

Chemie

Themen Übersicht

Inhalt

1	Was fehlt noch?	3
2	Thermodynamik	5
2.1	Energetik	5
2.1.1	Chemische Reaktionen und Energie	5
2.1.2	System und Umgebung	5
2.1.3	Die innere Energie	5
2.1.4	Energieerhaltungssatz	6
2.2	Endotherm und Exotherm	6
2.3	Innere Energie	6
2.3.1	Innere Energie	6
2.4	Enthalpie	6
2.4.1	Standardreaktionsenthalpie	6
2.4.2	Reaktionsenthalpie berechnen	7
2.5	Entropie	7
2.5.1	Reaktionsentropie	7
2.5.2	2. Hauptsatz der Thermodynamik	7
2.5.3	3. Hauptsatz der Thermodynamik	7
3	Metastabile Systeme	8
3.1	Chemisches Gleichgewicht	8
3.1.1	Chemisches Gleichgewicht Berechnung	8
3.2	Metastabile Systeme	8
3.3	Spontane Vorgänge	8
3.3.1	Gibbs Helmholtz Gleichung	8
3.3.2	Ordnung im System	9
4	Säure/Base	10
4.1	Säure Base Liste	10
4.2	pH-Wert	11
4.2.1	pKs/pKb Berechnung	11
4.3	pKs/pKb Wert	11
4.3.1	pKs/pKb Berechnen	11
4.4	Säure Base Reaktion	11
4.5	Puffer	12
4.5.1	Puffer Berechnung	12
5	Naturstoffe	13
5.1	Kohlenhydrate	13
5.2	Fischer Projektion	13
5.3	Haworth Projektion	13

5.4	Zucker	13
5.4.1	Monosaccharide	13
5.4.2	Disacchararide	13
5.4.3	Oligosaccharide	14
5.4.4	Polysaccharide	14
5.5	Stärke	14
5.6	Begriffe	14
5.6.1	Isomerie	14
5.6.2	Asymmetrisches C-Atom	15
5.6.3	Chiralität	15
5.6.4	Alpha-Beta	15
5.6.5	Fehling/Tollens Reaktion	15
5.7	Versuche	15
5.7.1	Fehling/Tollens Probe	15
5.7.2	Seliwanow-Probe	15
6	Aromaten	16
7	Kunststoffe	17
8	Elektrochemie	18
9	Allgemeines	19
9.1	Homologe Reihen	19
9.2	Bindungen	19
9.2.1	Elektronenpaarbindung	19
9.2.2	Atombindung	19
9.2.3	Ionenbindung	19
9.2.4	Metallbindung	19
9.2.5	Koordinative Bindungen	20
9.3	Wechselwirkungen	20
9.3.1	Wasserstoffbrückenwechselwirkung	20
9.3.2	London-Wechselwirkung	20
9.3.3	Dipol-Dipol Wechselwirkung	20
9.4	Aktivierungsenergie	20
9.5	Kalorimeter	20
9.6	Katalysator	21
9.7	Massenwirkungsgetz	21
9.8	Nukleophiler Angriff	21
9.9	Redox Reaktion	21
9.9.1	Oxidation	21
9.10	Isomerie	21
9.11	Wichtige Stoffe	21

Kapitel 1: Was fehlt noch?

- Fehling/Tollens Probe
- Redox Reaktion
- Homologe Reihen
- Bindungen
- Mesomer info
- Furanose, Pyranose
- Brönsted
- Koordinative Bindungen
- -ose / -ase
- Stärke
- Kondensationsschreibweise / Kondensationsreaktion
- Wasserstoffbrückenwechselwirkung / andere Wechselwirkungen
- polar / unpolar
- Isomerie (allgemein)
- Seliwanow probe
- Schreibweisen:
 - was gibt es und Erklärung
 - Lewis (oder wie man das schreibt)
 - Haworth
 - Fischer
 - Ionenschreibweise
- Stoffe:
 - Aldehyde
 - Carboxi-/Carboxylgruppen
 - Voll-/Halbacetat
 - Glycosidische Bindungen

- Glucose/Fructose
- Acetat
- Amylose
- Cellulose

Kapitel 2: Thermodynamik

2.1 Energetik

2.1.1 Chemische Reaktionen und Energie

Alle Stoffe sind mit Energieumwandlungen gekoppelt. Chemische Energie kann umgewandelt werden in:

- thermische Energie
- kinetische Energie (Mechanische Energie)
- elektrische Energie
- Strahlungsenergie

2.1.2 System und Umgebung

Will man Energieumsätze bei chemischen Reaktionen betrachten, muss man festlegen in welchem räumlichen Bereich die Untersuchung statt finden soll. Ein solch abgegrenzter Raum nennt man System. Der Bereich der übrig bleibt wird Umgebung genannt.

