



SCHOOL-SCOUT.DE

Unterrichtsmaterialien in digitaler und in gedruckter Form

Auszug aus:

*Die chemische Bindung (Moleküle, Ionen, Komplexe /
Elektronenpaare, Molekülorbitale, Wertigkeiten) Merksätze
und -regeln*

Das komplette Material finden Sie hier:

[Download bei School-Scout.de](https://www.school-scout.de)



2 Die kovalente Bindung (Atombindung, Elektronenpaarbindung): polar und unpolar

2.1 Molekülsubstanzen: flüchtig und makromolekular

Nähern sich zwei Nichtmetall-Atome mit ungepaarten Elektronen (halbbesetzte Atomorbitale), so bildet sich ein **bindendes Elektronenpaar** (Molekülorbital, abgekürzt: **MO**): Es entstehen **Moleküle**.

Einfachste Moleküle bestehen aus zwei Atomen. In **Strukturformeln** werden deren bindende Molekülorbitale bzw. Elektronenpaare mit Strichen zwischen den Element-/Atomsymbolen angedeutet: H – H oder H – Cl .

Einzelelektronen können mit Punkten und freie Elektronenpaare ebenfalls mit Strichen gekennzeichnet werden.



Alle elementaren Gase (Ausnahme: Edelgase) sowie Nichtmetallhydride liegen als Molekülsubstanzen vor, ebenso Kohlenstoff, Kohlendioxid und alle **organische Verbindungen**, ebenso Schwefel, Phosphor sowie Nichtmetalloxide und -halogenide.

Molekülsubstanzen sind **umso flüchtiger, je kleiner deren Moleküle** sind: Sie haben dann niedrige Schmelz- und Siedepunkte.

Makromolekulare Stoffe wie Stärke, Cellulose und andere Kohlenhydrate, Kunststoffe, Chemiefasern usw. zersetzen sich bevor sie sieden.

Atombindungen sind **räumlich gerichtet**: Der innermolekulare Zusammenhalt zwischen den Atomen im Molekül ist groß.

Der Zusammenhalt zwischen Molekülen ist gering. Er beruht auf zeitweiligen, zwischenmolekularen Dipol-Dipol-Anziehungskräften (**van-der-Waals-Kräfte**).

2.2 Diamantartige Feststoffe

Bei einigen Nichtmetallen führen die gerichteten Atombindungen zum Aufbau von Atomgittern, so dass diamantartige Feststoffe entstehen (Beispiele: Siliziumcarbid, Diamant, Borcarbid).

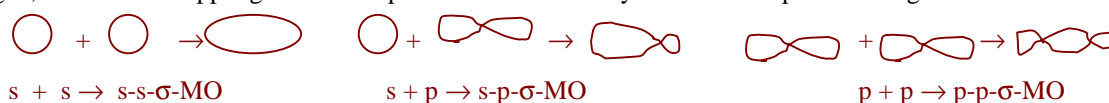
Stoffe mit Atomgittern haben eine extrem hohe Härte sowie sehr hohe Schmelz- und Siedepunkt (Grund: Der innermolekulare Zusammenhalt zwischen den Atomen im Molekül ist groß, s.o.).

2.3 Atom- und Molekülorbitale

Eine Atombindung entsteht, wenn sich zwei Atome mit jeweils mindestens einem nur einfach besetzten Atomorbital nähern.

Bei deren Vereinigung wird der energieärmste Zustand angestrebt: Es entsteht ein voll besetztes Molekülorbital (bindendes MO bzw. Elektronenpaar).

Bei der Überlappung von zwei kugelförmigen Atomorbitalen (s-Orbitale) entstehen rotationssymmetrische **σ-Bindungen** (s-s-σ-Bindungen) in Form eines bindenden MOs (s-s-σ-Bindung, niedriges Energieniveau) und eines nichtbindenden oder lockernden MOs (s-s-σ*-MO mit hohem Energieniveau). Bei der Überlappung von zwei hantelförmigen Atomorbitalen (p-Orbitale) entstehen ebenfalls zur x-Achse rotationssymmetrische p-p-σ-Bindungen, bei der Überlappung von s- und p-Orbitalen rotationssymmetrische s-p-σ-Bindungen:



Bei der Überlappung von zwei hantelförmigen Atomorbitalen entlang ihrer y- oder z-Achsen (p_y - bzw. p_z -Orbitale) entstehen zur x-Ebene spiegelsymmetrische **π -Bindungen** (p_y - p_y - π - und p_z - p_z -Bindungen).



