

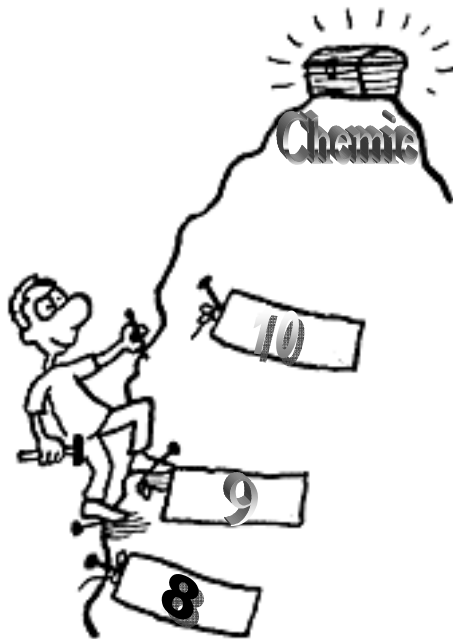
## **Lerninhalte Chemie 8. Klasse (NTG)**

### **Lehrplan:**

*In der Jahrgangsstufe 8 erwerben die Schüler folgendes Grundwissen:*

- Die Schüler können Stoffe aufgrund wichtiger Kenneigenschaften ordnen.
- Sie sind mit wichtigen Aussagen des Teilchenmodells vertraut.
- Sie können chemische Formeln und Reaktionsgleichungen sicher erstellen und interpretieren.
- Sie sind mit den Grundlagen der chemischen Energetik vertraut.
- Sie verfügen über eine einfache Modellvorstellung zum Aufbau von Atomen und können den Zusammenhang zwischen dem Bau der Elektronenhülle, der Stellung des Elements im gekürzten Periodensystem und dem Reaktionsverhalten der jeweiligen Atomart herstellen.
- Sie kennen wichtige Salze, Metalle und molekular gebaute Stoffe und können deren Eigenschaften anhand der jeweils vorliegenden Bindungsverhältnisse modellhaft erklären.
- Sie haben eine grundlegende Vorstellung vom Weg der naturwissenschaftlichen Erkenntnisgewinnung.
- Sie können einfache Experimente sicherheitsgerecht durchführen, protokollieren und auswerten.

## Grundwissen 8. Klasse



### 1. Aufbau von Stoffen

- 1a Stoffgemische und Reinstoffe
- 1b Stofftrennung
- 1c Aggregatzustand

### 2. Chemische Formeln

- 2a Übersicht
- 2b Molekülformel
- 2c Verhältnisformel

### 3. Chemische Reaktion

- 3a Kennzeichen einer Chemischen Reaktion
- 3b Aufstellen einer Formelgleichung
- 3c Reaktionstypen

### 4. Atombau und Periodensystem

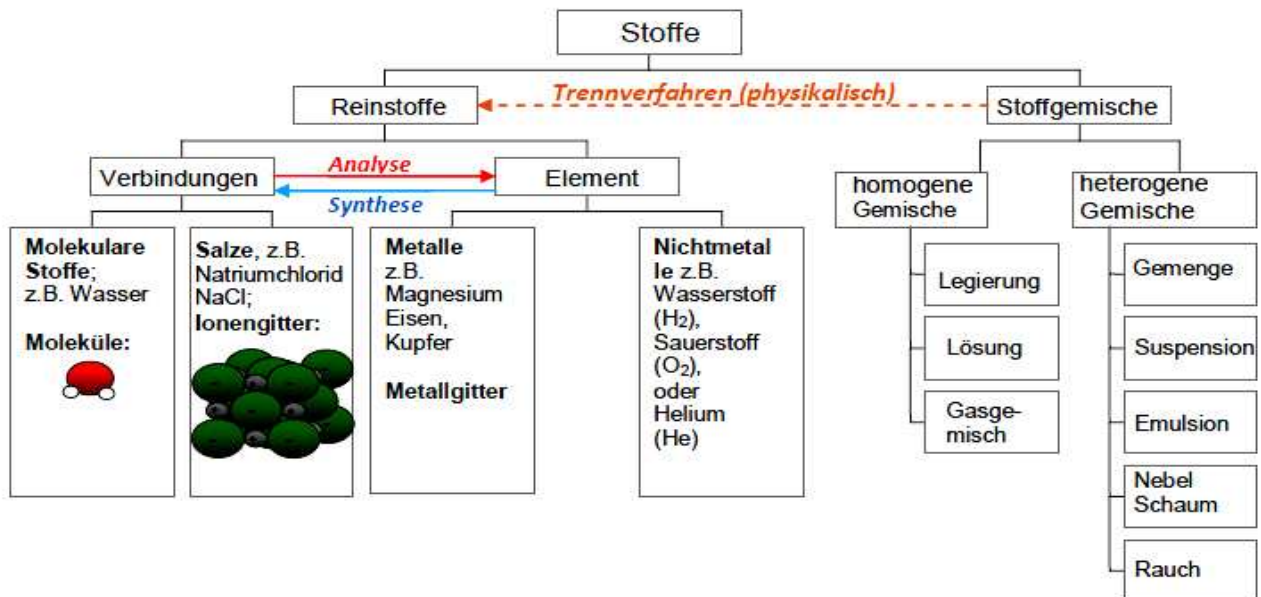
- 4a Atombau
- 4b Fachbegriffe
- 4c Nachweisreaktionen
- 4d Periodensystem der Elemente