Arten:

- Offenes System: Energie + Stoffaustausch (Reagenzglas)
- Geschlossenes System: Energieaustausch (Reagenzglas + Stopfen)
- Isoliertes System: kein Austausch (Reagenzglas + Stopfen + Styropor)

2.1.3 Die innere Energie

Die Summe aller Energie die in einem System steckt:

- chemische Energie
- thermische Energie
- kinetische Energie

Einheit in Joule [J].

Die innere Energie ist eine extensive Größe die von der Stoffmenge abhängig ist. Daher ist der Unterschied ΔU messbar.

2.1.4 Energieerhaltungssatz

1. Hauptsatz der Thermodynamik:

Die Gesamtenergie eines Systems und seine Umgebung kann weder zu, noch abnehmen.

exotherme Reaktion $Q_r < 0$ (-E)

endotherme Reaktion $Q_r > 0$ (+E)

Um Q_r bestimmen zu können, begrenzt man die Umgebung künstlich auf einen definierten Raum. Dieser muss isoliert sein. Solche "Systeme" sind **Kalorimeter**.

Kann vernachlässigt werden:

- Reaktionswärme die im geschlossenen System bleibt
- Wärmeverlust durch den Deckel des **Kalorimeters**

Je nach Reaktionstyp unterscheidet man:

- Verbrennungswärme
- Lösungswärme
- Neutralisationswärme
- Bildungswärme

2.2 Endotherm und Exotherm

Mithilfe der **Aktivierungsenergie** und der Differenz der Energien zwischen Edukt und Produkt, lässt sich sagen, ob eine Reaktion endotherm oder exotherm ist. Wenn die **Aktivierungsenergie** kleiner ist als die Differenz, dann ist die Reaktion exotherm. Ist die Aktivierungsenergie höher als die Differenz, dann ist die Reaktion endotherm.

Endotherm:

Das System nimmt Energie aus der Umgebung auf. Während der Reaktion nimmt die Temperatur ab. Ein Beispiel wäre das verdampfen von Wasser.

Exotherm:

Das System gibt Energie an das System in Form von Wärme ab. Ein Beispiel wäre das verbrennen von Holz.

2.3 Innere Energie

2.3.1 Innere Energie

Nur die Änderung der inneren Energie kann bestimmt werden (Δu).

$$\Delta_r U = U_2 - U_1$$

2.4 Enthalpie

2.4.1 Standardreaktionsenthalpie

Um Reaktionsenthalpien besser vergleichen zu können hat man die molare Standardreaktionsenthalpie eingeführt: $\Delta_R H$

Standardbedingungen = 25°C bzw. 298K — 1013mBar

Es gibt verschiedene Standardenthalpien, besonders für Berechnungen geeignet sind:

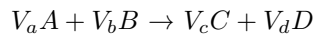
- molare Schmelz- und Verdampfungsenthalpie
- molare Verbrennungsenthalpie
- molare Bindungsenthalpie
- molare Bildungsenthalpie

Für energetische Betrachtungen kann es geschickt sein die Reaktion in gedachte Teilschritte zu zerlegen.

Satz von Hess 1840: Gesetz der konstanten Wärmesummen:

„Die Enthalpieänderung von zwei Zuständen ist unabhängig vom Reaktionsweg“

2.4.2 Reaktionsenthalpie berechnen



V_x = stöchiometrischer Koeffizient

$$\Delta_R H = \Sigma H_{Produkte} - \Sigma H_{Edukte}$$

2.5 Entropie

2.5.1 Reaktionsentropie

$$\Delta_r S_m = (\Sigma v S_m(Produkte)) - (\Sigma v S_m(Edukte))$$

2.5.2 2. Hauptsatz der Thermodynamik

Entropie ist der 2. Hauptsatz der Thermodynamik:

Die Gesamtentropie eines Systems und seiner Umgebung kann nicht abnehmen. Sie bleibt entweder gleich (ideal reversibler Verlauf) oder nimmt zu (tatsächlicher Ablauf in Natur und Technik).