Zwischen einem p_x - und einem p_y - oder p_z -Atomorbital ist keine Überlappung/Bindung möglich.

Bindende und nichtbindende (lockernde) Molekülorbitale werden nach steigendem Energieniveau besetzt. Daher kommen Bindungen nur zustande, wenn mindestens ein bindendes MO entsteht, dessen bindende Wirkung nicht durch ein nichtbindendes MO aufgehoben wird.

Zwei Atome können maximal drei Molekülorbitale bilden (also **höchstens Dreifach-Bindungen** miteinander eingehen): eine p_x - p_x - σ -Bindung (rotationssymmetrisch) und zwei p - p - π -Bindungen (p_y - p_y - π - und p_z - p_z - π -Bindung).

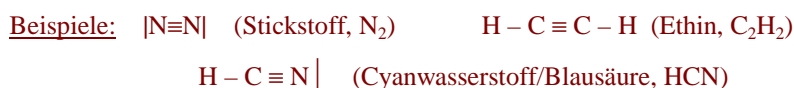
2.4 Hybridorbitale: sp -, sp^2 - und sp^3 -Hybridisierung

Hybridisation ist die Überlappung von s- und p-Atomorbitalen gleicher Hauptquantenzahl im Atom. Dabei entstehen Hybrid- oder q-Orbitale.

Ein Hauptenergieniveau trägt **maximal vier s-, p- und q-Orbitale**:

- Ein **s**- und drei **p**-Orbitale (keine Hybridisation, z.B. Chloratom im Chlorwasserstoff $\text{H} - \text{Cl}$),
- Zwei **sp** - und zwei **p**-Orbitale (z. B. Kohlenstoffatom im Ethin $\text{H} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{H}$)
- Drei **sp^2** - und ein **p**-Orbital (z. B. Kohlenstoffatom im Ethen C_2H_2 oder Sauerstoff im O_2) oder
- Vier **sp^3** -Orbitale (z. B. Kohlenstoffatom im Methan CH_4).

Stickstoff- und Kohlenstoffatome können durch Hybridisation Ein-, Zwei- und Dreifachbindungen bilden:



Hybridisation	sp^3Hybridisation	sp^2-Hybridisation	sp-Hybridisation
Geometrie	Tetraedrisch	Trigonal-planar	Linear
Anzahl der Bindungen	Einfachbindung	Doppelbindung	Dreifachbindung
Beispielmolekül (Kohlenwasserstoff)	Ethan $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3$ mit 1 C-C- Einfachbindung sowie sechs C-H-Bindungen	Ethen $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$ mit vier C-H-Bindungen und einer C=C-Doppelbindung	Ethin $\text{H}-\text{C} \equiv \text{C}-\text{H}$ mit zwei C-H- und einer $\text{C} \equiv \text{C}$ -Dreifachbindung
Art der C-C-Bindungen im Beispielmolekül	Eine $s-sp^3$ - σ -Bindung	eine sp^2-sp^2 - σ -Bindung und eine $p-p$ - π -Bindung	eine $sp-sp$ - σ -Bindung und zwei $p-p$ - π -Bindungen
Art der C-H-Bindungen im Beispielmolekül	Sechs $s-sp^3$ - σ -Bindungen	vier $s-sp^2$ - σ -Bindungen	zwei $s-sp$ - σ -Bindungen

Kohlenstoffverbindungen mit σ -Bindungen reagieren durch Austausch von Bindungspartnern (**Substitution**), Kohlenstoffverbindungen mit π -Bindungen lagern sie eher an (**Additionsreaktion**).