### 5. Bindungstypen

- 5a Chemische Bindungen
- 5b Ionenbindung
- 5c Atombindung
- 5d Metallbindung

# 1. Aufbau von Stoffen

## 1a. Stoffgemische und Reinstoffe



### Definitionen:

#### Reinstoffe

Stoffe, die dieselben Eigenschaften haben und durch eine bestimmte Eigenschaftskombination (Schmelztemperatur, Siedetemperatur, Dichte, elektr. Leitfähigkeit, Farbe, Geruch, Löslichkeit, usw.) charakterisiert werden können.

#### Verbindungen

Reinstoffe, die durch chemische Reaktionen in Elemente zerlegt werden können.

#### Elemente

Reinstoffe, die durch chemische Reaktionen *nicht* zerlegt werden können.

#### Stoffgemisch

Besteht aus mehreren Reinstoffen; die Eigenschaften variieren mit dem Mischungsverhältnis.

#### Homogenes Stoffgemisch

Stoffgemisch, wobei die einzelnen Anteile selbst mit dem stärksten Mikroskop nicht erkennbar sind.

#### Heterogenes Stoffgemisch

Stoffgemisch, bei dem die einzelnen Anteile zu erkennen sind (Phasen)

## 1b. Stofftrennungen

### Stofftrennungen:

Stoffgemische können aufgrund unterschiedlicher Eigenschaften der beteiligten Reinstoffe getrennt werden.

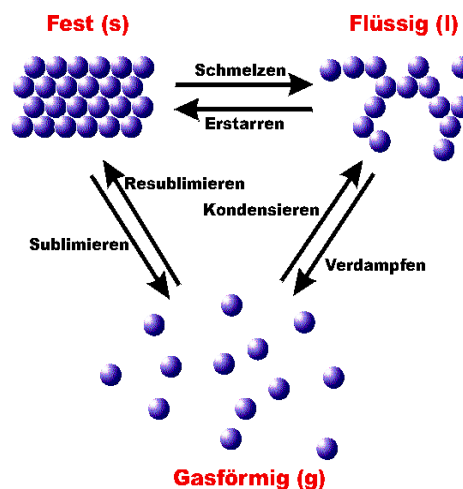
- **Sieben und Filtrieren:** unterschiedl. Partikelgröße
- **Sedimentieren und Dekantieren und Zentrifugieren:** unterschiedl. Dichte
- **Extrahieren und Chromatografieren:** unterschiedl. Löslichkeit
- **Eindampfen und Destillieren:** unterschiedl. Siedetemperatur
- **Magnetscheiden:** unterschiedl. Magnetisierbarkeit

## 1c. Aggregatzustand

- Aggregatzustände**
- fest (s = solid),
  - flüssig (l = liquid)
  - gasförmig (g = gaseous)

Der Aggregatzustand wird hinter eine chemische Formel ergänzt z.B.  $\text{H}_2\text{O} (\text{l})$

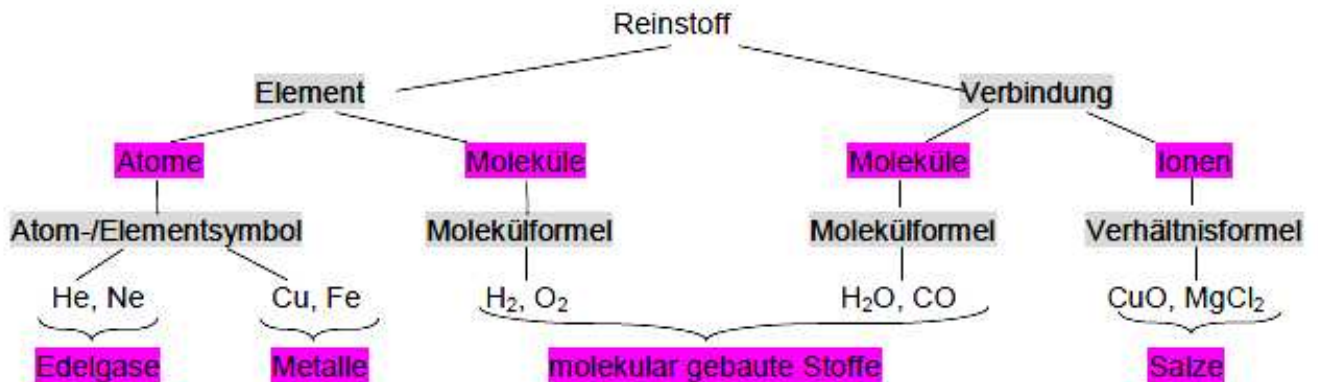
Aggregatzustand und Teilchenmodell	fest	flüssig	gasförmig
Ordnung der Teilchen	regelmäßige Anordnung	unregelmäßige Anordnung	völlig ungeordnet
Abstand zwischen den Teilchen	Teilchen berühren sich	Teilchen berühren sich	Abstand sehr groß
Teilchenbewegung	Teilchen schwingen auf ihren Plätzen	Teilchen wechseln ihre Plätze	sehr schnell, frei beweglich
Anziehungskräfte zwischen den Teilchen	wirken sehr stark	wirken stark	sind nicht wirksam



