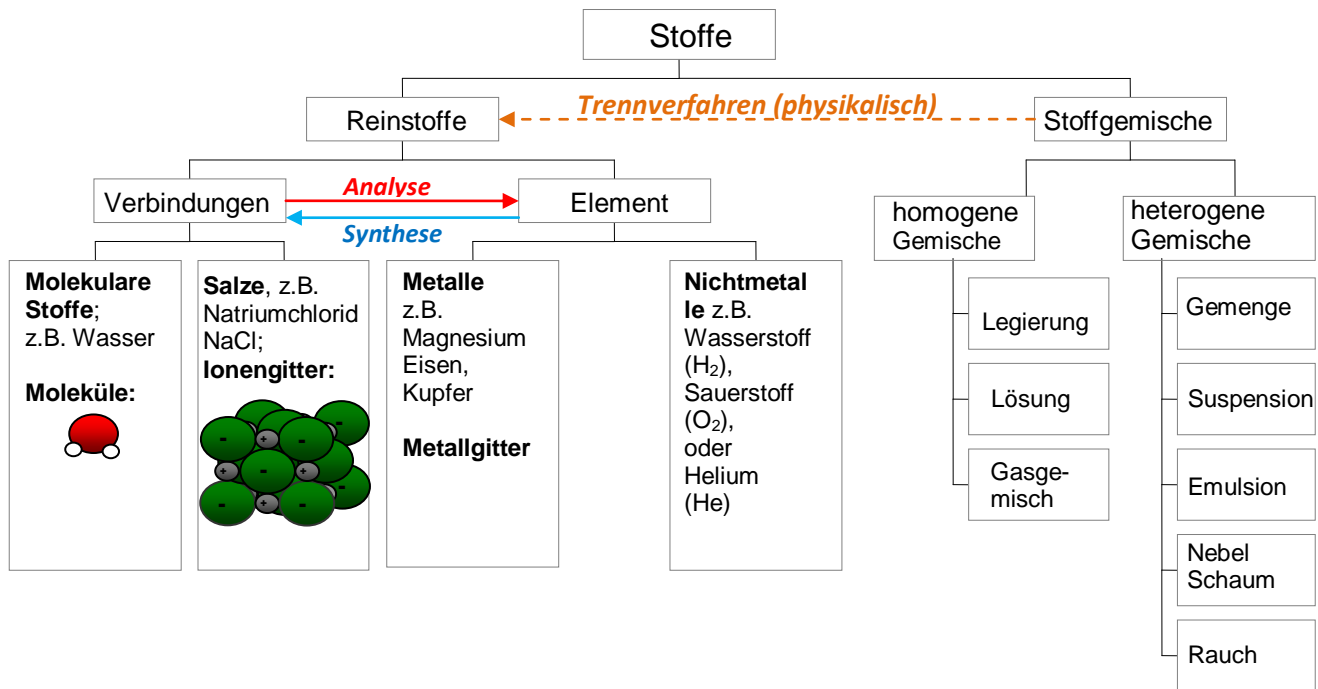


1. Einteilung von Stoffen



Stoffgemische: bestehen aus mehreren **Reinstoffen**

man unterscheidet:

heterogene G. Bestandteile erkennbar
z.B. Suspension (s/l), Emulsion (l/l), Rauch(s/g)

homogene G. Bestandteile sind selbst mit dem Mikroskop nicht erkennbar
z.B. Lösung

Stoffgemische können durch physikalische Verfahren/Methoden getrennt werden
z.B. Filtrieren, Extrahieren, Eindampfen, Destillieren;

Reinstoffe: nur aus einem Stoff bestehend (m. charakteristischen Eigenschaften, z.B. Dichte, Siedepunkt,...)

