



V3.1.20250709

Inhaltsverzeichnis

1	Aufbau der Stoffe	2	4	Ablauf chemischer Reaktionen	3
1.1	PSE - Periodensystem	2	4.1	Thermochemie	3
1.2	Stoffe	2	4.2	Reaktionsgeschwindigkeit	3
1.3	Aggregatzustand	2			
1.4	Eselsbrücke	2	5	Säure, Basen und pH-Wert	3
1.5	Isotope	2	5.1	pH-Wert	3
1.6	Kugelwolkenmodell	2	5.2	Protolyse - Säure, Base Reaktion .	3
1.7	Schreibweisen von Lewis	2			
2	Stoffklassen	2	6	Redox-Reaktionen	3
2.1	Moleküle	2	6.1	Redox Reaktionsgleichung - Ablauf	3
2.2	Bindungswinkel	2	6.2	Nernst-Gleichung - Redoxpotential	3
2.3	Salze	2	7	Korrosion	3
2.4	Metalle und Halbmetallo	2	7.1	Korrosionstypen	3
2.5	Dotierung von Halbmatallo	2	7.2	Passivatoren und Depassivatoren .	3
3	Flüssigkristalle	2	8	Anhang	4
			8.1	praktische Anwendungen der Redox Reaktionen	4

1 Aufbau der Stoffe

1.1 PSE - Periodensystem

Nukleonenzahl

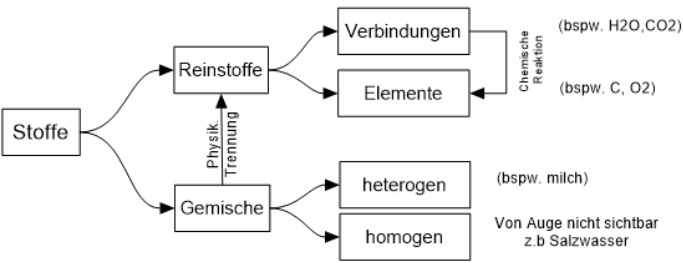
= Atommasse = AnzahlProtonen + AnzahlNeutronen

Ladung = AnzahlProtonen - AnzahlElektronen

- Protonen und Neutronen sind sog. Nukleonen, sie wird oftmals auch Massenzahl bezeichnet.

- Atommasse (Molmasse) [g/mol]

1.2 Stoffe



1.3 Aggregatzustand

Aggregatzustand	Dispersierungsgrad	Dispersitätsgrad	Homogen
Dispersionsmittel	Dispergierter Stoff	Heterogen	Gasgemisch
gasförmig (g)	gasförmig (g)	-	-
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)			

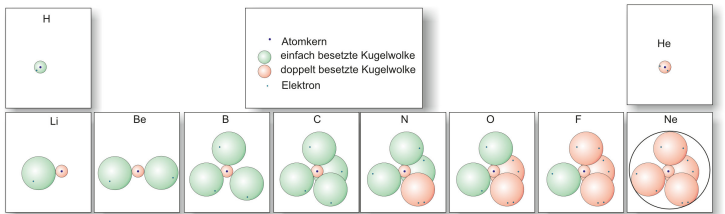
1.4 Eselsbrücke

HONClBrIF – "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)

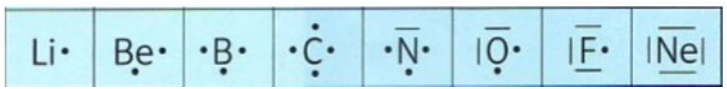
1.5 Isotope

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.

VE Hauptgruppen (1-8)	im PSE bestimmbar
VE Nebengruppen	komplizierter/unmöglich, nicht Prüfungsrelevant
Beispiel:	Natrium (Na): 1. Hauptgruppe = 1 Ve Kohlenstoff (C): 4. Hauptgruppe = 4 Ve

2 Stoffklassen

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

2.1 Moleküle

Ein Molekül ist ein abgeschlossener Atomverbund aus reinen Nichtmetallen. Die Polarität eines Moleküls ist abhängig von der Polarität der Bindungen und der Asymmetrie der Geometrie. (hierbei ist Symmetrie wichtiger)

