

Angewandte Chemie und Ökologie (ACOL)

Schule: HTBLuVA St. Pölten
Abteilung / Zweig: Elektronik
Lehrperson: Prof. Synec
Jahrgang: 2002 / 03
Klasse: 1AT

1 Anmerkung

Einige Kapitel wurden nur aus dem Schulbuch gelernt und nicht ins Skriptum aufgenommen.
Die jeweiligen Seitenzahlen sind vermerkt.

Schulbuch:

Pohl ua., Chemie
Trauner Schulbuch Verlag, Linz
3. Auflage 1998 – Nachdruck 1999
Schulbuch Nr. 3079

Textpassagen mit einem Strich auf der Seite kennzeichnen praktische Rechenbeispiele.

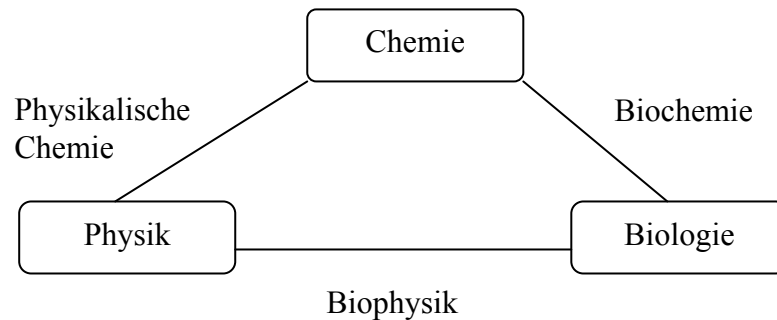
2 Inhaltsverzeichnis

1	Anmerkung.....	2
2	Inhaltsverzeichnis.....	2
3	Einteilung und Geschichte	4
3.1	chemische und physikalische Vorgänge	6
3.2	Arbeitsweise.....	6
4	Zusammensetzung der Materie	6
4.1	Untersuchung der Stoffe (Buch 24-25)	7
4.2	Gemenge und Verbindung	7
4.3	Physikalische Trennungsmethoden.....	8
4.4	Trennung von Stoffgemischen	8
5	Stöchiometrie und Teilchenaufbau der Materie	8
5.1	Chemische Zeichen	8
5.2	Atommasse	10
5.3	Molekülmasse.....	11
5.4	Chemische Grundgesetze	11
5.4.1	Massenerhaltungsgesetz (1785 Lavoisier)	11
5.4.2	Gesetz der konstanten Verbindungsverhältnisse (1799 Proust 1808 Dalton) ..	12
5.4.3	Gesetz der vielfachen Verbindungsverhältnisse	12
5.4.4	Avogadro Gesetz (für die Gase).....	12
5.4.5	Gesetz der ganzzahligen Volumenverhältnisse.....	13
5.4.6	Massenwirkungsgesetz (für die Gleichgewichtsreaktionen).....	13
6	Bausteine der Materie.....	13
6.1	Atome und Elementarteile (Seite 48-49).....	13
6.2	Atommodelle (Seite 49-50).....	14
6.3	Atomkern und Isotope	14
6.4	Aufbau der Atomhülle nach dem Bohr'schen Atommodell.....	14
7	Periodensystem der Elemente (PSE).....	16
8	chemische Bindungen	16
8.1	Ionenbindung.....	17
8.2	Atombindung = Elektronenpaarbindung.....	17
8.3	Metallbindung (Seite 84-86)	18
9	Lösungen	18
9.1	Gehalt von Lösungen	18
9.2	Löslichkeit (Buch Seite 94).....	20
9.3	Lösungsvorgang, Dissoziation (Buch Seite 95-96).....	20

9.4	Lösungswärme (Buch Seite 96)	20
9.5	Diffusion, Osmose, Umkehrosmose.....	20
10	Energieverhältnisse bei den chemischen Reaktionen, Aktivierungsenergie	20
11	Die Reaktionsgeschwindigkeit	21
12	Redoxreaktionen.....	22
12.1	Oxydationsstufen.....	22
13	Tabelle von ΔH_B und S.....	24
14	Versuchprotokolle	25
14.1	Versuchsprotokoll	25
14.2	Versuchsprotokoll	25
14.3	Versuchsprotokoll vom 16. 10. 2002	25
14.4	Versuchsprotokoll zur Chromatographie	26
15	Rechenbeispiele.....	26

3 Einteilung und Geschichte

Chemie ist eine Naturwissenschaft, sie befasst sich mit der Materie (Stoff).
Eine scharfe Grenze zwischen den Naturwissenschaften ist nicht zu ziehen.



Die Physik untersucht die Zustände der Körper (Bewegung, Leitfähigkeit, Bindung, Gleitfähigkeit, Temperatur, Farbe, Härte...)
Die Chemie studiert die Zusammensetzung und die Umwandlung der Stoffe aus denen die Körper bestehen.

Einteilung der Chemie:

- Anorganische Chemie: Ist die Lehre von den Grundstoffen und ihren Verbindungen. Ausgenommen sind fast alle Verbindungen des Kohlenstoffes. Es gibt ungefähr 600.000 anorganische Verbindungen.
- Organische Chemie: Ist die Chemie der Kohlenstoffverbindungen. Ausgenommen: CO, CO₂, H₂CO₃, Graphit, Carbonate (Kalkstein) und Carbide (sehr harte Stoffe). Es gibt ungefähr 7.000.000 organische Verbindungen. Früher konnte man die organischen Verbindungen nicht herstellen (pflanzlicher und tierischer Herkunft). 1828 hat Friedrich Wöhler den Harnstoff als erste künstliche organische Verbindung hergestellt.

Physikalische Chemie studiert den Zusammenhang zwischen chemischen und physikalischen Eigenschaften.

Angewandte Chemie (spezielle Gebiete)

Petrolchemie (Erdölverarbeitung)
Pharmazeutische Chemie (Medikamente)
Kunststoffchemie
Lebensmittelchemie
Elektrochemie (Batterie, Elektrolyse...)
Silikatchemie (Glas, Keramik, Baustoffe, Zement, Silikone,...)
Analytische Chemie – klärt die Zusammensetzung der Stoffe auf

Es gibt die qualitative und die quantitative Chemie

Qualitative – Art

Quantitative – Art und Menge

z.B. Mineralwasseruntersuchung (Vöslauer)

Kalium K^+	1,62
Natrium Na^+	14,0
Magnesium Mg^{+2}	40,3
Calcium Ca^{+2}	114,0
Chloride Cl^-	24,0
Sulfate SO_4^{2-}	227,0
Hydrogencarbonate HCO_3^-	256,0
Kieselsäure H_2SiO_3	14,0
Gelöste feste Stoffe	694,0
alle Angaben in mg/l	

Diese Analyse ist Quantitativ, wäre sie ohne Zahlenangabe, wäre sie Qualitativ.

Geschichte der Chemie

- a) **Altertum** – Zentrum der Kultur waren Ägypten, China, Mesopotamien und Griechenland

Ägypten (5000 v. Christus):

- Metalle (Gold, Silber, Kupfer, Zinn)
- Legierung (Bronze)
- pflanzliche und tierische Farbstoffe
- Arzneimittel
- Gifte
- alkoholische und Essigsäure Gehrung
- Glas
- Kalkbrennen (Mörtel)
- Konservieren (Mumien)
- Papyrus

Griechen (400 v. Christus):

- Demokritos (hat Atome vermutet)
- atomos = unteilbar
- Aristoteles (Feuer, Erde, Wasser, Luft)
- = Grundelemente

- b) **Alchemie** (5. – 16. Jahrhundert)

stammt aus der arabischen Sprache (Bedeutung unbekannt)

Alchemisten haben unwissenschaftlich gearbeitet, sie haben der Chemie mehr geschadet als genützt. Sie wollten aus unedlen Metallen Gold herstellen; Hilfsmittel – Stein der Weisen

Entdeckungen:

- Element Phosphor
- Porzellan
- Schwarzpulver
- Glas färben (mit metallhaltigen Verbindungen)

- c) **16. Jahrhundert** – Chemie wird wissenschaftlicher

Robert Boyle – Begriff des Elements

Lavoiser - hat das Messen und Wiegen im Labor eingeführt
- er hat die Oxydation (Verbrennung) als Sauerstoffverbindung erklärt

Paracelsus - medizinische Chemie, Kräuter

Agricola - Erzverarbeitung, Metallgewinnung

- d) **Moderne Chemie (1869)**

1869 hat Meyer die damals bekannten Elemente (2/3 von heute) in eine genaue

Systematik geordnet – Periodensystem der Elemente (PSE)
1898 – Radioaktivität (Bequerel Marie und Pierre Curie)
1913 – Bohr macht Atommodell
1919 – erste künstliche Elementumwandlung (Stickstoff in Sauerstoff)
Viele chemische Fabriken wurden gegründet. (Düngemittel, Seife, Schwefelsäure)
1930 – erste Kunststoffe
Biochemie – chemische Vorgänge in der lebenden Zelle
Elektrochemie – viele Batteriearten (1974 Herzschrittmacherbatterie)
Kernspaltung, Kernfusion

3.1 chemische und physikalische Vorgänge

Bei einem physikalischen Vorgang werden die Eigenschaften der beteiligten Stoffe nicht verändert. (z.B.: Most wird filtriert, das Holz wird geschnitten)

Bei einem chemischen Vorgang werden die Eigenschaften der Stoffe verändert. (z.B.: Gärung, Holz verbrennt)

3.2 Arbeitsweise

Denkmodelle – dienen in der Wissenschaft als vereinfachtes Bild der Wirklichkeit.