2.5 Polarisierte Atombindungen: Elektronegativität (EN) und Dipole

In einer unpolaren Bindung (nicht polarisierte Atombindungen) sind die Anziehungskräfte beider Bindungspartner auf das bindende Elektronenpaar gleich groß (nicht-deformiertes MO).

Polarisierte Atombindungen (polare Bindungen) tragen Partialladungen: zwischen den beteiligten Atomen sind die bindenden Elektronenpaare ungleich verteilt. Es entstehen Dipol-Moleküle.

Beispiele: H – H unpolar Cl – Cl unpolar H – Cl polar (Dipol)

Elektronegativität (Abkürzung: EN) ist die Fähigkeit eines Atoms, bindende Elektronenpaare anzuziehen. Eine hohe EN bedeutet, dass viel Energie erforderlich ist, um ein Elektron bzw. das bindende Elektronenpaar aus der Reichweite des betreffenden Atoms zu entfernen. Die EN ist beim Fluor am größten ($EN_F=4,0$).

Tabelle: Die EN-Werte der Elemente im Periodensystem (Metalle hier blau, Nichtmetalle rot)

H = 2,1	<i>(Edelgase weisen keine Elektronegativität auf, existieren atomar)</i>					
Li = 1,0	Be = 1,5	B = 2,0	C = 2,5	N = 3,0	O = 3,5	F = 4,0
Na = 0,9	Mg = 1,2	Al = 1,5	Si = 1,8	P = 2,1	S = 2,5	Cl = 3,0
K = 0,8	Ca = 1,0	Ga = 1,6	Ge = 1,8	As = 2,0	Se = 2,4	Br = 2,8
Rb = 0,8	Sr = 1,0	In = 1,7	Sn = 1,8	Sb = 1,9	Te = 2,1	I = 2,5
Cs = 0,7	Ba = 0,9	Tl = 1,8	Pb = 1,8	Bi = 1,9	Po = 2,0	At = 2,2
Fr = 0,7	Ra = 0,9	<i>(usw.; Nebengruppenelemente: EN von 1,2 bis 2,4)</i>				

←elektropositive Elemente

elektroneutrale Elemente

elektronegative Elemente→

Ein beständiger **Dipol** entsteht also aufgrund der **unterschiedlichen** Anziehungskräfte der beiden Atome auf das **bindende** Elektronenpaar. Bindungspartner mit hoher Elektronegativitäts-Differenz (Symbol: ΔEN) weisen eine polare Bindung oder gar eine ionische Bindung auf.

ΔEN-Wert	0,0	0,4-0,5	0,9	1,4	1,9	2,1	3,2
Art der Bindung	unpolar	Kaum polar	Schwach polar	Stark polar	Sehr stark polar	ionisch	Ionisch
Ionenbindungscharakter	0 %	6-7%	≈ 19%	39%	57-59%	≈ 66%	92%
Beispiele	Cl ₂ , NCl ₃	Cl ₂ O, CH ₄	HCl, NH ₃	H ₂ O, CaSe	HF, NaBr	NaCl, GaO	KF

- Verbindungen ohne oder mit nur sehr **geringer Elektronegativitäts-Differenz (ΔEN)** zwischen den Bindungspartnern sind also unpolar, da das bindende Elektronenpaar von beiden Partnern gleich stark beansprucht wird (Beispiele: F-F, H-H oder auch andere unpolare Elektronenpaarbindungen wie C-C oder C-H in größeren Molekülen). Zwischen solchen unpolaren Molekülen wirken lediglich **van-der-Waals-Kräfte**, während die Atome der Moleküle selbst durch die Molekülorbitale mit ihren bindenden Elektronenpaaren zusammengehalten werden.
- Verbindungen zwischen Partnern mit **sehr großer ΔEN** wie z.B. **Metall-Nichtmetall-Verbindungen** entstehen hingegen dadurch, dass das „bindende“ Elektronenpaar gänzlich vom Bindungspartner mit höherem EN-Wert beansprucht wird. Diese Stoffe sind ionisch (Beispiele: KF, NaCl, CaO). Zwischen den elektrisch geladenen Teilchen (Ionen) wirken sehr starke, elektrostatische Anziehungskräfte („ionische“ Bindung, sehr hohe Schmelz- und Siedepunkte).
- **Nichtmetall-Nichtmetall-Verbindungen** mit ΔEN -Werten zwischen etwa 0,5 bis 1,5 sind polarisierte Elektronenpaarbindungen. Zusätzlich zum bindenden Elektronenpaar im Molekülorbital halten hier **elektrostatische Anziehungskräfte** zwischen den Teilladungen der Bindungspartner das Dipol-Molekül zusammen. Diese wirken auch nach außen hin: Neben den van-der-Waals-Kräften wirken hier auch **Dipol-Dipol-Kräfte** zwischen den einzelnen Molekülen (intramolekular).

