

Grundwissen Chemie

Mittelstufe

Marie-Therese-Gymnasium

Erlangen



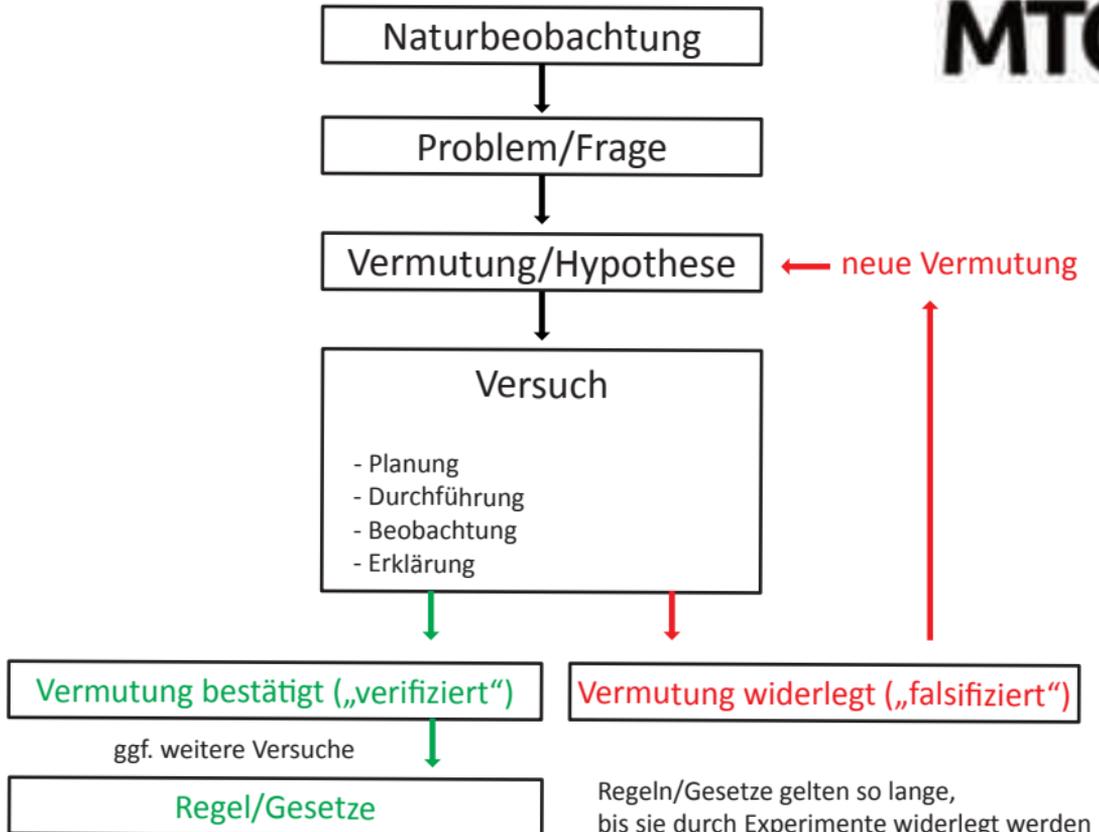
Diese Fassung des Grundwissens wurde im Sommer 2024 für das Marie-Therese-Gymnasium Erlangen von der Fachschaft Chemie erstellt und beschlossen. Sie soll einen Überblick darüber geben, welche Grundfertigkeiten und -kenntnisse zum jeweiligen Zeitpunkt bzw. beim Eintritt in die Oberstufe vorausgesetzt werden. Sie umfasst nicht alle vermittelten Inhalte und ersetzt daher nicht die kontinuierliche Vor- und Nachbereitung.

Alle Rechte an diesem Grundwissenskatalog liegen bei der Fachschaft Chemie des MTG. Er darf in unveränderter, digitaler Form für schulische Zwecke frei verwendet und weitergegeben werden. Er darf ohne ausdrückliche Genehmigung nicht verändert und weder verändert noch unverändert gedruckt werden.

Version 6.2 (Juli 2024) – Anfragen an: mtg@stadt.erlangen.de

**Naturwissenschaftliches Arbeiten
(Naturwissenschaftlicher
Erkenntnisweg)**

1



Einteilung:

Stoff – Reinstoff – Gemisch

2



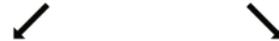
Einteilung:

Homogenes Gemisch

Heterogenes Gemisch

3

Gemisch



homogen

nur eine Phase,
einheitliches Aussehen

z.B. Luft, Salzlösung

heterogen

mindestens zwei Phasen,
verschiedene Stoffe erkennbar,
ggf. mit Hilfsmitteln

z.B. Granit, Nebel, Rauch

Unter einer Phase versteht man einen Bereich, innerhalb dessen sich die physikalischen Eigenschaften nicht verändern.

Stoff- und Teilchenebene

4

Auf **Stoffebene** werden Stoffe und Reaktionen betrachtet und beschrieben, wie sie mit den Sinnen – ggf mit Hilfe vergrößernder Hilfsmittel – erfahrbar sind.

Farbe, Volumen, Geruch, Dichte, Temperatur und Aggregatzustand sind typische Begriffe der Stoffebene, ebenso die Begriffe Element, Verbindung und Reinstoff.

Die **Teilchenebene** kann nicht direkt beobachtet werden. Mit Hilfe von geeigneten Modellvorstellungen werden Teilchen und ihr Verhalten beschrieben.

Teilchenmasse, Atom, Atomsorte, Ion, Molekül, Teilchengeschwindigkeit und Bindung sind typische Begriffe der Teilchenebene.

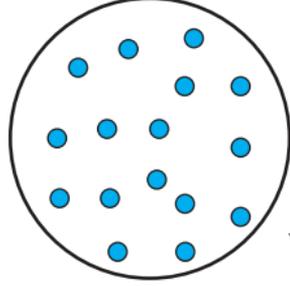
Beide müssen stets klar abgegrenzt werden. Modelle der **Teilchenebene** helfen, Vorgänge der **Stoffebene** zu verstehen.

Aggregatzustände

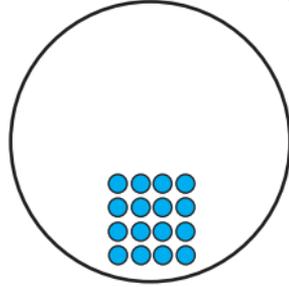
5

Teilchenbewegung bei steigender Temperatur
überwindet Anziehungskräfte einzelner Teilchen

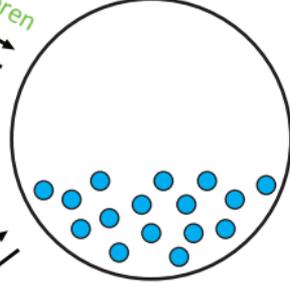
E



gasförmig



fest



flüssig

sublimieren
resublimieren

kondensieren
sieden/
verdampfen

schmelzen
erstarren

● Teilchen

Diffusion

6

Stoffebene:

Gelöste Stoffe (auch in Gasen) scheinen das Bestreben zu haben, sich von alleine völlig gleichmäßig miteinander zu vermischen.

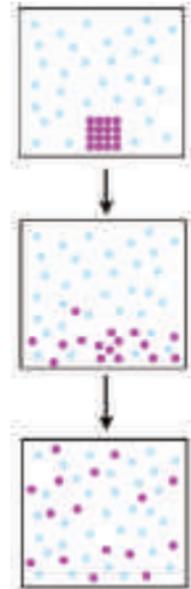


Teilchenebene:

Alle Teilchen einer Lösung bewegen sich ständig und zufällig. Dabei bewegen sie sich mit hoher Wahrscheinlichkeit in unterschiedliche Bereiche.

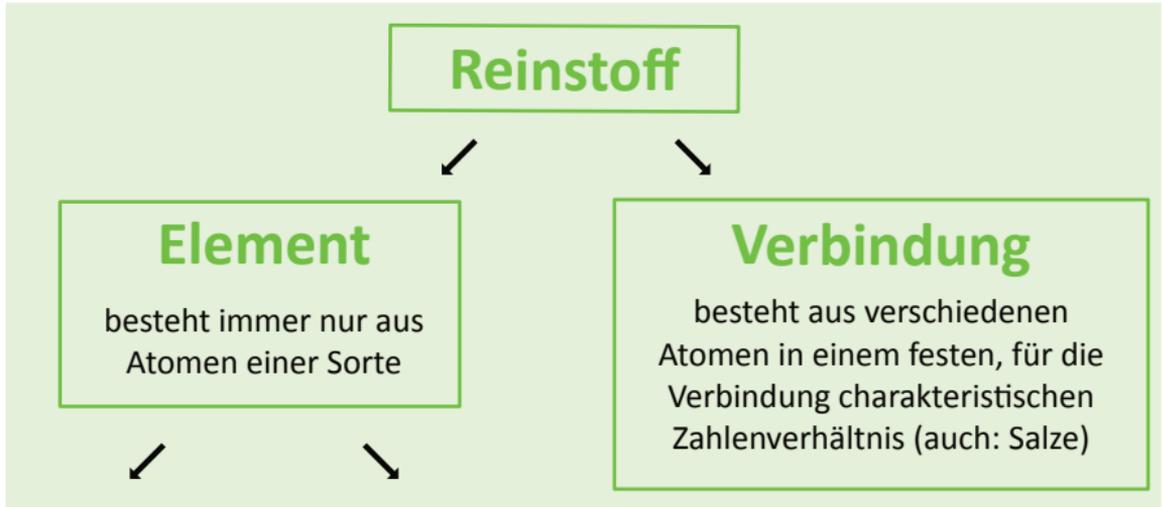
Dadurch durchmischen sich alle Teilchen einer Lösung, also die des Lösungsmittels und die des gelösten Stoffs.

MTG!