Verbindungen Reinstoffe, die durch chemische Reaktionen in Elemente zerlegbar sind;
Kleinste Teilchen: Moleküle oder Ionen

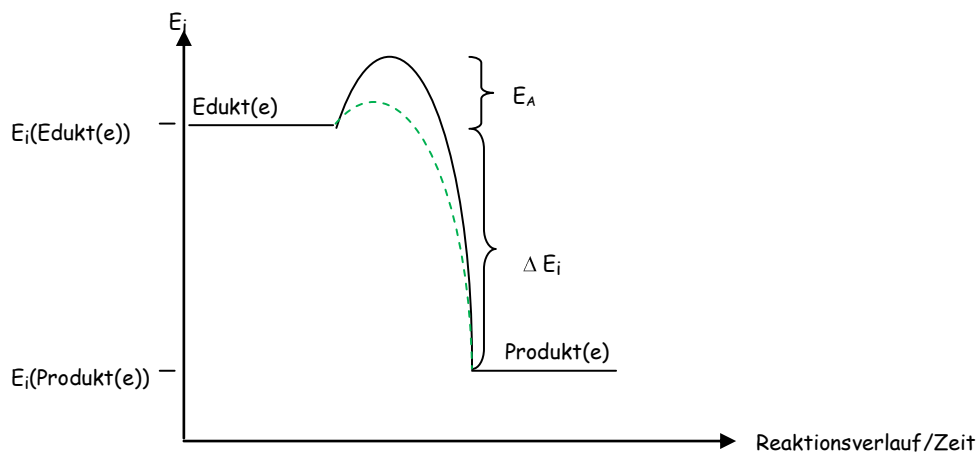
Elemente Reinstoffe, die durch chemische Reaktionen nicht zerlegt werden können;
Kleinste Teilchen: Atome oder Moleküle



2. Kennzeichen chemischer Reaktionen

- (1) **Stoffumwandlung:** chemische Reaktion => Bildung neuer Stoffe mit neuen Eigenschaften.
Edukte → Produkte
- (2) **Energieumsatz** **exotherme Reaktionen:** (siehe auch Energiediagramm!)
Energieabgabe: $\Delta E_i < 0$
- endotherme Reaktionen**
Energieaufnahme: $\Delta E_i > 0$
- Aktivierungsenergie E_A**
die zum Auslösen einer chemischen Reaktion notwendige Energie;
- (3) **Massenerhaltung** Masse Edukte = Masse Produkte

Energiediagramm für eine exotherme Reaktion:



Kurve mit Katalysator

- senkt die Aktivierungsenergie
- Reaktion wird beschleunigt
- läuft bei niedrigerer Temperatur ab
- liegt nach der Reaktion unverändert vor



3. Chemische Symbol- und Formelsprache

Atomsymbole

Kurzschreibweise für einzelne Atome

z.B. Na Natriumatom

Molekülformel

Kurzschreibweise für einzelne Moleküle, d.h. für Teilchen, die aus zwei oder mehr (Nichtmetall-)Atomen bestehen;

gibt die Art (Atomsymbol) und die Anzahl der Atome (Index, bezieht sich jeweils auf das links stehende Atomsymbol) eines Moleküls an

z.B. H_2 ein Wasserstoffmolekül besteht aus zwei

Wasserstoffatomen
| \
Atomsymbol Index

z.B. H_2O ein Wassermolekül besteht aus zwei

Wasserstoffatomen und einem Sauerstoffatom

Formeln v. Ionenverbindungen

Verhältnisformel

gibt das Zahlenverhältnis der Ionen (=elektrisch geladene Atome oder Moleküle) in der Verbindung an

z.B. NaCl Das Zahlenverhältnis von Natrium- und Chlorid-Ionen im Natriumchlorid (NaCl) ist 1:1

Formeleinheit

Ist ein gedachtes Teilchen einer Ionenverbindung, dessen Zusammensetzung in der Verhältnisformel zum Ausdruck kommt.

3.1 Aussagen einer chemischen Formel:

Informationen aus der Formel:

a) Beteiligte Elemente

b) Verbindungstyp:

- **Metall/Nichtmetallverbindungen** (im PSE orange/gelb-Kombination) sind **Salze**, bestehen aus Ionen:
- **Nichtmetallverbindungen** (im PSE gelb/gelb-Kombination) bestehen aus **Molekülen**, die aus den Atomen der Elemente zusammen gesetzt sind.

c) Die Zusammensetzung:

Beispiel Element:

Fe steht für ein Eisen-Atom, O_2 steht für Sauerstoffmoleküle aus zwei Atomen

Beispiel Nichtmetallverbindung: H_2O

Wassermoleküle bestehen aus **2 Wasserstoffatomen** und **1 Sauerstoffatom**

(1 wird weggelassen)

