

Grundwissen Chemie 9. Jahrgangsstufe

1. Atombau und gekürztes PSE

1.1 Kern-Hülle-Modell (vgl. GW 8 NTG)

1.2 Energiestufenmodell der Atomhülle:

Die Elektronen der Atomhülle lassen sich zu Gruppen zusammenfassen und den verschiedenen Energiestufen zuordnen. Die Elektronen in den verschiedenen Energiestufen besitzen unterschiedlich viel Energie.

Elektronen in höheren energetischen Zuständen sind weiter vom Kern entfernt.

Jede Energiestufe kann maximal mit $2n^2$ Elektronen besetzt werden (n = Hauptquantenzahl).

- **Ionisierungsenergie:**

Energie, die zur Abtrennung eines Elektrons aus einem Atom bzw. Atom-Ion benötigt wird.

- **Valenzelektronen (Außenelektronen):**

Elektronen auf der höchsten Energiestufe eines Atoms; Bsp.: Li-Atom: Ein Valenzelektron

- **Edelgasregel:**

Edelgasatome besitzen alle eine voll besetzte Valenzstufe:

*1. Periode: maximal zwei Valenzelektronen (Duplett))

*Alle folgenden Perioden: acht Valenzelektronen (Oktett)

Teilchen mit dieser Edelgaskonfiguration sind stabil und wenig reaktiv

1.3 Die Ordnung der Elemente im gekürzten PSE

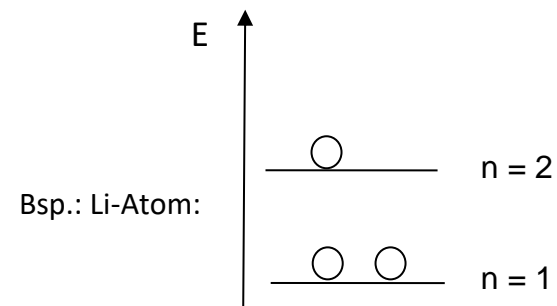
Die Elemente sind nach steigender Protonenzahl ihrer Atome (Ordnungszahl) geordnet.

- **Periode:** waagerechte Zeile

Periodennummer \triangleq Anzahl der mit Elektronen besetzten Energiestufen im Atom

- **(Haupt-)Gruppe:** senkrechte Spalte

Gruppennummer (I – VIII) \triangleq Zahl der Valenzelektronen im Atom



- **Einteilung der Elemente in Gruppen:**

Die Atome aller Elemente einer Hauptgruppe besitzen die gleiche Anzahl an Valenzelektronen (TE); die Elemente (SE) zeigen daher auch ein ähnliches chemisches Verhalten („Elementfamilie“).

I	Alkalimetalle
II	Erdalkalimetalle
III	
IV	Kohlenstoffgruppe
V	
VI	
VII	Halogene
VIII	Edelgase

Diagonale im PSE („BAAt-Line“):

links der Diagonale: Metalle

auf der Diagonale: Halbmetalle

rechts der Diagonale: Nichtmetalle

1.4. Periodische Eigenschaften

- **Atomradius:**

*Abnahme links nach rechts

*Zunahme von oben nach unten

- **Ionisierungsenergie:**

*Zunahme von links nach rechts => Tendenz zur Elektronenaufnahme steigt

*Abnahme von oben nach unten => Tendenz zur Elektronenabgabe steigt

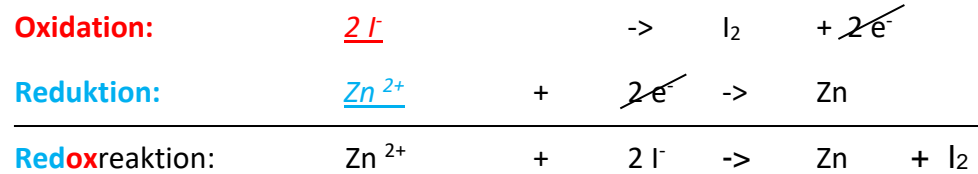
2. Donator-Akzeptor-Reaktion: Redoxreaktion