3 Die ionische Bindung: Oxidation und Reduktion

3.1 Elektronenübertragung: Entstehung von Ionen

Ionen sind elektrisch geladenen Teilchen, die durch Abgabe oder Aufnahme von Elektronen aus Atomen oder Molekülen entstehen.

Positiv geladene Ionen nennt man **Kationen** (sie wandern zur Katode), negative **Anionen** (sie wandern zum Pluspol, der Anode).

Ionische Bindungen entstehen zwischen elektropositiven Elementen (Metallatome) und elektronegativen Elementen (Nichtmetalle): Elektropositive Elemente geben ihre Elektronen an elektronegative Elemente ganz ab (bei $\Delta EN > 1,6$).



Elektropositive Atome geben in der Regel alle Außenelektronen ab – es entstehen aus Metallatomen immer nur Kationen.

Elektronegative Atome nehmen bei der Reaktion mit Metallatomen so viele Elektronen auf, dass **auf der Außenschale ein Elektronenoktett** entsteht (es entstehen Anionen mit möglichst voll aufgefülltem Hauptenergieniveau ähnlich der Elektronenkonfiguration in den Edelgasatomen).

3.2 Formeln und Eigenschaften von Ionensubstanzen

Die Ionenbindung ist für **Salze** typisch. Stoffe mit Ionenbindung haben **hohe Schmelz- und Siedepunkte** und zerfallen in Schmelze oder Lösung in frei bewegliche Ionen (= „**elektrolytische Dissoziation**“).



An den Elektroden werden sie zersetzt (Leiter 2. Ordnung: Kein Ladungstransport ohne Materietransport, Zunahme der Leitfähigkeit mit steigender Temperatur).

Die Kationen stehen in der **Summenformel der Ionensubstanzen** stets links.

Für die **Formulierung von Ionenbindungen** gelten folgende Regeln:

1. Die beteiligten Elemente werden mitsamt der Außenelektronen aufgeschrieben (Beispiel: $\text{:Al}\bullet \text{:O} \mid$)
2. Es wird ermittelt, wie viel Elektronen sie abgeben (Metall) bzw. aufnehmen (Nichtmetall); (Beispiel: Aluminium gibt drei Außenelektronen ab, Sauerstoff nimmt noch zwei auf, um auf acht Außenelektronen zu kommen – ähnlich dem Neonatom)
3. Als Produkte werden die entstandenen Ionen formuliert (Beispiel: $\text{Al}^{3+} + \text{O}^{2-}$)
4. Das kleinste gemeinsame Vielfache (**kgV**) aus der Anzahl der abgegebenen und aufgenommenen Elektronen wird ermittelt
5. Es wird ermittelt, wie viel Atome des abgebenden und aufnehmenden Elementes erforderlich sind, um dieses kgV zu erreichen (hier: $2 \text{ Al} + 3 \text{ O}$) und als Koeffizient (Stöchiometriezahl) einzusetzen (Beispiel: $2 \text{ Al} + 3 \text{ O} \rightarrow 2 \text{ Al}^{3+} + 3 \text{ O}^{2-}$).
6. Es wird überprüft, ob die Anzahl der einzelnen Atomarten und Ladungen links und rechts vom Reaktionspfeil gleich groß ist.

Die **relative Formelmass** (**molare Masse**) einer **Ionensubstanz** wird durch Addition der relativen Atommassen der laut Summenformel beteiligten Atome unter Berücksichtigung des Atomzahlenverhältnisses gebildet.