Einteilung:

Reinstoff – Element – Verbindung



Atom

z.B. Heliumatom

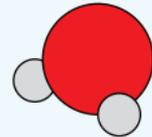


Molekül

z.B. Wasserstoffmolekül

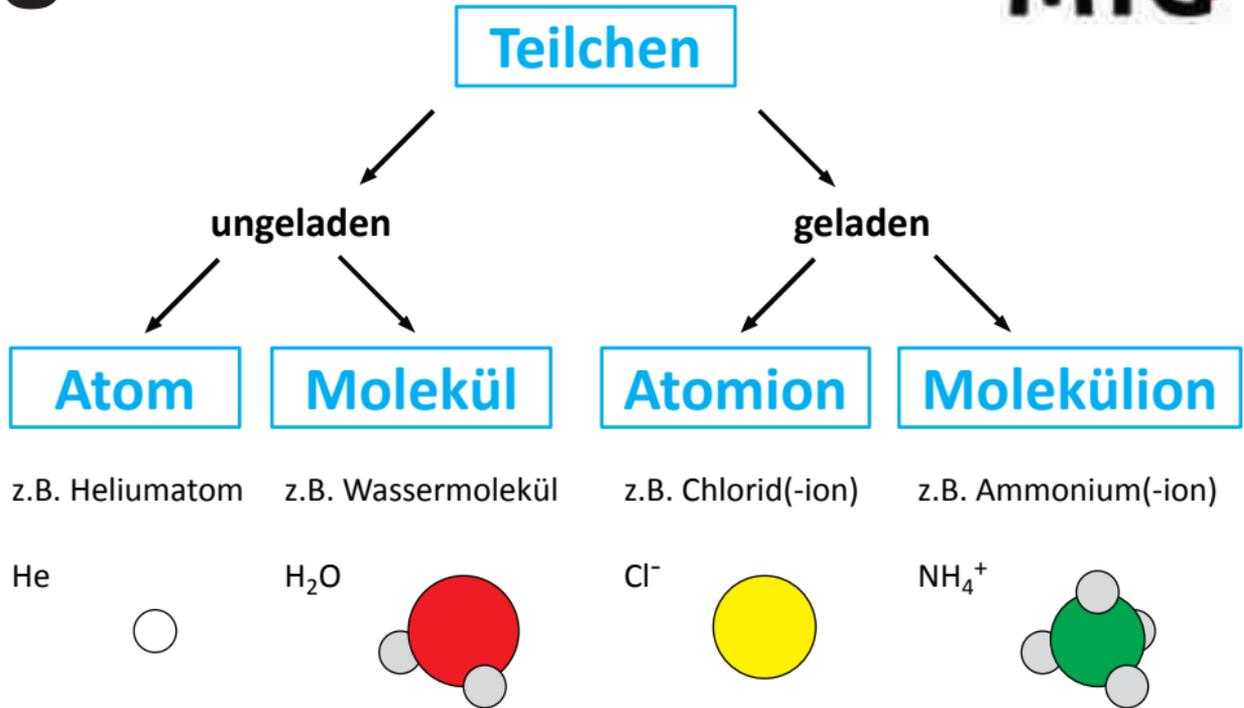


z.B. Wassermolekül

H₂O

Teilchenarten

8



Alle diese Teilchen können einzeln vorliegen oder z.B. Teil eines Gitters sein.

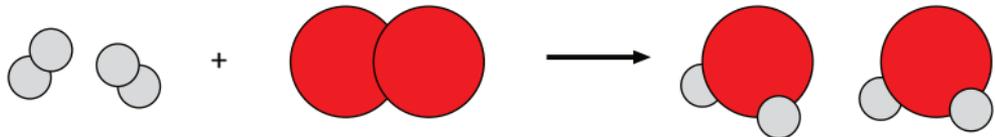
Chemische Reaktion

9

Auf **Stoffebene** sind chemische Reaktionen gekennzeichnet durch Stoffumwandlungen und die damit verbundenen Änderungen der Kenneigenschaften. Dies ist immer begleitet von einer Energieumwandlung.

Auf **Teilchenebene** sind chemische Reaktionen gekennzeichnet durch:

- Zusammenstöße der reagierenden Teilchen
- Umgruppierung von Teilchen durch Lösen und Neuverknüpfen von chemischen Bindungen



Reaktionsgleichungen

10

Reaktionsgleichungen beschreiben die stofflichen und energetischen Veränderungen bei einer chemischen Reaktion. Sie folgen stets dem Schema:

Edukt(e) (Ausgangsstoffe) $\xrightarrow{\text{Reaktionspfeil}}$ **Produkt(e)** ggf. Energieumsatz



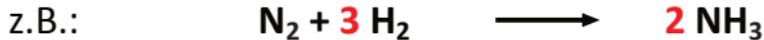
Koeffizienten stehen vor den Formeln und geben die relative Anzahl der miteinander reagierenden Teilchen an. Sie werden so gewählt („Ausgleichen“), dass auf beiden Seiten der Gleichung die gleiche Anzahl der Atome steht („Atomsortenbilanz“).

Der **Index** gehört zur Formel. **Indices** stehen hinter dem Atomsortensymbol auf das sie sich beziehen. **Indices** werden beim Ausgleichen nie verändert!

Reaktionsgleichungen auf Stoff- und Teilchenebene

11

Eine Reaktionsgleichung kann sowohl auf Stoffebene als auch auf Teilchenebene gelesen werden.



Auf Stoffebene: *(mit oder ohne die Angabe der Stoffmenge in Mol)*
(Ein Mol) Stickstoff reagiert mit *(drei Mol)* Wasserstoff zu *(zwei Mol)*
Ammoniak.

Auf Teilchenebene:

Ein Molekül Stickstoff reagiert mit drei Molekülen Wasserstoff zu
zwei Molekülen Ammoniak.

Zusätze in Reaktionsgleichungen

12

Eine Reaktionsgleichung kann durch weitere Zusätze zur Verdeutlichung ergänzt werden.

Reaktionsbedingungen (Einsatz eines Katalysators, Temperatur, Druck...) werden über oder unter den Reaktionspfeil geschrieben.

Nähere Angaben zu den Reaktanden stehen unmittelbar hinter ihren Formeln:

(s)	fest (solid)	(aq)	in wässriger Lösung (aqua)
(l)	flüssig (liquid)	↑	entweicht gasförmig
(g)	gasförmig (gaseous)	↓	fällt als Niederschlag aus (fest)

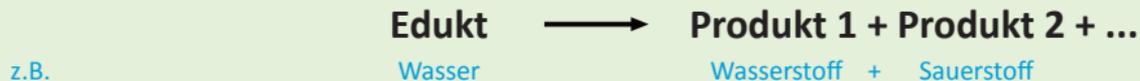


**Grundtypen
chemischer Reaktionen**

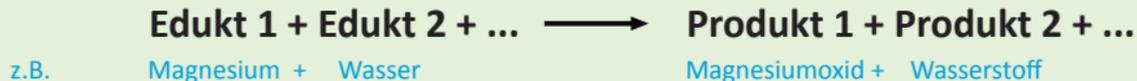
Synthese



Analyse



Umsetzung

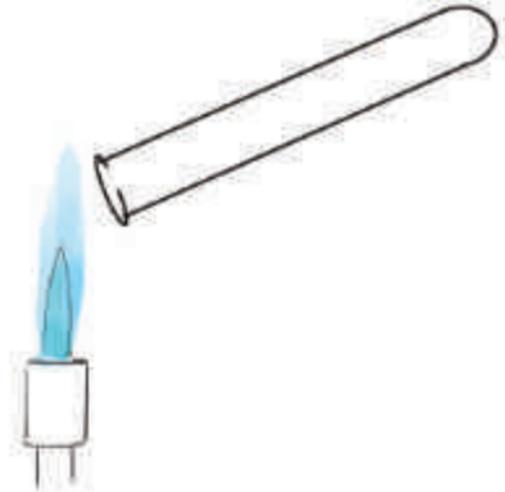


**Nachweisreaktionen:
Wasserstoff**

14

Knallgasprobe

Wasserstoff ist brennbar und bildet mit Sauerstoff explosive Gemische. Hält man die Öffnung eines mit dem zu untersuchenden Gas gefüllten Reagenzglases an eine Flamme, weist eine hörbare Verbrennung („plopp“, Pfeifen) auf **Wasserstoff** hin. An der Glasinnenseite kondensiert das gebildete Wasser.



**Nachweisreaktionen:
Sauerstoff**

15

Glimmspanprobe

Sauerstoff unterhält eine Verbrennung. Führt man einen glimmenden Span in ein mit dem zu untersuchenden Gas gefülltes Reagenzglas, deutet das Aufflammen des glimmenden Spans auf **Sauerstoff** hin.

Eine einfache und sinnvolle Reaktionsgleichung kann nicht angegeben werden, da Holz kein Reinstoff ist.



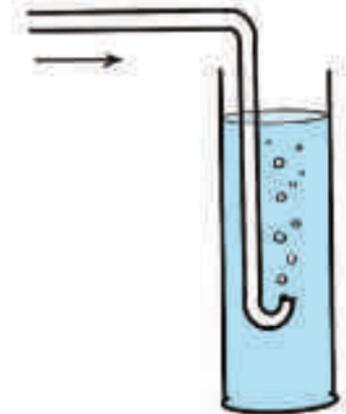
**Nachweisreaktionen:
Kohlenstoffdioxid**

16

Kalkwasserprobe

Leitet man ein zu untersuchendes Gas durch eine Calciumhydroxidlösung („Kalkwasser“), deutet eine milchige Trübung auf **Kohlenstoffdioxid** hin.

CO₂ reagiert dabei zu Kalk, der als fein verteilter Feststoff das Wasser milchig weiß trübt („Kalkmilch“).



Innere Energie:

exoenergetische Reaktion

endoenergetische Reaktion

17

Die innere Energie E_i ist der gesamte Energievorrat eines Systems (Einheit: Kilojoule, kJ).
Sie verändert sich bei jeder chemischen Reaktion.

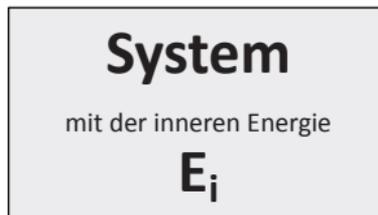
Reaktionsenergie: $\Delta E_i = E_i (\text{Produkte}) - E_i (\text{Edukte})$

Abgabe von Energie durch das System an die Umgebung:

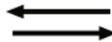
exoenergetische Reaktion: $\Delta E_i < 0$

Aufnahme von Energie in das System aus der Umgebung:

endoenergetische Reaktion: $\Delta E_i > 0$



endoenergetisch



exoenergetisch

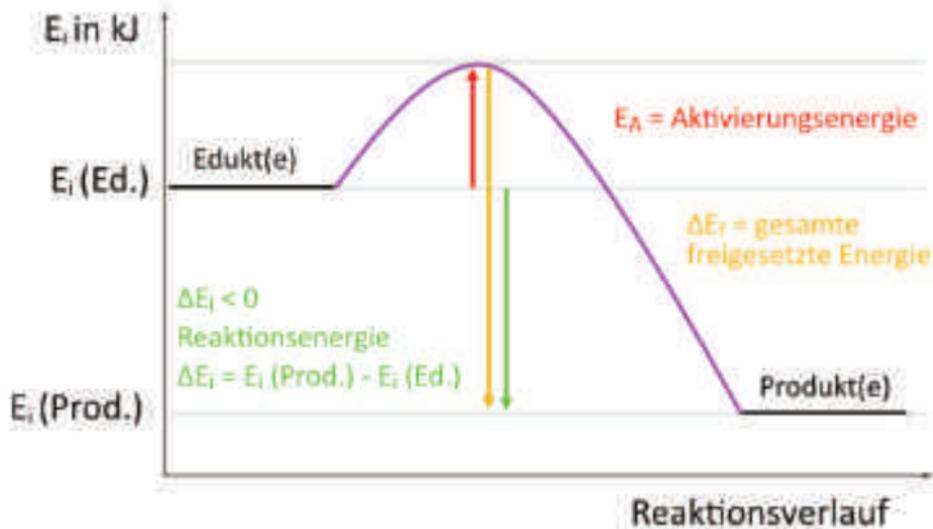


**Energiediagramm der
exoenergetischen Reaktion**

18

Die Änderung der inneren Energie eines Systems bei chemischen Reaktionen kann durch ein Energiediagramm dargestellt werden.