## 2. Chemische Formeln

### 2a. Übersicht

Die Chemische Formel gibt den Aufbau eines Elements bzw. einer Verbindung an:



### Erstellen von Formeln aus den Namen der Stoffe

#### ELEMENT

⇒ Atomsymbol:  
Elementsymbol anschreiben  
z.B. Fe (steht für ein Eisen-Atom)

#### Ausnahmen

als Element in Molekülform vorliegend!  
Wasserstoff  $H_2$   
Sauerstoff  $O_2$   
Stickstoff  $N_2$   
7. Hauptgruppe:  
Fluor  $F_2$  - Chlor  $Cl_2$  - Brom  $Br_2$  - Iod  $I_2$

#### VERBINDUNG

##### a) Metall-Nichtmetallverbindung

⇒ Verhältnisformel

Salze, aus Ionen aufgebaut,  
⇒ Wertigkeit verwenden (H: 1, meist O: 2) und kürzen!

(im Namen angegeben z.B. Eisen-III-oxid:  
 $Fe_2O_3$  oder aus PSE ablesen)

##### b) Nichtmetallverbindung?

⇒ Molekülformel

Silben „mono, di, tri..“ im Namen

⇒ nur falls keine Silben angegeben sind  
Wertigkeit verwenden und kürzen!

## 2b. Molekülformel

Die Molekülformel gibt die tatsächliche Anzahl der einzelnen Atome in einem Molekül an.

⇒ 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

z.B.  $H_2O$  ein Wassermolekül besteht aus zwei Wasserstoffatomen und einem Sauerstoffatom

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

Benennung:

Die griechischen Zahlensilben werden in der Regel nur bei Nichtmetallverbindungen verwendet.

Mono=1,  
Di=2,  
Tri=3,  
Tetra=4,  
Penta=5,  
Hexa=6, ...

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  $CO$

Kohlenstoffdioxid  $CO_2$

Distickstofftetraoxid  $N_2O_4$

Schwefeltrioxid  $SO_3$

## 2c. Verhältnisformel

Die Verhältnisformel gibt das (gekürzte) **Zahlenverhältnis** der Ionen an.  
 ⇒ Zahlenverhältnis der Ionen (= elektrisch geladene Atome oder Moleküle)  
 in der Verbindung (Salz)

z.B. NaCl

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

### Aufstellen der Verhältnisformel

#### (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

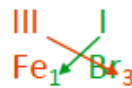
Beispiel: Eisen(III)-bromid

Eisen dreiwertig, gemäß Namen: III

Brom ist einwertig, da 7. Hauptgruppe: I

III I  
 Fe Br

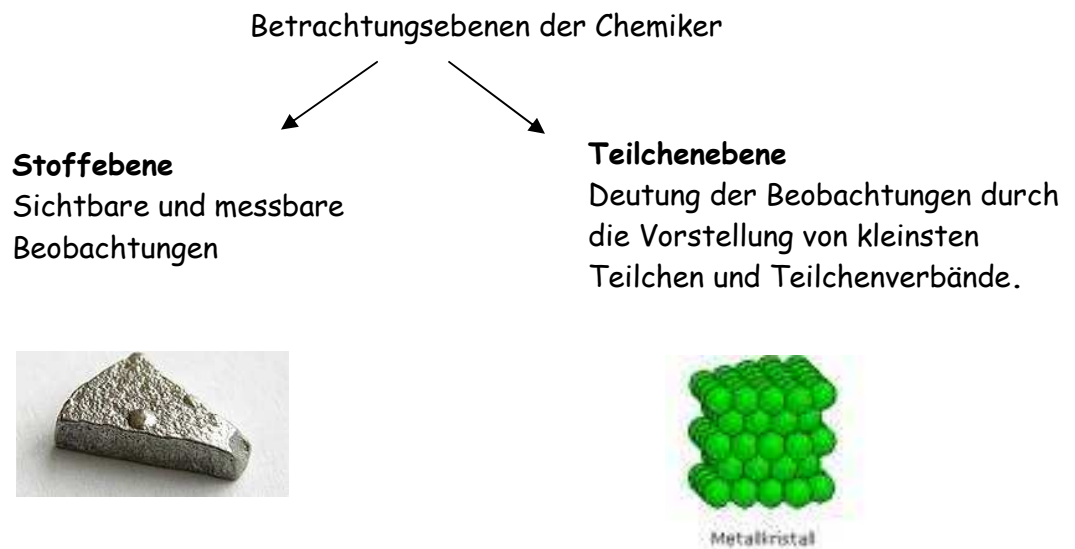
#### (3) Überkreuz-Tausch der Wertigkeiten:



(evtl noch kürzen, z.B. Mg<sub>2</sub>O<sub>2</sub> ⇒ MgO)

### 3. Chemische Reaktion

#### 3a. Kennzeichen einer Chemischen Reaktion



#### Kennzeichen einer chemischen Reaktion:

##### **Stoffebene:**

Eine chemische Reaktion ist ein Vorgang, der unter Stoffumwandlung und Energieumwandlung abläuft.

##### **Teilchenebene:**

Umgruppierung und Veränderung von Teilchen, die Anzahl bleibt aber erhalten.

a) **Stoffumwandlung:** Bei chem. Reaktionen entstehen Stoffe mit neuen Eigenschaften.

b) **Umkehrbarkeit:** chemische Reaktionen sind prinzipiell umkehrbar.

##### **c) Satz von der Erhaltung der Masse:**

Bei allen chemischen Reaktionen bleibt die Gesamtmasse der Reaktionspartner konstant.  
Summe der Massen der Edukte = Summe der Massen der Produkte

##### **d) konstante Massenverhältnisse:**

Die Edukte reagieren in einem bestimmten Massenverhältnis.  
Die Produkte enthalten die Elemente in einem konstanten Atomzahlverhältnis.

#### **Lehrsatz von Avogadro**

Gleiche Volumina verschiedener *Gase* enthalten bei gleichem Druck und gleicher Temperatur die gleiche Anzahl von Teilchen.



**e) Energieumsatz:**

**Reaktionsenergie  $\Delta E_R$ :** In jeder Stoffportion ist innere Energie  $E_i$  gespeichert. Die innere Energie beinhaltet u. a. Bewegungen der kleinsten Teilchen, die Bindungsenergien und die Energie angeregter Elektronen. Die Änderung der inneren Energie  $\Delta E_i$ , die bei einer chemischen Reaktion auftritt wird als Reaktionsenergie  $\Delta E_R$  bezeichnet.

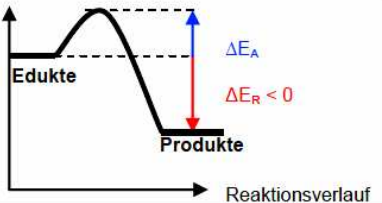
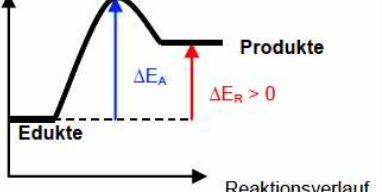
$$\Delta E_R = \Delta E_i = E_i(\text{Produkte}) - E_i(\text{Edukte}) \text{ [Faustregel: Ende - Anfang]}$$

Die Reaktionsenergie wird als Wärme  $Q$ , elektrische Energie, mechanische Energie oder Licht beobachtbar.

**exotherme Reaktion:** Freisetzung von Wärme;  $\Delta E_R < 0$

**endotherme Reaktion:** dauernde Zufuhr von Wärme;  $\Delta E_R > 0$

Energiediagramme:

<p><b>exotherme Reaktion</b></p>	<p>Wärmeenergie wird bei der Reaktion frei. (exoenergetische Reaktionen: <math>\Delta E_R &lt; 0</math>)</p>	
<p><b>endotherme Reaktion</b></p>	<p>Wärmeenergie wird bei der Reaktion aufgenommen bzw. ständige Wärmezufuhr ist nötig. (endoenergetische Reaktionen: <math>\Delta E_R &gt; 0</math>)</p>	

- Aktivierungsenergie**
- Bei chemischen Reaktionen müssen die Stoffe durch Zufuhr der Aktivierungsenergie ( $\Delta E_A$ ) oftmals zunächst in einen reaktionsbereiten (instabilen) Zustand gebracht werden. Erst dann kann die Reaktion ablaufen.
  - Dies gilt für exo- und endotherme Reaktionen gleichermaßen.