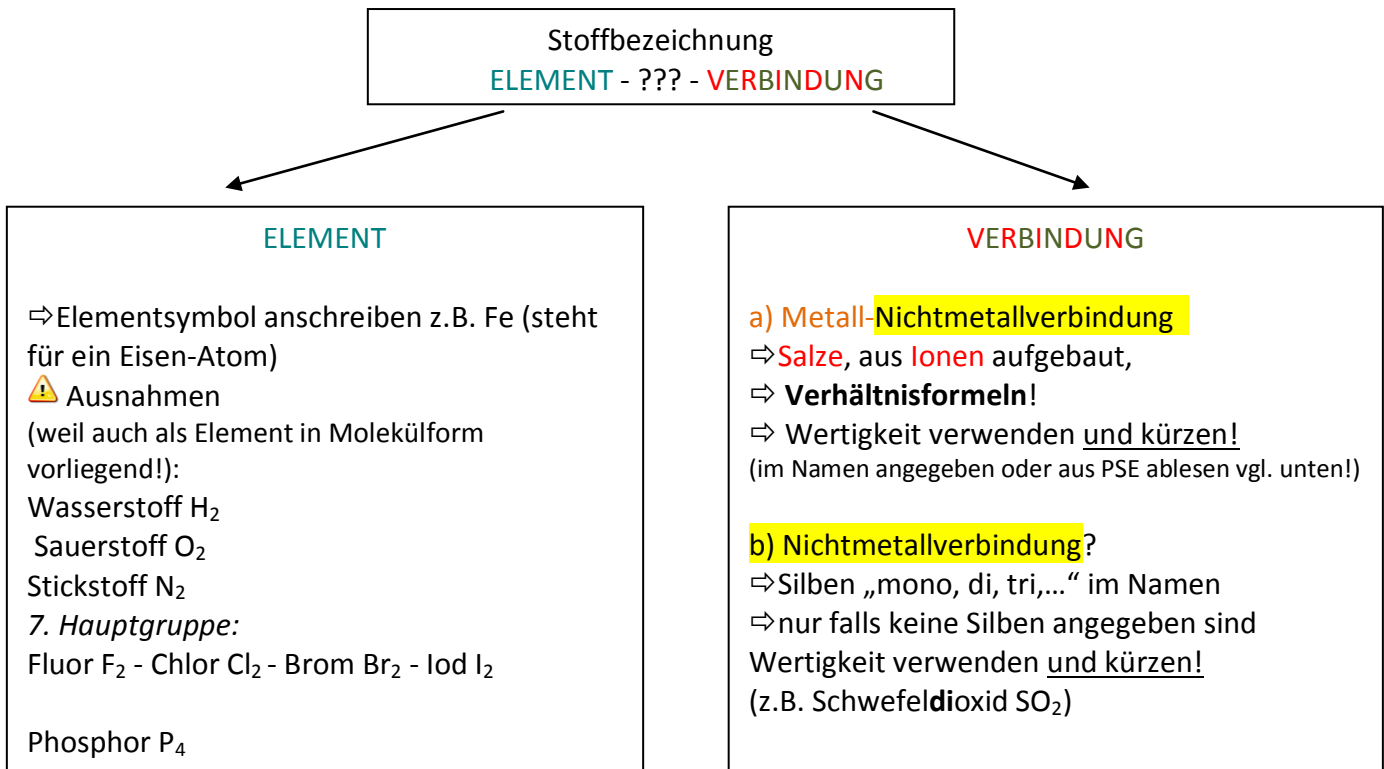
Beispiel Metall-Nichtmetallverbindung: NaCl

in dem Salz kommt auf 1 Natrium-Ion jeweils 1 Chlorid-Ion

⇒ Verhältnisformel gibt nur das Zahlenverhältnis der enthaltenen Ionen an!



3.2 Erstellen von Formeln aus den Namen der Stoffe:



3.2.1 Aufstellen der Formeln mit Hilfe der Wertigkeit:

1) Ermitteln der Wertigkeit:

1.-4. Hauptgruppe: Wertigkeit = Hauptgruppennummer im Periodensystem

5.-8. Hauptgruppe: Wertigkeit = 8-Hauptgruppennummer im Periodensystem

(z.B. Sauerstoff O: 6. Hauptgruppe ⇒ zweiwertig!)