Die Entropie ist das Maß der Unordnung.

$$\Delta S_{Ges} = \Delta S_{System} + \Delta S_{Umgebung}$$

Änderung der Entropie durch Wärmezufuhr: $\Delta S = \frac{Q}{T}$

2.5.3 3. Hauptsatz der Thermodynamik

Gibt ein System Wärme ab, verringert sich seine Entropie. Am absoluten Nullpunkt $t = 0K = -273.15^\circ C$ ist die Entropie eines ideal kristallisierten Reinstoff 0.

Kapitel 3: Metastabile Systeme

3.1 Chemisches Gleichgewicht

Chemisches Gleichgewicht ist ein Zustand, wenn die Geschwindigkeit der Hin- und Rückreaktion gleich sind und die Konzentration der beteiligten Stoffe konstant bleiben.

3.1.1 Chemisches Gleichgewicht Berechnung

$$K_c = \frac{|C|^c |D|^d}{|A|^a |B|^b}$$

K_c = Gleichgewichtskonstante

3.2 Metastabile Systeme

Metastabilität ist eine schwache Form der Stabilität. Ein metastabiler Zustand ist stabil gegen kleine Änderungen, aber instabil gegenüber größeren Änderungen.

Ein metastabiles System:

Zustand 1 ist gegenüber kleinen Störungen stabil und geht bei großen Störungen in Zustand 3 über. Zustand 2 ist labil.

Erst ein Zündfunke oder ein Katalysator lässt eine Reaktion bei metastabilen Systemen ablaufen.

Man benötigt Aktivierungsenergie.

3.3 Spontane Vorgänge

Chemische Reaktionen, die energetisch betrachtet bei einer gegebenen Temperatur ohne äußere Einflüsse ablaufen können. Die Geschwindigkeit spielt dabei keine Rolle.

3.3.1 Gibbs Hemholtz Gleichung

Die freie Enthalpie G beschreibt spontane Reaktionen.

$$G = H - T * S$$

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

- $\Delta_r H$ = Reaktionswärme Q_r bei konstantem Druck
- $T * \Delta S$ = Temperatur mal die Entropieänderung
- $\Delta_r G < 0$ = Reaktion ist Exergonisch, läuft freiwillig ab
- $\Delta_r G > 0$ = Reaktion ist Endergonisch, kann durch Energieerzeugung von außen erzwungen werden

3.3.2 Ordnung im System

Befinden sich Teilchen in einem begrenzten Bereich an bestimmten Plätzen, bezeichnet man diesen Zustand als geordnet. Die Ordnung wird geringer, wenn für die Teilchen der Raum und die Anzahl der möglichen Plätze größer werden. Dies beruht auf der Ausbreitung der Energie.

Vorgänge mit geringer Ordnung:

- Diffusion
- Rost
- Schmelzen

Die Ordnung nimmt ab wenn...

- der Raum größer wird
- die Geschwindigkeit der Teilchen zu nimmt (Temperatur)
- Anzahl der Teilchen zu nimmt
- Temperatur, Konzentration oder Druck gleichen sich aus

Man muss die Ordnung sowohl im System als auch in der Umgebung betrachten. [Entropie](#) ist ein Maß der Unordnung.

