



ZF CHEMIE

Semester 1

ZÜRCHER HOCHSCHULE FÜR ANGEWANDTE WISSENSCHAFTEN DEPARTEMENT LIFE SCIENCES
UND FACILITY MANAGEMENT
INSTITUT FÜR CHEMIE UND BIOTECHNOLOGIE ICBT

Katja Mutter

Bachelorstudiengang 2020 Studienrichtung Biotechnologie

Inhalt

1.	Einführung	4
1.1	Geschichtliche Entwicklung der Chemie.....	4
1.2	Was ist Chemie?	4
1.3	Aufbau der Materie	4
1.4	Trennverfahren.....	4
1.5	Charakterisierung	5
1.6	Aufbau von Atomen.....	5
1.6.1	Dalton Theorie	5
1.6.2	Rutherfordexperiment.....	5
1.6.3	Bohrsches Atommodell	6
1.6.4	Photoelektrischer Effekt	6
1.6.5	Der Ölfleckversuch.....	7
1.7	Quantenmechanik	7
1.7.1	Maximale Elektronenbesetzung	7
1.7.2	Orbitale und Quantenzahlen	8
1.7.3	Regeln	9
1.8	Molekülgestalt.....	9
1.8.1	VSEPR – Theorie.....	9
1.8.2	Hybridisierung	9
2.	Periodensystem	10
2.1	Hauptgruppen.....	10
2.2	Tendenzen im PSE	10
3.	Nomenklatur.....	11
3.1	Ionen.....	11
3.2	Säuren.....	11
3.3	Binäre molekulare Verbindungen.....	11
4.	Radioaktivität.....	12
4.1	Radiocarbon - Methode zur Altersbestimmung.....	12
4.2	Isotope.....	12
5.	Chemische Wechselwirkungen.....	13
5.1	Ionenbindung.....	13
5.1.1	Gitterenergie	13
5.2	Atombindung / kovalente Bindung:	14
5.3	Metallgitter.....	14

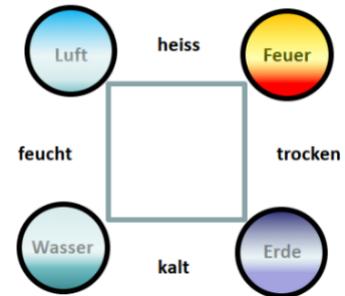
6.	Intermolekulare Wechselwirkungen	15
6.1	Dipol-Dipol-Kräfte	15
6.2	Wasserstoffbrückenbindung	15
6.3	Ion-Dipol-WW	15
6.4	Van der Waals Kräfte = Londonkräfte = Dispersionskräfte	15
6.5	Zusammenfassung	16
6.6	Ladungen	16
6.7	Mesomerie - Regeln	16
7.	Empirische Formel	17
7.1	Wichtige Reaktionen	17
8.	Säuren und Basen	18
8.1	Unterschied Brønsted-Säuren zu Lewis und Arrhenius-Säuren	18
8.2	pH-Wert	19
8.3	Säure- bzw. Basenstärke	19
8.4	Säuren ohne Sauerstoffgebundenes Proton:	19
8.5	Pufferlösungen	19
9.	Thermodynamik	20
9.1	Gesetz der Erhaltung der Chemie	20
9.2	Systeme in der Thermochemie	20
9.3	Enthalpie	20
9.4	Satz von Hess	21
9.5	Entropie	Fehler! Textmarke nicht definiert.
9.6	Hauptsätze der Thermodynamik	22
10.	Reaktionsgeschwindigkeit	23
10.1	Kollisionstheorie	23
10.2	Reaktionsgeschwindigkeit = Konzentrationsänderung pro Zeiteinheit	23
10.3	Katalysatoren	24
11.	Gleichgewichtsreaktion	26
11.1	Le Chatelier	26
11.2	Löslichkeitsprodukt	26
12.	Redox-Reaktionen und Elektrochemie	27
12.1	Regeln zur Zuordnung von Oxidationszahlen	27
12.2	Definitionen	27
12.3	Oxidationsmittel	27
12.4	Gold	27

12.5	Elektrochemie.....	28
12.6	Galvanische Zelle	28
12.7	Elektrolyse	29
12.8	Galvanisieren	29
12.9	Elektrochemische Spannungsreihe	29
13.	Gase	30
13.1	Besonderheiten des Gaszustands.....	30
13.2	Den Unterschied zwischen idealen und realen Gas	30
13.3	Van der Waals Gleichung.....	30
13.4	Dalton – Gesetz der Partialdrücke.....	30
13.5	Linde – Verfahren zur Luftverflüssigung.....	31
13.6	Zusammenhang der idealen Gasgesetze mit der kinetischen Gastheorie	31
14.	Flüssigkeiten und Lösungen.....	32
14.1	Flüssiger Zustand	32
14.2	statistische Verteilung der Energie auf die Teilchen einer Flüssigkeit	32
14.3	Dampfdruck, Verdampfen und Verdunsten	32
14.4	Lösungsprozesse und die verschiedenen Einflüsse darauf beschreiben können.....	33
14.5	Einfluss gelöster Substanzen auf Dampfdruck, Siedepunkt und Gefrierpunkt	33
14.6	Osmose	33
14.7	Dampfdruck	34
14.8	Destillation.....	34
15.	Salze und Kristalle.....	35
15.1	Der feste Zustand	35
15.2	Regelmässiger Aufbau von kristallinen und nicht kristallinen Feststoffen	35
15.3	Identitätsüberprüfung mittels Schmelzpunkt	35
15.4	Strukturaufklärung mittels Röntgendiffraktion.....	35

1. Einführung

1.1 Geschichtliche Entwicklung der Chemie

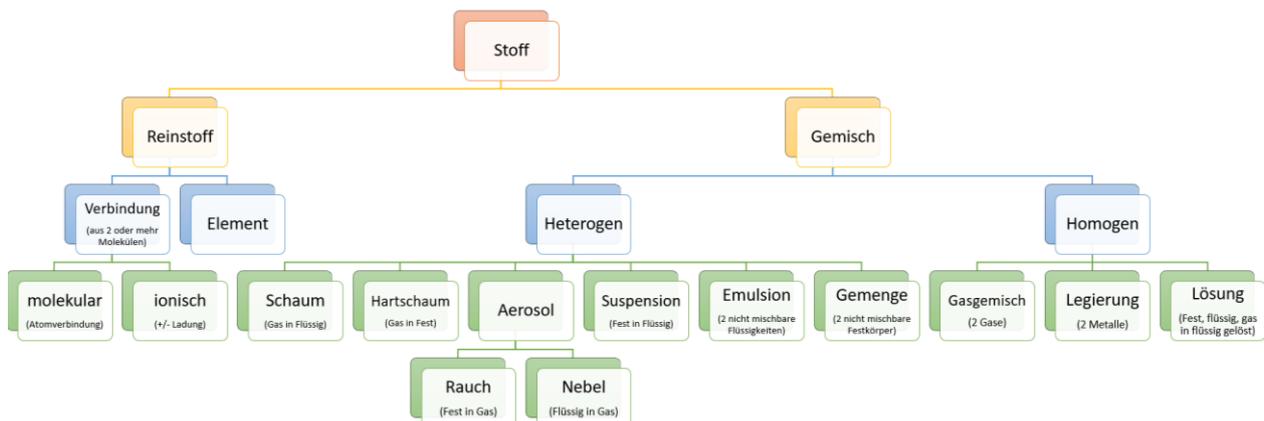
- **Bronzezeit 2200-800 v.Chr.** : Metalle werden aus Erz gewonnen. Diesen Prozess nennt man den Beginn der Chemie.
- Die **Alchemisten** versuchten später chemisches Wissen zu gewinnen, um Waffen entwickeln zu können. Z.B. versuchten sie Schlangengift aus Schlangen zu extrahieren. Dies gelang ihnen aber nicht, da ihre Kenntnisse nicht so gross waren. Stoffe wurden wie auf dem Bild charakterisiert.
- Ab **1800** : **moderne Chemie**. Die ersten Atommodelle wurden entworfen und man versuchte Theorien zu entwickeln und zu widerlegen.
- **13.Jh.**: As, Zn gefunden. Man ass Substanzen und hatte keine PSA. Darum starben viele Chemiker.
- **17.Jh.**: Phosphor entdeckt. Phlogiston war das Prinzip, welches Substanzen die Fähigkeit zu brennen gab. Es hiess Feuer sei etwas, dass dem Stoff entweicht. Man konnte keine Gase einfangen.
- **18.Jh.**: erstmals wurden Gase entdeckt: H, N, O, Cl, ... Lavoisier fängt Verbrennungsgase ein und bestimmt ihr Gewicht. Die Masse in einem geschlossenen System ist unveränderlich. Phlogistontheorie «widerlegt».
- **19.Jh** viele künstliche Elemente (Cern) / radioaktive Elemente. Künstliche Elemente sind meist nur wenige Millisekunden stabil.



1.2 Was ist Chemie?

Die Lehre der Stoffe und der Stoffumwandlungen und ihrer reinen Darstellung.

1.3 Aufbau der Materie



1.4 Trennverfahren

Heterogene Gemische:	Homogene Gemische:
<ul style="list-style-type: none"> - Sortieren - Sedimentieren, Dekantieren - Filtrieren - Extrahieren - Verdampfen, Trocknen 	<ul style="list-style-type: none"> - Extrahieren - Kristallisieren - Destillieren - Chromatographieren (auch elektrophoretisch)

1.5 Charakterisierung

Chemische Eigenschaften	Physikalische Eigenschaften
Brennbarkeit	Farbe
Redoxverhalten	Dissoziationsenergie
Säure-Base-Verhalten	Brechungsindex
Komplexbildung	Siede- und Schmelzpunkt
Korrosion	Dichte
	Härte & Duktilität
	Kristallstruktur
	Elektrische- & Thermische Leitfähigkeit
	Löslichkeit
	Glanz
	Magnetismus
	Geschmack und Geruch

1.6 Aufbau von Atomen

1.6.1 Dalton Theorie

1. Elemente bestehen aus Atomen. Alle Atome eines Elementes sind gleich, die Atome verschiedener Elemente verschieden.

2. Bei chemischen Reaktionen werden Atome miteinander verbunden oder voneinander getrennt. Atome werden nie gebildet oder zerstört und wandeln sich nicht ineinander um.

3. Chemische Verbindungen sind Verknüpfungen der Atome von zwei oder mehr Elementen. Das Verhältnis ist je nach Verbindung fix.

1.6.2 Rutherfordexperiment

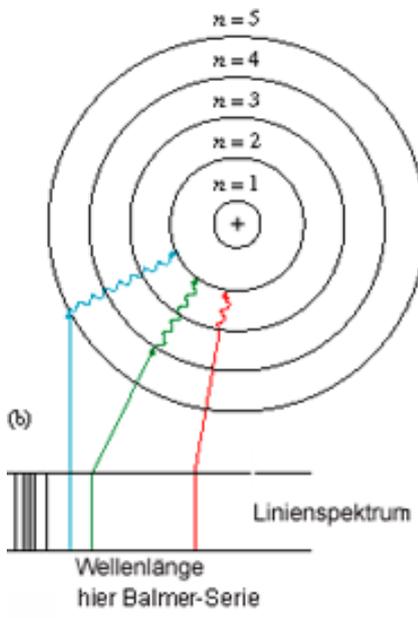
Rutherford schoss Teilchen durch eine Goldfolie. So merkte er, dass zwischen den Atomen viel Platz vorhanden ist, da die Teilchen einfach durchgingen.

a) Im Mittelpunkt des Atoms befindet sich ein Atomkern mit grösstem Teil der Atommasse und positiver Ladung.

b) Elektronen nehmen fast das ganze Volumen des Atoms ein. Sie sind ausserhalb des Atomkerns und umkreisen ihn in schnellen Bewegungen.

c) Zahl der negativ geladenen Elektronen stimmt mit Zahl der positiv geladenen Protonen im Kern überein.