Die Modelle müssen bei neuen Entdeckungen ergänzt werden. (z.B. Atommodell von Bohr)

Hypothese – unbewiesene wissenschaftliche Annahme

Theorie – verschiedene zusammenhängende Hypothesen

Experimente – sind für die Gewinnung oder Bestätigung der Erkenntnisse notwendig. Zu jedem Experiment gehört ein **Versuchsprotokoll**.

Es soll enthalten:

die Aufgabe

Aufbau der Versuchsanordnung (Geräte, Chemikalien)

Beobachtungen

Ergebnisse

Dauer

4 Zusammensetzung der Materie

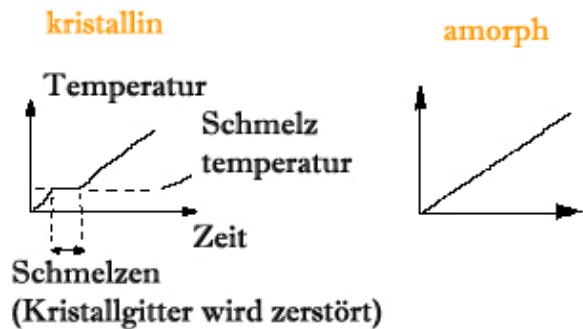
Die Chemie beschäftigt sich mit der Materie (=Stoff). Jeder Stoff füllt einen Raum aus – Volumen (Einheit: m^3).

Jeder Stoff besitzt eine Masse (Einheit: kg). Die Masse darf nicht mit Gewicht verwechselt werden. Die Masse ist unveränderlich, das Gewicht ist abhängig von der Schwerkraft.

Das Gewicht (Einheit: Newton) ist die Kraft, mit der ein Körper von der Erde aufgrund der Gravitation angezogen wird.

Dichte = Masse / Volumen

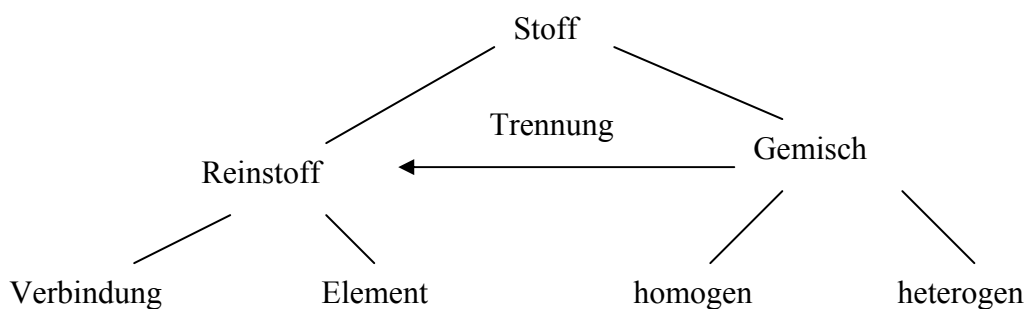
Ergänzung: Erwärmungskennlinie für kristalline und amorphe Stoffe



4.1 Untersuchung der Stoffe (Buch 24-25)

Aus dem Buch lernen!

4.2 Gemenge und Verbindung



Ein Gemenge ist ein Gemisch von zwei oder mehreren Stoffen.

Nach der Größe der vermischten Teilchen unterscheidet man ein homogenes oder heterogenes Gemenge.

- a) homogenes Gemenge – einzelne Teilchen oder vermischte Stoffe
 -) Lösungen von festen Stoffen in einer Flüssigkeit (Salz und Wasser)
 -) Lösungen von mischbaren Flüssigkeiten (Alkohol und Wasser)
 -) Gasgemisch (Luft)
 -) Lösungen von Gasen in einer Flüssigkeit – Absorption (Sauerstoff und Wasser)
 -) feste Stoffe + feste Stoffe (manche Legierungen)
- b) heterogenes Gemenge – einzelne Teilchen sind mit dem Mikroskop oder mit freiem Auge erkennbar.
 -) fest + fest (Granit)
 -) fest + gasförmig – poröser Stoff (Schwamm, Ziegel)
 -) flüssig + flüssig – zwei nichtmischbare Flüssigkeiten
 -) feinst verteilt – Emulsion (Milch, Mayonese, Salben)
 -) flüssig + fest – Suspension (z.B.: Schlamm)

Dispersionsmittel (der überwiegende Teil des Gemenges)

Disperse Phase (der kleinere Anteil des Gemenges)
- c) Übergang zwischen homogenen und heterogenen Stoffen
 - Dispersion – Flüssigkeit + sehr kleine flüssige Stoffe (z.B. Farben)
 - Kolloide Lösungen – kleine gelöste Teilchen (Durchmesser 10⁻⁵ cm) Makromoleküle

(z.B. Eiweißstoffe oder Kunststoffe)

Aerosole – in der Luft verteilte Schwebstoffe, fest oder flüssig

Phase – ist ein homogener Anteil eines Gemenges von einheitlichem Aggregatzustand (z.B.: Nebel besteht aus gasförmiger und flüssiger Phase)

Unterschiede zwischen Gemenge und Verbindungen:

Gemenge	Verbindung
Eigenschaften der Gemengebestandteile bleiben gleich	Verbindung hat ganz neue Eigenschaften
Physikalisch trennbar	Chemisch trennbar
Mischungsverhältnis ist beliebig	Stoffe reagieren nur in bestimmten Massenverhältnissen

4.3 Physikalische Trennungsmethoden

sieben, filtrieren, zentrifugieren, destillieren,...

Siehe Buch Seite 28-29 Tabelle

Mit solchen Trennungsmethoden erhalten wir Reinstoffe, die bestimmte physikalische und chemische Eigenschaften haben. Die Reinheit der Stoffe wird durch charakteristische Eigenschaften überprüft (z.B.: Schmelz- und Siedepunkt, Leitfähigkeit, Härte,...)

Ein Gemenge besteht aus mehreren Reinstoffen.

Eine Verbindung oder ein Element ist ein einziger Reinstoff.

Reinheitsbezeichnung bei den Chemikalien:

- technisch rein
- chemisch rein
- p.A. (für die Analyse) – die höchste Reinheit

Die Chemikalien haben eine Etikette mit einem Garantieschein. (enthält die Angabe über die maximale mögliche Menge von Verunreinigungen)

4.4 Trennung von Stoffgemischen

Chromatographie (Buch Seite 28 – 30)

5 Stöchiometrie und Teilchenaufbau der Materie

5.1 Chemische Zeichen

- a) Symbole – hat im 19. Jahrhundert der Schwede Jakob Berzelius eingeführt
Symbole geben Atome eines Elements an, sie sind Anfangs-Buchstaben von den griechischen oder lateinischen Namen der Elemente.
Manches Mal wird das Element nach einem Land oder dem Entdecker benannt.

Um Verwechslung zu vermeiden, war es notwendig einen weiteren Buchstaben in Kleinschrift hinzuzufügen.

C	Kohlenstoff	Cd	Kadmium
Cl	Chlor	Cf	Kalifornium
Cr	Chrom		
Cu	Kupfer		
Ca	Kalzium		
Co	Cobalt		

- b) Formel – die Zusammensetzung der Symbole ergibt eine Formel

Die Formel gibt Moleküle an.

Aus der Formel kann man erfahren: Elemente und Anzahl der Atome eines Elements im Molekül

Arten der Formel:

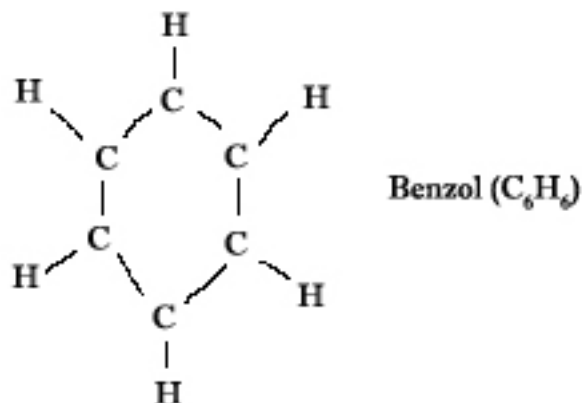
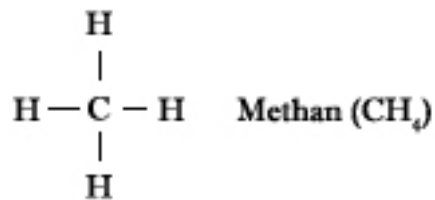
- a. Summenformel

z.B.: H_2O , NaCl , H_2SO_4 , CH_4 (Methan), $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (Zucker)

- b. Strukturformel

gibt die Anordnung der Atome im Molekül an.

