

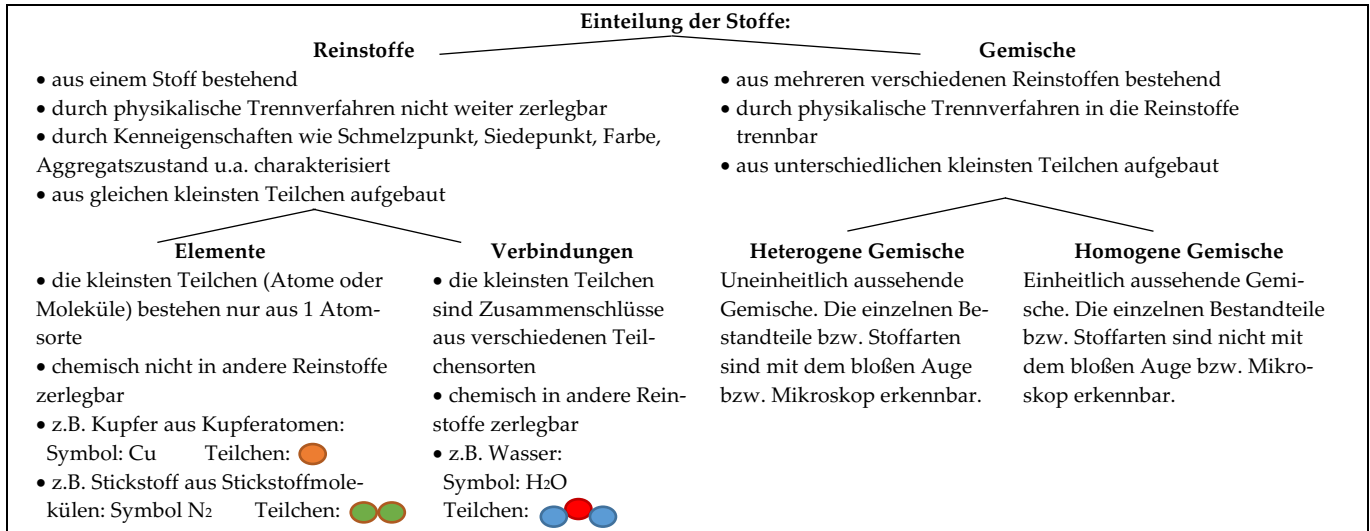
Grundbegriffe aus der Chemie Jahrgangsstufe 9 MuG

Wolfram-von-Eschenbach-Gymnasium Schwabach

Anmerkung: normal gedruckte Begriffe/ Zusammenhänge: für die jeweilige Jahrgangsstufe

fett gedruckt Begriffe/ Zusammenhänge: „Dauergrundwissen“; Tipp: geeignet zum Anlegen von Karteikarten

✂



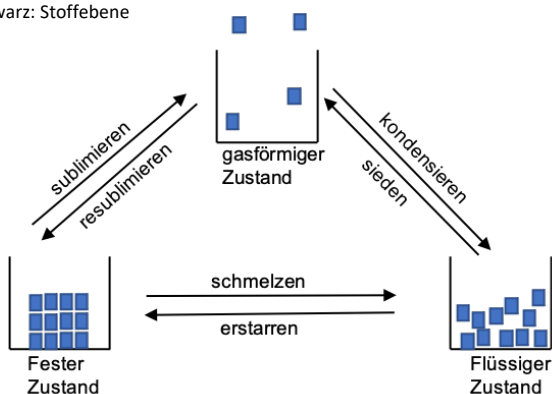
Einteilung der Gemische:

Aggregatzustände der Bestandteile	Homogene Gemische (Fachbegriff + Beispiel)	Heterogene Gemische (Fachbegriff + Beispiel)
gasförmig - gasförmig (g - g)	Gasgemisch z.B. Luft	-----
flüssig - gasförmig (l - g)	Lösung z.B. Seewasser	Nebel, Schaum z.B. Bierschaum
flüssig - flüssig (l - l)	Lösung z.B. Wein	Emulsion z.B. Milch
fest - flüssig (s - l)	Lösung z.B. Salzwasser	Suspension z.B. Schmutzwasser
fest - fest (s - s)	Legierung z.B. Messing (Kupfer und Zink) oder Bronze (Kupfer und Zinn)	Feststoffgemisch, Gemenge z.B. Granit
fest - gasförmig (s - g)	Lösung z.B. Wasserstoff-Platin	Rauch z.B. Autoabgase, Zigarettenrauch