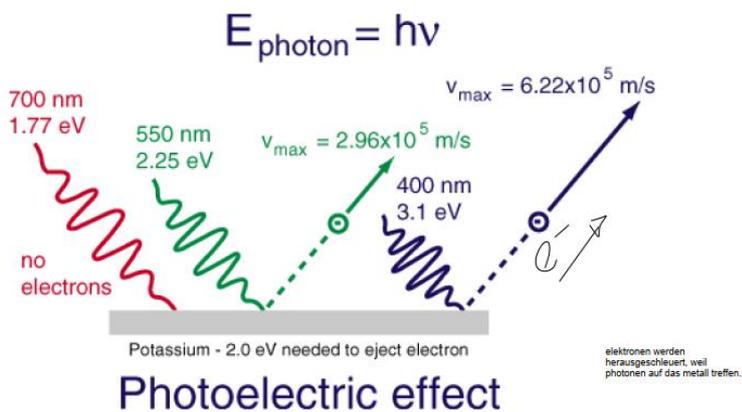
1.6.3 Bohrsches Atommodell



1. Elektronen bewegen sich auf bestimmten Kreisbahnen, die einem bestimmten Energieniveau entsprechen. Solange sie sich auf einer Bahn bewegen, bleibt ihre Energie konstant. Jede Bahn wird mit einem Buchstaben (K,L,M,...) bezeichnet. Auf der k-Schale, die dem Atomkern am nächsten ist, kommt dem Elektron die geringste Energie zu.
2. Die Bewegung der Elektronen erfolgt strahlungslos. Beim Übergang der Elektronen von einem Energieniveau E_1 zu einem niedrigerem Niveau E_2 wird ein Photon mit der Energie $E=E_1-E_2$ freigesetzt.
3. Die Energie eines Elektrons darf keine Werte annehmen, die es auf einen Ort zwischen den Bahnen bringen würde.

1.6.4 Photoelektrischer Effekt

Es sind nur bestimmte Energieniveaus der Elektronen im Atom möglich.



Vervollständigen!!!

Rydberg-Ritz-Formel mit $n_1 > n_2$

$$\frac{1}{\lambda} = RZ^2 \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right)$$

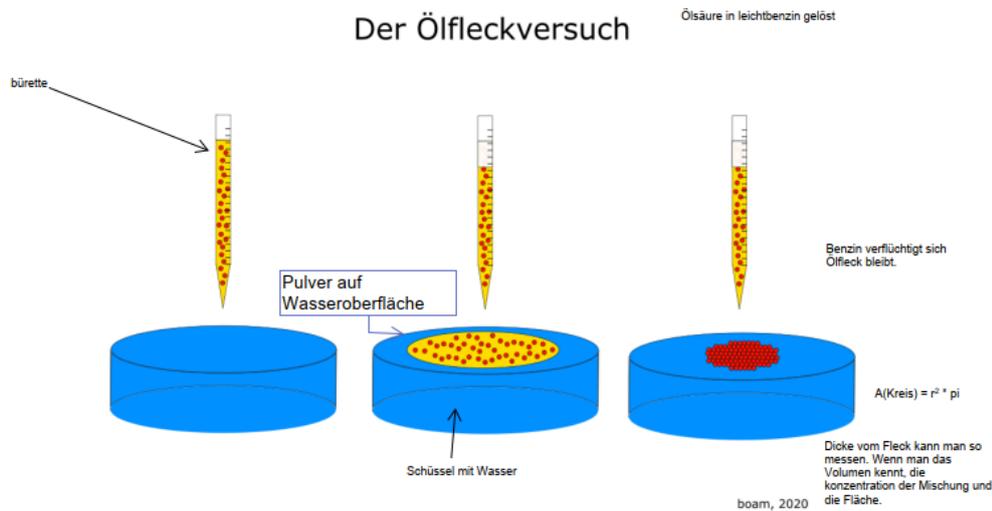
kernladungszahl

Balmerformel mit $m = 3, 4, 5, 6$

$$\lambda = (364.6 \text{ nm}) \frac{m^2}{m^2 - 4}$$

Balmers Formel ist ein Spezialfall der Rydberg-Formel mit $Z=1$ und $n_2=2$

1.6.5 Der Ölfleckversuch



Ein bestimmtes Volumen in Benzin gelöstes Öl mit einer bestimmten Konzentration wird auf Wasser getropft. Es bildet sich ein Fleck, welcher auf dem Wasser schwimmt. Nachdem das Benzin geflüchtet ist, kann man die Fläche des Flecks messen. Aus den bekannten Angaben kann man jetzt die Dicke des Flecks berechnen. Mit der Avogadro-Konstante $N_A = 6,02214179(30) \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ kann man dann die Anzahl Moleküle berechnen.

1.7 Quantenmechanik

Schrödingergleichung:

$$H \Psi(\rho) = E \Psi(\rho)$$

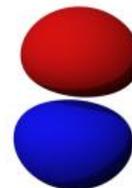
differenzgleichung für
bedingungen des
Bereichs wo
Elektronen
vorkommen

Beispiellösung:

$$\Psi_{2p} = \frac{1}{2(2)^{\frac{1}{2}}} \left(\frac{Z}{a_0} \right)^{\frac{3}{2}} \rho \cdot e^{-\frac{1}{2}\rho} \cdot \pm \left(\frac{3}{8\pi} \right)^{\frac{1}{2}} \sin \theta \cdot e^{-i\phi}$$

nicht auswendig wissen

grafisch
dargestellt:



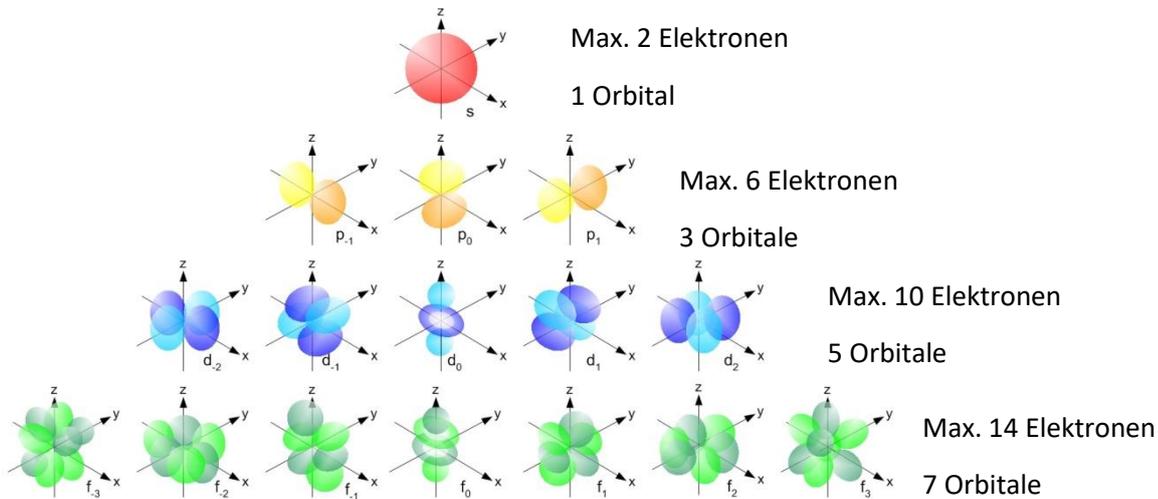
1.7.1 Maximale Elektronenbesetzung

n= 1 für K-Schale	2 Elektronen	(1 x 1)2
n= 2 für L-Schale	8 Elektronen	(2 x 2)2
n= 3 für M-Schale	18 Elektronen	(3 x 3)2
n= 4 für N-Schale	32 Elektronen	(4 x 4)2

Ab n=5 wird die max. Elektronenbesetzung nicht erreicht

1.7.2 Orbitale und Quantenzahlen

Ein Orbital ist ein Raum in dem sich ein Elektron mit einer 90% Wahrscheinlichkeit aufhält.



Hauptquantenzahl (Bahn)

Die Hauptquantenzahl: Entspricht den Schalen des Borschen Atommodells. Gibt die Größe eines Orbitals an.

$$n=1,2,3,4,\dots \text{ K,L,M},\dots$$

Nebenquantenzahl (Form)

Die Nebenquantenzahl: gibt die Form eines Orbitals in einem Atom an.

$$l= 0,1,2,\dots (n-1)$$

Magnetische Quantenzahl des Drehimpulses (Neigung)

Die magnetische Quantenzahl: bezeichnet die räumliche Orientierung .

$$m=-l,\dots,-1,0,1,\dots,+l$$

Spinquantenzahl (Spin)

Gegenseitige Drehrichtung des e- erzeugt ein magnetisches Feld. Jedes Elektron hat einen Eigendrehimpuls:

$$m_s= -1/2, +1/2$$

Quantenzahlen			Anzahl Energiezustände	
n	l	ml	Unter-zustände	max. Elektronen
1	0 (s)	0	2	2
2	0 (s)	0	2	8
	1 (p)	-1,0,+1	6	
3	0 (s)	0	2	18
	1 (p)	-1,0,+1	6	
	2 (d)	-2,-1,0,+1,+2	10	
4	0 (s)	0	2	32
	1 (p)	-1,0,+1	6	
	2 (d)	-2,-1,0,+1,+2	10	
	3 (f)	-3,-2,-1,0,+1,+2,+3	14	

1.7.3 Regeln

1. Ein Orbital kann max. mit 2 e- besetzt werden.
2. Pauli-Verbot: Alle e- eines Atoms unterscheiden sich in min. 1 Quantenzahl.
3. Hund'sche-Regel: Orbitale einer Unterschale werden so besetzt, dass die Anzahl Elektronen mit gleicher Spinrichtung maximal wird. (Zuerst werden die Orbitale einfach besetzt, erst dann doppelt)
4. Das 4s-Orbital wird vor dem 3d-Orbital besetzt. 1s-2s-2p-3s-3p-4s-3d-4p
5. Halbvolle | volle Schalen → energetisch günstig (ausser Nebengruppen).

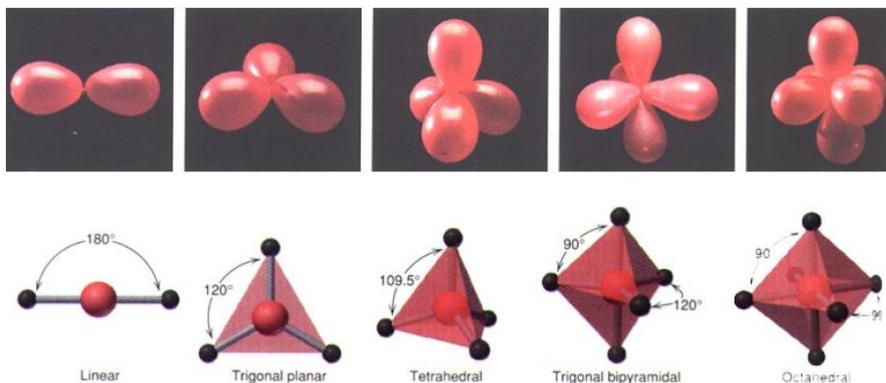
n = 7	7s	7p		
n = 6	6s	6p	6d	
n = 5	5s	5p	5d	5f
n = 4	4s	4p	4d	4f
n = 3	3s	3p	3d	
n = 2	2s	2p		
n = 1	1s			
	s	p	d	f

#98075918

1.8 Molekülgestalt

1.8.1 VSEPR – Theorie

- Die VSEPR Theorie gibt Auskunft über die dreidimensionale Struktur.
- Die Theorie beruht auf der Valence shell electron pair repulsion, d.h. auf der Abstoßung der Valenzelektronen untereinander.
- Abhängig von der Anzahl an Elektronenpaaren nehmen die Moleküle eine bestimmte Geometrie und Molekülgestalt ein.
- Die Atome und freien Elektronenpaare des Moleküls nehmen die Positionen ein, in denen sie möglichst weit voneinander entfernt sind.
- Dadurch erreicht das ganze Molekül ein niedriges Energieniveau.
- Mögliche Molekülgestalten: Die gängigen Geometrien sind linear, trigonal planar, tetraedisch, trigonal-bipyramidal, oktaedrisch und pentagonal-bipyramidal.
- Einsame Elektronenpaare nehmen mehr Platz ein als gebundene Elektronenpaare.