Wird hauptsächlich in der organischen Chemie verwendet.



- c. Empirische Formel

wird bei Verbindungen verwendet, die eine veränderliche Zusammensetzung haben.

$x \text{ FeO} \quad y \text{ Fe}_2\text{O}_3 \quad z \text{ H}_2\text{O} \quad \dots \text{Rost}$

Rost ist nicht immer gleich, darum x, y und z als Variable.



Gibt die Anzahl der Monomere an.

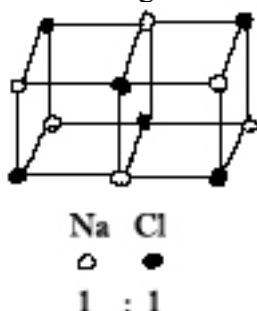
Monomere...kleine Moleküle

Viele Monomere sind ein Makromolekül.

d. Formeleinheiten

werden bei kristallinen Stoffen verwendet.

Die Formel gibt das Atomverhältnis im Gitter an.

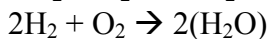


c) Gleichungen

Chemische Vorgänge werden in Reaktionsgleichungen geschrieben. Links die reagierenden Stoffe, rechts die gebildeten Stoffe.

Der Pfeil gibt die Richtung der Reaktion an.

\leftrightarrow bedeutet umkehrbare Reaktion



große Zahlen...Koeffizienten

kleine Zahlen...Index

Der **Koeffizient** gibt die Anzahl der Moleküle in der Gleichung an.

Der **Index** gibt die Anzahl der Atome eines Elementes in der Formel an.

Die chemische Gleichung muss chemische Grundsätze erfüllen:

- Die Anzahl der Atome eines Elements muss links und rechts gleich sein
- Das Gesetz der konstanten Verbindungsverhältnisse muss erfüllt sein
- Koeffizienten und Indizes müssen ganze Zahlen sein.

5.2 Atommasse

konnte man früher nicht bestimmen, deswegen wurde eine Hilfslösung gefunden – man bestimmte die relative Atommasse bezogen auf die Masse eines Wasserstoffatoms. Der Wasserstoff hat die Masse 10 bekommen.

Als Bezugselement für die Atommasse wählt man heute ein Atom des Isotops $^{12}_6\text{C}$.

Diese Atome haben die Masse 12,0 bekommen und als Vergleichseinheit wurde $\frac{1}{12}$ des $^{12}_6\text{C}$ gewählt.



12...Massenzahl (Protonen + Neutronen)

6...Protonenzahl

Definition:

Die relative Atommasse (rAm) eines Elementes gibt an, wie viel mal größer die Masse des betreffenden Elementes ist als ein Zwölftel ($1/12$) der Masse des $^{12}_6C$ Isotops. Die rAm eines Mischelementes (hat Isotope) ist eine Durchschnittszahl die sich aus den Anteilen der Atommassen der einzelnen Isotope im Mischelement ergibt.

z.B.: der Kohlenstoff hat nicht die Masse 12,0, sondern 12,011 wegen Isotope $^{13}_6C$ und $^{14}_6C$
Die absolute Atommasse ist die tatsächliche Atommasse in Gramm ausgedrückt.
Heute nimmt man als Basis für die Atommasse den zwölften Teil der absoluten Masse von $^{12}_6C$.

Dieser Bruchteil wird u (unit) genannt.

$$1u = 1,6606 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$aAm = rAm \cdot u$$

$$\text{absolute Atommasse} = \text{relative Atommasse} \cdot \text{unit}$$

Grammatome – tom

ist die Stoffmenge, welche der rAm entspricht in Gramm ausgedrückt.

1 tom H = 1g	1 tom Fe = 55,85g
1 tom C = 12g	1 tom Au = 197g
1 tom O = 16g	1 tom Hg = 200,6g

$$1 \text{ tom enthält } 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Atome}$$

5.3 Molekülmasse

Atome sind die kleinsten Teilchen eines Elements.

Moleküle sind die kleinsten Teilchen einer Verbindung.

Elementmoleküle bestehen aus gleichen Atomen.

z.B.: H_2 , O_2 , Cl_2 , N_2 ,...

Für die Berechnung der Molekülmasse müssen wir die Formel und die Atommasse der Elemente kennen.

Die relative Molekülmasse ergibt sich aus der rAm .

Die absolute Molekülmasse ergibt sich aus der aAm .

Grammmolekül (mol) ist die Stoffmenge, welche der rMm entspricht in Gramm ausgedrückt.

$$\text{ein mol enthält } 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Moleküle}$$

5.4 Chemische Grundgesetze

behandeln die mengenmäßigen Zusammenhänge bei den chemischen Reaktionen.

5.4.1 Massenerhaltungsgesetz (1785 Lavoisier)

Bei jedem chemischen Vorgang bleibt die Summe der Massen aller beteiligter Stoffe konstant.

Dieses Gesetz gilt beschränkt, weil Masse in Energie unwandelbar ist und umgekehrt.

Albert Einstein:

$$\Delta E = \Delta m \cdot c^2$$

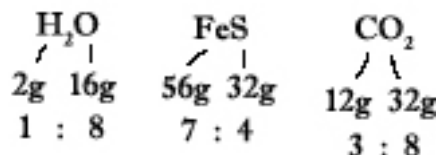
Bei jeder chemischen Umsetzung wird Wärme = Energie aufgenommen oder abgegeben.

Daher muss ein Massenverlust eintreten, wenn bei der Reaktion Wärme abgegeben wird bzw. eine Massenzunahme, wenn Energie von Außen aufgenommen wird.

Bei gewöhnlichen chemischen Reaktionen ist dieser Einfluss unmessbar klein, bei Kernreaktionen entstehen messbare Masseverluste.

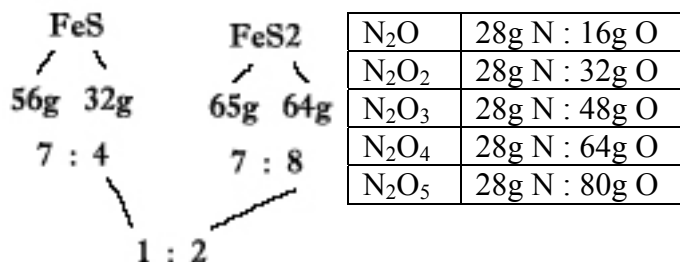
5.4.2 Gesetz der konstanten Verbindungsverhältnisse (1799 Proust 1808 Dalton)

Stoffe, die sich chemisch verbinden, reagieren nur in einem bestimmten Massenverhältnis. Dieses ist durch die Atommasse der Elemente gegeben.



5.4.3 Gesetz der vielfachen Verbindungsverhältnisse

Verbinden sich zwei Grundstoffe (Fe + S, N + O) in mehr als einem Massenverhältnis, so stehen bei gleich bleibender Menge des einen Elements (Fe, N) die entsprechenden verschiedenen Mengen des anderen Elements (S, O) in einem einfachen ganzzahligen Verhältnis.



NO_x – Sammelbegriff für die Stichoxyde (alle sind giftig!)

NO_x entstehen bei der Verbrennung (hohe Temperaturen!), sind umweltschädlich – begünstigen Bodennahe Ozonbildung, können mit Autokat. in Stickstoff umgewandelt werden.

N_2O – Lachgas wird als Narkosemittel verwendet.

5.4.4 Avogadro Gesetz (für die Gase)

bei normalen Bedingungen (NB) beanspruchen alle Gase die sich ideal verhalten pro mol ein Volumen von 22,4 Liter.

normale Bedingungen:

0°C

$$p = 1,013 \text{ bar} = 760 \text{ mmHg}$$

ideales Gas – zwischen den Gasteilchen wirken keine Anziehungskräfte

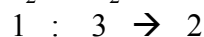
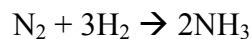
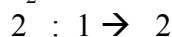
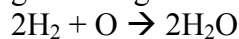
reale Gase verhalten sich ideal bei kleinem Druck oder bei hoher Temperatur oder bei der Kombination von beidem.

Das heißt, in 22,4 Liter sind unabhängig von der Gasart bei NB immer $6,022 \cdot 10^{23}$ Gasteilchen enthalten.

5.4.5 Gesetz der ganzzahligen Volumenverhältnisse

Für die Gasreaktion gilt:

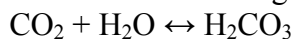
Die Volumina der bei einer Reaktion beteiligten Gase stehen zueinander in einem einfachen, ganzzahligen Verhältnis.



