

Chemie- Propädeutikum

Dieses Dokument enthält eine Zusammenfassung des Stoffes der LV Chemie-Propädeutikum (SS07). Das offizielle Skriptum beinhaltet nur Schlagwörter, mittels Recherchen im Internet habe ich dieses Dokument verfasst. Wichtigste Quelle war da dabei natürlich wikipedia, von dem ich das meiste mittels Copy+Paste rauskopierte. Wenn jemand die Prüfung der LV machen will, kann er sich einiges an selbstständiger Recherche durch dieses Dokument ersparen und zusammen mit den POs (und den Ergänzungen der POs -> siehe Informatik-Forum) sollte die Prüfung überhaupt kein Problem sein.

Für Vollständigkeit und Korrektheit wird keine Verantwortung übernommen!

1. Einleitung

Was ist Chemie? Womit beschäftigt sie sich?
Vergleich Chemie - Physik?

Die Chemie befasst sich mit den Eigenschaften der Elemente und Verbindungen, mit den möglichen Umwandlungen eines Stoffes in einen anderen, macht Vorhersagen über die Eigenschaften für bislang unbekannte Verbindungen, liefert Methoden zur Synthese neuer Verbindungen und Messmethoden, um die chemische Zusammensetzung unbekannter Proben zu entschlüsseln.

Definition Chemie/Physik:

Chemie ist die Lehre von den Stoffen und Stoffartänderungen.
Physik ist die Lehre von den Zuständen und Zustandsänderungen.

Physikalische Eigenschaften: Farbe, Dichte, Schmelz- und Siedepunkt, Härte, Elektrische Leitfähigkeit, Thermische Leitfähigkeit, Geschmack ...

Chemische Eigenschaften: Brennbarkeit, Komplexbildung, Säure-Basen-Verhalten

2. Aufbau der Materie

2.1. Stoffarten

a) Reiner Stoff

Als **Reinstoff** bezeichnet man in der Chemie einen Stoff, der einheitlich zusammengesetzt ist (aus nur einer "Teilchensorte" besteht). Reinstoffe können mit physikalischen Trennverfahren nicht weiter aufgeteilt werden. Eine weitere Aufteilung gelingt jedoch bei vielen Reinstoffen mit chemischen Zerlegungsverfahren.

b) Mischung

Unter einem **Gemisch**, **Stoffgemisch** oder **Stoffgemenge** versteht man einen Stoff, der mindestens aus zwei

Reinstoffen besteht. Die spezifischen Eigenschaften wie zum Beispiel Dichte, Siedepunkt oder Farbe sind vom Mischungsverhältnis (Massenverhältnis) der Komponenten abhängig. Die verschiedenen Arten der Gemische, welche nach den Aggregatzuständen der vermischten Stoffe unterschieden werden, lassen sich in die zwei Gruppen unterordnen:

- Heterogene Gemische (Dispersionen) sind nicht vollends vermischt, da die Reinstoffe in klar abgegrenzten Phasen vorliegen, also mehrphasig sind.
- Homogene Gemische sind auf molekularer Ebene vermischte Reinstoffe, also einphasig Kolloide sind eine Zwischenform homogener und heterogener Gemische. In diesen Flüssigkeiten sind Feststoffe vermischt, die allerdings in sehr kleinen Phasen von wenigen Molekülen vorkommen und sich deshalb ähnlich wie Lösungen (homogen) verhalten.

Phasen: z.B. Aggregatzustände fest, flüssig, gasförmig

Beispiele für Phasen:

Ein Beispiel dafür ist Milch, die hauptsächlich aus einer Emulsion kleiner Fett-Tröpfchen in Wasser besteht. Sie stellt also ein zweiphasiges System mit einer Wasser- und einer Fettphase dar.

Ein anderes Beispiel ist wasserhaltiger Dampf, der aus zwei Phasen besteht: (1) siedende Flüssigkeit und (2) trockenem gesättigten Dampf.

Will man Gemische in ihre Reinstoffe auftrennen, so nutzt man die unterschiedlichen physikalischen Eigenschaften aus. Daraus ergibt sich die Auswahl der jeweiligen Trennmethode.