Phasensymbole: g (engl. gas) gasförmig, l (engl. liquid) flüssig, s (engl. solid) fest, aq (lat. aqua) gelöst in Wasser

Aggregatzustände im Teilchenmodell und Übergänge

Blau: Teilchenebene
Schwarz: Stoffebene



Wichtige Definitionen

Stoffebene: beschreibt den sichtbaren Bereich

Teilchenebene: Gedankenreise in den unsichtbaren Bereich der Stoffe -> Veranschaulichung durch Modelle (z.B. Teilchenmodell)

Stoffeigenschaften

1. Siedetemperatur, Schmelztemperatur
2. Dichte
3. Härte
4. Elektrische Leitfähigkeit
5. Löslichkeit

Trennung von Gemischen und genutzte Eigenschaftsunterschiede

1. Sedimentieren, Zentrifugieren -> Dichte
2. Abdampfen, Destillieren -> Siedetemperatur (Destillat)
3. Filtrieren -> Partikelgröße (Filtrat, Rückstand)
4. Extrahieren -> Löslichkeit
5. Chromatografie -> verschiedene Haftung der Bestandteile an der stationären Phase.

Gasnachweise

Glimmspanprobe (ein glimmender Holzspan flammt in der Gasprobe erneut auf) -> Sauerstoff

Kalkwasserprobe (die Einleitung von Gas in Kalkwasser führt zur weißen Trübung) -> Kohlenstoffdioxid

Knallgasprobe (Flamme an die Öffnung eines mit Gas gefüllten Reagenzglases führt zu pfeifendem Geräusch) -> Wasserstoff

Chemische Reaktionen:

Vorgang, bei dem aus einem oder mehreren Reinstoffen ein oder mehrere neue Reinstoffe entstehen.

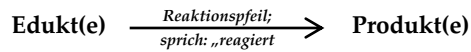
Kennzeichen:

- Stoffumwandlung
- Energieumsatz
- Massenerhaltung des Gesamtsystems
- Energieerhaltung des Gesamtsystems

Darstellung chemischer Reaktionen:

Reaktionsschema/ Wortgleichung:

Darstellung einer chemischen Reaktion in Worten in folgender Form:



Beispiel: Wasserstoff + Sauerstoff \rightarrow Wasser

Reaktionsgleichung:

Wie Reaktionsschema, nur werden chemischen Symbole verwendet. Die Reaktionsgleichung gibt an, in welchem kleinstmöglichen ganzzahligen Verhältnis die Teilchen miteinander reagieren bzw. entstehen.

Beispiel: $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$

Reaktionstypen

Synthese

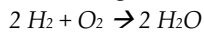
Reaktion, bei der aus mehreren Edukten ein Produkt entsteht.

Beispiel:

Wortgleichung:

Wasserstoff + Sauerstoff \rightarrow Wasser

Reaktionsgleichung:



Analyse

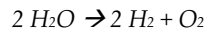
Reaktion, bei der ein Edukt in mehrere Produkte zerlegt wird.

Beispiel:

Wortgleichung:

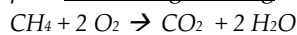
Wasser \rightarrow Wasserstoff + Sauerstoff

Reaktionsgleichung:



Umsetzung:

Reaktion, bei der aus mehreren Edukten mehrere Produkte entstehen. Beispiel: Reaktionsgleichung



Energiebeteiligung bei chemischen Reaktionen:

Innere Energie

Der gesamte Energievorrat im Inneren eines Stoffes oder Stoffgemisches.

[E_i] = kJ.

Reaktionsenergie

Die Reaktionsenergie entspricht der Änderung der inneren Energie ΔE_i während einer chemischen Reaktion.