5.4.6 Massenwirkungsgesetz (für die Gleichgewichtsreaktionen)

Gleichgewichtsreaktionen sind Reaktionen, die in beiden Richtungen ablaufen können.

z.B.: Kohlensäureherstellung

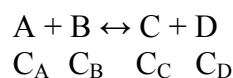


Die Richtung des Reaktionsablaufes ist abhängig von der Temperatur, Druck und Konzentration der reagierenden Stoffe.

Im chemischen Gleichgewicht steht das Produkt der Konzentration der Rechtsstoffe in einem bestimmten Verhältnis zu dem Produkt der Konzentration der Linksstoffe –

Gleichgewichtskonstante.

Allgemein:



C_x ...Konzentration von x [mol/l]

$$K = (C_C \cdot C_D) / (C_A \cdot C_B)$$

$$K = C_{\text{H}_2\text{CO}_3} / (C_{\text{CO}_2} \cdot C_{\text{H}_2\text{O}}) \dots \text{aus Tabelle}$$

$$K = 4 \text{ bei } 527^\circ\text{C}$$

K hat für jede chemische Reaktion einen konstanten Wert.

Jede Angabe von K gilt nur für eine bestimmte Temperatur.

$K \gg 1$ bedeutet, dass die Ausgangsstoffe fast alle reagiert haben – Gleichgewicht ist an der rechten Seite.

$K \ll 1$ bedeutet geringe Umsetzung – Gleichgewicht ist an der Seite der Ausgangsstoffe (links)

$K \approx 1$ Konzentration der Ausgangs- und Endstoffe ist ungefähr gleich.

6 Bausteine der Materie

6.1 Atome und Elementarteile (Seite 48-49)

6.2 Atommodelle (Seite 49-50)

6.3 Atomkern und Isotope

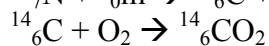
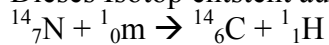
Radioaktivität (Seite 50-55)

Radioaktive Altersbestimmung

Radiokarbonmethode

Die Lufthülle der Erde enthält etwas $^{14}_6\text{C}$.

Dieses Isotop entsteht aus dem Stickstoff durch die kosmische Strahlung (Neutronen).



$^{14}_6\text{CO}_2$ sowie $^{12}_6\text{CO}_2$ wird von den Pflanzen aufgenommen, dadurch bildet sich in lebenden Pflanzen ein konstanter Anteil von $^{14}_6\text{C}$ aus.

Nach dem Absterben der Pflanze wird aber kein neuer Radioaktiver Kohlenstoff mehr angenommen und das gespeicherte $^{14}_6\text{C}$ zerfällt allmählich.

Nach dem Restbestand von $^{14}_6\text{C}$ kann man das Alter von den gefundenen Pflanzen berechnen. Die Halbwertszeit von $^{14}_6\text{C}$ ist 5730 Jahre.

Fotosynthese: Die Pflanzen können CO_2 (0,03% in der Luft) und aus dem Wasser mit Hilfe von Blattgrün (Katalysator KAT) und Licht, Sauerstoff und Kohlenhydrate (Zucker, Stärke, Zellulose) produzieren.

6.4 Aufbau der Atomhülle nach dem Bohr'schen Atommodell

Die chemischen und physikalischen Eigenschaften der Elemente sind von dem Aufbau der Atomhülle abhängig.

Die Elektronen (e^-) umkreisen den Atomkern in annähernd kreisförmigen Bahnen (10^{15} mal pro Sekunde).

Nach dieser Theorie ist es unmöglich Ort und Geschwindigkeit eines e^- gleichzeitig genau zu erkennen.

Man stellt daher die Orte mit großer Aufenthaltswahrscheinlichkeit der Elektronen als Elektronenwolke (Orbital) oder Schale dar.

Nach physikalischen Gesetzen besitzt jedes bewegte Elektron eine bestimmte Energie.

Elektronen die gleiche oder ähnliche Energie haben, werden auf eine Schale gesetzt – Energiestufe

Es gibt 7 Energiestufen: K, L, M, N, O, P, Q

Je weiter ein Elektron vom Atomkern entfernt ist, desto höher ist seine Energiestufe.

Für die maximal mögliche Anzahl der Elektronen auf einer Schale gilt: $2n^2$

Die Verteilung der Elektronen auf einzelne Energiestufen:

Schale K $n=1 \rightarrow 2e^-$

L $n=2 \rightarrow 8e^-$

M $n=3 \rightarrow 18e^-$

N $n=4 \rightarrow 32e^-$

O, P, Q ----

O, P und Q werden nicht voll besetzt!

Die Elektronen auf der höchsten Energiestufe heißen Valenz-Elektronen.

Die Anzahl der Valenzelektronen beeinflusst stark die Eigenschaften des Elements.

Valenz – bedeutet, dass diese Elektronen Bindungen ausbilden können.

Bei den Elementen der 8ten Hauptgruppe – Edelgase ist die äußerste Schale mit 8 Elektronen besetzt (Ausnahme Helium). Aus der Stellung eines Elements im PSE kann man den Aufbau der Elektronenhülle erkennen: Die Gruppennummer gibt die Anzahl der Valenzelektronen an, die Periodennummer die Schale, auf der sich die Valenzelektronen befinden.

Ab der 2. Schale kann man die Elektronen in „Unterschalen“ s, p, d und f einteilen.

s-Elektronen maximal zwei auf einer Schale

p-Elektronen maximal 6 auf einer Schale

d-Elektronen maximal 10 auf einer Schale

f-Elektronen maximal 14 auf einer Schale

1. Schale hat 2 s-Elektronen

2. Schale hat 2s + 6p

3. Schale hat 2s + 6p + 10d

4. Schale hat 2s + 6p + 10d + 14f

Periode	Element	Prot. Zahl	Schale						
			K	L	M	N	O	P	Q
1	H	1	1						
	He	2	2						
2	Li	3	2	1					
	N	7	2	5					
	Ne	10	2	8					
3	Na	11	2	8	1				
	S	16	2	8	6				
	Ar	18	2	8	8				
4	K	19	2	8	8	1			
	Ca	20	2	8	8	2			
	Sc	21	2	8	9	1			
	Mn	25	2	8	13	2			
	Zn	30	2	8	18	2			
	Ga	31	2	8	18	3			
	Kr	36	2	8	18	8			
5	Rb	37	2	8	18	8	1		
	Sr	38	2	8	18	8	2		
	Y	39	2	8	18	9	2		
	Cd	48	2	8	18	18	2		
	In	49	2	8	18	18	3		
	Xe	54	2	8	18	18	8		
6	Cs	55	2	8	18	18	8	1	
	Ba	56	2	8	18	18	8	2	
	La	57	2	8	18	18	9	2	
	Gd	64	2	8	18	25	9	2	
	Lu	71	2	8	18	32	9	2	
	Hf	72	2	8	18	32	10	2	
	Hg	80	2	8	18	32	18	2	
	Tl	81	2	8	18	32	18	3	
	Rn	86	2	8	18	32	18	8	
7	Fr	87	2	8	18	32	18	8	1
	Ra	88	2	8	18	32	18	8	2
	Ac	89	2	8	18	32	18	9	2
	U	92	2	8	18	32	21	9	2

	Lr	103	2	8	18	32	32	9	2
	Rf	104	2	8	18	32	32	10	2

Nebengruppenelemente haben meist 2 Valenzelektronen.

Mit der steigenden Elektronenzahl wird bei den Nebengruppenelementen die vorletzte Schale gebildet und bei den Elementen („Nebengruppe der Nebengruppe“ – Lanthanoide und Actinoide) die vorvorletzte Schale.

Alle Nebengruppenelemente sind Metalle.

7 Periodensystem der Elemente (PSE)

1869 haben Mandelej und Meyer das PSE zusammengestellt.

Das PSE beinhaltet alle Elemente in 7 horizontalen Perioden und 8 vertikalen Gruppen zusammengefasst.

Die Elemente sind nach ihren Protonenzahlen geordnet.

Man kennt bis heute 112 Elemente, davon sind 20 künstlich.

In dem PSE hat jede Hauptgruppe einen Namen.

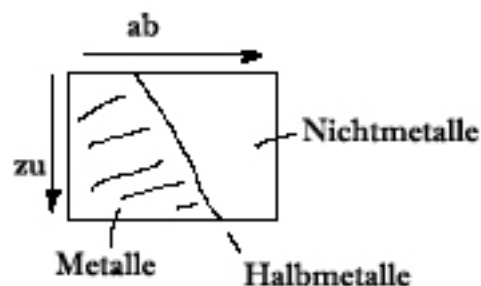
- | | |
|----------------|--------------------|
| 1. Hauptgruppe | Alkali Metalle |
| 2. Hauptgruppe | Erd Alkali Metalle |
| 3. Hauptgruppe | Erdmetalle |
| 4. Hauptgruppe | Kohlenstoffgruppe |
| 5. Hauptgruppe | Stickstoffgruppe |
| 6. Hauptgruppe | Sauerstoffgruppe |
| 7. Hauptgruppe | Halogene |
| 8. Hauptgruppe | Edelgase |

Die Eigenschaften der Elemente in einzelnen Hauptgruppen sind ähnlich.

