

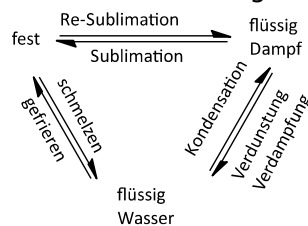
1. Aufbau der Materie: Elemente & Atome

4.5 Materie in der Umwelt

Umwelt besteht aus Materie, welche in unterschiedlichen Erscheinungsformen auftritt:

- * **Gemenge:** Mischung aus Reinstoffen, welche als Komponenten bezeichnet werden. Mit einfachen physikalischen Methoden trennbar (Filtration, Destillation, Extraktion). Es wird zwischen unterschieden zwischen:
 - o **homogen:** optisch einheitlich; Komponenten nicht unterscheidbar (Wein, Salzwasser)
 - o **heterogen:** optisch uneinheitlich (Auge oder Lichtmikroskop)
- * **Reinstoffe:** mit physikalischen Methoden nicht weiter auftrennbar; unterscheidet zwischen:
 - o **Chemischen Verbindungen:** mit chemischen Methoden (chemischen Reaktionen) zerlegbar; fester Zusammenschluss (chem. Bindung) mindestens zweier Elemente (NaCl, Zitronensäure)
 - o **Elemente:** nicht einmal durch chem. Methoden weiter zerlegbar, nur durch Kernprozesse
- * **Phase:** bezeichnet man den Aggregatzustand; in einem Gemenge können unterschiedliche Phasen sein (Beispiele)

Einzelne Aggregatzustände können ineinander übergehen



Trennverfahren

Wahl des Verfahrens hängt von Zusammensetzung des Gemenges ab

- * **Filtration:** Abtrennung von Feststoffen aus heterogenen Mischungen (Filtration von Schlamm)
- * **Destillation:** Trennung homogener flüssiger Mischungen; Ausnutzung unterschiedl. Siedepunkte; Flüssigkeit wird zum Sieden gebracht und kondensiert dann wieder. (Salzwasser, Rohöldestillation)
- * **Extraktion:** Abtrennung bestimmter Komponenten aus einem festen/flüssigen Gemenge; Gemisch mit geeignetem Lösungsmittel behandelt, in der sich gewünschte Komponente löst (Kaffeekochen)

4.6 Atome

Ist die kleinste Einheit eines Elementes. Als Grundlage diente der Goldfolienversuch von Ernest Rutherford. (dünne Folie aus Goldatomen wurde mit α -Teilchen beschossen; nur jedes 10.000ste Teilchen wurde abgelenkt, alle anderen drangen durch die Folie hindurch)

So entstand das erste Atommodell, dabei bezeichnete er die festen Hindernisse als Atomkern der sehr klein sein muss, Protonen und einen weiteren neutralen Baustein enthält. Umgeben ist dieser von der Atomhülle mit leichten negativ geladenen Elektronen.

Elementarteilchen

	Name	Abkürzung	Ladung	Masse (u)
	Proton	p ⁺	+1	1,00728
	Neutron	n	0	1,00867
	Elektron	e ⁻	-1	0,000549

atomare Masseneinheit Unit=u
entspricht $1,67 \cdot 10^{-24} \text{g}$
Nach der Anzahl der Protonen
werden Elemente
unterschieden

Atomkern

Aus positiv geladenen Protonen und neutralen Neutronen dicht gepackt. Anzahl der Neutronen bestimmt das Element

Ordnungszahl, Massenzahl, Isotopen

genaue Beschreibung eines Atoms (=Nuklid)



Z=Ordnungszahl, Kernladungszahl, Anzahl Protonen im Kern

A= Massenzahl, Nukleonenzahl, Summe Protonen und Neutronen

Element muss aber nicht aus einer Nuklidsorte bestehen. Nuklide mit gleicher Ordnungszahl aber unterschiedlicher Massenzahl werden Isotope genannt.

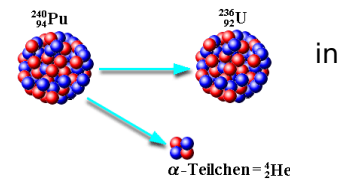
Um die Masse von Isotopengemischen anzugeben wurde die atomare Masseneinheit (atomic unit = u) definiert: $1\text{u} = 1/12 \text{ }^{12}_6\text{C} \approx 1,67 \cdot 10^{-24} \text{g}$

relative Atommasse bezieht sich auf 1u, d.h. $^{12}_6\text{C}$ hat die Masse 12u. Protonen und Neutronen haben vereinfacht die Masse 1u.

Radioaktivität

Protonen müssten sich eigentlich im Kern abstoßen, es gäbe keinen stabilen Atomkern. Daher gibt es eine Kraft die alles zusammenhält – Kernbindungskraft. Kann nur auf kurze Distanzen wirken und muss größer sein als die Protonenabstoßung. Wichtig ist die richtige Anzahl an Neutronen, daher sind alle ab $_{81}\text{Po}$ instabile. Der Zerfall eines Kerns nennt man Radioaktivität und man unterscheidet bei natürlicher Radioaktivität drei Strahlungsarten α, β, γ .