Es gilt: ΔE_i = E_i (Produkte) – E_i (Edukte)

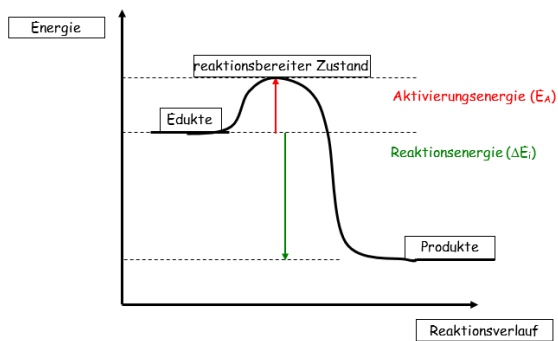
Aktivierungsenergie E_A

Energie, die zum Auslösen einer chemischen Reaktion benötigt wird, um die Stoffe in einen reaktionsbereiten instabilen Zustand zu bringen.

Katalysator

Stoff, der eine Reaktion beschleunigt, indem er die Aktivierungsenergie herabsetzt; er geht unverändert aus der Reaktion hervor.

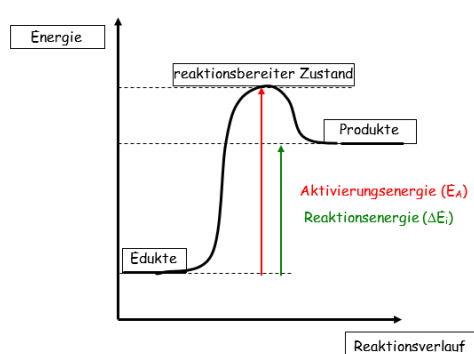
Exotherme Reaktion: Energiediagramm



Reaktion, bei der Energie an die Umgebung abgegeben (frei) wird.

$$E_i (\text{Edukte}) > E_i (\text{Produkte}) \Rightarrow \Delta E_i < 0$$

Endotherme Reaktion: Energiediagramm



Reaktion, bei der Energie aus der Umgebung aufgenommen wird.

$$E_i (\text{Edukte}) < E_i (\text{Produkte}) \Rightarrow \Delta E_i > 0$$

Kleinste Teilchen

Atom

Kleinste Teilchen aus Stoffen bestehen können.

z.B. Kupfer aus Kupferatomen

Molekül

Verbände aus Nichtmetall-Atomen, die bei Elementen aus gleichartigen, bei Verbindungen aus verschiedenartigen Atomsorten bestehen.

z.B. Stickstoffmolekül: Verband aus 2 Stickstoffatomen:

z.B. Wassermolekül: Verband aus 2 Wasserstoffatomen und 1 Sauerstoffatom:

Ion

Elektrisch geladenes Teilchen.

Es gibt Atom-Ionen (z.B. Na⁺-Ion, Cl⁻-Ion) und Molekülionen (OH⁻-Ion, H₃O⁺-Ion); Kationen sind positiv, Anionen sind negativ geladen.

Periodensystem der Elemente (PSE)

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H							He
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

 ≙ Metalle
 ≙ Halbmetalle
 ≙ Nichtmetalle

 Periodennummer
 Gruppennummer

Im PSE sind die Elemente nach steigender **Protonenzahl (Kernladungs- oder Ordnungszahl)** so angeordnet, dass Elemente mit gleicher Valenzelektronenzahl untereinander stehen. Die **Hauptgruppennummer** entspricht der Anzahl an Valenzelektronen (Ausnahme Helium). Die **Periodennummer** entspricht der Anzahl an besetzten Schalen im Atom.

Benennung von Verbindungen

Verbindung von Nichtmetallatomen => **molekulare Verbindung** (→ Molekülformel)

Allg. Regel

- Symbole nebeneinander schreiben (Reihenfolge der Symbole: C, P, N, H, S, I, Br, Cl, O, F)
- Bei **Molekülformeln** werden die Indices durch **vorgestellte** griechische Zahlenwörter angegeben.
- Name der ersten Atomart aus dem PSE ablesen
- zweite Atomart mit griechischer/lateinischer Bezeichnung (s.u.)
- In der Regel wird vor dem ersten Elementnamen auf die Bezeichnung Mono- verzichtet.