Die Formeln von Ionenverbindungen sind **Verhältnisformeln**: Sie geben an, wie viel Kationen und Anionen einander in der elektrischen Ladung entsprechen.

Der Aufbau eines **Ionengitters** hängt ab von den **Ionenladungen** und ihren **Größen-Verhältnissen**. Im Hinblick auf die Festigkeit der Ionengitter und die Stärke der ionischen Bindung (**Härte, Siede- und Schmelzpunkte** ionischer Verbindungen) lässt sich feststellen, dass Ionenverbindungen aus kleinen, möglichst hoch geladenen Ionen höhere Werte aufweisen als Stoffe aus großen, nur einfach geladenen Ionen

3.3 Oxidation, Reduktion, Elektrolyse

Als **Oxidation** bezeichnet man die Abgabe von Elektronen. Die Oxidationszahl des Atoms wird größer.

Als **Reduktion** bezeichnet man die Aufnahme von Elektronen. Die Oxidationszahl des Atoms wird kleiner.

Elektronenübertragungs-Reaktionen (mit **Reduktion** und **Oxidation**) nennt man auch **Redoxreaktionen**.

Oxidationsmittel sind Stoffe, die andere Stoffe oxidieren. Sie entreißen ihren Atomen oder Molekülen Elektronen, werden selbst also reduziert.

Beispiel: Fluor, Sauerstoff, Chlor, Kaliumpermanganat, Salpeter und konz. Salpetersäure sind starke Oxidationsmittel. Sauerstoff reagiert bei Redoxreaktionen zu Oxiden.

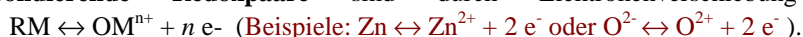
Reduktionsmittel sind Stoffe, die andere Stoffe reduzieren. Sie stellen dem Reaktionspartner Elektronen zur Verfügung, werden selbst also oxidiert.

Beispiel: Wasserstoff, unedle Metalle, Kohlenstoff, Sulfite und Metallhydride sind gute Reduktionsmittel. Unedle Metalle reagieren bei Redoxreaktionen immer zu Kationen.

Oxidation (Elektronenaufnahme) und **Reduktion** (Elektronenabgabe) laufen stets gemeinsam ab: Es werden genau so viele Elektronen abgegeben (vom Reduktionsmittel) wie aufgenommen (vom Oxidationsmittel):

- Oxidationsmittel sind **Elektronenakzeptoren**: Sie nehmen Elektronen vom Reaktionspartner auf, d.h. sie werden selbst reduziert (und wirken auf den anderen Stoff oxidierend).
- Reduktionsmittel sind **Elektronendonatoren**: Sie geben Elektronen an den Reaktionspartner ab, d.h. sie werden selbst oxidiert (und wirken auf den Reaktionspartner reduzierend).

Zu jedem Oxidationsmittel OM gibt es ein zugehöriges („korrespondierendes“) Reduktionsmittel RM; solche **korrespondierende Redoxpaare** sind durch Elektronenverschiebung ineinander überführbar:



Redoxreaktionen sind wie Säure-Base-Reaktionen Reaktionen, bei denen Teilchen übertragen werden:

Vergleichs-Aspekt	Redox-Reaktion	Säure-Base-Reaktion
Übertragenes Teilchen	Elektron (e^-)	Proton (H^+)
Abgebendes Teilchen	Reduktionsmittel (gibt Elektronen ab)	Säure (Protonendonator)
Aufnehmendes Teilchen	Oxidationsmittel (nimmt Elektronen auf)	Base (Protonenakzeptor)

Eine **Elektrolyse** ist die Zersetzung eines Elektrolyten (Leiter 2. Ordnung, Ionensubstanz) beim Stromdurchgang. Die Ionen des Elektrolyten werden dabei entladen:

- An der **Anode** (Pluspol) werden **Anionen oxidiert**,
- an der **Katode** (Minuspol) werden **Kationen reduziert**.