Ist der Stoff homogen, kann man die Mischung nur durch chemische Analyse feststellen, ist er heterogen, kann man mehrere Phasen erkennen (notfalls erst nach einer Trennmethode).

	Zustand der Phase	Bezeichnung	Beispiel
Heterogen	fest/fest		Erde, Granit
	fest/flüssig	Suspension	Aufgewirbelter Schlamm in Wasser
	fest/gasförmig	Rauch	Rauch eines Feuers
	flüssig/flüssig	Emulsion	Milch, Öl im Wasser
	flüssig/gasförmig	Schaum (Gasblasen in	Waschmittelschaum

		Flüssigkeit)	
		Nebel	Wolken in der
		(Flüssigkeitstro	Atmosphäre
		pfen im Gas)	
Homogon	fest	Feste Lösung	Gold/Silber-
			Legierung
	flüssig	„Lösung“	Salzwasser
	gasförmig	Gasgemisch	Luft, Leuchtgas

c) Trennung von Mischungen

- Fest/Fest: Sedimentation und Aufrahmen (Ablagern von Teilchen dank Schwerkraft, z.B. Goldwäscherei); Extrahieren (mittels Lösungsmittel, z.B. Salzgewinnung); Umkristallisieren (durch z.B. Druck- und Temperaturänderungen)
- Fest/Flüssig: Filtration
- Flüssig/Flüssig (homogen): Destillation (thermisches Trennverfahren, z.B. Reingasgewinnung)
- Destillation: Konstanter Siedepunkt bei Reinstoff, bei einer Mischung ändert sich der Siedepunkt mit der Zusammensetzung und damit der Zeit. Fraktionierte Destillation ist die Trennung von Flüssigkeiten
- Chromatographie: Trennverfahren das durch unterschiedliche Verteilung seiner Einzelbestandteile zwischen einer stationären und einer mobilen Phase erlaubt. Unterteilung in Säulen-, Papier-, Dünnschicht-, Gas-Chromatographie:
Veranschaulichung: ein reißender Fluss führt Treibgut mit sich, je nach Art des Treibgutes ist die Transportgeschwindigkeit unterschiedlich
- Reinstoffcharakterisierung: Nur eine spezifische Eigenschaft ist meist nicht ausreichend um eine Substanz eindeutig zu identifizieren

2.2.Einteilung reiner Stoffe

a)Metallische Stoffe

Elektrisch leitfähig, Metallglanz, schwarze Farbe, Duktilität (Verformung bei Überbelastung), wasserunlöslich (Ausnahme: Korrosion)

b)Flüchtige Stoffe

Niedriger Schmelz- Siedepunkt (bis 450°C), meist farblos, durchsichtig, nicht elektrisch leitfähig, wenn fest, dann weich

c)Salzartige Stoffe

Elektrisch leitfähig, wenn flüssig oder gelöst
Begleitcherscheinung Elektrolyse -> Aufteilung chem.
Verbindung mittels elektr. Strom), Hoher Schmelz- und
Siedepunkt, schwerflüchtig, wasserlöslich

d) Diamantartige Stoffe

Hohe Härte, Hoher Schmelz- und Siedepunkt, noch schwerer
flüchtig als Salze, wasserunlöslich, nicht elektrisch
leitfähig

e) Hochmolekulare Stoffe

z.B. Eiweiß, Cellulose, Kunstharze, Plexiglas, Gumme
Festkörper, harzartig, weich, keine scharfe
Schmelztemperatur, meist wasserunlöslich, aber in org.
Lösungsmittel löslich

2.3. Element und Verbindung

Viele Reinstoffe lassen sich unter chemischen Veränderungen
weiter trennen (physikalisch keine Trennung).

Wenn Trennung möglich -> Verbindung

Wenn keine Trennung möglich -> Element

a) Element

109 Elemente zur Zeit bekannt, davon etwas weniger als
90 Metalle, rund 15 Nichtmetalle, Salze gibt es bei den
Elementen nicht. Abgekürzte Bezeichnungen
standardisiert.

