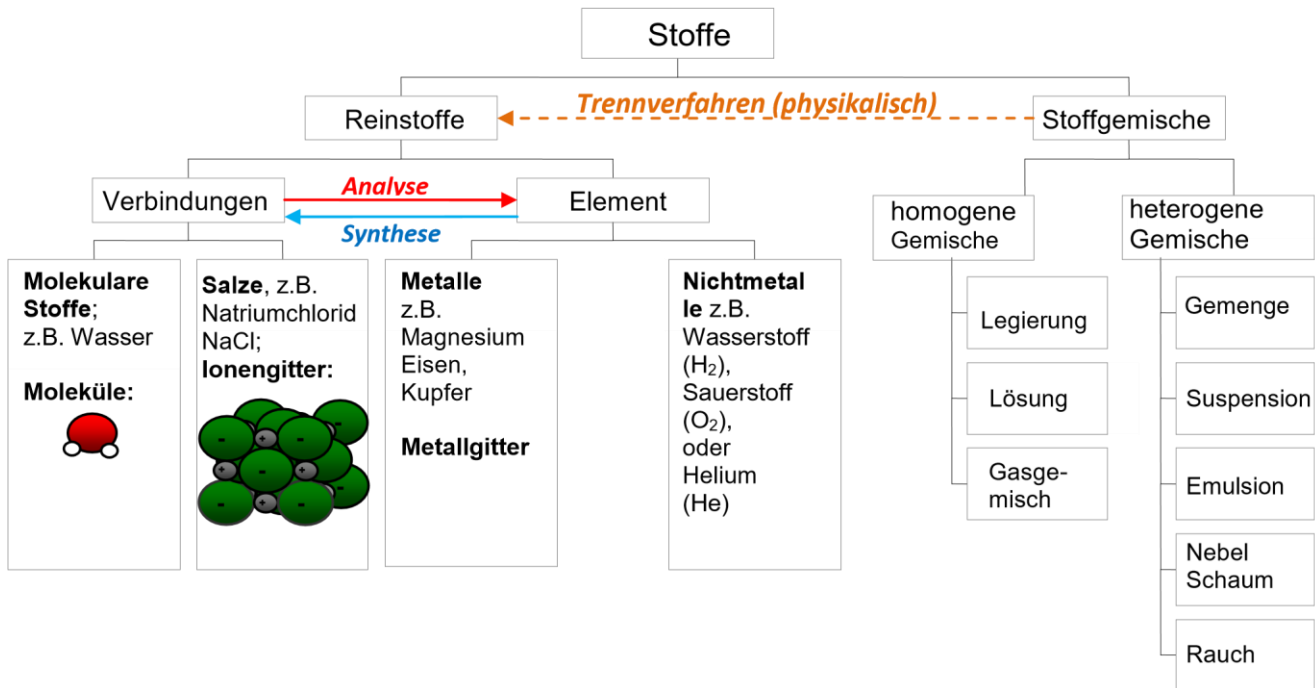




1. Einteilung von Stoffen



Stoffgemische: bestehen aus mehreren **Reinstoffen** man unterscheidet:

Heterogene Gemische Bestandteile erkennbar

z.B. Suspension (s/l), Emulsion (l/l), Rauch(s/g)

homogene Gemische Bestandteile sind selbst mit dem Mikroskop nicht erkennbar

z.B. Lösung

Stoffgemische können durch physikalische Verfahren/Methoden getrennt werden, dabei bleiben die Stoffe erhalten!

z.B. Filtrieren, Extrahieren, Eindampfen, Destillieren;

Reinstoffe: nur aus einem Stoff bestehend (m. charakteristischen **Kenneigenschaften**, z.B. Dichte, Schmelzpunkt, Siedepunkt etc.)

Verbindungen Reinstoffe, die durch chemische Reaktionen in Elemente zerlegbar sind;

kleinste Teilchen: Moleküle oder Ionen

Elemente Reinstoffe, die durch chemische Reaktionen nicht in andere Stoffe 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