Echte Elektrolyte liegen im festen Zustand bereits in Form von Ionen vor (unbeweglich, im Ionengitter) – **potenzielle Elektrolyte** müssen dazu erst in Lösung gebracht werden (**elektrolytische Dissoziation**: Zerfall polarisierter Atombindungen in Ionen – Beispiel: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$).

Tabelle: Wichtige Anionen und deren Ursprungsverbindungen (polare Atombindungen, Säuren, potenzielle Elektrolyte)

Chlorid	Cl^-	Salzsäure	H Cl
Bromid	Br^-	Bromwasserstoffsäure,	H Br
Iodid	I^-	Jodwasserst.	HI
Sulfid	S^{2-}	Schwefelwasserst.	H_2S
Sulfit	SO_3^{2-}	schweflige Säure	H_2SO_3
Sulfat	SO_4^{2-}	Schwefelsäure	H_2SO_4
Selenat	SeO_4^{2-}	Selen-VI-säure	H_2SeO_4
Nitrit	NO_2^-	salpetrige Säure	HNO_2
Nitrat	NO_3^-	Salpetersäure	HNO_3
Phosphit	PO_3^{3-}	phosphorige Säure	H_3PO_3
Phosphat	PO_4^{3-}	Phosphorsäure	H_3PO_4
Arsenat	AsO_4^{3-}	Arsensäure	H_3AsO_4
Carbonat	CO_3^{2-}	Kohlensäure	H_2CO_3
Silikat	SiO_3^{2-}	Kieselsäure	H_2SiO_3 (H_4SiO_3)
Borat	BO_3^{3-}	Borat	H_3BO_3 (= B(OH)_3)
<u>Cyanid</u>	<u>CN^-</u>	<u>Blausäure</u>	<u>HCN</u>
Formiat	HCOO^-	Ameisensäure	HCOOH
Azetat	CH_3COO^-	Essigsäure	CH_3COOH
Propionat	$\text{C}_2\text{H}_5\text{COO}^-$	Propansäure	$\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$
Butyrat	$\text{H}_3\text{C}-(\text{CH}_2)_2\text{COO}^-$	Buttersäure	$\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$
Stearat	$\text{H}_3\text{C}-(\text{CH}_2)_{16}\text{COO}^-$	Stearinsäure	$\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$
Oxalat	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	Oxalsäure	HOOC-COOH
Malonat	$\text{C}_3\text{H}_2\text{O}_4^{2-}$	Malonsäure	$\text{HOOC-CH}_2\text{-COOH}$
Adipat	$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_4^{2-}$	Adipinsäure	$\text{HOOC-(CH}_2)_4\text{-COOH}$
Zitrat	$\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-}$	Zitronensäure	$\text{HOOC-CH}_2\text{C(OH)(COOH)CH}_2\text{COOH}$
Benzoat	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	Benzoessäure	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$
Salizylat	$\text{HO-C}_6\text{H}_4\text{-COO}^-$	Salizylsäure	$\text{HO-C}_6\text{H}_4\text{-COOH}$
Phthalat	$\text{C}_6\text{H}_4(\text{COO})_2^{2-}$	Phthalsäure	$\text{C}_6\text{H}_4(\text{COOH})_2$ (ortho)

und: Milch-, Wein-, Nicotinsäure usw.

4 Die metallische Bindung: Eigen-, Fremd- und Halbleiter

4.1 Kennzeichen der Metalle

Alle **Metalle** weisen vier Kennzeichen auf:

1. Sie leiten den elektrischen Strom (im festen Zustand, ohne stoffliche Zersetzung und umso besser, je niedriger ihre Temperatur ist: **Leiter 1. Ordnung**)
2. Sie zeigen einen typischen metallischen **Glanz**
3. Sie sind **gut verformbar**
4. Sie sind **gute Wärmeleiter**.

Legierungen sind Gemische aus mindestens zwei Metallen (erstarrte Misch-Schmelzen).