- Katalysatoren**
- Katalysatoren setzen die Aktivierungsenergie bei einer chemischen Reaktion herab.
  - gehen aus der Reaktion unverändert hervor (werden hierbei nicht verbraucht).
  - erhöhen die Reaktionsgeschwindigkeit einer chemischen Reaktion.
  - Beispiel: Platin katalysiert die Knallgasreaktion

**Enzyme**                      Biokatalysatoren, d.h. von Lebewesen gebildete organische Katalysatoren

### 3c. Aufstellung von Formelgleichungen

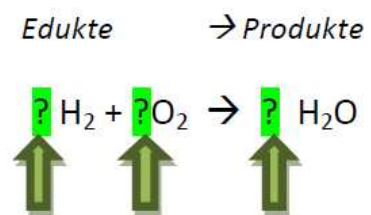
#### Aufstellen und Richtigstellen von Formelgleichungen:

1. Wortgleichung (Bsp.: Wasserstoff + Sauerstoff → Wasser)
2. Einsetzen der chem. Formeln für Edukte (links vom Pfeil) und Produkte (rechts vom Pfeil); **Indizes** („tiefgestellte“ Zahlen) der Formeln dürfen nicht mehr verändert werden.

*Edukte* → *Produkte*  
 Beispiel: ? H<sub>2</sub> + ? O<sub>2</sub> → ? H<sub>2</sub>O

3. Ermitteln der **Koeffizienten** (= Zahl vor einer chem. Formel), damit links und rechts vom Pfeil die gleiche Anzahl jeder Atomsorte vorhanden ist.

Beispiel: 2 H<sub>2</sub> + 1 O<sub>2</sub> → 2 H<sub>2</sub>O  
 (Koeffizient 1 wird weggelassen)



4. Oftmals: Angabe von Phasensymbolen (Aggregatzustand):  
 Beispiel: 2 H<sub>2</sub>(g) + 1 O<sub>2</sub>(g) → 2 H<sub>2</sub>O(l)

#### Wichtig:

**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!

Beispiel: 8 Na + 2 O<sub>2</sub> → 4 Na<sub>2</sub>O /:2

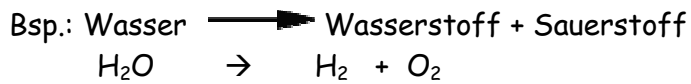
Vereinfacht: 4 Na + O<sub>2</sub> → 2 Na<sub>2</sub>O

### 3b. Grundtypen einer chemischen Reaktion

#### Analyse

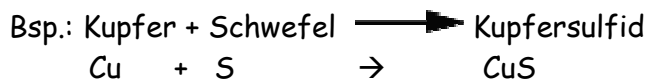
Zerlegung einer komplexen chemischen Verbindung in einfachere Verbindungen und Elemente oder Zerlegung einer einfachen Verbindung in Elemente.

Aus einem Edukt entstehen zwei oder mehr Produkte.



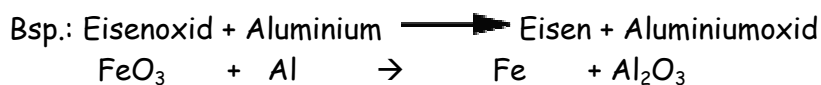
#### Synthese

Aufbau einer chemischen Verbindung. Aus zwei oder mehr Edukten entsteht ein Produkt.



#### Umsetzung

Koppelung von Analyse und Synthese, d.h. aus zwei oder mehr Edukten entstehen zwei oder mehr Produkte.



## 4. Atombau und Periodensystem

### 4a Atombau

#### Das Kern-Hülle-Modell

##### Atomkern:

- enthält positiv geladene Protonen
- ungeladene Neutronen
- besitzt fast die gesamte Masse eines Atoms.

Die **Nukleonenzahl A** ist die

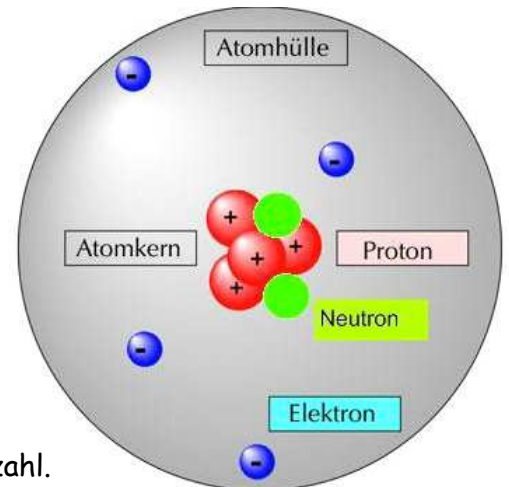
Summe der Protonenzahl Z und Neutronenzahl N:

$$A = Z + N$$

Die Atome eines Elements besitzen alle dieselbe Protonenanzahl.

##### Atomhülle:

- vergleichsweise groß,
- nahezu masselos,
- enthält die negativ geladenen Elektronen.



#### Energiestufen-Modell der Atomhülle

Die Elektronen eines Atoms lassen sich nach ihrem Energiegehalt gruppenweise ordnen - man sagt, sie besetzen unterschiedliche Energiestufen. Die verschiedenen Energiestufen lassen sich als „Schalen“ darstellen.

