

# Zusammenfassung Chemie

## 1. Eigenschaften von Elementen

Schmelzpunkt, Siedepunkt, Dichte, Brechungsindex, Leitfähigkeit, Löslichkeit

## 2. Rechnen mit Mol

$[n] = \text{mol}$	1 mol = $6.023 \cdot 10^{23}$ Teilchen
$[M] = \text{g/mol}$	Relative Atommasse (Periodensystem)
$m = M \cdot n$	1 mol = 22.41ℓ

## 3. Verbindungen

Bei chemischen Reaktionen kommt es zu einer Elektronenverschiebung und verknüpft zu einer Umgruppierung von Atomen.

### 3.1 Ionenbindung (Salze)

Metall und Nichtmetall -> Elektronenübertragung  
Elektrische Leitfähigkeit ermöglichen die geladenen Atome (Ionen).

### 3.2 Atombindung (Moleküle)

Nichtmetall und Nichtmetall -> Elektronenpaarbindung  
*Radikale sind einfach besetzte Wolken -> müssen doppelt besetzt werden -> Bindungswolke -> Zusammenhalt durch negativ erhöhte Ladungsdichte*  
Keine e. Leitfähigkeit da alle Valenzelektronen in Wolke an Atom gebunden sind. (!e<sup>-</sup> frei)

#### 3.2.1 Polare Elektronenpaarbindungen

Die einzelnen Atome haben unterschiedliche Elektronennegativität.  
Die Ausgangslage ist die Lewissche Formel. Angeschaut werden immer die zwei Elemente mit der gemeinsamen Elektronenwolke. Dort wo die EN grösser ist, ist δ<sup>-</sup>. Bei der geringeren EN Zahl ist δ<sup>+</sup>.

#### 3.2.2 Unpolare Elektronenpaarbindungen

Eine Verbindung von zwei oder mehreren Elementen mit der exakt gleichen Elektronennegativität! (z.B.: H<sub>2</sub> O<sub>2</sub> N<sub>2</sub>)  
Elektronen befinden sich genau in der Mitte zwischen den beiden Kernen.

#### 3.2.3 Dipole

Ein Dipol besteht aus zwei räumlich getrennt auftretenden Polen mit jeweils unterschiedlichem Vorzeichen.

Handelt es sich um ein Dipol so ist der **Siedepunkt** höher.

Dipole:

HF

H<sub>2</sub>O

Cl<sub>4</sub>

Keine Dipole:

CH<sub>4</sub>

### 3.3 Metallbindung

Metall und Metall -> Metallgitter. Sie lassen sich in beliebigen Zahlenverhältnissen bilden. *Atomrümpfe bilden ein Gitter! Bildet sich aber nur sehr selten.*  
Elektrische Leitfähigkeit ermöglichen die freien Elektronen, die im Metallgitter nicht an Atomen gebunden sind.

### 3.4 Nukloide

Haben mehr oder weniger Neutronen im Atom als normal.

#### 4. Ionisierungsenergie [eV]

Je mehr Aussenelektronen man einem Atom wegnehmen will, desto mehr (Ionisierungs)-Energie braucht man. Beim ändern der Schale wird die Differenz sehr gross. [S. 68]

#### 5. Van der Waals Kräfte

Je mehr Elektronen ein Element hat, desto grösser sind die Van der Waals Kräfte. Je grösser die Van der Waals Kräfte sind, desto grösser ist auch der **Siedepunkt**.

*Van der Waal Kräfte drücken die Wahrscheinlichkeit das sich Elektronen innerhalb eines Atoms nahe kommen an. Geschieht dies entsteht kurzzeitig ein Dipol, was zur Folge hat das sich die Siedetemperatur erhöht.*

*Je mehr Elektronen ein Atom enthält, desto höher die Wahrscheinlichkeit das sich zwei Elektronen sich treffen. Das wiederum bedeutet grössere Van der Waal Kräfte.*

$$\text{VanDerWaals} = \sum \text{AllerElektronen}$$

#### 6. Energieumsatz $\Delta H$

##### 6.1 Exotherme Reaktion

Energie wird frei.

##### 6.2 Endotherme Reaktion

Dauernd muss Energie zugeführt werden.

#### 7. pH Wert

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$c(\text{OH}^-) = x \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$\text{pOH} = -\log_{10}(x)$$

$$x = 0.5 \rightarrow \text{pOH} = 0.3$$

$\text{pOH} = 3 \rightarrow$  die  $\text{OH}^-$  Konzentration ist  $10^{-3}$  mol/Liter = 0,001 mol/Liter

##### 7.1 Protolyse

Wenn eine Säure ein Proton abgeben hat entsteht eine Base

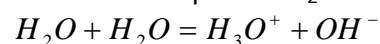
Wenn eine Base ein Proton aufgenommen hat entsteht eine Säure

##### 7.2 Autoprotolyse

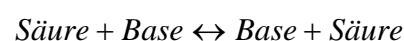
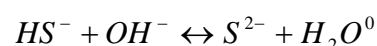
Wenn sowohl der Protonenspender als auch der Protonenakzeptor das gleiche Teilchen ist, dann spricht man von Autoprotolyse.

##### 7.2.1 Beispiel

Protonenakzeptor =  $\text{H}_2\text{O}$  & Protonendonator =  $\text{H}_2\text{O}$

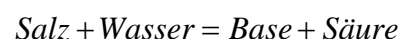


#### 8. Säuren, Basen, Salze



Ein **Anion** ist ein negativ geladenes Ion. Ein **Kation** ist ein positiv geladenes Ion.

##### 8.1 Salze:



Säuren geben Protonen ab (Donatoren), Basen nehmen Protonen auf (Akteptoren)!

**8.2 Säuren:**

Salzsäure (HCl), Schwefelsäure (H<sub>2</sub>SO<sub>2</sub>), Salpetersäure (HNO<sub>3</sub>), Blausäure (HCN).

Eine Säure besteht immer aus Wasserstoff und Nichtmetalle!

EN unterschied bei Säuren gering

**8.3 Base, Laugen:**

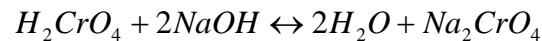
Kallilauge (KOH), Natrumlauge (NaOH), Calciumlauge (Ca(OH)<sub>2</sub>), Ammoniak (NH<sub>3</sub>)

Eine Lauge besteht immer aus einer Wasserstoff-Sauerstoff Verbindung und Metall!

EN unterschied bei Laugen gross

**8.4 Neutralisation**

Beinhaltet immer H<sub>2</sub>O auf der Neutralen Seite!

**9. Wasserstoffbrücken**

H-Brücken entstehen wenn bei einem Molekül mindesten 1 Wasserstoffatom an N-, O-, oder F-Atom gebunden ist und das andere Molekül ein negativ polarisierte N-, O-, oder F-Atom hat.

Wasserstoffbrücken haben einen Einfluss auf den Siedepunkt, sie erhöhen ihn.

**10. Redox-Reaktionen**

Das unedlere Metall Oxidiert.

**Oxidation** gibt Elektronen ab (Akzeptor)! **Reduktion** nimmt Elektronen auf (Donator)!

**10.0.1 Oxidationsmittel**

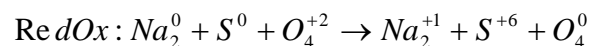
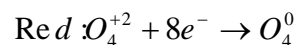
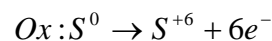
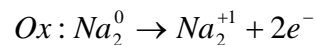
Elemente mit einer grossen Elektronennegativität (O<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>)

**10.0.2 Reduktionsmittel**

Elemente mit einer kleinen Elektronennegativität (Ca)

**10.0.3 Gleichung**

Beispiel: Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

**10.1 Oxidationszahlen**

Elemente haben die Ox-Zahl 0 (N<sub>2</sub>)