Metallwerkstoffe werden folgendermaßen eingeteilt:

- a) in die **Eisen-** und **NE-Metalle** (zu den Eisenmetallen Eisen sowie seine Legierungen, die Eisengusswerkstoffe und Stähle, zu den NE- oder Nichteisenmetallen der Rest),
- b) in die **Leicht-** und **Schwermetalle** (zu den technisch wichtigen Leichtmetallen zählen Mg, Ti+Al, zu den Schwermetallen alle NE-Metalle ab einer Dichte von 5 g/cm^3),
- c) in **Haupt-** und **Nebengruppen-** oder **Bunt-Metalle** (nach ihrer Stellung im PSE), - oder man unterscheidet:
- d) **Edelmetalle** von weniger edlen oder elektropositiven Metallen (entsprechend der Stellung in der Spannungsreihe der Metalle, vgl. Kap. 2.2.6: Wichtige Edelmetalle sind Cu, Ag, Au und die Platinmetalle, im PSE unterhalb Fe, Co+Ni, mit der OZ 44-46 + 76-78),
- e) **Hochschmelzende Metalle** (Nb, Mo, Ta, W) und **Flüssigmetall** (Hg), je nach Schmelzpunkt.

Die mit Eisenmetallen legierbaren Metallwerkstoffe (V, Cr, Mn, Co, Ni, Cu, Zn sowie Cd, Sn+Pb) werden **Legierungsmetalle** genannt, die Metalle der 1.+2. Hauptgruppe **Alkali-** und **Erdalkalimetalle**.

Bei den **Legierungen** unterscheidet man:

- 1) **feste Lösungen** (gut mischbare Metalle mit ähnlicher EN, ähnl. Atomradien und gleichem Kristallgittertyp, nichtstöchiometrische Zusammensetzung; z.B.: Weißgold (Ag+Au), Rotgold (Au+Cu, mit **Eutektikum** = Schmelzpunktminimum), Münzsilber aus (Ag+Cu, begrenzte Mischbarkeit)
- 2) **intermetallische Phasen / Verbindungen** (ϕ , stöchiometrisch zusammengesetzte Zintl-, Hume-Rothery- und Laves-Phasen, z.B. Mg_2Ge , MgCu_2 , MgLi_2 , CaSn_3 , NaTi , Cu_9Al_4 , CuZn_3 , Cu_2Zn_3 , CuZn , Cu_5Zn_8),
- 3) **heterogene Phasen** (nicht mischbare Metalle, bilden getrennt auskristallisierende, heterogene Stoffgemische, z.B. Cd + Bi oder Al + Pb).

Die bekanntesten Legierungen sind Zahn-**Amalgame** (Ag+Hg+Pt-Metalle u.a.), **Messing** (Cu+Zn), **Bronze** (Cu+Sn), **Neusilber** (Cu+Ni+Al) und **Dural** (Al+Spuren von Cu, Mg, Mn, Si).

In der Werkstoffkunde unterteilt man **Eisenmetalle** in **Gusseisen** ($w_C > 2\%$; Gruppen: Grauguss mit Lamellengraphit, Temperguss und Gusseisen mit Kugelgraphit) und **Stähle**.

Stähle sind durch Windfrischen usw. abgereicherte Legierungen mit weniger als 2 Gew.% Kohlenstoff. Es gibt hier folgende **Stahlsorten**: 1) Hochfeste Stähle, 2) Alterungsbeständige Stähle, 3) Nitrierstähle, 4) Nichtrostende Stähle (Nirosta), 5) Hitzebeständige Stähle, 6) Kesselbleche, 7) Allgemeine Baustähle, 8) Vergütungsstähle, 9) Einsatzstähle, 10) Werkzeugstähle (in weitere Sorten unterteilt wie z.B. Kalt-, Schnell- und Warmarbeitsstähle sowie unlegierte Werkzeugstähle).



SCHOOL-SCOUT.DE

Unterrichtsmaterialien in digitaler und in gedruckter Form

Auszug aus:

*Die chemische Bindung (Moleküle, Ionen, Komplexe /
Elektronenpaare, Molekülorbitale, Wertigkeiten) Merksätze
und -regeln*

Das komplette Material finden Sie hier:

[Download bei School-Scout.de](https://www.school-scout.de)