- Wichtige Metalle: Gold (Au), Silber (Ag), Kupfer (Cu),
Quecksilber (Hg), Platin (Pt) treten in der Natur
gediegen (rein) auf. Blei (Pb), Eisen (Fe), Zink,
Chrom, Aluminium, Magnesium, Calcium, Natrium in Form
von chem. Verbindungen
- Wichtige Nichtmetalle
Sauerstoff (O), Bestandteil der Luft, Verbrennung zu
Oxiden
Wasserstoff (H) (Knallgas), Stickstoff (N),
Kohlenstoff (C)

2.4. Verbindung

Lassen sich mit chemischen Methoden in Elemente zerlegen (z.B. Thermolyse, Elektrolyse). Neben der Analyse ist auch die Synthese (Zusammensetzung) ein chemischer Vorgang.

Benennung von binären Verbindungen: mehr metallisches Element zuerst, dann weniger metallisches Element mit Endung -id)

Die **Organische Chemie** (auch kurz: **Organik**) ist die Lehre vom Aufbau und den Eigenschaften von den Verbindungen des Kohlenstoffs, sowie von deren Analyse und insbesondere ihrer Herstellung.

Die Anorganische Chemie beschäftigt sich mit Verbindungen, die nicht Kohlenwasserstoff enthalten.

2.5. Atome

a) Dalton Modell

- Bei chemischen Reaktionen ändert sich die Masse nicht signifikant (Erhaltung der Masse).
- Gesetz der konstanten Verhältnisse (die Elemente in einer bestimmten chemischen Verbindung immer im gleichen Massenverhältnis vorkommen).
- Atomhypothese: Materie besteht aus nicht weiter teilbaren kleinen Atomen, die weder erschaffen noch zerstört werden können. Atome verschiedener Elemente verschiedene Eigenschaften und Massen, für ein Element sind jedoch alle Atome gleich
- Gesetz der vielfachen Verhältnisse ($A+B$, $A + 2B$), Massen müssen ein ganzzahliges Verhältnis zueinander einnehmen

- Gesetz: allgemeine Feststellung auf Basis Experiment
- Hypothese: Erklärung, um Gesetz verständlich zu machen
- Theorie: Bestätigung der Hypothese durch weitere Experimente liefert Theorie

- Aggregatzustände: fest - flüssig - gasförmig
- Feste Stoffe: Gitteranordnung, Kohäsionskräfte, geometrische Ordnung ist regelmässig, Folge des Gitteraufbaus ist Anisotropie (Richtungsabhängigkeit von Eigenschaften).
- Amorphe Stoffe und Flüssigkeiten: Isotrop, Eigenschaften nicht richtungsabhängig
- Aggregatzustandsänderung = Phasenübergang, Veränderung der Eigenschaften eines Materials bei Veränderung der Außenbedingungen
- Atommasse: Wasserstoffatom ist Bezugsmasse (1)
- Avogadro Konstante/Loschmidtsche Zahl: Anzahl der Atome in 12 g des Kohlenstoff-Isotops ^{12}C .
- Ein Mol ist die Stoffmenge eines Systems, das aus

ebensoviel Einzelteilchen (Atome, Moleküle, Ionen, Elektronen, Äquivalentteilchen, ...) besteht, wie Atome in 12 Gramm des Kohlenstoff-Nuklids ^{12}C enthalten sind.

b) Rutherford Modell

- Atome bestehen aus positiven Atomkern und Atomhülle (Elektronen)
- Elementarladung (kleinste elektrische Ladung): $1.602 \times 10^{-19} \text{ C}$
- Coulombsche Gesetz: Es besagt, dass die Kraft zwischen elektrischen Ladungen proportional zum Produkt der Ladungen und umgekehrt proportional zum Quadrat ihres Abstandes ist.
- Elementarteilchen: Elektronen, Protonen, Neutronen, Radioaktivität (Zerfall von Atom mit Abstrahlung Alpha, Beta, Gamma)
- Streuversuch von Rutherford: Kernmodell - Atomkern und -hülle,
- Element besteht aus Atomen der gleichen Protonenzahl
- Isotop, Altersbestimmung
- Kernfusion: Verschmelzung zweier Kerne zu einem neuen
- Elektronenhülle: 4 Quantenzahlen, Haupt- = Schale, Neben- = Unterniveau, Magnet- = Aufspaltung der Unterniveaus, Spin - Drehimpuls ($+1/2$ $-1/2$), 2 Elektronen in einem Atom nie ident in allen 4 Quantenzahlen
- Die **Elektronenkonfiguration** gibt die Verteilung der Elektronen in der Elektronenhülle eines Atoms auf verschiedene Energiezustände bzw. Aufenthaltsräume (Orbitale) an.
- Modelle der Elektronenhülle: Kreisbahn, Unschärfebeziehung, Orbitale (Orte mit Aufenthaltswahrscheinlichkeiten), Hybridisierung