Nebengruppen oder vom PSE abweichende Wertigkeit: Wertigkeit steht im Namen hinter dem Elementnamen:

Eisen(III)-chlorid ⇒ Fe ist dreiwertig

2) Wertigkeit über das Elementsymbol schreiben

Beispiel: Eisen(III)-bromid

(Eisen dreiwertig, gemäß Namen) III I (Brom ist einwertig, da 7. Hauptgruppe)

Fe Br

3) Überkreuz-Tausch der Wertigkeiten:



(⚠️ evtl noch kürzen, z.B. Mg₂O₂ ⇒ MgO)



3.2.2 Aufstellen der Molekülformeln mit Mono-, Di-, Tri-...

Die griechischen Zahlensilben (Mono=1, Di=2, Tri=3, Tetra=4, Penta=5,...) werden in der Regel nur bei Nichtmetallverbindungen verwendet, dabei sind Moleküle die kleinsten Teilchen.

Die Silbe gibt die Anzahl der Atome des im Namen danach stehenden Elements an.

Am Beginn des Namens lässt man die Silbe „mono“ immer weg:

Beispiele:

Kohlenstoffmonoxid CO

[eigentlich (mono)Kohlenstoffmonoxid diese Bezeichnung ist aber unüblich!]

Kohlenstoffdioxid CO₂

Distickstofftetraoxid N₂O₄

Schwefeltrioxid SO₃



nicht sinnvolle Benennungen / korrekte Benennungen

z.B. Eisentrichlorid FeCl₃ da es sich hier um ein Salz handelt und keine Moleküle vorliegen! ⇒ Eisen(III)-chlorid

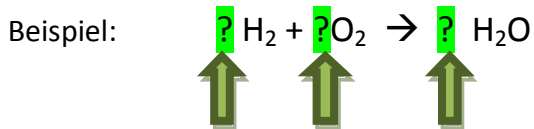
z.B. Kohlenstoff(IV)-oxid, da es sich hier um ein Molekül handelt ⇒ Kohlenstoffdioxid



3.3 Ausgleichen von Reaktionsgleichungen:


- 1) Edukte (Ausgangsstoffe) links vom Reaktionspfeil notieren
- 2) Produkte (Endstoffe) rechts vom Reaktionspfeil notieren


Edukte \rightarrow Produkte

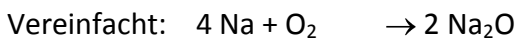
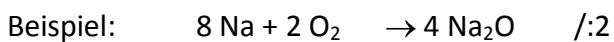



- 3) Ausgleichen der Reaktionsgleichung durch Einführen **von Koeffizienten vor den Formeln** (vgl. Pfeile) – Ziel ist, dass auf beiden Seiten gleich viele Atome/Ionen jeden Elements stehen!

Lösung: $2 \text{H}_2 + 1 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ (Koeffizient 1 wird eigentlich weggelassen)

 An den Formeln (Indizes!) darf beim Ausgleichen nie etwas verändert werden, da eine geänderte Formel einen anderen Stoff beschreibt!

 Wenn die Koeffizienten der Gleichung alle einen gemeinsamen Teiler besitzen, dann kann man sie nochmals vereinfachen indem man alle Koeffizienten durch diesen teilt!



 Wenn ein Element in mehreren Stoffen auf einer Seite vorkommt, reicht es oft wenn man den Koeffizienten vor einen der Stoffe einführt und den anderen Stoff unberührt lässt!

Beispiel



Günstiges Vorgehen:

1. C-Bilanz mit Alkohol und Kohlenstoffdioxid
2. Wasserstoffbilanz mit Wasser ausgleichen
3. am Schluss erst Sauerstoff ausgleichen, da dieser als einziger auch als Element in der Gleichung steht!

4. Atombau

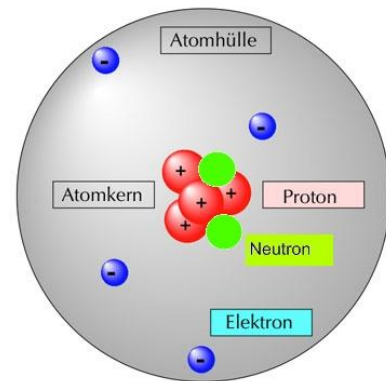
Modell allgemein

Vorstellungs- und Erklärungshilfe für beobachtbare Phänomene.