Die Eigenschaften der Elemente ändern sich immer in einer Richtung innerhalb der Tabelle.

Innerhalb der Hauptgruppe in Richtung „oben nach unten“ nimmt Metallcharakter zu.

Innerhalb einer Periode in Richtung von links nach rechts nimmt der metallische Charakter ab.



Ionen – Buch Seite 68

8 chemische Bindungen

Mit Ausnahme der Edelgase kommen in der Natur einzelne Atome nur selten vor.

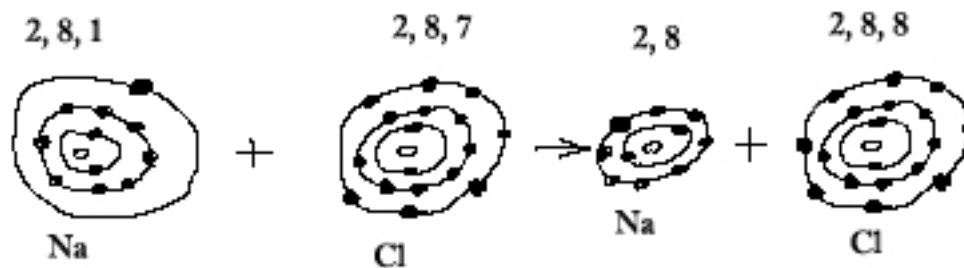
Die meisten Atome streben danach sich mit Ihresgleichen oder mit fremden Atomen zu verbinden.

Die Atome sind bestrebt eine möglichst stabile, Energiearme Elektronenanordnung zu erreichen – Edelgaselektronenstruktur.

Je nachdem, wie die Elektronenhülle durch die gegenseitige Bindung der Atome verändert wird, unterscheidet man drei Grundbindungsarten:

- Ionenbindung
- Atombindung (Elektronenpaarbindung)
- Metallbindung

8.1 Ionenbindung



EN von Na = 0,9

$\Delta EN = 2,1$

EN von Cl

Durch Elektronenabgabe wird das Natriumatom positiv geladen (Kation).

Chloratom wird durch Elektronenaufnahme negativ geladen (Anion).

Zwischen den + und – geladenen Atomen (Ionen) wirken Elektrostatische Anziehungskräfte – Ionenbindung.

Diese Bindung ist nur zwischen Metallen (Elektropositiv) und Nichtmetallen (Elektronegativ) möglich.

Ionenbindung ist stark, deswegen sind Stoffe mit dieser Verbindung beständig und haben hohe Siede- und Schmelztemperaturen, sie sind anorganische Verbindungen, hauptsächlich Salze.

Salze sind kristalline Stoffe (Ionengitter – Seite 74).

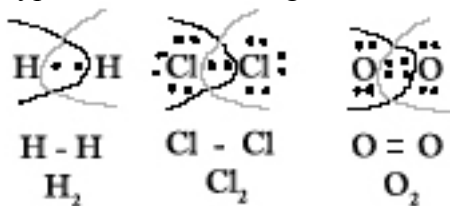
Für zerstören des Kristallgitters wird Energie gebraucht, bei Kristallbindung wird Energie frei.

Die Ladungszahl – Ionenwertigkeit gibt an, wie viele positive oder negative Ladungen ein Ion trägt.

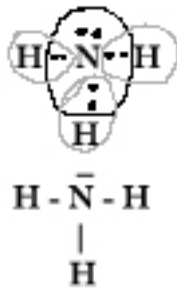
8.2 Atombindung = Elektronenpaarbindung

Bei dieser Bindung werden 1, 2 oder 3 Elektronenpaare zwischen zwei Atomen der Art geteilt, dass beide Atome Edelgasstruktur erreichen.

Typische Atombindung entsteht, wenn $\Delta EN < 1$ ist.



Dreifache Bindung ist stark, deswegen ist der Stickstoff Reaktionsträge.



Dipole sind zwei in ihrer EN unterschiedliche Atome aneinander gebunden.
 Zieht das Element mit der größeren EN das Elektronenpaar stärker an.
 Das führt zur ungleichmäßigen Ladungsverteilung im Molekül.
 An einem Ende entsteht – Ladung, am anderen + (stärkere EN bei – Ladung).
 Solche Atombindungen sind polarisiert und heißen „polare Atombindung“.
 Ein wichtiges Beispiel für einen Dipol ist das Wassermolekül.



Der Dipolcharakter des Wassers ist die Ursache für die Anomalie (4°C größte Dichte), wegen der Dipole ist das Wasser ein gutes Lösungsmittel.
 Polare Stoffe sind im Wasser löslich – hydrophil (anorganische Stoffe).
 Unpolare Stoffe sind im Wasser schwer löslich – hydrophob (organische Stoffe).
 Moleküle mit einem hydrophilen und hydrophoben Teil – amphiphil. (z.B.: Seife), können als Lösungsvermittler wirken.

8.3 Metallbindung (Seite 84-86)

9 Lösungen

Lösungen sind homogene Mischungen aus 2 oder mehreren Komponenten.
 Der Stoff der überwiegt, wird als Lösungsmittel bezeichnet.

9.1 Gehalt von Lösungen

Konzentration ist der Anteil des gelösten Stoffes bezogen auf die Lösungsmenge.
 Konzentrationsangabe:

- a) Massenprozente:
Gramm des gelösten Stoffes je 100g Lösung.
- b) Volumenprozente
Milliliter des gelösten Stoffes je 100ml Lösung (Alkohol, Gasgemische...)
- c) Molare Konzentration = Molarität
Stoffmenge in mol je Liter Lösung
- ist in der Chemie die wichtigste Konzentrationsangabe
z.B.: Es sind 600g einer 5% Kochsalzlösung herzustellen.
Wie viel Gramm H₂O und HCl braucht man dazu?
 $0,05 \cdot 600 = 30\text{g}$

Wieviel mol und wie viel Gramm von MnSO_4 braucht man für 0,5l Lösung mit der Konzentration $c=0,3\text{mol/l}$?

$$1\text{mol MnSO}_4 = 55 + 32 + 4 \cdot 16 = 151\text{g}$$

$$151 \cdot 0,3 = 45,3\text{g}$$

$$\frac{1}{2}\text{l} = 22,65\text{g von MnSO}_4$$

Aceton in 5 Liter Aceton Wasser gemisch mit 30 Volumensprozent Aceton.

Berechne die Konzentration von Aceton in Massenprozenten.

$$\rho_{\text{Aceton}} = 0,791\text{g/cm}^3$$

$$5\text{l} \dots 1\frac{1}{2}\text{l Aceton}$$

$$m = g \cdot V = 0,791\text{g/cm}^3 \cdot 1500\text{cm}^3$$

$$= 1186\text{g}$$

$$\text{Aceton} \quad 1186\text{g}$$

$$\text{H}_2\text{O} \quad 3500\text{g}$$

$$100\% \quad 4686\text{g}$$

$$x\% \quad 1186\text{g}$$

$$\text{Aceton} = 25\%$$

Wie viel mol Aceton beinhaltet die Mischung?



$$3\text{C} = 36$$

$$6\text{H} = 6$$

$$1\text{O} = 16$$

$$\Sigma = 58\text{g}$$

$$1186 / 58 = \underline{20,4}$$

Das Mischungskreuz ist eine Hilfe für die Berechnung des Mischungsverhältnisses:

$$\begin{array}{ccc} a & & c-b \\ & c & \\ b & & a-c \end{array}$$

a = Konzentration der stärkeren Lösung

b = Konzentration der schwächeren Lösung

c = Konzentration der gewünschten Lösung

c-b = Mischungsteile der stärkeren Lösung

a-c = Mischungsteile der schwächeren Lösung

z.B.:

70% H_2SO_4 20 Teile der 70% H_2SO_4

40% H_2SO_4 2:3

20% H_2SO_4 30 Teile der 20% H_2SO_4

70% H_2SO_4 40 Teile der 70% H_2SO_4

40% H_2SO_4 4:3

$\text{H}_2\text{O} = 0\%$ H_2SO_4 30 Teile der 0% H_2SO_4

9.2 Löslichkeit (Buch Seite 94)

9.3 Lösungsvorgang, Dissoziation (Buch Seite 95-96)

9.4 Lösungswärme (Buch Seite 96)

9.5 Diffusion, Osmose, Umkehrosmose

10 Energieverhältnisse bei den chemischen Reaktionen, Aktivierungsenergie

Damit Atome bzw. Moleküle miteinander reagieren, müssen sie genügend Energie besitzen, erst dann können ihre Elektronen eine chemische Bindung bewirken.

Man nennt die nötige Energie Aktivierungsenergie.

z.B.: Kohle oder Papier beginnt erst zu brennen, nach Erreichen der Zündtemperatur.