Kapitel 4: Säure/Base

4.1 Säure Base Liste

Säure	Formel	Base	Formel
Chlorwasserstoff	HCl	Chloridion	Cl^-
Perchlorsäure	$HClO_4$	Perchloration	ClO_4^-
Ameisensäure	$HCOOH$	Formiation	$CHOO^-$
Bromwasserstoff	HB_r	Bromidion	Br^-
Salpetersäure	HNO_3	Nitration	NO_3^-
Essigsäure	HC_3COOH	Acetation	CH_3COO^-
Schwefelwasserstoff	H_2S	Hydrosulfidion	HS^-
		Sulfidion	S^{2-}
Schweifelige Säure	H_2SO_3	Hydrosulfition	HSO_3^-
		Sulfation	SO_3^{2-}
Schweifelsäure	H_2SO_4	Hydrosulfation	HSO_4^-
		Sulfation	SO_4^{2-}
Kohlensäure	H_2CO_3	Hydrogencarbonation	HCO_3^-
		Carbonation	CO_3^{2-}
Phosphatsäure	H_3PO_4	Dihydrogenphosphation	$H_2PO_4^-$
		Hydrogenphosphation	HPO_4^{2-}
		Phosphation	PO_4^{3-}

4.2 pH-Wert

Der pH Wert ist ein Maß für den sauren oder basischen Charakter eine wässrigen Lösung. Er ist die Gegenzahl zum Logarithmus der Ammonium-Ionen (H_3O^+) des Stoffes. Um die Stärke der jeweiligen Säure/Base zu bestimmen gibt es den pK_s oder pK_b Wert.

0: stark sauer

4: leicht sauer

7: neutral

10: leicht basisch

14: stark basisch

4.2.1 pK_s/pK_b Berechnung

starke Säuren:

$$pH = -\lg([c(H_3O^+)]) = -\lg([c_0(HAc)])$$

schwache Säuren:

$$pH = \frac{1}{2}(pK_s - \lg([c_0(HAc)]))$$

starke Basen:

$$pOH = -\lg([c(OH^-)]) \rightarrow pH = 14 - pOH$$

schwache Basen:

$$pOH = \frac{1}{2}(pK_b - \lg([c_0(Ac)]))$$

4.3 pK_s/pK_b Wert

Je niedriger der pK_s -Wert desto stärker die Säure.

Je niedriger der pK_b -Wert desto stärker die Base.

Der **pH Wert** wird mithilfe des pK_s - pK_b -Wert berechnet.

$$pK_s + pK_b = 14$$

4.3.1 pK_s/pK_b Berechnen

Nach dem **Massenwirkungsgesetz**:

$$K_s = \frac{c(A^-) \cdot c(H_3O^+)}{c(HA)}$$

$$K_b = \frac{c(HB^-) \cdot c(OH^-)}{c(B)}$$

- K_s = Säurenkonstante
- H_3O^+ = Hydroxidion
- A^- = konjugierte Base
- HA = schwache Säure

$$pK_s = -\lg(K_s)$$

$$pK_b = -\lg(K_b)$$

4.4 Säure Base Reaktion

Im Bronsted-Modell werden Säuren als Protonendonatoren und Base als Protenenakzeptoren definiert.

- Säure gibt H^+ ab
- Base nimmt H^+ auf

4.5 Puffer

Puffersysteme werden benutzt um den **pH Wert** auf einem konstanten Wert zu halten. Dabei gibt man eine schwache Säure und ihre konjugierte Base im Verhältnis von 1:1.

Pufferwirkung ist am optimalsten: $pH = pK_s + / - 1$

Pufferkapazität:

- Stoffmenge an H_3O^+ die hinzugegeben werden muss, um den pH Wert um 1 zu verringern.
- Stoffmenge an OH^- die hinzugegeben werden muss, um den pH Wert um 1 zu vergrößern.

4.5.1 Puffer Berechnung

$$\text{pH Wert} = pK_s + \lg\left(\frac{|A^-|}{|HA|}\right)$$

Kapitel 5: Naturstoffe

5.1 Kohlenhydrate

Kohlenhydrate enden auf -ose.

- Zahl der C-Atome:
 - 3: Triose
 - 4: Tetrose
 - 5: Pentose
 - 6: Hexose
- Zahl der Einheiten:
 - 1 Zuckereinheit: Monosaccharid
 - 2 Zuckereinheiten: Disaccharid
 - 3-20 Zuckereinheiten: Oligosaccharid
 - 20 < Zuckereinheiten: Polysaccharid
- Nach ihrer funktionellen Gruppe:
 - Aldehydgruppe:
 - * Aldosen
 - * Glucosen
 - * Polyhydroxyaldehyde
 - Ketogruppe:
 - * Ketosen
 - * Fructosen
 - * Polyhydroxyketone
 - => sie sind das Produkt der partiellen Oxidation mehrwertiger Alkohole

5.2 Fischer Projektion

5.3 Haworth Projektion

5.4 Zucker

5.4.1 Monosaccharide

5.4.2 Disaccharide

Zwei Monosaccharide die über eine Sauerstoffverbindung vernetzt sind.