1.8.2 Hybridisierung

- Hybrid ist ein System, bei dem 2 Systeme miteinander kombiniert werden
- Mathematischer Vorgang, der durch die Kombination von verschiedenen, energetisch jedoch ähnlichen Orbitalen eines Atoms zur Bildung von gleichwertigen Orbitalen führt.
- Beispiel: Aus einem s-Orbital und drei p-Orbitalen werden vier sp^3 – Orbitale gebildet.
- sp^3 = Einfachbindung (Tetraeder), sp^2 = Doppelbindung (planar), sp = Dreifachbindung (linear)
- Hybridisierung:
 - 1. Schritt: Unter Energieaufwand wird ein s-Elektron in ein p-Orbital „angehoben“.
 - 2. Schritt: Ein s-Orbital und drei p-Orbitale werden hybridisiert.
 - Alle vier sp^3 Orbitale haben den gleichen Energielevel (höher als s-Orbital, tiefer als p-Orbital.)

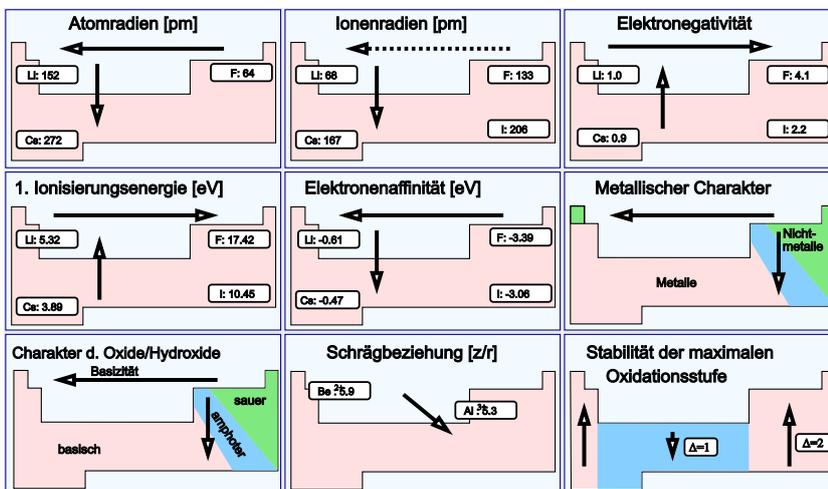
2. Periodensystem

Metalle: <ul style="list-style-type: none"> • Schimmern • leiten Strom und Wärme • Bilden Kationen (geben Elektronen ab, pos. geladene Ionen) 	Halbmetalle <ul style="list-style-type: none"> • Eigenschaften zwischen Metallen und Nichtmetallen • je nach Modifikation andere Eigenschaften 	Nichtmetalle <ul style="list-style-type: none"> • Kein Schimmern • schlechte Wärme und Stromleiter • bilden Anionen (nehmen Elektronen auf, neg. geladene Ionen)
---	---	--

2.1 Hauptgruppen

1. Alkalimetalle (immer in Verbindung, silbern, Leichtmetalle, in Wasser basisch, Kationen +1)
2. Erdalkalimetalle (leichte Metalle, 2 Valenze-, starke Reaktivität, Bindung mit Δe -negativen Elementen, Kation +2)
3. Borgruppe (Bor ist ein hartes Nichtmetall & reaktionsträge, Rest ist reaktionsfreudig, Gallium für LED, erste Farbe Rot, dann blau, dann grün, dann weiss)
4. Kohlenstoffgruppe (C: entscheidend für Leben, Silicium: häufigstes Element, Blei: schwerstes stabiles Element)
5. Stickstoffgruppe (N: Hauptbestandteil der Luft)
6. Chalkogene / Sauerstoffgruppe
7. Halogene (Fluor ist das reaktivste aller Elemente, reaktive Nichtmetalle, stark Δe -negativ)
8. Edelgase (nur atomar, weil Edelgaskonfiguration vollständig, in Spuren vorhanden)

2.2 Tendenzen im PSE



3. Nomenklatur

3.1 Ionen

- Einatomige und einige mehratomige Anionen tragen die Endung -id.
- Mehratomige Anionen die Sauerstoff enthalten, haben Namen die mit -at oder -it enden.

Per- x -at

x -at

x -it

Hypo- x -it

Ion	Name	Ion	Name
Na ⁺	Natrium-Ion	HSO ₄ ⁻	Hydrosulfat-Ion
K ⁺	Kalium-Ion	SO ₄ ²⁻	Sulfat-Ion
Mg ²⁺	Magnesium-Ion	HSO ₃ ⁻	Hydrosulfid-Ion
Ca ²⁺	Calcium-Ion	SO ₃ ²⁻	Sulfid-Ion
Ba ²⁺	Barium-Ion	NO ₃ ⁻	Nitrat-Ion
Al ³⁺	Aluminium-Ion	NO ₂ ⁻	Nitrit-Ion
Ag ⁺	Silber-Ion	H ₂ PO ₄ ⁻	Dihydrogenphosphat-Ion
Zn ²⁺	Zink-Ion	HPO ₄ ²⁻	Hydrogenphosphat-Ion
Pb ²⁺	Blei(II)-Ion	PO ₄ ³⁻	Phosphat-Ion
NH ₄ ⁺	Ammonium-Ion	OH ⁻	Hydroxid-Ion
N ³⁻	Nitrid-Ion	HCO ₃ ⁻	Hydrogencarbonat-Ion
P ³⁻	Phosphid-Ion	CO ₃ ²⁻	Carbonat-Ion
O ²⁻	Oxid-Ion	MnO ₄ ⁻	Permanganat-Ion
S ²⁻	Sulfid-Ion	CrO ₄ ²⁻	Chromat-Ion
F ⁻	Fluorid-Ion	Cr ₂ O ₇ ²⁻	Dichromat-Ion
Cl ⁻	Chlorid-Ion	SCN ⁻	Thiocyanat-Ion
Br ⁻	Bromid-Ion	S ₂ O ₃ ²⁻	Thiosulfat-Ion
I ⁻	Iodid-Ion	H ₃ CCOO ⁻	Acetat-Ion

3.2 Säuren

Elementwasserstoffsäuren: HCl (Salzsäure; Chlorwasserstoffsäure)

Anionen	Summenformel	Name
Perchlorat	HClO ₄	Perchlorsäure
Chlorat	HClO ₃	Chlorsäure
Chlorit	HClO ₂	Chlorige Säure
Hypochlorit	HClO	Hypochlorige Säure

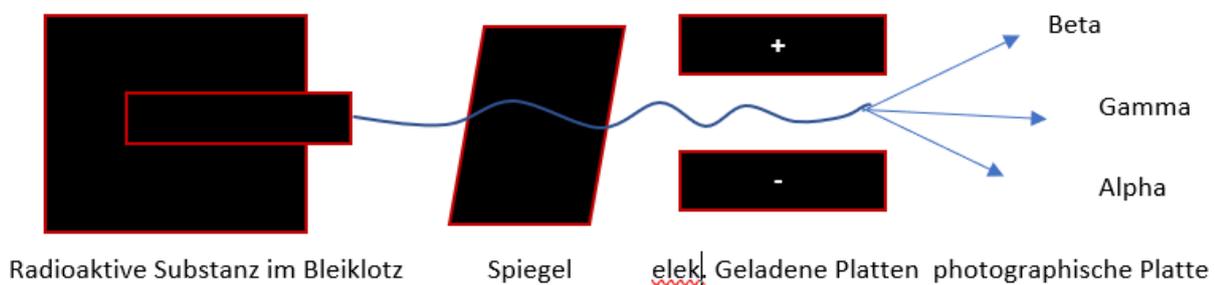
3.3 Binäre molekulare Verbindungen

1. Der Name des Elements, welches im PSE weiter links steht, wird zuerst geschrieben.
2. Wenn sich die Elemente in der gleichen Spalte befinden, dann wird zuerst das genannt, welches die höhere Oxidationszahl hat.
3. An das zweite Element wird -id angehängt.
4. Griechische Präfixe werden verwendet, um die Anzahl Atome anzuzeigen.
 - a. Mono wird nie beim ersten Element verwendet.
 - b. Präfix endet auf o oder a und das zweite Element beginnt mit einem Vokal, so wird das a oder o oft weggelassen.

4. Radioaktivität

Name	Alpha	Beta	Gamma
Ladung	2+	1-	0
Zerfallsreihe (Bei Elementen mit Ordnungszahl > 80)	- 2 Protonen - 2 Nukleonenzahl	+ 1 Proton = Nukleonenzahl	Anregungsenergie wird abgebaut
Relative Durchdringungskraft	1 Blatt	100 Blätter	1 Bleiklotz
Art der Strahlung	${}^4_2\text{He}$ -Kerne	Elektronen	elektromagnetisch

Detektion von Strahlen



Ionisierende Strahlung aus dem Weltall schädigt Leben sehr.

4.1 Radiocarbon - Methode zur Altersbestimmung

Während ${}^{12}\text{C}$ und ${}^{13}\text{C}$ stabil sind, zerfällt ${}^{14}\text{C}$ mit einer Halbwertszeit von 5730 Jahren durch β^- -Zerfall zu ${}^{14}\text{N}$ -Kernen.

4.2 Isotope

Atome des gleichen Elements, die sich in der Anzahl Neutronen und damit in der Masse unterscheiden. Entweder natürlich vorhanden oder bestehen durch radioaktiven Zerfall, sowie durch Beschuss von Elementen mit ionischer Strahlung.

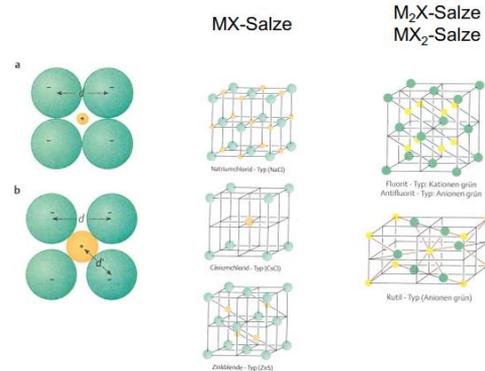
- Protium: stabil, keine Neutronen,
- Deuterium: stabil, 1 Neutron, Bestandteil von LM in NMR-Spektroskopie,
- Tritium: radioaktiv (instabil),

5. Chemische Wechselwirkungen

5.1 Ionenbindung

- EN-Differenz von 1.4
- Zwischen Metall und Nichtmetall
- Stabile Elektronenbesetzung
- Sehr polar
- Salze sind keine Moleküle
- Leiten Strom
- Hart und spröde = keine plastische Verformung

Epirische Formel: $\text{Mg}^{2+} + 2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{MgCl}_2$



Mit den bekannten Ionenradien können wir die Dichte von Salzen berechnen:

$$r(\text{Na}^+) = 102 \text{ pm}$$

$$r(\text{Cl}^-) = 181 \text{ pm}$$

$$r(\text{Na}^+) \gg 0.41 \cdot r(\text{Cl}^-) = 75 \text{ pm}$$

Kantenlänge der Einheitszelle: 566 pm (kein Anionenkontakt)

Volumen der Einheitszelle: $1.81 \cdot 10^{-28} \text{ m}^3$

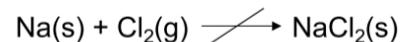
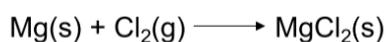
Gewicht der Einheitszelle: $4 \cdot \text{Na} + 4 \cdot \text{Cl} = 234 \text{ u} = 3.88 \cdot 10^{-22} \text{ g}$

Dichte von NaCl: 2.14 g/cm³ Literatur: 2.17 g/cm³

5.1.1 Gitterenergie

Beim Aufbau eines Salzgitters aus den einzelnen Ionen werden gewaltige Energien frei. Der Wert der Gitterenergie kann aber nicht direkt gemessen werden. Der Satz von Hess über die Additivität von Enthalpien lässt uns trotzdem die Gitterenergie errechnen:

Mit einer einfachen Rechnung kann gezeigt werden, warum NaCl und MgCl_2 stabile Salze bilden, NaCl_2 jedoch nicht stabil ist:



$$\Delta H_f^0[\text{Mg(g)}] = 150 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^0[\text{Cl(g)}] = 244 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{Ion1}}^0[\text{Mg}^+(\text{g})] = 738 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{Ion2}}^0[\text{Mg}^{2+}(\text{g})] = 1450 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{EA}}^0[\text{Cl}^-(\text{g})] = -698 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{Gitter}}^0[\text{MgCl}_2] = x \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^0[\text{MgCl}_2(\text{s})] = -642 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{Gitter}}^0[\text{MgCl}_2] = -2525 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^0[\text{Na(g)}] = 108 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^0[\text{Cl(g)}] = 244 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{Ion1}}^0[\text{Na}^+(\text{g})] = 496 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{Ion2}}^0[\text{Na}^{2+}(\text{g})] = 4563 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{EA}}^0[\text{Cl}^-(\text{g})] = -698 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{Gitter}}^0[\text{NaCl}_2] = x \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^0[\text{NaCl}_2(\text{s})] = -1 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{Gitter}}^0[\text{NaCl}_2] = -4713 \text{ kJ/mol}$$

6. Intermolekulare Wechselwirkungen

Intermolekulare Kräfte wirken einer Verteilung der Flüssigkeit entgegen. => Kohäsionskräfte

Intermolekulare Kräfte zwischen Gefäss und Flüssigkeit führen zu Kapillarkräften. => Adhäsionskräfte

Zu den intermolekularen Kräften gehören (Bereich der Energie):

- Ion-Ion-Kräfte 250 kJ/mol
- Ion-Dipol-Kräfte 15 kJ/mol
- Dipol-Dipol-Kräfte 2 kJ/mol
- Dipol-Dipol-Kräfte (rotierende Moleküle) 0.3 kJ/mol
- Londonkräfte (Dispersionskräfte) 2 kJ/mol
- Wasserstoffbrückenbindungen 20 kJ/mol

6.1 Dipol-Dipol-Kräfte

- Symmetrisch= kein Dipol
- Bei Molekülen mit permanentem Dipol
- $\mu = q * d$ Formel zum Dipolmoment wird in Debye D angegeben
- Stärker als Dispersionskräfte
- Je grösser die Kraft desto höher der Sdp
- Vektoraddition führt zu resultierendem Dipol des Moleküls

6.2 Wasserstoffbrückenbindung

- Gehören zu den Dipol-Dipol-Kräften und sind besonders stark.
- Kann intermolekular oder intramolekular sein
- Erhöhen Smp, Sdp, Viskosität
- Z.B. DNA, Basenpaare,
- Wasserstoffbrücken treten auf, wenn
 - ein Molekül ein Wasserstoffatom zur Verfügung stellt mit hohem $\delta+$ Ladungsanteil (Proton-Donor).
 - das Atom, mit dem das Wasserstoffatom verbunden ist, klein und elektronegativer ist (F > O > N).
 - der Proton-Akzeptor ebenfalls klein und elektronegativer ist. (F > O > N).

6.3 Ion-Dipol-WW

- Elektrostatische Kräfte, die zwischen Ionen und polaren Molekülen wirken.
- Beispiel: Ionenverbindung wird in Wasser gelöst -> Hydratation
- Ion – Dipol WW sind häufig schwächer als Ion – Ion WW.

6.4 Van der Waals Kräfte = Londonkräfte = Dispersionskräfte

- Van-der-Waals-Radius: Abstand der Atome zwischen Molekülen (bei Berührung)
- Zwischen unpolaren Molekülen, die keinen oder nur sehr schwachen Dipol haben.
- Die Stärke der Dispersionskräfte hängen von der Grösse der Moleküle, Anzahl an Elektronen und Polarisierbarkeit des Moleküls ab.

3 Arten:

Art	Wirkung	Beispiel	Skizze
Permanenter - Permanenter Dipol (Richteffekt)	Ausrichtung der Dipol nach + - + -	Cl-F	
Permanenter - induzierter Dipol (Induktionseffekt)	Anziehung und Ausrichtung der Dipole	Cl-F auf Cl-Cl,	
fluktuierender - induzierender Dipol (Dispersionseffekt)	Schwankung der Ladungsdichte in Elektronenhülle liefert fluktuierende Dipol	He,	

6.5 Zusammenfassung

Typ WW	Wechselwirkung	Energie [kJ/mol]	Abstandsab-hängigkeit	Spezies
Intra-molekular	Ion-Ion	250	$1 / r$	Halten Ionen zusammen
	Kovalenzbindung	150 – 800 *	Kovalenzrd.	Bilden Moleküle aus Nichtmetallen
Inter-molekular	Dipol-Dipol	5 - 160	$1 / r^3$	Zwischen polaren Molekülen
	Wasserstoffbrücken	20 - 160	Kompliziert, aber $\sim 1 / r^2$	N, O, F verknüpft über ein gemeinsames H
	Dipol-Ion	15 - 150	$1 / r^2$	Zwischen polaren Molekülen und Ionen
	Induktion	5 – 10	$1 / r^4$	Zwischen polaren und unpolaren Molekülen
	Dispersion	2 – 25	$1 / r^6$	Zwischen allen Molekülen

* Nur bei Mehrfachbindungen

6.6 Ladungen

Partialladung: Von EN abhängig

Formale Ladung: Unterschied zwischen eig. Valenzelektronenanzahl und tatsächlicher Anzahl Valenzelektronen. Formalladungen werden durch Aufteilen der Bindungselektronen auf die Bindungspartner ohne Berücksichtigung der Elektronegativität erhalten.

Formalladungen spiegeln keine physikalische Realität wieder sondern sind eine Formalität. Die wirkliche Ladungsverteilung wird in Molekülen durch **Partialladungen** angegeben.

6.7 Mesomerie - Regeln

- Räumliche Anordnung muss bei allen Strukturen gleich sein.
- Keine Formalladungen mit gleichem Vorzeichen nebeneinander.
- Möglichst wenig Formalladungen im Molekül sind günstiger.
- Negative Formalladung auf elektronegativerem Atom ist günstiger als umgekehrt.

7. Empirische Formel

Gibt das Verhältnis der Elemente zueinander an (wird oft auch Verhältnisformel genannt)

Bestimmung empirischer Formeln:

- Durch Elektrolyse bei Salzen
- Synthese aus Elementen oder bekannten Verbindungen
- Verbrennungsanalyse bei org. Verbindungen: Bsp: Vitamin C enthält 40.9 % C, 4.57 % H und 54.5 % O.

7.1 Wichtige Reaktionen

Metalle reagieren mit Säuren zu einem Salz und gasförmigem Wasserstoff



Metalloxide reagieren mit Säuren zu einem Salz und Wasser



Säuren reagieren mit Carbonaten zu einem Salz und Wasser



Stärkere Säuren ersetzen schwächere Säuren in den Salzen



Metalle und Nichtmetalle reagieren mit Sauerstoff in einer Redoxreaktion zu Metalloxiden bzw.

Nichtmetalloxiden



Metalloxide reagieren mit Wasser zu Hydroxiden



Nichtmetalloxide reagieren mit Wasser zu Säuren



8. Säuren und Basen

Beispiel Salzsäure:

- Reines HCl: wenig leitfähig, gasförmig, nicht ätzend
 - HCl in Wasser: hohe Leitfähigkeit, flüssig, ätzend, Salzsäure genannt, 100% dissoziierend
- Schwache Säuren dissoziieren < 100% der Protonen. Starke Säuren werden nach der Protonenabgabe zu schwachen Basen, schwache Säuren zu starken Basen.

Säuren geben in Wasser H⁺ ab, Basen OH⁻. H⁺ ist das kleinste Atom. Es besitzt keine Atomhülle. Es ist für biologische Prozesse besonders wichtig. Durch den Grotthussmechanismus können Kationen in Wasser effizient und schnell zwischen weit entfernten Reaktionspartnern ausgetauscht werden.

Chemische Vorgänge in Zellen und Körperflüssigkeiten sind Säure-Basen abhängig

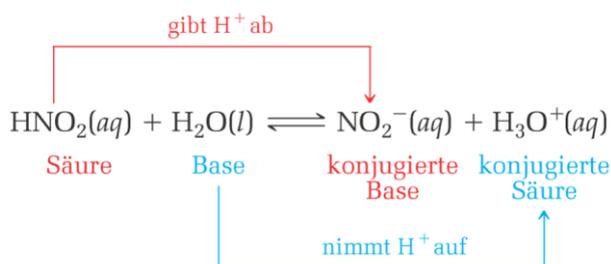
- Die Aktivität von Enzymen ist abhängig vom pH-Wert.
- Die Regulation vieler physiologischer Vorgänge (Verdauung, Atmung...) spielen Säure-Konzentrationen eine entscheidende Rolle.
- Blut muss einen pH von 7,35 – 7,45 haben. Dies wird durch einen Bicarbonat-Puffer kontrolliert. CO₂ wird über das Gewebe ins Blut transportiert. Da wird CO₂ zu HCO₃⁻ umgewandelt. In der Form wird es in die Lunge transportiert, wo es wieder zu CO₂ konvertiert und ausgeatmet wird.
- Wirkung von Medikamenten ist abhängig von deren Säure-Base-Eigenschaften.

8.1 Unterschied Brønsted-Säuren zu Lewis und Arrhenius-Säuren

Arrhenius-Konzept: Nur Ionen in wässriger Lösung. Säuren setzen in wässrigen Lösungen H⁺-Ionen frei, Basen setzen OH⁻-Ionen frei. Z.B. HCl, NaOH, HBr, ...

Das **Brønsted**-Konzept ist eine Erweiterung des Arrhenius-Konzepts. Säuren sind Protonen-Donoren, Basen sind Protonen-Akzeptoren. Beruht auf Übergabe von Protonen der Säure an die Base. Z.B. Essigsäure, Ammoniak, ...

Je stärker die Säure, desto schwächer die Base & Je stärker die Base, desto schwächer die Säure.



Lewis-Konzept: Ein Molekül oder Ion mit einem einsamen Elektronenpaar ist eine Lewis-Base und ein Molekül oder Ion mit einer Elektronenlücke, das sich unter Ausbildung einer kovalenten Bindung anlagern kann eine Lewis-Säure. Die Säure muss kein H⁺ enthalten.

Z.B. Säure: BF₃, Ag⁺, Base: NH₃,

8.2 pH-Wert

Die Konzentration $[H^+]$ wird in den negativen dekadischen Logarithmus umgerechnet.

$$pH = -\lg [H^+] \quad [H^+] = 10^{-pH}$$

Je grösser K_s , desto stärker die Säure.

8.3 Säure- bzw. Basenstärke

Die Fähigkeit der Säuren Protonen abzugeben, unterscheidet sich beträchtlich. Sie hängt unter anderem davon ab, wie stark polarisiert die Bindung zum Wasserstoff ist. Denn je polarer diese Bindung ist, desto stärker ist die Säure. Je mehr Sauerstoffatome um das Zentralatom angelagert sind, desto stärker ist die Säure.

8.4 Säuren ohne Sauerstoffgebundenes Proton:

Die Elektronegativität und die Atomgrösse des Atoms X, an welchem das saure Proton gebunden ist, sind entscheidend für die Säurestärke. Die Säurestärke nimmt zu, je grösser X ist (weil Protonen leichter abgespalten werden können \rightarrow Bindungsstärke). Die Säurestärke nimmt bei ähnlicher Atomgrösse zu, je elektronegativer X ist.

8.5 Pufferlösungen

- Pufferlösungen halten den pH-Wert konstant, wenn Säuren und Basen in begrenzter Menge zugesetzt werden.
- Eine Pufferlösung enthält eine relativ hohe Konzentration einer schwachen Säure und ihrer konjugierten Base.
- Ein Puffer wirkt Änderungen des pH-Werts entgegen, weil er sowohl eine Säure zur Bindung von OH^- Ionen als auch eine Base zur Bindung von H^+ Ionen enthält.