Beispiel: Exoenergetische Reaktion

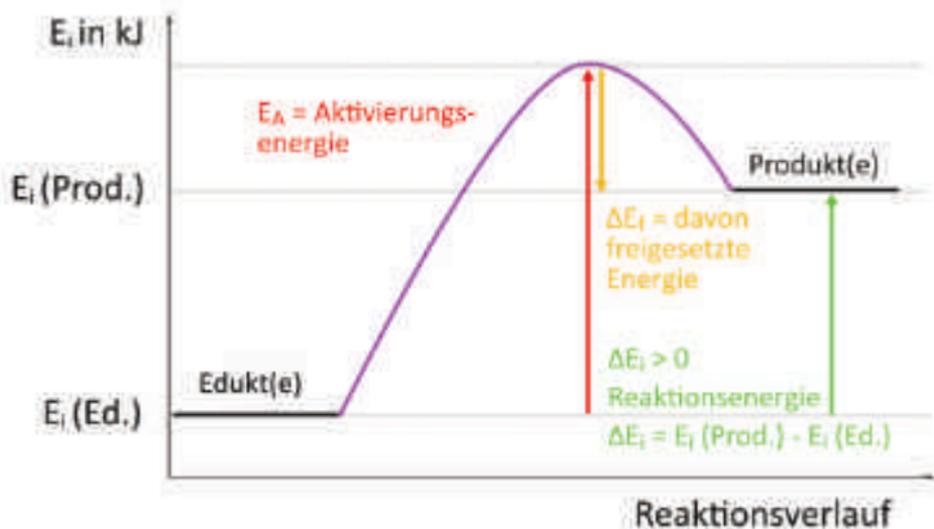


Energiediagramm der endoenergetischen Reaktion

19

Die Änderung der inneren Energie eines Systems bei chemischen Reaktionen kann durch ein Energiediagramm dargestellt werden.

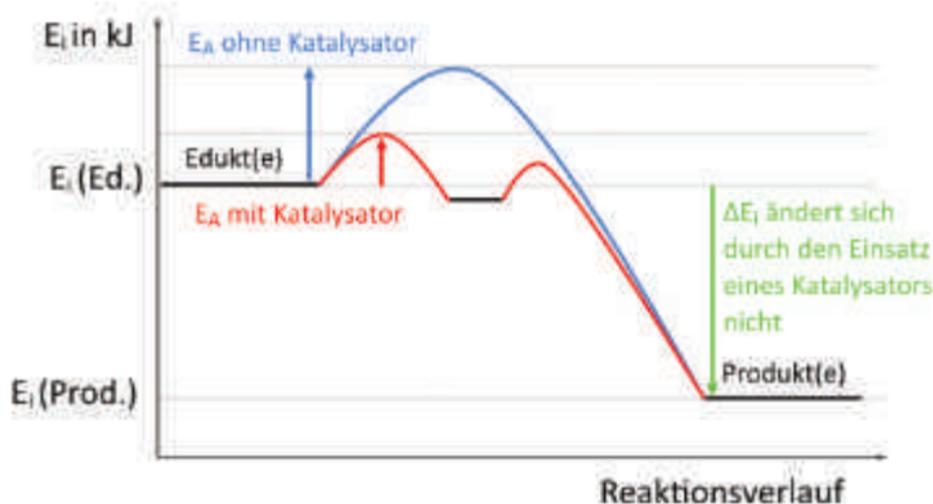
Beispiel: Endoenergetische Reaktion



Katalyse/Katalysator

20

Ein Katalysator ist ein Stoff, der eine Reaktion beschleunigt, indem er sie in Teilreaktionen mit niedrigerer E_A unterteilt. Der Katalysator liegt nach der Reaktion wieder unverändert vor.



Moleküle

21

Teilchen, die aus mindestens zwei (in der Regel Nichtmetall-) Atomen bestehen, werden als Moleküle bezeichnet. Moleküle von Elementen bestehen aus gleichartigen Atomsorten (Cl_2 , O_2 , N_2 , H_2), Moleküle von Verbindungen aus verschiedenartigen Atomsorten (NH_3 , H_2O , CO_2 , CH_4).

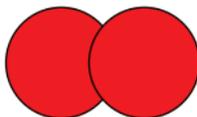
Beispiele:

Wasserstoff



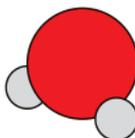
H_2

Sauerstoff



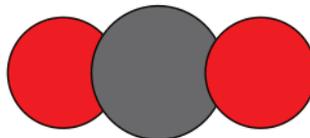
O_2

Wasser



H_2O

Kohlenstoffdioxid



CO_2

Atomare Masseneinheit u

22



Die Masse eines Teilchens (Atom, Ion, Molekül) kann in der Einheit Gramm g oder in der **atomaren Masseneinheit u** angegeben werden, wobei g normalerweise nicht praktikabel ist.

Ein u ist definiert als der 12. Teil der Masse eines Kohlenstoffatoms ^{12}C .

$$1\text{u} \approx 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$1\text{g} \approx 6,022 \times 10^{23} \text{ u}$$

Protonen, Neutronen und Wasserstoffatome haben ungefähr die Masse 1 u.

Stoffmenge n [mol]

23



Ein **Mol** (Einheitszeichen: mol) ist die Stoffmenge, die aus $6,022 \times 10^{23}$ **Teilchen** des betreffenden Stoffes besteht („**Avogadro-Konstante**“ = N_A).

Die Zahl ist so gewählt worden, dass ein Mol Kohlenstoff (Isotop ^{12}C) genau 12g wiegt.

Praktische Bedeutung:

Die Masse eines Teilchens eines beliebigen Stoffes in u entspricht daher der Masse eines Mols dieses Stoffes in Gramm.

Der Zahlenwert für die Elemente ist im Periodensystem als Massenzahl ablesbar, für Verbindungen lässt er sich daraus errechnen.

Berechnungsgrundlagen

für stöchiometrisches Rechnen

24



$$n = m/M$$

$$n = V/V_m$$

$$n = c \cdot V$$

$$n = N/N_A$$

mit:

n Stoffmenge, $[n] = \text{mol}$

m Masse, $[m] = \text{g}$

M Molare Masse, $[M] = \text{g/mol}$

V Volumen, $[V] = \text{l (oder L)}$

V_m Molares Volumen von Gasen (24 l/mol)*

N Teilchenzahl

N_A Avogadrokonstante

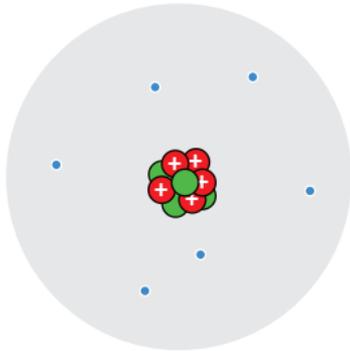
c Konzentration, $[c] = \text{mol/l}$

**bei Raumtemperatur (20°C) und Normaldruck (1 bar)*

Atombau

Rutherford'sches Atommodell

25



$^{12}_6\text{C}$ (Kohlenstoffatom)

Ordnungs-, Elektronen-, Protonen-
und Kernladungszahl: 6

Neutronenzahl: 6

Nukleonenzahl: 12

mittl. Atommasse $m_a = 12,00112\text{u}$

Atomhülle:

Elektronen e^- (\cdot)

negativ geladen, fast keine Masse

MTG!

Atomkern aus Nukleonen:

Protonen p^+ (\oplus)

positiv geladen, Masse 1u

Neutronen n^0 (\bullet)

ungeladen, Masse 1u

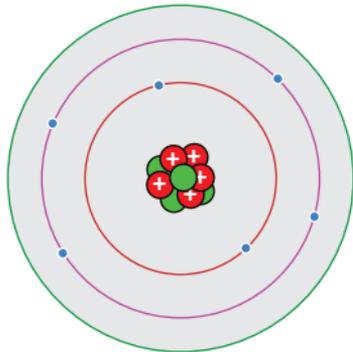
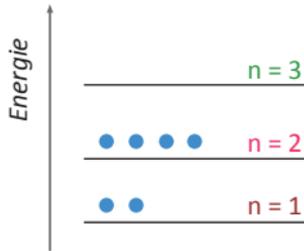
Die **Ordnungszahl** definiert die Atomsorte. Die Nukleonenzahl bestimmt die Masse (Massenzahl). Isotope eines Elements unterscheiden sich in der Anzahl der **Neutronen** und haben daher eine unterschiedliche Masse.

Die mittlere Atommasse (m_a) errechnet sich aus dem Durchschnitt der Massen der verschiedenen Isotope einer Atomsorte (bezüglich ihrer relativen Häufigkeit).

Atombau

**Bohr'sches Atommodell (Schalenmodell)
und Energiestufenmodell**

26



Die Elektronen befinden sich auf Energiestufen. Je weiter ein Elektron vom Kern entfernt ist, desto höher ist seine Eigenenergie.

Die Elektronen der jeweils äußersten besetzten Schale (= Energiestufe) heißen Valenzelektronen.

Eine Vorstellung, welche Form die Aufenthaltsräume der Elektronen haben, liefert später das Orbitalmodell.

Das Bohr'sche Schalenmodell veranschaulicht die Energiestufen vereinfachend als kugelförmige Schalen.

Periodensystem

27

Sortiert man die unterschiedlichen Atome aufsteigend nach ihrer Ordnungszahl und der Elektronenkonfiguration, erhält man eine Tabelle, die als Periodensystem bekannt ist. Wir unterscheiden:

Das **Periodensystem der Atomsorten** gibt Auskunft über die Eigenschaften und den Aufbau der Atome (Teilchenebene).

$^{11}_5\text{B}$ EN = 2,04	$^{12}_6\text{C}$ EN = 2,55	$^{14}_7\text{N}$ EN = 3,04
--------------------------------	--------------------------------	--------------------------------

Das **Periodensystem der Elemente** beschreibt die Eigenschaften der entsprechenden Elemente (Stoffebene).

Bor Sdp. 2550 °C Smp. 2300 °C ρ : 2,34 g/cm ³ Metall	Kohlenstoff Sdp. 4827 °C Smp. 3550 °C ρ : 2,25 g/cm ³ Nichtmetall	Stickstoff Sdp. -196 °C Smp. -210 °C ρ : 1,25055 g/l Nichtmetall
---	--	--

Metalle

Metallbindung

Eigenschaften von Metallen

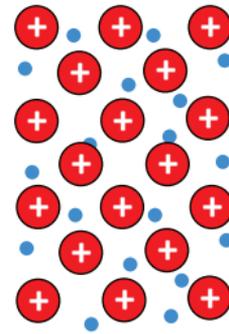
28

Metallbindung

Im Metallgitter werden positiv geladene Atomrümpfe durch die dazwischen frei beweglichen (negativen) Valenzelektronen („Elektronengas“) zusammengehalten.

Metallische Eigenschaften

Typische Eigenschaften von Metallen sind hohe Dichte, Duktilität, metallischer Glanz sowie elektrische und thermische Leitfähigkeit. Sie lassen sich aus dem Bau des Metallgitters erklären.



Salze

Kationen und Anionen

Atomionen und Molekülionen

29

Salze sind Verbindungen aus Ionen.