Das Kern-Hülle-Modell

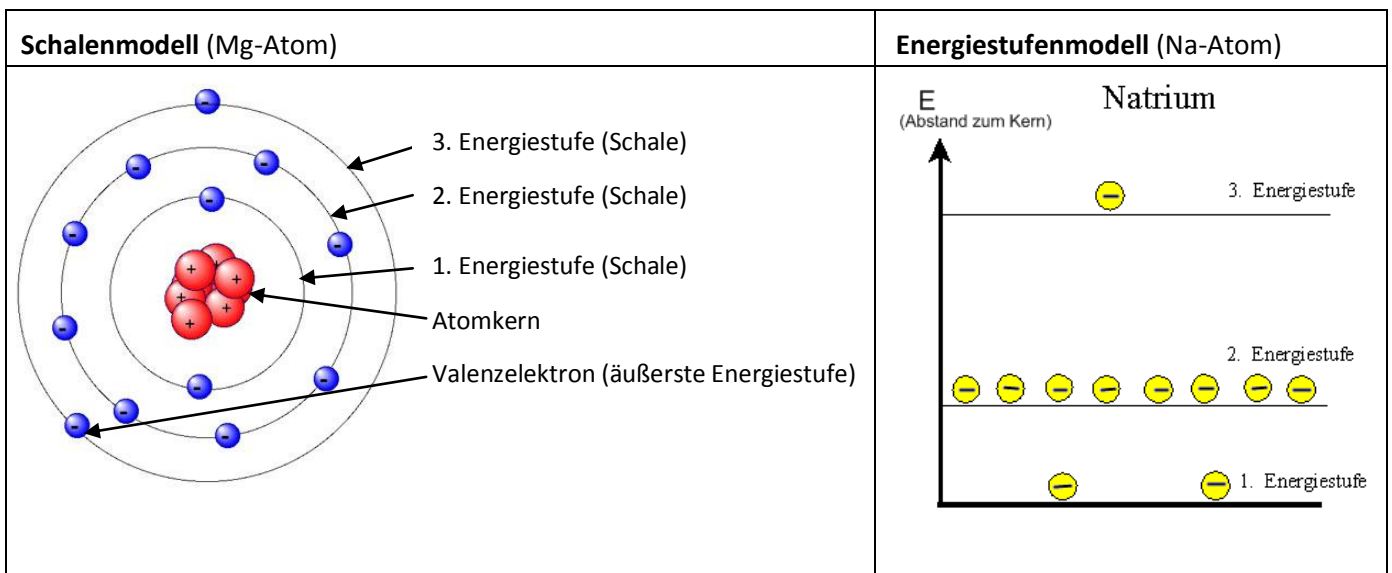
Atomkern: enthält positiv geladene Protonen u. Neutronen und damit fast die gesamte Masse eines Atoms.

Atomhülle: vergleichsweise groß, nahezu masselos, enthält die negativ geladenen Elektronen.



Schalen-/Energienstufen-Modell der Atomhülle

Die Elektronen eines Atoms lassen sich nach ihrem Energiegehalt gruppenweise ordnen – man sagt, sie besetzen unterschiedliche Energienstufen. Die verschiedenen Energienstufen lassen sich als Schalen darstellen.



Elektronenkonfiguration

Die Verteilung der Elektronen auf die Energienstufen/ Schalen wird als **Elektronenkonfiguration** bezeichnet

Valenzelektronen

Die Elektronen in der jeweils höchsten Energienstufe/ äußersten Schale nennt man Valenzelektronen. Sie bestimmen im Wesentlichen die charakteristischen Eigenschaften eines Elements.



5. Periodensystem

| | | | | | | | | |
|--------------|-----------------------|-----------------------|-----------------------|---------|--------|---------|----------|-----------|
| | Hauptgruppen Numer | Hauptgruppen Numer | Hauptgruppen Numer | | | | | |
| | 1 I | 2 II | 3 III | 4 IV | 5 V | 6 VI | 7 VII | 8 VIII |
| ⇒ 1. Periode | H | ... | | | | | | He |
| ⇒ 2. Periode | Li | ... | ... | ... | | | | |
| ⇒ 3. Periode | Na | | | | | | | |

Periodensystem der Elemente (PSE)

