



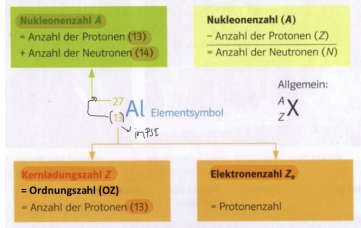
V1.1.20250705

Inhaltsverzeichnis

1	Aufbau der Stoffe	2			
1.1	PSE - Periodensystem	2			
1.2	Stoffe	2	4	Ablauf chemischer Reaktionen (5-6)	3
1.3	Aggregatzustand	2	4.1	Inhalt	3
1.4	Eselsbrücke	2			
1.5	Isotope	2	5	Säure, Basen und pH-Wert (SW 7)	3
1.6	Kugelwolkenmodell	2	5.1	Inhalt	3
1.7	Schreibweisen von Lewis	2	5.2	Bedeutung	3
			5.3	Säure-Base GGW	3
2	Stoffklassen	2	6	Redox-Reaktionen	3
2.1	Bindungen	2	6.1	Definition	3
2.2	Bindungswinkel	2	6.2	Redox Reaktionsgleichung - Ablauf	3
2.3	Metalle und Halbmetalle	2			
2.4	Dotierung von Halbmetallen	2	7	Korrosion (SW 13 - 14)	3
3	Flüssigkristalle	2	7.1	Inhalt	3
3.1	Inhalt	2			
3.2	Definition	3	8	Anhang	3
3.3	Molekülstruktur	3	8.1	praktische Anwendungen der Redox Reaktionen	3

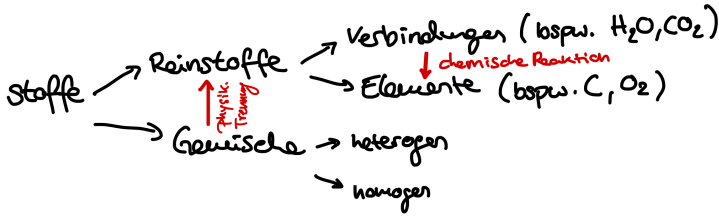
1 Aufbau der Stoffe

1.1 PSE - Periodensystem



- Protonen und Neutronen sind sog. Nukleonen, sie wird oftmals auch Massenzahl bezeichnet.
- Atommasse (Molmasse) [g/mol]

1.2 Stoffe



1.3 Aggregatzustand

Aggregatzustand	Dispersionsmittel	Dispersitätsgrad	Heterogen	Homogen
gasförmig (g)	gasförmig (g)	-	-	Gasgemisch
gasförmig (g)	flüssig (l)	Nebel	-	-
gasförmig (g)	fest (s)	Rauch	-	-
flüssig (l)	gasförmig (g)	wenig haltbarer Schaum	-	Gaslösung
flüssig (l)	flüssig (l)	wenig haltbare Emulsion	-	Flüssigkeitslösung
flüssig (l)	fest (s)	Suspension	-	feststofflösung
fest (s)	gasförmig (g)	fester Schaum*	-	-
fest (s)	flüssig (l)	brei	-	-
fest (s)	fest (s)	Feststoffgemische	-	Legierung zweier Metalle

*(z.B. Schaumstoff)

1.4 Eselsbrücke

HONCIBrIF – "der Brief vom Onkel"

Die Buchstaben stellen dabei die Elemente des PSE dar, die in der Natur nur 2-atomig vorkommen.

Ausnahme: **P₄** (Phosphor) und **S₈** (Schwefel)

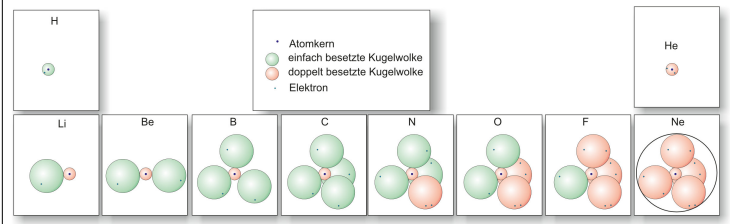
1.5 Isotope

Isotope sind Nuklide (=gleichen Atomsorte) mit der gleichen Ordnungszahl (=Protonen), **aber unterscheiden sich von der Anzahl Neutronen**.

Die meisten natürlichen Elemente haben ein oder paar stabile Isotope, während andere Isotope vom gleichen Element **radioaktiv** sind (=instabil).

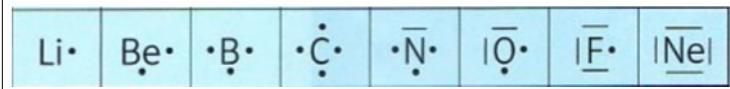
Dann spricht man von α, β, γ – Zerfall.