Besonderheiten zum Bau der Saccharose:

α -D-Glucose (Glucopyranose) und β -D Fructose (Fructofuranose) zu einer $\alpha 1 - \beta 2$ glycosidischen B.
→ $\alpha - \beta$ -1,2-...

Saccharose muss gezeichnet werden können.

Besonderheiten zum Bau der Maltose:

Es gibt eine α -Maltose + β -Maltose.

α -1,4 glycosidische Verknüpfung einer α -D Glucose mit einer α/β -D Glucose

Besonderheiten zum Bau der Cellobiose:

β -D Glucose mit β -D Glucose

β -1,4-glycosidische Verknüpfung.

Besonderheiten zum Bau der Lactose:

D-Galactose mit D-Glucose

β -1,4 glycosidische Bindung

5.4.3 Oligosaccharide

- Mehrfachzucker
- Muttermilch
- Fucosyllactose
- Cyclodextrin

5.4.4 Polysaccharide**5.5 Stärke****5.6 Begriffe****5.6.1 Isomerie**

Stoffe mit der selben Summenformel aber unterschiedlicher Strukturformel. (Andere räumliche Struktur)

1. Konstitutionsisomere:
Beispiel: 2-Methylpropan und Butan
2. Stereoisomere
Unterscheiden sich nur in der räumlichen Anordnung
3. Enantiomere
Sind Stereoisomere; Spiegelbild aber nicht identisch
4. Diastomere sind Stereoisomere; Keine Enantiomere → nicht im Spiegelbild gleich

5.6.2 Asymmetrisches C-Atom

Ein C-Atom bei dem alle "Ärmchen" unterschiedliche Bindungen haben.
Beispiel:

1. - H
2. - OH
3. - Methan
4. - Ethan

5.6.3 Chiralität

5.6.4 Alpha-Beta

5.6.5 Fehling/Tollens Reaktion

5.7 Versuche

5.7.1 Fehling/Tollens Probe

5.7.2 Seliwanow-Probe

Kapitel 6: Aromaten

Kapitel 7: Kunststoffe

Kapitel 8: Elektrochemie

Kapitel 9: Allgemeines

9.1 Homologe Reihen

9.2 Bindungen

9.2.1 Elektronenpaarbindung

- Atome teilen sich die Elektronen
- Immer zwei Elektronen bilden eine Elektronenpaar (polar, unpolar ΔEN)
- bindende/nichtbindende Elektronenpaare
- Oktettregel/Edelgaskonfiguration soll erfüllt sein
- Einfach-, Zweifach-, Dreifachbindungen möglich

9.2.2 Atombindung

9.2.3 Ionenbindung

- Salze
- Nichtmetall mit Metall
- Elektronen werden vollständig übertragen bzw. entzogen $\Delta EN > 1.5$
→ Kationen (positiv), Anionen (Negativ)
- Bohr'sche Atommodell → volle äußerste Schale
- positive und negative Ladungen ziehen sich elektrostatisch an
- Gitterstrukturen
- Wechselwirkungen in alle Raumrichtungen
- Hohe Schmelz und Siedepunkte

9.2.4 Metallbindung

- Metall
- "Elektronengasmodell"
- Leitfähigkeiten erklärbar
- Duktilität (Verformbarkeit)
- chemische Bindung, die durch Anziehung zwischen Atomrümpfen und den freien Elektronen (Elektronengas) entsteht

9.2.5 Koordinative Bindungen

- Kommen bei Komplexverbindungen vor
- Wechselwirkungen zwischen Zentralatom/ion und Liganden
- Spezielle Art der Elektronenpaarbindung
- Koordinationszahl als Anzahl der koordinativen Bindungen am Zentralteilchen
- Lewis Säure/Base-Theorie

Bsp: Diamminsilber(I)-Ions bei Tollens Reaktion, Tetraaquakupfer(II)-Ions bei Fehling Reaktion