c) Periodensystem

- Das **Periodensystem der Elemente** (kurz **Periodensystem** oder **PSE**) stellt alle chemischen Elemente mit steigender Kernladung (Ordnungszahl) und entsprechend ihrer chemischen Eigenschaften eingeteilt in Perioden sowie Haupt- und Nebengruppen dar.
- Perioden und Gruppen
- Gruppen: Alkalimetalle, Erdalkalimetalle, Erdmetalle, Kohlenstoff-/Siliziumgruppe, Stickstoff-/Phosphorgruppe, Chalkogene, Halogene, Edelgase
- Grundlagen
 - Sämtliche uns umgebende Materie besteht aus Atomen.
 - Jedes Atom besteht aus einem Atomkern und einer Elektronenhülle.
 - Jeder Atomkern enthält positiv geladene Protonen (mindestens eines, höchstens etwas mehr als 100),

die Anzahl der Protonen wird als „Kernladungszahl“ bezeichnet und dient als „Ordnungszahl“ (OZ) für die betreffende Atomsorte.

- Jeder Atomkern ist von einer Elektronenhülle umgeben. Wenn diese Hülle genau so viele (negativ geladene) Elektronen enthält, wie im zugehörigen Kern Protonen vorhanden sind, befindet sich das Atom im „elektrisch neutralen“ Zustand, da die einander entgegen gesetzten elektrischen Ladungen von Proton und Elektron gleich groß sind.
- Das „Periodensystem“ bezieht sich nur auf Atome in diesem elektrisch neutralen Zustand.
- Elektronen können sich im Atom nur auf solchen Bahnen befinden, die bestimmte Abstände vom Atomkern haben; für solche zu einem Abstand gehörigen Bahnen wird auch der Begriff „Schale“ benutzt.
- Jede dieser Schalen bietet nur für eine ganz bestimmte Anzahl Elektronen Platz:
- In die innerste Schale passen nur zwei Elektronen, also gibt es auch nur zwei Chemische Elemente, die nur diese innerste Elektronenschale haben, das sind die mit den ersten beiden Ordnungszahlen: 1 (Wasserstoff) und 2 (Helium). Sie bilden deshalb in der Darstellung des Periodensystems die oberste Reihe.
- Bei dem nächstfolgenden Atom mit drei Protonen und folglich drei Elektronen befindet sich das dritte Elektron einzeln in einer weiter außen liegenden Elektronenschale (Lithium mit der Ordnungszahl 3). Diese nächste Schale hat Platz für maximal acht Elektronen. Diesem Aufbau entsprechend werden diese acht Elemente (mit insgesamt drei bis zehn Elektronen) im Periodensystem als nächste Reihe dargestellt. Bei der Ordnungszahl 11 (Natrium) wird eine weitere Elektronenschale angefangen und mit einem Elektron besetzt, hier ist wiederum für maximal acht Elektronen Platz; somit bilden die Elemente bis zur Ordnungszahl 18 (Argon) auch die nächstfolgende Reihe (Zeile) bei der Darstellung im Periodensystem.
- Betrachtet man nur die Elektronen der jeweils äußersten Schale, so spricht man von den Außenelektronen; in der innersten Schale gibt es ein oder zwei, in den nächsten beiden ein bis acht Außenelektronen. Vergleicht man nun die Stoffeigenschaften von Elementen mit der gleichen Anzahl Außenelektronen (oder deren chemischen Verbindungen mit jeweils einem beliebigen anderen Element), so finden sich viele Übereinstimmungen, die genau darauf beruhen, dass es sich um Elemente mit der gleichen Anzahl von Außenelektronen handelt. So sind z. B. die Elemente mit nur dem