Im Feststoff sind **positiv geladene Kationen** und **negativ geladene Anionen** gitterförmig angeordnet.

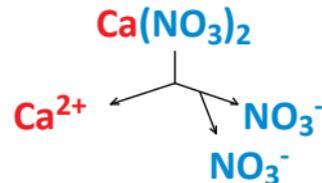
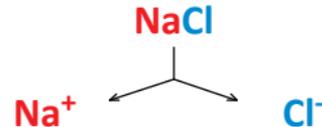
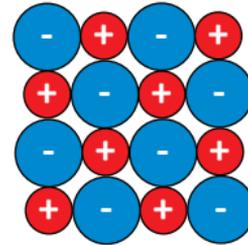
Die Summen ihrer Ladungen heben sich dabei auf.

Atom-Ionen

z.B. Na^+ , Ca^{2+} , Cl^-

Molekül-Ionen

z.B. NH_4^+ , SO_4^{2-} , NO_3^-



Formel

Verhältnisformel

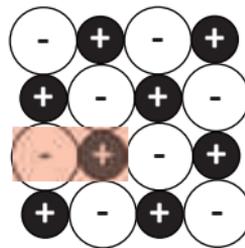
Molekülformel

Formeleinheit

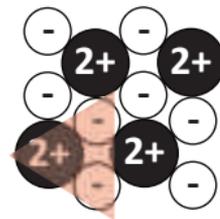
30

Die Verhältnisformel gibt Art und Zahlenverhältnis der Ionen in einem Salz (Metallion-Nichtmetallion-Verbindung) an. Die kleinste dabei sich wiederholende Einheit wird **Formeleinheit** genannt.

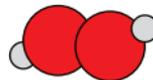
Die Molekülformel gibt an, aus welchen und aus wievielen Atomen jeweils ein Molekül (Nichtmetallatom-Nichtmetallatom-Verbindung) besteht.



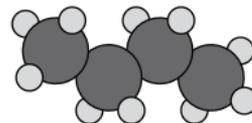
Natriumchlorid



Calciumfluorid



Wasserstoffperoxid



Butan

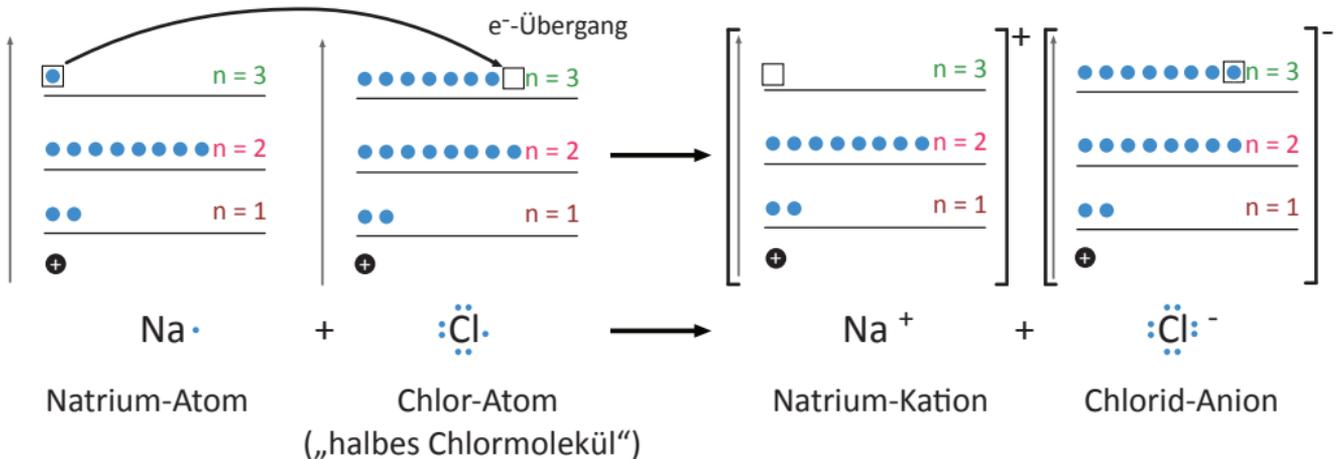
Edelgasregel
Bildung von Ionen
(Energienstufenmodell)

31a

Edelgas-Atome haben voll besetzte äußerste Energiestufen (wegen der 8 Valenzelektronen oft: „Oktett“). Solche Teilchen sind besonders stabil und somit reaktionsträge. Atome, die keine Edelgaskonfiguration besitzen, sind reaktiver und können z.B. Ionen bilden, um eine Edelgaskonfiguration zu erreichen. Ionen entstehen durch **Abgabe** oder **Aufnahme** von Elektronen:



Das Na-Atom reagiert zu einem Na^+ -Kation und einem Elektron. Das zweiatomige Chlormolekül reagiert mit zwei Elektronen zu zwei Chlorid-Anionen.



Edelgasregel Bildung von Ionen

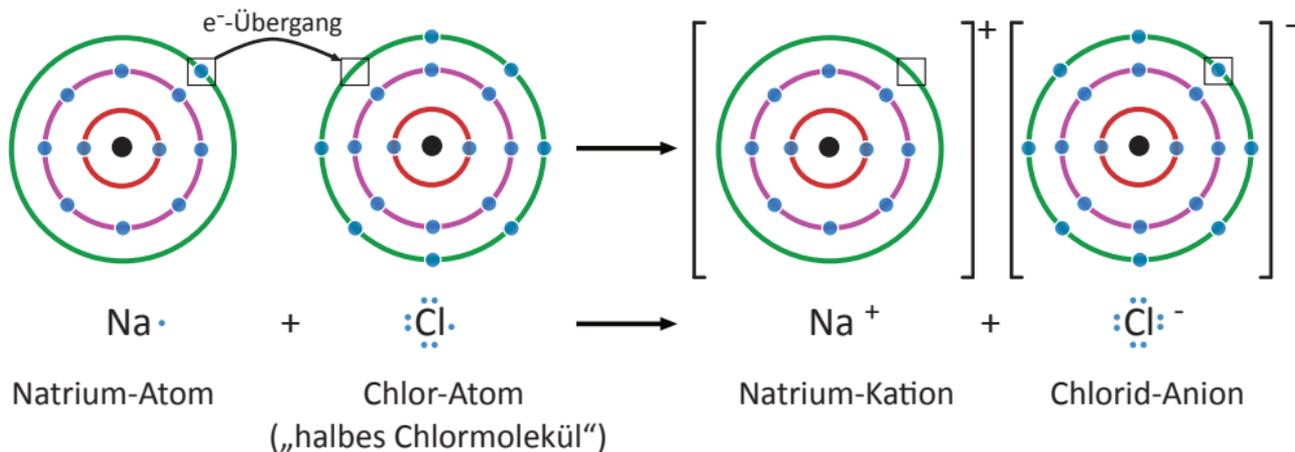
(Bohr'sches Schalenmodell)

31b

Edelgas-Atome haben voll besetzte äußerste Energiestufen (wegen der 8 Valenzelektronen oft: „Oktett“). Solche Teilchen sind besonders stabil und somit reaktionsträge. Atome, die keine Edelgaskonfiguration besitzen, sind reaktiver und können z.B. Ionen bilden, um eine Edelgaskonfiguration zu erreichen. Ionen entstehen durch **Abgabe** oder **Aufnahme** von Elektronen:



Das Na-Atom reagiert zu einem Na^+ -Kation und einem Elektron. Das zweiatomige Chlormolekül reagiert mit zwei Elektronen zu zwei Chlorid-Anionen.

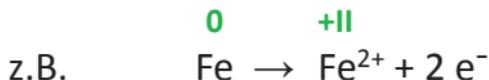


Oxidation und Reduktion

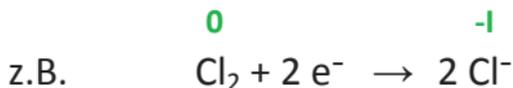
32



Oxidation: Abgabe von Elektronen (die **Oxidationszahl** wird größer)



Reduktion: Aufnahme von Elektronen (die **Oxidationszahl** wird kleiner)



Redoxreaktion: Reaktion, bei der Elektronen übertragen werden:



Das **Oxidationsmittel** oxidiert, d.h. es nimmt Elektronen auf und wird dabei selbst reduziert.

Das **Reduktionsmittel** reduziert, d.h. es gibt Elektronen ab und wird dabei selbst oxidiert.

Elektrolyse
Batterie/Galvan. Element

33

Elektrolyse:

Eine Redoxreaktion, die mit Hilfe einer Spannungsquelle durch Zufuhr von elektrischer Energie erzwungen wird (endoenergetisch).

Galvanisches Element:

Die Umkehrung der erzwungenen Redoxreaktion setzt elektrische Energie frei (exoenergetisch).

<p>Elektrolyse</p> <p>$\text{ZnI}_2 \rightarrow \text{Zn} + \text{I}_2 \quad \Delta E_i > 0$</p> <p>erzwungen</p>	<p>Galvanisches Element</p> <p>$\text{Zn} + \text{I}_2 \rightarrow \text{ZnI}_2 \quad \Delta E_i < 0$</p> <p>freiwillig</p>
---	---

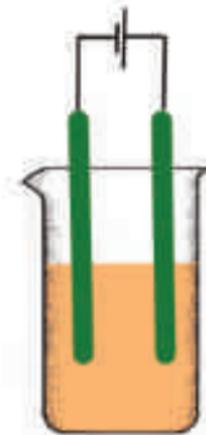
Elektrolyse Reaktionen

34

Elektrodenreaktionen bei der Elektrolyse:

Die Kathode (Minuspol) entlädt Kationen und gibt dabei Elektronen ab.

Kationen werden reduziert.



Die Anode (Pluspol) entlädt Anionen und nimmt dabei Elektronen auf.

Anionen werden oxidiert.



Ladungsausgleich in der Lösung geschieht durch Ionenwanderung

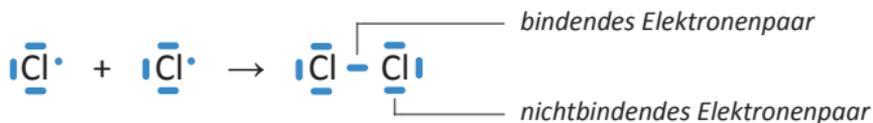
allgemein:

Die Oxidation findet an der Anode statt, die Reduktion an der Kathode. Dies gilt auch im Galvanischen Element.

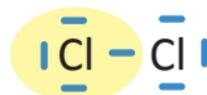
**Edelgasregel
Bildung von Molekülen**

35

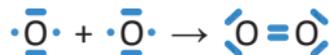
Wenn (gleiche oder verschiedene) Nichtmetallatome miteinander reagieren, findet **keine Ionenbildung** statt, sondern es entsteht eine **Atombindung** (= Elektronenpaarbindung, kovalente Bindung) durch gemeinsames Nutzen eines Elektronenpaares (= bindendes Elektronenpaar):



Die beteiligten Atome teilen sich ein Elektronenpaar und erreichen „jedes für sich“ die Edelgaskonfiguration (hier: **8 Valenzelektronen** = „Oktett“)



Bei einer Doppelbindung (bzw. Dreifachbindung) werden zwei (bzw. drei) Elektronenpaare gemeinsam genutzt. Jedes an der Bindung beteiligte Atom erreicht mit Hilfe der zusätzlichen Elektronen des Bindungspartners für sich den stabilen Edelgaszustand.