Anwendung: in der Industrie (z.B. Farbstoffe, Fotografie), In der Analytik, In biologischen Prozessen, in menschlichen und tierischen Organismen (z.B. in Blut und bei enzymatischen Prozessen), im Meer (pH 8.3).

Berechnung des pH eines Puffersystems:

$$[H^+] = K_S \cdot \frac{[HAc]}{[Ac^-]} = 10^{-pH}$$

Daraus ergibt sich:

$$-\lg [H^+] = -\lg \left(K_S \cdot \frac{[HAc]}{[Ac^-]} \right) = pH$$

$$pH = pK_S - \lg \left(\frac{[HAc]}{[Ac^-]} \right) = pK_S + \lg \left(\frac{[Ac^-]}{[HAc]} \right)$$

Diese wichtige Gleichung für Puffersysteme **wird Henderson-Hasselbach-Gleichung** genannt.

9. Thermodynamik

Die Thermodynamik befasst sich nur mit den Änderungen der inneren Energie ΔU

Beispiel: Ein System mit einer Inneren Energie (U_1) nimmt Wärme auf (+ Q) und verrichtet Arbeit an der Umgebung (- W). \rightarrow Seine Innere Energie beträgt neu $U_2 = U_1 + Q - W$. Berechnet wird nur $\Delta U = + Q - W$

$\Delta U > 0$: Die innere Energie hat zugenommen. Die Umgebungsenergie hat abgenommen

$\Delta U < 0$: Die innere Energie hat abgenommen. Die Umgebungsenergie hat zugenommen.

9.1 Gesetz der Erhaltung der Chemie

- Energie kann in einem abgeschlossenen System weder gewonnen werden, noch verloren gehen.
- Es können nur einzelne Energieformen ineinander umgewandelt werden.
- Bei jeder chemischen Reaktion ist die Gesamtenergie von System und Umgebung vor und nach der chemischen Reaktion gleich, wobei die Form, in der die Energie auftritt, verschieden sein kann.

Asymmetrie : jede Energieform kann vollständig in Wärme umgewandelt werden, umgekehrt geht das aber nicht ! Wärmeenergie ist also eine weniger wertvolle Energie für die weitere Verwendung.

9.2 Systeme in der Thermochemie

- Wenn wir in der Chemie «Systeme» untersuchen, unterscheiden wir folgende Arten von Systemen:
 - Offene Systeme: Energie und Materie Austausch mit der Umgebung ist möglich
 - $H = U + p\Delta V$
 - Geschlossene Systeme: nur Energieaustausch mit der Umgebung ist möglich
 - $H = U + \Delta pV$
 - Isolierte Systeme: kein Austausch von Materie und Energie mit der Umgebung findet statt
 - «chemisch Systeme»: meistens geschlossene Systeme mit konstantem p und T
- $H = U + \Delta nRT$ bei Gasreaktionen
- Die innere Energie U eines isolierten Systems ist konstant.
- Wird Arbeit oder Wärme zu- oder abgeführt ändert sich U: $\Delta U = \Delta W + \Delta Q$
- Bei Reaktionen die Wärme und Arbeit leisten ist ΔU die Reaktionsenergie.

9.3 Enthalpie

Oft werden chemische Reaktionen in offenen Gefäßen durchgeführt und ein Teil der Reaktionsenergie wird als Volumenarbeit $p \cdot \Delta V$ geleistet. Dieser Teil der Energie wird nicht als Reaktionswärme abgegeben.

Die Reaktionsenthalpie ist definiert als: $\Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V$

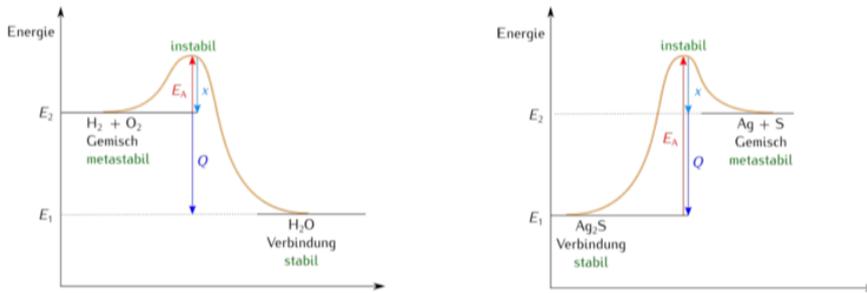
Für eine bestimmte Reaktion kann die Reaktionsenthalpie bestimmt werden. Exotherm: $\Delta H < 0$ /
Endotherm: $\Delta H > 0$

Eine exotherme Reaktion ist eine chemische Reaktion, in deren Verlauf Energie freigesetzt wird.

Eine endotherme Reaktion ist eine chemische Reaktion, die abläuft, während die reagierenden Stoffe Energie aufnehmen.

Messung mit Kalorimeter.

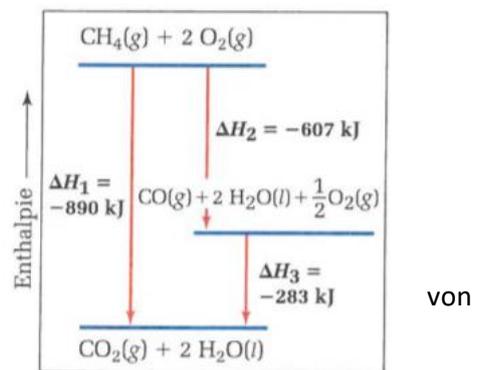
ZF CHEMIE



9.4 Satz von Hess

Die Enthalpieänderung in einem Prozess entspricht immer der Summe der Enthalpieänderungen aller Einzelschritte. Mit Enthalpien kann also additiv gerechnet werden und die gesamte Enthalpieänderung ist bei gleichen Edukten und Produkten immer gleich, egal über welchen Weg die Reaktion verläuft.

Durch Addition können Bildungsenthalpien ausgerechnet werden. Mit Standardbildungsenthalpien (Energie der Reaktion Elementen aus ihrem stabilsten in die entsprechenden Produkte) aus Tabellen können Reaktionsenthalpien berechnet werden.



Berechnung: Bindungen brechen, neue Moleküle brechen, beides zusammenrechnen.

9.5 Entropie

- Es laufen nur exothermen Reaktionen freiwillig ab.
- Systeme, die sich freiwillig zum Endzustand umsetzen, aber nur durch Arbeit von der Umgebung wieder zum Anfangszustand zurückkehren können, werden als **irreversibel** bezeichnet. Spontane Prozess sind immer irreversibel.
- Die Unordnung in diesen Systemen wird mit der Entropie S beschrieben.
- Systeme, die in den Anfangszustand zurückversetzt werden können, so dass System und Umgebung unverändert vorliegen, sind **reversibel**.
- Die Entropie nimmt zu (der Wert ist positiv), wenn
 - die Temperatur zunimmt
 - das Volumen zunimmt
 - die Anzahl der sich unabhängig bewegenden Teilchen zunimmt.
 - fest - flüssig - gasförmig
 - z.B. Lösungsprozesse, Schmelzen von Eis

Die freie Reaktionsenthalpie ΔG ist folgendermassen definiert: $\Delta G = -T \Delta S_{\text{ges}} = \Delta H_{\text{sys}} - T \Delta S_{\text{sys}}$

Eine Reaktion läuft also spontan ab, wenn $\Delta G < 0$ ist.

Bei $\Delta G = 0$ ist das System im Gleichgewicht.

Eine Reaktion mit $\Delta G > 0$ läuft nicht freiwillig ab.

9.6 Hauptsätze der Thermodynamik

0. Hauptsatz: Stehen zwei Systeme jeweils mit einem dritten im thermodynamischen Gleichgewicht, so stehen sie auch untereinander im Gleichgewicht.

1. Hauptsatz: Energie kann weder erzeugt noch vernichtet, sondern nur in verschiedene Arten umgewandelt werden. → Die Gesamtenergie im Universum ist konstant.

2. Hauptsatz: Bei einer spontanen Zustandsänderung vergrößert sich die Entropie. Freiwillig stellt sich somit immer nur ein Zustand mit geringerer Ordnung her.

1. Wärme kann nicht von selbst von einem Körper niedriger Temperatur auf einen Körper höherer Temperatur übergehen.

2. Wärme kann nicht vollständig in Arbeit umgewandelt werden.

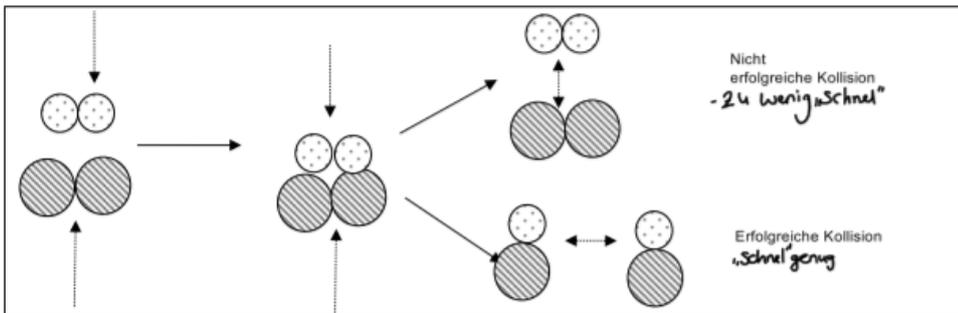
3. Alle spontan (in eine Richtung) ablaufenden Prozesse sind irreversibel (z.B. Zerbrechen eines Glases)

4. Ausgleichs- und Mischungsvorgänge sind irreversibel.

3. Hauptsatz: Der absolute Nullpunkt der Temperatur ist unerreichbar.

10. Reaktionskinetik

10.1 Kollisionstheorie



Hohe Temperatur = hohe Bewegungsenergie = hohe Zahl an effektiven Kollisionen →
Reaktionsgeschwindigkeit temperaturabhängig (Brown'sche Bewegung).

Eine Kollision muss heftig genug sein, und die Ausrichtung der Moleküle muss stimmen, damit es zu einer Reaktion kommt

10.2 Reaktionsgeschwindigkeit = Konzentrationsänderung pro Zeiteinheit

Abhängig von

a: Zahl der Zusammenstöße pro Zeiteinheit

b: Anteil der Zusammenstöße mit ausreichender Kollisionsenergie

c: Anteil der Zusammenstöße mit geeigneter Orientierung

$$v = a \cdot b \cdot c$$

Berechnet über: $v = \Delta c / \Delta t$ oder mit der Reaktionsgeschwindigkeitskonstante k

1: $A + B = \text{Produkt} \rightarrow k \cdot c(A) \cdot c(B)$

2: $A + A = \text{Produkt} \rightarrow k \cdot c^2$

- Die Reaktionsgeschwindigkeit entspricht der Steigung der Konzentrationskurve: $v = \Delta c / \Delta t$.