- * α -Strahler: schwere Kerne mit Neutronenmangel; Zerfall eine ^4_2He -Kern und den Restkern (Uran, Radium); Reichweite in der Luft wenige Zentimeter, in fester Materie wenige Millimeter, im Körper zerstören α -Teilchen umliegendes Gewebe $^A_Z\text{X} \rightarrow ^{A-4}_{Z-2}\text{Y} + ^4_2\text{He}$



- * β -Strahler: Kern zu viel Neutronen; überflüssiges Neutron zerfällt in ein Positron und ein Elektron ($^{14}_6\text{C}$ und Actinium); raschen e^- nennt man β -Teilchen – sind sehr schnell, größere Reichweite wie α -Teilchen (Luft-einige Meter; Materie- einige Zentimeter); im Körper sehr gefährlich, außerhalb gut abzuschirmen $^A_Z\text{X} \rightarrow ^A_{Z+1}\text{Y} + e^- + \bar{\nu}_e$
- * γ -Strahler: als Begleitstrahlung der beiden oberen, sind elektromagnetische Wellen wie UV-Strahlung Funkwellen, aber höherer Energie (Frequenz); nur durch dezimeterdicke Bleiwände oder meterdicke Betonwände zu reduzieren
- * Halbwertszeit: gibt an wie lange es dauert bis die Hälfte des Stoffes zerfallen ist; für jedes Nuklid typisch; $^{14}_6\text{C}$ hat eine Halbwertszeit von 5730 Jahre
- * Künstliche Radioaktivität: Kernreaktion;

- o Kernspaltung wohl am bekanntesten



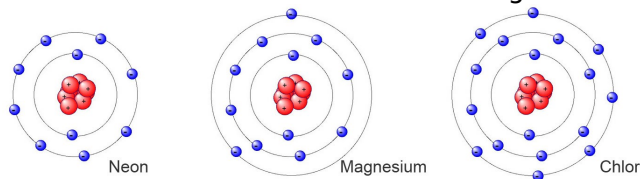
- o Kernfusion: verschmelzen zwei Wasserstoffkerne zu einem Heliumkern und Abgabe von Energie; findet in den Sternen statt, Grundlage von Wasserstoffbomben
- o Künstliche Elemente: Alle Elemente über Plutonium sind künstlich Elemente, kommen in der Natur nicht vor, entstehen als Nebenprodukt der Kernspaltung oder gezielt über Teilchenbeschleuniger hergestellt werden

Atomhülle

Laut Rutherford befinden sich Elektronen in der sogenannten Elektronenhülle und „umkreisen“ den Kern auf unveränderlichen Bahnen. Dies kann über Spektren erklärt werden. Sonnenlicht (weißes Licht) lässt sich über ein Prisma in sichtbaren Spektralfarben (jede Farbe ist bestimmte elektromagnetische Wellenlänge) streuen. In weißem Licht sind alle Wellenlängen enthalten.

Wird nun ein Element angeregt (zb Wärme) sendet es färbiges Licht aus, aber kein kontinuierliches Spektrum. Dies liegt an der Position der Elektronen, jedes hat eine definierte Energie und befindet sich auf einer eindeutigen Bahn, je weiter außen es sich aufhält, desto höher die Energie. Atom beginnt mit einer bestimmten Farbe zu leuchte.

Das erste sinnvolle Atommodell wurde von Nils Bohr entwickelt. Er ging davon aus dass sich die Elektronen in Kreisbahnen um den Kern bewegen, erkannte aber bald, dass die Vorstellung der exakten Kreisbahnen unzuverlässig ist. Es wurde das Kugelschalenmodell



eingeführt.

Allgemein: maximale Anzahl der Elektronen in der n-ten Schale: $e^- = 2n^2$

Das genaueste Modell ist derzeit das Orbitalmodell, dabei unterteilen sich die einzelnen Schalen in Unterschalen, sogenannte Orbitale.

Orbital ist ein Gebiet in dem sich ein Elektron mit allerhöchster Wahrscheinlichkeit aufhält. In jedes Orbital passen 2 e^-

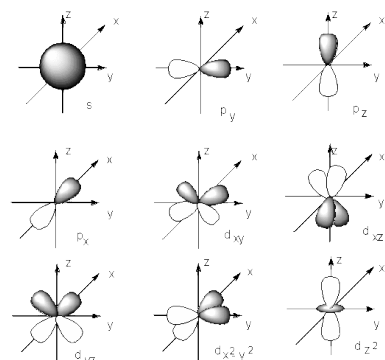
Schale	Orbitale		s	p	d	f
1	1		1			
2	4	davor	1	3		
3	9	n	1	3	5	
4	16		1	3	5	7

Form der Orbitale lässt sich nur für das Wasserstoffatom mit einem einzigen Elektron berechnen, aber diese Orbitale werden als Grundlage für komplexere Atome herangezogen.