Die Zündtemperatur ist für verschiedene Stoffe unterschiedlich.

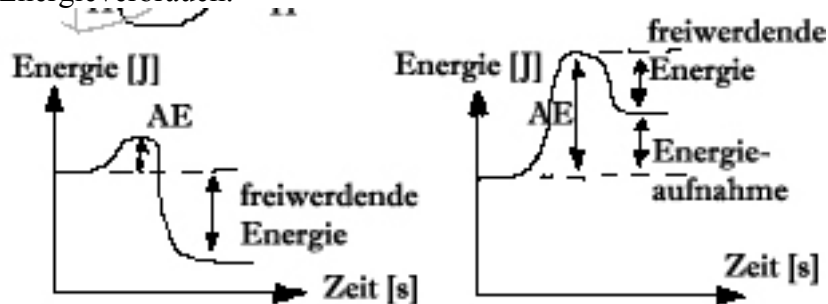
Die Energiezufuhr kann in Form von Wärme, Licht oder elektrischer Energie erfolgen.

Fotochemische Reaktionen – das Licht ist die Aktivierungsenergie (Fotografieren, Fotosynthese, das Sehen)

Die chemische Reaktion läuft nach der Zufuhr genügender Aktivierungsenergie unter Energieabgabe ab.

Exotherme Reaktion – die Aktivierungsenergie ist klein, freiwerdende Energie ist größer → Energiegewinn

Endotherme Reaktion – die Aktivierungsenergie ist größer als die freiwerdende Energie → Energieverbrauch.



Die bei chemischen Reaktionen freiwerdende bzw. verbrauchte Energie wird bei konstantem Druck (isobare Reaktion) als Reaktionsenthalpie ΔH_R genannt.

Exotherme Reaktion - ΔH_R ist negativ, da Energieinhalt der Stoffe abnimmt.

Endotherme Reaktion - ΔH_R ist positiv, Energieinhalt nimmt zu.

Bildungsenthalpie:

Die Reaktionsenthalpie der Reaktion, die zur Bildung einer Verbindung aus den Elementen führt, wird Bildungsenthalpie ΔH_B genannt.

ΔH_B – Werte wurden experimentell bestimmt bzw. berechnet und in den Tabellen zusammengestellt.

ΔH_B von CO = -111 kJ/mol

ΔH_B von CO₂ = -394 kJ/mol

ΔH_B von NO₂ = +33 kJ/mol

Die chemischen Elemente in der Form, in der sie natürlich vorkommen haben $\Delta H_B = 0$.

ΔH_B von N₂ = 0 kJ/mol

atomares N = +473 kJ/mol

Das heißt, der Atomare Stickstoff hat einen höheren Energiegehalt als N₂.

Berechnung der Reaktionsenthalpie ΔH_R .

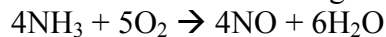
ΔH_R ist die Differenz aus der Summe der ΔH_B der Rechtsstoffe und der Summe der ΔH_B der Linksstoffe.

$$\Delta H_R = \sum \Delta H_B - \sum \Delta H_B$$

rechts links

Berechne ΔH_R für die Reaktion von Ammoniak mit dem Sauerstoff (Verbrennung).

a) Aufstellen der Reaktionsgleichung



b) ermitteln der Summe der ΔH_B rechts

ΔH_B von NO = +90 kJ/mol

ΔH_B von H₂O = -242 kJ/mol

4NO: 4 * 90 = 360 kJ

6H₂O: 6 * (-242) = -1452 kJ

$\Sigma \Delta H_B = -1092$ kJ

c) ermitteln der Summe der ΔH_B links (Tabelle)

NH₃ = -45,9 kJ/mol

O₂ = 0

4NH₃ = 4 * (-45,9) = -183,6 kJ

5O₂ = 5 * 0 = 0 kJ

$\Sigma \Delta H_B = -183,6$ kJ

d) Als Differenz ergibt sich ΔH_R

$\Delta H_R = -1092 - (-184) = -908$ kJ /Formelumsatz

11 Die Reaktionsgeschwindigkeit

ist eine Konzentrationsänderung der Ausgangsstoffe in der Zeiteinheit damit Atome oder andere Teilchen miteinander reagieren, müssen sie in Kontakt geraten.

Die Reaktionsgeschwindigkeit wird beeinflusst:

a) Temperatur

Durch Erwärmung der Rohstoffe vergrößert sich die Wärmebewegung der einzelnen Teilchen – die Zusammenstöße werden häufiger.

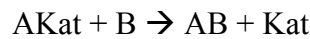
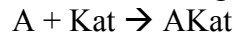
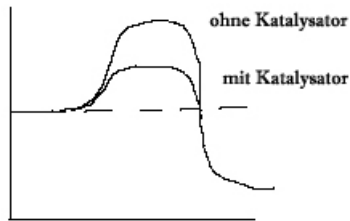
Allgemein gilt:

Die Zeit des Ablaufens vieler chemischer Reaktionen wird durch die Temperatursteigerung von 10°C um die Hälfte verkürzt und umgekehrt.

b) Durch die Konzentrationserhöhung der Ausgangsstoffe bei den Lösungen und durch die Druckerhöhung bei den Gasen wird die Reaktionsgeschwindigkeit erhöht.

c) Katalysatoren und Inhibitoren

sind die schwierigsten und besten Mittel zur Beeinflussung der Reaktionsgeschwindigkeit. Katalysatoren sind in kleinen Mengen zugesetzte Stoffe, die die Reaktionsgeschwindigkeit erhöhen. Die Katalysatoren senken die erforderliche Aktivierungsenergie und erlauben so die Reaktion auch bei tieferen Temperaturen.



Die Wirksamkeit von Katalysatoren hängt von der Oberflächengröße und Reinheit ab.
z.B.: Auto Katalysator mit parallelen Kanälen mit Platin

Autokat. wandelt CO zu CO₂ und NO_x zu N₂

Als Katalysator verwendet man oft feinstverteilte Metalle (Platin, Kupfer, Eisen...)

Ein Katalysator kann nur so eine Reaktion beeinflussen, die grundsätzlich möglich ist.

Es gibt keine universalen Katalysatoren.

Inhibitoren verlangsamen die chemischen Reaktionen.

Enzyme sind biochemische Katalysatoren, sie werden von der Natur gebildet.

Enzyme sind lebenswichtig → Verdauung.

Enzyme werden auch genutzt (Alkoholische Gehrung, Hefepilze, Essigsäuregehrung (Alkohol zu Essig), Essigsäurebakterien, Milchsäuregehrung (Milchzucker zu Milchsäure))

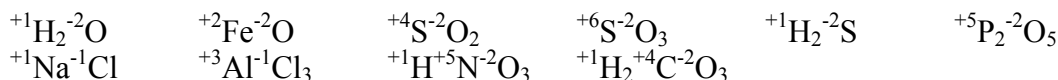
Labenzyme – Käseherstellung, bewirkt die Gerinnung zu Milcheiweiß.

Labenzyme werden von der Magenschleimhaut produziert.

12 Redoxreaktionen

Das Wort Redoxreaktion kommt von Reduktion und Oxydation.

12.1 Oxydationsstufen



Die Anzahl der abgegebenen bzw. aufgenommenen Elektronen entspricht der Oxydationszahl der Elemente.

Die Oz aller nicht gebundener bzw. mit einem gleichartigen Atom verbundenem Atome (O₂, N₂, H₂, Cl₂, Fe) ist immer Null.

Auch die Oz aller Metalle ist Null.

Mit wenigen Ausnahmen hat der H die Oz +1, Halogene -1 und Sauerstoff -2.

Die Summe der aufgenommenen bzw. der abgegebenen Elektronen ist immer Null.

Viele chemische Elemente haben mehrere Oz je nachdem, ob die EN der mit ihnen verbundenen Elemente größer oder kleiner als ihre eigene ist.

Die häufigsten Oz der Hauptgruppen Elemente:

Hauptgruppe	1	2	3	4	5	6	7	8
Oxidzahl	+1	+2	+3	+4	+5 +3	+6 +4 +2	+7 +5 +3 +1	0
	0	0	0	0	0	0	0	0
					-3	-2	-1	

Bei der Bestimmung der OZ denkt man sich die Verbindung aus Ionen aufgebaut.

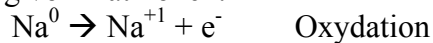
Oxydation – Verbindung mit Sauerstoff, werden Oxyde gebildet, meist Exotherm, Abgabe von Elektronen

Reduktion – Abgabe von Sauerstoff, Oxyde werden zerlegt, Endotherm (Energieverbrauch), Elektronenaufnahme

Bei den Redoxreaktionen ändert sich die OZ der Elemente.

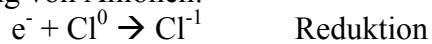
Eine Reduktion ist ohne gleichzeitige Oxydation nicht möglich und umgekehrt.