0. Ordnung

1. Ordnung

2. Ordnung

$$v(A) = \frac{dc(A)}{dt} = -k$$

$$v(A) = \frac{dc(A)}{dt} = -k \cdot c(A)$$

$$v(A) = \frac{dc(A)}{dt} = -k \cdot c(A)^2$$

$$dc(A) = -k \cdot dt$$

$$\frac{1}{c(A)} \cdot dc(A) = -k \cdot dt$$

$$\frac{1}{c(A)^2} \cdot dc(A) = -k \cdot dt$$

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

$$\ln c(A) = -k \cdot t + \ln c_0(A)$$

$$\frac{1}{c(A)} = -k \cdot t + \frac{1}{c_0(A)}$$

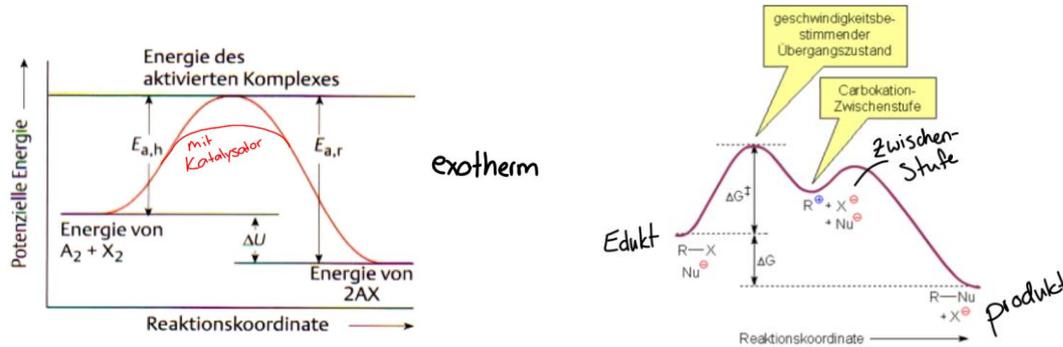
Integrierte Form der Geschwindigkeitsgesetze:

linearer Verlauf

logarithmischer Verlauf

inverser Verlauf

- Wenn man die Reaktion 1. Ordnung mit dem \ln als Kurve aufzeichnet, ist es eine Gerade.
- Wenn man die Reaktion 2. Ordnung mit dem \ln als Diagramm aufträgt, ist es eine gekrümmte Kurve. Wenn man sie aber mit dem Kehrwert ausrechnet, ist das Diagramm linear.

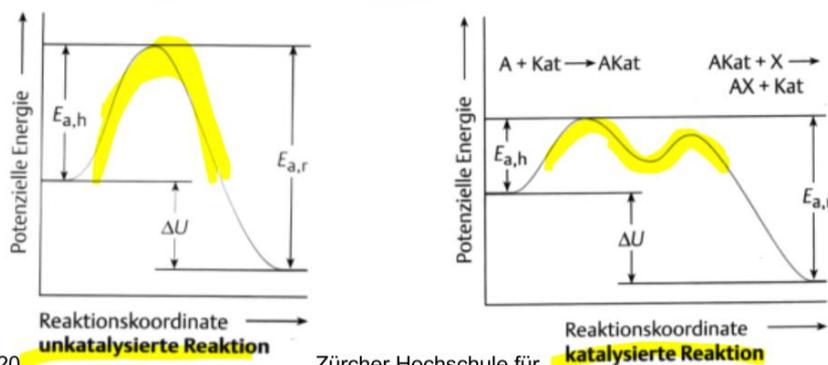


10.3 Katalysatoren

Ein Katalysator erhöht die Reaktionsgeschwindigkeit, weil er den Reaktionsmechanismus verändert und somit die Aktivierungsenergie erniedrigt.

Ein Katalysator reagiert mit den Edukten. Er wird nach der Reaktion unverändert wieder freigesetzt.

Ein Katalysator verändert aber die Lage des Gleichgewichts NICHT!



1.20 Zürcher Hochschule für

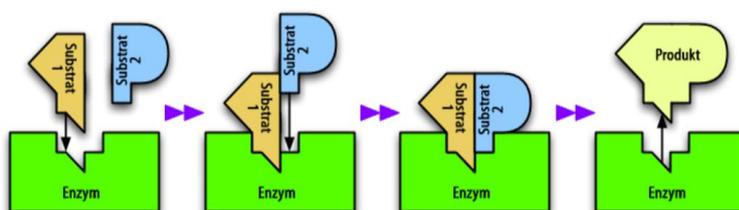
Homogene Katalyse: Reaktanden und Katalysator liegen in derselben Phase vor. Bsp. Säurekatalyse von Veresterungen.

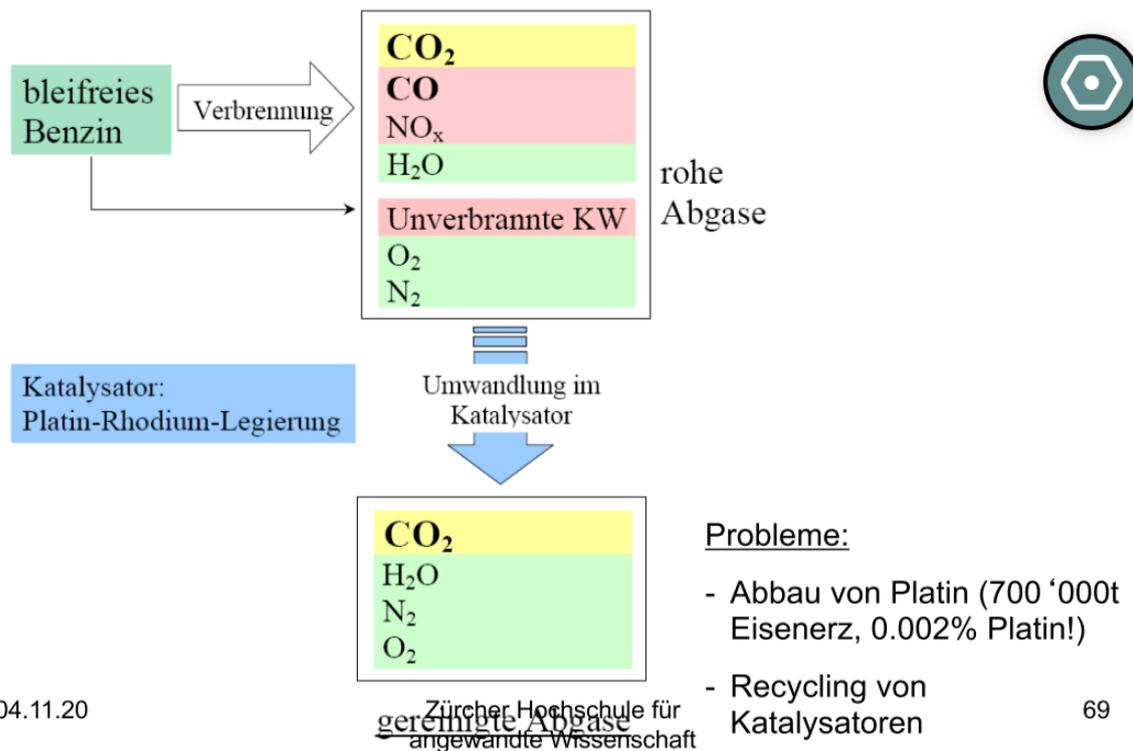
Microheterogene Katalyse (Biokatalyse / Enzymkatalyse): Katalysator und häufig auch Substrat sind Makromoleküle, die kolloidal in wässriger Phase vorliegen. Bsp. Dehydrogenase für Alkohole

Heterogene Katalyse: Katalysator ist fest, Reaktanden gasförmig oder flüssig. Bsp. Aktive Oberfläche von Platinmetall, die für Hydrierungen eingesetzt wird. (Grignard)

Autokatalyse: Der Katalysator bildet sich während der Reaktion und beschleunigt diese. Bsp. Radikalisch katalysierte Zersetzungsreaktionen.

Biokatalysatoren: Ribonuklease, Urease, Carboxypeptidase A,

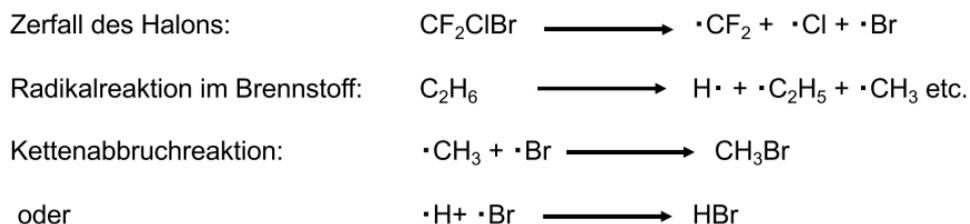




Ein Inhibitor oder „Antikatalysator“ bewirkt eine Verlangsamung oder sogar den Stopp einer Reaktion - Besonders im Brandschutz oder zum Inertisieren von gefährlichen Substanzen werden Inhibitoren eingesetzt

Beispiel: Halonlöscher die mit halogenierten Kohlenwasserstoffen (Halone) arbeiten.

Beim Verbrennungsprozess werden Radikale freigesetzt und das Halon spaltet sich unter Brandbedingungen ebenfalls in Halogenradikale auf. Diese reagieren mit den Radikalen des Brennstoffs und führen so zum Abbruch der Radikalkettenreaktionen, die für die Verbrennung notwendig sind.



11. Gleichgewichtsreaktion

$k_{\text{hin}} \cdot [A] \cdot [B] = k_{\text{rück}} \cdot [C] \cdot [D]$ und die beiden Geschwindigkeitskonstanten enthalten die Information, wo das Gleichgewicht liegt.

$$\frac{k_{\text{hin}}}{k_{\text{rück}}} = \frac{\overset{\text{Produkt}}{[C] \cdot [D]}}{\underset{\text{Edukt}}{[A] \cdot [B]}} = K$$

Wenn sich das Gleichgewicht noch nicht eingestellt hat, gilt:

$$Q = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]} \quad (\text{Q wird der Reaktionsquotient genannt})$$

Wenn wir K der Reaktion unter den gegebenen Bedingungen kennen, können wir Q und K vergleichen. Entweder ist:

- Q < K => Die Reaktion läuft weiter vorwärts ab
- Q = K => das Gleichgewicht ist erreicht
- Q > K => Die Reaktion läuft rückwärts ab

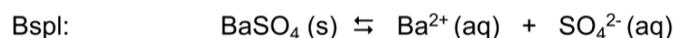
11.1 Le Chatelier

„Systeme verändern die Lage ihres Gleichgewichts so, dass die Wirkung des Zwangs möglichst minimiert wird“

	Bewirkt
Temperaturerhöhung	Verbrauch der zugeführten Wärme durch verstärkten Ablauf der endothermen Reaktion
Temperatursenkung	Freisetzung von Wärme durch verstärkten Ablauf der exothermen Reaktion
Druckerhöhung bei Gasreaktionen	Drucksenkung durch die Bildung der Stoffe, die das geringere Volumen einnehmen
Drucksenkung bei Gasreaktionen	Druckerhöhung durch die Bildung der Stoffe, die das grössere Volumen einnehmen
Konzentrationserhöhung eines Stoffes	Konzentrationssenkung des zugegebenen Stoffes durch dessen Verbrauch
Konzentrationssenkung eines Stoffes	Konzentrationserhöhung des entzogenen Stoffes durch dessen Bildung

11.2 Löslichkeitsprodukt

Eine besondere Art von Gleichgewichtsreaktionen sind Auflösungen. Hier befindet sich gelöste Substanz mit dem Feststoff im Gleichgewicht.



Das komplette Massenwirkungsgesetz für diesen Prozess lautet:

$$K = \frac{[\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{BaSO}_4]} \quad \leftarrow \text{Produkte}$$

Ionenprodukt < KL ungesättigte Lösung *Redukt*

Ionenprodukt = KL gesättigte Lösung

Ionenprodukt > KL übergesättigte Lösung

Das Löslichkeitsprodukt ist temperaturabhängig.

12. Redox-Reaktionen und Elektrochemie

12.1 Regeln zur Zuordnung von Oxidationszahlen

- 1) Atome in Elementarsubstanzen haben die Oxidationszahl Null.
- 2) Einatomige Metallionen haben positive Oxidationszahlen.
- 3) Die Oxidationszahl eines einatomigen Ions in einer aus Ionen aufgebauten Substanz ist gleich seiner elektrischen Ladung.
- 4) Die Summe der Oxidationszahlen in einer neutralen Verbindung ist Null.
- 5) Die Oxidationszahl von Fluor ist meistens -1.
- 6) Die Oxidationszahl von Wasserstoff ist meistens +1.
- 7) Die Oxidationszahl von Sauerstoff ist meistens -II. (Ausnahme: Peroxide -I)

12.2 Definitionen

Oxidation: Die Elektronenabgabe durch eine Substanz.