Die Größe der Orbitale nimmt mit aufsteigender Schale

Jedes Elektron befindet sich in einem bestimmten Energieniveau. Diese Energieniveau's können mit je 4 Quantenzahlen beschrieben werden:

- * n...Hauptquantenzahl: gibt die Schale an; $n=1,2,\dots,\infty$

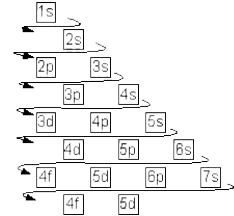


zu

- * l...Nebenquantenzahl: steht für die Art (Form) des Orbitals; ist von n abhängig; $l = 0, 1, \dots, (n-1)$
- * m...Magnetquantenzahl: räumliche Orientierung energetisch gleichwertiger Orbitale, hängt von l ab; $m = -l, \dots, 0, \dots, +l$
- * s...Spinquantenzahl: Rotationsrichtung des Elektrons (im oder gegen Uhrzeigersinn); $s = +1/2$ oder $-1/2$

Die Elektronenkonfiguration

Diese beschreibt die Verteilung der Elektronen in der Elektronenhülle. Wird von unten nach oben gefüllt. Ist eine wichtige Grundlage für die Erklärung chemischen Verhaltens, wichtig ist dabei die Anzahl der e^- in der letzten Schale (Valenzelektronen). Elemente mit gleichen Valenzelektronen verfügen über ähnliche chemische Eigenschaften. (Beispiel: F)



- * Pauli-Verbot: Orbital mit max. 2 e^- gefüllt werden, deren Spin entgegengesetzt ist und innerhalb einer Atomhülle müssen sich die Elektronen in mind. einer Quantenzahl unterscheiden
- * Hund'sche Regel: Energetisch gleiche Orbitale werden immer zuerst einfach gefüllt, dann doppelt.

Das Periodensystem

Aufbau in Perioden (Zeilen) und Gruppen (Spalten). Elemente innerhalb einer Gruppe haben dieselbe Elektronenkonfiguration in der Valenzschale. Gruppen werden in Haupt- und Nebengruppen eingeteilt. Hauptgruppenelemente füllen die äußerste Schale mit Elektronen, die Stellung der Hauptgruppe weist die Valenzelektronen aus. Gruppen 1-2 sind s-Block, Valenzelektronen füllen s-Orbital und Gruppen 13-18 bilden p-Block, Valenzelektronen füllen p-Orbital. Elemente einer Hauptgruppe haben ähnliche chemische Eigenschaften.

Nebengruppenelemente werden Übergangsmetalle genannt und füllen die vorletzte Schale mit Elektronen von 9 auf 18, indem die d-Orbitale gefüllt werden, daher heißen diese auch d-Block. Die meisten Nebengruppenelemente besitzen 2 Außenelektronen. Lanthanoide und Actinoide füllen die f-Orbitale, d. h. es ist der f-Block.

Eigenschaften ablesen:

Valenzelektronen = Hauptgruppennummer (geht auch bei Nebengruppen, trifft aber nicht immer zu)

Metallischer Charakter = nimmt von links nach rechts und von oben nach unten zu

Halbmetalle = B, Si, Ge, As, Se, Sb, Te, At

Atomradius = nimmt von oben nach unten zu und links nach rechts ab

Elektronegativität = nimmt von links nach rechts und von unten nach oben zu

2. Chemische Bindung

Elemente streben nach der Erfüllung der Oktett-Regel.

5 Ionenbindung

Bindung zwischen einem Metall und einem Nichtmetall. Dabei gibt das Metall Elektronen ab (Kation) und das Nichtmetall (Elektron) nimmt Elektronen auf. Dadurch entstehen Ionen welche sich anziehen (Beispiel Magnesiumchlorid).

Metall-Atome der 1. und 2. Hauptgruppe erfüllen immer die Oktettregel. Metalle der Hauptgruppen 3.-6. können ab der 4ten Periode zwei Ionenladungen haben. Entweder es werden alle Außenelektronen abgegeben, oder nur die Elektronen der p-Orbitale.

Nichtmetall-Atome gehorchen immer der Oktettregel!