Orbitale

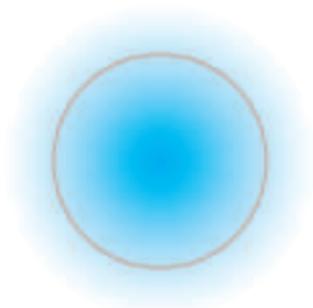
(Atomorbitale)

36

Orbital nennt man den Raum, in dem sich ein oder maximal zwei **Elektronen** mit hoher Wahrscheinlichkeit (i.d.R. 99,9%) aufhalten.

Das Atomorbital von Wasserstoff oder Helium ist kugelförmig, weitere Orbitale bei größeren Atomen haben andere Formen. Die Form der Orbitale ändert sich auch, wenn Atome Bindungen eingehen.

Orbitale innerhalb eines Atoms können einander durchdringen, ohne dass die Elektronen sich dadurch gegenseitig beeinflussen.

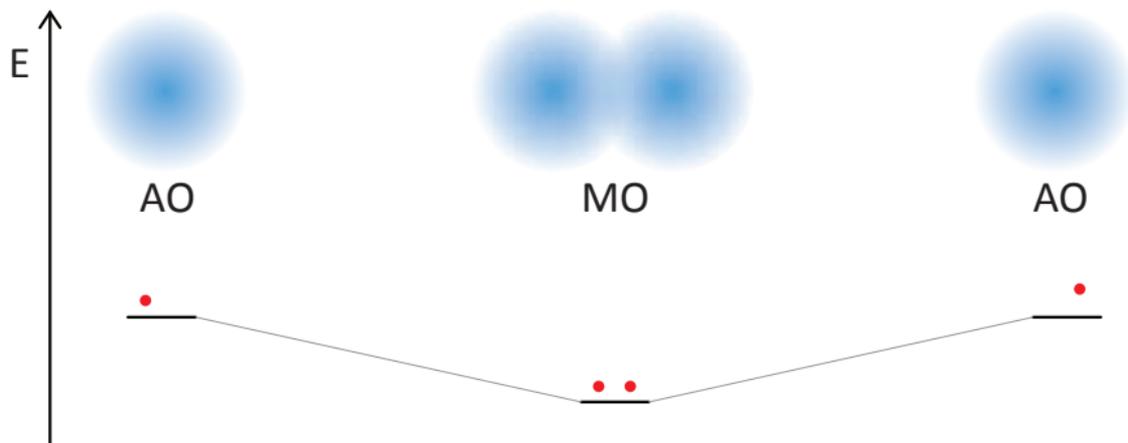


Orbitale

(Molekülorbitale)

37

Gehen zwei Atome eine Bindung ein, so überlappen sich zwei ihrer einfach besetzten Atomorbitale (AO) und bilden ein gemeinsames, doppelt besetztes Molekülorbital (MO), dessen Energieniveau tiefer liegt (= energetisch günstiger).

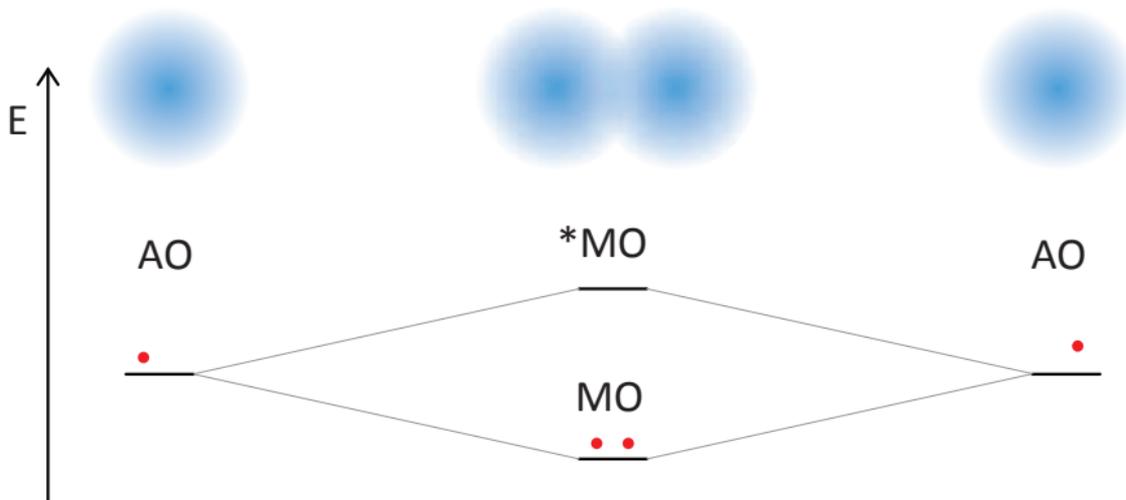


Orbitale

(antibindende Orbitale)

38

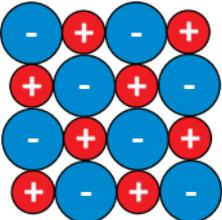
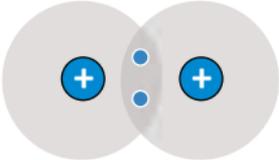
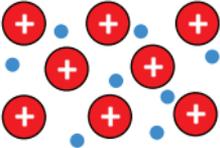
Genau genommen entsteht durch die Bindung weiterhin ein nicht besetztes antibindendes *MO, dessen Energieniveau um so viel höher als die ursprünglichen AO liegt, wie das MO tiefer.



Übersicht: Chemische Bindung

- Ionenbindung
- Atombindung
- Metallbindung

39

Bindungsart	Ionenbindung	Atombindung	Metallbindung
Bindungs-partner	Metallionen/ Nichtmetallionen	Nichtmetall- atome	Metallatome
Bindung durch	Anziehung von Kationen und Anionen (elektrostatisch)	Bindende Elektronenpaare 	„Elektronengas“ • zwischen den positiv geladenen Atomrümpfen 
	Ionengitter 	Moleküle  bzw. 	Metallgitter 

**Valenzstrichformel
(„Strukturformel“)**

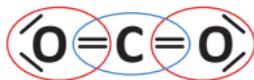
Valenzstrichformeln enthalten Striche zur Symbolisierung bindender und nichtbindender **Elektronenpaare** in Molekülen. Die Valenzstrichformel erlaubt die Andeutung von Bindungswinkeln. Es gilt stets die Edelgasregel



Beispiel **Wassermolekül** (gewinkelt)

O-Atom: Elektronenkonfiguration des Ne-Atoms

H-Atom: Elektronenkonfiguration des He-Atoms



Beispiel **Kohlenstoffdioxidmolekül** (linear)

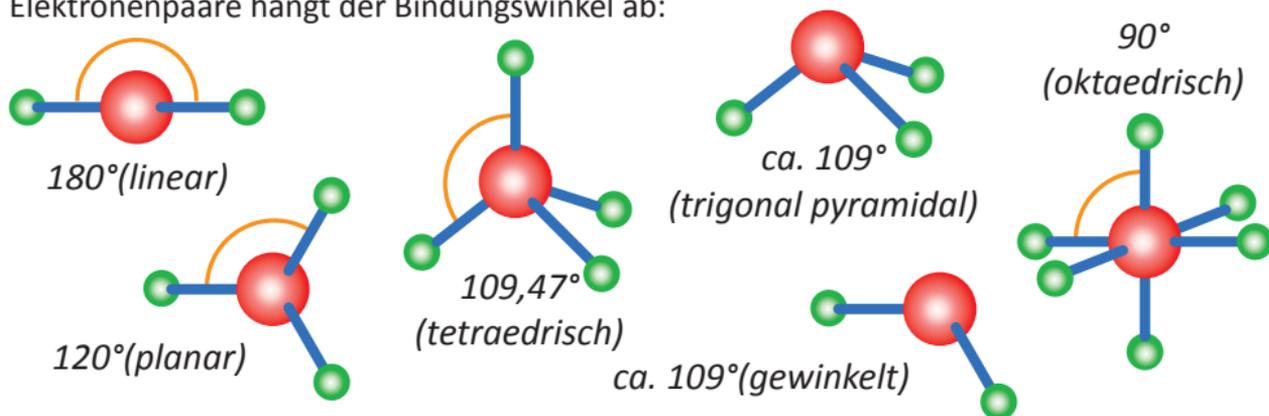
C-Atom: Elektronenkonfiguration des Ne-Atoms

O-Atom: Elektronenkonfiguration des Ne-Atoms

Molekülgeometrie

41

Die Geometrie von Molekülen (= räumlicher Bau) wird vor allem durch die gegenseitige Abstoßung von bindenden und nichtbindenden Elektronenpaaren an einem Atom bestimmt (EPA bzw. VSEPR). Von der Zahl der Bindungspartner bzw. nichtbindenden Elektronenpaare hängt der Bindungswinkel ab:



Abweichungen ergeben sich durch unterschiedlichen Raumbedarf von bindenden und nichtbindenden Elektronenpaaren, Einfach- und Doppelbindungen sowie unterschiedlich großen Bindungspartnern.

Struktur und physikalische Eigenschaften

Viele physikalische Eigenschaften von Stoffen sind durch die Wechselwirkungen ihrer Teilchen (und damit letztlich durch die Struktur der Teilchen) erklärbar.

Generell gilt:

- Je stärker die anziehenden WW zwischen den Teilchen, umso höher liegen **Siede- und Schmelzpunkte** und umso höher ist die **Viskosität** des entsprechenden Stoffes.
- Je stärker polar ein Teilchen ist, umso besser ist die **Wasserlöslichkeit** des entsprechenden Stoffes.

**Elektronegativität
Polare Bindung**

43

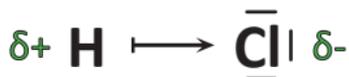
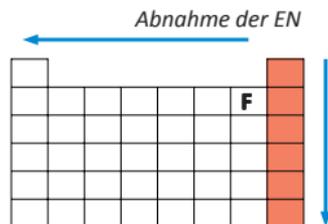
Elektronegativität (EN)

- EN ist die Eigenschaft der Atome, Bindungselektronen anzuziehen.
- Die EN hängt von der Kernladung und der Größe der Atome ab.
- Die EN ist eine relative Größe und hat keine Einheit.
- Die EN nimmt im PSA von links unten nach rechts oben zu:

In einer Atombindung zieht der Bindungspartner mit der höheren EN die Bindungselektronen stärker an.

