

### Stoffmenge Mol

$$\text{Stoffmenge} = \frac{\text{Gewicht}[g]}{\text{Molgewicht}[g/mol]}$$

Atommasseineinheit:

$$1u = 1.66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Anzahl Teilchen pro Mol:

$$6.023 \cdot 10^{23} \text{ (Avogadro-Konst.)}$$

Molvolumen (bei idealen Gasen):

$$\text{Bei } 0^\circ\text{C: } 22,4 \text{ Liter}$$

$$\text{Bei } 25^\circ\text{C: } 24,8 \text{ Liter}$$

### Nomenklatur von H-Bindungen mit Anionen

Mit Nichtmetallen:

HF Hydrogenfluorid (in Wasser: Flusssäure)

HCl Hydrogenchlorid (in Wasser: Salzsäure)

HCN Hydrogencyanid (in Wasser: Blausäure)

Mit sauerstoffhaltigen Komplex-Ionen:

H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> Kohlensäure

HNO<sub>3</sub> Salpetersäure

H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> Phosphorsäure

H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> Schwefelsäure

HClO<sub>4</sub> Perchlorsäure

H<sub>3</sub>C-COOH Essigsäure

### Nomenklatur für Salze

Binäre Salze aus Namen der Ionen. Bei unklarer Oxidationszahl (v.a. bei Übergangsmetallen) wird die OZ in Klammern angegeben.

Beispiele:

FeO Eisen(II)-oxid

Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> Eisen(III)-oxid

### Nomenklatur von Ionen

Anionen:

N<sup>3-</sup> Nitrid-Ion

O<sup>2-</sup> Oxid-Ion

S<sup>2-</sup> Sulfid-Ion

F<sup>-</sup> Fluorid-Ion

Cl<sup>-</sup> Chlorid-Ion

Br<sup>-</sup> Bromid-Ion

J<sup>-</sup> Jodid-Ion

OH<sup>-</sup> Hydroxid-Ion

O<sub>2</sub><sup>2-</sup> Peroxid-Ion

C≡N<sup>-</sup> Cyanid-Ion

S-C≡N<sup>-</sup> Rhodanid-Ion

Komplex-Anionen

CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> Carbonat-Ion

NO<sub>3</sub><sup>-</sup> Nitrat-Ion

NO<sub>2</sub><sup>-</sup> Nitrit-Ion

PO<sub>4</sub><sup>3-</sup> Phosphat-Ion

SO<sub>2</sub><sup>2-</sup> Sulfid-Ion

SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> Sulfat-Ion

H<sub>3</sub>C-COO<sup>-</sup> Acetat-Ion

ClO<sub>4</sub><sup>-</sup> Perchlorat-Ion

Kationen:

(NH<sub>4</sub>)<sup>+</sup> Ammonium-Ion

### Nomenklatur für Moleküle

Das elektropositivere Element zuerst! Endung immer auf -id!

1 = mono 6 = hexa

2 = di 7 = hepta

3 = tri 8 = octa

4 = tetra 9 = nona

5 = penta 10 = deca

Beispiele:

CO Kohlenmonoxid

CO<sub>2</sub> Kohlendioxid

PCl<sub>5</sub> Phosphorpentachlorid

### Lösungen (Konzentrationen)

$$c(X) = \frac{n(X)}{V_{\text{Lösung}}}$$

Vorgehen zur Konzentrationsbest.:

1. Best. Molgewicht Mw aus Strukturformel

2. Best. Anzahl Mol des Stoffes: m/Mw

3. Best. Konzentration c in mol/l: c=n/V

4. Erkennen, ob es sich um Moleküle oder

Ionenverbindungen handelt:

- Wenn Molekül: Konzentration = c

- Wenn Ion.v. (M<sub>a</sub>X<sub>b</sub> → a M<sup>+</sup> + b X<sup>-</sup>)

• c(M<sup>+</sup>) = a•c

• c(X<sup>-</sup>) = b•c

### Bindungsmöglichkeiten

Salze

- Metall-Nichtmetall-Bindung

- Ionische Bindung

- Unendlicher Verband von Ionen, angeordnet im Ionengitter

- z.B. NaCl, MgO

Metalle

- Metall-Metall-Bindung

- positiv geladene Atomrümpfe im

„Elektronengas“

- Unendlicher Verband, angeordnet im

Metallgitter

- 85 Elemente des PSE

Edelgase

- Van-der-Waals-Kräfte zwischen Atomen

- z.B. He, Ne, Ar, Kr, Xe

Atomgitter (aus gleichen Nichtmetallatomen)