1.6 Kugelwolkenmodell



1.7 Schreibweisen von Lewis

- Der Atomrumpf wird durch das Atomsymbol der entsprechenden Atomsorte wiedergegeben.
- Eine einfach besetzte Kugelwolke der Valenzschale wird durch einen Punkt symbolisiert.
- Eine doppelt besetzte Kugelwolke der Valenzschale wird durch einen Strich symbolisiert.
- Punkte und Striche werden regelmässig rund um das Atomsymbol angeordnet.



Anzahl anhand der **Hauptgruppen (1-8)** im PSE bestimmbar

Beispiel:

Natrium (Na): 1. Hauptgruppe = 1 Ve

Kohlenstoff (C): 4. Hauptgruppe = 4 Ve

Bestimmung der **Nebengruppen** komplizierter/unmöglich

-> nicht Prüfungsrelevant

2 Stoffklassen

Stoffklasse	Bindungstyp	Beispiel	Eigenschaften
Salze	Ionenbindung	NaCl, CaCl ₂	Spröde, hohe Schmelzpunkte, lösen sich oft gut in Wasser
Metalle	Metallbindung	Cu, Fe, Al	Leitfähig, glänzend
Molekulare Stoffe	Kovalente Bindung	H ₂ O, CO ₂ , CH ₄	niedrige Schmelz- und Siedepunkte, oft gasförmig oder flüchtig

2.1 Bindungen

2.1.1 Elektronenpaar-Bindung

Dieser Bindungstyp existiert ausschließlich bei **Nichtmetall**-Atomverbindungen. Diese Atomverbände sind meist **Moleküle** (mit begrenzter Atom-Anzahl).

Beispiele: H₂O, C₂H₆ (Ethan), C₂H₅OH (Ethanol), NH₃ (Ammoniak)

2.1.2 Metall-Bindung

Dieser Bindungstyp tritt auf, wenn ausschließlich **Metall**-Atome den Atomverband bilden. Dieser besteht aus einem **Metallgitter** aus "unendlich" vielen Atomen.

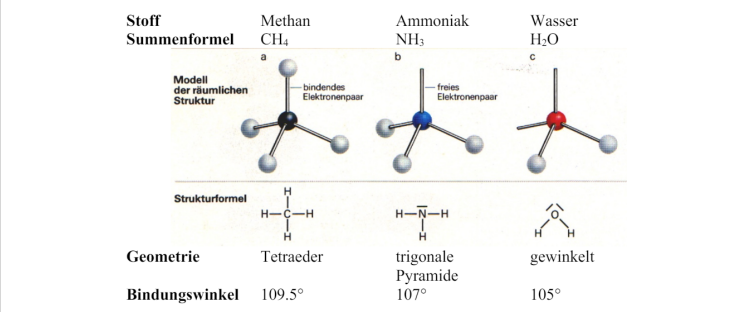
Beispiele: Pb (Blei), Cu (Kupfer), Ag (Silber), Na (Natrium), Mg (Magnesium), Pd (Palladium)

2.1.3 Ionen-Bindung

Dieser Bindungstyp entsteht immer, wenn **Nichtmetall**-Atome mit **Metall**-Atomen reagiert haben. Er hält die bei der Reaktion gebildeten Ionen in einem Gitter aus "unendlich" vielen Ionen zusammen (= **Ionengitter**).

Beispiele: Na⁺Cl⁻ (Natriumchlorid), Mg²⁺Cl₂⁻ (Magnesiumchlorid), K⁺I⁻ (Kaliumiodid)

2.2 Bindungswinkel



2.3 Metalle und Halbmetalle

→ Metalle besitzen durch delokalisierte Elektronenwolken (VE) dh. freie Ladungsträger, dies führt zu gute Wärme- und el. Leitfähigkeit, Verformbarkeit

2.3.1 Leitfähigkeit bei Metallen

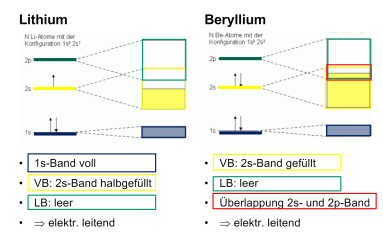
- nimmt mit steigender Temperatur ab
- die Bewegung der Atomrümpfe erhöht sich
- weniger Platz für die Elektronenbewegung

Beispiel Lithium:

- Valenzband Vb nicht ganz gefüllt → Elektronen können sich im Band bewegen

Beispiel Beryllium:

- Valenzband komplett gefüllt, aber mit leerem Leitungsband überlappend → Elektronen können sich im Band bewegen



→ Halbmetalle haben weder Elektronenwolken noch überlappende Energieniveaus, Nähe vom Valenz- und Leitungsband ermöglichen aber ein Überspringen