Benennung

Das Metall-Atom wird wie im Periodensystem verwendet und steht immer vorne, wenn sie mehrere Ladungen haben könne, so werden diese als Römische Zahl in Klammer dazugeschrieben. Nichtmetall-Atom leitet sich vom Elementname ab und bekommt die Endung -id.

einige Anionen			
F ⁻	Fluorid	O ²⁻	Oxid
Cl ⁻	Chlorid	S ²⁻	Sulfid
Br ⁻	Bromid	N ³⁻	Nitrit
I ⁻	Iodid	P ³⁻	Phosphit

Ionisierungsenergie, Elektronenaffinität und Elektronegativität

- * Ionisierungsenergie: jene Energie die nötig ist um ein Elektron aus der Hülle eines Atoms bzw. Ions, im Gaszustand, zu entfernen. Es ist ein Maß dafür, wie leicht ein Kation gebildet werden kann. Nimmt innerhalb einer Gruppe von oben nach unten ab, innerhalb einer Periode von links nach rechts zu
- * Elektronenaffinität: jene Energie die nötig ist um ein Elektron einem Atom/Ion hinzugeführt wird. Es ist ein Maß dafür, wie leicht ein Anion gebildet wird.
- * Elektronegativität: Je höher die Elektronegativität desto höher das Bestreben, Elektronen an sich zu ziehen. Kommt streng genommen erst nach der Bildung der Bindung zum Tragen.

Struktur und Eigenschaften der Salze

- * Ionengitter: Kationen sind immer von Anionen umgeben und umgekehrt; starke elektrostatische Anziehungskraft der Ladungen, daher sind Salze bei Raumtemperatur Feststoffe und haben hohen Schmelzpunkt
- * Salze sind spröde: wird durch mechanische Einwirkung, das Ionengitter verschoben, stoßen gleiche Ladungen aufeinander, welche sich dann explosionsartige abstoßen.
- * Isolatoren: sie leiten keinen Strom, da es keine freien Ladungsträger gibt. Salzlösungen/Salzschnmelzen sind Stromleiter, werden Elektrolyt genannt. Wird Gleichstrom angelegt, so wandern Kationen zum negativen Pol (Kathode) und Anionen zum positiven Pol (Anode)
- * gut wasserlöslich

4.7 Metallbindung

Bindung zwischen Metallen. Man spricht dabei von Atomrümpfen und Elektronengas, welches frei beweglich zwischen den Atomen ist. Alle Eigenschaften eines Metalls lassen sich über dieses Elektronengas erklären.

Eigenschaften

- * elektrische Leitfähigkeit
- * Wärmeleitfähigkeit
- * optische Eigenschaften wie undurchsichtig und glänzend

- * Verformbarkeit
- * alle Feststoffe bei R.T. außer Quecksilber
- * Legierung: Verbindung zwischen verschiedenen Metallen

4.8 Atombindung

Bindung zwischen Nichtmetall und Nichtmetall. Diese besitzen eine hohe Ionisierungsenergie. Abgabe von Elektronen ist nicht möglich. Bei der Atombindung nähern sich die Kerne zweier Nichtmetall-Atome bis zu einem bestimmten Abstand an (bis zum Energieminimum=Bindungslänge). Dabei wird aus 2 Atomorbitalen ein Molekülorbital gebildet. Hier können wieder jeweils 2 Elektronen pro Molekülorbital verteilt werden. Die Atome teilen sich die Bindungselektronen. Verbindungen durch Atombindung nennt man Molekül.

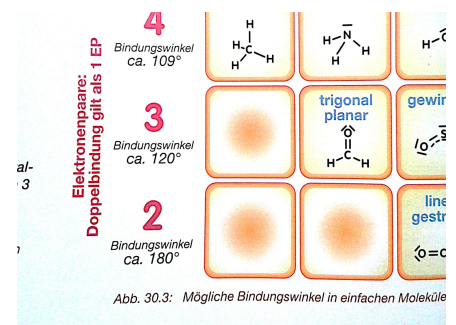
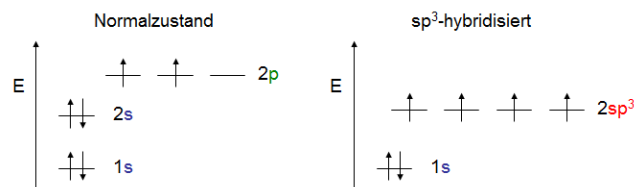
Beispiel (Wasser, Stickstoff, Sauerstoff, Ammoniak)

Man unterscheidet zwischen gepaarten Elektronen (wenn $2 e^-$ pro AO/MO sind) oder ungepaarte Elektronen (wenn nur $1 e^-$ pro AO/MO). Verbindungen mit ungepaarten Elektronen werden Radikale genannt.

Hybridisierung

Man stößt oft auf Phänomene die sich mit diesem Modell nicht erklären lassen. Das Element Kohlenstoff ist im Allgemeinen vierwertig und nicht zweiwertig, wie man es aufgrund der Elektronenkonfiguration vermuten würde.

Beim Kohlenstoff gibt es ein volles s-Orbital und zwei einfachbesetzte p-Orbitale. Nun geht man aber davon aus, dass aus dem vollbesetzten s-Orbital ein Elektron in das leere p-Orbital wandert und somit vier einfachbesetzte Orbitale entstehen.