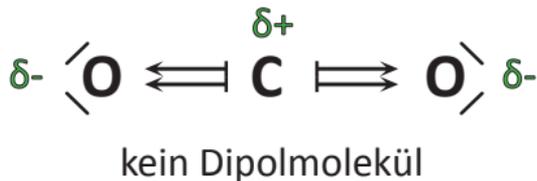
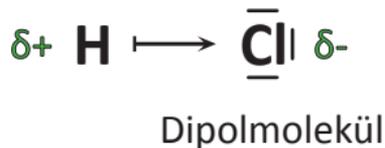
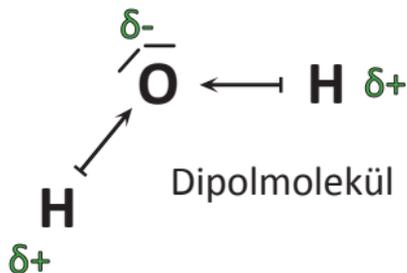
Dadurch wird die Bindung polar ($\text{H} \longrightarrow$), es entstehen

Partiellladungen ($\delta+$, $\delta-$). Die Atombindung ist umso polarer, je größer die Elektronegativitätsdifferenz der Bindungspartner (ΔEN) ist.



Dipolmoleküle

Ein Molekül ist genau dann ein Dipol, wenn sich die Ladungsverschiebungen der polaren Atombindungen nach außen hin nicht aufheben (= wenn der positive und der negative Ladungsschwerpunkt nicht zusammenfallen).



Zwischenmolekulare WW

London-Kräfte

Dipol-WW

Wasserstoffbrücken

45

London-Kräfte (London'sche Dispersionskräfte)

- sind Anziehungskräfte zwischen temporären (spontanen und induzierten) Dipolen
- steigen mit zunehmender Teilchenmasse und -oberfläche
- wirken zwischen allen Teilchen (auch unpolaren)

Dipol-Dipol-WW

- sind WW zwischen permanenten positiven und negativen Partialladungen von Dipolmolekülen (z.B. HCl)

Wasserstoffbrücken

- sind besonders starke Dipol-Dipol-WW
- sind bei geringer Molekülgröße die stärksten WW
- bestehen zwischen stark polarisiertem H-Atom (nur durch F, N und O) und einem nichtbindenden Elektronenpaar (eines F, N oder O-Atoms):



Autoprotolyse des Wassers

Wassermoleküle können ein Proton (= H^+ -Ion) auf ein anderes übertragen:



Dabei entstehen ein Oxoniumion und ein Hydroxidion.

Dieser Vorgang der Protonenübertragung (Protolyse) kann formal als Abfolge von Abtrennung (Dissoziation) und Anlagerung (Assoziation) des Protons verstanden werden.

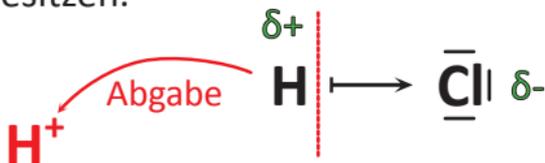
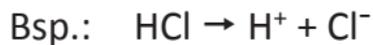
Er geschieht spontan, aber selten.

In Wasser liegen unter 10^{14} (= 100.000.000.000.000) Wassermolekülen je ein H_3O^+ und ein OH^- vor.

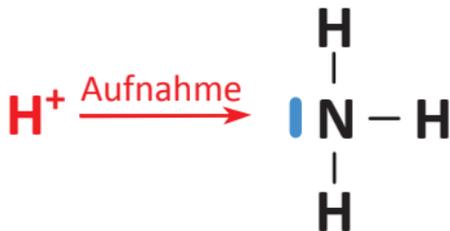
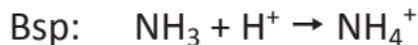
Säure und Base

Säure

Säuren sind Protonendonatoren, d.h. Teilchen, die ein H^+ -Ion abgeben können. Voraussetzung ist, dass sie ein hinreichend stark polar gebundenes Wasserstoffatom besitzen.

**Base**

Basen sind Protonenakzeptoren, d.h. Teilchen, die ein H^+ -Ion aufnehmen können. Voraussetzung ist, dass sie ein nichtbindendes Elektronenpaar besitzen.



saure Lösung

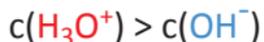
neutrale Lösung

alkalische Lösung

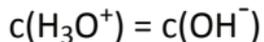
Säuren bilden durch Reaktion mit Wassermolekülen Oxoniumionen (H_3O^+), die für die Eigenschaften einer sauren Lösung verantwortlich sind.

z.B.: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$

Saure Lösungen enthalten mehr **Oxonium-** als **Hydroxidionen**:



Neutrale Lösungen enthalten gleich viele Teilchen beider Ionensorten:



Basen bilden durch Reaktion mit Wassermolekülen Hydroxidionen (OH^-), die für die Eigenschaften einer alkalischen Lösung verantwortlich sind.

z.B.: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

Alkalische Lösungen enthalten mehr **Hydroxid-** als **Oxoniumionen**:



Wichtige Säuren

49



Säure

HCl	Wasserstoffchlorid <i>(Lösung: „Salzsäure“)</i> <i>(Magensäure)</i>
HNO₃	Salpetersäure <i>(Dünger-, Sprengstoffherstellung)</i>
H₂SO₄	Schwefelsäure <i>(in Autobatterien)</i>
H₂CO₃	Kohlensäure <i>(in Erfrischungsgetränken)</i>
H₃PO₄	Phosphorsäure <i>(Dünger-, Getränkeherstellung)</i>
CH₃COOH	Essigsäure <i>(Konservierungsmittel)</i>

Säure-Anion

Cl ⁻	Chlorid
NO ₃ ⁻	Nitrat
SO ₄ ²⁻	Sulfat
CO ₃ ²⁻	Carbonat
PO ₄ ³⁻	Phosphat
CH ₃ COO ⁻	Acetat

Wichtige Basen

50



Base

NaOH

Natriumhydroxid
(in Rohrreiniger, Laugengebäck)

KOH

Kaliumhydroxid
(Abbeizen von Lacken)

Ca(OH)₂

Calciumhydroxid
(CO₂-Nachweis, Kalkmörtel)

NH₃

Ammoniak
*(Pferdemist, Haarfärbemittel,
überreifer Camembert,)*

Lösung

Natronlauge

Kalilauge

Kalkwasser

Ammoniakwasser

Neutralisation

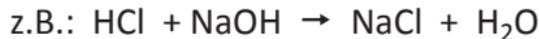
51



Bei einer **Neutralisation** findet ein Protonenübergang von **Oxoniumionen** auf **Hydroxidionen** unter Bildung von Wassermolekülen statt:



Bei der Reaktion äquivalenter Mengen einer starken Säure mit einer starken Base entsteht dabei eine neutrale Lösung (pH = 7)



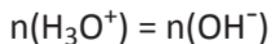
allg: „Säure + Base → Salz + Wasser“

Säure-Base-Titration

52

Quantitatives Verfahren zur Bestimmung einer unbekanntem Menge/Konzentration eines **gelösten Stoffs** (z.B. **Säure**) durch schrittweise Zugabe einer Lösung bekannter Konzentration eines **damit reagierenden Stoffs** (z.B. **Lauge**) bis zum **Äquivalenzpunkt (ÄP)**. Am ÄP liegen H_3O^+ und OH^- in gleicher Menge vor. Der ÄP muss auf geeignete Weise erkennbar sein, z.B. durch eine Änderung der Indikatorfarbe.

Am ÄP gilt für die Säure-Base-Titration



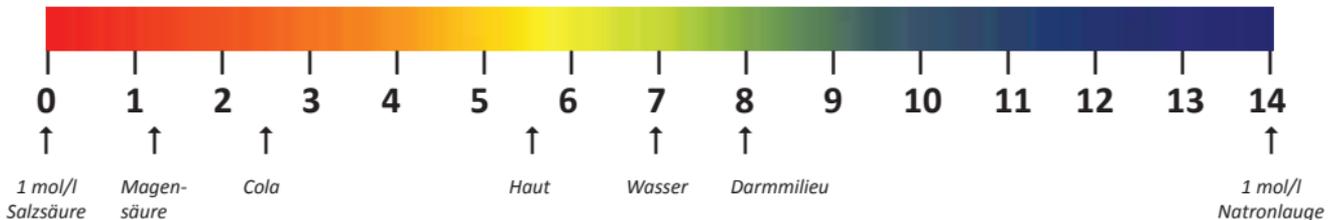
pH-Wert

53

Der pH-Wert ist ein Maß für die Konzentration der Oxoniumionen in einer wässrigen Lösung. Er ist damit ein Maß für den sauren, neutralen oder basischen Charakter der Lösung.

Es gilt: saure Lösung: $\text{pH} < 7$
neutrale Lösung: $\text{pH} = 7$
basische Lösung: $\text{pH} > 7$

pH-Skala, Färbung mit einer Universalindikatorlösung:



Achtung: Der pH-Wert ist kein Maß für die Säurestärke! Die Säurestärke bezieht sich nicht auf eine Lösung, sondern auf die Fähigkeit einer Säure, Protonen abzugeben.

Donator-Akzeptor-Prinzip

Protolysereaktion

Redoxreaktion

54

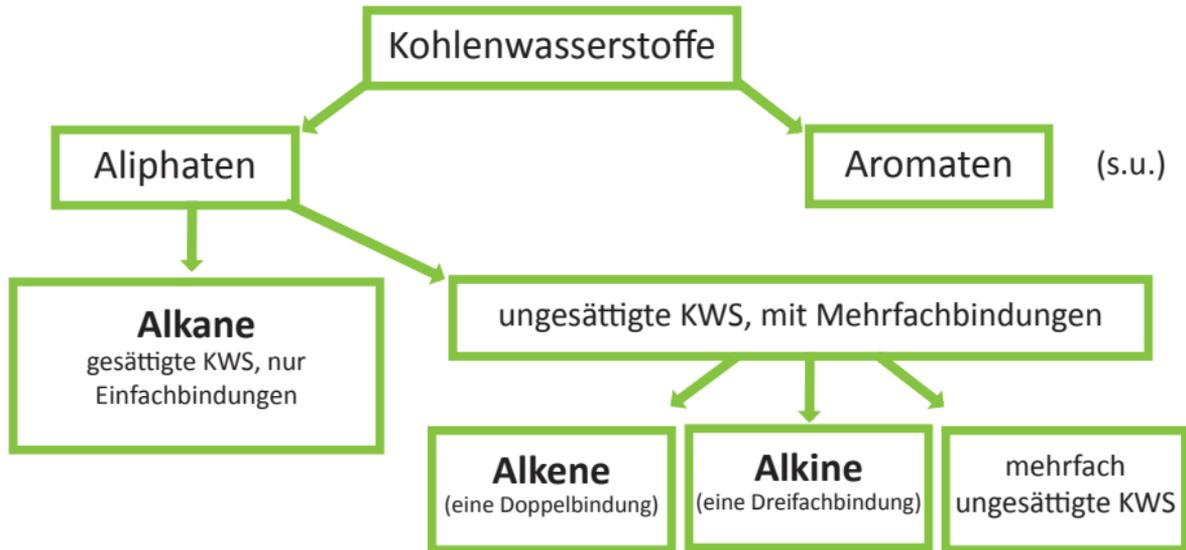
Fast alle chemischen Reaktionen können als **Donator-Akzeptor-Reaktionen** beschrieben werden:

- Protolyse-Reaktion: Protonenübergang
- Redox-Reaktion: Elektronenübergang

	Donator	Akzeptor
Protolysereaktion	Säure	Base
Redoxreaktion	Reduktionsmittel	Oxidationsmittel

Kohlenwasserstoffe

Kohlenwasserstoffe (KWS) sind nur aus C- und H-Atomen aufgebaut.