ersten von acht Außenelektronen Alkalimetalle, die Elemente mit sieben Außenelektronen Halogene und die mit voll aufgefüllten Elektronenschalen Edelgase. Die Außenelektronen bestimmen also im Wesentlichen die chemischen Eigenschaften und die wiederholen sich periodisch, was zur Darstellung der Elemente in Reihen und ihrer Benennung mit dem Begriff „Periode“ geführt hat. Die einander ähnlichen Elemente stehen somit im Periodensystem untereinander und bilden jeweils eine „Gruppe“; das gilt auch für die jeweils darunter stehenden weiteren Elemente; bei den bisher besprochenen Spalten handelt es sich um die Hauptgruppen.

- Diese Systematik des Aufbaus wird in den höheren Perioden unterbrochen. In den nächsten beiden Perioden bilden zwar auch zunächst die ersten beiden Elektronen eine neue äußere Schale; bevor dort jedoch das dritte bis achte Elektron hinzu kommt, wird zunächst eine darunter liegende neue Elektronenschale mit zehn Plätzen gebildet und aufgefüllt (OZ 21 bis 30 und 39 bis 48); hier untereinander stehende Elemente werden Nebengruppen genannt.
- In den dann folgenden beiden Perioden entsteht sogar zunächst eine noch tiefer liegende (drittäußerste) Schale mit 14 Plätzen (OZ 57 bis 71 und 89 bis 103); der Einbau der jeweils zusätzlichen Elektronen in so tief liegende Schalen führt – erwartungsgemäß – dazu, dass diese Elemente auch untereinander sehr ähnlich sind.
- *Die Anordnung der Atome im Periodensystem ist somit vollständig durch die Elektronenkonfiguration erklärbar.*

2.6. Atomverbände

a) Chemische Verbindungen sind chemisch zerlegbare Reinstoffe. Ihre kleinstmöglichen Stoffportionen sind Atomverbände (Moleküle oder Ionenverbände).

b) Oktettregel: Die **Oktettregel** oder **Acht-Elektronen-Regel** besagt, dass viele Atome Moleküle oder Ionen bilden, bei denen die Zahl der äußeren Elektronen acht beträgt d.h., dass die Elemente versuchen ihre Edelgasschale voll zu bekommen. Die Oktettregel gilt für viele Elemente und chemische Verbindungen.

(Ursache eine chem. Bindung ist das Bestreben der Atome, eine möglichst stabile und daher energiearme Elektronenanordnung zu erlangen, indem sie eine edelgasähnliche Elektronenhülle bilden). Sie gilt nur bis zum Element Neon streng, da Elemente höherer Perioden in kovalenten Verbindungen auch mehr als 8 Elektronen in ihrer Außenschale haben können und sich dadurch Bindungen ergeben, die diese Regel verletzen.

