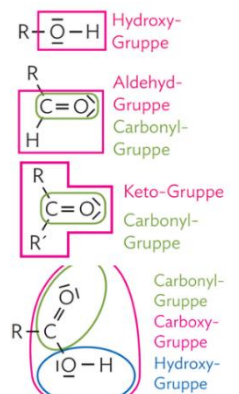
Am Alkan-Grundgerüst befinden sich polare funktionelle Gruppen. Diese bestimmen die Eigenschaften der Stoffe.

Alkohol (Alkanol)

Aldehyd (Alkanal)

Keton (Alkanon)

Carbonsäure (Alkansäure)

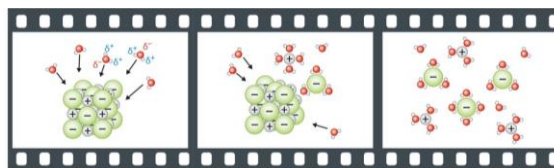


Abhängigkeit der Stoffeigenschaften von der Molekülstruktur

Schmelz- und Siedetemperatur	Starke WW	hohe Schmelz- und Siedetemperatur
	Schwache WW	niedrige Schmelz- und Siedetemperatur
Viskosität	Starke WW	hohe Viskosität, dickflüssig
	Schwache WW	niedrige Viskosität, dünnflüssig
Löslichkeit „Ähnliches löst sich in Ähnlichem“	polare Moleküle	Hydrophile Stoffe, lösen sich gut in Wasser
	Unpolare Moleküle	Lipophile Stoffe, lösen sich gut in Kohlenwasserstoffen, Fetten und Ölen
	Moleküle mit polaren / unpolaren Teilen	Amphiphil: Mit beiden Lösemitteltypen mischbar

Löslichkeit von Salzen

Durch **Ionen-Dipol-Wechselwirkungen** bildet sich eine **Hydrathülle** um die Einzelionen.



Aufzuwendende Energie: Gitterenergie $\Delta_G E$

Freiwerdende Energie: Hydratationsenergie $\Delta_H E$

Exothermes Lösen: $\Delta_G E < \Delta_H E$

Endothermes Lösen: $\Delta_G E > \Delta_H E$

Unlöslich: $\Delta_G E \gg \Delta_H E$

Erdöl und Erdölprodukte

Zusammensetzung: Gemisch aus langkettigen Alkanen / Alkenen / Kohlenwasserstoffen, getrennt durch fraktionierte Destillation

Verwendung: zum Heizen / Tanken / Schmiermittel, als Rohstoff für Kunststoffe (PP, PE), Medikamente, Farbstoffe

Problematik: Endlicher fossiler Rohstoff, Brennbarkeit und Umweltgefährdung als Gefahr bei Förderung und Transport

Lösungsansätze: Regenerative Rohstoffe: Bioethanol, nachwachsende Kunststoffe

Erklärung zum Copyright:

Wenn nicht anders angegeben, sind alle Abbildungen der aktuellen Ausgabe des Schulbuchs *Chemie 9ntg*, *Gymnasium Bayern* des C.C.Buchner Verlags entnommen.