Reduktion: Elektronenaufnahme

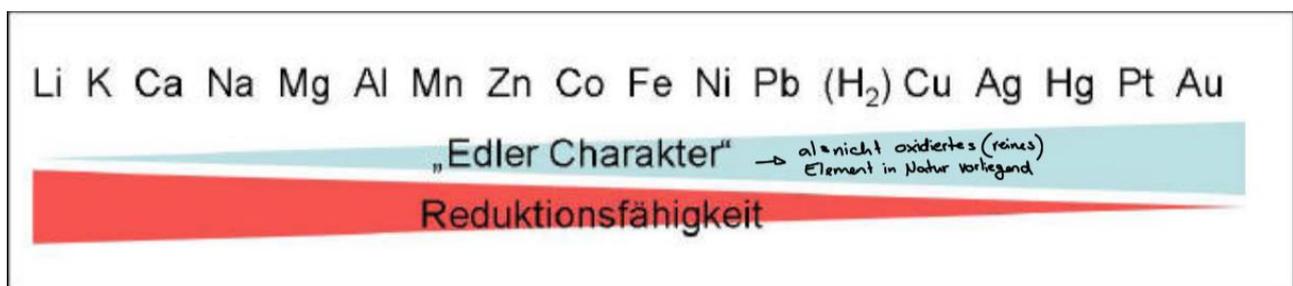
Redox: Reduktion und Oxidation finden immer gleichzeitig statt, so dass Elektronen zwischen den Reaktanden übertragen werden.

12.3 Oxidationsmittel

Das bekannteste Oxidationsmittel ist Sauerstoff. Bei jeder Verbrennung agiert Sauerstoff als Oxidationsmittel und wird selbst reduziert.

„Rosten“ ist ebenfalls eine Oxidation von Metallen durch Sauerstoff (und Wasser).

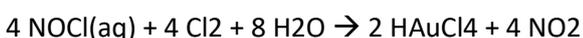
Mit der Spannungsreihe der Metalle kann bestimmt werden, welches Metall mehr zur Oxidation neigt → eher ein Reduktionsmittel.



12.4 Gold

Gold ist eines der am wenigsten reaktiven Metalle, es oxidiert nicht an Luft und reagiert nicht mit Wasser. Es ist gegenüber Basen und fast allen Säuren unempfindlich.

Gold kann in Königswasser gelöst werden: (3:1 Gemisch aus Salzsäure und Salpetersäure)

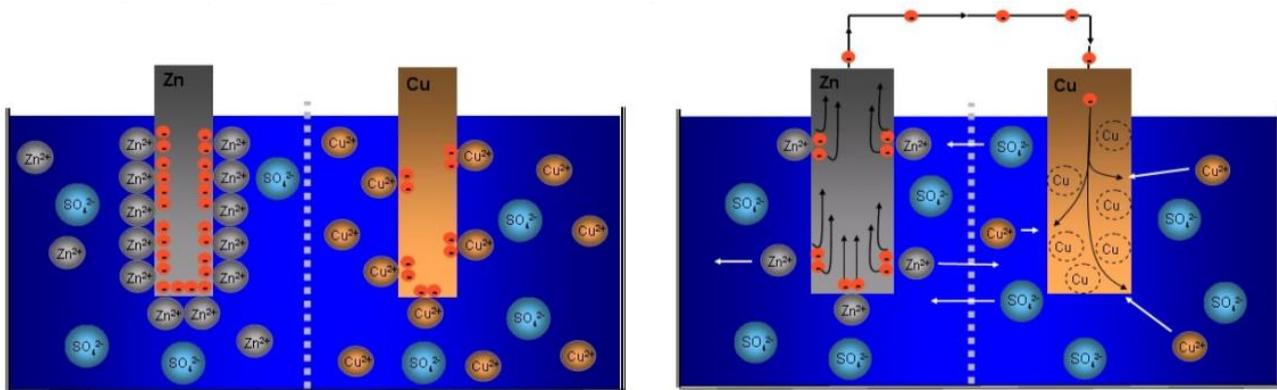
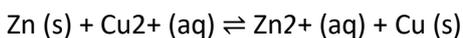


12.5 Elektrochemie

- Aus geeigneten Elektroden in Salzlösungen können elektrochemische Spannungsquellen hergestellt werden.
- Jeder Redoxhalbreaktion kann ein sogenanntes Standardreduktionspotential zugeordnet werden.
- Redoxprozesse beinhalten immer den Transfer von Elektronen.
- Wenn die Redoxprozesse räumlich getrennt ablaufen, kann der entstehende Strom von Elektronen genutzt werden.
- Beispiele:
 - Zink in Kupfersulfatlösung
 - Rosten von feuchtem Eisen an der Luft

12.6 Galvanische Zelle

Die Redox-Reaktion läuft spontan ab, weil die Tendenz, Elektronen frei zu setzen bei Zink bedeutend grösser ist als bei Kupfer. Spontan ablaufende Redox-Reaktionen setzen Energie frei. Da Elektronen ausgetauscht werden, «fließt» Strom. Wenn der Ort der Reduktion und Oxidation irgendwie getrennt werden kann, können wir den fließenden Strom nutzen.

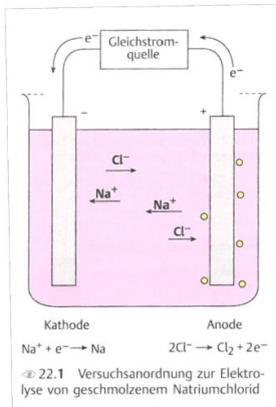


Anwendungen:

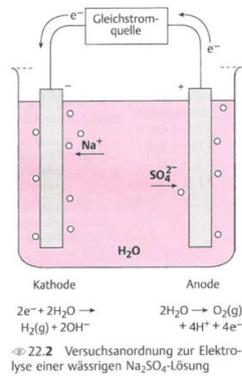
- Autobatterie
 - Auto starten: $\text{Pb} + \text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{PbSO}_4 + \text{H}^+$
 $\text{PbO}_2 + \text{HSO}_4^- + 3 \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{PbSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 - Batterie aufladen: $2 \text{PbSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{PbO}_2 + \text{Pb} + 2 \text{H}_2\text{SO}_4$
- Moderne Batterien
- Brennstoffzelle (Wasserstoffauto) → besonders interessant

12.7 Elektrolyse

Direkte Elektrolyse eines Salzes



Elektrolyse von wässrigen Lösungen



12.8 Galvanisieren

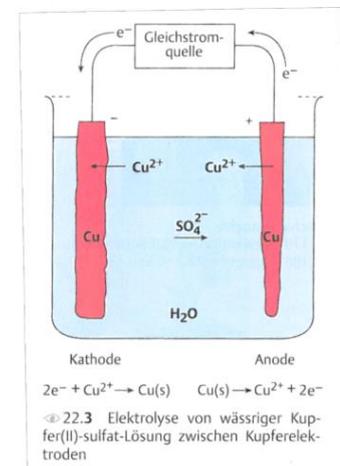
Galvanische Zelle mit Kupfer-Elektroden.

Wird anstelle der linken Elektrode ein metallischer, elektrisch leitender Gegenstand an den Stromkreis angeschlossen und in die Lösung getaucht, kann dieser mit einer feinen gleichmässigen Schicht des Anodenmetalls überzogen werden.

Diesen Vorgang nennt man Galvanisieren.

12.9 Elektrochemische Spannungsreihe

Die elektrochemische Reihe stellt einen quantitativen Zusammenhang der Oxidierbarkeit der unterschiedlichen Elemente her.



13. Gase

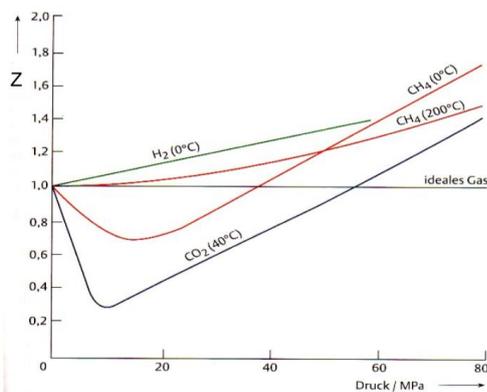
13.1 Besonderheiten des Gaszustands

- Gase haben weder ein bestimmtes Volumen noch eine bestimmte Form.
- Intermolekulare Kräfte wirken bei Gasen nur schwach, da die räumliche Nähe der Moleküle und Atome fehlt.
- Bei normalen Bedingungen verhalten sich alle Gase ähnlich. Einzig bei sehr tiefen Temperaturen und sehr hohen Drücken weichen die Werte ab.
- Ideales Gas: Kein Eigenvolumen, keine Wechselwirkungen / Anziehungskräfte
- Reales Gas: Besitzt kleines Eigenvolumen, hat schwache Wechselwirkungen, Stöße teilweise inelastisch

13.2 Den Unterschied zwischen idealen und realen Gas

Je niedriger der Druck und je höher die Temperatur, desto kleiner ist der Unterschied zwischen realem und idealem Gas.

Beispiele für Abweichungen nicht idealer Gase



13.3 Van der Waals Gleichung

- Der Binnendruck wird durch den a-Term berücksichtigt
- Das nicht verschwindende Volumen wird durch den b-Term berücksichtigt.

$$\left(p + \frac{n^2 a}{V^2}\right) \cdot (V - nb) = nRT$$

13.4 Dalton – Gesetz der Partialdrücke

Gase in einem Gefäß, die nicht miteinander reagieren, üben Partialdrücke aus.

→ Gas A übt einen Druck von 20 bar aus (Gefäßvolumen 1L)

→ Gas B übt einen Druck von 30 bar aus (Gefäßvolumen 1L)

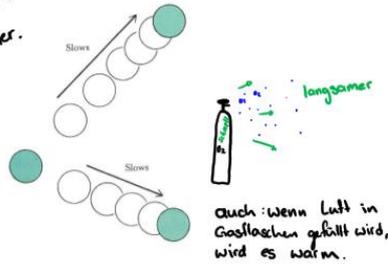
→ Wenn Gase A und B im Gefäß C sind, üben sie einen Druck von 50 bar aus. (Gefäßvolumen 1L)

13.5 Linde – Verfahren zur Luftverflüssigung

Joule – Thomson – Effekt:

Durch Druckentlastung können Gase stark abgekühlt werden.

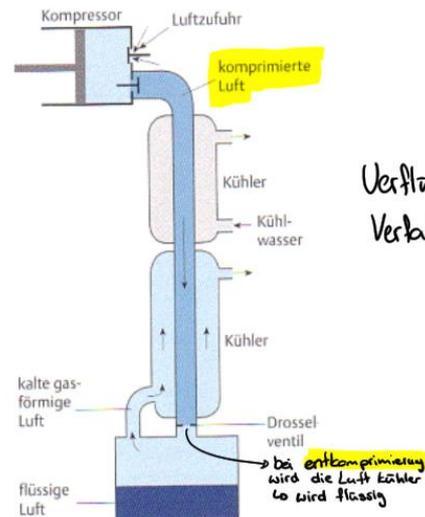
Moleküle bewegen sich bei Druckentlastung weniger. → je langsamer die Bewegung, desto kälter.



Bspl:

- Gas aus Druckflasche ist kalt
- Luft aus Veloschlauch ist kalt

Linde - Verfahren



Verflüssigungs-
Verfahren

13.6 Zusammenhang der idealen Gasgesetze mit der kinetischen Gastheorie

- Gase bestehen aus Teilchen, die sich mit bestimmten Geschwindigkeiten und Massen => Energien durch den Raum bewegen.
- Druck auf Gefäßwände entsteht durch Kollision mit Gasteilchen.
- im Mittel bewegen sich die Teilchen zu je einem Drittel entlang der drei Raumachsen.

14. Flüssigkeiten und Lösungen

14.1 Flüssiger Zustand

- zwischenmolekulare Anziehungskräfte wirken
- definiertes Volumen
- Keine fixierte Verteilung der Moleküle auf definierte Plätze.
- Flüssigkeit nimmt die Form ihres Behälters an.