Bildung von Kationen:



Die OZ steigt, \rightarrow e Abgabe = Oxydation

Bildung von Anionen:



Die OZ sinkt \rightarrow e Aufnahme = Reduktion

Ein technisch wichtiger Redox Vorgang ist die Reduktion von oxydischen Eisenerzen im Hochofen, bei dem diese zu Eisen reduziert werden.

Als Reduktionsmittel wird Kohlenstoff eingesetzt, der selbst dabei zu CO oder CO₂ oxydiert wird.



Der Kohlenstoff wirkt als Reduktionsmittel und ist Elektronendonator (Elektronenspender).

Die ganze Elektrolyse ist eine Redox-Reaktion.

13 Tabelle von ΔH_B und S

Tabelle 8 (Fortsetzung)

Formel	ΔH_B in kJ/mol	S in J/(K · mol)	Formel	ΔH_B in kJ/mol	S in J/(K · mol)
H ₂ g	0	131	NaClO ₃ f	-350	136
H ₂ g	+218	115	NaClO ₄ f	-383	142
HClg	-92,3	187	Na ₂ CO ₃ f	-1133	136
HNO ₃ fl	-194	156	NaHCO ₃ f	-948	102
H ₂ Og	-242	189	NaNO ₃ f	-468	116
H ₂ Ofl	-286	70,0	Na ₂ Og	-418	73,2
H ₂ O ₂ fl	-188	109	Na ₂ O ₂ f	-513	94,8
H ₃ PO ₄ f	-1267	110	NaOHf	-426	57,8
H ₂ Sg	-20,4	206	Na ₂ SO ₄ f	-1391	149
H ₂ SO ₄ fl	-814	157	O ₂ g	0	205
Hgfl	0	77,5	O ₃ g	+249	161
HgCl ₂ f	-228	146	O ₃ s	+143	239
Hg ₂ Cl ₂ f	-265	192	Pf(weiß)	0	44,4
Kf	0	63,6	PCl ₃ fl	-319	217
KClf	-437	82,9	PCl ₅ g	-375	353
KClO ₃ f	-391	143	P ₂ O ₅ f	-1507	114
KClO ₄ f	-430	151	Pbf	0	64,9
KCNf	-114	128	PbCl ₂ f	-360	136
K ₂ CO ₃ f	-1150	156	PbOg	-216	67,8
K ₂ Og	-363	98,2	PbO ₂ f	-277	76,6
KOHf	-425	78,7	Pb ₃ O ₄ f	-723	211
KMnO ₄ f	-808	172	PbSO ₄ f	-921	147
KNO ₃ f	-494	133	Sf(rhomb.)	0	32,0
K ₂ SO ₄ f	-1437	176	SO ₂ g	-297	248
Mgfl	0	32,7	SO ₃ g	-395	257
MgCl ₂ f	-642	117	SO ₃ f	-455	264
MgCO ₃ f	-1112	65,7	Si	0	18,8
MgSO ₄ f	-1262	92,3	SiCl ₄ fl	-688	240
N ₂ g	0	192	SiO ₂ f	-911	42,3
Ng	+473	153	Snf(weiß)	0	51,5
NH ₃ g	-45,9	192	SnCl ₄ fl	-529	259
NH ₄ Clf	-314	133	SnOg	-286	56,5
NOg	+90,3	211	SnO ₂ f	-581	52,3
NO ₂ g	+33,1	241	Zn	0	41,7
N ₂ Og	+82,1	220	ZnCl ₂ f	-416	111
N ₂ O ₄ g	+9,67	305	ZnOg	-350	43,5
Na	0	51,1	ZnSO ₄ f	-978	128
NaClf	-411	72,4			

Tabelle 8. Molare Standardbildungsenthalpien ΔH_B und molare Standardentropien S (gerundete Werte) g gasförmig, fl flüssig, f fest

Formel	ΔH_B in kJ/mol	S in J/(K · mol)	Formel	ΔH_B in kJ/mol	S in J/(K · mol)
Agf	0	42,7	CH ₃ OHfl	-239	127
AgClf	-127	96,2	C ₂ H ₅ OHfl	-278	278
AgNO ₃ f	-125	141	HCHOg	-116	219
Ag ₂ Og	-30,6	124	CH ₃ CHOg	-166	264
Alf	0	28,3	HCOOHfl	-417	138
AlCl ₃ f	-704	111	CH ₃ COOHfl	-487	159
Al ₂ O ₃ f	-1676	52,3	Ca	0	41,7
Al ₂ (SO ₄) ₃ f	-3442	239	CaCl ₂ f	-796	105
Baf	0	63,2	CaCO ₃ f	-1208	92,9
BaCO ₃ f	-1216	112	CaOg	-635	39,8
Ba(NO ₃) ₂ f	-982	214	Ca(OH) ₂ f	-986	76,3
BaOg	-559	70,3	CaSO ₄ f	-1418	107
BaSO ₄ f	-1446	132	Cl ₂ g	0	223
Be	0	9,55	Clg	+121	165
BeCl ₂ f	-471	83,2	Cuf	0	33,4
Br ₂ fl	0	154	CuClf	-137	84,6
Br	0	175	CuCl ₂ f	-216	108
C(Graphit)	0	5,69	CuSO ₄ f	-771	109
CCl ₄ fl	-135	218	Fe	0	27,2
CH ₄ g	-74,8	186	FeCl ₂ f	-342	118
COg	-111	198	FeCl ₃ f	-399	142
CO ₂ g	-394	214	FeOg	-265	54,0
CS ₂ fl	+88,7	150	Fe ₂ O ₃ f	-822	90,0
C ₂ H ₂ g	+227	201	Fe ₃ O ₄ f	-1117	146
C ₂ H ₄ g	+52,2	220	FeSO ₄ f	-927	108
C ₂ H ₆ g	-84,7	229	FeS ₂ f	-163	53,2
C ₆ H ₆ fl	+49,0	175			

14 Versuchprotokolle

Anschließend finden sie sämtliche Versuchsprotokolle, die im Rahmen des Unterrichts angefertigt wurden.

14.1 Versuchsprotokoll

Beim Verdünnen der Schwefelsäure stieg die Temperatur von 22°C auf 64°C an.
Beim Auflösen von Ammoniumchlorid hat sich die Lösung von 22°C auf 14°C abgekühlt.

14.2 Versuchsprotokoll

Überprüfen der Stoffe auf Säuren und Basen.

Verwendete Geräte:

Magnetrührer

Becherglas (600ml)

Chemikalien:

Indikatoren:

Phenolphthalein

Methylorange

Rotkraut

Verdünnte Salzsäure (HCl)

Verdünntes Ammoniumhydroxid (NH₄OH)

Beobachtung:

Phenolphthalein war in saurer Umgebung farblos, in basischer Umgebung rot.

Methylorange war in saurer Umgebung rot und in der Base gelb.

Rotkraut war in der Säure rot, in der Base grün und neutral blau.

14.3 Versuchsprotokoll vom 16. 10. 2002

a) Adsorption – Tinte entfärbt (Tinte + Wasser + 1 Kaffeelöffel Kaltivkohle)

b) Adsorption – Orangetränk entfärbt (Getränk + Kohle)

Getränk schmeckt leicht säuerlich, entfärbt.

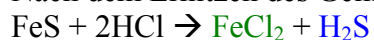
1 Gramm Kohle hat 800m² Oberfläche.

Auf der Oberfläche können sich Farbstoffe und Geruchsstoffe absetzen.

Die Kohle wird auch für medizinische Zwecke verwendet. (Vergiftungen, Bauchprobleme, Gasmaskenfilter,...)

c) Eisen + Schwefelpulver vermischt → heterogenes Gemenge

Nach dem Erhitzen des Gemenges hat Fe + S reagiert zu Schwefeleisen.



Eisenchlorid

Schwefelwasserstoff

H₂S ist ein unangenehm riechendes giftiges Gas.

Es entsteht bei der Verwesung von Eiweiß Stoffen (faule Eier).

14.4 Versuchsprotokoll zur Chromatographie

Geräte:

hohes Becherglas

Filzstifte

Stationäre Phase – Kunststoff mit Kieselgelschicht

Mobile Phase – Methanol + H₂O

1 : 1

Startlinie gesetzt und Punkte mit Filzstift gemalt.

Dann Teststreifen in Mobile Phase gegeben.

Beobachtungen: Die Farben haben sich auf einzelne Bestandteile zerlegt:

grün → blau + gelb

violett → blau + rot

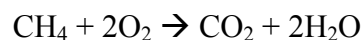
rot → pink + orange + gelb

Dauer: 2 Stunden

15 Rechenbeispiele

Am Schluss dieser Schulmitschrift stehen sämtliche Rechenbeispiele, die im Unterricht durchgenommen wurden.