Trivialnamen mit Formeln

Wasser	H ₂ O
Ammoniak	NH ₃
Methan	CH ₄
Ozon	O ₃
Wasserstoffperoxid	H ₂ O ₂

Griech. Zahlenvorsilben:

1 => mono-	6 => hexa-
2 => di-	7 => hepta-
3 => tri-	8 => octa-
4 => tetra-	9 => nona-
5 => penta-	10 => deca-

Griech. /lateinische Bezeichnung der 2. Atomart:

-hydrid	Verbindung mit Wasserstoff	-fluorid	Verbindung mit Fluor
-oxid	Verbindung mit Sauerstoff („oxigenium“)	-chlorid	Verbindung mit Chlor
-sulfid	Verbindung mit Schwefel	-bromid	Verbindung mit Brom
-nitrid	Verbindung mit Stickstoff („nitrogenium“)	-iodid	Verbindung mit Iod
-carbid	Verbindung mit Kohlenstoff		

Benennung von Verbindungen

Verbindung, die bei der Reaktion von Metall und Nichtmetall entsteht => **Salz** (→ Verhältnisformel)

Verhältnisformel beschreibt das Zahlenverhältnis von Kationen und Anionen im Ionengitter. In der Verhältnisformel sind positive und negative Ladungen ausgeglichen.

Allg. Regel der Reihenfolge der Symbole

- Symbole nebeneinander schreiben (Symbol des Metallkations vor das des Anions)
- Die Verhältnisformel ergibt sich aus den Ladungszahlen der Ionen, die aus dem PSE der Ionen abgelesen werden können. Die Ionenladungszahlen werden durch kleinst mögliche Multiplikatoren ausgeglichen. Diese Multiplikatoren entsprechen den Indices.
- In der Verhältnisformel werden die Ionenladungen weggelassen.
- Benennen des Salzes: Name des Anions wird an den des Kations angehängt. Gibt es bei Kationen mehrere Ionenarten, gibt man den Zahlenwert der Ionenladung als römische Ziffer in Klammern nach dem Metallnamen an.

Beispiele: *Blei(IV)-oxid PbO₂; Eisen(II)-chlorid FeCl₂; Eisen(III)-chlorid FeCl₃
Natriumsulfat Na₂SO₄; Aluminiumnitrat Al(NO₃)₃*

Häufige Molekülonen und ihre Formeln

Sulfat-Ion	SO ₄ ²⁻
Carbonat-Ion	CO ₃ ²⁻
Nitrat-Ion	NO ₃ ⁻
Nitrit-Ion	NO ₂ ⁻
Phosphat-Ion	PO ₄ ³⁻
Hydroxid-Ion	OH ⁻
Ammonium-Ion	NH ₄ ⁺

Aufstellen von Reaktionsgleichungen

Regeln:

1. Symbole der Edukte und Produkte in der Reaktionsgleichung angeben.
2. **Verbindungsformeln** aufstellen.
3. **Elemente**, die nur als zweiatomige Moleküle vorkommen, bekommen den Index 2. (H, N, O, die Elemente der VII. Hauptgruppe). **Nach der abgehandelten Regel 3 werden INDICES NICHT MEHR VERÄNDERT!**
4. Ausgleich der Atomzahlen links und rechts vom Reaktionspfeil durch **Koeffizienten VOR** der Formel.

Beispiel:

Aluminium verbrennt zu Aluminiumoxid

1. $Al + O \rightarrow AlO$
2. $Al + O \rightarrow Al_2O_3$
3. $Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$
4. $4 Al + 3 O_2 \rightarrow 2 Al_2O_3$

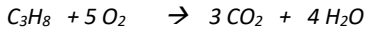
Alkane sind molekulare Stoffe

Alkane sind Kohlenwasserstoffe, die die allgemeine Formel C_nH_{2n+2} erfüllen.

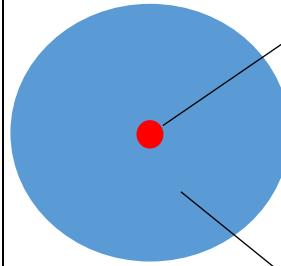
Methan	CH_4	Heptan	C_7H_{16}
Ethan	C_2H_6	Octan	C_8H_{18}
Propan	C_3H_8	Nonan	C_9H_{20}
Butan	C_4H_{10}	Decan	$C_{10}H_{22}$
Pentan	C_5H_{12}	Undecan	$C_{11}H_{24}$
Hexan	C_6H_{14}	Dodecan	$C_{12}H_{26}$

Alkane verbrennen mit ausreichend Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid und Wasser.

Beispiel: Verbrennung von Propan



Atombau: Atome bestehen aus den Elementarteilchen Protonen, Neutronen und Elektronen.