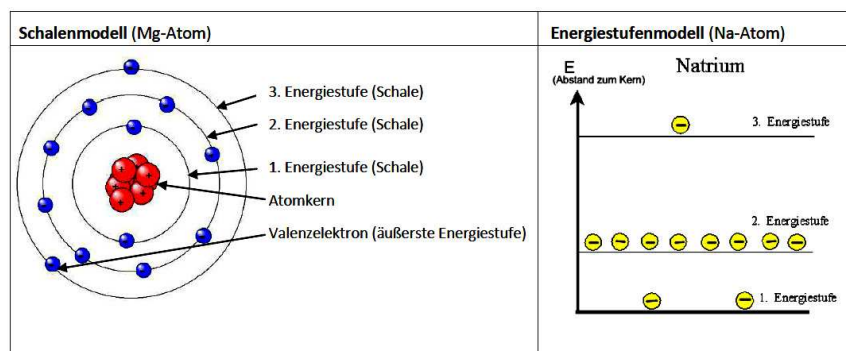
Bohr'sches Atommodell:

Die Energiestufen werden als Schalen betrachtet.

- Je weiter außen in der Atomhülle sich eine Schale befindet, desto energiereicher sind die darauf sich bewegenden Elektronen
- Die Schalen werden von innen nach außen wie folgt gekennzeichnet:
  - a) mit den Buchstaben K, L, M, N, O, P, Q
  - b) mit der Hauptquantenzahl  $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$
- Maximal mögliche Elektronenanzahl pro Schale / Energiestufe:  $2n^2$

#### Energiestufenmodell

(Na-Atom)



## 4b Fachbegriffe zum Atombau

### Elektronenkonfiguration

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

Schreibweise: Bsp. Na:  $1^2 2^8 3^1$

### Valenzelektronen

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

### Ionisierungsenergie

Energie, die zur Entfernung eines Valenzelektrons aus der Atomhülle mindestens nötig ist.

### Isotope

Atome mit **gleicher Protonenzahl**, aber **unterschiedlicher Neutronenzahl**

- Beispiele:  $\text{Cl}_{35}^{17}$  (Z = 17 und N = 18) und  $\text{Cl}_{37}^{17}$  (Z = 17 und N = 20)

## 4c Nachweisreaktionen

<b>Glimmspanprobe</b>	Nachweis von Sauerstoff (Aufglühen eines glimmenden Holzspans)
<b>Knallgasprobe</b>	Nachweis von Wasserstoff (hörbarer Knall und Wasserbeschlag des Reagenzglases)
<b>Kalkwasserprobe</b>	Nachweis von Kohlenstoffdioxid (Trübung der Lösung durch $\text{CaCO}_3$ -Bildung)
<b>Flammenfärbung</b>	Li (rot), Na (gelb), K (violett), Rb (rot)

## 4d Periodensystem der Elemente

### Periodensystem der Elemente (= PSE)

Im PSE sind die Atomarten von links nach rechts nach **steigender Protonenzahl (Kernladungszahl)** angeordnet (**zunehmende Ordnungszahl**).

Schale	I/1 Alkal- metalle	II/2 Erdalkal- metalle	III/3 Borgruppe	IV/4 Kohlenstoff- gruppe	V/5 Stickstoff- gruppe	VI/6 Sauerstoff- gruppe	VII/7 Halogene	VIII/8 Edelgase
1 K	H							He
2 L	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3 M	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4 N	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5 O	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6 P	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7 Q	Fr	Ra						

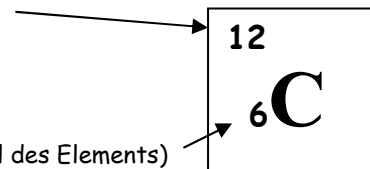
Legende:  
Metalle  
Nichtmetalle  
Halbmetalle  
radioaktiv

### Beispiel:

12 Nukleonenzahl (Anzahl der p+ plus n; stark gerundete Atommasse)

Bezeichnung des Elements: C

6 Kernladungszahl = Ordnungszahl (= Protonenanzahl = Elektronenanzahl des Elements)



**Metalle** stehen im Periodensystem tendenziell **links** und unten,

**Nichtmetalle** stehen tendenziell **rechts** und oben.

**Halbmetalle:** Diagonale zwischen Metallen und Nichtmetallen

### Gruppen:

- senkrechte Spalten
- beinhalten Atome mit gleicher Anzahl von Außenelektronen (Valenzelektronen),
- die Gruppennummer (römische Zahlen im PSE) gibt die Anzahl der Valenzelektronen an.
- Beispiel: Magnesium (Mg), zweite Gruppe (II) => zwei Valenzelektronen
- Elemente mit ähnlichen charakteristischen Eigenschaften stehen in den **Hauptgruppen** (Nebengruppen) untereinander.