- c) **Atombindung**: Die **Atombindung** (auch **Elektronenpaarbindung**, **homöopolare Bindung** oder **kovalente Bindung**) ist eine chemische Bindung und als solche bei chemischen Stoffen für den festen Zusammenhalt von Atomen in Verbindungen verantwortlich. Sie sorgt dafür, dass zwei oder mehr Atome eine feste Bindung miteinander eingehen. Das Grundprinzip beruht darauf, dass die Bindungspartner sich gegenseitig Elektronen zur "Benutzung" zur Verfügung stellen, um so den Edelgaszustand zu erreichen (s. Oktettregel). Im Gegensatz zur Ionenbindung tragen die atomaren Bindungspartner dabei keine elektrischen Ladungen, da jedes Atom seine Elektronen behält.
- Mehrfachbindung: mehrerer Atome
 - Elektronegativität: ist ein relatives Maß für die Fähigkeit eines Atoms, in einer chemischen Bindung die Bindungselektronen an sich zu ziehen (Pauling). Sie wird unter anderem von der Kernladung und dem Atomradius bestimmt
 - Bindungsenergie: sowohl von der Größe der gebundenen Atome als auch von der Zahl der bindenden Elektronenpaare ab
- d) **Ionenbindung**: Die **ionische Bindung** (auch **Ionenbindung**, **heteropolare Bindung** oder **elektrovalente Bindung**) ist eine chemische Bindung, die aus der elektrostatischen Anziehung positiv und negativ geladener Ionen resultiert. Die Atome streben durch Aufnahme oder Abgabe von Elektronen danach, für ihre äußerste besetzte Schale die Edelgaskonfiguration zu erreichen. Dies wird entweder durch Elektronenabgabe seitens der Elemente mit geringerer Elektronegativität erreicht, oder durch Elektronenaufnahme seitens der Elemente mit höherer Elektronegativität.
- Die Energiedifferenz zwischen dem Grundzustand eines neutralen Atoms und dem Grundzustand des zugehörigen Anions wird als **Elektronenaffinität** (Abkürzung: EA) bezeichnet, sie ist also ein Maß dafür, welche Energie benötigt wird, um aus einem neutralen Atom und einem freien Elektron ein einfach negativ geladenes Ion zu schaffen
- e) **Metallische Bindung**: Als **Metallische Bindung** oder **Metallbindung** bezeichnet man die chemische Bindung, wie sie bei Metallen und in Legierungen im Festkörper vorliegt. Diese ist gekennzeichnet durch das Auftreten von frei beweglichen (delokalisierten) Elektronen im Metallgitter, die unter anderem für die makroskopischen Eigenschaften *Stromleitfähigkeit*, *metallischer Glanz*, Duktilität (*Schmiedbarkeit*, *Verformbarkeit*) verantwortlich sind. Sie wird durch Anziehungskräfte zwischen Metall-Ionen und freien Elektronen verursacht.
- Die freien Elektronen, die sich zwischen den Atomrümpfen im metallischen Festkörper frei und ungeordnet umher bewegen, bezeichnet man auch als Elektronengas

f) Beziehung zwischen Struktur und Eigenschaft

- Molekülverbindungen
 - Ein **Molekülkristall** oder **Molekülgitter** ist ein Kristall der aus Molekülen aufgebaut ist. Die hierbei wirkenden Gitterkräfte sind London-Kraft und in einigen Fällen noch Dipol-Dipol-Kräfte, wie zum Beispiel Wasserstoffbrückenbindungen.
 - Flüchtige Stoffe
 - Ionenverbindungen: Salze sind Verbindungen, die im festen Zustand aus Ionen bestehen. Verhältnis der Radion Kation und Anion entscheidet hinsichtlich der Koordinationszahlen. Unter **Hydratisierung** - häufig auch mit **Hydratation** oder **Hydration** bezeichnet - versteht man die Anlagerung von Wassermolekülen an gelöste Ionen.
Kaliumiodid
 - Festkörperverbindungen: Diamantartige Stoffe (C und isoelektronische Stoffe), Atomgitter (Ein **Atomgitter** ist ein Gitter, in dem die Bausteine durch Atombindungen zusammengehalten werden. Das wohl bekannteste Beispiel ist der Diamant, in dem jedes Kohlenstoffatom durch je eine Atombindung mit vier anderen Kohlenstoffatomen verbunden ist. Dies verleiht ihm die extreme Härte). Unterscheidung Atom- und Ionengitter nicht immer eindeutig möglich.
Beispiel: C Diamant, SiC Siliziumkarbid, BN Bornitrit
- g)** Lösungen: Abhängigkeit Löslichkeit und Temperatur, Siede- und Schmelzpunkte von Lösungen, Dampfdruckabhängigkeit (Änderung aufgrund der Zahl der gelösten Teilchen)
- h)** Osmose: Osmose ist die Diffusion z.B. von Wasser durch halbdurchlässige Membranen. Diffusion ist die Ausbreitung der kleinsten Teilchen von Flüssigkeiten und Gasen durch ihre Eigenbewegung. Werden zwei unterschiedlich konzentrierte Lösungen durch eine Membran getrennt, die nur für das Lösungsmittel durchlässig ist, kommt es zur *Osmose*.
- i)** Komplexe Ionen: nicht ein einzelnes Atom trägt die Ladung, sondern eine Atomgruppe.
- j)** Formeln für Verbindungen:
- Substanzformel
 - Oxidationszahl: gibt an, wie viele Elementarladungen ein Atom innerhalb einer Verbindung formal aufgenommen bzw. Abgegeben hat.