2.3.2 Leitfähigkeit bei Halbmetallen

- nimmt mit steigender Temperatur stark zu
- die Elektronen springen viel zahlreicher auf das Leitungsband über
- Platz für Elektronenbewegung im Leitungsband

2.4 Dotierung von Halbmetallen

Dotierung → Einbringen von Fremdatomen ins Atomgitter eines Halbleiters

- **n-Halbleiter**
z.B. einzelne As-Atome im Si-Gitter(1:10'000'000)
Ein **überschüssiges** Elektron pro As-Atom ⇒ Leitfähigkeit: Elektron von As-Atom kann ins Leitungsband von Si überspringen und sich frei bewegen
- **p-Halbleiter**
z.B. einzelne B-Atome im Si-Gitter(1:1'000'000)
Ein **fehlendes** Elektron pro B-Atom ⇒ Leitfähigkeit: Elektronen aus dem vollen Valenzband von Si können in diese "Lücke" springen und sich frei bewegen

3 Flüssigkristalle

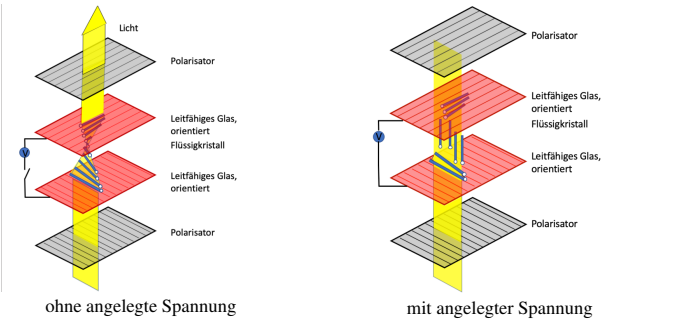
3.1 Inhalt

- Definition
- Atomarer Aufbau
- flüssigkristalline Phasen
- TN-Zellen

3.2 Definition

3.3 Molekülstruktur

3.4 TN-Zelle (Twisted Nematic)



4 Ablauf chemischer Reaktionen (5-6)

4.1 Inhalt

- Thermochemie
- Reaktionsgeschwindigkeit
- Katalysatoren

5 Säure, Basen und pH-Wert (sw 7)

5.1 Inhalt

- Definition
- Protolysen
- Säure-Base-Reihe GGW (lese beschreibung!)
- pH-Wert
- neutralisation

5.2 Bedeutung

5.3 Säure-Base GGW

Bergab = GGW rechts: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
Bergauf = GGW links: $\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{S}^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$

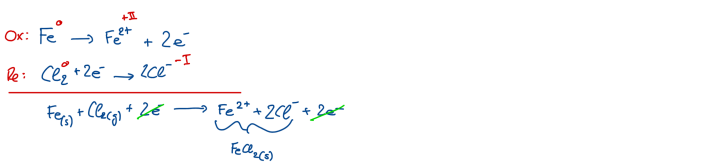
6 Redox-Reaktionen

6.1 Definition

Oxidationsmittel (OM)	der Stoff, der Elektronen aufnimmt und reduziert wird ($+e^-$)
Reduktionsmittel (RM)	der Stoff, der die Elektronen abgibt und oxidiert wird ($-e^-$)

6.2 Redox Reaktionsgleichung - Ablauf

1. **Findet eine Reaktion überhaupt statt?**
Man liest die Redoxreihe von **links nach rechts**.
Eine **oxidierte Form** reagiert mit einer **reduzierten Form**, die **unter ihr** in der Redoxreihe steht – das nennt man eine *Bergab-Stellung*.
2. **Edukte** kommen auf die **linke Seite**, **Produkte** auf die **rechte Seite** der Reaktionsgleichung.
3. **Oxidationszahl** nachsehen:
 - Um zu erkennen, wie viele **Elektronen ein Stoff abgibt oder aufnimmt**
 - Das zeigt, welche **Valenzelektronen bindungsfähig** sind (Ladungen).
 - Das **Elektronennegative** übernimmt die Elektronenladung (z.B. C bei einer C–H-Bindung).
4. **Ausgleichen** der Reaktionsgleichung (Elektronen-, Massen- und Ladungsausgleich).



7 Korrosion (sw 13 - 14)

7.1 Inhalt

- Korrosionstypen Metallkorrosion, elektrochemische Korrosion
- oxidschichten (passivierung)
- Korrosionsarten (Flächenkorrosion, Kontaktkorrosion, Lochfrass)
- Belüftungselemente
- Passivatoren und Depassivatoren
- H2- und O2-Typ Korrosion

8 Anhang

8.1 praktische Anwendungen der Redox Reaktionen

8.1.1 Inhalt

- galvanische Zellen
- Batterien und Akkus
- Brennstoffzellen
- elektrolytische Verfahren