VSEPR

Ein Modell um die räumliche Struktur von Molekülen zu bestimmen. Dies beruht darauf, dass sich Elektronenpaare (bindend oder nichtbindend) voneinander abstoßen und daher einen gewissen Raum beanspruchen.

Polare Atombindung

Hier kommt das zuvor eingeführte Maß der Elektronegativität (EN) zum tragen. Dabei werden alle Atomsorten auf ihren Wert der Elektronegativität hin betrachtet. Dabei zieht jenes Atom welches die höhere EN hat die Bindungselektronen näher zu sich heran, was ihm eine negative Partialladung beschwert, wogegen das andere Atom eine positive Partialladung besitzt.

Beispiel Wasser

Wenn nun die Ladungen nicht aufeinander fallen, durch eine gewinkelte Form, spricht man von einem Dipol-Molekül. Beim Wasser-Molekül spricht man von einem permanenten Dipol, es handelt sich um einen polaren Stoff. Daher können Wasser-Moleküle Brücken über die Pole ausbilden und dies erklärt auch, warum Wasser bei R.T. flüssig ist.

Intermolekulare Wechselwirkungen

Aggregatzustand einer Atombindung hängt von der Stärke der intermolekularen Anziehungskräfte ab. Man unterscheidet zwischen 3 Arten:

- * Dipol-Dipol-Wechselwirkungen: tritt bei Molekülen mit permanentem Dipol auf
- * Wasserstoffbrückenbindung: Spezialfall der Dipol-Dipol WW; Bindung zwischen stark positivem (Partialladung) Wasserstoff und einem nichtbindenden Elektronenpaar eines Atoms mit negativer Partialladung. Stärker als Dipol-Dipol-WW und treten auf den Wasserstoff mit stark elektronegativem Atom gebunden ist (F, O, N).
- * Van der Waals-WW: Bei unpolaren Moleküle kann es zu spontanen Dipolen kommen, welche dann bei den umgebenden Molekülen eine Dipol auslösen. Dies nennt man induzierter Dipol. Die Stärke hängt von Molekülgröße und Molekülstruktur ab.

Eigenschaften Atombindung-Atomgitter

- * Aggregatzustand: abhängig von Molekülgröße und Stärke der intermolekularen WW, können bei R.T. gasförmig (Wasserstoff), flüssig (Wasser) oder fest (Iod) sein. Makromoleküle können überhaupt nicht mehr verflüssigt oder verdampft werden, da die Van der Waals WW stärker als die Atombindung ist.
- * Leitfähigkeit: Keine Ladung, können Strom nicht transportieren, es sind Nichtleiter. Wasser ist eine Ausnahme aufgrund seiner Ionen ist es ein schwacher Leiter.
- * Atomgitter: besteht aus begrenzter Anzahl von Atomen; ist die Anzahl unbegrenzt so spricht man von Atomgitter und die Eigenschaften sind vom Art des Gitters abhängig (Diamant vs. Graphit)

3. Die chemische Reaktion

5 Aufstellen von Reaktionsgleichungen

Wichtig ist das Massenerhaltungsgesetz. Materie kann während einer Reaktion weder verschwinden noch erzeugt werden, sie kann nur umgewandelt werden.

Beispiel: Eisen verbindet sich mit Sauerstoff zu Eisen(II)oxid

- * Reaktion in chemischen Formeln aufzuschreiben
- * Die Gleichung auf beiden Seiten ausgleichen mittels Koeffizienten, welche vor die jeweilige Verbindung geschrieben werden und für jedes Element zählen

4.9 Stöchiometrie

Die **Stöchiometrie** (von gr. στοιχείον *stoicheion* „Grundstoff“ und μέτρον *metron* „Maß“) ist ein grundlegendes mathematisches Hilfsmittel in der Chemie. Mit ihrer Hilfe werden aus der qualitativen Kenntnis der Reaktanten und Produkte einer Reaktion die tatsächlichen Mengenverhältnisse (Reaktionsgleichung) und Stoffmengen berechnet.

In der chemischen Umgangssprache bezeichnet Stöchiometrie nicht die (meist triviale) Berechnung, sondern deren Ergebnis. Die praktische Durchführung einer Reaktion erfolgt häufig „unstöchiometrisch“, das heißt, dass mindestens ein Reaktant im Überschuss eingesetzt wird und daher teilweise erhalten bleibt.

absolute Atommasse

Die absolute Atommasse ist die wirkliche, reale Masse eines Atoms eines chemischen Elements.

1 Kohlenstoffatom besitzt die Masse : $2 \cdot 10^{-23}$ g

1 Magnesiumatom besitzt die Masse : $4 \cdot 10^{-23}$ g

relative Atommasse

Die relative Atommasse ergibt sich aus dem Quotienten der absoluten Atommasse eines chemischen Elements und dem zwölften Teil der Masse eines Kohlenstoffatoms. Somit gibt die relative Atommasse an, wievielfach so groß die absolute Atommasse eines Elements ggü. dem zwölften Teil der Atommasse des Kohlenstoff-12-Isotops ist.

