

Inhaltsverzeichnis

Atomlehre

A.1 Atommodelle

Bindungslehre

B.1 Kovalente Bindung

B.1.1 Strukturschreibweisen	2
B.1.2 Struktur und Geometrie von Molekülen, Elektronennegativität, Polarität	2
B.1.3 Zwischenmolekulare Kräfte	2
B.1.4 Eigenschaften molekularer Stoffe	2

B.2 Ionenbindung

B.2.1 Struktur und Aufbau von Salzen	2
B.2.2 Entstehung von Salzen	3
B.2.3 Eigenschaften von Salzen	3

B.3 Metallbindung

B.3.1 Aufbau von Metallen	3
B.3.2 Eigenschaften von Metallen	3

Reaktionslehre

R.1 Chemisches Rechnen

R.1.1 Stöchiometrisches Rechnen	3
R.1.2 Konzentrationsberechnungen	3

R.2 Kinetik

R.2.1 Grundlagen	4
R.2.2 Faktoren der Geschwindigkeit von chemischen Reaktionen	4
R.2.3 Empirisches Zeitgesetz	4

R.3 Chemisches Gleichgewicht

R.3.1 Grundlagen der Thermodynamik	4
R.3.2 Enthalpie ΔH	4
R.3.3 Entropie ΔS	4
R.3.4 Freie Enthalpie ΔG	4
R.3.5 Die Gibbs-Energie	5
R.3.6 Massenwirkungsgesetz	5
R.3.7 Reaktionsenthalpie (Thermodynamischer Ansatz)	5
R.3.8 Satz von Le Châtelier	5
R.3.9 Lage des Gleichgewichts	5

R.4 Ozon

R.4.1 Funktion & Bedeutung	5
R.4.2 Ozonschicht & Ozonloch	5

R.5 Säure-Base Reaktionen

R.5.1 Definition nach Brönsted	6
R.5.2 Säure-Base Reaktionen (Protolyse)	6
R.5.3 pH Berechnungen	6
R.5.4 Puffer	7
R.5.5 Neutralisationen	7
R.5.6 Titrationen	7

R.6 Redox-Reaktionen

R.6.1 Grundlagen	8
R.6.2 Redoxreihe	8
R.6.3 Galvanisches Element	8
R.6.4 Batterien	8
R.6.5 Akkus	9

R.6.6 Brennstoffzelle	9
R.6.7 Elektrolyse	9

2 Organische Chemie 9

2 O.1 Kohlenwasserstoffe 9

O.1.1 Alkane, Alkene, Alkine, Aromaten	9
O.1.2 Isomere	10
O.1.3 Nomenklatur	10

2 O.2 Erdöl 11

O.2.1 Allgemein	11
O.2.2 Fördern von Erdöl	11
O.2.3 Probleme von Erdöl	11
O.2.4 Cracken	11
O.2.5 Entschwefelung	12
O.2.6 Saurer Regen	12
O.2.7 Oktanzahl & Cetanzahl	12
O.2.8 Raffination	12

O.3 Kunststoffe 12

O.3.1 Polymere	12
O.3.2 Einteilung	12
O.3.3 Polymerisation	13
O.3.4 Polykondensation	13
O.3.5 Polyaddition	13
O.3.6 Spezielle Materialien	14

O.4 Aminosäuren und Proteine 14

O.4.1 Aminosäuren	14
O.4.2 Peptide	16
O.4.3 Proteine	16

Atomlehre

A.1 Atommodelle

Dalton. Im Dalton-Modell stellt man sich die Atome als Kugeln vor. Nach Ansicht von Dalton besteht jedes Element aus gleichen kleinsten Teilchen, welche auch er als Atome bezeichnet.

Rutherford. Kern-Hülle-Modell; ein Atom hat einen positiv geladenen Kern. Diese positiven Anteile bekamen den Namen Protonen. Um den Kern herum kreisen Elektronen auf Kreisbahnen und stellen den negativ geladenen Teil des Atoms dar. Erscheint ein Atom nach außen hin elektrisch neutral, muss der Anteil an positiven und negativen Ladungen gleich groß sein.

Bohr. Elektronen können nur ganz bestimmte Energiezustände einnehmen. Elektronen können allerdings nur ganz bestimmte - also nicht beliebige - Abstände vom Kern einnehmen. Diese jeweiligen stabilen Kreisbahnen verhindern den Sturz der Elektronen auf den Atomkern.

- K-Schale: 2 Elektronen
- L-Schale: 8 Elektronen
- M-Schale: 18 Elektronen
- N-Schale: 32 Elektronen

Valenzelektronen: Elektronen auf nicht gesättigten Elektronenschalen

Bindungslehre

B.1 Kovalente Bindung

B.1.1 Strukturschreibweisen

- Strukturformel
- Skelettformel = Lewis-Formel = Strich-Formel
- Gruppenformel

B.1.2 Struktur und Geometrie von Molekülen, Elektronennegativität, Polarität

B.1.2.1 Elektronennegativität

Elektronennegativität: χ ; relatives Mass für die Fähigkeit eines Atoms, in einer chemischen Bindung Elektronenpaare an sich zu ziehen. Von 0.7 bis 4.

Bei $\Delta\chi \geq 1.8$: Ionenbindung.

Bindungspolarität: Eine Bindung eines Atoms mit hoher und eines Atoms mit tiefer Elektronegativität ist polar. Auf der Seite des Atoms mit der höheren Elektronegativität ist die Partialladung negativ (δ^-), auf der Seite des Atoms mit der

tieferen Elektronegativität positiv (δ^+). Beispiel: Chlor (Cl) hat eine Elektronegativität von 3.0, bei Brom (Br) beträgt sie nur 2.8. Gehen nun ein Chlor- und ein Brom-Atom eine Verbindung ein, ist diese polar (Cl : δ^- , Br : δ^+). Da die Differenz nur gerade 0.2 beträgt, ist die Bindung nur schwach polar. Je höher die Differenz der beiden Elektronegativitäten, desto stärker ist die Bindungspolarität.

B.1.3 Zwischenmolekulare Kräfte

Wasserstoffbrücken. Wasserstoffbrücken sind elektrostatische Kräfte zwischen Wasserstoffatomen, die an F-, O- oder N-Atome gebunden sind und den freien Elektronenpaaren solcher Atome in benachbarten Molekülen. Sie wirken, weil Wasserstoff von allen Nichtmetallen die kleinste Elektronegativität hat.

Dipol-Dipol-Wechselwirkung. $\Delta\chi \geq 0.5$. Zwischen Dipol-Molekülen wirken die Dipol-Dipol-Kräfte. Diese Kräfte sind relativ stark und von der Molekülgestalt und der Bindungspolarität (Differenz der Elektronegativität) abhängig.

Van der Waals-Kräfte. Die Van-der-Waals-Kräfte entstehen aufgrund der zeitweise asymmetrischen Ladungsverteilung, die bei der Bewegung von Elektronen um einen Atomkern auftreten. Es entstehen momentane Dipole. Je grösser die Molekülmasse und die Moleküloberfläche, desto stärker die Van-der-Waals-Kräfte. Bei kleinen Dipol-Molekülen sind die Dipol-Dipol-Kräfte in der Regel stärker als die Van-der-Waals-Kräfte.

B.1.4 Eigenschaften molekularer Stoffe

Schmelzpunkt, Siedepunkt. Eher tief, viele Molekülverbindungen sind bei Raumtemperatur flüssig oder gasförmig. Abhängig von zwischenmolekularen Kräften (ZMK).

Löslichkeit. Abhängig von ZMK. Polare Moleküle wasserlöslich, unpolare löslich in unpolaren Lösungsmitteln (Benzin).

Sonstiges. Elektrische Nichtleiter.

B.2 Ionenbindung

B.2.1 Struktur und Aufbau von Salzen

Ionengitter mit Kationen und Anionen.

