



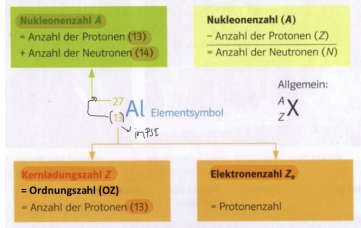
V1.1.20250707

Inhaltsverzeichnis

1	Aufbau der Stoffe	2	4	Säure, Basen und pH-Wert (SW 7)	3
1.1	PSE - Periodensystem	2	4.1	Inhalt	3
1.2	Stoffe	2	4.2	Bedeutung	3
1.3	Aggregatzustand	2	4.3	Säure-Base GGW	3
1.4	Eselsbrücke	2			
1.5	Isotope	2	5	Redox-Reaktionen	3
1.6	Kugelwolkenmodell	2	5.1	Definition	3
1.7	Schreibweisen von Lewis	2	5.2	Redox Reaktionsgleichung - Ablauf	3
2	Stoffklassen	2	6	Korrosion (SW 13 - 14)	3
2.1	Bindungen	2	6.1	Inhalt	3
2.2	Bindungswinkel	2			
2.3	Metalle und Halbmetalle	2	7	Anhang	3
2.4	Dotierung von Halbmetallen	2	7.1	praktische Anwendungen der Redox Reaktionen	3
			7.2	Flüssigkristalle	3
3	Ablauf chemischer Reaktionen (5-6)	2			
3.1	Inhalt	2			

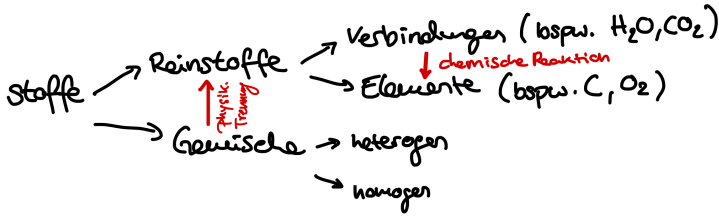
1 Aufbau der Stoffe

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

*(z.B. Schaumstoff)

1.4 Eselsbrücke

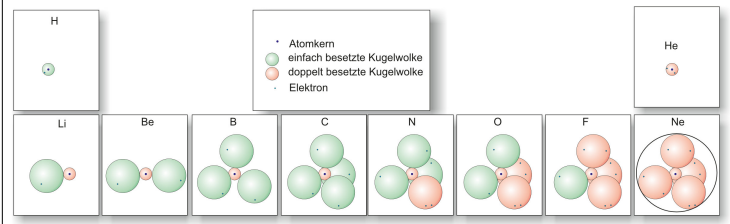
HONCIBrIF – "der Brief vom Onkel"
Die Buchstaben stellen dabei die Elemente des PSE dar, die in der Natur nur 2-atomig vorkommen.

Ausnahme: P_4 (Phosphor) und S_8 (Schwefel)

1.5 Isotope

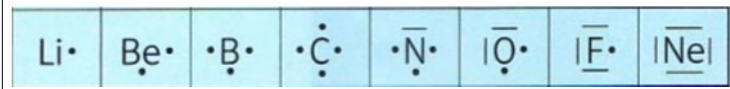
Isotope sind Nuklide (=gleichen Atomsorte) mit der gleichen Ordnungszahl (=Protonen), aber unterscheiden sich von der Anzahl Neutronen.
Die meisten natürlichen Elemente haben ein oder paar stabile Isotope, während andere Isotope vom gleichen Element radioaktiv sind (=instabil).
Dann spricht man von α, 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_2O, 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: H_2O, C_2H_6 (Ethan), C_2H_5OH (Ethanol), NH_3 (Ammoniak)

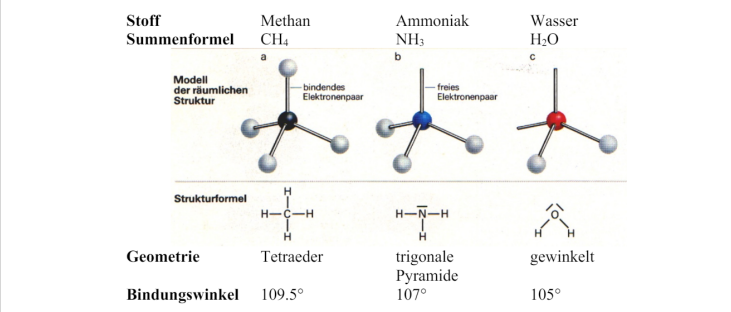
2.1.2 Metall-Bindung

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 (= Ionen-gitter).
Beispiele: Na^+Cl^- (Natriumchlorid), $Mg^{2+}Cl_2^-$ (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

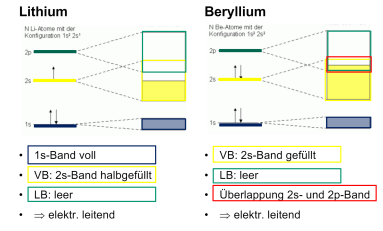
- nimmt mit steigender Temperatur ab
- die Bewegung der Atomrümpfe erhöht sich
- weniger Platz für die Elektronenbewegung

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 ($1:10^6$)
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 ($1:10^6$)
Ein fehlendes Elektron pro B-Atom ⇒ Leitfähigkeit: Elektronen aus dem vollen Valenzband von Si können in diese "Lücke" springen und sich frei bewegen

3 Ablauf chemischer Reaktionen (5-6)

3.1 Inhalt

- Thermochemie
- Reaktionsgeschwindigkeit
- Katalysatoren

4 Säure, Basen und pH-Wert (sw 7)

4.1 Inhalt

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

4.2 Bedeutung

4.3 Säure-Base GGW

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

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

5 Redox-Reaktionen

5.1 Definition

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

5.2 Redox Reaktionsgleichung - Ablauf

1. Findet eine Reaktion überhaupt statt?

Man liest die Redoxreihe von **links nach rechts**.

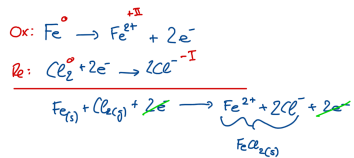
Eine **oxidierte Form** reagiert mit einer **reduzierten Form**, die **unter ihr** in der Redoxreihe steht – das nennt man eine *Bergab-Stellung*.

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 **Elektronennegativere** übernimmt die Elektronenladung (z.B. C bei einer C–H-Bindung).

4. **Ausgleichen** der Reaktionsgleichung (Elektronen-, Massen- und Ladungsausgleich).



6 Korrosion (sw 13 - 14)

6.1 Inhalt

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

7 Anhang

7.1 praktische Anwendungen der Redox Reaktionen

7.1.1 Inhalt

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

7.2 Flüssigkristalle

7.2.1 Definition

Aggregatzustand: flüssig und fest, flüssigkristall(trübe Farbe durch ZMK)

3 verschiedene flüssigkristalline Phasen:

- smektische Phase:
kein Vorbeigleiten, Schichten
- nematische Phase:
Vorbeigleiten möglich, ungeordnet
- cholesterische Phase:
Vorbeigleiten möglich, verdrehte Schichten

Eigenschaft für Phasen:

- lange, stäbchenartige Moleküle (4x - 6x Molekülbreite)
- starre Atomgruppen wie z.B. Benzol-Ringe, Doppel-, Dreifachbindungen
- funktionelle Gruppe mit sehr starkem Dipolmoment (-CN-, -COOH)

7.2.2 TN-Zelle (Twisted Nematic)