- kovalente Bindung

- unendlicher Verband von Atomen

- z.B. C (Diamant, Graphit), B, Si

Moleküle (aus gleichen Nichtmetallatomen)

- keine Dipol (ΔEN=0)

- Van der Waals-Kräfte zwischen Molekülen

- z.B. H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>

Moleküle (aus untersch. Nichtmetallatomen)

- kein permanenter Dipol, da symmetrisches

Molekül

- Van der Waals-Kräfte zwischen Molekülen

- z.B. CH<sub>4</sub>, CCl<sub>4</sub>, SiCl<sub>4</sub>

Moleküle (aus untersch. Nichtmetallatomen)

- Permanenter Dipol im Molekül; ΔEN>0

- Dipol-Dipol- und Van-der-Waals-Kräfte

- z.B. H<sub>2</sub>O, HCl, NH<sub>3</sub>, PCl<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S

### Lösungen (Löslichkeit / Bedingungen)

Bei Ionenverbindung:

Wenn ein Ion 1+ oder 1- (Ausnahmen: CuSO<sub>4</sub> löslich / AlCl<sub>3</sub> nicht l.)

Bei Molekülbindung:

Gleiches in Gleichem

Zum Lösen in Wasser sind aktive und oder passive Stellen notwendig!

Je grösser Molekül, desto mehr aktive/passive Stellen nötig

Aktive Stelle: H-Atom gebunden an N, O oder F

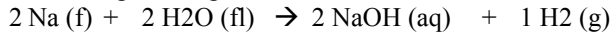
Passive Stelle: Frei Elektronenpaare an N, O oder F

Wasserstoffbrücke = Verbindung zwischen aktiver und passiver Stelle

### Stöchiometrie (Berechnungsbeispiel)

Wie viel g Natriumhydroxid NaOH bilden sich beim Auflösen von 23g Natrium in Wasser?

Reaktionsgleichung:



$$2 \times 23 \quad 2 \times 18 \quad 2 \times 40 \quad 1 \times 2 \quad \text{g/mol}$$

Berechnung:

1. Gewicht von Na dividiert durch Atommasse ergibt die Anzahl mol: 23g : 23g/mol = 1 mol

2. pro 2 mol Natrium bildet sich gemäss Reaktionsgl. 2 mol NaOH, d.h. das Verhältnis ist 1:1. Pro mol Natrium bildet sich demnach 1 mol NaOH, dies entspricht 40g NaOH.

### Schmelzpunkt-Bestimmung

Grundsätzlich haben Moleküle niedrigeren Schmelzpunkt als Salze und Metalle.

Salze: je mehr Bindungen desto höherer ist der Schm.P.; bei gleicher Anzahl ist der Radius/Abstand massgebend (Radius kleiner Schm.P. höher)

Molek.: je mehr Teile desto höher Schm.P.

Metalle: im PSE nachschauen

Legier.: PSE nur als Anhaltspunkte (Schm.P. der Legierung meist tiefer als der einz. Metalle)

### Wieso versagt das Tetraedermodell bei Kohlenmonoxid (CO)?

C hat vier, O sechs AussenElektronen. Das Tetraedermodell ergibt ein Molekül mit einer C=O-Bindung und zwei einfach besetzte Orbitale des Kohlenstoffs. Die Edelgasregel wird dadurch nicht erfüllt. In Wirklichkeit weist das CO-Molekül eine Dreifachbindung auf: |C ≡ O|

## Zuordnung von Oxidationszahlen

Einatomige Ionen und Atome:

Ladungszahl = Oxidationszahl

Allg. gilt meist:

Alkalimetalle +I, Erdalkalim. +II, H +I,

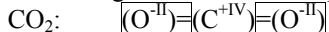
O -II, Halogene -I, Edelgase 0

Mehratomige Moleküle und Komplexe:

Einbezug der EN der beteiligten Atome.