### Perioden:

- waagrechten Zeilen
- Elemente werden nach steigender Elektronenzahl (Kernladungszahl, Ordnungszahl) von links nach rechts angeordnet.
- geben die Anzahl der mit Elektronen besetzten Schalen (Energienstufen) an.
- Die Energienstufen, auf denen sich die Valenzelektronen befinden, sind im PSE durch unterschiedliche Farben gekennzeichnet.

**Zusammenhänge zwischen PSE und Bau der Atomhülle:**

**Periodensystem**

Ordnungszahl/Protonenzahl

Hauptgruppennummer

Periodennummer

**Bau der Atomhülle**

Anzahl der Protonen

=Anzahl der Elektronen (bei Atomen)

Anzahl der Valenzelektronen

Anzahl der besetzten Energiestufen/Schalen

**Oktettregel**

Die Atome der Elemente haben das Bestreben, die Edelgaskonfiguration, also 8 Elektronen - ein Elektronenoktett - in der höchsten Energiestufe/äußersten Schale zu erreichen.

(Ausnahme Wasserstoff, 2 Elektronen). Das Elektronenoktett bedeutet eine chemische Stabilität (vgl. Edelgaskonfiguration).

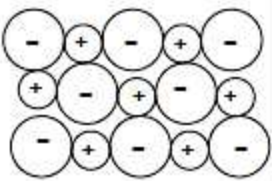
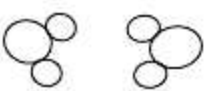
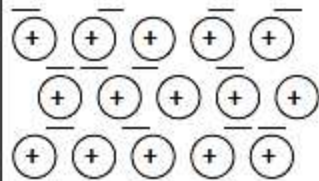
5. Bindungstypen

5a Chemische Bindungen

**Chemische Bindung** Unter der chemischen Bindung versteht man elektrostatische Anziehungskräfte, die

- die **Atome der molekularen Stoffe** (vgl. **Atombindung**) zusammenhalten.
- die **Atome der Metalle** (vgl. **metallische Bindung**) zusammenhalten.
- die **Ionen der Salze** (vgl. **Ionenbindung**) zusammenhalten.

Vergleichende Übersicht:

Bindungstyp	Ionenbindung (IB)	Atombindung (AB) = Elektronenpaarbindung	Metallbindung (MB)
Bindungspartner	Metall + Nichtmetall	Nichtmetall + Nichtmetall	viele Metalle
Art der Teilchen	 Kationen + Anionen	 Moleküle	 Metallionen und frei bewegliche Elektronen
Bindung durch:	elektrostatische Anziehungskräfte zwischen den positiv und negativ geladenen Ionen	gemeinsame(s) Elektronenpaar(e)	elektrostatische Anziehungskräfte zwischen Elektronengas und Atomrümpfen
Bindungsrichtung	allseits	Gerichtet auf Partner	allseits
Name des Verbandes	Ionengitter	Molekül	Metallgitter
Aggregatzustand bei Normalbedingungen	fest	gasförmig, flüssig, fest	fest, Ausnahme: Hg
Schmelz- und Siedepunkte	meist sehr hoch	meist niedrig	meist hoch
Löslichkeit	oft gut in Wasser löslich, aber unlöslich in organischen Lösungsmitteln	meist unlöslich in Wasser, aber gut löslich in organischen Lösungsmitteln	unlöslich in Wasser oder organischen Lösungsmitteln
Verformbarkeit	nicht verformbar, sondern hart und spröde	unterschiedlich	meist gut verformbar
elektrische Leitfähigkeit	leiten als Schmelze und wässrige Lösungen durch Ionen (Leiter 2. Klasse)	Nichtleiter	gute elektrische Leiter (Leiter 1. Klasse)

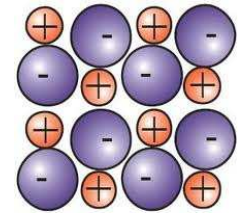


## 5b Ionenbindung

### Ionenverbindungen => Salze

Salze bestehen aus Ionen:

- Kationen (positiv geladen)
- Anionen (negativ geladen)
- Auch Moleküle können als Ionen vorliegen = Molekülionen  
(geladene Moleküle z.B.  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{NO}_3^-$ )



**Salze sind Verbände aus Ionen.** Die Formeldarstellung erfolgt als Verhältnisformel (= Verhältnis zwischen Anzahl Kationen und Anzahl Anionen)

### Ionenbildung

Die Ionen entstehen durch Elektronenübergänge zwischen Metallatomen und Nichtmetallatomen:

**Metall** → **Metallkation** +  $e^-$  (Oxidation)

**Nichtmetall** +  $e^-$  → **Nichtmetallanion** (Reduktion)

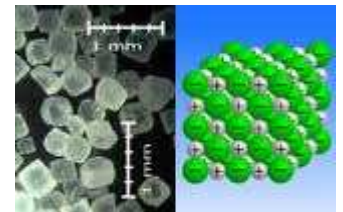
Anzahl der abgegebenen/aufgenommenen Elektronen (siehe Oktettregel)