9.3 Wechselwirkungen

9.3.1 Wasserstoffbrückenwechselwirkung

9.3.2 London-Wechselwirkung

9.3.3 Dipol-Dipol Wechselwirkung

9.4 Aktivierungsenergie

Die Aktivierungsenergie ist die benötigte Energie um eine Reaktion ablaufen zu lassen. Die Aktivierungsenergie zeigt an ob es sich um eine **exotherme** oder **endotherme** Reaktion handelt. Ist die Aktivierungsenergie hoch, so ist es eine **endotherme** Reaktion, ist sie jedoch niedrig so ist es eine **exotherme** Reaktion. Reaktionen mit niedriger Aktivierungsenergie laufen in der Regel schneller ab und können als spontaner wahrgenommen werden. Um die Aktivierungsenergie herabzusetzen kann man einen **Katalysator** verwenden.

9.5 Kalorimeter

Ein Kalorimeter ist ein Gerät um Temperaturen eines Systems zu berechnen.

Aufbau:

- Geschlossener Behälter
- Thermometer
- Rührer

Berechnung:

$$Q = m_{ges} * c_{ges} * \Delta T$$

- Q = Wärmeenergie
- m = Masse des Behälters
- c = spezifische Wärmekapazität
- ΔT = Temperaturänderung

9.6 Katalysator

Ein Katalysator ist ein Stoff um die Aktivierungsenergie herabzusetzen.
"Der Katalysator geht unverändert aus der Reaktion heraus."

Er bietet der Reaktion eine andere Route wodurch es einfacher wird zu reagieren.

Arten des Katalysators:

- Homogene Katalyse: Der Katalysator und der Reaktionspartner sind beide in der gleichen Phase. Sprich, beide gasförmig oder flüssig. Dadurch können sich die Stoffe gut vermischen.
- Heterogene Katalyse: Beide Stoffe liegen in verschiedenen Phasen vor. Der Katalysator ist im festen Zustand während die Edukte flüssig oder gasförmig sind.
- Biokatalyse: Katalyse die im Körper statt findet (biologische Systeme)
- Autokatalyse: Bei der Reaktion entsteht der Katalysator selbstständig, daher braucht man keinen extra hinzuzufügen.

9.7 Massenwirkungsgesetz

Die Gleichgewichtskonstante K_c ist temperaturabhängig und unabhängig von den Anfangskonzentrationen der reagierenden Stoffe. Bei konstanter Temperatur im chemischen Gleichgewicht bleibt das Verhältnis der Konzentrationen der Teilchen auf der rechten Seite der Gleichung dividiert durch die Konzentrationen der Teilchen auf der linken Seite konstant. Die Einheit der Gleichgewichtskonstanten hängt von den Koeffizienten in der Reaktionsgleichung ab.

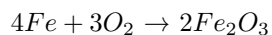
9.8 Nukleophiler Angriff

Ein nukleophiler Angriff beschreibt den Angriff eines elektronenreichen Teilchens (Nukleophil) auf ein elektronenarmes Zentrum (Elektrophil) in einer chemischen Reaktion.

9.9 Redox Reaktion

9.9.1 Oxidation

Oxidation ist ein chemischer Prozess, bei dem ein Element oder eine Verbindung Elektronen verliert, während es mit einem anderen Stoff reagiert. Die Substanz, die Elektronen verliert, wird als Reduktionsmittel bezeichnet, während die Substanz, die Elektronen gewinnt, als Oxidationsmittel bekannt ist. Ein Beispiel für eine Oxidationsreaktion ist die Reaktion von Eisen mit Sauerstoff, bei der Eisenoxid entsteht:



In diesem Beispiel verliert das Eisen Elektronen und wird oxidiert, während der Sauerstoff Elektronen gewinnt und reduziert wird.

9.10 Isomerie

9.11 Wichtige Stoffe

Name	Formel
Essigsäure	HC_3COOH
Ammoniak	NH_3
Ammoniumchlorid	NH_4Cl
Chlorwasserstoff	HCl
Oxoniumionen	H_3O^+
Hydroxidion	OH^-
Citronensäure	$C_6H_8O_7$