Atomkern aus positiv geladenen Protonen (p^+) und ungeladenen Neutronen (n^0); ihre Summe ist die Nukleonenzahl.

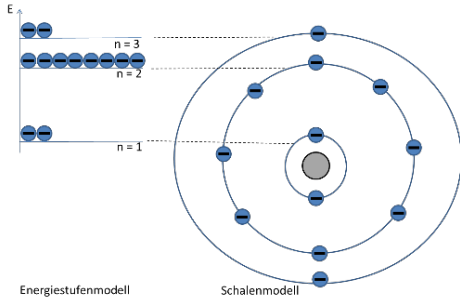
Die Atomhülle enthält negativ geladene Elektronen (e^-).

Isotope: Atome mit gleicher Protonen-, aber unterschiedlicher Neutronenzahl.

Schalen- bzw. Energiestufenmodell der Atomhülle:

Die Atomhülle ist in Energiestufen (Schalen) gegliedert, die von den vorhandenen Elektronen besetzt werden.

Bsp.: Magnesiumatom mit 12 Elektronen

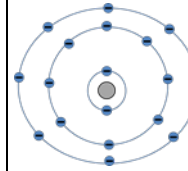


Ionisierungsenergie: Energie, die zum Entfernen eines Elektrons aus einem Atom oder Ion benötigt wird.

Valenzelektronen: Elektron(en) auf der höchsten besetzten Energiestufe bzw. äußersten besetzten Schale.

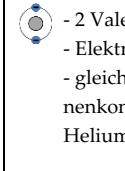
Edelgaskonfiguration: Elektronen-„duplett“ oder -„oktett“; stabile Elektronenkonfiguration eines Kations oder Anions auf der äußersten besetzten Energiestufe, die gleich der eines Edelgases ist.

Beispiel: Chlor-Anion Cl^-



- 8 Valenzelektronen
- Elektronenoktett
- gleich der Elektronenkonfiguration von Argon

Beispiel: Lithium-Kation Li^+

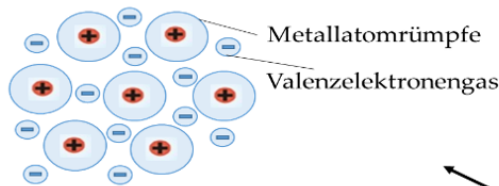


- 2 Valenzelektronen
- Elektronenduplett
- gleich der Elektronenkonfiguration von Helium

Elektronenkonfiguration: Anordnung der Elektronen in der Atomhülle.

Metallbindung:

Chemische Bindung, die in Metallen zwischen positiv geladenen Metallatomrümpfen und dem „Valenzelektronengas“ wirkt.



Ionenbindung: Chemische Bindung, die in Salzen als


elektrostatische Anziehungskraft zwischen den verschiedenartig geladenen Kationen und Anionen wirkt und zur Ausbildung eines regelmäßigen Ionengitters führt.



Verhältnisformel: Sie gibt das Teilchenzahlenverhältnis in einer bestimmten Verbindung an (Oft das Teilchenverhältnis der Ionen in Salzen) Beispiel: Al_2S_3 Aluminiumkationen und Schwefelanionen im Verhältnis 2 : 3

chemische Bindung

Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen

Relative Atommasse m_a	Die Masse eines Atoms wird in der atomaren Masseneinheit u angegeben, die als $\frac{1}{12}$ der Masse eines ^{12}C -Atomes definiert ist. ($1 u = 1,661 \cdot 10^{-24} \text{g}$)	
Molekülmasse m_M	Die Masse eines Moleküls ist die Summe der Massen der gebundenen Atome in u . Beispiel: $m_M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot m_a(\text{H}) + m_a(\text{O}) = 2 \cdot 1,01 u + 16 u = 18,02 u$	
Mol	Ein Mol ist die Stoffmenge n (Einheit: [mol]) einer Stoffportion, die aus $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen (Atomen, Molekülen, Ionen) besteht.	Veranschaulichung: 1 mol 
Teilchenzahl eines Mols N_A (Avogadro-Konstante)	Die Avogadro-Konstante ist der Quotient aus der Teilchenzahl einer Stoffportion und der Stoffmenge dieser Stoffportion: $N_A(x) = \frac{N(x)}{n(x)} \left[\frac{1}{\text{mol}} \right] \quad n(x) = \frac{N(x)}{N_A} [\text{mol}]$ N_A hat für alle Stoffe denselben Wert: $6,022 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$	

Relative Atommassen sind dem PSE zu entnehmen!