**Oxidation** = Elektronenabgabe;  
**Reduktion** = Elektronenaufnahme

### 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

- starke Anziehung der Ionen
- Ionen auf festen Gitterplätzen
- bewegliche Ionen in Schmelze und Lösung

#### Beobachtbare Eigenschaft

- hohe Schmelz- und Siedetemperaturen
- Sprödigkeit, leiten im festen Zustand nicht
- elektrische Leitfähigkeit

### 5c Atombindung

Atombindung (Synonyme: Elektronenpaarbindung, veraltet: kovalente Bindung)  
Nichtmetallatome nutzen zur Erreichung einer günstigen Elektronenkonfiguration (s. Oktettregel) gemeinsame Elektronenpaare. Es entstehen Moleküle.

Die Atombindung resultiert aus der elektrostatischen Anziehungskraft zwischen der positiven Ladung der Atomkerne und der negativen Ladung der Bindungselektronen (= bindende Elektronenpaare).

**Moleküle sind Verbände aus Nichtmetallatomen.**

Man unterscheidet:

- **Einfachbindungen:** ein Bindungselektronenpaar, z.B.  $\text{|\bar{F}-\bar{F}|}$
- **Doppelbindungen:** zwei Bindungselektronenpaare, z.B.  $\text{|\bar{O}=\bar{O}|}$
- **Dreifachbindungen:** drei Bindungselektronenpaare, z.B.  $\text{|\bar{N}\equiv\bar{N}|}$

**Valenzstrichformel**  
(Synonyme: Elektronenformel, Strukturformel, Lewis-Formel)

- In der Valenzstrichformel werden die Elektronenpaare durch Striche bzw. Punkte symbolisiert. Je ein Strich steht für ein Elektronenpaar, ein Punkt für ein Elektron.
- Beispiel: H-H bzw. H : H

**Bindende und nichtbindende freie Elektronenpaare**

- Bindende Elektronenpaare bilden die Atombindung, d.h. sie liegen zwischen zwei Atomen
- Nichtbindende (freie) Elektronenpaare sind an der Bindung nicht beteiligt, d.h. sie liegen nicht zwischen zwei Atomen

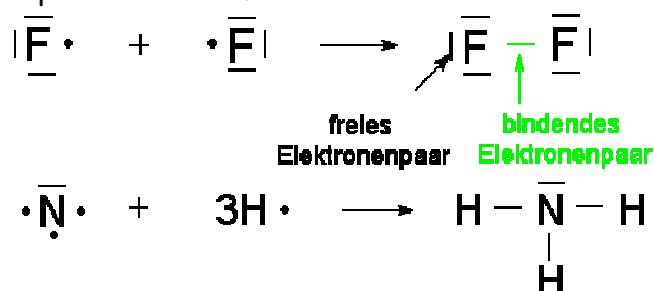


**Bindigkeit**

Anzahl der bindende Elektronenpaare, die von einem Atom ausgehen.

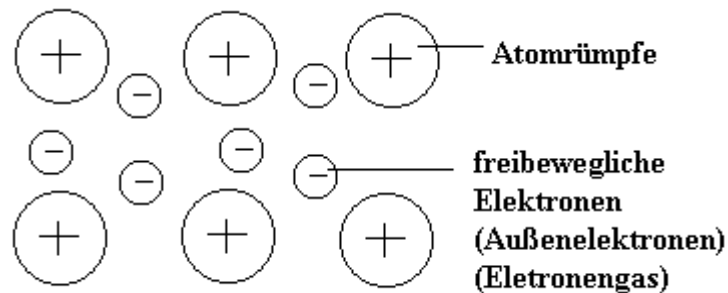
Beispiel: Bindigkeit (C) = 4, Bindigkeit (H) = 1

Bsp. Valenzstrichformel:



## 5d Metallbindung

**Metallbindung** Die Metallatome geben ihre wenigen Valenzelektronen ganz oder teilweise ab. Dadurch entstehen positiv geladene Atomrümpfe. Zwischen den positiv geladenen **Atomrümpfen** befinden sich die abgegebenen Elektronen als **Elektronengas**.



### Eigenschaften von Metallen:

- Stehen im PSA links und in den Nebengruppen.
- Elektrische Leitfähigkeit,
- plastische Verformbarkeit,
- metallischer Glanz,
- geben bevorzugt Elektronen ab (**Kationenbildung**)

### Unedle Metalle:

reagieren mit sauren Lösungen unter  $H_2$ -Entwicklung und gehen in Lösung

reagieren leicht mit (Luft-)Sauerstoff

geben leicht Elektronen ab und bilden dabei Kationen.

### Edle Metalle:

reagieren nicht mit sauren Lösungen

reagieren nicht mit (Luft-)Sauerstoff

geben nur schwer Elektronen ab.