Oxidation: Elektronenabgabe (Teilchen: Reduktionsmittel/ Elektronen-Donator)

Reduktion: Elektronenaufnahme (Teilchen: Oxidationsmittel/ Elektronen-Akzeptor)

Redoxreaktion: Kopplung von Oxidation und Reduktion, d.h. Elektronenübertragungsreaktion

Beispiel: ZnI₂-Elektrolyse



Aufstellen von Redoxreaktionen

- Teilgleichungen für Oxidation und Reduktion aufstellen
- Anzahl der abgegebenen und aufgenommenen Elektronen jeweils einfügen
Falls nötig: Multiplikation der Koeffizienten der entsprechenden Teilgleichungen gemäß kgV
=> Elektronenzahl abgegeben = Elektronenzahl aufgenommen
- Formulieren der Gesamtreaktion durch Zusammenfassen der Edukt- und Produktseite

Anwendung auf:

***Salzbildung:** Metall und Nichtmetall reagieren zu salzartigem Stoff – exotherm - freiwillig ablaufend

***Elektrolyse:** Salzartiger Stoff (Schmelze oder wässrige Lösung) reagiert zu Metall und Nichtmetall – endotherm - „erzwungene“ Reaktion

***Reaktionen in Batterien und Akkus**

3. Molekulare Verbindungen

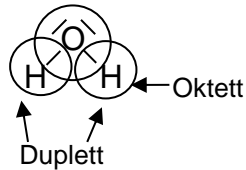
3.1 Elektronenpaarbindung und räumlicher Bau von Teilchen

- **Orbitalmodell:** Orbitale geben den Raum an, in dem sich die Elektronen mit 99%iger Wahrscheinlichkeit aufhalten. Durch Verschmelzung von Atomorbitalen (mit einem Elektron besetzt) entstehen Molekülorbitale, die mit zwei Elektronen besetzt sind. Es resultiert eine **Elektronenpaarbindung (Synonyme: Kovalente Bindung/ Atombindung)**

- **Valenzstrichformeln** erstellen:

Edelgasregel für alle Atome beachten

z.B.:



- Grundaussagen des **EPA-Modells (Elektronen-Paar-Abstoßungs-Modell)**:

1. Elektronenpaare stoßen sich gegenseitig ab
2. Elektronenpaare ordnen sich möglichst großer Entfernung voneinander an
3. Doppelbindung wird hier als Einzelbindung betrachtet

- **Räumliche Anordnung von Atomen in Teilchen**

*linear ($\approx 180^\circ$)

*gewinkelt ($\approx 105^\circ/120^\circ$)

*pyramidal ($\approx 107^\circ$)

*tetraedrisch ($\approx 109,5^\circ$)

*trigonal-planar ($\approx 120^\circ$)

- **Elektronegativität (EN):**

Maß für die Fähigkeit eines Atoms, die Elektronen einer Elektronenpaarbindung an sich zu ziehen

Elektronegativstes Atom: $EN_{(\text{Fluor})} = 4$

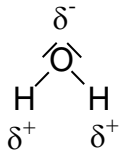
Zunahme: *innerhalb einer Gruppe nach oben

*innerhalb einer Periode nach rechts

3.2 Bindungs- und Molekölolarität

- **Unpolare Elektronenpaarbindung:** $\Delta EN 0 - 0,4$
- **Polare Elektronenpaarbindung:** $\Delta EN > 0,4 - \text{ca. } 1,8$
Die bindenden Elektronen werden vom elektronegativeren Atom angezogen; es resultieren Teil-/Partialladungen (Angabe mit δ^+ und δ^-)

Dipol-Molekül: Molekül mit polaren Atombindungen **und** einer Molekülgeometrie, bei der die Ladungsschwerpunkte nicht zusammenfallen
z.B.