$$\Delta EN = |EN(Atom1) - EN(Atom2)|$$

$\Delta EN \leq 0.4$: unpolare Bindung

$0.4 < \Delta EN \leq 1.5$: polare Bindung

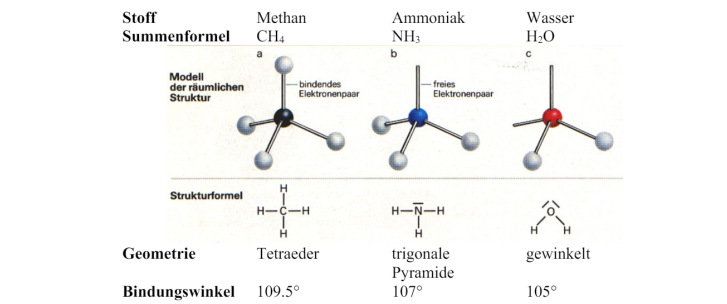
ZMK - Zwischenmolekularkräfte

Art	Eigenschaft	Grad
Van der Waals	wirken zwischen allen Molekülen	schwach
Dipol-Dipol	ein permanenter Dipol (Polar und Asymmetrisch)	mittel
Wasserstoffbrücken	freies Elektron vom H-Atom an N, O, F Atom gebunden	stark

Die Dipol-Dipol- und die Wasserstoffbrücken-Kraft wirken erst, wenn das Molekül polarisiert ist, sonst wirkt nur die Van der Waals Kraft. Die Van der Waals Kraft wird mit höherer Anzahl Elektronen grösser.

Die ZMK ist unter anderem für die Siede- und Schmelzpunkte und Löslichkeit verantwortlich. Ein molekularer Stoff ist löslich, wenn er dieselben ZMKs wie das Lösungsmittel aufweist.

2.2 Bindungswinkel



2.3 Salze

Bei der Reaktion bilden sich Ionen in einem Gitter aus "unendlich"vielen Ionen zusammen (= **Ionengitter**).

- Kation: positiv (meist metallisch)
 - Anion: negativ (immer nichtmetallisch, kann auch als ganzes Molekül vorkommen)
- Die Salzformel beschreibt das Verhältnis zwischen Anion und Kation

Bestimmung der Salzformel:

1. Ionen erfüllen Edelgasregel → Ionenladung (z.B. Na → Na⁺, Al → Al³⁺, Cl → Cl⁻, O → O²⁻)
2. Ladungsausgleich der Ionen → Zahlenverhältnis der Ionen (z.B. 2 · Al³⁺ + 3 · O²⁻ → Al₂O₃)

Die **Löslichkeit** eines Salzes ist abhängig von der Ionenladung: (gut: Na⁺Cl⁻, schlecht: Ca²⁺CO₃²⁻)

2.4 Metalle und Halbmetalle

Metalle

Metalle besitzen durch delokalisierte Elektronenwolken (VE) dh. freie Ladungsträger, dies führt zu guter Wärme- und el. Leitfähigkeit, Verformbarkeit. Valenzband Vb nicht ganz gefüllt. → Elektronen können sich im Band bewegen

Leitfähigkeit:

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

Halbmetalle

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

Leitfähigkeit:

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

2.5 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

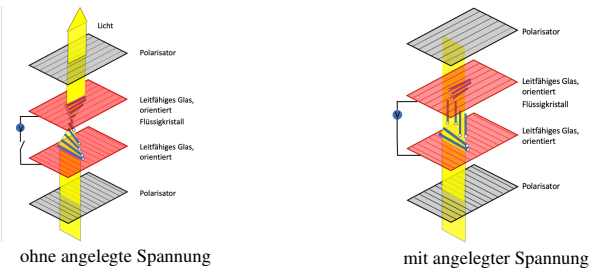
Definition

Flüssigkristalle sind teilgeordnet, bewegen sich aber schon wie Flüssigkeiten, sog. mesophasen, d.h. Zwischenzustände zwischen Kristall (fest) und Flüssigkeit.

Flüssigkristalline Phasen

nematische Phase ist ein Zustand, in dem die Moleküle in der Lage sind, sich frei zu bewegen, aber ihre Längsachsen zeigen im Durchschnitt in eine bestimmte Richtung.
smektischen Phase ist die befindliche Phase zwischen Kristall und isotroper Flüssigkeit, sie ist nicht fließend sondern gleitend bei der Verformung.