Kation: Gibt ein Metall-Atom Valenzelektronen ab, wird aus ihm ein positiv geladenes Metall-Ion, Kation.

Anion: Nimmt ein Nichtmetall-Atom Valenzelektronen auf, wird aus ihm ein negativ geladenes Nichtmetall-Ion, Anion.

Anorganische Salze: Es liegen Kationen von Metallen vor, die Anionen sind Nichtmetalle oder deren Oxide. Natriumchlorid: Na: Metall. Cl: Nichtmetall.

Organische Salze: Mindestens ein Kation oder Anion ist eine organische Verbindung.

B.2.2 Entstehung von Salzen

- Zunächst muss die Aktivierungsenergie zugeführt werden, damit die Reaktion in Gang kommt. Natrium muss vom festen in den gasförmigen Zustand überführt werden, dazu muss Sublimationsenergie aufgewendet werden. Da Chlor in der Natur nur als Chlor-Verbindung Cl_2 vorkommt, müssen die beiden Chlor-Atome voneinander getrennt werden. Dazu wird Bindungsenergie aufgewendet.
- Die Natrium-Atome geben alle ihre Valenzelektronen ab. Die Natrium-Kationen (Na^+) verlieren damit ihre Valenzschale und haben nun nur noch 2 Elektronenschalen (Elektronenkonfiguration: $2/8$). Die Entfernung der Valenzelektronen erfordert Ionisierungsenergie. Bei einer Reaktion mit Nichtmetallen zu Salz geben Hauptgruppen-Metalle in der Regel alle ihre Valenzelektronen ab und erreichen dadurch Edelgaskonfiguration.
- Die Chlor-Atome füllen ihre Valenzschale mit den freigegebenen Elektronen. Dabei wird der Energiebetrag der Elektronenaffinität freigesetzt. Aus den Chlor-Atomen sind nun Chlor-Anionen (Cl^-) geworden (Elektronenkonfiguration: $2/8/8$, Edelgaskonfiguration).
- Na^+ und Cl^- verbinden sich zu einem Kristall (Ionen-gitter). Dabei wird die Gitterenergie freigesetzt. Eine solche Verbindung wird als Ionenverbindung bezeichnet.

B.2.3 Eigenschaften von Salzen

Schmelzpunkt, Siedepunkt. Hoch, bei Raumtemperatur sind alle Salze fest Abhängig von Gitterenergie

Löslichkeit. Mehr oder weniger in Wasser löslich, je nach Gitterenergie und Hydratationsenergie. Faustregel: unlöslich, wenn beide Ionen Ladung 2 oder höher haben (Ausnahmen: $AgCl$, AgI) Nicht löslich in unpolaren Lösungsmitteln

Sonstiges. Spröde, in Lösung oder als Schmelze: elektrisch leitfähig (es können sich die geladenen Ionen als Ladungsträger frei in der Flüssigkeit bewegen). Feststoff: nicht leitend.

Reaktionen. Salzbildung, Elektrolyse, Lösen, Fällern

B.3 Metallbindung

B.3.1 Aufbau von Metallen

Im festen Zustand bilden Metall-Atome ein Metallgitter. Die Atomrümpfe sind dicht gepackt. Dazwischen bewegen sich die VE frei umher (Elektronengas). Zwischen den negativ geladenen Elektronen und den positiv geladenen Atomrümpfen herrschen elektrostatische Kräfte, welche das Gitter zusammenhalten (metallische Bindung).

B.3.1.1 Bedeutung des Aufbaus

- Die verschiebbaren Elektronen ermöglichen die elektrische Leitfähigkeit.

- Die metallische Bindung (die starken Gitterkräfte) führen zu einer hohen Härte und hohen Schmelz- und Siedetemperaturen.
- Die Gitterebenen lassen sich leicht gegeneinander verschieben, wodurch Metalle duktil (verformbar) werden.

B.3.2 Eigenschaften von Metallen

Schmelzpunkt, Siedepunkt. In der Regel relativ hoch, abhängig von Anzahl Valenzelektronen, bei Raumtemperatur, fest (ausser Hg).

Löslichkeit. Unlöslich.

Sonstiges. Gute elektrische Leiter, gute Wärmeleiter, Metallglanz, duktil (verformbar).

Reaktionslehre

R.1 Chemisches Rechnen

R.1.1 Stöchiometrisches Rechnen

mol: $1 \text{ mol} = 6.022 \cdot 10^{23}$ Teilchen

m: Gewicht absolut in $[g]$

n: Teilchenanzahl; in $[mol]$.

M: Molare Masse in $[g/mol]$

V: Volumen; in $[l]$

c: Konzentration in $[mol/l]$, manchmal Einheit als $[M]$ bezeichnet.

T: Konzentration; in $[K]$

p: Druck; in $[Pa]$.

R.1.2 Konzentrationsberechnungen

$$n = \frac{m}{M}$$

$$M = \frac{m}{n}$$

$$c = \frac{n}{V}$$

$$n = \frac{V}{V_m}$$

$$1l = 1 \text{ dm}^3 = 0.001 \text{ m}^3$$

$$p \cdot v = n \cdot R \cdot T$$

$$R = 8.31448 \frac{J}{K \cdot mol}$$

$$0^\circ C = 273.15 K$$

$$1 \text{ bar} = 10^5 Pa; p_n = 1 \text{ bar} = 1013.25 \text{ hPa}$$

R.2 Kinetik

R.2.1 Grundlagen

Beschreibt die Geschwindigkeit chemischer Reaktionen.

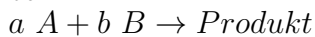
R.2.2 Faktoren der Geschwindigkeit von chemischen Reaktionen

- Temperatur (\uparrow)
- Konzentration (\uparrow)
- Reaktionsoberfläche (\uparrow)
- Katalysator (\cdot)

R.2.3 Empirisches Zeitgesetz

$$v = k \cdot c^a(A) \cdot c^b(B)$$

bei



R.3 Chemisches Gleichgewicht

R.3.1 Grundlagen der Thermodynamik

Aktivierungsenergie: Energiezufuhr, die eingesetzt werden muss, damit die Reaktion anfängt, abzulaufen.

innere Energie U:

$$\begin{aligned} \Delta U &= q + w \\ &= \Delta H - p \cdot \Delta V \end{aligned} \quad (1)$$

ΔU : Änderung der inneren Energie

q : als Wärme zugeführte Energie

w : als Arbeit zugeführte Energie, kann zum Beispiel Volumenveränderung sein.

Volumenarbeit:

$$w = p \cdot \Delta V \quad (2)$$

w : Volumenarbeit

p : Druck

ΔV : Volumenänderung

ΔH : Enthalpie

R.3.2 Enthalpie ΔH

Wärmemenge, die während einer Reaktion bei konstanten Druck auf ein System übertragen wird.

$$\begin{aligned} \Delta H &= \\ \Sigma \Delta H_f^0 &= \Sigma \Delta H_f^0(\text{Produkte}) - \Sigma \Delta H_f^0(\text{Edukte}) \end{aligned} \quad (3)$$

Standardbildungsenthalpie: Stoffparameter, in den Bindungen gespeicherte Energie, die als Wärme freigesetzt werden kann.

ΔH_f^0 in kJ/mol

Hinweis: $\Delta H_{f,O_2}^0 = 0$

endotherme Reaktion: $\Delta H_R^0 > 0$ Wärme wird von der Umgebung aufgenommen. Das Reaktionsgemisch kühlt sich ab.

exotherme Reaktion: $\Delta H_R^0 < 0$ Wärme wird an die Umgebung abgegeben. Das Reaktionsgemisch erwärmt sich.

R.3.3 Entropie ΔS

Die Entropie ist ein Zustand, die den Ordnungsgrad beschreibt. Hohe Entropie = Hohes Chaos. Alle Reaktionen streben nach einem hohen Entropiegrad. Ludvig Boltzmann.

$$\Delta S_R^0 = \Sigma \Delta S^0(\text{Produkte}) - \Sigma \Delta S^0(\text{Edukte}) \quad (4)$$

Entropieformel:

$$S = k \cdot \ln(W) \quad (5)$$

S : Entropie

$k = R/N_A = 1.38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$: Boltzmann-Konstante

W : idk man

Die Entropie ist proportional zum Logarithmus der zugänglichen inneren Energie.

Entropieänderung: $\Delta S_R^0 > 0$: Mehr Entropie

$\Delta S_R^0 < 0$: Weniger Entropie

Generell sind aus entropischer Sicht Reaktionen bevorzugt, welche Unordnung produzieren:

$$\Delta S_{\text{gesamt}} = \Delta S_{\text{System}} + \Delta S_{\text{Umgebung}}$$

Ein spontaner Vorgang ist nur dann möglich, wenn eine Zunahme der Gesamtentropie von System und Umgebung erfolgt.

R.3.4 Freie Enthalpie ΔG

Gesamtenergieumsatz einer chemischen Reaktion.

$$\Delta G_R^0 = \Sigma \Delta G_f^0(\text{Produkte}) - \Sigma \Delta G_f^0(\text{Edukte}) \quad (6)$$

endergonische Reaktion: Die Reaktion läuft nicht freiwillig ab.

$$\Delta G_R^0 > 0$$

exergonische Reaktion: Die Reaktion läuft freiwillig ab, evtl. Aktivierungsenergie nötig.

$$\Delta G_R^0 < 0$$

R.3.5 Die Gibbs-Energie

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S \quad (7)$$

ΔG : Freie Enthalpie

ΔH : Enthalpie

T : Temperatur

ΔS : Entropie

Exotherme Reaktionen, die Unordnung produzieren:

$H < 0$; $S > 0$

Endotherme Reaktionen, die Unordnung produzieren:

$H > 0$; $S > 0$

Exotherme Reaktionen, die Ordnung produzieren:

$H < 0$; $S < 0$

R.3.6 Massenwirkungsgesetz

Im Zusammenhang mit dem *chemischen Gleichgewicht*: Stoffmengen bleiben auf beiden Seiten konstant.

Bei $a A + b B \rightarrow c C + d D$:

$$v_{hin} = k_{hin} \cdot c^a(A) \cdot c^b(B)$$

$$v_{rück} = k_{rück} \cdot c^c(C) \cdot c^d(D)$$

$$v_{hin} = v_{rück} \Rightarrow \frac{k_{hin}}{k_{rück}} = K_c = \frac{c^c(C) \cdot c^d(D)}{c^a(A) \cdot c^b(B)} \quad (8)$$

Gleichgewichtskonstante: $K_c = \frac{k_{hin}}{k_{rück}}$

Je grösser K_c , desto stärker liegt das Gleichgewicht auf der *Produktseite*.

R.3.7 Reaktionsenthalpie (Thermodynamischer Ansatz)

$$\Delta G_R^0 = -R \cdot T \cdot \ln(K_c) \quad (9)$$

$$K_c = e^{-\frac{\Delta G_R^0}{R \cdot T}} \quad (10)$$

R.3.8 Satz von Le Châtelier

Satz von Le Châtelier: *Übt man auf ein sich im Gleichgewicht befindliches System einen Zwang aus, so reagiert das System so, dass der Zwang kleiner wird.*

R.3.9 Lage des Gleichgewichts

Temperatur. Temperaturerhöhung: Gleichgewicht verschiebt sich in Richtung der endothermen Reaktion.

Druck. Bei einer Erhöhung des Druckes verschiebt sich die Lage des chemischen Gleichgewichts auf diejenige Seite, auf der sich weniger gasförmige Teilchen befinden.

Konzentration. Erhöht man die Konzentration eines Edukts, erhöht man automatisch auch die Konzentrationen aller Produkte. Erhöht man die Konzentration eines Produkts, erhöht man automatisch auch die Konzentrationen aller Edukte. Die Gleichgewichtskonstante behält ihren Wert, keinen Einfluss (!).

R.4 Ozon

O_3 : Ozon

R.4.1 Funktion & Bedeutung

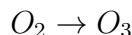
- O_3 absorbiert schädliche UV-b- und UV-c-Strahlung

R.4.2 Ozonschicht & Ozonloch

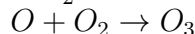
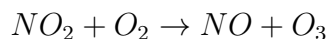
Die Ozonschicht liegt in der *Stratosphäre*.

R.4.2.1 Bildung von Ozon

- Unter Einwirkung von UV-Strahlen; $\Delta H = +286 \text{ kJ/mol}$:



- Künstliche Herstellung des Menschen, Automobilverkehr, die NO_2 ausstossen:



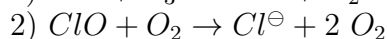
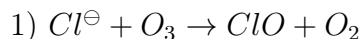
R.4.2.2 Abbau von Ozon

Hauptsächlich durch Bindung mit Radikalen: O_3 wird abgebaut zu O_2 im *Ozonabbaukreislauf*. Radikale entstehen durch Aufspaltung von FCKW-Stoffen durch UV-Strahlung. Der *Ozonabbaukreislauf* kann nur gestoppt werden, wenn die Radikale sich mit Hydroxid- (OH) und Stickstoffdioxidradikalen (NO_2) binden.

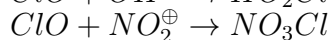
FCKW: Fluor-Chlor-Kohlenwasserstoffe. Beispiel: CF_2Cl_2

Bildung von Radikalen: $CF_2Cl_2 \rightarrow CF_2Cl + Cl^\ominus$

Ozonabbaukreislauf:



Stoppen der Ozonabbaukreislaufs:



Grund für das Vorkommen von Ozonlöchern an Polen: Niedrige Temperatur bewirkt, dass HO_2Cl und NO_3Cl in Eiskügelchen erstarren und katalytisch umgewandelt werden zu HNO_3 , Cl_2 , HCl . Bei Auftauen wird so das Ozon sprunghaft abgebaut.

R.5 Säure-Base Reaktionen

R.5.1 Definition nach Brönsted

Säuren sind Protonenspenden, Basen sind Protonenakzeptoren.

R.5.2 Säure-Base Reaktionen (Protolyse)

- Nichtmetalloxide erzeugen saure Lösungen, Metalloxide erzeugen basische Lösungen.
- Saure und basische Lösungen leiten Strom: Die Lösungen enthalten Ionen.
- Säuren enthalten Wasserstoffatome, Basen enthalten stark elektronegative Atome mit nichtbindenden Elektronenpaaren.

Protolyse: Säure-Base-Reaktion: Ein Stoff gibt ein Proton ab, ein Stoff nimmt ein Proton auf.

Beispiel Säure: HCl

Beispiel Säurereaktion: $HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$

Beispiel Base: NH_3

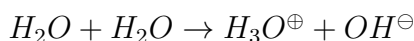
Beispiel Basereaktion: $NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$

Hydronium-Ion: H_3O^+

Hydroxid-Ion: OH^-

Ampholyte: Stoffe, die die Funktion einer Säure und einer Base einnehmen können. Zum Beispiel H_2O

Autoprotolyse von Wasser:



R.5.3 pH Berechnungen

R.5.3.1 Allgemein

Das Massenwirkungsgesetz (R.3.6) auf Autoprotolyse anwenden:

$$K_c = \frac{c^c(C) \cdot c^d(D)}{c^a(A) \cdot c^b(B)} = \frac{c(H_3O^+) \cdot c(OH^-)}{c^2(H_2O)} \quad (11)$$

Man kann nun annehmen, dass $c(H_2O)$ konstant ist im Reaktionssystem, wenn nur kleine Mengen an Säuren und Basen reagieren \rightarrow Ionenprodukt.

Ionenprodukt:

$$\begin{aligned} K_w &= K_c \cdot c^2(H_2O) \\ &= c(H_3O^+) \cdot c(OH^-) \\ &= K_S \cdot K_B \\ &= 10^{-14} \text{ M}^2 \end{aligned} \quad (12)$$

$$K_w = K_c \cdot c^2(H_2O) = c(H_3O^+) \cdot c(OH^-) = 10^{-14} \text{ M}^2 \quad (\text{Bei } 25^\circ\text{C})$$

Saure Lösung: $c(H_3O^+) > 10^{-7} \text{ M}$

Neutrale Lösung: $c(H_3O^+) = 10^{-7} \text{ M}$

Basische Lösung: $c(H_3O^+) < 10^{-7} \text{ M}$

pH-Wert: Negativer 10-er Logarithmus der Konzentration der Hydroniumionen.

$$\begin{aligned} pH &= -\log_{10} c(H_3O^+) \\ &= 14 - pOH \end{aligned} \quad (13)$$

pOH-Wert: Negativer 10-er Logarithmus der Konzentration der Hydroxidionen.

$$\begin{aligned} pOH &= -\log_{10} c(OH^-) \\ &= 14 - pH \end{aligned} \quad (14)$$

Skala reicht von 0 bis 14. 0 ist sauer, 7 ist neutral, 14 ist basisch.

Säurekonstante: Bei einer vorhandenen Protolyse, bei der eine Säure mit Wasser reagiert, wird die Gleichgewichtskonstante (K_c) mit der Konzentration des Wassers ($c(H_2O)$) multipliziert, da sich diese ja konstant verhält.

$$K_S = K_C \cdot c(H_2O) = \frac{c(H_3O^+) \cdot c(X^-)}{c(HX)} \quad (15)$$

$$pK_S = -\log_{10} K_S$$

Hoher K_S -Wert oder niedriger pK_S -Wert: Vollständige Protonenabgabe.

Tiefer K_S -Wert oder hoher pK_S -Wert: Unvollständige Protonenabgabe.

Basenkonstante: Das gleiche wie Säurekonstante, einfach für basische Reaktionen.

$$K_B = K_C \cdot c(H_2O) = \frac{c(OH^-) \cdot c(HB^+)}{c(B)} \quad (16)$$

$$pK_B = -\log_{10} K_B$$

Hoher K_B -Wert oder niedriger pK_B -Wert: Vollständige Protonenaufnahme.

Tiefer K_B -Wert oder hoher pK_B -Wert: Unvollständige Protonenaufnahme.

$$pK_S + pK_B = 14. \quad (17)$$

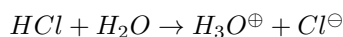
Sehr starke Säure: Sie geben ihre Protonen vollständig ab. $pK_S < 0$

Sehr starke Base: Sie nehmen Protonen vollständig auf.
 $pK_B < 0$

R.5.3.2 pH-Berechnung mit starken Säuren/Basen

Annahme: Bei starken Säuren oder starken Basen reagiert die Säure oder die Base völlig.

Für HCl ($pK_S = -6$; $c(HCl) = 10^{-2} M$):



$$c_{GGW}(H_3O^{\oplus}) = c_0(HCl); K_S = 10^{-2}; pK_S = 2$$

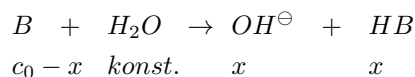
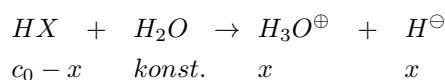
$$K_S = c_{GGW}(H_3O^{\oplus}) = c_0(HX) \quad (18)$$

18: Starke Säure

$$K_B = c_{GGW}(OH^{\ominus}) = c_0(B) \quad (19)$$

19: Starke Säure

R.5.3.3 pH-Berechnung mit sehr schwachen Säuren/Basen



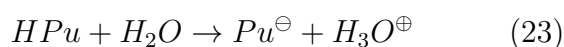
$$K_{\{S|B\}} = \frac{x^2}{c_0 - x} \quad (20)$$

$$x^2 + x \cdot K_{\{S|B\}} - c_0 \cdot K_{\{S|B\}} = 0 \quad (21)$$

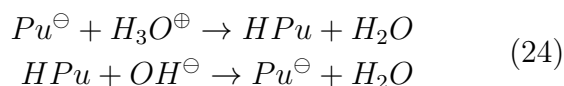
$$\begin{aligned} \{pH \mid pOH\} &= -\log_{10} x \\ &= 14 - \{pOH \mid pH\} \end{aligned} \quad (22)$$

R.5.4 Puffer

Stoffe, die eingetragene Säure- und Basenteilchen abfangen und neutralisieren können. Ein Paar aus einer schwachen Säure HPu und einer schwachen Base Pu^{\ominus} . Bsp: NH_4 / NH_3^{\ominus}



23: Puffergleichung



24: Ausgleich der Puffergleichung von Hinzugabe von Hydronium- und Hydroxidionen.

$$\begin{aligned} K_S &= \frac{c(Pu^{\ominus}) \cdot c(H_3O^{\oplus})}{HPu} \\ pK_{S, Puffer} &= pH - \log_{10} \frac{c(Pu^{\ominus})}{c(HPu)} \end{aligned} \quad (25)$$

25: K_S -Wert

$$pH = pK_{S, Puffer} + \log_{10} \frac{c(Pu^{\ominus})}{c(HPu)} \quad (26)$$

26: Puffergleichung

R.5.4.1 Existenzgebiete von Teilchen

$pH = pK_s \Rightarrow \frac{c(Pu^{\ominus})}{c(HPu)} = 1$: Je 50% Säure und Säurerest in der Pufferlösung.

$pH > pK_s \Rightarrow \frac{c(Pu^{\ominus})}{c(HPu)} > 1$: Mehr Säure, weniger Säurerest in der Pufferlösung.

$pH < pK_s \Rightarrow \frac{c(Pu^{\ominus})}{c(HPu)} < 1$: Weniger Säure, mehr Säurerest in der Pufferlösung.

R.5.5 Neutralisationen

Ziel der Neutralisation: Durch Zugabe von Säure oder Base den Stoff zu einem neutralen pH-Wert ($pH=7$) zu führen. Zweck: Bestimmen der Konzentrationen von Säuren und Basen.

R.5.5.1 Konzentrationsbestimmung von starken Säuren/Basen

TODO, auf ChiCD schlecht erklärt...

R.5.5.2 Konzentrationsbestimmung von schwachen Säuren/Basen

Neutralisationsgleichung.... TODO andere source.

R.5.6 Titrationen

R.5.6.1 Säure-Base Titration

Eine saure Lösung wird mit einer basischen Lösung neutralisiert (oder umgekehrt). Ziel: Konzentration eines Stoffes herausfinden durch Hinzugabe von Masslösung und Benutzen eines pH-Indikators.

Äquivalenzpunkt: Bei einem ÄP: pH-Wert ist bei 7, in der Mitte des pH-Sprungs, die Lösung ist neutral. In diesem Fall ist

$$n(\text{Säure}) = n(\text{Masslösung}) \quad (27)$$

y-Achse: pH; x-Achse: n(Masslösung) oder ml M oder ml mol/l.

Da $n = c \cdot V$. c ist die Konzentration des Masslösung, V die verbrauchte Menge der Masslösung. n_S und n_M gleichsetzen,

Achtung: Für V_s den Anfangswert des Volumens nehmen, nicht der Wert mit der Masslösung drinnen!

$$V_{\text{Säure}} \cdot c(\text{Säure}) \cdot z_{\text{Säure}} = V_{\text{Base}} \cdot c(\text{Base}) \cdot z_{\text{Base}} \quad (28)$$

28: Grundgleichung der Titration.

R.6 Redox-Reaktionen

R.6.1 Grundlagen

Redoxreaktion: Elektronenaustauschreaktion. Bei einer Redoxreaktion werden die Oxidationszahlen verändert.

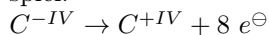
Oxidationszahl: Beschreibt formell die Ladung eines Atoms.

- Atome bei Elementarbindungen besitzen die Ladung 0
- Bei kovalenten Bindungen werden die Elektronen dem elektronegativeren Partner zugeordnet
- Summe der Oxidationszahlen muss der Gesamtladung der Bindung entsprechen
- H hat immer die Oxidationszahl $+I$ (H^{+I}) ausser bei H_2 ($= 2 H^0$)
- O hat immer die Oxidationszahl $-II$ (O^{-II}) ausser bei O_2 ($= 2 O^0$), Peroxiden ($O-O$) und Fluorverbindungen.

Reduktion: Elektronenaufnahme; OZ wird verringert. Beispiel:



Oxidation: Elektronenabgabe; OZ wird vergrößert. Beispiel:



Oxidationsmittel: Stoffe, die reduzieren, d. h. Elektronen aufnehmen.

Reduktionsmittel: Stoffe, die oxidieren, d. h. Elektronen abgeben.

R.6.2 Redoxreihe

Ermittlung von stärkeren und schwächeren Reaktionspartnern.

Spontane Reaktion: Links oben - Rechts unten.

R.6.3 Galvanisches Element

Funktion: Gewinnung von Energie aus Redoxreaktionen, Umwandlung von chemischer Energie in elektrische Energie.

- Zwei Metalle: *Edleres Metall* und *weniger edles Metall*.
- Edleres Metall wird reduziert, unedles Metall wird oxidiert.

Anode: Pol, an dem die Oxidation stattfindet (Elektronenabgabe); negativer Pol; unedles Metall; Reduktionsmittel; z. B. Zn ; $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

Kathode: Pol, an dem die Reduktion stattfindet (Elektronenaufnahme); positiver Pol; edles Metall; Oxidationsmittel; z. B. Cu^{2+} ; $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$

Stromfluss: Anode \rightarrow Kathode

Membran: Halbdurchlässige Membran zwischen Anode und Kathode, sodass Ionen passieren können.

Standardreduktionspotential: Gibt die Edelheit eines Stoffes an. Platinelektrode, die von $25^\circ C$ heissen 1M-Salzsäurelösung umströmt wird weist eine Spannung von 0 auf. Edelmetalle: $> 0V$.

R.6.4 Batterien

- Bei der Anode wird das erste Element oxidiert; die Elektronen werden weggenommen, ausser bei Alkali- Mn (da dieses ein Elektrolyt besitzt).
- Bei der Kathode wird das zweite Element mit Wasser und Elektronen kombiniert, ausser bei Lithium-Mangandioxid-Batterie ($Li-MnO_2$, da sich das Lithium in der Kathode einlagert).

R.6.4.1 $Cu - Zn$

Anode: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

Kathode: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$

R.6.4.2 $Zn - C$ (Zink-Kohle)

Vorgänger von Alkali-Mangan

Anode: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

Kathode: $MnO_2 + H_2O + e^- \rightarrow MnO(OH) + OH^-$

R.6.4.3 Alkali- Mn

Kali-Lauge als Elektrolyt. Darum OH^- , Nachfolger von Zink-Kohle-Batterie

Anode: $Zn + 4OH^- \rightarrow [Zn(OH)_4]^{2-} + 2e^-$

Kathode: $MnO_2 + H_2O + 2e^- \rightarrow MnO(OH) + OH^-$

R.6.4.4 Zn-Luft

Anode: $Zn \rightarrow Zn^{\oplus} + 2e^{\ominus}$

Kathode: $O_2 + H_2O + 4e^{\ominus} \rightarrow 4OH^{\ominus}$

R.6.4.5 Li – MnO₂

Speziell: Einlagerung von Lithium bei Kathode

Anode: $Li \rightarrow Li^{\oplus} + e^{\ominus}$

Kathode: $Li^{\oplus} + MnO_2 + e^{\ominus} \rightarrow LiMnO_2$

Nicht aufladbar, weil: $Li^{\oplus} + Mn(III)O_2 \rightarrow Mn(IV)O_2 + Li^{\oplus} + e^{\ominus}$ nicht möglich.

R.6.5 Akkus

Beim Laden Reaktionen umkehren.

R.6.5.1 Blei-Akku

Häufig Sulfat-Ion SO_4^{\ominus} in Lösung.

Anode: $Pb \rightarrow Pb^{2\oplus} + 2e^{\ominus}$

Kathode: $PbO_2 + 4H^{\oplus} + 2e^{\ominus} \rightarrow Pb^{2\oplus} + 6H_2O$

R.6.5.2 Lithium-Ionen-Akku

Graphit spielt nur bei der Anode eine Rolle.

Anode: $Li_2 - Graphit \rightarrow Graphit + 2Li^{\oplus} + 2e^{\ominus}$

Kathode: $MnO_2 + 2Li^{\oplus} + 2e^{\ominus} \rightarrow Li_2MnO_2$

R.6.6 Brennstoffzelle

Speziell an Brennstoffzellen: Es wird Wasserstoff H_2 und Sauerstoff O_2 hinzugeführt.

- Bei jeder Anode spielt ein Brennstoff und ein Elektrolyt eine Rolle,
- Oxidationsmittel ist bei Brennstoffzellen immer Sauerstoff O_2
- Reduktion bei Kathode ist immer eine Verbrennung vom Produkt der Anode.

Brennstoff: Wird verbrannt (?).

Elektrolyt: Trennt Elektroden.

R.6.6.1 PEM (Proton Exchange Membrane)

Brennstoff: H_2

Elektrolyt: H_2O

Anode: $H_2 + 2H_2O \rightarrow 2H_3O^{\oplus} + 2e^{\ominus}$

Kathode: $4H_3O^{\oplus} + 4e^{\ominus} + O_2 \rightarrow 6H_2O$

R.6.6.2 Alkalische Brennstoffzelle

$KOH \rightarrow K + OH^{\ominus}$; K: Alkalimetall

Brennstoff: H_2

Elektrolyt: OH^{\ominus}

Anode: $H_2 + 2OH^{\ominus} \rightarrow 2H_2O + 2e^{\ominus}$

Kathode: $2H_2O + 4e^{\ominus} + O_2 \rightarrow 4OH^{\ominus}$

R.6.6.3 Direkt-Methanol Brennstoffzelle

Spezialfall.

Methanol: CH_3OH

Brennstoff: CH_3OH

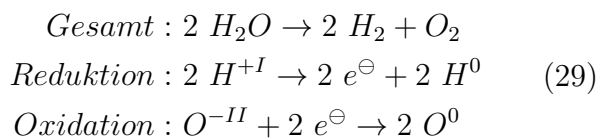
Elektrolyt: H_3O^{\oplus}

Anode: $CH_3OH + 7H_2O \rightarrow CO_2 + 6H_3O^{\oplus} + 12e^{\ominus}$

Kathode: $4H_3O^{\oplus} + 4e^{\ominus} + O_2 \rightarrow 6H_2O$

R.6.7 Elektrolyse

Erzwungene Redoxreaktion. Die Anode ist neuerdings der Pluspol, die Kathode der Minuspol. Anlegen einer Spannung bei der Kathode. Umwandlung elektrischer Energie in chemische Energie.



29: Beispiel: Elektrolyse von Wasser.

Galvanisieren: TODO ergänzen.

Organische Chemie

O.1 Kohlenwasserstoffe

O.1.1 Alkane, Alkene, Alkine, Aromaten

O.1.1.1 Allgemein

Alkane: Weisen ausschliesslich Einfachbindungen auf.

Alkene: Weisen mindestens eine Doppelbindung auf.

Alkine: Weisen mindestens eine Dreifachbindung auf.

Aromate: Ringförmige Moleküle, welche über eine ungerade Anzahl alternierender Doppelbindungen verfügen

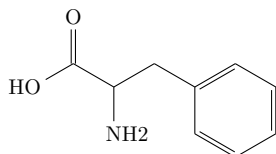
O.1.1.2 Wichtige Vertreter

Vertreter Alkane: Wasser, Ethanol

Vertreter Alkene: Werden verwendet für Synthetisierung von Alkohol, Glycerin.

Vertreter Alkine: Fungizide

Vertreter Aromate: Aminosäuren wie z. B. Phenylalanin.

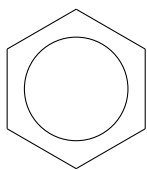


O.1.1.3 Aromate

Aromat: (Zyklische) Kohlenwasserstoffe, die ein delokalisiertes Elektronensystem besitzen.

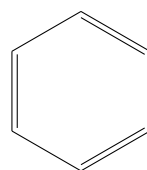
Hückel-Regel: Aromatische Moleküle mit $4n + 2$ Elektronen enthalten ein delokalisiertes Elektronensystem.

Benzol: C_6H_6 , Ring von 6 C-Atomen mit einem delokalisiertem Elektronensystem.



Delokalisiertes Elektronensystem: Elektronen verteilen sich gleichmässig über alle Kohlenstoffatome hinweg.

Kekulé-Formel: In Wirklichkeit nicht so. Delokalisiertes Elektronensystem ist aktuell; ΔH_R^0 wäre viel zu krass (viel zu klein, ist Wirklichkeit etwas grösser, d. H. weniger Energie freigesetzt).



O.1.2 Isomere

Chiralität: Ein C-Atom hat vier verschiedene Bindungspartner. Chirale Atome in einem Molekül sind Voraussetzung für Enantiomere (1 chirales Atom) und Diastereomere (mindestens 2 chirale Atome).

- **Konstitutionsisomere:** Moleküle haben gleiche Summenformel, aber andere Verknüpfung von Atomen, andere Namen.
- **Stereoisomere:** Moleküle haben gleiche Summenformel, gleiche Verknüpfung und gleichen Namen, unterschiedliche räumliche Anordnung.

Konfigurationsisomere:

→ **Enantiomere:** Verhalten sich wie Spiegelbilder, weisen aber keine Symmetrieebene auf. 1 chirales Atom.

→ **Diastereomere:** Mindestens 2 chirale Atome.

→ **cis-trans-Isomere:** an einer $C = C$ -Doppelbindung sind je zwei verschiedene Substituenten entgegengesetzt (trans) oder auf einer Seite (cis) gebunden.

Konformationsisomere: Können durch Rotation ineinander überführt werden.

O.1.3 Nomenklatur

Beispiel: 2-Methylpropanol

O.1.3.1 Vorgehen

- **Stammname:** Längste C-Kette ergibt den Stammnamen. So nummerieren, dass die längste Kette gewählt wird und die Substituenten eine möglichst kleine Zahl besitzen
- **Funktionelle Gruppen:** Funktionelle Gruppen bestimmen
- **Substituenten:** Substituenten bestimmen
- **Doppel- und Dreifachbindungen:** Doppel- und Dreifachbindungen mit -en und -in bezeichnen.

Format: Substituenten, Stammname, Zwei- / Dreifachbindungen, Funktionelle Gruppe.

O.1.3.2 Stammnamen

Zahl	Stammname	Zahlwort
1	Meth	
2	Eth	Di
3	Prop	Tri
4	But	Tetra
5	Pent	Penta
6	Hex	Hexa
7	Hept	Hepta
8	Oct	Octa
9	Non	Nona
10	Dec	Deca

O.1.3.3 Substituenten

Bei Einfachbindung: {Name}-yl anhängen.

Bei Doppelbindung: {Name}-ylen anhängen.

Bei Dreifachbindung: {Name}-ylidin anhängen.

Bei Bei Cycloverbindungen: Cyclo-{Name} einfügen.

Substituent	Name
$-CH_3$	Methyl
$-C_2H_5$	Ethyl
$-C_nH_{2n}$?yl
$-F$	Fluor
$-Cl$	Chlor
$-Br$	Brom
$-I$	Iod
$-NH_2$	Amino
$-OH$	Hydroxy
$-NO_2$	Nitro
$-SH$	Mercapto

Hinweis: Substituenten, Funktionelle Gruppen und Doppel-/Dreifachbindungen werden immer mit dem Format

$\{a_0, \dots, a_n\} - \{\text{Zahlwort}\}\{\text{Name}\}$, z. B. 3,4-dien

bezeichnet. *a*: Der Ort auf der C-Kette, wo gebunden.

O.1.3.4 Funktionelle Gruppen

Halogene Wasserstoffe: Enthalten mindestens ein Halogenatom *F*, *Cl*, *Br*, *I*. Struktur: $R - X$

Als Name für die funktionelle Gruppe dient der Name des Halogenatoms.

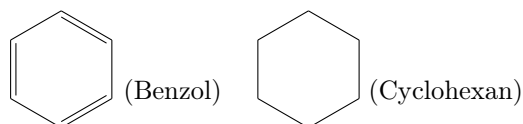
Reihenfolge der Verbindungen: CCCAKATE

Name + Benennung	Formel
Carbonsäure $\{\text{Stamm}\}\text{säure}$	
Carbonsäureester $\{\text{Stamm}\}\text{säure-}\{\text{R}'\}\text{ester}$	
Carbonsäureamide $\{\text{Stamm}\}\text{säure-N-}\{\text{R}'\}\text{yl-N-}\{\text{R}''\}\text{ylamid}$ $\{\text{Stamm}\}\text{säure-N-N-di}\{\text{R}'\}\text{ylamid}$	
Aldehyde $\{\text{Stamm}\}\text{al}$	
Ketone $\{\text{Stamm}\}\text{on}$	
Alkohole $\{\text{Stamm}\}\text{ol}$	$R - OH$
Thiole $\{\text{Stamm}\}\text{thiol}$	$R - SH$
Amine $\{\text{Stamm}\}\text{ylamin}$	$R - NH_2$
Ether $\{\text{R}'\}\text{yl-}\{\text{R}''\}\text{ylether}$	

O.1.3.5 Cycloalkane

Stamm: $\text{Cyclo}\{\text{Stamm}\}\{\text{en/in}\}$

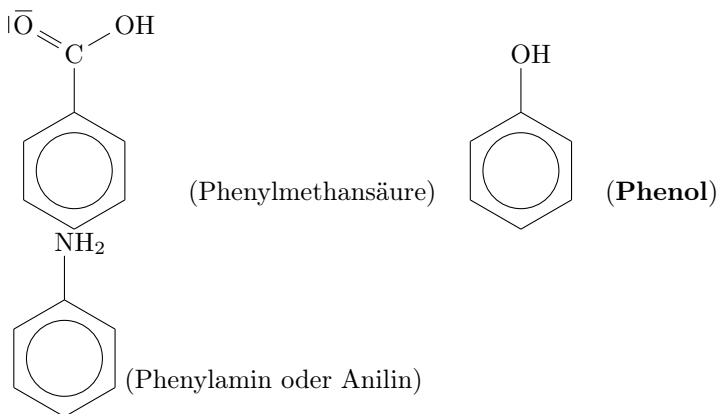
Substituent: $\text{Cyclo}\{\text{Gruppe}\}\text{yl-}\{\text{Stamm}\}\{\text{en/in}\}$



O.1.3.6 Aromate

Als Stamm: $\{\text{Substituenten}\}\text{benzol}$

Als Substituent: Phenyl- $\{\text{Stamm}\}$



O.2 Erdöl

O.2.1 Allgemein

Erdöl: C-Verbindungen, aus Rohöl. Formel:

$$C_n H_{2n} \quad (30)$$

Länge	Name
1 – 4	Raffineriegas
5 – 7	Leichtbenzin
6 – 10	Schwerbenzin
10 – 16	Kerosin
12 – 18	Paraffinöl
14 – 20	Schweröl
> 20	Destillationsrückstand

O.2.2 Fördern von Erdöl

Erdöl entsteht beim Zusammenpressen von abgesunkenen Plankton. Suchen durch seismische Messungen (Reflektionsseismik) und Computermodeilen. Förderung durch Abpumpen oder Fracking (Einpumpen von Lösestoffen).

O.2.3 Probleme von Erdöl

Ertrag entspricht nicht der Nachfrage; Weiterverarbeitung des Erdöls.

O.2.4 Cracken

Sinn: Lange C-Ketten kürzer machen.

Vorgang: Erhitzen + Katalysator (meistens Eisenwatte)

Bromwasser Indikator: Verfärbt sich bei Kontakt von reaktionsfreudigen Partnern wie zum Beispiel Alkene, welche man in Kondensat findet und nicht in langkettigen Ölen.

Produkt	Edukt
Alkane	kleinere Alkane, Cycloalkane
Cycloalkane	Alkane, verzweigte Alkene
Alkene	kleinere Alkene
Alkine	verzweigte Alkane und Alkine

O.2.4.1 Coken

Lange, > 500°

O.2.4.2 Katalytisches Cracken

Am weitesten verbreitet, scharf katalytisch und 480° C – 600° C

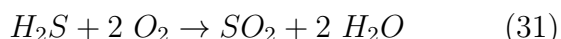
O.2.4.3 Hydrocracken

Mild katalytisch und 300° C – 450° C

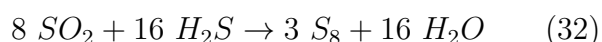
O.2.5 Entschwefelung

Ziel: Organische Schwefelverbindungen H_2S und SO_2 entfernen, sodass Katalysator besser funktioniert.

Katalytische Hydrierung: Schädlicher Schwefelwasserstoff H_2S wird zur weiterverarbeitung in Schwefeloxid SO_2 umgesetzt.



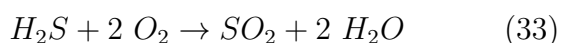
Claus-Prozess: Schwefelwasserstoff + Schwefeloxid entfernen und zu elementarem Schwefel umwandeln, sodass Katalysator besser funktioniert.



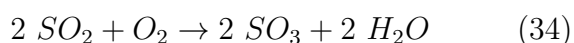
O.2.6 Saurer Regen

Entstehung: Wenn SO_2 in die Luft gelangt. Schwefelsäure ist eine Säure, die Sachen zerfrisst.

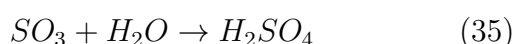
Verbrennung:



Entstehung Schwefeltrioxid:



Entstehung Schwefelsäure:



Reaktion Schwefelsäure:



Schweflige Säure:



O.2.7 Oktanzahl & Cetanzahl

Oktanzahl: Mass für den Widerstand gegen Selbstentzündung, Klopfestigkeit, bei Benzin.

Tiefe OZ: Hohe Zündwilligkeit

Hohe OZ: Geringe Zündwilligkeit

OZ = 0: n-Heptan; Hohe Zündwilligkeit

OZ = 100: Isooctan, 2,2,4-Trimethylpentan; Tiefe Zündwilligkeit

$$95\% = 5\% n - Heptan + 95\% Isooctan$$

Cetanzahl: Mass für den Widerstand gegen Selbstentzündung, Klopfestigkeit, bei Diesel.

Tiefe OZ: Geringe Zündwilligkeit

Hohe OZ: Hohe Zündwilligkeit

CZ = 0: Methylnaphthalin; Tiefe Zündwilligkeit

CZ = 100: Cetan, n-Hexadecan; Hohe Zündwilligkeit

$$51\% = 49\% Methylnaphthalin + 95\% Cetan$$

TODO vlt Formeln?

O.2.8 Raffination

Umwandlung von Verbindungen um einen höheren Verzweigungsgrad und Ungesättigtheitsgrad zu erlangen.

Isomerisieren: Reaktionen, die zu Isomeren der ursprünglichen Moleküle führen.

Reformieren: Cyclisieren und Abspalten und Wasserstoffatomen (to reform = neu bilden).

O.3 Kunststoffe

O.3.1 Polymere

- Polymere bestehen aus Makromolekülen.
- Makromoleküle bestehen aus Monomeren.

Grund, dass Polymere schmelzen und nicht ruckartig verflüssigen: Van der Waals-Kräfte und grosse Oberfläche der Makromolekülen.

O.3.2 Einteilung

O.3.2.1 Einteilung nach Struktur

Name	Verzweigung	Andere Eigenschaften
Thermoplast	linear	Schmelzbar & weich
Elastomer	2-D	Nicht schmelzbar
Duroplast	3-D	Nicht schmelzbar & hart

O.3.2.2 Einteilung nach Synthesart

Synthese	Produkte	Nebenprodukte
Polymerisation	Polymer	Nein
Polykondensation	Polyamide, Polyester	Ja, H_2O od. HX
Polyaddition	Polyaddukt	Nein

O.3.3 Polymerisation

Radikalische Polymerisation: Kettenreaktion, bei der sich *Monomere mit einer Doppelbindung* zu einem Polymer verbinden. *Radikale* dienen hier als "Katalysator", die die Doppelbindung aufheben.

Voraussetzungen



$R\cdot$ Startradikal (Aus Azobiisobutyronitril)

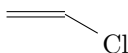
Heft anschauen

Wichtige Monomere

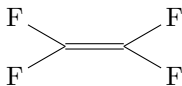
Ethen bei Plastiktaschen



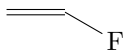
Polyvinylchlorid



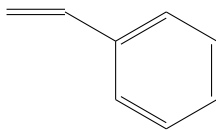
Polytetrafluorethen bei Pfannen



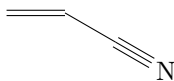
Polypropen



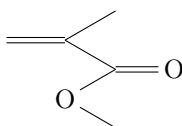
Polystyrol bei Styropor



Polyacrylnitril



Polymethylmethacrylat bei Plexiglas



O.3.4 Polykondensation

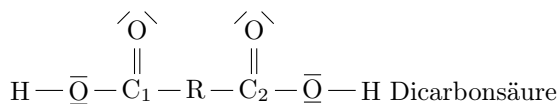
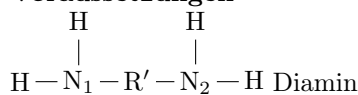
Verknüpfung von *Monomeren mit mindestens zwei funktionellen Gruppen*, die abgespalten werden, zu einem Makromolekül.

lekül. Eine Dicarbonsäure oder bei der Carbonsäureamidbildung ein Dicarbonsäurehalogenid spielt immer mit.

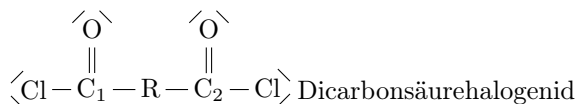
O.3.4.1 Carbonsäureamidbildung

Die Entstehung von *Polyamiden*. Voraussetzung ist immer *Diamin* und entweder Dicarbonsäure oder Dicarbonsäurehalogenide.

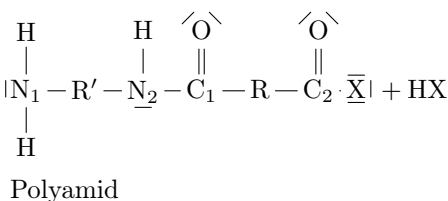
Voraussetzungen



oder



N_2 bindet sich mit C_1 und es bildet sich ein Polyamid, es spaltet sich ein HX ab.

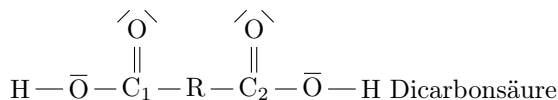
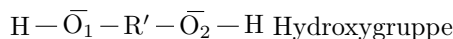


Amid-Bindung bei N_2 zu C_1 ; Kette wächst bei N_1 und C_2 .

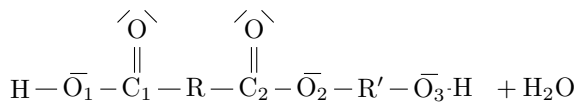
O.3.4.2 Esterbildung

Entstehung Polyester, wie zum Beispiel PET. Eine (Di) Carbonsäure wird mit einem Molekül das (Zwei) Ein Hydroxygruppe verknüpft, es entsteht dabei immer H_2O .

Voraussetzungen



O_2 und C_1 werden verbunden, es entsteht ein Polyester.



Es wiederholt sich von C_1 zu O_3 n-mal

O.3.5 Polyaddition

Mechanismus kommt nicht an der Prüfung.

O.3.6 Spezielle Materialien

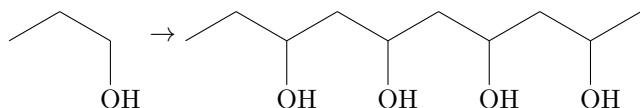
O.3.6.1 PLA (Polylactid)

Synthetische Polymere, die zu Polyester zählen (d. h. aus Hydroxygruppe und (Di-) Carbonsäure hergestellt), aus Milchsäuremolekülen.

O.3.6.2 PVA (Polyvinylalkohol)

Bedeutung: Wasserlöslicher Kunststoff, Krankenhaus.

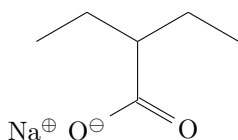
Struktur:



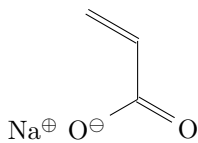
O.3.6.3 Superabsorber

Retrosynthese von Natriumpolyacrylat:

Natriumpolyacrylat



Natriumacrylat



Ein dreidimensionales Netzwerk entsteht, das besser Flüssigkeit aufnehmen kann.

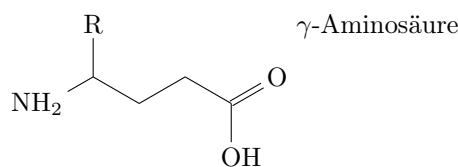
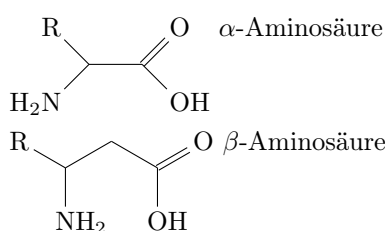
O.4 Aminosäuren und Proteine

O.4.1 Aminosäuren

O.4.1.1 Struktur

- Eine Carboxylgruppe $COOH$ (evtl. 2 bei geladenen Aminosäuren)
- Eine Aminogruppe NH_2 (evtl. 2 bei geladenen Aminosäuren) beim C_1 -Atom gebunden.
- Ein Aminosäuren-Rest beim C_1 -Atom

α , β , γ -**Aminosäure:** Die Aminogruppe NH_2 und der Aminosäurenrest $COOH$ sind beim 1. (α), 2. (β) oder 3. (γ) C-Atom ab der Carboxylgruppe gebunden.



$R: C_1$.

Optische Aktivität: C_α ist oft ein chirales Atom, darum tritt die optische Aktivität auf.

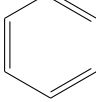
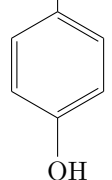
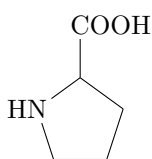
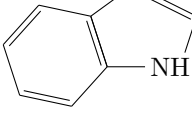
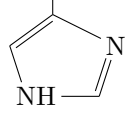
L- und D-Konfiguration: L: Leavus, D: Dexter; Konfiguration der Anordnung beim chiralen Atom. Z. B. L- α -Prolin.

O.4.1.2 Polarität und Ladung bei Seitenketten

Aminosäuren können anhand der Seitenketten in drei Klassen eingeteilt werden:

- Unpolare Seitenketten, lipophil
- Polare, ungeladene Seitenketten, hydrophil
- Polare, geladene Seitenketten

Unpolare Seitenketten: Seitenketten sind mehrheitlich C-Ketten und mit neutralen Atomen wie S-Atomen oder einem N-Atom. Können Van der Waals-Verbindungen eingehen.

Kürzel	Aminosäure	Rest	Kürzel	Aminosäure	Rest
Gly	Glycin	-	Cys	Cystein	$C_1 - SH$
Ala	Alanin	C_1	Ser	Serin	$C_1 - OH$
Val	Valin	$C_1 - C$ C	Thr	Threonin	$C_1 - OH$ C
Leu	Leucin	C_1 C - C C	Asn	Aspargin	C_1 CO - NH ₂
Ile	Isoleucin	$C_1 - C$ C C	Gln	Glutamin	C_1 C CO - NH ₂
Phe	Phenylalanin	C_1 	Tyr	Tyrosin	C_1 
Met	Methionin	C_1 C - S - C	Polare, geladene Seitenketten: Beinhalten u.a. NH , Doppelbindungen, $COOH$ oder Cyclopentan mit N . Ausnahme <i>Lys</i> , weil es so extrem lang ist.		
Pro	Prolin; Formel ist die ganze Aminosäure!				
Trp	Tryptophan	C_1 	Asp	Asparginsäure	C_1 COOH
			Glu	Glutaminsäure	C_1 C - COOH
			Lys	Lysin	C_1 C C C - H ₂
			His	Histidin	C_1 
			Arg	Arginin	C_1 C C NH - C(=NH) - NH ₂

Polare, ungeladene Seitenketten: Beinhalten u. a. CO , NH_2 , SH oder OH . Können Wasserstoffverbindungen eingehen.

Typ

Polar, Geladen
Polar, Ungeladen
Unpolar, Ungeladen

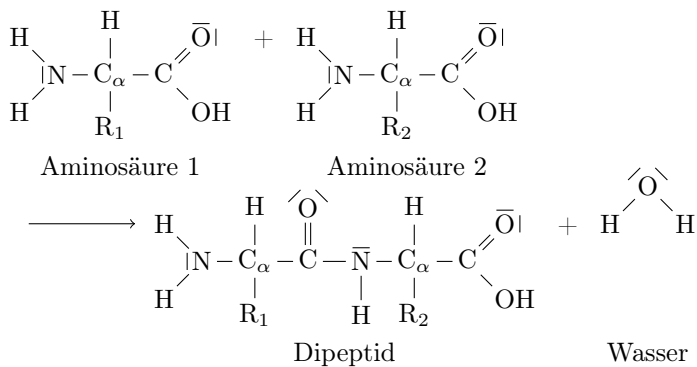
Seitenketten

NH , =, $COOH$, Cyclopentan+N
 CO , NH_2 , SH , OH
 C , S , N

O.4.2 Peptide

Peptide sind Verknüpfungen von Aminosäuren. Sie Verknüpfen die Carboxygruppe $COOH$ und die Aminogruppe NH_2 von zwei Aminosäuren und bilden somit einen Strang.

Name	Anzahl Aminosäurereste
Oligopeptid	$2 \leq n \leq 9$
Polypeptid	$10 \leq n \leq 100$
Eiweisse, Proteine	$n > 100$



$NHCO$ wird als Peptidbindung bezeichnet.

O.4.3 Proteine

Primärstruktur: *Polypeptid-Strang*, mehr als 100 Peptide werden in einem Strang zusammengebunden.

Sekundärstruktur: • α -Helix: Spirale

- β -Faltblatt: Einzelne Ebenen knicken ein; parallele und antiparallele Faltblätter (O-H-Verbindungen), antiparallele halten besser.

Tertiärstruktur: Loop der Peptidkette. Bsp: Hämoglobin.

Mit 💖 gemacht von Max Mathys 🦊

Schule: MNG Rämibühl

Jahr: 2016

Lehrerin: Antoniadis