2.7. Chemische Reaktionen

- a)** **chemische Reaktion** ist der Vorgang, bei dem aus chemischen Verbindungen (den „Edukten“ oder „Reaktanten“) andere chemische Verbindungen (die „Produkte“) entstehen, indem die Atome der Reaktanten andere Bindungen eingehen. Dabei wird Energie umgewandelt (endotherme Reaktion) oder freigesetzt (exotherme Reaktion), man spricht von der

Reaktionsenthalpie. Die Reaktion unterliegt dabei den Gesetzen der Energieerhaltung und der Entropie. Der Vorgang endet, wenn ein Chemisches Gleichgewicht erreicht ist oder die Reaktanten komplett umgewandelt worden sind.

- b) Mol: Ein Mol ist die Stoffmenge eines Systems, das aus ebensoviel Einzelteilchen (Atome, Moleküle, Ionen, Elektronen, Äquivalentteilchen, ...) besteht, wie Atome in 12 Gramm des Kohlenstoff-Nuklids ^{12}C enthalten sind.
- c) Molvolumen: als **molare Volumen** oder auch **Molvolumen** (Formelzeichen: V_m) eines Stoffes gibt an, welches Volumen ein Mol dieser Substanz einnimmt, Volumen / Mol
- d) Triebkraft chemischer Reaktionen
 - exotherme Reaktionen laufen von selbst ab
 - Prinzip vom Energieminimum
 - Katalyse: als **Katalyse** wird die Veränderung der Reaktionsgeschwindigkeit einer chemischen Reaktion durch Beteiligung eines Katalysators bezeichnet.
- e) Chemisches Gleichgewicht: Reaktion umkehrbar, kein vollständiger Umsatz
Beispiel: Iod + Wasserstoff zu Iodwasserstoff.
Kinetische Ableitung des Massenwirkungsgesetz

2.8. Säuren/Basen - Reaktionen

- a) Beispiel für Säuren: Salzsäure, Schwefelsäure, Salpetersäure, Kohlensäure
- b) Beispiele für Basen: Metallhydroxide, Ammoniak, Carbonate
- c) Definition nach Johannes Nicolaus Brønsted: eine Säure ist ein Teilchen, welches Protonen (H^+ -Ionen) an einen Reaktionspartner, die sogenannte *Base* übertragen kann.
- d) Ph-Wert: Der **pH-Wert** ist ein Maß für die Stärke der sauren bzw. basischen Wirkung einer wässrigen Lösung. $\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}_3\text{O}^+]$
 - Messung: durch elektrische Messgeräte oder Farbreaktion eines Indikators
 -

2.9. Redoxreaktionen:

... eine Stoffumwandlung (chemische Reaktion), bei der ein Reaktionspartner Elektronen auf den anderen überträgt

- a) Oxidation/Reduktion: Bei diesem Vorgang gibt der zu oxidierende Stoff (Elektronendonator) Elektronen an das Oxidationsmittel (Elektronenakzeptor) ab. Dieses wird durch die Elektronenaufnahme reduziert (Reduktion). Beide Reaktionen zusammen werden als Teilreaktionen einer Redoxreaktion betrachtet.
- b) Bei der räumlichen Trennung von Reduktion und Oxidation entsteht eine elektrochemische Zelle. Man unterscheidet elektrochemische Zellen, in denen die elektrochemische Reaktion (die Zellreaktion) freiwillig abläuft, diese Zellen nennt man galvanische Zellen. Wird die Zellreaktion durch das Anlegen eines Strom von außen erzwungen, damit die elektrochemische Reaktion abläuft,

so spricht man von einer Elektrolysezelle.

2.10. Organische Chemie

a) Die **Organische Chemie** (auch kurz: **Organik**) ist die Lehre vom Aufbau und den Eigenschaften von den Verbindungen des Kohlenstoffs, sowie von deren Analyse und insbesondere ihrer Herstellung.

3. http://de.wikipedia.org/wiki/Grundgesetze_der_Chemie