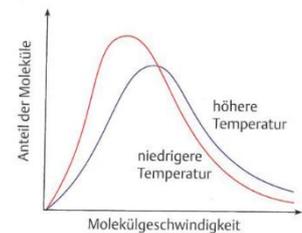
Eine Druckveränderung bewirkt eine Temperaturänderung (Dampfkochtopf)

Eine Temperaturveränderung bewirkt eine Zustandsänderung oder Ausdehnung/Zusammenziehen.

14.2 statistische Verteilung der Energie auf die Teilchen einer Flüssigkeit

Kurven mit mittleren Geschwindigkeitsverteilungen:

- Durch Addieren und Teilen durch die Zahl der Teilchen erhält man die mittlere Geschwindigkeit.
- Jedes Ensemble von Teilchen enthält zu jeder Zeit auch eine kleine Zahl von Teilchen mit enorm viel Energie.
- Diese verlassen die Oberfläche der Flüssigkeit als Gas.



14.3 Dampfdruck, Verdampfen und Verdunsten

Verdunsten:

- Auch unterhalb des Siedepunktes geht Flüssigkeit in die Gasphase über.
- Das Gleichgewicht ist erreicht, wenn der Dampfdruck der verdunsteten Flüssigkeit hoch genug ist, damit die Kondensation die Verdunstung gerade aufhebt.
- Dies wird nur in geschlossenen Gefäßen erreicht. Wird die Gasphase ausgetauscht, findet Verdunstung statt bis keine Flüssigkeit mehr übrig ist.

Verdampfen:

- Findet am druckabhängigen Siedepunkt statt.
- Würde keine Zeit benötigen, wenn die Zufuhr und Verteilung der Energie sehr effizient wäre.

Dampfdruck:

- Flüssigkeit verdampft in einem geschlossenen Raum
 - Gleichgewichtszustand tritt ein
 - Moleküle üben Druck aus, den Dampfdruck.
 - Dampfdruck steigt mit zunehmender Temperatur
 - Bei kritischer Temperatur
 - überkritisches Fluid
- Der Dampfdruck ist abhängig von intermolekularen Anziehungskräften
 - starke Anziehungskräfte = Dampfdruck gering.
 - schwache Anziehungskräfte = Dampfdruck hoch

Berechnung des Dampfdrucks:

$$e = \rho \cdot R \cdot T$$

e = Dampfdruck, ρ = Dampfdichte, R_i = Gasspezifische Konstante (Boltzmann Konstante * N),
T = Umgebungstemperatur

$$\sigma^2 = \frac{R \cdot T}{N_A \cdot 3 \cdot r \cdot \pi \cdot \eta}$$

σ^2 mittl. quad. Verschiebung pro t
R universelle Gaskonstante
T die absolute Temperatur
 N_A die Avogadrozahl
r der Radius eines brown. Teilchens
 η die Viskosität

14.4 Lösungsprozesse und die verschiedenen Einflüsse darauf beschreiben können.

Unpolare und polare Substanzen bilden keine Lösungen untereinander. Der Grund dafür ist die Art der Bindung zwischen den Molekülen. Unpolare Moleküle werden durch schwache Van-der-Waals-Kräfte zusammengehalten. Im Gegensatz dazu herrschen bei den polaren Substanzen aufgrund der permanenten Dipolstruktur relativ starke intermolekulare Anziehungskräfte. Polare Lösungsmittel lösen daher polare. Man sagt "Ähnliches löst Ähnliches".

14.5 Einfluss gelöster Substanzen auf Dampfdruck, Siedepunkt und Gefrierpunkt

Lösungsenthalpie ist die Änderung der Enthalpie beim Auflösen eines Stoffes in einem Lösungsmittel. Die Lösungsenthalpie ist negativ bei einem exothermen Vorgang, denn hier wird Energie freigegeben. Sie bleibt gleich, wenn die Temperatur der Lösung gleichbleibt (NaCl in Wasser) und wird positiv bei einem endothermen Vorgang, wenn sich die Lösung aufgrund von Energieaufnahme abkühlt (Ammoniumnitrat in Wasser). Die Lösungsenthalpie ist die Summe aller Energie in einem Lösungsvorgang.

Bsp.: Lösen eines Salzes in Wasser → Energie wird aufgewendet, um die H-Brücken im Wasser zu lösen. Die Energie wird als Hydratationsenergie bezeichnet.

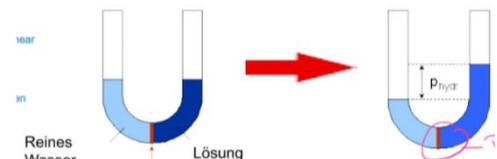
- Wert negativ: Wasser-Moleküle sind stark an die Ionen gebunden.
- Wert positiv: H-Brücken im Wasser sind stärker als die neuen WW zwischen H₂O-Molekülen und Ionen.
→ Hydratation nur bei erhöhter Temperatur möglich

Das **Lösen eines Gases** in einer Flüssigkeit wird durch die grosse Reaktionsvolumenänderung also durch Druckveränderungen beeinflusst. Nach Le Chatelier kann das Gleichgewicht beeinflusst werden, wenn Zwang auf das System ausgeübt wird: die gelöste Menge ist in einem weiten Bereich linear vom Druck abhängig und kann mit dem Henry-Dalton-Gesetz berechnet werden:

$$c (\text{Gas im LM mol/L}) = K (\text{Konstante}) * p (\text{Partialdruck Gas})$$

14.6 Osmose

Bei der Osmose werden Konzentrationen ausgeglichen, d.h. das Lösungsmittel diffundiert in die konzentriertere Lösung, so dass das Volumen der Lösung zu- das Volumen des Lösungsmittels abnimmt. In einem U-Rohr verursacht die Höhendifferenz der Lösungen einen hydrostatischen Druck. Das Gleichgewicht herrscht, wenn die Druckdifferenz zwischen den beiden Rohrhälften einen Wert erreicht hat, bei dem der Wasserfluss durch die Membran in beiden Richtungen gleich gross ist. Der osmotische Druck ist linear abhängig von der Konzentration.



Berechnet wird der osmotische Druck (π) ähnlich der Gasgleichung:

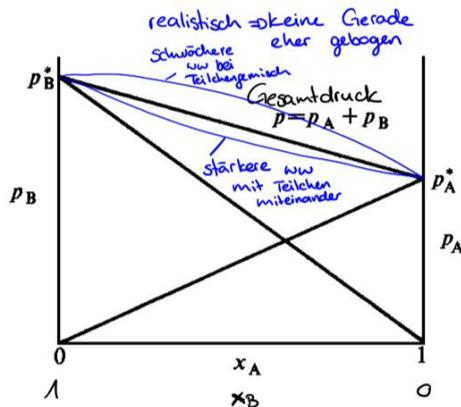
$$\pi * V = n * R * T \quad (T \text{ in Kelvin, } \pi \text{ in Pascal, } c \text{ in mol/L, } R = \text{Konstante})$$

$$\pi = c * R * T$$

$$c = n / V$$

14.7 Dampfdruck

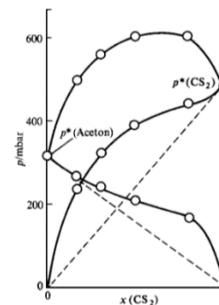
Über einer idealen Mischung von zwei flüchtigen Substanzen herrscht ein Dampfdruck, der sich aus den partiellen Dampfdrücken der Substanzen zusammensetzt:



Raoult'sches Gesetz:

$$p = x_A \cdot p_A^{\circ} + x_B \cdot p_B^{\circ}$$

x = Molanteil
 p = Partialdruck gesamt
 p° = Partialdruck
 A, B = Substanzen



Über einer realen Mischung von zwei flüchtigen Substanzen weicht der Dampfdruck vom durch das Raoult'sche Gesetz vorhergesagten Verlauf ab:

- Die Substanzen lockern gegenseitig die Intermolekularen WW auf und haben in der Mischung deutlich höhere Dampfdrücke als durch das Raoult'sche Gesetz vorhergesagt. Bsp.: CS_2
- Auch der umgekehrte Fall, dass der Mischungsdampfdruck unter dem erwarteten linearen Dampfdruck liegt, tritt oft auf. Bsp: Aceton / Chloroform

Ist eine schwerflüchtige Substanz in einem flüchtigen Lösungsmittel gelöst, kommt es zur Erniedrigung des Dampfdruckes der Lösung.

Der Siedepunkt nimmt zu:
 Der Gefrierpunkt nimmt ab:

$$\Delta T_s = E_s \cdot x_A$$

$$\Delta T_G = E_G \cdot x_A$$

14.8 Destillation

Bei der Destillation wird zunächst das Ausgangsgemisch zum Sieden gebracht. Der entstehende Dampf, der sich aus den verschiedenen Komponenten der zu trennenden Lösung zusammensetzt, wird in einem Kondensator kondensiert. Im Anschluss wird das flüssige Kondensat aufgefangen. Die Trennwirkung beruht auf der unterschiedlichen Zusammensetzung der siedenden Flüssigkeit und des gasförmigen Dampfes.

Reindestillation: Die Auftrennung der beiden Komponenten erfolgt nicht vollständig in einem Destillationsschritt. Daher werden in der Praxis Kolonnen eingesetzt. Kolonnen sind in Serie geschaltete kleine Destillationseinheiten

15. Salze und Kristalle

15.1 Der feste Zustand

Moleküle und Atome sind auch im festen Zustand nicht ganz bewegungslos. Sie schwingen mit einer Energie, die der aktuellen Temperatur des Feststoffes entspricht um ihre räumlich fixierte Position im Feststoff. (symmetrische, asymmetrische und Biegeschwingung)

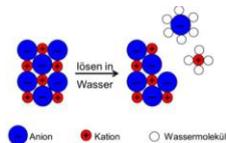
- Die Energie reicht nicht aus, damit die Teilchen ihre Plätze im Feststoff verlassen können.
- Feststoffe verformen sich nicht spontan und können spröde sein, wenn sie kristallin aufgebaut sind.

15.2 Regelmässiger Aufbau von kristallinen und nicht kristallinen Feststoffen

Feststoffe sind amorph oder kristallin aufgebaut.

Wir unterscheiden

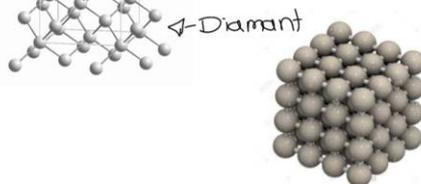
Ionenkristalle:



Molekülkristalle:



Gerüststrukturen:



Metallische Kristalle:



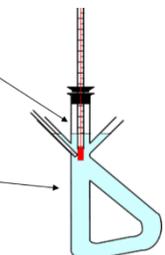
15.3 Identitätsüberprüfung mittels Schmelzpunkt

Jede Feststoffstruktur hat einen definierten Schmelzpunkt oder Schmelzbereich wenn die Druckbedingungen eine flüssige Phase zulassen.

- Falls keine flüssige Phase existiert, ersetzt der Sublimationspunkt den Schmelzpunkt.
- Substanzen können sich aber auch vor der Sublimation oder Verflüssigung zersetzen.

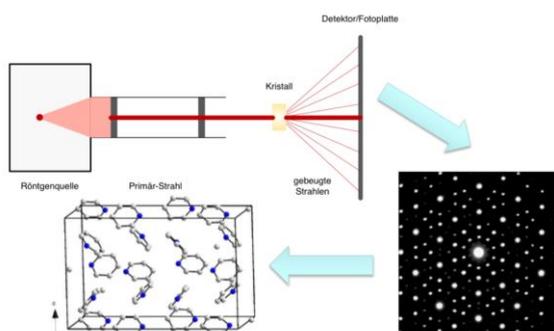
Probe in Kapillare nahe am Thermometer

Glasgefäß mit Thermoöl oder Wasser gefüllt wird zirkulierend erwärmt, bis der Schmelzpunkt erreicht ist.



15.4 Strukturaufklärung mittels Röntgendiffraktion

Die Wellenlänge von Röntgenstrahlung liegt im Bereich der Abstände von Molekülen und Atomen im kristallinen Zustand.



Röntgenbeugung nach dem Bragg'schen Reflexionsgesetz:

