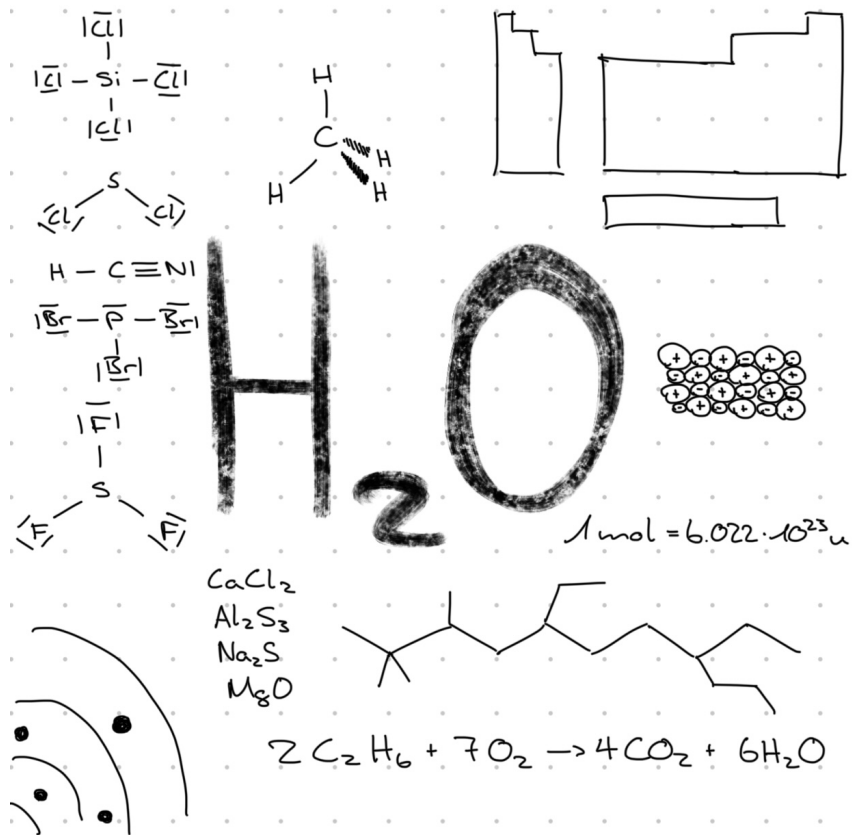


---

# Wissenschaften fürs Gymnasium

---



---

## Übersicht der Chemietheorie

---

# Inhaltsverzeichnis

<b>Vorwort</b>	<b>5</b>
0.1 Allgemein . . . . .	5
0.2 Formelverzeichnis . . . . .	5
0.3 Definitionen . . . . .	5
<b>1 Periodensystem</b>	<b>7</b>
<b>2 Darstellungen und Atommodelle</b>	<b>8</b>
2.1 Nuklid-Schreibweise . . . . .	8
2.2 Elektronenschreibweise . . . . .	8
2.3 Schalenmodell . . . . .	8
2.4 Kugelwolkenmodell . . . . .	8
<b>3 Strukturformeln</b>	<b>9</b>
<b>4 Chemische Bindungen</b>	<b>10</b>
4.1 Ionenbindung / Salz . . . . .	10
4.2 Elektronenpaarbindung / Molekül . . . . .	10
4.2.1 Zwischenmolekulare Kräfte . . . . .	11
4.3 Metallische Bindungen / Metall . . . . .	13
4.3.1 Legierung . . . . .	13
<b>5 Stöchiometrie</b>	<b>14</b>
5.1 Hinweise fürs Aufstellen von Reaktionsgleichungen . . . . .	14
5.2 Symbole, Einheiten und Formeln . . . . .	14
<b>6 Organische Chemie</b>	<b>15</b>
6.1 Nomenklatur . . . . .	15
6.2 Isomere . . . . .	15
6.3 Reaktionen und Enthalpien . . . . .	16
6.4 Kohlenwasserstoffe . . . . .	17
6.4.1 Alkane . . . . .	17
6.4.2 Alkene . . . . .	18
6.4.3 Alkine . . . . .	19
6.4.4 Benzen . . . . .	19
6.5 Funktionelle Gruppen . . . . .	20
6.5.1 Alkohole . . . . .	20
6.5.2 Aldehyde . . . . .	20
6.5.3 Carbonsäuren . . . . .	21
6.5.4 Ketone . . . . .	21
6.6 Anwendung von Ethanol (Trinkalkohol) . . . . .	22
6.6.1 Alkoholische Gärung . . . . .	22
6.6.2 Blutalkoholgehalt . . . . .	22
6.7 Eigenschaften und Verwendung von Alkoholen, Aldehyden, Ketonen und Carbonsäuren . . . . .	23
<b>7 Reaktionsgeschwindigkeit</b>	<b>25</b>
<b>8 Chemisches Gleichgewicht</b>	<b>27</b>
8.1 Massenwirkungsgesetz . . . . .	27
8.2 Beeinflussung von Gleichgewichten . . . . .	27
<b>9 Säuren und Basen</b>	<b>28</b>

9.1	Mehrprotonige Säuren und Basen . . . . .	28
9.2	pH-Wert . . . . .	28
9.3	Reaktionsgleichungen für Säure-Base-Reaktionen . . . . .	28
9.4	Titration . . . . .	29
9.5	Puffer . . . . .	30
<b>10</b>	<b>Redoxreaktionen</b>	<b>32</b>
10.1	Redoxgleichungen . . . . .	32
10.2	Anwendung der Redoxreaktionen . . . . .	32
10.2.1	Batterien . . . . .	32
10.2.2	Akkumulatoren . . . . .	33
10.2.3	Brennstoffzellen . . . . .	33
10.3	Korrosion . . . . .	34
<b>A</b>	<b>Anhang</b>	<b>35</b>
	Allgemeinwissen . . . . .	35
	Glossar . . . . .	36

## Abbildungsverzeichnis

0.3.1	Übersicht der Aggregatzustände . . . . .	5
1.1	Periodensystem . . . . .	7
4.2.1	Van-der-Waals-Kräfte zwischen Helium-Atomen . . . . .	11
4.2.2	Ladungsverteilung (in Bezug auf Dipol-Dipol-Kräften) . . . . .	12
4.2.3	Ladungsverteilung (in Bezug auf Dipol-Dipol-Kräften) . . . . .	12
7.1	Konzentrations-Zeit-Diagramm . . . . .	25
7.2	Reaktionsgeschwindigkeits-Zeit-Diagramm . . . . .	25
7.3	Enthalpie-Reaktionsverlaufs-Diagramm einer Reaktion mit und ohne Katalysator	26
9.4.1	Titrationkurven für die Titration von Essigsäure und Salzsäure mit Natronlauge	29
10.2.1	Aufbau: Zink-Kohle-Batterie . . . . .	33
10.2.2	Aufbau: Alkali-Mangan-Batterie . . . . .	33

## Tabellenverzeichnis

0.3.1	Gemische & Reinstoffe . . . . .	5
0.3.2	Elementarteilchen . . . . .	6
5.2.1	Einheiten und Formeln . . . . .	14
6.3.1	Verlauf der Halogenierung von Alkanen und Alkenen . . . . .	16
6.4.1	Alkane . . . . .	17
6.4.2	Alkene . . . . .	18
6.4.3	Alkine . . . . .	19
6.4.4	Benzene . . . . .	19
6.5.1	Alkohole . . . . .	20
6.5.2	Aldehyde . . . . .	20
6.5.3	Aldehyde . . . . .	21
6.5.4	Ketone . . . . .	21
9.1.1	Anzahl Protonen, die von Säuren abgegeben werden . . . . .	28
9.2.1	Methoden zur pH-Messung . . . . .	28

## Quellenverzeichnis

Compeer, Catrina (2023). *Unterrichtsnotizen*. Notizen aus dem Chemieunterricht. Zeitraum: 2023 - 2026.

Durandi, Werner (2022). *Formeln, Tabellen, Begriffe*. DMK, DPK, DCK.

## Vorwort

### 0.1 Allgemein

Übersicht der Chemietheorie mit Stoffumfang 4G bis 6G (Durandi 2022; Compeer 2023).

Stand: Kapitel „Redoxreaktionen“ (10), 03.04.2026

### 0.2 Formelverzeichnis

Kapitel **Stöchiometrie**:

- S.218 | Formeln, Einheiten, Konstanten
- S.219 | Konzentration

Kapitel **Organische Chemie**:

- S.224 | Bindungsenthalpien
- S.233 | Funktionelle Gruppen
- S.234ff | Organische Verbindungen

Kapitel **Chemisches Gleichgewicht**:

- S.219 | Massenwirkungsgesetz

Kapitel **Säuren und Basen**:

- S.220 | pH- und pOH-Wert
- S.248 | Säure-Basen-Reihe

Kapitel **Redoxreaktionen**:

- S.249f | Redoxreihe

### 0.3 Definitionen

Chemie: Lehre vom Aufbau, den Eigenschaften und der Umwandlung der Stoffe.

Physik: Lehre der Zustände der Stoffe und deren Zustandsänderungen.

#### Aggregatzustände

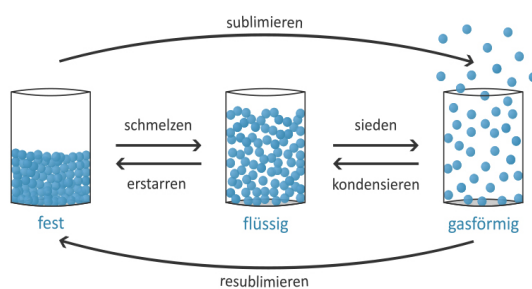


Abbildung 0.3.1: Übersicht der Aggregatzustände

#### Gemische & Reinstoffe

	Lösung	Lösung	Suspension	Emulsion
Gemisch ist:	homogen	homogen	heterogen	heterogen
Kombination	s in l	l in l	s in l	l in l
Beispiele	Zuckerwasser	Branntwein	Orangensaft	Milch

Tabelle 0.3.1: Gemische & Reinstoffe

**Elementarteilchen**

Elementarteilchen	Symbol	Masse	elektrische Ladung
Elektron	$e^-$	$\approx \frac{1}{2000}u$	+1
Proton	$p^+$	$\approx 1u$	-1
Neutron	$n^0$	$\approx 1u$	0

Tabelle 0.3.2: Elementarteilchen

**Enthalpie**

Wärme abgeben → exotherme Reaktion

Wärme aufnehmen → endotherme Reaktion

*„Aufgabenverzeichnis“ & „Informationen zum Chemieunterricht“ nicht vorhanden!*

# 1 Periodensystem

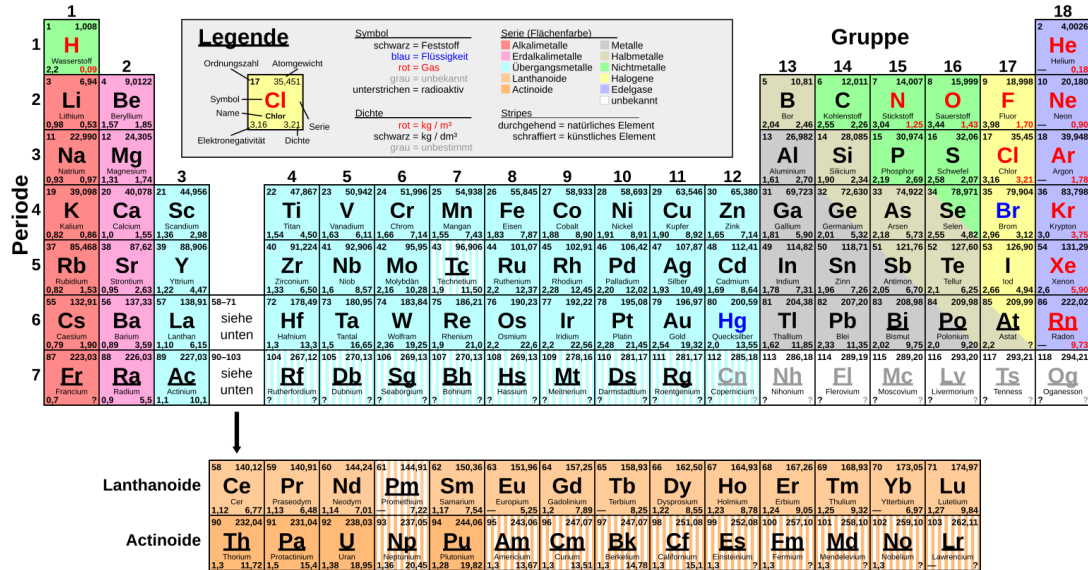


Abbildung 1.1: Periodensystem

Die **Zeilen** entsprechen der **Anzahl Valenzelektronen**.  
 Die **Spalten** entsprechen der **Anzahl Schalen**.  
 Die **Ordnungszahl** entsprechen der **Anzahl Elektronen**.

## Die wichtigsten Gruppen / Hauptgruppen

- Gruppe 1 / I: Alkalimetalle
- Gruppe 2 / II: Erdalkalimetalle
- Gruppe 17 / VII: Halogenide
- Gruppe 18 / VIII: Edelgase

Gruppe 12 - 16 / III - VI: Name entspricht dem ersten Element

Alle andere Gruppen sind die **Nebengruppen** (Übergangsmetalle).

## 2 Darstellungen und Atommodelle

### 2.1 Nuklid-Schreibweise

Ein Atomkern (Nuklid) wird durch die Anzahl seiner Protonen und Neutronen charakterisiert und wie folgt dargestellt:

$$\text{Symbol}_{\text{OZ}}^{\text{MZ}}$$

MZ: Massenzahl (rot im PSE)  $\hat{=}$  Anzahl  $p^+$  + Anzahl  $n^0$

OZ: Ordnungszahl (blau im PSE)  $\hat{=}$  Anzahl  $p^+$   $\hat{=}$  Anzahl  $e^-$

### 2.2 Elektronenschreibweise



Ein Punkt ( $\cdot$ ) entspricht einem Elektron und ein Strich ( $\bar{\quad}$ ) entsprechen zwei Elektronen.

### 2.3 Schalenmodell

Die Elektronen ordnen sich in konzentrischen Schalen um den Atomkern ( $Z^+$ ) an. Insgesamt kann man sieben Energiestufen unterscheiden. Sie werden mit den Nummer 1 bis 7 oder mit den Buchstaben K, L, M, N, O, P, Q bezeichnet.

Jede Schale ( $n$ ) kann nur eine begrenzte Zahl von Elektronen aufnehmen. Für die maximale Anzahl Elektronen ( $z$ ) einer Schale gilt die Beziehung  $z = 2 \cdot n^2$ .

Aufgrund der Anzahl Schalen nimmt der Atomdurchmesser innerhalb einer Gruppe zu und aufgrund der Anzahl Protonen nimmt der Atomdurchmesser innerhalb einer Periode ab.

### 2.4 Kugelwolkenmodell

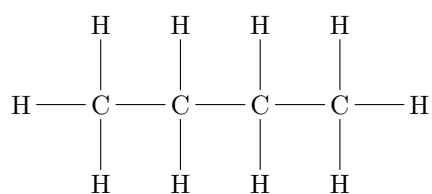
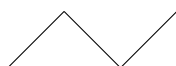
Eine Elektronenwolke kann höchstens 2 Elektronen enthalten. In der ersten Schale gibt es nur eine Elektronenwolke, in deren Zentrum sich der Kern befindet. Ab der zweiten Schale gibt es in der äussersten Schale maximal 4 Elektronenwolken (somit kann sie höchstens 8 Elektronen enthalten). Jede der 4 Elektronenwolken wird aufgrund der Abstossung der Elektronen zuerst einfach (mit 1 Elektron) besetzt. Erst ab dem 5. Elektron auf der Schale werden die Elektronenwolken doppelt (mit 2 Elektronen) besetzt. Die Elektronenwolken stossen sich gegenseitig ab und ordnen sich deshalb innerhalb der Schale so an, dass sie möglichst grossen Abstand voneinander haben.

### 3 Strukturformeln

Atome werden in verschiedenen Atommodellen dargestellt und mit Schreibweise vereinfacht schriftlich festgehalten. Moleküle jedoch werden in anderen Arten dargestellt. Gezeigt mit dem Beispiel von *Butan*.

**Name**

Butan

**Summenformel****Valenzstrichformel****Skelettformel****Gruppenformel**

## 4 Chemische Bindungen

### 4.1 Ionenbindung / Salz

**Elemente:** Metall + Nichtmetall

**Schmelz- und Siedetemperaturen:** Meist sehr hoch, fest bei Raumtemperatur.

**Verformbarkeit:** Nicht verformbar, hart und spröde.

**Elektrische Leitfähigkeit:** Nur Schmelzen oder wässrige Lösungen leiten den Strom. Feste Ionenverbindungen sind Nichtleiter.

Als Salze bezeichnet man Stoffe, die aus Ionen aufgebaut sind. Diese Ionen werden (fast) immer aus einem Metall und einem (oder mehreren) Nichtmetallen gebildet. Dabei bilden...

- ... Metalle positiv geladene Ionen (Kationen).  
Wobei einige Metalle (v.a. Übergangsmetalle) Ionen mit unterschiedlichen Ladungen bilden können.
- ... Nichtmetalle negativ geladene Ionen (Anionen).  
Wobei es durchaus vorkommen kann, dass mehrere Nichtmetall-Atome zusammen eine Ladung teilen. Obwohl Salze aus geladenen Ionen aufgebaut sind, sind sie in ihrer Gesamtheit elektrisch neutral. Das heisst, die Ladungen der Kationen und der Anionen heben sich gegenseitig auf.

Ionenladung bei Metallen:

- Bei (Hauptgruppen-)Metallen: stimmt mit der Gruppennummer überein.
- Bei Nichtmetallen: 8 - Gruppennummer

#### Namen einatomiger Ionen

- Fluorid  $\rightarrow \text{F}^-$
- Chlorid  $\rightarrow \text{Cl}^-$
- Bromid  $\rightarrow \text{Br}^-$
- Iodid  $\rightarrow \text{I}^-$
- Oxid  $\rightarrow \text{O}^{2-}$
- Sulfid  $\rightarrow \text{S}^{2-}$
- Nitrid  $\rightarrow \text{N}^{3-}$
- Phosphid  $\rightarrow \text{P}^{3-}$

#### Namen von Molekül-Ionen

- Sulfat  $\rightarrow \text{SO}_4^{2-}$
- Nitrat  $\rightarrow \text{NO}_3^-$
- Phosphat  $\rightarrow \text{PO}_4^{3-}$
- Chlorat  $\rightarrow \text{ClO}_3^-$
- Carbonat  $\rightarrow \text{CO}_3^{2-}$
- Hydrogencarbonat  $\rightarrow \text{HCO}_3^-$
- Hydroxid  $\rightarrow \text{OH}^-$
- Ammonium  $\rightarrow \text{NH}_4^+$

### 4.2 Elektronenpaarbindung / Molekül

**Elemente:** Nichtmetall + Nichtmetall

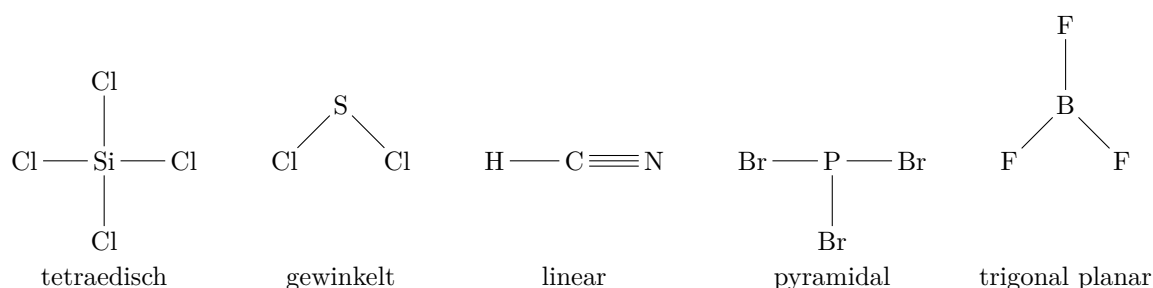
**Schmelz- und Siedetemperaturen:** Meist niedrig, viele gasförmig oder flüssig bei Raumtemperatur.

**Verformbarkeit:** -

**Elektrische Leitfähigkeit:** Nichtleiter.

Die Gitterenergie nimmt zu, je stärker die Ionen geladen sind und je kleiner der Ionenradius ist. Dies führt zu höheren Schmelzpunkten. Stärkere Ionenbindungen bedeuten eine höhere Gitterenergie und Schmelztemperatur.

## Molekülgeometrie



## 4.2.1 Zwischenmolekulare Kräfte

## Van-der-Waals-Kräfte

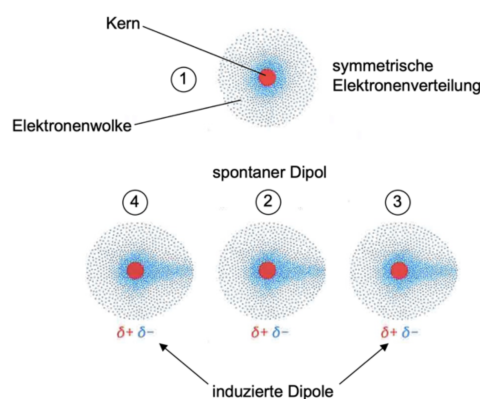


Abbildung 4.2.1: Van-der-Waals-Kräfte zwischen Helium-Atomen

1. Im Normalzustand ist die Ladung symmetrisch verteilt. D.h., die Ladungsschwerpunkte des positiven Kerns und der negativen Elektronen fallen zusammen, so dass das Atom keinen Dipol hat.
2. Da die Elektronen ständig in Bewegung sind, befinden sich entsprechend mehr Elektronen auf der (bspw.) rechten Seite als auf der linken. So wird der Kern auf der linken Seite temporär entblösst. Dadurch entsteht auf der rechten Seite eine negative ( $\delta^-$ ) und auf der linken Seite des Helium-Atoms eine positive ( $\delta^+$ ) Partialladung.  
Durch diese unausgeglichene Ladungsverteilung hat das Helium-Atom nun einen schwachen *spontanen Dipol*.
3. Der negative Ladungsüberschuss ( $\delta^-$ ) von den Elektronen des Helium-Atoms (2) stossen die Elektronen des Helium-Atoms (3) ab. So verschiebt sich die Elektronenwolke (in 3) nach rechts.
4. Dieses Helium-Atom wird vom positiven Ladungsüberschuss ( $\delta^+$ ) des Helium-Atoms (2) angezogen. So verschiebt sich die Elektronenwolke (in 4) ebenfalls nach rechts.

So entstehen die *induzierten Dipole*. Zwischen induzierten und spontanen Dipolen kommt es zur Van-der-Waals-Anziehung. Da die Dipole kurzlebig, nicht stark-anziehend und ständig bewegend sind, ist die resultierende zwischenmolekulare Kraft entsprechend klein. Je grösser das Molekül, desto grösser summieren sich die Kräfte.

Merksätze:

- Die VdW-Kraft ist die elektrostatische Anziehung zwischen temporären Dipolen.
- Die VdW-Kraft wirkt zwischen allen Molekülen und Atomen.
- Die Stärke der VdW-Kraft steigt mit der Elektronenanzahl. Falls die Elektronenzahl gleich ist, nimmt die VdW-Kraft mit der Teilchenoberfläche zu.

### Dipol-Dipol-Kräfte

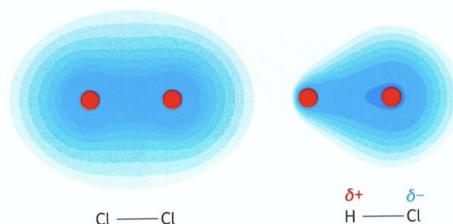


Abbildung 4.2.2: Ladungsverteilung (in Bezug auf Dipol-Dipol-Kräften)

Atome ziehen Fremdelektronen, d.h. Elektronen von anderen Atomen, unterschiedlich stark an. Diese Eigenschaft eines Atoms nennt man Elektronegativität (EN). Wenn die  $\Delta EN$  kleiner als 0.5 ist, sind die Moleküle unpolar. Wenn die  $\Delta EN$  grösser als 0.5 ist, ist die Bindung polar. In unpolaren Bindungen ist die bindende Elektronenwolke symmetrisch zwischen beiden Atomrümpfen verteilt. In polaren Bindungen ist jedoch die bindende Elektronenwolke zu demjenigen Atomrumpf mit der grösseren Elektronegativität hin verschoben.

Je grösser die Polarität (messbar durch  $\Delta EN$ ), desto stärker sind die Bindungsdipole. Je grösser das Gesamtdipol eines Moleküls, umso stärker die Dipol-Dipol-Kräfte.

Merksätze:

- Die Dipol-Dipol-Kraft ist die elektrostatische Anziehung zwischen permanenten Dipolen.
- Je grösser das Gesamtdipol eines Moleküls, umso stärker ist die Dipol-Dipol-Kraft.

### Wasserstoffbrücken

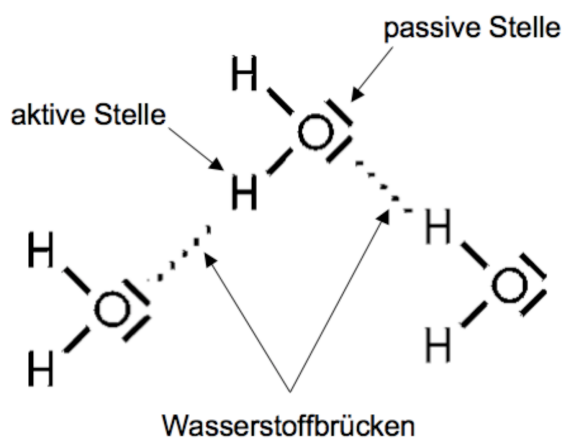


Abbildung 4.2.3: Ladungsverteilung (in Bezug auf Dipol-Dipol-Kräften)

Moleküle mit H-F-, H-O- und H-N-Bindungen können Wasserstoffbrücken ausbilden. Die F-, O- und N-Atome ziehen die Bindungselektronen (wegen ihrer besonders hohen Elektronegativität) so weit zu sich heran, dass am Wasserstoff-Atom eine hohe positive Partialladung entsteht (das Proton im Kern ist weitgehend vom Elektron entblösst).

Solche Wasserstoff-Atome nennt man *aktive Stellen* für Wasserstoffbrücken. Stellen, an denen sich die polarisierten Wasserstoff-Atome anlagern können, nennt man *passive Stellen* für Wasserstoffbrücken. Es handelt sich dabei um einsame (freie) Elektronenpaare an F-, O- oder N-Atomen (sofern diese Atome permanent negative Pole sind!). So können sich zwischen den Wasserstoff-Atomen und den freien Elektronenpaaren von F-, O- oder N-Atomen benachbarter Moleküle Wasserstoffbrücken bilden.

Merksätze:

- Wasserstoffbrücken sind die elektrostatische Anziehung zwischen:
  1. einem Wasserstoffatom (an ein F-, O- oder N-Atom gebunden).
  2. einem freien Elektronenpaar (eines stark elektronegativen F-, O- oder N-Atoms).
- Wasserstoffbrücken sind die stärksten zwischenmolekularen Kräfte.

### **Schmelz- bzw. Siedetemperaturen in Zusammenhang mit den zwischenmolekularen Kräften**

Moleküle mit stärkeren zwischenmolekularen Kräften (z.B. Wasserstoffbrücken) haben höhere Schmelz- und Siedepunkte. Unpolare Moleküle mit VdW-Kräften weisen niedrigere Schmelz- und Siedepunkte auf.

## **4.3 Metallische Bindungen / Metall**

**Elemente:** Metall + Metall

**Schmelz- und Siedetemperaturen:** Meist hoch, fast alle fest bei Raumtemperatur.

**Verformbarkeit:** Meist gut verformbar.

**Elektrische Leitfähigkeit:** Gute elektrische Leiter.

Die positiven Atomrümpfe bilden ein Gitter, das durch die frei beweglichen Valenzelektronen zusammengehalten wird.

Eigenschaft von Metallen auf Modellebene: elektrische Leitfähigkeit im festen und flüssigen Zustand, Wärmeleitfähigkeit, Duktilität (Verformbarkeit) und metallischer Glanz.

### **4.3.1 Legierung**

Eigenschaften von Legierungen

- Erhöhung der Härte u. Korrosionsbeständigkeit
- Erniedrigung der Schmelzpunkt
- Verbesserung der mechanischen, elektrischen und magnetischen Eigenschaften

#### **Substitutionslegierung**

Die Atome des neu hinzugekommenen Metalls nehmen den Platz einiger Metalle von ähnlichem Radius ein.

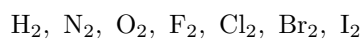
#### **Interstitielle Legierung**

Die Atome des neu hinzukommenden Elements passen in die Zwischenräume des Gitters.

## 5 Stöchiometrie

### 5.1 Hinweise fürs Aufstellen von Reaktionsgleichungen

Formeln biatomarer Moleküle



Substanzen fürs vollständig Verbrennen



Nachweisreaktion für Wasser und Kohlenstoffdioxid

- Wasser reagiert mit weissem Kupfersulfat zu blauen Kupfersulfat
- Kohlenstoffdioxid reagiert mit Kalkwasser zu Kalk, der als weisslicher Feststoff ausfällt und die Lösung trübt.

### 5.2 Symbole, Einheiten und Formeln

Name	Symbol	Einheit	Formel
Stoffmenge	$n$	mol	$n = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A} = \frac{V}{V_m}$
Anzahl	$N$	-	$N = n \cdot N_A$
Avogadro-Konstante	$N_A$	$\text{mol}^{-1}$	$6.022 \cdot 10^{23} \text{mol}^{-1}$
Masse	$m$	$g$	$m = n \cdot M$
Molare Masse	$M$	$g/\text{mol}$	s. PSE
Volumen	$V$	$L$	$V = n \cdot V_m$
Molare Volumen	$V_m$	$L/\text{mol}$	$22.414 L/\text{mol}^{-1}$

Tabelle 5.2.1: Einheiten und Formeln

## 6 Organische Chemie

Definition der organischen Chemie: Chemie der Kohlenstoffverbindungen.

### Eigenschaften

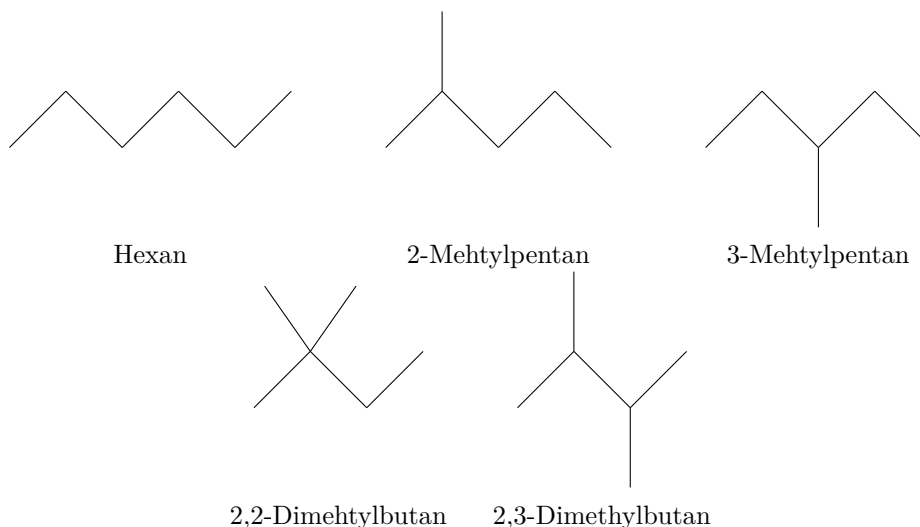
- thermisch instabil
- zahlreiche sind brennbar
- häufige Elemente: C, S, P, H, N, O, F, Cl, Br, I
- Unpolare Moleküle (in Wasser nicht löslich, in unpolaren Stoffen (z.B. Diesel) löslich)
- kurzkettige Alkane sind leicht entzündlich
- Reaktion mit Sauerstoff setzt reichlich Energie frei
- Bei Raumtemperatur: Gasförmig bis C-4, flüssig ab C-5, fest ab C-17

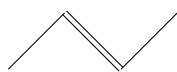
### 6.1 Nomenklatur

1. Längste durchlaufende Kette suchen und benennen.
2. Kette so durchnummerieren, dass die Verknüpfungsstellen der Seitenketten möglichst kleine Zahlen erhalten.
3. Seitenketten benennen und den Namen der längsten Kette voranstellen.
  - Seitenkette mit 1 C-Atom: Methyl (-CH<sub>3</sub>)
  - Seitenkette mit 2 C-Atom: Ethyl (-CH<sub>2</sub>-CH<sub>3</sub>)
  - Seitenkette mit 3 C-Atom: Propyl (-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>3</sub>)
4. Anzahl der gleichen Seitenketten bestimmen und den entsprechenden Namen voranstellen.
  - Zwei Seitenketten: di-
  - Drei Seitenketten: tri-
  - Vier Seitenketten: tetra-
5. Positionen der Verknüpfungsstellen den entsprechenden Namen voranstellen.

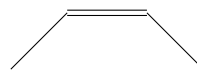
### 6.2 Isomere

#### Konstitutionsisomere



**(Z)-(E)-Isomere**

(Z)-2-Buten



(E)-2-Buten

**Eigenschaften**

Siedetemperatur:

- Schritt: Länge  
Je länger, desto höher der Siedepunkt.
- Schritt: Konstitutionsisomere  
Wenn gleich lang: je „mehr“ Oberfläche (z.B.: n-Heptan) desto höher der Siedepunkt.

Viskosität:

- Schritt: Länge  
Je länger, desto viskoser.
- Schritt: Konstitutionsisomere  
Verzweigte Moleküle sind weniger viskos als unverzweigte.

Bedingung: Doppelbindung darf nicht am Anfang od. Ende sein.

Gemeinsamkeiten: Gleiche Summenformel und gleiche Verknüpfung.

Unterschiede: Unterschiedliche räumliche Anordnung.

**6.3 Reaktionen und Enthalpien****Berechnung:** Reaktionsenthalpien aus Bindungsenthalpien

$$\Delta H_r^0 = \Sigma (\text{Bindungsenthalpien Produkte}) - \Sigma (\text{Bindungsenthalpien Edukte})$$

**Halogenierung:** Reaktion der Alkane

- Startreaktion
- Reaktionskette
- Abbruchreaktion

	Alkane	Alkene
Reaktionsbedingungen	benötigt Licht	X
Spaltung der Halogen-Bindung	homolythisch	heterolythisch
Anzahl der Produkte	2 + Nebenprodukt	1
Anzahl Halogen-Atome im Produkt	1 (Substitution)	2 (Addition)
Lage Halogen-Atoms im Produkts	zufällig	an „C-“ der Doppelbindung
Reaktionsmechanismus	radikale Substitution	elektrophile Addition

Tabelle 6.3.1: Verlauf der Halogenierung von Alkanen und Alkenen

**Halogenalkane**

Eigenschaften: lipophil (fettlöslich), Erhöhung der Siedetemperatur (wenn Wasserstoffatom mit Halogenatom ersetzen), Zunahme Reaktionsträgheit (steigender Anteil der Halogen-Atome)

Keine Verwendung, weil giftig und kanzerogen.

**6.4 Kohlenwasserstoffe****6.4.1 Alkane**Allgemeine Summenformel:  $C_nH_{2n+2}$ 


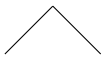



Alkan	Valenzstrichformel	Skelettformel	Gruppenformel
Methan	$  \begin{array}{c}  \text{H} \\    \\  \text{H} - \text{C} - \text{H} \\    \\  \text{H}  \end{array}  $		$\text{CH}_4$
Ethan	$  \begin{array}{c}  \text{H} \quad \text{H} \\    \quad   \\  \text{H} - \text{C} - \text{C} - \text{H} \\    \quad   \\  \text{H} \quad \text{H}  \end{array}  $		$(\text{CH}_3)_2$
Propan	$  \begin{array}{c}  \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\    \quad   \quad   \\  \text{H} - \text{C} - \text{C} - \text{C} - \text{H} \\    \quad   \quad   \\  \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H}  \end{array}  $		$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$
Butan	$  \begin{array}{c}  \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\    \quad   \quad   \quad   \\  \text{H} - \text{C} - \text{C} - \text{C} - \text{C} - \text{H} \\    \quad   \quad   \quad   \\  \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H}  \end{array}  $		$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{CH}_3$
Pentan	$  \begin{array}{c}  \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\    \quad   \quad   \quad   \quad   \\  \text{H} - \text{C} - \text{C} - \text{C} - \text{C} - \text{C} - \text{H} \\    \quad   \quad   \quad   \quad   \\  \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H}  \end{array}  $		$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{CH}_3$
Hexan	$  \begin{array}{c}  \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\    \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \\  \text{H} - \text{C} - \text{C} - \text{C} - \text{C} - \text{C} - \text{C} - \text{H} \\    \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \\  \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H}  \end{array}  $		$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}_3$

Tabelle 6.4.1: Alkane

## 6.4.2 Alkene

Allgemeine Summenformel:  $C_nH_{2n}$ 

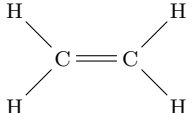

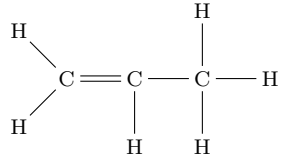
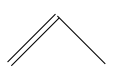
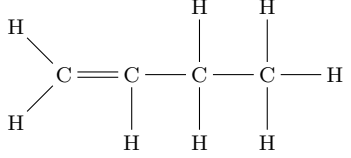
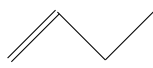
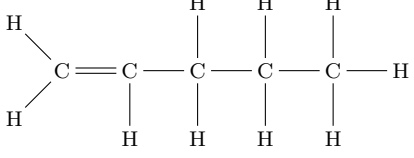

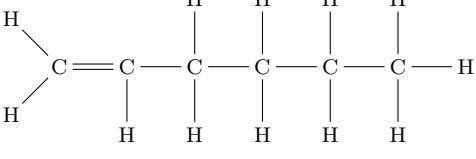
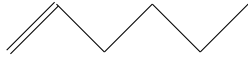
Alken	Valenzstrichformel	Skelettformel	Gruppenformel
Methen			nicht möglich
Ethen			$(CH_2)_2$
Propen			$CH_2CHCH_3$
Buten			$CH_2CHCH_2CH_3$
Penten			$CH_2CH(CH_2)_2CH_3$
Hexen			$CH_2CH(CH_2)_3CH_3$

Tabelle 6.4.2: Alkene

**6.4.3 Alkine**Allgemeine Summenformel:  $C_nH_{2n-2}$ 


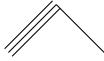
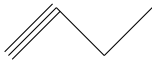

Alkin	Valenzstrichformel	Skelettformel	Gruppenformel
Methin			nicht möglich
Ethin	$H - C \equiv C - H$		$(CH)_2$
Propin	$H - C \equiv C - \begin{array}{c} H \\   \\ C - H \\   \\ H \end{array}$		$CHCCH_3$
Butin	$H - C \equiv C - \begin{array}{c} H & H \\   &   \\ C - & C - H \\   &   \\ H & H \end{array}$		$CH_2CCH_2CH_3$
Pentin	$H - C \equiv C - \begin{array}{c} H & H & H \\   &   &   \\ C - & C - & C - H \\   &   &   \\ H & H & H \end{array}$		$CHC(CH_2)_2CH_3$

Tabelle 6.4.3: Alkine

**6.4.4 Benzen**

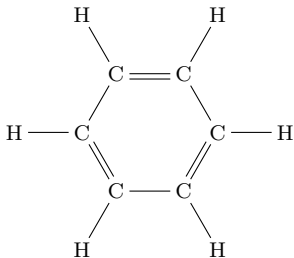
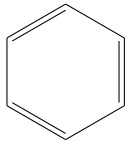
Benzen	Valenzstrichformel	Skelettformel	Gruppenformel
Benzen			$(CH)_6$

Tabelle 6.4.4: Benzene

Es gibt Benzen-Variationen, bei denen schlicht die Anhänge an den C-Atomen variieren. Beispiel: Methylbenzen, Ethylbenzen, etc.

## 6.5 Funktionelle Gruppen

## 6.5.1 Alkohole

Alkohole	Valenzstrichformel	Skelettformel	Gruppenformel
Methanol	$  \begin{array}{c}  \text{H} \\    \\  \text{H} - \text{C} - \text{O} \\    \quad   \\  \text{H} \quad \text{H}  \end{array}  $		$\text{CH}_3\text{OH}$
Ethanol	$  \begin{array}{c}  \text{H} \quad \text{H} \\    \quad   \\  \text{H} - \text{C} - \text{C} - \text{O} \\    \quad   \quad   \\  \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H}  \end{array}  $		$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
Propanol	$  \begin{array}{c}  \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\    \quad   \quad   \\  \text{H} - \text{C} - \text{C} - \text{C} - \text{O} \\    \quad   \quad   \quad   \\  \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H}  \end{array}  $		$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{OH}$

Tabelle 6.5.1: Alkohole

## 6.5.2 Aldehyde

Aldehyde	Valenzstrichformel	Skelettformel	Gruppenformel
Methanal	$  \begin{array}{c}  \text{O} \\  // \\  \text{H} - \text{C} \\  \backslash \\  \text{H}  \end{array}  $		$\text{CH}_2\text{O}$
Ethanal	$  \begin{array}{c}  \text{H} \quad \text{O} \\    \quad // \\  \text{H} - \text{C} - \text{C} \\    \quad \backslash \\  \text{H} \quad \text{H}  \end{array}  $		$\text{CH}_3\text{CO}$
Propanal	$  \begin{array}{c}  \text{H} \quad \text{H} \quad \text{O} \\    \quad   \quad // \\  \text{H} - \text{C} - \text{C} - \text{C} \\    \quad   \quad \backslash \\  \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H}  \end{array}  $		$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CO}$

Tabelle 6.5.2: Aldehyde

## 6.5.3 Carbonsäuren

Carbonsäure	Valenzstrichformel	Skelettformel	Gruppenformel
Methansäure			HCOOH
Ethansäure			CH <sub>3</sub> COOH
Propansäure			CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> COOH
Butansäure			CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> COOH

Tabelle 6.5.3: Aldehyde

## 6.5.4 Ketone

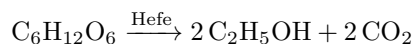
Propanon			CH <sub>3</sub> COCH <sub>3</sub>
Butanon			CH <sub>3</sub> COCH <sub>2</sub> CH <sub>3</sub>

Tabelle 6.5.4: Ketone

## 6.6 Anwendung von Ethanol (Trinkalkohol)

### 6.6.1 Alkoholische Gärung

Gärung:



Nachweismethode für...

- ... Ethanol: Brennprobe
- ... Kohlenstoffdioxid: Kalkwasserprobe

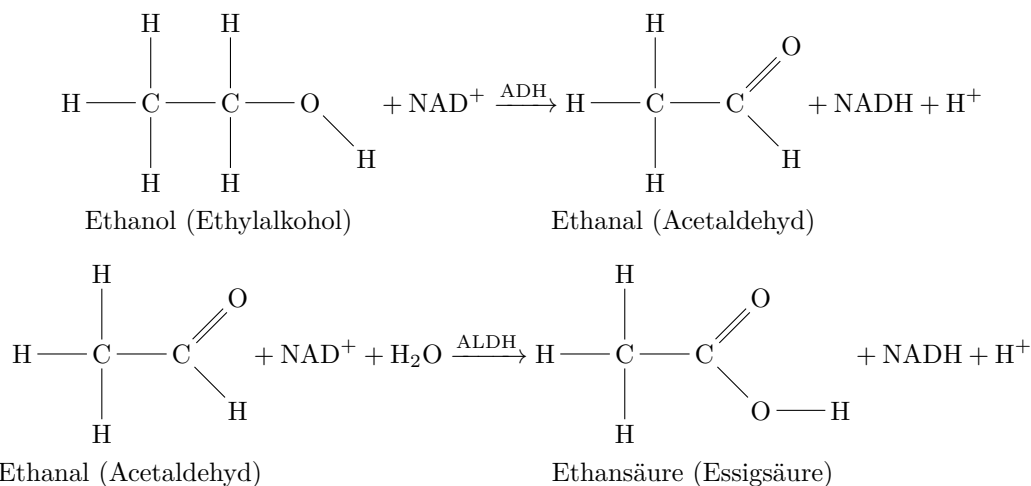
### 6.6.2 Blutalkoholgehalt

Formel:

$$\text{Getrunkene Alkoholmenge [g]} = V [\text{ml}] \cdot \frac{\text{Vol-\%}}{100} \cdot 0.79 \rho \left[ \frac{\text{g}}{\text{ml}} \right]$$

$$\text{Promille} = \frac{\text{Getrunkene Alkoholmenge [g]}}{\text{Körpergewicht [kg]} \cdot \text{Konstante } 0.68_{\text{Mann}} \vee 0.55_{\text{Frau}}}$$

Enzymatischer Abbau:



Wirkung der Abbauprodukte:

- Methanol: Bildung von giftigem, Kopfschmerz auslösendem Formaldehyd in der Leber.
- Ethanol: Weiter der Blutgefässe durch Ethanol → Reizung von Schmerzrezeptoren in den Gefässwänden + Bildung von giftigem Kopfschmerz auslösendem Acetaldehyd in der Leber.

## 6.7 Eigenschaften und Verwendung von Alkoholen, Aldehyden, Ketonen und Carbonsäuren

Verwendung	Eigenschaft
<b>Alkohole</b>	
1. Trinkalkohol	• farblose Flüssigkeit
2. Desinfektionsmittel	• keimabtötend (d.h. 2. und 3.)
3. Konservierungsmittel	• hypophil (rot; polar) und lipophil (blau; unpolar) (d.h. 4.)
4. Lösungsmittel (putzen)	
5. Treib- und Brennstoff	• brennbar (d.h. 5.)

Bestimmte Beispiele:

- Ethan-1,2-diol (Glykol): Frostschutzmittel für Kühlwasser vom Motor
- Propan-1,2,3-triol (Glycerin): Grundbaustein aller Öle und Fette / Feuchthaltemittel für Zahnpaste und Creme
- Propan-2-ol: Scheibenwischanlage (Reinigungsmittel)

Nachweisreaktionen:

- Anzünden, da Alkohol (v.a. Ethanol) brennen würde
- in Wasser lösen, da sie sich nicht vermischen
- Siedepunkt ermitteln (bei Alkanen, niedriger VdW; bei Alkohol, mehr H-Brücken)

### Aldehyde, Ketone

- Aromastoff in Schokolade, Backware, Vanillinzucker (Vanillin)
  - Zur Synthese von Arzneistoffen und Duftstoffen (Anisaldehyd)
  - Wird in Backwaren als künstliches Bittermandelöl verwendet. (Benzaldehyd)
  - Präparationsmittel, wenn es in Wasser gelöst ist. (Methanal)
  - Farb- und Geruchsstoffen, Arzneien und synthetischem Kautschuk. (Acetaldehyd / Ethanal)
  - Lösungsmittel für Lacke, Harze, Klebstoffe. (Aceton / Propanon)
- Sdp höher als vgl. Alkane, aber tiefer als vgl. Alkohole
  - Erste Glieder der homologen Reihen gut wasserlöslich

### Carbonsäure

- stechender Geruch (Methansäure / Ameisensäure)
- stechender Geruch, Würz-, Nahrungs- und Desinfektionsmittel (Ethansäure / Essigsäure)
- stechender Geruch, Konservierungsmittel, Ausgangsstoff für Aroma-, Duft- und Kunststoffe (Propansäure / Propionsäure)
- stechender Geruch (Butansäure / Buttersäure)
- gute Wasserlöslichkeit
- schlechte (bis keine) Wasserlöslichkeit ab Pentansäure

## 7 Reaktionsgeschwindigkeit

Abbildung 7.1: Konzentrations-Zeit-Diagramm

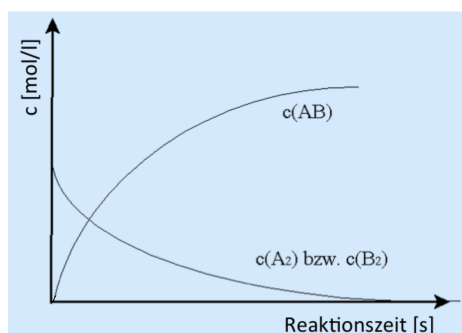
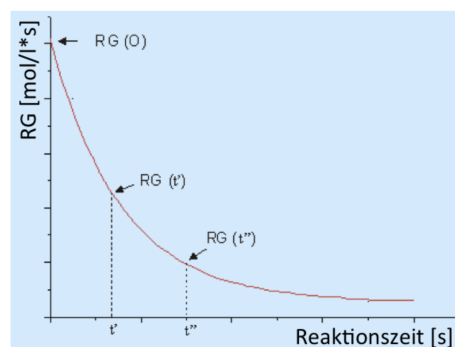


Abbildung 7.2: Reaktionsgeschwindigkeits-Zeit-Diagramm



### Einfluss verschiedener Parameter auf die Reaktionsgeschwindigkeit

**Konzentration:** Die Reaktionsgeschwindigkeit nimmt mit der Konzentration der Edukte zu.

*Im Kollisionsmodell: Je grösser die Konzentration ist, umso mehr Teilchen sind in einem bestimmten Volumen vorhanden. Dies erhöht die Wahrscheinlichkeit für einen wirksamen Zusammenstoss und somit die Reaktionsgeschwindigkeit.*

**Zerteilungsgrad:** Bei Reaktionen zwischen Stoffen in verschiedenen Phasen nimmt die Reaktionsgeschwindigkeit mit dem Zerteilungsgrad zu.

*Im Kollisionsmodell: Je grösser die Oberfläche, umso mehr Reaktionen können gleichzeitig ablaufen. Dies erhöht die Reaktionsgeschwindigkeit.*

**Temperatur:** Mit steigender Temperatur nimmt der Anteil an Teilchen mit der notwendigen Mindestenergie zu. Dadurch ereignen sich mehr wirksame Zusammenstösse und die Reaktionsgeschwindigkeit nimmt zu.

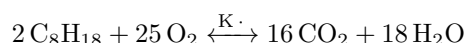
*Im Kollisionsmodell: Eine höhere Temperatur bedeutet eine höhere mittlere Geschwindigkeit der Teilchen. Der genannte Einfluss der Temperatur auf die Reaktionsgeschwindigkeit muss also mit der Geschwindigkeit beziehungsweise mit der kinetischen Energie der Teilchen zusammenhängen.*

### RGT-Regel

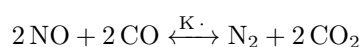
Bei vielen Reaktionen bewirkt eine Temperaturerhöhung um 10°C etwa eine Verdoppelung der Reaktionsgeschwindigkeit. Man bezeichnet diesen Zusammenhang als Reaktionsgeschwindigkeits-Temperatur-Regel, kurz RGT-Regel, welche auch auf grosse chemische und biochemische Systeme angewandt werden kann.

### Katalysierte Reaktionen / Funktion der Lambda-Sonde im Abgaskatalysator

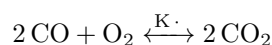
1. Unverbrannte Kohlenwasserstoffe (z.B.  $C_xH_y$ ) werden zu Kohlenstoffdioxid und Wasser verbrannt.



2. Stickoxide  $NO_x$  reagieren mit Kohlenstoffmonoxid zu Stickstoff und Kohlenstoffdioxid.



3. Kohlenstoffmonoxid (CO) wird zu Kohlenstoffdioxid verbrannt.



**Katalysator auf Reaktionsgeschwindigkeit**

Die Wirkung eines Katalysators beruht meist darauf, dass er mit einem der Edukte eine oder mehrere Zwischenverbindungen bildet. Das ermöglicht einen neuen Reaktionsweg mit einer niedrigeren Aktivierungsenthalpie. Aufgrund der herabgesetzten Aktivierungsenthalpie hat bei gegebener Temperatur ein grösserer Anteil der Teilchen die Mindestenergie für einen wirksamen Zusammenstoss. Die Gesamtreaktion verläuft somit schneller.

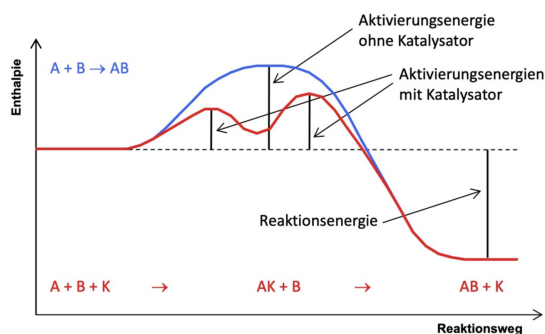


Abbildung 7.3: Enthalpie-Reaktionsverlaufs-Diagramm einer Reaktion mit und ohne Katalysator

Ein Katalysator führt die Edukte über einen anderen Reaktionsweg mit einer kleineren Aktivierungsenthalpie zu den Produkten.

## 8 Chemisches Gleichgewicht

Ein chemisches Gleichgewicht und seine Einstellung weisen einige Gemeinsamkeiten mit dem Füllen eines löchrigen Eimers auf.

Zu hoher Wasserstand:

Abfluss ist stärker als Zufluss, Wasserspiegel sinkt

Zu niedriger Wasserstand:

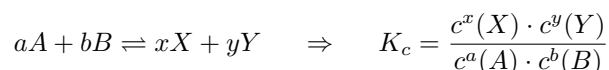
Abfluss ist schwächer als Zufluss, Wasserspiegel steigt

Gleichgewicht:

Abfluss ist ebenso stark wie Zufluss, Wasserspiegel bleibt gleich

### 8.1 Massenwirkungsgesetz

Das Massenwirkungsgesetz (MWG) ist eine mathematische Beschreibung der Lage des Gleichgewichts. Anhand des MWG's kann man ablesen, „wo“ sich das Gleichgewicht in der Reaktion befindet. Es gibt also an, ob im Gleichgewicht viele Edukte oder viele Produkte vorhanden sind.



Das MWG beschreibt die Lage des Gleichgewichts:

$K < 1$  GGW liegt links  $c(\text{Edukte}) > c(\text{Produkte})$

$K > 1$  GGW liegt rechts  $c(\text{Edukte}) < c(\text{Produkte})$

### 8.2 Beeinflussung von Gleichgewichten

Prinzip von Le Châtelier: Übt man auf ein im Gleichgewicht befindliches System durch Änderung der äusseren Bedingungen einen Zwang aus, so verschiebt sich das Gleichgewicht derart, dass es dem äusseren Zwänge ausweicht.

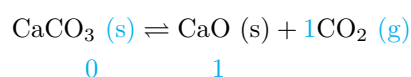
Konzentration:

Die Erhöhung der Konzentration eines Eduktes (GGW nach rechts) / Produktes (GGW nach links) stellt einen Zwang dar. Um diesem Zwang auszuweichen, d.h. die Konzentrationserhöhung zumindest teilweise rückgängig zu machen, wird das System Edukte / Produkte verbrauchen, indem es sie in Produkt / Edukt umwandelt.

Temperatur:

Eine Temperaturänderung stellt einen Zwang dar, dem das System ausweicht. Allgemein gilt, dass eine Temperaturerniedrigung die exotherme Reaktion begünstigt (GGW rechts), und eine Temperaturerhöhung begünstigt die endotherme Reaktion (GGW links).

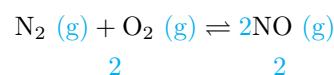
Druck: (Beispiel)



0

1

GGW rechts



2

2

es passiert nichts

## 9 Säuren und Basen

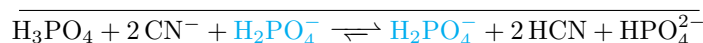
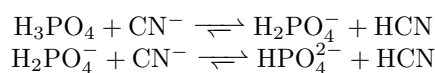
### 9.1 Mehrprotonige Säuren und Basen

Phosphorsäure	$\text{H}_3\text{PO}_4$	3	$\text{PO}_4^{3-}$	Phosphat
Kohlensäure	$\text{H}_2\text{CO}_3$	2	$\text{CO}_3^{2-}$	Carbonat
Schwefelsäure	$\text{H}_2\text{SO}_4$	2	$\text{SO}_4^{2-}$	Sulfat

Tabelle 9.1.1: Anzahl Protonen, die von Säuren abgegeben werden

#### Protonen auf der Säure-Base-Reihe

Phosphorsäure reagiert mit Kaliumcyanid  $\text{KCN aq}$  ( $= \text{K}^+ + \text{CN}^-$ ).



### 9.2 pH-Wert

$$\text{pH} = -\log[c(\text{H}_3\text{O}^+)]$$

$$\text{pOH} = -\log[c(\text{OH}^-)]$$

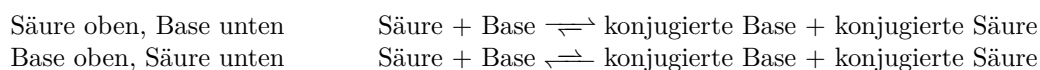
pH ändert um 1, wenn  $\text{H}_3\text{O}^+$  Konzentration um den Faktor 10 ändert.

#### Methoden zur pH-Messung inkl. Vor- und Nachteile

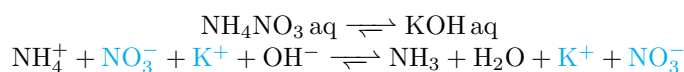
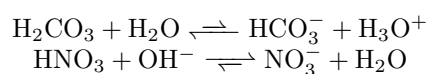
	Indikator-Lösung	pH-Papier	pH-Meter
Genauigkeit	pH-Bereiche	pH-Einerschritte	pH-Wert
Geschwindigkeit	schnell	schnell	eher langsam
Transportierbarkeit	gut	sehr gut	nicht gut
Kosten	günstig	günstig	teuer
Verunreinigung der Probe	ja	nein	ja

Tabelle 9.2.1: Methoden zur pH-Messung

### 9.3 Reaktionsgleichungen für Säure-Base-Reaktionen



Beispiele:



## 9.4 Titration

Praktisches Vorgehen:

- Zunächst wird die Bürette mit der Masslösung gefüllt (Hahn zuvor schliessen).
- Anschliessend pipettiert man ein definiertes Volumen der Probelösung in einen Erlenmeyerkolben und verdünnt dieses mit einer bestimmten Menge destillierten Wassers.
- Danach werden einige Tropfen eines geeigneten Indikators hinzugegeben.
- Der Erlenmeyerkolben wird auf ein Rührwerk gestellt, das so eingestellt wird, dass die Lösung gleichmässig gerührt wird, ohne zu spritzen.
- Nun lässt man die Masslösung langsam aus der Bürette in die Probelösung einfliessen.
- Sobald an der Eintropfstelle eine kurzzeitige Farbänderung sichtbar wird, wird tropfenweise weiter titriert, bis die Farbänderung dauerhaft bestehen bleibt (Äquivalenzpunkt erreicht).
- Zum Schluss wird das verbrauchte Volumen der Masslösung abgelesen und der Vorgang mehrmals wiederholt, um den Mittelwert zu bestimmen.

Graphische Darstellungen:

- Achsen:  $x = \text{Volumen der zugegebenen Lösung} / y = \text{pH-Wert}$
- Äquivalenzpunkt: genug Säure / Base da, damit Base / Säure neutralisiert wird

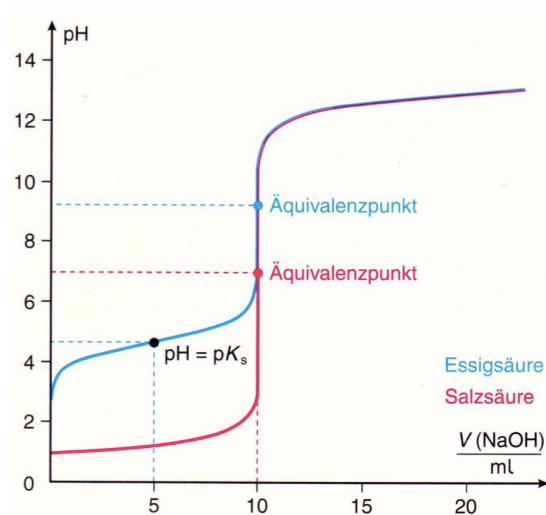


Abbildung 9.4.1: Titrationskurven für die Titration von Essigsäure und Salzsäure mit Natronlauge

Graphische Beschreibung:

- AnfangspH nennen
- Langsames Hinzufügen der Base/Säure – Beschreiben, wie der pH sich verändert
- Äquivalenzpunkt erkennen
- Anschliessender Verlauf der Kurve

Berechnungen:

$$v_S \cdot c_S \cdot z_S = v_B \cdot c_B \cdot z_B$$

 $v$  : Volumen $c$  : Konzentration $z$  : Anzahl Protonen

## 9.5 Puffer

### Funktionsprinzip eines Puffers

Pufferlösungen enthalten eine Mischung aus einer schwachen Säure / Base und einem Salz, das die zu ihr konjugierte Base / Säure enthält.

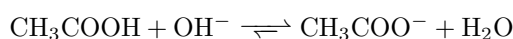
Die Wirkung des Puffers beruht auf der Umsetzung der durch die Säure bzw. Base zugeführten Hydronium-Ionen ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) bzw. der Hydroxid-Ionen ( $\text{OH}^-$ ) zu schwachen Säuren bzw. Basen, die selbst nur wenig zur Bildung von  $\text{H}_3\text{O}^+$ - bzw.  $\text{OH}^-$ -Ionen neigen.

Puffergleichung:  $\text{pH} = \text{pK}_S + \log\left(\frac{c(B)}{c(S)}\right)$

### Anwendung des Puffers (Beispiel)

1. Zu eine Pufferlösung aus Essigsäure und Natriumacetat ( $\text{CH}_3\text{COONa}$  aq) wird Natronlauge ( $\text{NaOH}$  aq) gegeben.

- a) Formuliere die Reaktionsgleichung



- b) Eine Lösung enthält 0.5 mol  $\text{CH}_3\text{COOH}$  und 0.5 mol  $\text{CH}_3\text{COONa}$  in einem Liter Lösung. Berechne den pH-Wert vor und nach Zugabe von 10 ml Natronlauge ( $\text{NaOH}$  aq) der Konzentration 1 mol/l.

$$\text{pH}_{\text{vor}} = 4.8 + \log\left(\frac{0.5}{0.5}\right) = 4.8$$

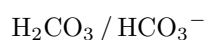
$$\text{pH}_{\text{nach}} = 4.8 + \log\left(\frac{0.5+0.01}{0.5-0.01}\right) = 4.82$$

2. Es wird eine Pufferlösung mit  $\text{pH} = 7.3$  benötigt. Wähle ein geeignetes Puffersystem.

$\text{H}_2\text{PO}_4^-$  mit  $\text{HPO}_4^{2-}$ , da es so nah wie möglich am  $\text{pK}_S$  sein muss.

### Blutpuffer

Hauptpuffersystem  $\rightarrow$  Kohlensäure/Hydrogencarbonat-Puffer:



- Verhältnis  $\text{HCO}_3^- : \text{H}_2\text{CO}_3 \approx 20 : 1$
- Hält Blut-pH konstant bei 7,35–7,45

Funktionsprinzip

- Säurezugabe (z.B. Essig,  $\text{CO}_2$ ):  $\text{HCO}_3^-$  bindet  $\text{H}^+ \rightarrow$  pH stabil
- Basezugabe:  $\text{H}_2\text{CO}_3$  liefert  $\text{H}^+ \rightarrow$  pH stabil
- Ohne Puffer würden schon kleine Säure-/Basezugaben den Blut-pH stark verändern  $\rightarrow$  lebensbedrohlich

Regulation durch den Körper

1. Atmung:  $\text{CO}_2$ -Ausstoss steuert  $\text{H}_2\text{CO}_3$  (schneller Mechanismus)
2. Nieren:  $\text{HCO}_3^-$ -Resorption oder Ausscheidung (langsamer Mechanismus)

## Erste-Hilfe-Relevanz

- Volumenzufuhr (isotonische Kochsalzlösung) stabilisiert Blutvolumen,  $\text{HCO}_3^-/\text{H}_2\text{CO}_3$ -Verhältnis  
→ Schockprävention
- Hyperventilation → zu wenig  $\text{CO}_2$  → pH steigt
- Papiertüte erhöht  $\text{CO}_2$  → pH normalisiert

## Warum wir saure Lebensmittel vertragen

- Blutpuffer neutralisiert zusätzliche  $\text{H}^+$
- Blut-pH bleibt im sicheren Bereich, ohne sofortige Reaktion des Körpers

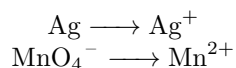
## 10 Redoxreaktionen

### 10.1 Redoxgleichungen

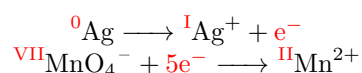
Bestimmte Oxidationszahlen: Sauerstoff (-II) und Wasserstoff (I)

Fünf Schritte zur Formulierung von Redoxgleichungen:

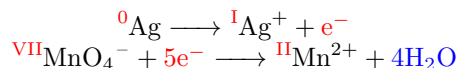
1. Einzelne Redoxpaare notieren.



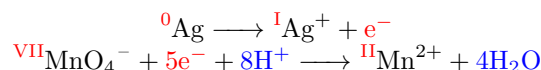
2. Oxidationszahlen ermitteln und Anzahl der verschobenen Elektronen notiert.



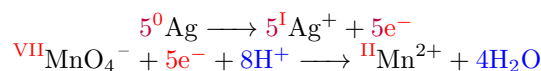
3. Sauerstoffatome links und rechts mit  $\text{H}_2\text{O}$  ausgleichen.



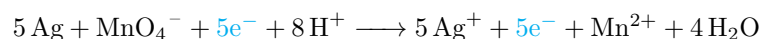
4. Wasserstoffatome links und rechts mit  $\text{H}^+$  ausgleichen.



5. Das kleinste gemeinsame Vielfache der verschobenen Elektronen suchen.



6. Die Gesamtreaktionsgleichung bilden.



### 10.2 Anwendung der Redoxreaktionen

#### 10.2.1 Batterien

Nachteile der Zink-Kohle-Batterie (Leclanché-Batterie)

- Nicht sehr leistungsfähig
- Saurer Elektrolyt  $\rightarrow$  schwerlöslicher Zink-Komplex fällt aus  $\rightarrow$  setzt sich an den Elektrode ab  $\rightarrow$  Leistung sinkt schnell ab

Vorteile der Alkali-Mangan-Batterie (Alkaline)

- Überschuss an Braunstein
- Alkalischer Elektrolyt  $\rightarrow$  kein schwerlöslicher Zink-Komplex fällt aus
- Zinkgel hat grössere Oberfläche als ein Zinkblech  $\rightarrow$  pro Zeiteinheit kann mehr Zink oxidiert werden
- Batterie kann (im Vergleich zur Zink-Kohle-Batterie) auch bei tiefen Temperaturen eingesetzt werden, da die Kaliumhydroxid-Lösung erst bei  $-60^\circ\text{C}$  vollständig erstarrt.

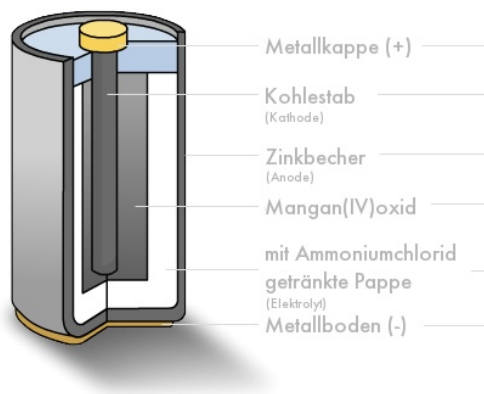


Abbildung 10.2.1: Aufbau: Zink-Kohle-Batterie

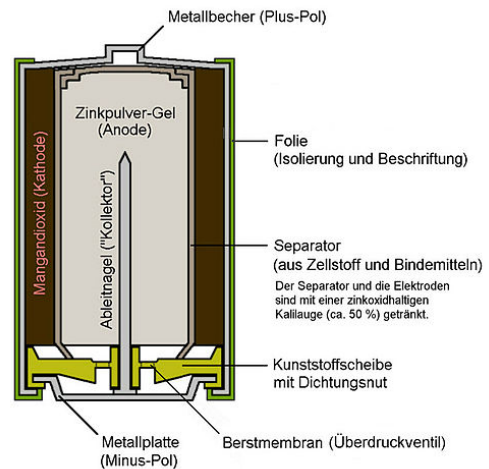


Abbildung 10.2.2: Aufbau: Alkali-Mangan-Batterie

### 10.2.2 Akkumulatoren

Voraussetzungen für wiederaufladbare Batterien:

- Bei Akkus ist die chemische Hauptreaktion vollständig umkehrbar.
- Dies kann mit Strom erreicht werden.
- Bei Batterien ist die chemische Hauptreaktion entweder gar nicht oder nur unvollständig umkehrbar (z.B. Alkaline).

Gründe für die begrenzte Lebensdauer eines Bleiakkumulators:

- **Negativplatten:**
  - Schwammblei rekristallisiert → wird kompakter → aktive Oberfläche nimmt ab
  - Bleisulfat bildet grosse Kristalle → beim Laden nicht vollständig lösbar
- **Positivplatten:**
  - Poröses Bleidioxid verliert Haftung am Gitter → Abschlammen
  - Bei Tiefentladung oder unvollständiger Ladung → Korrosion am Gitter → Teile platzen ab

Folge: Leistung und Kapazität des Akkus nehmen mit der Zeit ab.

### 10.2.3 Brennstoffzellen

Funktionsweise:

- **Prinzip:** Chemische Energie von Wasserstoff und Sauerstoff wird direkt in elektrische Energie umgewandelt.
- **Reaktion:** Wasserstoff reagiert mit Sauerstoff → Strom + Wasser als Abfallprodukt.
- **Vorteile:**
  - Kompakte Bauweise, energieeffizient

- Längere Lebensdauer als Batterien/Akkus
  - Umweltfreundlich, wenn Wasserstoff sauber erzeugt wird (z.B. Elektrolyse mit Solar-energie)
  - Einsatz: Raumfahrt, Laptops, Handys, potenziell überall, wo Batterien ersetzt werden sollen.
- Kurz: Brennstoffzelle = „Energiewandler“, die aus Wasserstoff Strom erzeugt und nur Wasser abgibt, während galvanische Zellen (Batterien) „Energiespeicher“ sind.

### 10.3 Korrosion

#### Lokalelemente

- Zwei verschiedene Metalle in elektrischem Kontakt stehen
- Ein Metall unedler ist als das andere
- Ein Elektrolyt (z.B. Wasser, Salzlösung) vorhanden ist
- Oberflächenunterschiede (z.B. Kratzer, Schmutz, unterschiedliche Sauerstoffkonzentration) vorhanden sind

#### Säure- und Sauerstoffkorrosion

- Saurer Elektrolyt: Bildung von  $H_2$  aus  $H^+$  „Säurekorrosion“
- Neutraler Elektrolyt: Bildung von  $OH^-$  Ionen aus  $O_2$  (aq) „Sauerstoffkorrosion“

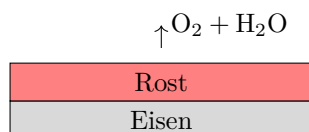
Korrosionsformen:

- Lochkorrosion
- Flächenkorrosion
- Risskorrosion

Vorgang:

- Eisen reagiert mit Sauerstoff und Wasser  $\rightarrow$  Bildung von  $Fe^{2+}$  und  $Fe^{3+}$
- Zwischenreaktionen:  $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$  (Oxidation),  $O_2 + 4e^- + 2H_2O \rightarrow 4OH^-$  (Reduktion)
- Endprodukt:  $Fe_2O_3 \cdot xH_2O$  (Rost)
- Rost ist porös  $\rightarrow$  schützt das Eisen nicht, Korrosion setzt sich fort

Skizze:



Methoden des Korrosionsschutzes:

- Passiver Schutz:
  - Beschichtung mit Farbe, Öl oder Zink (Verzinken)
  - Oxidschicht schützt vor weiterem Rost
- Aktiver Schutz:
  - Opferanode aus unedlerem Metall (z.B. Magnesium oder Zink)
  - Elektronen fließen zur Eisenoberfläche  $\rightarrow$  Eisen bleibt erhalten
- Lokalelement vermeiden: Kontakt von unedlen und edlen Metallen im Elektrolyten verhindern

## A Anhang

### Allgemeinwissen

#### Daltons Atommodell (1808)

John Dalton formulierte die erste moderne Atomtheorie: Alle Stoffe bestehen aus Atomen, die unteilbar und unveränderlich sind. Atome eines Elements sind gleichartig, unterscheiden sich aber von denen anderer Elemente. Chemische Reaktionen sind Umgruppierungen dieser Atome.

#### Bohr'sches Atommodell (1913)

Niels Bohr entwickelte ein Atommodell mit diskreten Energiestufen: Elektronen bewegen sich auf bestimmten Bahnen um den Kern und können nur bestimmte Energiequanten aufnehmen oder abgeben. Dieses Modell erklärt Linienspektren und war ein Vorläufer der Quantenmechanik.

#### Avogadro und der Molbegriff

Amedeo Avogadro erkannte: Gleiche Volumina von Gasen enthalten bei gleichen Bedingungen gleich viele Teilchen. Die Avogadro-Zahl  $N_A = 6.022 \cdot 10^{23}$  beschreibt die Anzahl Teilchen pro Mol.

#### Rutherford: Das Kern-Hülle-Modell

Ernest Rutherford entdeckte durch das Goldfolien-Experiment, dass Atome einen kompakten, positiv geladenen Kern besitzen, um den sich Elektronen bewegen. Das war das Ende des „Plumpudding-Modells“ und ein Grundstein für das Verständnis von Kernphysik und Strahlung.

#### Marie Curie – Radioaktivität

Marie Curie entdeckte Polonium und Radium und erforschte die Eigenschaften radioaktiver Strahlung. Ihre Erkenntnisse prägten die moderne Physik, Chemie und Medizin. Als erste Frau erhielt sie zwei Nobelpreise in zwei Naturwissenschaften.

#### Mendelejew und das Periodensystem

Dmitri Mendelejew ordnete die Elemente 1869 nach steigender Atommasse und wiederkehrenden Eigenschaften. Sein System war so exakt, dass er fehlende Elemente korrekt voraussagen konnte. Heute ist das Periodensystem nach Ordnungszahlen aufgebaut und eines der wichtigsten Werkzeuge der Chemie.

#### Ottomotor

Der Ottomotor basiert auf der Verbrennung von Kohlenwasserstoffen (z.B.: Oktan):



## Glossar

### Kapitel Definitionen

s, l, g:

solid (fest), liquid (flüssig), gas (gasförmig)

Synthese:

Reinstoff + Reinstoff = Neuer Reinstoff

Analyse:

Reinstoff = anderer Reinstoff + anderer Reinstoff

Enthalpie:

Bei konstantem Druck vorhandene Wärme

Edukt & Produkt

Edukte sind die Ausgangsstoffe bei Experimenten und Produkte sind die Endergebnisse.

Aktivierungsenthalpie:

Energie, die für eine chemische Reaktion benötigt wird.

Reaktionsenthalpie:

Energie, die von einer chemischen Reaktion freigegeben wird.

### Kapitel Periodensystem

u (unit):

Atomare Masseneinheit

Atom:

Teilchen, bestehend aus Kern, Hülle, Proton, Elektron und Neutron.

Modell:

Grobe Beschreibung der Wirklichkeit, aber nicht die Wirklichkeit selbst.

Coulomb-Gesetz:

Gesetz der elektrostatischen Kraft und Anziehungskraft von den Elementarteilchen bei den Atomen.

Kernladungszahl:

Ordnungszahl

Nuklid:

Atomkern

Isotop:

Atomsorten des gleichen Elements mit verschiedener Neutronenzahl und unterschiedlicher Masse.

### Kapitel Darstellungen und Atommodelle

Ionisierungsenergie:

Die Energie, die aufgebracht werden muss, um ein Elektron von einem Atom / Ion abzuspalten.

Valenzelektron:

Elektronen der äussersten Schale.

**Kapitel Chemische Bindungen**

Edelgasregel:

Alle Atome sind bei chemischen Reaktionen bestrebt, acht Valenzelektronen (ausser Helium mit zwei Elektronen) zu erreichen.

Ion:

Ionen entstehen durch Elektronenübergänge zwischen Metall- und Nichtmetallatomen, wobei positive oder negative Ladungen gebildet werden.

Kation:

Ein Kation ist ein positiv geladenes Ion, das durch den Verlust von Elektronen entsteht, typischerweise bei Metallen.

Anion:

Ein Anion ist ein negativ geladenes Ion, das durch die Aufnahme von Elektronen gebildet wird, typischerweise bei Nichtmetallen.

Salz:

Salze sind Verbindungen, die aus Kationen und Anionen bestehen, die durch elektrische Kräfte (Ionenbindungen) zusammengehalten werden.

Oxidation:

Elektronenabgabe bei Reaktion von Metallen mit Nichtmetalle.

Reduktion:

Reduktion ist der Prozess, bei dem ein Atom oder Ion Elektronen aufnimmt. Dadurch wird das Teilchen negativer geladen. Reduktion tritt typischerweise bei Nichtmetallen auf, die Elektronen aufnehmen, um Anionen zu bilden.