TN-Zelle (Twisted Nematic)



4 Ablauf chemischer Reaktionen

4.1 Thermochemie

Enthalpie

Beschreibt den Wärmeinhalt eines Systems, Prinzip Energieminimum:

$$\Delta H_R = H_{\text{Produkte}} - H_{\text{Edukte}}$$

$\Delta H_R < 0$ **exotherm**, Energie wird frei $\Delta H_R > 0$ **endotherm**, Energie wird aufgenommen
[H] = $\frac{J}{mol}$

Entropie

Beschreibt verschiedene Anordnungsmöglichkeiten von Teilchen in einem System, Prinzip Energiemaximum:

$$\Delta S_R = S_{\text{Produkte}} - S_{\text{Edukte}}$$

$\Delta S_R < 0$ **Unordnung nimmt ab** z.B. wenn Gase zu Flüssigkeit reagieren
 $\Delta S_R > 0$ **Unordnung nimmt zu** z.B. wenn ein Feststoff zu Gas wird
[S] = $\frac{J}{mol \cdot K}$

Freie Enthalpie

Gibbs-Helmholtz-Gleichung definiert, ob eine Reaktion bei konstanter Temperatur und konstantem Druck freiwillig (spontan) verläuft:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

$\Delta G < 0$ **freiwillig** Exergon
 $\Delta G > 0$ **unfreiwillig** Endergon
[G] = $\frac{J}{mol}$

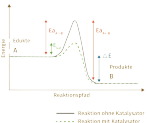
4.2 Reaktionsgeschwindigkeit

RGT-Faustregel: $\pm T = \pm 10^\circ C \rightarrow$ um Faktor 2 erhöhen oder senken (in d, h, min)

Chemische Reaktionen benötigen eine Aktivierungsenergie.

Diese sagt aus, wie schnell die Reaktion passiert. Exotherme Reaktionen verlaufen nach anfänglicher Aktivierung oft freiwillig.

Katalysatoren



- Katalysator = Stoff nimmt an Reaktion teil, wird nicht verbraucht
- Beschleunigt Reaktion: $E_{AKAT} \ll E_{ANORM}$
- ΔG sowie ΔH_R bleiben gleich
- Selektiv (wirkt nicht mit allen Stoffen)

5 Säure, Basen und pH-Wert

Definition

Säuren geben Protonen (H^+) ab Basen nehmen Protonen auf

Säure-Base GGW

\rightarrow Tabelle liest man von links nach rechts
Bergab = GGW rechts: $HCl + H_2O \rightleftharpoons Cl^- + H_3O^+$
Bergauf = GGW links: $HS^- + H_2O \rightleftharpoons S^{2-} + H_3O^+$

5.1 pH-Wert

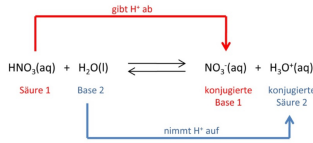
- $pH < 7$, sauer (mehr H_3O^+ als OH^-)
- $pH = 7$, neutral (reines Wasser bei $25^\circ C$)
- $pH > 7$, basisch (mehr OH^- als H_3O^+)

neutralisation

Prinzip der Neutralisation = Saure und basische Lösungen können sich gegenseitig neutralisieren.
Konzentration von OH^- und H_3O^+ berechnen und **pH Wert berechnen (pH = 14 - pOH)**
 $H_3O^+ + (aq) + Cl^- (aq) + Na^+ (aq) + OH^- (aq) \longrightarrow 2H_2O(l) + Na^+ (aq) + Cl^- (aq)$

5.2 Protolyse - Säure, Base Reaktion

1. Welche ist Säure, welche Base? (welches nimmt H , welches gibt H)
2. Reagiert es? \rightarrow Säure und Base reagieren dann miteinander, wenn sie in Bergab-Stellung stehen (GGW rechts), ansonsten ist sie nicht stark.
3. Reaktionsgleichung aufstellen
4. H zur konjugierten Säure hinzufügen und von Säure entziehen.
5. Ladungen überprüfen (negative Ladung = mehr Elektronen als Protonen und positive Ladung = weniger Elektronen als Protonen)



6 Redox-Reaktionen

Definition

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

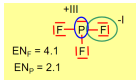
Oxidationszahl

\rightarrow F ist immer I, O fast immer -II, H fast immer +I

Die Oxidationszahl ist die Essenz der Redoxreaktion:

- Um zu erkennen, wie viele Elektronen ein Stoff abgibt oder aufnimmt
- es zeigt, welche Valenzelektronen bindungsfähig sind (Ladungen).
- Elektronennegativere übernimmt die Elektronenladung (z. B. C bei einer C-H-Bindung, bei C-O nimmt O Ladung).