Zuweisung von Bindungselektronen zu

Elektronegativerem Atom. Bsp:



## Gleichgewicht (Bedingungen ändern)

Temperatur erhöhen

$\Delta H$  nimmt zu  $\rightarrow$  endotherm

$\Delta S$  nimmt zu  $\rightarrow$  mehr Unordnung

(bei Phasenüberg. sprunghafte Zunahme)

Druck erhöhen

$\Delta S$  nimmt ab  $\rightarrow$  mehr Ordnung

Das Gleichgewicht verschiebt sich auf entsprechende Seite

## Gleichgewicht (Beispiel)

$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$  (Gasrea.  $\rightarrow$  Partialdr.)

$$K = \frac{\text{Produkte}}{\text{Edukte}} = \frac{p(\text{SO}_3)^2}{(p(\text{SO}_2))^2 \cdot p(\text{O}_2)^1}$$

## Kinetik

Reaktionsgeschw. allgemein

$$v(t) = -\frac{\Delta c(A,t)}{\Delta t} = \frac{\Delta c(B,t)}{\Delta t} = \frac{dc}{dt}$$

Reaktion 0. Ordnung (linear)

$$v(t) = -\frac{\Delta c(A,t)}{\Delta t} = \text{konst.} = k \quad (k = \text{Geschw.konst.})$$

$$c(t) = c_0 - k \cdot t$$

Bsp: Alkoholabbau, sonst eher selten)

Reaktion 1. Ordnung ( $v(t)$  prop.  $C(A,t)$ )

$$v(t) = -\frac{\Delta c(A,t)}{\Delta t} = k \cdot c(A,t)$$

$$c(t) = c_0 \cdot e^{-k \cdot t} \quad t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{k}$$

Reaktion 2. Ordnung

$$v(t) = -\frac{\Delta c(A,t)}{\Delta t} = k \cdot c(A,t)^2$$

## Katalyse

Katalysatoren beschleunigen die Reaktion (erhöhen  $k$  und erniedrigen  $E_A$ ). Werden selber jedoch nicht verbraucht. Ermöglichen eine leichtere Bildung von Zwischenprodukten bzw. Spaltung von Bindungen.

Heterogene Katalyse

Durch Kontakt der Edukte an Festkörperflächen (Metallen, Keramik, ...)

Homogene Katalyse

In einphasiger Lösung, über reaktive Zwischenprodukte (z.B. Alkoholabbau durch Enzyme)

Inhibitoren bzw. Stabilisatoren

Verzögern die Reaktion (erniedrigen  $k$ , erhöhen  $E_A$ )

## Thermodynamik (Übersicht)

$\Delta G$  = freie Enthalpie oder Gibbs'sche Energie

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S \quad (\text{Gibbs-Helmholtz-Gleichung})$$

Treibkraft von chemischen Reaktionen und Prozessen

$\Delta G < 0$  Reaktion läuft ab ( $E_A$  beachten!!!) (Exergonischer Vorg.)

$\Delta G > 0$  Reaktion läuft nicht ab (Endergonischer Vorgang)

$\Delta G \approx 0$  Reaktion im Gleichgewicht  $\rightarrow T \cdot \Delta S = \Delta H$

$\Delta G^0$  von Elementen = 0 kJ/mol (bei Standardbedingungen)

$\Delta G_f^0$  von Verbindungen: berechnet aus Reaktion von Elementen bei Standardbedingungen

$\Delta G$  von Phasenumwandlungen: bei  $T = T_{\text{Phasenumw.}}$  gilt:

$$\Delta G = 0 \rightarrow \Delta H = T \cdot \Delta S$$

$\Delta G$  chemischer Reaktionen: berechnet aus bekannten  $\Delta G_f^0$  bei Standardbedingungen mit folgender Gleichung:

$$\Delta G^0 = \sum(n_i \cdot \Delta G_f^0 \text{ Produkte}) - \sum(n_i \cdot \Delta G_f^0 \text{ Edukte})$$

$\Delta H$  = Enthalpie

$$\Delta H^0 = \sum(n_i \cdot \Delta H_f^0 \text{ Produkte}) - \sum(n_i \cdot \Delta H_f^0 \text{ Edukte})$$

Wärmehaushalt

$\Delta H < 0$  Reaktion exotherm (System gibt Energie ab  $\rightarrow T_{\text{Umg. ni. zu}}$ )

$\Delta H > 0$  Reaktion endotherm (System nimmt E. auf  $\rightarrow T_{\text{Umg. ni. ab}}$ )

$\Delta H$  von Phasenumwandlungen: kalometrisch bestimmbar

$\Delta H^0$  von Elementen = 0 kJ/mol (bei Standardbedingungen)

$\Delta H_f^0$  von Verbindungen berechnet aus Reaktion von Elementen bei Standardbedingungen

$\Delta S$  = Entropie

$$\Delta S = Q/T \quad (Q = \text{mit der Umg. austauschb. Energiem. [kJ/mol} \cdot \text{K}] / T \text{ in Kelvin})$$

Unordnung

$\Delta S < 0$  Unordnung wird grösser (Unordnung nimmt ab  $\rightarrow$  weniger Teile)

$\Delta S > 0$  Unordnung wird grösser (mehr Teile)

$\Delta S^0$  von Elementen bei 0K (-273°C) = 0 kJ/mol·K

$\Delta S^0$  von chem. Reaktionen berechnet aus bekannten  $S^0$  bei Standardbedingungen gemäss der Gleichung

$$\Delta S^0 = \sum(n_i \cdot \Delta S^0 \text{ Produkte}) - \sum(n_i \cdot \Delta S^0 \text{ Edukte})$$

Die Entropie  $S$  nimmt bei irreversiblen, spontan und ohne Aktivierung ablaufenden Prozessen immer zu!

## Aktivierungsenergie

$$k = A \cdot e^{-E_A/(R \cdot T)} \quad (\text{Arrhenius-Gleichung})$$

$A$  = Aktivierungsfakt.;  $T$  = Temp. in K;  $R$  = Gaskonst.;  $k$  = Geschw.k.

Bereich von  $E_A$  für übliche Reaktionen:

60 bis 250 kJ/mol für bei RT kinetisch gehemmte R.  $\rightarrow$  benötigt  $E_A$

< 60 kJ/mol für bei RT ablaufenden Reaktionen

Faustregel: pro ca. +10°C Temperaturerhöhung verdoppelt sich die Reaktionskonstante  $k$ !

## Chemisches Gleichgewicht

Ein chemisches Gleichgewicht stellt sich ein! Die Einstellungsdauer ist abhängig von der Reaktionsgeschwindigkeiten ( $k(\rightarrow)$ ,  $k(\leftarrow)$ ) und  $E_A$ , der Konzentrationen ( $c(A)$  und  $c(B)$ ), der Temperatur  $T$  und vom Druck  $p$ !

Gleichgewichtskonstante  $K$

$$\text{Für Lösungen: } K = \frac{c(C)^\gamma \cdot c(D)^\delta}{c(A)^\alpha \cdot c(B)^\beta} \quad \text{Für Gasmischungen: } K = \frac{p(C)^\gamma \cdot p(D)^\delta}{p(A)^\alpha \cdot p(B)^\beta}$$

$A, B, C, D$  = reine Stoffe;  $\alpha, \beta, \gamma, \delta$  = stöchiometr. Koef.;

$c$  = Konzentration in mol/l;  $p$  = Partialdruck in bar; Produkte in Zähler; Edukte in Nenner; Feststoffe = 1!!!  $K$  [(mol/l)<sup>n</sup>] oder [(bar)<sup>n</sup>];  $K$  abhängig von Temp. und Druck!

### Zusammenhang zwischen K und $\Delta G^0$

(zwischen Gleichgew. und fr. Energie)

$$K = e^{-\Delta G^0 / (R \cdot T)}$$

R = allg. Gaskonstante 8,314 J/(mol•K)

T = Temperatur in Kelvin

$\Delta G^0$  = freie Energie in J/mol

### Löslichkeitsprodukt $K_L$ von Salzen

Allgemeine Formel für Löslichkeit eines Salzes des Typs  $M_m X_n$ :

$$c(M_m X_n \text{ gelöst}) = \sqrt[m+n]{\frac{K_L}{m^m \cdot n^n}} \quad (c \text{ in mol/l})$$

### Komplexverbindungen (Begriffe)

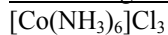
Zentralatom, -ion: Übergangsmetalle bzw. Ionen, Metallkationen; meist (min. partiell) positiv geladen. Bindung zu Ligand z.B. über freie d-Orbitale

Ligand: an das Zentralatom gebundenes Molekül oder Ion mit freien Elektronenpaaren; min. partiell negativ geladen

Koordinationsstruktur: geometrisch-räumliche Umgebung um das Zentralatom, -ion

Koordinationszahl: Anzahl Atome oder Ionen, die direkt mit dem Zentralatom bzw. -ion verbunden sind (2-9)

Darstellung von Strukturformel: Komplexion in eckigen Klammern: z.B.



### Säure/Basen (Definition nach Brönsted)

Säuren sind Stoffe, die imstande sind, Protonen (Wasserstoffionen) abzugeben; es sind „Protonendonatoren“.

Säureprotonen sind an elektronenanziehenden Atomen gebunden (polare H-X-Bindung)

Basen sind Stoffe, die imstande sind, Protonen (Wasserstoffionen)

aufzunehmen; es sind

„Protonenakzeptoren“. Basen verfügen daher über freie Elektronenpaare.

### Säure/Basen

Unterschiedlich Stärke von Säure bzw. Base: stark  $\rightarrow$  vollständige Reaktion nach rechts; schwach  $\rightarrow$  nur teilweise Reaktion

Berechnung des pH-Wertes:

Starke Säuren:  $\text{pH} = -\log(c)$

Starke Basen:  $\text{pOH} = -\log(c)$  und  $\text{pH} = \text{p}K_w (= 14) - \text{pOH}$

Schwache Säuren:  $\text{pH} = 0,5 \cdot (\text{p}K_s - \log(c))$

Schwache Basen:  $\text{pOH} = 0,5 \cdot (\text{p}K_b - \log(c))$  und  $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$

### Der Puffer (Puffergleichung)

$$\text{pH} = \text{p}K_s + \log\left(\frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}\right)$$

$c(\text{A}^-)$  = Konz. der Base

$c(\text{HA})$  = Konz. der Säure

### Redox (Begriffe)

Oxidation: Atomen werden

Elektronen entzogen  $\rightarrow$  OZ

nimmt zu! Reduktion: Atomen

werden Elektronen zugeführt

$\rightarrow$  OZ nimmt ab!

Redox-Reaktion:

Elektronenübertragungsreaktion

### Standard-Reduktionspotentiale $E^0$

$$\Delta E^0 = E^0_{\text{Red(a)}} + E^0_{\text{Ox(b)}} = E^0_{\text{Red(a)}} - E^0_{\text{Red(b)}}$$

Achtung: auf Tabelle sind die

Halbreaktionen als Reduktionen

dargestellt!!!  $\rightarrow E^0_{\text{Ox(b)}} = -E^0_{\text{Red(b)}}$

### Zusammenhang $\Delta E^0$ und $\Delta G^0$

$$\Delta G^0 = -n \cdot F \cdot \Delta E^0$$

$\Delta G^0$  = freie Enthalpie in J/mol

n = Anzahl übertragener Elektronen

F = Faraday-Konstante = 96500 C/mol

$\Delta E^0$  = Potentialdifferenz in Volt bei St.b.

Beachten: Reaktion läuft nur ab wenn:

$\Delta G < 0$  bzw.  $\Delta E > 0$ !

### Konzentrationsabhängigkeit des Redoxpot.

Nernst'sche Gleichung: Für allgemeine Redox-Reaktionen in einer galvanischen Zelle gilt:

$$\Delta E = \Delta E^0 - \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \ln(K^*)$$

R = Universelle Gaskonstante (8,314 J/(mol•K))

T = Temperatur in Kelvin

n = Anzahl an der Reaktion beteiligten Elektronen

F = Faraday-Konstante (96500 As/mol)

$K^*$  = Reaktionsquotient der Redoxreaktion:

$$K^* = \frac{c(\text{C})^\gamma \cdot c(\text{D})^\delta}{c(\text{A})^\alpha \cdot c(\text{B})^\beta}$$

$K^*$  beschreibt Konzentration während Redox-Reaktion;  $K^* \neq K$  (kein Gleichgew.) Gleichgew. erreicht, wenn  $\Delta E = 0$ !

Umrechnung für T=298K und log (statt ln):

Galvanische Zelle mit 2 Halbzellen:

$$\Delta E = \Delta E^0 - \frac{0,059V}{n} \cdot \log(K^*)$$

Potentialbeitrag einer einzelnen Halbzelle:

$$E = E^0 - \frac{0,059V}{n} \cdot \log(K^*)$$

### Elektrochemische Zellen

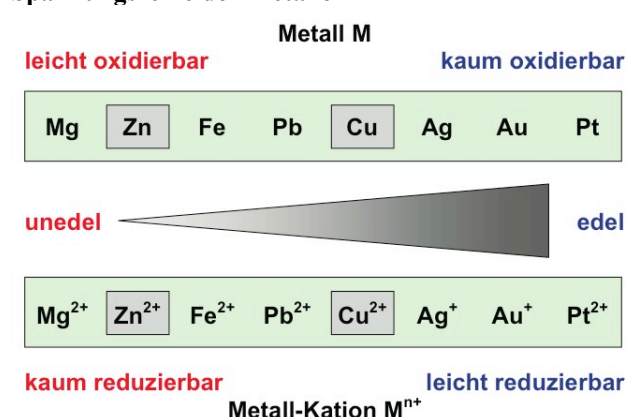
Kathode: An der Kathode nehmen Teilchen Elektronen aus dem Leiter auf: Ort der Reduktion

Anode: An der Anode geben Teilchen Elektronen an den Leiterdraht ab: Ort der Oxidation

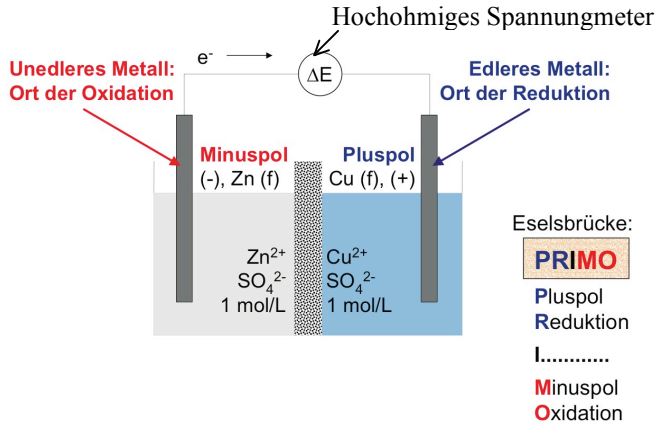
Unterscheidung zwischen 3 elektrochemischen Zellen:

1. galvanische Zelle (z.B. Batterie)
2. kurzgeschlossene Zelle (z.B. Lokalelement bei Korrosion)
3. Elektrolyse Zelle (durch Gleichstromquelle erzw. Redox-Reaktion)

### Spannungsreihe der Metalle



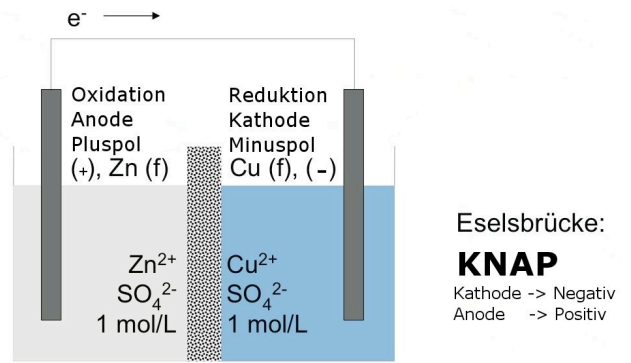
### Galvanische Zelle ohne Stromfluss (z.B. Batterie)



Zn unedler als Cu:

- Zn hat grösseren Auflösungsdruck als Cu
- bei Zn-Elektrode sammeln sich mehr e<sup>-</sup> als bei Cu-Elek.
- Zn-Element negativ → Cu-Element positiv
- Zn-El. Ort der Oxidation (Zn → Zn<sup>2+</sup> + 2e<sup>-</sup>) → Anode
- Cu-El. Ort der Reduk. (Cu<sup>2+</sup> + 2e<sup>-</sup> → Cu) → Kathode
- Reaktion läuft NICHT ab