Atomrumpf:

Atom ohne Valenzschale.

Elektronengas:

Frei bewegliche / delokalisierte  $e^-$

Duktilität:

Verformbarkeit

Molekül:

Elektrisch neutrale, in sich abgeschlossene Teilchen.

EPA-Modell / Elektronenpaarabstossungsmodell:

Der räumlichen Struktur der Moleküle liegt die Tatsache zugrunde, dass sich die bindenden und nichtbindenden Elektronenpaare um ein Atom gegenseitig abstossen, sodass sie möglichst weit voneinander entfernt sind.

Elektronegativität:

Die Elektronegativität gibt an, wie stark ein gebundenes Atom bindende Elektronen anzieht.

Partialladung:

Eine Partialladung ist ein Teil einer Elementarladung (Bezeichnung:  $\delta^+$  /  $\delta^-$ )

Polare Bindung:

Asymmetrische Ladungsverteilung, die durch einer höheren Ladung verursacht wird.

**Dipol:**

Elektrisch neutrale Moleküle mit polaren Elektronenpaarbindungen, in denen die Ladung nicht symmetrisch verteilt ist.

**Permanenter Dipol:**

Ein permanenter Dipol entsteht in Molekülen, in denen die Atome unterschiedliche Elektronegativitäten haben, was zu einer dauerhaften Ladungstrennung führt. Beispiele sind Wasser ( $\text{H}_2\text{O}$ ), wo das Sauerstoffatom eine negative Teilladung ( $\delta^-$ ) und die Wasserstoffatome eine positive Teilladung ( $\delta^+$ ) haben.

**Spontaner Dipol:**

Ein spontaner Dipol entsteht in unpolaren Molekülen aufgrund zufälliger Elektronenbewegungen. Diese Ladungsverschiebung ist temporär und kann zu schwachen Anziehungskräften zwischen Molekülen führen, wie es bei Van-der-Waals-Kräften der Fall ist.

**Induzierter Dipol:**

Ein induzierter Dipol entsteht, wenn ein unpolares Molekül durch die Annäherung eines permanenten Dipols polarisiert wird. Dabei werden die Elektronen im unpolaren Molekül verschoben, was zu einer temporären Ladungstrennung führt.

**Unpolare Moleküle:**

Unpolare Moleküle haben eine gleichmässige Verteilung der Elektronen, wodurch keine dauerhafte Ladungstrennung entsteht. Beispiele sind Moleküle wie Methan ( $\text{CH}_4$ ) oder Stickstoff ( $\text{N}_2$ ), bei denen die Atome gleiche oder sehr ähnliche Elektronegativitäten haben.

**Polare Moleküle:**

Polare Moleküle besitzen aufgrund unterschiedlicher Elektronegativitäten der Atome eine ungleiche Verteilung der Elektronen, was zu einer dauerhaften Ladungstrennung führt. Wasser ( $\text{H}_2\text{O}$ ) ist ein klassisches Beispiel für ein polares Molekül.

**Oxidation:**

Oxidation ist der Prozess, bei dem ein Atom oder Ion Elektronen abgibt. Dadurch wird das Teilchen positiv geladener. Oxidation tritt häufig bei Metallen auf, die ihre Elektronen abgeben, um Kationen zu bilden.

**Ion-Dipol-Wechsel:**

Ion-Dipol-Wechselwirkungen treten auf, wenn Ionen in Lösung mit polaren Molekülen wie Wasser interagieren. In Wasser richten sich die Dipole so aus, dass ihre positiven Partiaalladungen ( $\delta^+$ ) die negativen Anionen und die negativen Partiaalladungen ( $\delta^-$ ) die positiven Kationen anziehen. Diese Wechselwirkung führt dazu, dass sich Ionen aus dem Ionengitter lösen und hydratisiert werden.

**Fällung:**

Eine Fällung tritt auf, wenn zwei Lösungen gemischt werden und dabei ein schwerlösliches Salz entsteht. Die Kationen und Anionen der jeweiligen Salze ziehen sich so stark an, dass sich ein neues Ionengitter bildet, welches nicht mehr in Wasser gelöst werden kann und als Feststoff ausfällt.

**Kapitel Stöchiometrie****Summenformel:**

Die Summenformel gibt Zusammenhang eines Moleküls an (bei flüchtigen Verbindungen).

**Verhältnisformel:**

Die Verhältnisformel zeigt den Zahlenverhältnis der Atome bzw. den Massenverhältnis der Elemente (bei Salzen).

Relative Masse:

Massenverhältnisse bei chemischen Reaktionen, wobei er das leichteste Atom, das H-Atom als „Masseneinheit“ wählte  $\rightarrow$  u (unit). D.h. Masse aller anderen Atomsorten werden relativ zur Atommasse des Wasserstoffs ermittelt.

Absolute Masse:

Absolute Masse mit Einheit  $g$ .

Molare Masse.

Atommasse mit Symbol  $M$  und Einheit  $g/mol$ .

Stoffmenge:

Menge mit Symbol  $n$  und Einheit mol.

Avogadro-Konstante:

Symbol  $N_A$  mit Einheit  $mol^{-1}$ .

Stoffmengenkonzentration:

Anzahl (in mol) des gelösten Stoffes, welche in einem Liter der Lösung enthalten ist. Einheit:  $mol/l$ , Formel:  $c = \frac{n}{V}$ .

### **Kapitel Organische Chemie**

Gesättigte Kohlenwasserstoffe(kette):

Enthalten nur C-C-Einfachbindungen (so viele H-Atome wie möglich).

Ungesättigte Kohlenwasserstoffe:

Enthalten min. eine Zweifach- / Dreifachbindungen (deshalb nicht die maximale Anzahl von H-Atomen).

Isomere:

Moleküle mit gleicher Anzahl C- und H-Atome, aber anders zusammengesetzt.

Octanzahl:

Octanzahl ist ein Mass für die Klopfestigkeit von Benzin, z.B. Super-Benzin mit einer Octanzahl von 98 hat die gleiche Klopfestigkeit wie ein Testgemisch aus 98% Isooctan mit 2% n-Heptan.

Reforming:

Aus unverzweigten Alkanen entstehen an Katalysatoren, bei hohen Temperaturen und unter Druck verzweigte, ringförmige und aromatische Kohlenwasserstoffe. (Methode der Erhöhung von Octanzahl bei Rohbenzin).

Radikal:

Wenn ein Molekül ein freies Elektron hat.

homolytisch:

Licht spaltet das Halogen homolytisch. (gr. homos: gleich; lysis: Auflösung)

heterolytisch:

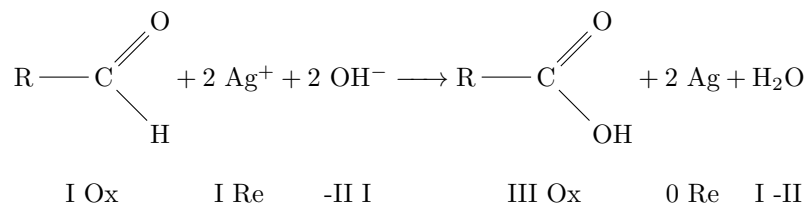
(gr. heteros: ungleich; lysis: Auflösung) „ungleiche Auflösung“ im Reaktionsmechanismus der elektrophilen Addition.

Aromat:

Ringförmige Kohlenwasserstoffe, die drei Doppelbindungen haben und manchmal aromatisch riechen.

Silberspiegelprobe:

Nachweisreaktion für Aldehyde. Im Gegensatz zu den Aldehyden besitzen Ketone keine reduzierende Wirkung: sie sind also nicht oxidierbar.



Dimer:

Die Carboxygruppe ist stark polar, da sie die polare C=O-Doppelbindung und die O-H-Bindung enthält. Zwei Carbonsäure-Moleküle können deshalb durch zwei Wasserstoffbrücken miteinander zu einem Dimer („Doppelmolekül“) verknüpft sein. (Ergo Sdp höher)

### Kapitel Reaktionsgeschwindigkeit

Kollisionsmodell:

Die Teilchen müssen sich treffen, um miteinander reagieren zu können. Weil, wenn man davon ausgeht, dass Atome und Teilchen allgemein nur eine gewisse Grösse aufweist, muss man sie annähern, um miteinander wechselzuwirken und reagieren zu können.

Lambda-Sonde:

Die Lambda-Sonde vor dem Katalysator misst die Abgasbeschaffenheit und insbesondere den Sauerstoffgehalt und steuert die Einspritzanlage des Motors. So wird die Zusammensetzung des in den Verbrennungsraum gelangenden Benzin-Luft-Gemisches geregelt.

Fettes Gemisch:

Zu viel Treibstoff, zu wenig Sauerstoff: Zu niedriger Sauerstoffgehalt → CO und HC werden nicht optimal umgewandelt.

Mageres Gemisch:

Zu wenig Treibstoff, zu viel Sauerstoff: Zu hoher Sauerstoffgehalt → NO<sub>x</sub> wird nicht optimal umgewandelt.

### Kapitel Chemisches Gleichgewicht

Dynamisches Gleichgewicht:

Eine chemische Reaktion ist in einem dynamischen GGW, wenn es sich um eine reversible Reaktion bei gleicher Temperatur handelt / Hin- und Rückreaktion gleich schnell stattfinden / sich die Konzentration sämtlicher Reaktanden nicht mehr verändert.

Massenwirkungsgesetz:

Eine mathematische Beschreibung der Lage des Gleichgewichts. Anhand des MWG's kann man ablesen, „wo“ sich das Gleichgewicht in der Reaktion befindet. Es gibt also an, ob im Gleichgewicht viele Edukte oder viele Produkte vorhanden sind.

### Kapitel Säuren und Basen

Säure / Protonenspender:

Säuren geben ihre Protonen bei einer Reaktion mit einer Base ab.

Base / Protonenempfänger:

Sie müssen nichtbindende Elektronenpaare haben.

Ampholyt:

Verbindungen, die sowohl als Säure als auch Base wirken können, wie z.B.: Wasser.

Protolyse:  
Protonenübertragung

Autoprotolyse:  
Protolyse zwischen gleichartigen Molekülen.

pH-Wert:  
Zeigt, wie stark sauer oder alkalisch eine Lösung reagiert.

$pK_S$   
Je kleiner dieser Wert, desto grösser ist die Säurestärke (Säurekonstante).

$pK_B$   
Je kleiner dieser Wert, desto grösser ist die Basenstärke (Basenkonstante).

Pufferkapazität:  
Stärke des Puffers / wie viel Säure bzw. Base nimmt es auf bis der pH-Wert stark steigt od. fällt.

### **Kapitel Redoxreaktionen**

Oxidation:  
Elektronenabgabe

Reduktion:  
Elektronenaufnahme  
Redoxreaktion:  
Elektronenübertragung

Oxidationsmittel:  
Ein Stoff, der Elektronen aufnimmt und somit andere Stoffe oxidieren kann und dabei selbst reduziert.

Reduktionsmittel:  
Ein Stoff, der Elektronen abgibt und somit andere Stoffe reduzieren kann und dabei selbst oxidiert wird.

Oxidationszahl:  
Dies gibt die gedachte Ladung an, die das Atom erhält, wenn man sich das Teilchen nur aus Atomionen aufgebaut denkt.