Wichtig: die Gesamtladung muss, die Gleiche sein wie das Teilchen / Molekül angibt (z.B. F_3P^0)



6.1 Redox Reaktionsgleichung - Ablauf

1. Findet eine Reaktion überhaupt statt?

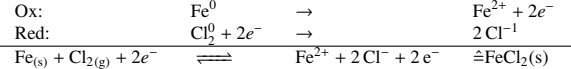
Man liest die Redoxreihe von **links nach rechts**.

oxidierte Form reagiert mit **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 nachschauen und in römische Ziff. angeben

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



6.2 Nernst-Gleichung - Redoxpotential

Die Nernst-Gleichung ist eine Formel, um das Elektrodenpotential einer Halbzelle unter nicht-Standardbedingungen zu berechnen.

$$E = E^0 + \frac{0.06V}{z} \cdot \lg \frac{Ox}{Red}$$

\rightarrow ox und red wird in $\frac{mol}{L} = M$ angegeben und in der Aufgabe gegeben

Metalle = 1

Anwendung

Spannung galvanische Zelle: $U = E_{\text{Kathode}} - E_{\text{Anode}}$

Anode = Oxidation Kathode = Reduktion

7 Korrosion

Definition

Reaktion eines (metallischen) Werkstoffs mit seiner Umgebung, die zu messbaren Veränderungen des Werkstoffs (Ladung / Oxidation) und zu **Korrosionsschäden** führen kann.

Metall reagiert als RM: $Me \rightleftharpoons Me^{z+} + z e^-$ Möglich wenn $\Delta G < 0$ & v.a. $O_2, H_2O/H_3O^+$ (OM) vorhanden.

Spalt = kleine Anode, Passivoxidschicht = grosse Kathode

Wenn E_a gross \rightarrow Reaktionsgeschwindigkeit klein

7.1 Korrosionstypen

Elektrochemische Korrosion

Häufigste Korrosionsart, Ox. und Red. **räumlich getrennt**, wässriger Elektrolyt.

\Rightarrow Bildung galvanische Zelle

H2 und O2 Typ Korrosion

H2 OM ist H^+ , pH abhängig

Beispiel
Sauer: $2H_3O^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2 + 2H_2O$
neut.-Bas.: $2H_2O + 2e^- \rightleftharpoons H_2 + 2OH^-$

O2 OM ist O_2 , pH-abhängig, je saurer die Lösung, desto aggressiver korrodiert.
Beispiel
 $O_2 + 2H_2O + 4e^- \longrightarrow 4OH^-$
 $2Fe + \frac{3}{2}O_2 + H_2O \longrightarrow 2FeOOH$

Potentialverhältnisse: Bedingung zur Korrosion von H2 und O2

$\rightarrow E(M/M^+) \text{ und } E(OM)$ abhängig

$\rightarrow \Delta G < 0$

$$E(OM) = E_{H_2} = -0.059V \cdot pH \text{ und } E_{O_2} = 1.23 - 0.059V \cdot pH$$

$$E_{Me/Me^{n+}} = E_{Me/Me^{n+}}^0 + \frac{0.06V}{z} \cdot \lg [Me^{n+}]$$

Eisen (Rost)

Korrosion von Eisen-Werkstoffen mit O_2 und H_2O OM ist O_2 , Feuchtigkeit abhängig, Ionengehalt verstärken

Kontaktkorrosion, Bimetallkorrosion

Korrosion eines unedleren Metalls, das mit einem edleren Metalle elektrisch und via wässrigem Elektrolyten verbunden ist. Reduktion von O_2 an gesamter Oberfläche, Oxidation nur an unedlerem Metall \rightarrow verstärkte Korrosion, Edleres Metall \rightarrow keine Korrosion (kathodisch geschützt)

Flächenregel: $\frac{v_k(Zn)}{v_k(Zn+Fe)} = \frac{A(Zn)}{A(Zn+Fe)} = \frac{\text{Anodenfläche}}{\text{Kathodenfläche}}$
 \rightarrow Je grösser die Fläche des edleren Metalls, umso schneller korrodiert das unedlere

gleichmässige Flächenkorrosion

Auflösung ist gleichmässig über gesamte Metalloberfläche verteilt.

Lochfrass-Korrosion

stark lokalisierte Korrosion, Bildung enger, tiefer Löcher – Verhältnis(Durchmesser/Tiefe) < 1 , Materialabtrag gering

\rightarrow gefährlich, da schwer erkennbar – kann innert kurzer Zeit zur Durchlöcherung führen

Belüftungselemente

Korrosion infolge räumlich variierendem O_2 -Gehalt im Elektrolyten, können Lochfrasskorrosion bewirken, lokale Depassivierung, inkl. Spaltkorrosion

7.2 Passivatoren und Depassivatoren

Passivator bildet an Oberfläche eine schützende Oxidschicht (E_A wird vergrößert)

Depassivator zerstört schützende Oxidschicht durch Cl^- (E_A wird verkleinert)

8 Anhang

8.1 praktische Anwendungen der Redox Reaktionen

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