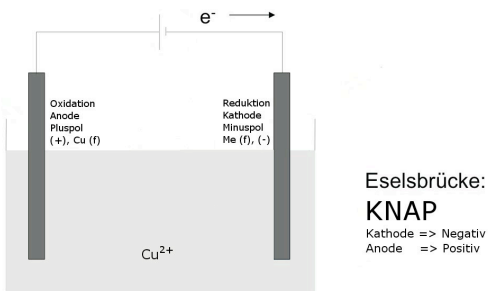
### Kurzgeschlossene Zelle (z.B. Lok.element bei Korrosion)



Zn unedler als Cu:

- e<sup>-</sup> können fließen, Reaktion läuft unkontrolliert ab
- bei Zn-Elektrode e<sup>-</sup>-Mangel, bei Cu-El. e<sup>-</sup>-Überschuss
- Zn-Element positiv → Cu-Element negativ
- Zn-El. Ort der Oxidation (Zn → Zn<sup>2+</sup> + 2e<sup>-</sup>) → Anode
- Cu-El. Ort der Reduk. (Cu<sup>2+</sup> + 2e<sup>-</sup> → Cu) → Kathode

### Elektrolyse Zelle (z.B. galvanische Abscheidung von Me.)



Elektrolyse scheidet Kupfer auf Metall-Elektrode Me ab:

- In Metall-Elektrode werden e<sup>-</sup> hineingepumpt
- Me-Element negativ; → Cu-Element positiv
- Me-El. = Ort der Red. (Cu<sup>2+</sup> + 2e<sup>-</sup> → Cu) → Kathode
- Cu-El. = Ort der Ox. (Cu → Cu<sup>2+</sup> + 2e<sup>-</sup>) → Anode
- Reaktion läuft ab

### Elektrolyse (Quantitative Aspekte)

$$Q = I \cdot t = (n \cdot z) \cdot F$$

Q = die durch die Elektrolysez. gefl. Ladungsmenge [As]

I = Stromstärke [A]

t = Zeit in Sekunden [s]

n = abgeschiedene Stoffmenge des Metalls [mol]

z = Zahl der verschobenen Elektronen gemäss Reak.-Gl.

(n·z) = Anzahl Mol zur Reduktion benöt. Elektronen [mol]

F = Faradaysche Konstante (96500As/mol)

### Organische Chemie: Funktionsgruppen

Klasse	Gruppe	Beispiele
• Kohlenwasserstoffe: – Alkane		Benzin, Heizöl
– Alkene		Ethylen
– Alkine		Acetylen
– Aromaten		Benzol, Toluol
• Halogenierte Kohlenwasserstoffe		FCKW
• Ether		Diethylether
• Alkohole		Ethanol
• Amine		Methylamin

Klasse	Gruppe	Beispiele
• Aldehyde		Zimtaldehyd
• Ketone (Carbonyle)		Aceton
• Carbonsäuren		Essigsäure, Zitronensäure
• Ester		Essigsäure- ethylester
• Amide		Polyamid, Proteine
• Isocyanate		Ausgangsstoff für Polyurethan
• Nitrile		Polyacrylnitril
• ...		

R-, R'- = Substituent, üblicherweise Kohlenwasserstoff C<sub>x</sub>H<sub>y</sub>-

## Lineare Kohlenwasserstoffe (C<sub>n</sub>H<sub>2n+2</sub>)

Name	Formel C <sub>n</sub> H <sub>2n+2</sub>	Schmelzpunkt [°C]	Siedepunkt [°C]	Dichte (flüssig) [g/cm <sup>3</sup> ]*
Methan	CH <sub>4</sub>	-183	-161	0,42
Ethan	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	-183	-89	0,55
Propan	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	-188	-42	0,58
Butan	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	-138	-0,5	0,60
Pentan	C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>	-130	+36	0,63
Hexan	C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>	-95	69	0,66
Heptan	C <sub>7</sub> H <sub>16</sub>	-91	98	0,68
Oktan	C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>	-57	126	0,70
Nonan	C <sub>9</sub> H <sub>20</sub>	-54	151	0,72
Decan	C <sub>10</sub> H <sub>22</sub>	-30	174	0,73
Dodecan	C <sub>12</sub> H <sub>26</sub>	-10	216	0,75
Heptadecan	C <sub>17</sub> H <sub>36</sub>	+22	302	0,78

\* beim Siedepunkt bzw. bei 20°C

Je grösser das Alkan, umso mehr Van-der-Waals-Wechselwirkungen

Je verzweigter das Alkan, umso weniger Van-der-Waals-Wechselwirkungen!