Elemente der ersten Hauptgruppe haben in Verbindungen die Ox-Zahl +1

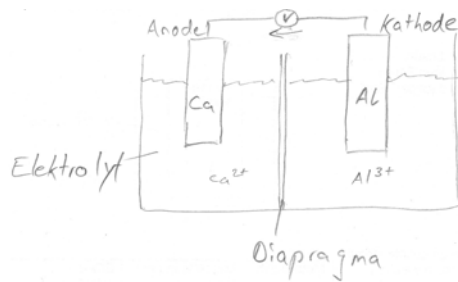
Elemente der 2 HG haben in Verbindungen die Ox-Zahl +2

O hat die Ox-Zahl -2

H hat die Ox-Zahl +1

Die Summe der Ox-Zahlen in einem Molekül ist Null

**10.2 Batterien**

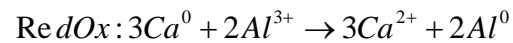
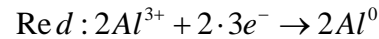
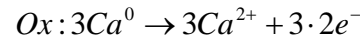


[S. 350]

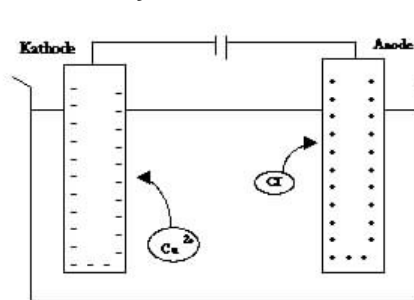
Oxidation erfolgt immer an der Anode, Reduktion an der Kathode.

Die Anode befindet sich immer am Minus-Pol!

$$U = \Delta(U_{Ca} - U_{Al}) = 1.17V$$



**10.3 Elektrolyse**

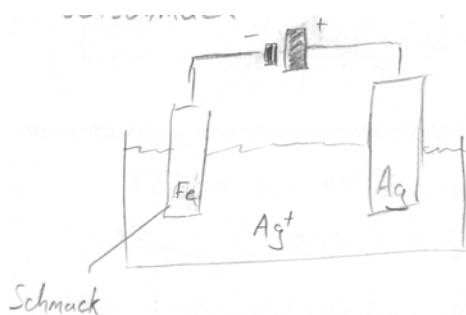


[S. 328]

Elektrolyse ist ein Trennverfahren mit Hilfe des elektrischen Stromes (z.B Gewinnung von Aluminium).

Man tauch zwei Metalle in eine Metalllösungsgemisch. Positiv geladene Metallionen wandern zur Kathode, negative Metallionen zur Anode. Dort bleiben sie haften.

**10.4 Galvanisieren**



Galvanisieren ist eine Form der Elektrolyse.

Man taucht Eisenschmuck in Silberlösung, inklusive einem Stück Silber. Durch anlegen von Spannung (Negativer Pol beim unedleren Metall) werden positiv geladene Silberionen vom Schmuck angezogen. Das Silberstück wird immer neues Silber in die Lösung abgeben (löst sich auf).

Durch die Tatsache, dass der Negative Pol am unedleren Metall anliegt, sorgt es dafür, dass es sich nicht auflösen kann, da es durch die Quelle immer mit neuen Elektronen versorgt wird.

Das Edlere Ion geht zum unedleren und bleibt dort haften -> Es entsteht einen Überzug.

**11. Radioaktivität**

$\alpha$ -Zerfall	$\beta^+$ -Zerfall	$\beta^-$ -Zerfall	$\gamma$ -Zerfall
Ordnungszahl: -2	Ordnungszahl: +1	Ordnungszahl: -1	Atomkern verändert sich nicht
Masszahl: -4	Masszahl: -	Masszahl: -	
Neutronenzahl: -2	Neutronenzahl: -1	Neutronenzahl: +1	
Bei grossen Atomen	Bei zu vielen n	Bei zu wenig n	