Elemente sind nach steigender Protonenzahl ihrer Atome angeordnet. Elemente mit ähnlichen charakteristischen Eigenschaften stehen in den **Hauptgruppen** (Nebengruppen) untereinander. Die Elektronenkonfiguration kann aus dem PSE abgeleitet werden; Zusammenhänge zwischen PSE und Bau der Atomhülle:

| Periodensystem | Bau der Atomhülle |
|---------------------------|--|
| Ordnungszahl/Protonenzahl | Anzahl der Protonen =Anzahl der Elektronen (bei Atomen) |
| Hauptgruppennummer | Anzahl der Valenzelektronen |
| Periodennummer | Anzahl der besetzten Energienstufen/Schalen |

Edelgasregel/Oktettregel

Die Atome der Elemente haben das Bestreben, die Edelgaskonfiguration, also 8 Elektronen - ein Elektronenoktett - in der höchsten Energienstufe/äußersten Schale zu erreichen.
(Ausnahme Wasserstoff, 2 Elektronen)

Metalle/Nichtmetalle

Metalle stehen im Periodensystem tendenziell links und unten, Nichtmetalle stehen tendenziell rechts und oben.

6. Einteilung der Stoffe nach Bindungsarten (vgl. auch Übersicht am Anfang)

6.1 Ionenverbindungen=Salze - Ionenbindung

Salze bestehen aus Ionen: - Kationen (positiv geladen)
- Anionen (negativ geladen)

Für beide gibt es Molekülionen (geladene Moleküle)!

Ionenbildung

Die Ionen entstehen durch Elektronenübergänge zwischen Metallatomen und Nichtmetallatomen:

Metall → **Metallkation** + e⁻ (Oxidation)

Nichtmetall + e⁻ → **Nichtmetallanion** (Reduktion)

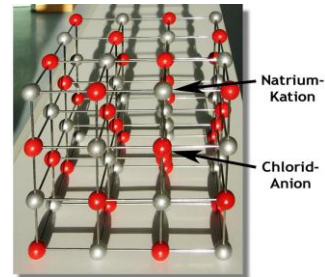
Oxidation = Elektronenabgabe; **Reduktion** = Elektronenaufnahme

Anzahl der abgegebenen/aufgenommenen Elektronen (siehe Oktettregel)

Ionengitter

Kationen und Anionen ziehen sich gegenseitig an und ordnen sich zu einem dreidimensionalen Ionengitter an.

Der Zusammenhalt der Ionen im Ionengitter wird als **Ionenbindung** bezeichnet.



Der **Aufbau der Salze erklärt** ihre **Eigenschaften**:

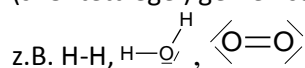
| Struktur | Eigenschaft |
|---|---|
| starke Anziehung der Ionen | hohe Schmelz- und Siedetemperaturen |
| Ionen auf festen Gitterplätzen | Sprödigkeit, leiten im festen Zustand nicht |
| bewegliche Ionen in Schmelze und Lösung | elektrische Leitfähigkeit |

Elektrolyse

= Zersetzung einer Verbindung mithilfe elektrischer Energie bei Salzen: Umkehrung der Salzbildung

6.2 Nichtmetallverbindungen - Atombindungen

Elektronenpaarbindung Nichtmetallatome nutzen zur Erreichung einer günstigen Elektronenkonfiguration (s. Oktettregel) gemeinsame Elektronenpaare. Es entstehen Moleküle.



→ Unterscheidung: freies Elektronenpaar, gebundenes Elektronenpaar

6.3 Metalle - Metallbindung

Aufbau eines Metalls (**Elektronengasmodell**):

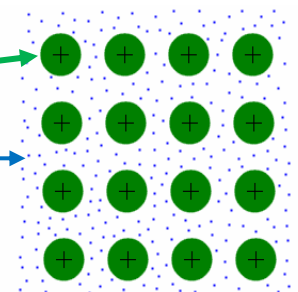
Atomrümpfe

Elektronengas

Metallbindung

Die elektrostatische Anziehung zwischen den positiv geladenen Metallatomrümpfen und dem Elektronengas bewirkt den Zusammenhalt des Metallgitters:

Metallbindung



Der **Aufbau der Metalle erklärt** ihre **Eigenschaften**:

| Struktur | Eigenschaft |
|--|---------------------------|
| bewegliche Elektronen im Elektronengas | Elektrische Leitfähigkeit |
| Anziehung bleibt auch bei Verschiebung der Atomrümpfe erhalten | Plastische Verformbarkeit |