Alle Aliphaten können verzweigt, unverzweigt oder ringförmig sein.

Alkane

Homologe Reihe

57



In einer homologen Reihe werden Moleküle zusammengefasst, die sich nur in der Länge ihrer Ketten aus $-CH_2$ -Einheiten unterscheiden.

Beispiele für homologe Reihen:

Alkane; allgemeine Formel für das n-te Alkan der Reihe mit n Kohlenstoffatomen: C_nH_{2n+2}

Alkene: C_nH_{2n}

Alkine: C_nH_{2n-2}

Methan	CH_4
Ethan	C_2H_6
Propan	C_3H_8
Butan	$C_4H_{10} \dots$

Ethen	C_2H_4
Propen	C_3H_6
Buten	C_4H_8
Penten	$C_5H_{10} \dots$

Ethin	C_2H_2
Propin	C_3H_4
Butin	C_4H_6
Pentin	$C_5H_8 \dots$

Isomerie

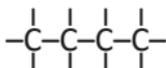
Isomere

unterschiedliche Verbindungen mit
gleicher Summenformel

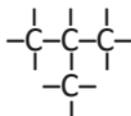


Konstitutionsisomere (Strukturisomere)

unterschiedliche Verknüpfung der
Atome, z.B.:



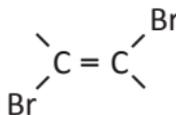
n-Butan



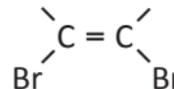
2-Methylpropan

Stereoisomere

unterschiedliche Anordnung der
Atome im Raum, z.B. E/Z-Isomerie:



E-1,2-Dibromethen



Z-1,2-Dibromethen

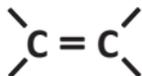
Funktionelle Gruppen

59

Funktionelle Gruppen bestimmen mit ihren Eigenschaften das Reaktionsverhalten organischer Verbindungen.

Wichtige funktionelle Gruppen und ihre Stoffgruppen sind:

Doppelbindung



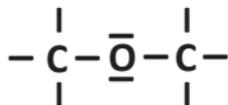
(Alkene)

Dreifachbindung



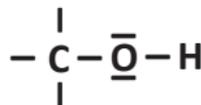
(Alkine)

Etherbrücke



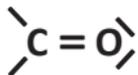
(Ether)

Hydroxygruppe



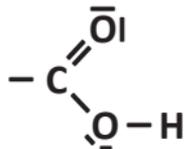
(Alkohole)

Carbonylgruppe



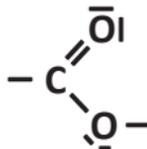
(Aldehyde, Ketone)

Carboxylgruppe



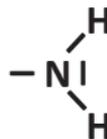
(Carbonsäuren)

Esterbrücke



(Ester)

Aminogruppe



(Amine)

Darstellungsformen für organische Moleküle

60

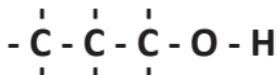
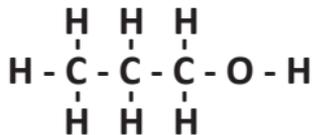
Beispiel: Propan-1-ol

Summenformel: **C₃H₇OH**

Halbstrukturformel: **CH₃-CH₂-CH₂-OH**

Valenzstrichformel:

vereinfachte Valenzstrichformel:

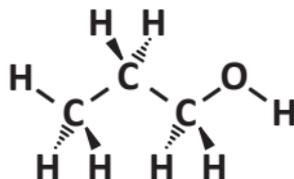


Gerüstformel/Skelettformel:

(es werden nur Bindungen zwischen C-Atomen sowie beteiligte Heteroatome geschrieben)



Keilstrichformel:



**Wichtige sauerstoffatomhaltige
organische Verbindungen**

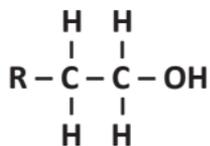
61



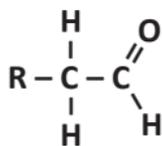
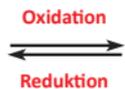
Methanol	Treibstoff
Ethanol	Genussmittel, Brennstoff, Lösungsmittel
Hexan-1,2,3,4,5,6-hexol (Sorbit)	Zuckeraustauschstoff
Methanal (Formaldehyd)	Ausgangsstoff für Kunststoffe, Konservierungsmittel (Anatomie)
Propanon (Aceton)	Lösungsmittel
Methansäure (Ameisensäure)	Bestandteil von Ameisen- und Brennesselgift
Ethansäure (Essigsäure)	Essig, Konservierungsmittel
Fruchtester	Bestandteil natürlicher Aromen

Redoxverhalten der organischen Sauerstoffverbindungen

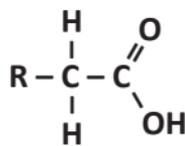
62



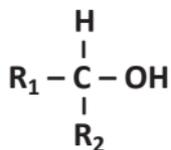
primärer Alkohol



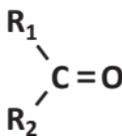
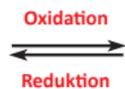
Aldehyd



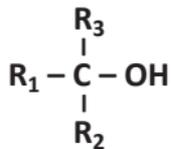
Carbonsäure



sekundärer Alkohol



Keton

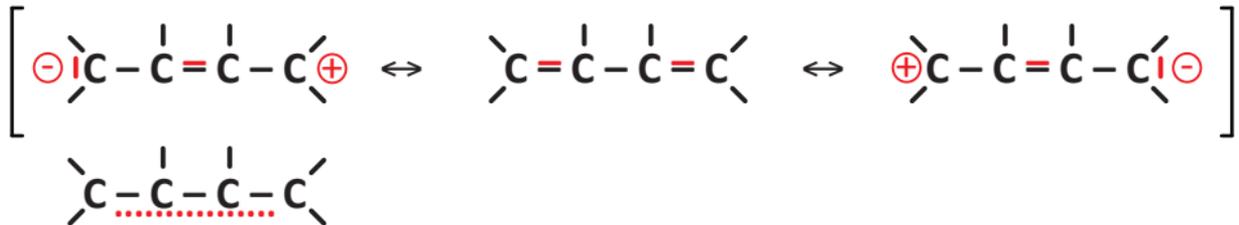


tertiärer Alkohol



Mesomerie

In konjugierten Systemen (d.h. Einfach- und Doppelbindungen wechseln sich ab) sind die bindenden Elektronen der π -Bindungen über den gesamten Bereich verteilt. Die Lage der Elektronen kann nicht als Valenzstrichformel angegeben werden. Zur Beschreibung nutzt man eine gestrichelte Linie oder die Grenzformeln, zwischen denen sich der mesomere Zustand befindet. Man spricht von **mesomeren oder delokalisierten Systemen**.



Die Grenzformeln werden innerhalb einer eckigen Klammer durch den **Mesomeriepfeil** voneinander getrennt.

Achtung: Sigmapbindungen sind nie von Mesomerie betroffen.

Nachweisreaktionen für Aldehyde

64

Fehling'sche Probe:

Eine alkalische wässrige Lösung von Kupfer-(II)-sulfat wird bei vorsichtigem Erhitzen durch Aldehyde zu rotem Kupfer-(I)-oxid (Cu_2O) reduziert (ziegelroter Niederschlag).

Silberspiegelprobe:

In einer ammoniakalischen Silbernitratlösung (Tollens Reagens) werden bei vorsichtigem Erhitzen Silber-(I)-Ionen durch Aldehyde zu metallischem Silber reduziert (Silberspiegel an der Wand des Glases).

Ketone reagieren jeweils nicht, unter Umständen aber andere reduzierende Stoffe.



Elektrophile

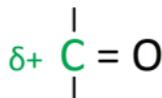
Nucleophile

Radikale

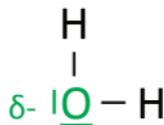
65



Elektrophile Teilchen haben an einer Stelle ein **Elektronendefizit**, sind also positiv geladen oder polarisiert.

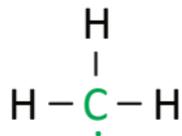


Nucleophile Teilchen haben an einer Stelle einen **Elektronenüberschuss**, sind also negativ geladen oder polarisiert. Sie haben mindestens ein nichtbindendes Elektronenpaar.



Elektrophile Teilchen (Elektronenakzeptoren) reagieren stets mit Nucleophilen Teilchen (Elektronendonatoren).

Radikale sind Teilchen mit mindestens einem **ungepaarten Elektron**. Radikale sind besonders reaktiv.



organische Reaktionstypen:

Substitution

66

Organische Verbindungen mit Einfachbindungen (Alkane, Alkohole, Halogenalkane) haben die Tendenz zu Substitutionsreaktionen. Dabei werden Bindungspartner gegeneinander ausgetauscht (hier: H gegen Br).

z.B. Radikalische Substitution bei Alkanen



Der Mechanismus der Radikalischen Substitution läuft in drei Schritten ab:

- Startreaktion (Bildung des Radikals, z.B. durch Lichtenergie)
- Ketten(fortgangs)reaktion
- Abbruchreaktion (Kombination zweier Radikale)

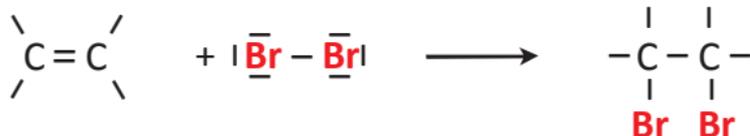
organische Reaktionstypen:

Addition

67

Organische Verbindungen mit Mehrfachbindungen (Alkene, Alkine, Carbonylverbindungen) gehen Additionsreaktionen ein. Dabei werden Bindungspartner zusätzlich gebunden.

z.B. Elektrophile Addition bei Alkenen



Der Mechanismus der Elektrophilen Addition läuft in zwei Schritten ab:

- Angriff des elektrophilen Teilchens an der Doppelbindung
(hier: $\delta^+ \text{Br}-\text{Br} \delta^-$, Bildung eines cyclischen Kations als Zwischenstufe)
- Nucleophiler Angriff (hier: durch Br^-)

organische Reaktionstypen:

Kondensation und Hydrolyse

68

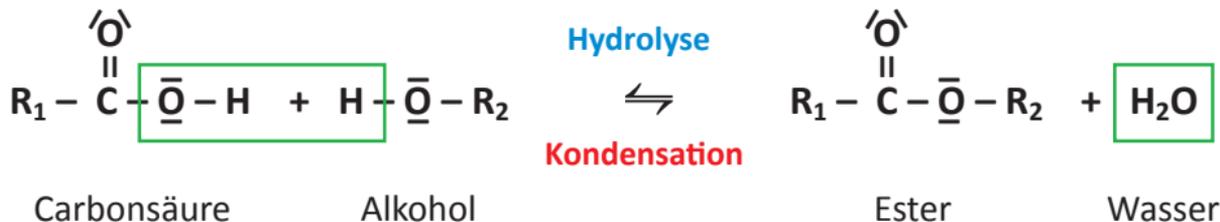
Kondensation:

Zwei Moleküle verbinden sich miteinander unter Abspaltung eines kleinen Moleküls (z.B. Wasser bei der Esterbildung)

Hydrolyse:

Spaltung einer Verbindung durch Reaktion mit Wasser (z.B. Esterspaltung)

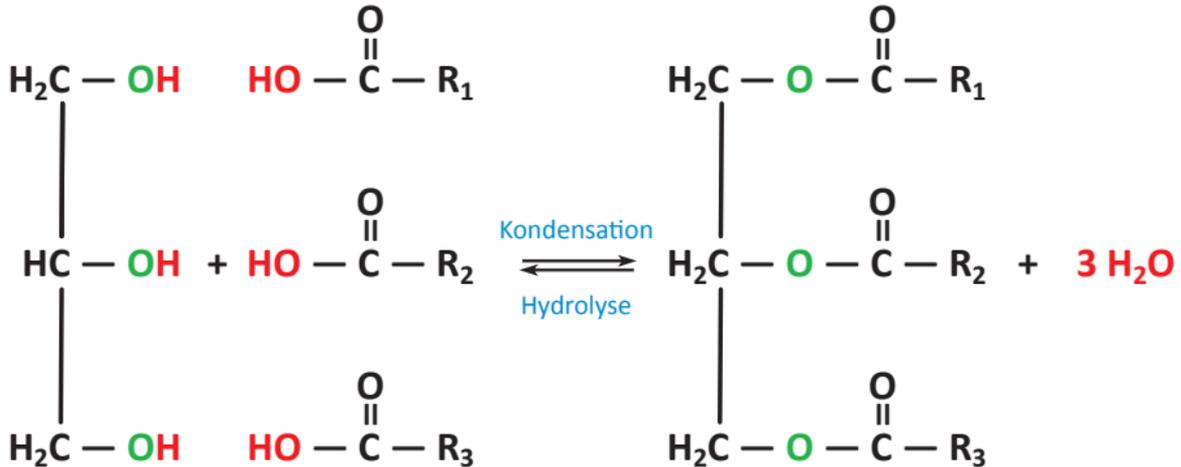
Veresterung/Esterkondensation \rightleftharpoons Esterspaltung/Esterhydrolyse



Fette

69

Fette sind Triacylglyceride, d.h. Ester aus Glycerin und drei Fettsäuren. Fettsäuren sind meist langkettige (mindestens C₄, oft C₁₆ bis C₂₀), gesättigte oder ungesättigte Carbonsäuren.



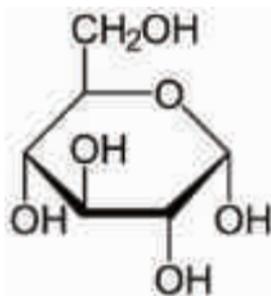
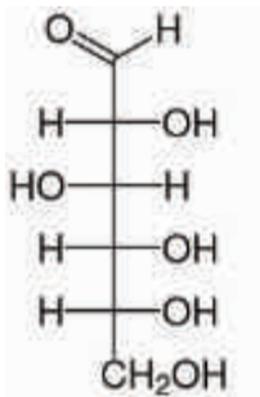
Kohlenhydrate:

Monosaccharide

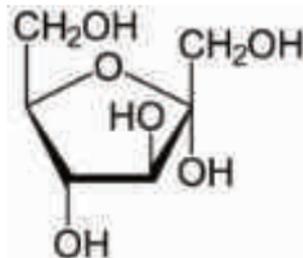
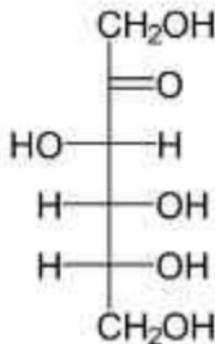
70

Monosaccharide (Einfachzucker) sind Polyhydroxyaldehyde (Aldosen) oder Polyhydroxyketone (Ketosen).

Bedeutende Beispiele:



offenkettig ringförmig
Glucose (Traubenzucker)



offenkettig ringförmig
Fructose (Fruchtzucker)

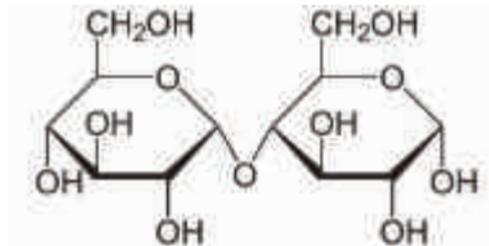
Kohlenhydrate:

Disaccharide

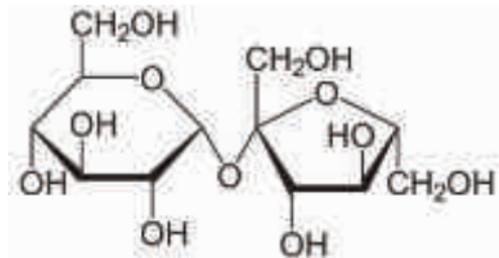
71

Disaccharide (Doppelzucker) entstehen durch glycosidische Verknüpfung (Kondensation) aus zwei Monosacchariden.

Bedeutende Beispiele:



Maltose (Malzzucker) aus zwei Molekülen α -Glucose



Saccharose (Haushaltszucker) aus α -Glucose und β -Fructose

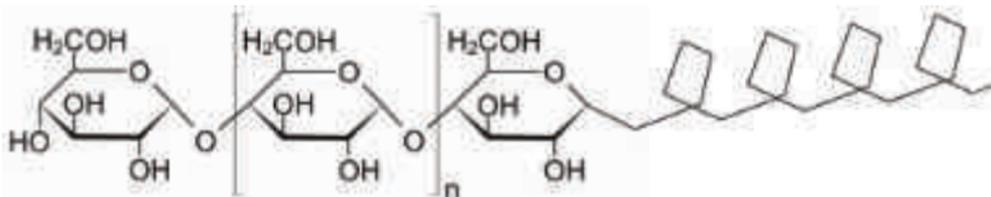
Kohlenhydrate:

Polysaccharide

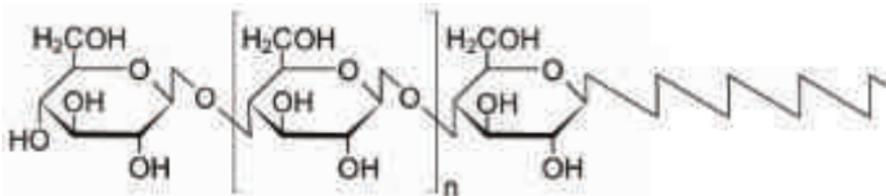
Polysaccharide sind lange Ketten aus glycosidisch miteinander verknüpften Monoaschariden.

Bedeutende Beispiele:

Amylose (Stärke, spiralförmige Ketten aus α -Glucose)



Cellulose (gestreckte Ketten aus β -Glucose)

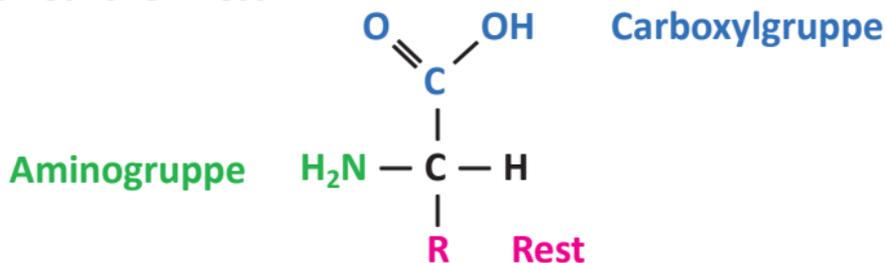


Aminosäuren

73

Aminosäuren sind allgemein Carbonsäuren mit Aminogruppe.

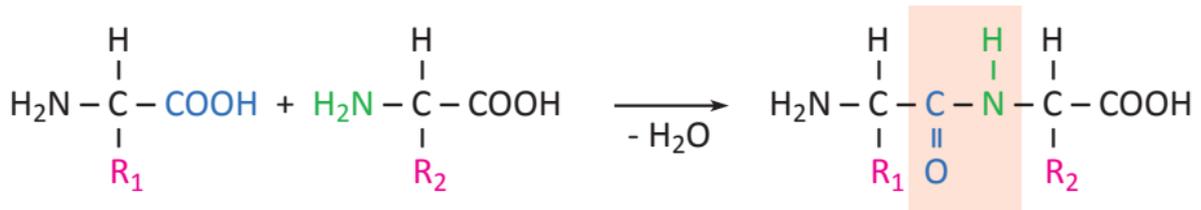
Im engeren Sinne versteht man darunter meist die 20 biogenen („proteinogenen“) α -L-Aminosäuren (2-Aminocarbonsäuren), aus denen die Proteine aufgebaut sind. Sie unterscheiden sich durch ihren jeweils unterschiedlichen Rest.



α bezeichnet die Position der Aminogruppe am ersten C-Atom nach der Carboxylgruppe, L kennzeichnet die Stellung der Aminogruppe links in der Fischer-Projektion.

Proteine

Proteine (Eiweiß) sind biologische Makromoleküle, die durch Verknüpfung von Aminosäuren (**Peptidbindung**, Kondensation) gebildet werden:



- **Primärstruktur:** Reihenfolge der Aminosäuren (AS-Sequenz)
- **Sekundärstruktur:** Regelmäßige, geordnete Strukturen der Kette, die durch Wasserstoffbrücken zwischen den Peptidgruppen stabilisiert werden (v.a. α -Helix und β -Faltblatt)
- **Tertiärstruktur:** Übergeordnete räumliche Anordnung der Kette, durch WW zwischen den Resten stabilisiert
- **Quartärstruktur:** Verbindung mehrerer Ketten zu einem Gesamtprotein

Chemisches Gleichgewicht

Unter dem Chemischen Gleichgewicht versteht man den Zustand, dass in einem System Hin- und Rückreaktion ständig und mit gleicher Reaktionsrate ablaufen. Alle Konzentrationen bleiben konstant.

Somit ist von außen keine Veränderung beobachtbar, auf Teilchenebene finden die Reaktionen aber laufend statt (dynamisches Gleichgewicht).



In Gleichgewichtsreaktionen wird der Gleichgewichtspfeil (\rightleftharpoons) geschrieben

Insbesondere Reaktionen, die in homogenen Systemen ablaufen (alle Reaktanden in der Gasphase oder alle Reaktanden in der flüssigen Phase), sind im allgemeinen Gleichgewichtsreaktionen.

Massenwirkungsgesetz

76

Für den Gleichgewichtszustand einer Reaktion gilt das Massenwirkungsgesetz (MWG). Es besagt, dass die Eduktkonzentrationen und die Produktkonzentrationen in einem festen Verhältnis stehen, ihr Quotient (Produkte/Edukte) ist konstant (Gleichgewichtskonstante K).



$$\frac{c^2(\text{NH}_3)}{c^3(\text{H}_2) \cdot c(\text{N}_2)} = K$$

Koeffizienten der Gleichung gehen in das MWG als Exponenten ein.

Die Gleichgewichtskonstante ist abhängig von den äußeren Bedingungen, Druck und Temperatur.