Formel beliebig nach N oder n auflösbar!

Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen: molare Größen

Molare Masse M	Die molare Masse ist der Quotient aus der Masse einer Stoffportion und der Stoffmenge dieser Stoffportion: $M(x) = \frac{m(x)}{n(x)} \left[\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right]$ $n(x) = \frac{m(x)}{M(x)} [\text{mol}]$ Die molare Masse ist abhängig von der Stoffart, wobei der Zahlenwert der Teilchenmasse in u gleich dem Zahlenwert der molaren Masse in g/mol ist.	
Molares Volumen V_m	Das molare Volumen ist der Quotient aus dem Volumen einer Stoffportion und der Stoffmenge dieser Stoffportion: $V_m(x) = \frac{V(x)}{n(x)} \left[\frac{\text{l}}{\text{mol}} \right]$ $n(x) = \frac{V(x)}{V_m} [\text{mol}]$ Das molare Volumen ist wie das Volumen von Druck und Temperatur abhängig. Bei Normalbedingungen 0°C , 1013 hPa: $V_m = 22,4 \frac{\text{l}}{\text{mol}}$, bei 20°C beträgt $V_m = 24 \frac{\text{l}}{\text{mol}}$	

Formel beliebig nach m oder n auflösbar!

Molare Massen der Atome sind dem PSE entnehmbar!

Formel beliebig nach V oder n auflösbar!

Elektronenübergänge

Wichtige Begriffe:

Elektrolyse: Bei der Elektrolyse einer Salzlösung kommt es mit Hilfe von elektrischem Strom zur Abscheidung von Metall und Nichtmetall.

Oxidation: Bei der Oxidation geben Teilchen Elektronen ab.

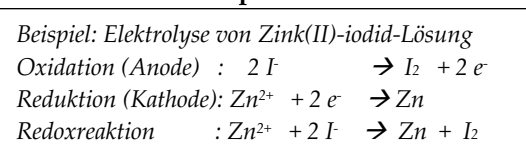
Reduktion: Bei der Reduktion nehmen Teilchen Elektronen auf.

Redoxreaktion: Bei der Redoxreaktion kommt es zum Elektronenübergang zwischen Teilchen.

Bei Redoxreaktionen geben **Elektronendonatoren** Elektronen an **Elektronenakzeptoren** ab.

Reduktionsmittel: Teilchen, das Elektronen abgibt
(= Elektronendonator).

Oxidationsmittel: Teilchen, das Elektronen aufnimmt
(= Elektronenakzeptor).



Bei **Salzbildungsreaktionen** geben Metallatome Elektronen an Nichtmetallatome ab. Es entstehen **Metallkationen** und **Nichtmetallanionen**.

Basiskonzepte in der Chemie	Erklärung	Beispiele in der 9. Jahrgangsstufe
<i>Stoff-Teilchen-Konzept</i>	Die erfahrbaren Phänomene der Stoffebene -Welt und deren Deutung auf der Teilchenebene werden konsequent unterschieden.	Teilchenmodell: Stoffe bestehen aus kleinsten Teilchen, die sich eigenständig bewegen (Eigenbewegung der Teilchen).
<i>Struktur-Eigenschafts-Konzept</i>	Art, Anordnung und Wechselwirkung der Teilchen bestimmen die Eigenschaften eines Stoffes.	<ul style="list-style-type: none"> • Aggregatzustände der Stoffe • Eigenschaften der Salze • Eigenschaften der Metalle
<i>Donator-Akzeptor-Konzept</i>	Übertragung von Teilchen zwischen Reaktionspartnern.	Ionenbildung: Metallatome sind Elektronendonatoren (= Teilchen, die Elektronen abgeben), Nichtmetallatome sind Elektronenakzeptoren (Teilchen, die Elektronen aufnehmen).
<i>Energiekonzept</i>	Alle chemischen Reaktionen sind mit einem Energieumsatz verbunden.	<ul style="list-style-type: none"> • Endotherme Reaktionen • Exotherme Reaktionen • Katalysierte Reaktionen