Bei Kohlenstoff ist die Atommasse zwölfmal so groß, wie ein Zwölftel der Atommasse des Kohlenstoffs, daher ist die relative Atommasse von Kohlenstoff: relative Atommasse = 12

Ein Magnesiumatom ist doppelt so schwer wie ein Kohlenstoffatom. Daher ist die Masse eines Magnesiumatoms 24mal so groß, wie ein Zwölftel der Masse eines Kohlenstoffatoms: relative Atommasse = 24

Die meisten chemischen Elemente bestehen aus einer Mischung verschiedener Isotope. Hier sind die prozentualen Anteile der Isotope bestimmend für die relative Atommasse.

Magnesium besteht zu etwa 78,8% aus dem Isotop Magnesium-24 und zu etwa 10,1% aus Magnesium-25 und etwa 11,1% aus Magnesium-26. Daher beträgt die relative Atommasse für Magnesium etwa 24,3.

$$0,788 \cdot 24 + 0,101 \cdot 25 + 0,111 \cdot 26 = 18,912 + 2,525 + 2,886 = 24,323$$

relative Molekülmasse

Die relative Molekülmasse ist die Summe der relativen Atommassen aller in einem Molekül enthaltenen Atome. Die relative Molekülmasse wird wie folgt ermittelt:

	Bsp: Natriumphosphat Na_3PO_4		
1. Feststellung der beteiligten Elemente	Natrium Phosphor Sauerstoff		
2. Zahlenverhältnisse der beteiligten Atome aus der Formel feststellen	Natrium	3	
	Phosphor	1	
	Sauerstoff	4	
3. Feststellung der dazugehörigen relativen Atommassen (gerundet)	Natrium	3	23
	Phosphor	1	31
	Sauerstoff	4	16
4. Multiplikation der relativen Atommassen und der Anzahl der Atome	Natrium	$3 \cdot 23 = 69$	
	Phosphor	$1 \cdot 31 = 31$	
	Sauerstoff	$4 \cdot 16 = 64$	
5. Addition der erhaltenen Produkte (von 4.)	Natrium	$3 \cdot 23 = 69$	
	Phosphor	$1 \cdot 31 = 31$	
	Sauerstoff	$4 \cdot 16 = 64$	
	Natriumphosphat	<u> </u> = 164	

Stoffmenge n

Stoffmenge ist in der Chemie eine Maßeinheit für die Anzahl der vorhandenen Teilchen.
In 1 mol ist die Stoffmenge eines Systems, das aus so vielen gleichartigen elementaren Teilchen besteht, wie Atome in 12 g des Kohlenstoffs-12 enthalten sind.
1 mol Kohlenstoff enthält etwa $6 \cdot 10^{23}$ Kohlenstoffatome.
1 mol Sauerstoff enthält etwa $6 \cdot 10^{23}$ Sauerstoffmoleküle.
1 mol Kaliumbromid enthält etwa $6 \cdot 10^{23}$ Kalium-Ionen und etwa $6 \cdot 10^{23}$ Bromid-Ionen.

n	Mol	mol
---	-----	-----

Molare Masse M

Die Molare Masse ist der Quotient aus der Masse eines Stoffes und seiner Stoffmenge. Der Zahlenwert der molaren Masse eines Stoffes ist gleich seiner relativen Atommasse bzw. relativen Molekülmasse. Bsp: molare Masse von Natriumhydroxid, NaOH : $40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

M	Gramm je Mol	$\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$
---	--------------	----------------------------------

Molarität

Eine 1-molare Lösung enthält 1 mol bzw. die molare Masse in Gramm je Liter Lösung.

Beispiel: Es sollen 5 Liter einer 2-molaren Kalilauge hergestellt werden.

Kalilauge (KOH) relative Molekülmasse: 56,11
Eine 1-molare Lösung enthält 56,11 g Kaliumhydroxid in 1 Liter Lösung.
Eine 2-molare Lösung enthält 112,22 g Kaliumhydroxid in 1 Liter Lösung.
5 Liter einer 2-molaren Lösung enthalten $5 \cdot 112,22 \text{ g} = 561,1 \text{ g KOH}$.

Verdünnungsregel

$$c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$$

Beispiel: Wie viele mL einer 2.0 M Kalilauge wird benötigt, um durch Verdünnen mit H_2O 50.0 mL einer 0.30 M Kalilauge herzustellen?