- **Ionenbindung:** $\Delta EN > \text{ca. } 1,8$
Es liegt keine Elektronenpaarbindung mehr vor. Durch Zuordnung der bindenden Elektronenpaare resultieren Ionen.

3.3. Kohlenwasserstoffe

3.3.1. Alkane, Alkene, Alkine

- **Homologe Reihe der Alkane** (vgl. GW 8 NTG)
- **Alkane:**
 - *Nur C-C-Einfachbindungen
 - *Endung „-an“
 - *Allgemein (linear): C_nH_{2n+2}
- **Alkene:**
 - Mindestens eine C-C-Doppelbindung
 - *Endung „-en“
 - *Allgemein (linear, eine Doppelbindung): C_nH_{2n}
- **Alkine:**
 - *Mindestens eine C-C-Dreifachbindung
 - *Endung „-in“
 - *Allgemein (linear, eine Dreifachbindung): C_nH_{2n-2}

3.3.2 Isomerie

Isomere sind Verbindungen mit identischer Molekülformel, aber verschiedenem Molekülbau (TE); es resultieren unterschiedliche Eigenschaften auf Stoffebene (SE).

- **Konstitutionsisomerie**
Die Atome im Molekül sind unterschiedlich verknüpft.
- **E-/Z-Isomerie**
Durch die C-C-Doppelbindung resultiert eine fehlende Drehbarkeit um die Bindung, so dass sich Atome in einem Molekül daran räumlich unterschiedlich anordnen können.

3.3.3 IUPAC-Nomenklatur I der Kohlenwasserstoffe

- a) Der **Stamname** des Moleküls bzw. die **Hauptkette**: längste unverzweigte Kette von Kohlenstoffatomen
 ⇒ Identische Längen: Die Hauptkette enthält die meisten Seitenketten (infolge von Verzweigungen des C-C-„Gerüsts“)
- b) **Seitenketten**: *Benannt nach der Anzahl an darin enthaltenen Kohlenstoffatome aber mit der Endung „-yl“ statt „-an“ (vgl. „Homologe Reihe der Alkane“)
 Bsp.: R - **CH₃**: Methyl-Rest R - **CH₂-CH₃**: Ethyl-Rest
- c) **Nummerierung der Hauptkette**: Kohlenstoffatome mit Seitenketten erhalten kleinstmögliche Zahl
 ⇒ mehrere Möglichkeiten: Alkylgruppe mit dem alphabetisch vorrangigen Anfangsbuchstaben erhält die kleinere Zahl
- d) Vollständige Benennung:
 *Mehrere identische Alkylreste werden durch vorangestellte Zahlwörter zusammengefasst: di-, tri-, tetra- usw.
 *Bei verschiedenen Alkyl-Resten erfolgt alphabetische Ordnung (Zahlwörter hier nicht berücksichtigen)
 *Lage der Seitenketten angeben durch Nummer der Kohlenstoffatome der Hauptkette, an dem sie sich befinden
 *Seitenkette mit Positionsnummer wird dem Stammnamen vorangesetzt (z.B. 3-Methylpentan)

Beachte:

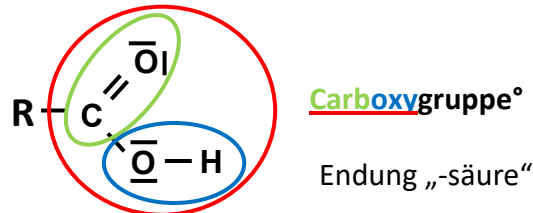
- *Nur der erste Buchstabe des Namens wird großgeschrieben
- *Zahlen und Buchstaben werden stets durch „-“ getrennt, Buchstaben nie