Berechne, wie viel Energie frei wird bei der Verbrennung des Erdgases (Hauptbestandteil Methan CH₄)



rechts:

CO₂: -394

H₂O: -242

$$2\text{H}_2\text{O} = 2 * (-242) = -484 \text{ kJ}$$

$$\Sigma\Delta H_B = -878 \text{ kJ}$$

links:

CH₄: -74,8

O₂: 0

$$\Sigma\Delta H_B = -74,8 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_R = -878 \text{ kJ} - (-74,8 \text{ kJ}) = 803,2 \text{ kJ}$$

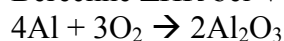
$$1 \text{ mol} = 16 \text{ g}$$

Heizwert ist die Energie, die frei wird, von einem Kilogramm festen oder flüssigen Brennstoffen, oder einem Kubikmeter von gasförmigen Brennstoffen bei normalen Bedingungen.

$$\text{Molzahl CH}_4 = 1000 \text{ l} / 22,4 \text{ l} = 44,6$$

$$44,6 * 803,2 \text{ kJ} = 35848 \text{ kJ/m}^3$$

Berechne ΔH_R bei Verbrennung von Aluminium Al



rechts:

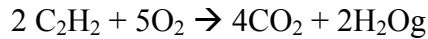
$$\text{Al}_2\text{O}_3: -1676 \cdot 2 = -3352$$

links:

$$\Delta H_B = 0$$

$$\Delta H_R = -3352 \text{ kJ/Formel}$$

Berechne den Heizwert von Ethin = Acetylen



rechts:

$$\text{CO}_2: 4 \cdot -394 = -1576$$

$$\text{H}_2\text{O}: 2 \cdot -242 = -484$$

$$\Sigma \Delta H_B = -2060$$

links:

$$2\text{C}_2\text{H}_2: 2 \cdot +227 = 454$$

$$5\text{O}_2 = 0$$

$$\Sigma \Delta H_B = 454$$

$$\Delta H_R = -206 - 454 = -2514 \text{ kJ/Formel}$$

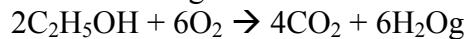
$$1 \text{ mol C}_2\text{H}_2: 2 \cdot 12 + 2 = 26 \text{ g}$$

$$2 \text{ mol C}_2\text{H}_2 = 52 \text{ g}$$

$$2514 / 2 \cdot 47,6 = 56062 \text{ kJ/m}^3$$

Beim Verbrennen von Acetylen wird die Temperatur von ca. 3200°C erreicht.

Wie viel Energie entsteht bei Verbrennung von Alkohol?



rechts:

$$\text{CO}_2: 4 \cdot -394 = -1576$$

$$\text{H}_2\text{O}: 6 \cdot -242 = -1452$$

$$\Sigma \Delta H_B = -3028$$

links:

$$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}: 2 \cdot -278 = -556$$

$$\text{O}_2 : 0$$

$$\Sigma \Delta H_B = -556$$

$$\Delta H_R = -3028 + 556 = -2472 \text{ kJ/Formel}$$

$$1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH} = 46 \text{ g}$$

$$2 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH} = 92 \text{ g entspricht ungefähr 1 Liter Wein}$$

Wie viel Energie für Kalkstein brennen?



$$\Delta H_B: +179 \text{ kJ/Formel}$$

Wie viel Energie für 100kg Kalkstein?

$$1 \text{ mol CaCO}_3 = 100 \text{ g}$$

$$1 \text{ kg CaCO}_3 \quad 1790 \text{ kJ}$$

$$100 \text{ kg} \quad 1790000 \text{ kJ}$$

?mol H₂O

$$2 \cdot \text{H} = 2 \cdot 1 = 2\text{g}$$

$$1 \cdot \text{O} = 1 \cdot 16 = 16\text{g}$$

$$\Sigma = 18\text{g}$$

?mol H₂SO₄

$$2 \cdot \text{H} = 2 \cdot 1 = 2\text{g}$$

$$4 \cdot \text{O} = 4 \cdot 16 = 64\text{g}$$

$$1 \cdot \text{S} = 1 \cdot 32 = 32\text{g}$$

$$\Sigma = 98\text{g}$$

?mol NaCl

$$1 \cdot \text{Na} = 1 \cdot 23 = 23$$

$$1 \cdot \text{Cl} = 1 \cdot 35,5 = 35,5$$

$$\Sigma = 58,5\text{g}$$

?mol C₆H₁₂O₆

$$6 \cdot \text{O} = 6 \cdot 16 = 96$$

$$12 \cdot \text{H} = 12 \cdot 1 = 12$$

$$6 \cdot \text{C} = 6 \cdot 12 = 72$$

$$\Sigma = 180\text{g}$$

Wie viel Prozent Fe (Eisen) beinhaltet Eisenerz (Spateisensteine FeCO₃)?

$$1 \cdot \text{Fe} = 1 \cdot 56 = 56$$

$$1 \cdot \text{C} = 1 \cdot 12 = 12$$

$$3 \cdot \text{O} = 3 \cdot 16 = 48$$

$$\Sigma = 116\text{g}$$

$$116\text{g} = 100\%$$

$$1,16\text{g} = 1\%$$

$$56\text{g} = 48\%$$

%Fe von Pyrit (FeS₂)

$$\text{Fe} = 56$$

$$2 \cdot \text{S} = 64$$

$$\Sigma = 120$$

$$120\text{g} = 100\%$$

$$1,2\text{g} = 1\%$$

$$56\text{g} = x$$

$$\text{Fe} = 46,6 \%$$

%Fe von Magnet Eisenstein Fe₃O₄

$$3 \cdot \text{Fe} = 3 \cdot 56 = 168$$

$$4 \cdot \text{O} = 4 \cdot 16 = 64$$

$$\Sigma = 232$$

$$232 = 100\%$$

$$2,32 = 1\%$$

$$168 = x$$

$$x = 72,4\%$$

%H₂O von CuSO₄ + 5H₂O

$$\text{Cu} = 64$$

$$\text{S} = 32$$

$$\text{O} = 4 \cdot 16 = 64$$

$$\text{H} = 10$$

$$\text{O} = 5 \cdot 16 = 80$$

$$\Sigma = 250\text{g}$$

$$250\text{g} = 100\%$$

$$2,5\text{g} = 1\%$$

$$90 = x$$

$$x = 30\%$$

Wie viel Monomere hat Polyethylen mit der Molekülmasse 30g (C₂H₄)?

$$\text{H} = 4$$

$$\text{C} = 24$$

$$\Sigma = 28$$

$$30000:28 = 1071$$

Berechne die Dichte des Wasserstoffes bei NB.

$$\rho = \text{Masse} / \text{Volumen} = 2\text{g}/22,4 = 0,089\text{g/l (H}_2\text{)}$$

Berechne die Dichte des Sauerstoffes bei NB.

$$\rho = (2 \cdot 16)/22,4 = 1,43\text{g/l}$$

Berechne die Dichte von Argon bei NB.

$$\rho = 40/22,4 = 1,79\text{g/l}$$

Berechne die Dichte von Stickstoff bei NB.

$$\rho = (14 \cdot 2)/22,4 = 28/22,4 = 1,25\text{g/l}$$

Berechne die Dichte der Luft bei NB.

$$80\% \text{ N}_2 = 1$$

$$20\% \text{ O}_2 = 0,286$$

$$\rho = 1,286\text{g/l}$$

Berechne die Dichte von CO₂ bei NB.

$$\rho = (12+32)/22,4 = 44/22,4 = 1,96\text{g/l}$$

CO₂ ist nicht giftig, aber trotzdem gefährlich, weil es sich am Boden sammelt und die Luft verdrängt. CO₂ entsteht bei der Gehrung (Weinkeller, Silo).

CO₂ wird bei Feuerlöschern verwendet.

Berechne die Dichte von Erdgas (Hauptbestandteil ist Methan CH_4) bei NB.
 $\rho = (12+4)/22,4 = 0,714\text{g/l}$

Erdgas ist leichter als Luft und steigt auf.
Erdgas ist stark explosiv.

Wie viele NaOH + HCl für 100g NaCl

Na 23
Cl $3 \cdot 5,5$
 $\Sigma = 58,5\text{g}$

$1\text{mol NaOH} = 23 + 16 + 1 = 40\text{g}$
 $1\text{mol HCl} = 1 + 35,5 = 36,5\text{g}$
 $1\text{mol NaCl} = 58,5\text{g}$

40gNaOH	58,5g
x	100gNaCl

$x = 68,4\text{g NaCl}$

36,5gHCl	58,8g
x	100g NaCl

$x = 62,39\text{g NaCl}$

Annahme:
100%ige Chemikalien

Wie viel HCl aus Chlorgas ($20\text{m}^3 \text{Cl}_2$)

$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$
 $20\text{m}^3 \quad 20\text{m}^3 \quad 40\text{m}^3$

Man kann $40\text{m}^3 \text{HCl}$ herstellen.
Wie viel Kilo HCl sind die 40m^3

$\text{Molzahl}_{\text{HCl}} = 40000/22,4 = 1786$
 $1\text{mol} = 36,5\text{g}$
 $1786\text{mol} = 65189\text{g}$
Das ganze ist 65kg schwer.