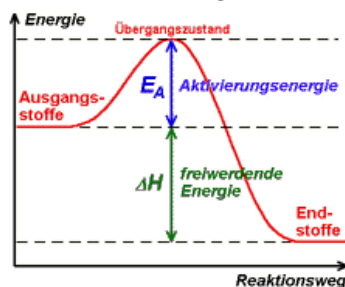
$$2.0 \text{ M} \cdot x \text{ mL} = 0.30 \text{ M} \cdot 50.0 \text{ mL}$$
$$x = 7.5 \text{ mL}$$

4.10 Energieumsatz chemischer Reaktionen

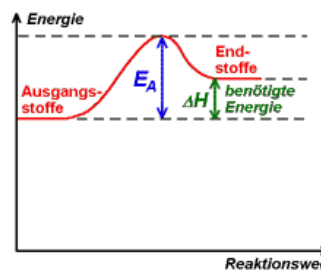
Reaktionsenthalpie

Bei chemischen Reaktionen wird Energie umgesetzt. Sowohl Edukte (Ausgangsstoffe) als auch Produkte (Endstoffe) besitzen ein gewisses Energieniveau.

Exotherm (Energie wird frei)



Endotherm (Energie wird benötigt)



Die Energiedifferenz zwischen Edukten und Produkten nennt man Reaktionsenthalpie ΔH . Ist dies negativ handelt es sich um eine Exotherme Reaktion, diese verläuft meist freiwillig. Ist dies positiv so handelt es sich um eine endotherme Reaktion, sie verläuft meist unfreiwillig.

Die Aktivierungsenergie bestimmt die Geschwindigkeit der Reaktion. Diese kann durch einen Katalysator herabgesetzt werden. Ein Katalysator ist demnach ein Stoff, welcher die Aktivierungsenergie einer Reaktion herabsetzt, diese dadurch

beschleunigt, selbst aber nicht verbraucht wird. Enzyme sind solche Katalysatoren in unserem Körper. Schwermetalle wirken als Katalysatorgifte, sie machen diese unwirksam.

Entropie und freie Reaktionsenthalpie

„Freiwillig ablaufenden Reaktion“ ist eine Reaktion, welche nach Überwindung der Aktivierungsenergie selbstständig weiterläuft. Bei einer erzwungenen Reaktion muss ständig Energie zugeführt werden. Ein Maß für die „Freiwilligkeit“ einer Reaktion ist die „freie Reaktionsenthalpie ΔG “.

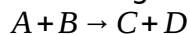
$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

Ist ΔG negativ, so läuft die Reaktion freiwillig ab, diese nennt man exergon. Bei positivem ΔG spricht man von endergon, diese wird erzwungen.

ΔS (Entropie) ist ein Maß für die Unordnung des Systems. Je größer die Unordnung, desto größer die Entropie. Ist dieser Wert positiv so wird Unordnung erzeugt bzw. umgekehrt. Naturvorgänge streben zu einem Energieminimum, aber zu einem Entropiemaximum.

Reaktionsgeschwindigkeit und chemisches Gleichgewicht

Reaktionsgeschwindigkeit ist die Änderung der Konzentration pro Zeiteinheit



Die Geschwindigkeitskonstante k hängt von verschiedenen Faktoren ab:

- * Konzentration Edukte
- * Art der Reaktion
- * Temperatur
- * Katalysator

Für die Hinreaktion von $A+B$ nach $C+D$ gilt für die Geschwindigkeit $v_1 = k_1 \cdot [A] \cdot [B]$. Sobald genug C und D gebildet wurde, können auch diese zusammenstoßen und rückreagieren. Die Geschwindigkeit der Rückreaktion lautet $v_2 = k_2 \cdot [C] \cdot [D]$. Daraus ergibt sich, dass mit der Zeit die Geschwindigkeit der Hinreaktion abnimmt und die Rückreaktion zunimmt. Sind nun beide Geschwindigkeiten gleich groß, so spricht man von Erreichen des chemischen Gleichgewichts. Man bemerkt an den Konzentrationen nicht mehr, dass die Reaktion noch abläuft, die Reaktion befindet sich im Gleichgewicht, was nicht gleichbedeutend mit einem „Ende“ der Reaktion ist. Die Lage des Gleichgewichts ist bei der Reaktion unterschiedlich. Irreversible Reaktionen laufen vollständig bis nahezu 100% auf Produktseite ab. Andere Reaktionen haben eine merkliche Rückreaktion und das Gleichgewicht liegt irgendwo zwischen 0% und 100% (=reversible Reaktion).

Die Lage des Gleichgewichts kann durch die Geschwindigkeitsformel $v_1 = v_2$ berechnet werden. Dies führt zum Massenwirkungsgesetz mit der Massenwirkungskonstante.

$$K_c = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]}$$

K_c sehr groß: Gleichgewicht auf der Produktseite

K_c ca. 1: gleich viel Edukte wie Produkte

K_c sehr klein: Gleichgewicht auf der Eduktseite

Zusammenhang von ΔG und K_c

ΔG negativ = K_c relativ groß

ΔG positiv = K_c relativ klein

im Gleichgewicht ist $\Delta G = 0$

$$\Delta G = -RT \cdot \ln K_c$$

4.11 Prinzip des kleinsten Zwanges (Le Chatelier)

Gleichgewicht lässt sich durch einen Äußeren Zwang beeinflussen, dem das System ausweicht.