3.3.4 Sauerstoffhaltige Kohlenwasserstoffe: Funktionelle Gruppen° und Verbindungsklassen*

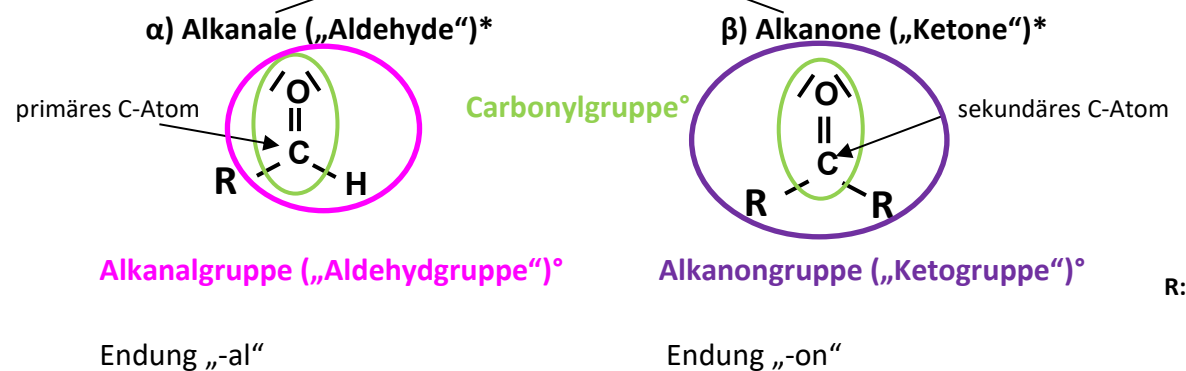
- a) Alkanole („Alkohole“)*



- c) Alkansäuren („Carbonsäuren“)*



- b) Carbonylverbindungen*

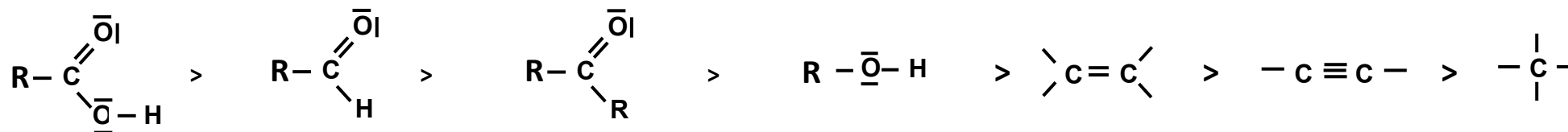


R: Alkylrest

3.3.5 IUPAC-Nomenklatur II

Die Prioritätenliste legt die **Endung des Molekülnamens** und die **Nummerierung** der (längsten) Kette aus Kohlenstoff-Atomen fest.

Prioritätenliste der funktionellen Gruppen:



MERKE: „-ol“ NICHT gleichzeitig mit „-al“, „-on“ (Carbonylverbindungen) und „-ol“, „-al“ und „-on“ NICHT gleichzeitig mit „-säure“ (Alkansäuren)

Präfix	„Hydroxy-“	statt	„-ol“
	„Formyl-“	statt	„-al“
	„Oxo-“	statt	„-on“

4. Wechselwirkungen zwischen Teilchen: Zwischenmolekulare ($\hat{=}$ intermolekulare) Kräfte:

- Zunahme der Stärke ↓
- **London-Dispersions-Wechselwirkungen**
Kräfte zwischen unpolaren Molekülen; nehmen mit der Molekülmasse und Moleküloberfläche zu
 - **Dipol-Dipol-Wechselwirkungen**
Kräfte zwischen polaren Molekülen (permanente Dipole)
 - **Wasserstoffbrücken**
Kräfte zwischen einem stark positiv polarisierten **H-Atom** und dem/den **freien Elektronenpaar(en) (EP)** des stark negativ polarisierten **F-, O- oder N-Atoms** eines weiteren Moleküls

Art und Größe der zwischenmolekularen Wechselwirkungen (TE) beeinflussen die Stoffeigenschaften (SE) Schmelz- und Siedetemperatur sowie Löslichkeit und Viskosität („Zähflüssigkeit“).

Bsp. Wasser: a) Dichteanomalie (maximale Dichte bei 4°C) b) sehr hohe Oberflächenspannung c) sehr hohe Siedetemperatur (100°C)