## Reaktionstypen (Übersicht mit Merkmalen)

- Löslichkeit
- Auflösungs-Reaktion: Edukte: Fest & Fl., Produkt Fl.
- Fällungsreaktion: Edukte: Flüssig, Produkt Fest & Flüssig
- Komplexe
- Komplex-Bildungsreaktion: Produkt ist ein Komplex
- Ligand-Austausch: Edukt und Prod. sind Komplexe, Ligand ändert
- Säure-Base-Reaktion: min. ein H-Atom, Dipol, siehe Tabelle
- Redox-Reaktion: Elektronenaustausch
- Organische Reaktion
- Addition: 2 Stoffe reagieren zu einem neuen Stoff
- Substitution: Austausch eines Substituenten
- Elimination: Abspaltung eines Moleküls
- Kondensation: 2 Stoffe reagieren unter der Bildung eines leichtflüchtigen Stoffes

## Instrumentalanalytik (Übersicht Spektrometrie)

Methoden für die Elementaranalytik

Methode	Abk.	Typ	Merkmale
Röntgenfluoreszenzanalyse	RFA	<b>Emission:</b> Anregung der Rumpfelektronen durch Röntgenquelle	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Zerstörungsfrei</li> <li>• Elementanalytik: Elemente im PSE ab ca. Na</li> <li>• Quantifizierung: Messbereich: ca. 0.01 bis 100%</li> </ul>
Atomabsorptions-Spektrometrie	AAS	<b>Absorption:</b> Anregung von Valenzelektronen der Atome	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Nicht zerstörungsfrei</li> <li>• Messung z.B. von zerstäuber Lösung in Flamme</li> <li>• Elementanalytik: fast alle Elemente messbar</li> <li>• Quantifizierung mit Lambert-Beer: Messbereich meist &lt; 0.1%</li> </ul>

Methoden für die Charakterisierung von Molekülen & Molekülstrukturen

Methode	Abk.	Typ	Merkmale
UV/VIS-Spektrometrie	UV/VIS	<b>Absorption:</b> Anregung der Elektronen in Bindungen von Molekülen	<ul style="list-style-type: none"> <li>• VIS: Farb-Charakterisierung: Komplementärfarbe wird absorbiert!</li> <li>• UV: Erkennen von Aromaten, C=O &amp; C=C-Bdg.</li> <li>• Quantifizierung mit Lambert-Beer</li> </ul>
Infrarot-Spektrometrie	IR	<b>Absorption:</b> Anregung von Schwingungen zw. Atom- bzw. Molekülgruppen	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Molekül-Charakterisierung:                             <ul style="list-style-type: none"> <li>- Gruppenfrequenzbereich: funktionale Gruppen</li> <li>- Fingerprintbereich: Identifikation mit Datenbank</li> </ul> </li> <li>• Quantifizierung mit Lambert-Beer</li> </ul>
Kernresonanz-Spektrometrie	NMR	Spezial: Resonanz in magn. Feldern	• Molekülstruktur-Charakterisierung
Massen-Spektrometrie	MS	Spezial: Ionisierung & Ionenablenkung in el. od. magn. Feldern	• Molekülstruktur-Charakterisierung

## Instrumentalanalytik (Übersicht Chromatographie)

Dünnschichtchromatographie (DC)

Eignung für wenig flüchtige Stoffe, z.B. organische Farben, Wirkstoffe in Medikamenten, Zusatzstoffe in Kunststoffen. Einsatz z.B. zur Überwachung des Synthesefortschrittes in F+E-Labors oder Pilotanlagen  
High Performance Liquid Chromatography (HPLC)  
 Eignet sich für höhermolekulare, nicht flüchtige Stoffe (z.B. Lackharze, Kunststoffadditive, Pestizide,...), temperaturempfindliche Stoffe, ...

Gaschromatographie (GC)

Eignung: Gepackte Säule für niedermolekulare, leichtflüchtige Gase. Kapillarsäule für alle bis ca. 450°C unzersetzt verdampfbare Stoffe