- * Konzentrationsänderung: zufügen von Rohstoffen damit teure Rohstoff komplett reagieren, oder Produkte entfernen damit die Ausbeute erhöht wird.
- * Druckveränderung: nur bei Gasreaktionen mit veränderter Molanzahl. Bei Druckerhöhung weicht die Reaktion auf die Seite aus, welche weniger Volumen Gas besitzt.
- * Temperaturveränderung: abhängig davon, ob die Reaktion exotherm oder endotherm ist. Temp.erhöhung fördert endotherme Reaktion und Temp. erniedrigung fördert exotherme Reaktion
- * Katalysator: er beeinflusst nicht das Gleichgewicht, sondern beschleunigt die Geschwindigkeit bis zum Erreichen des Gleichgewichts.

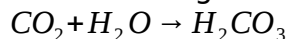
Beispiel: Haber Bosch Verfahren

4. Säure & Basen

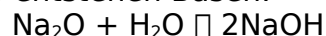
5 Definitionen

Versuch 1: Definition durch die Entstehung

Säuren sind im Allgemeinen aus Nichtmetallen aufgebaut und an Basen sind Metalle beteiligt. Kohlensäure kann wie folgt gebildet werden:



Säuren entstehen durch die Reaktion von Nichtmetalloxiden mit Wasser. Werden nun Metalloxide verwendet so entstehen Basen:



Mit dieser Definition können aber wichtige Säuren wie Salzsäure oder Ammoniak nicht beschrieben werden.

Versuch 2: Definition durch Wirkungsweise

Sieht man sich nun die Base NaOH genauer an, so handelt es sich um eine Ionenbindung.

Beispiel NaOH

In Wasser spalten sich Ionenbindungen in die einzelnen Ionen auf, man sagt dazu dissoziieren. Dissoziiert eine Base in Wasser so erhöht sich die Hydroxidionenkonzentration.

Bei Säuren sieht das etwas anders aus. Sieht man sich HCl an, so handelt es sich um eine polare Atombindung. Auch wenn es sich nicht um Ionenbindung handelt, kann die Verbindung in geeignetem Lösungsmittel (Wasser) ionisch dissoziieren. Dabei entstehen ein Proton und ein Anion (Säurerest). Protonen sind sehr instabil. Durch den starken Dipol von Wasser, kann sich das positive Wasserstoffatom an den Sauerstoff anlagern, es entsteht ein Hydroniumion. In diesem Fall ist Wasser nicht nur ein Lösungsmittel sondern auch ein Reaktionspartner. Der Vorgang wird Protolyse - Übertragung von einem oder mehreren Protonen- genannt.

4.12 Säure-Basen nach Brønsted (heute gültig)

Säuren sind Protonen-Donatoren, Verbindungen die in der Lage sind Protonen abzugeben.

Basen sind Protonen-Akzeptoren, Verbindungen die in der Lage sind Protonen aufzunehmen.

Alle grundlegenden Säuren-Basen-Theorien sind nur auf das Lösungsmittel Wasser bezogen, den nur dort ist die Existenz der Hydroxid- und Hydroniumionen gewährleistet.

Mit dieser Theorie lässt sich auch belegen dass es sich bei Ammoniak um eine Base handelt.

Einwertige Säuren/Basen: haben ein Proton zum abgeben, haben eine korrespondierende Base

Mehrwertige Säuren/Basen: haben können mehr Protonen abgeben, haben mehr korrespondierende Basen

Ampholyt: können gleichzeitig Säure und Base sein – Wasser

4.13 Stärke von Säure und Base

Ein Säure ist umso stärker je weiter das Gleichgewicht auf der rechten Seite liegt. Eine Starke Säure ist nahezu zu 100% dissoziiert.

Wenn man das Massenwirkungsgesetz auf die Säurereaktion anwenden so kommt

man zu folgender Gleichung:
$$\begin{array}{c} A \\ \downarrow \\ H \\ \downarrow \\ H_3O^+ \end{array} \quad K_c = \frac{[H][A]}{[H_3O^+]}$$
 da es sich immer um verdünnte Lösungen handelt, kann man Wasser als konstant ansehen, diese kann man zu K_c hineinmultiplizieren, die dann zu K_A wird. Das selbe kann mit der Basenreaktion

gemacht werden

$$\begin{array}{c} A \\ \downarrow \\ OH^- \end{array} \quad K_B = \frac{[A][OH^-]}{[H_2O]}$$

Autoprotolyse von Wasser

4.14 pH-Wert

Säurestärke hat nur eine geringe Aussagekraft wie sauer (gefährlich) eine Säure oder wie basisch eine Base ist. Dazu gibt es den pH-Wert.

Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der Hydroniumionen-Konzentration.

Der pOH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der Hydroxidionen-Konzentration.

$$K_A * K_B = 10^{-14} \quad \text{pH} + \text{pOH} = 14$$