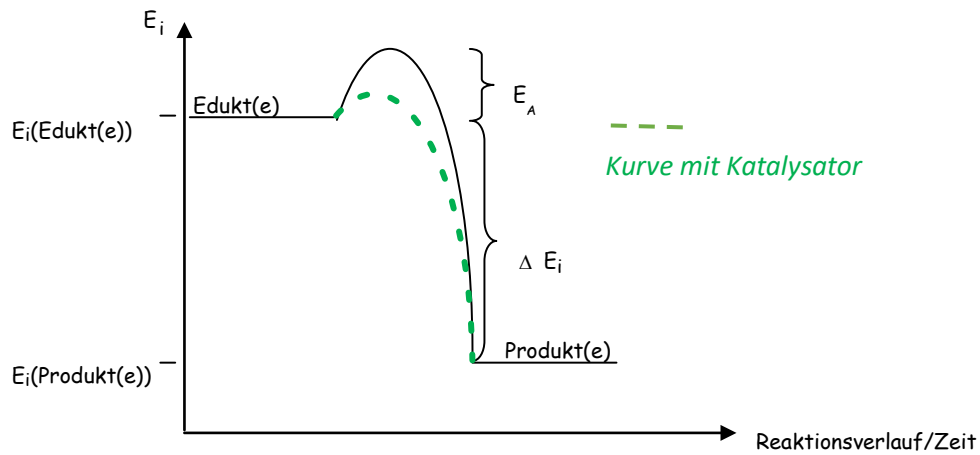
Energiediagramm für eine exotherme Reaktion:



E_i = innere Energie der Stoffe (manchmal auch E_R = Reaktionsenergie genannt)

E_A = Aktivierungsenergie

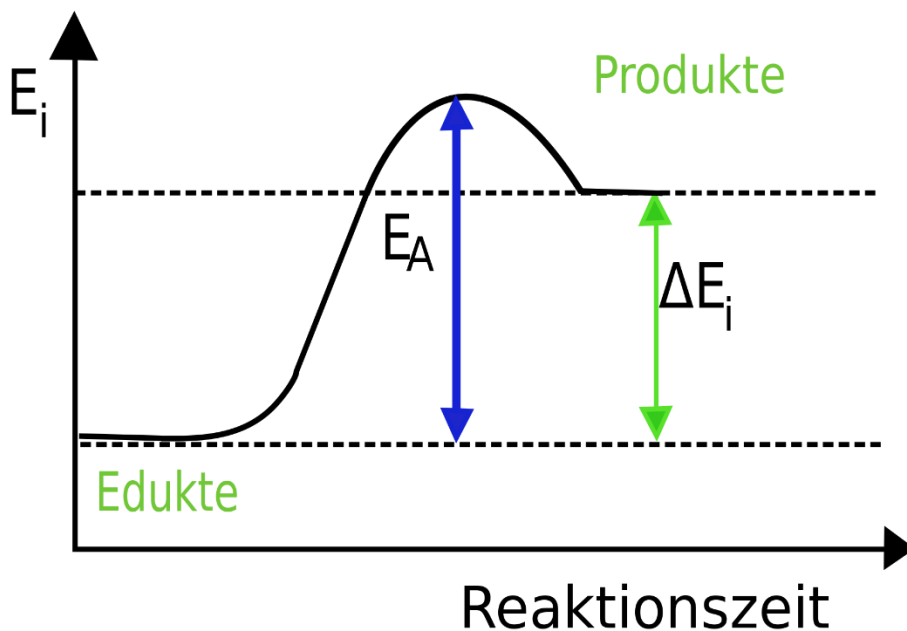
Exotherme Reaktion:



Katalysator:

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

Endotherme Reaktion: (Quelle: www.wikipedia.de)





3. Chemische Symbol- und Formelsprache

Vorbemerkung: chemische Formeln stehen einerseits für die Stoffe (**Stoffebene**) andererseits kann man vielfach Informationen über die **Teilchenebene** (Zusammensetzung der Teilchen z.B. bei Molekülen) entnehmen! So kann H_2O für ein Wassermolekül stehen aber auch symbolisieren, dass bei einer Reaktion Wasser reagiert oder entsteht!

Atomsymbole

Kurzschreibweise für einzelne Atome

z.B. **Na** Natriumatom

Molekülformel

(bei molekular

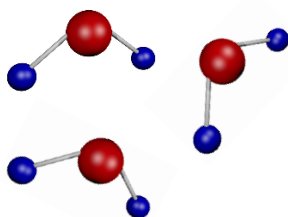
gebauten

Elementen oder

Verbindungen)

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. **H₂** ein Wasserstoffmolekül besteht aus **zwei**

Atomsymbol **Index**

Wasserstoffatomen

z.B. H_2O ein Wassermolekül besteht aus zwei

Wasserstoffatomen und einem Sauerstoffatom (s. Abbildung links)

Formeln von Ionenverbindungen (=i.d.R. **Metall-Nichtmetallverbindungen**)

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

Zustandsangaben bei chemischen Formeln:

$A_{(s)}$: Stoff A ist fest (**s**olid) $A_{(l)}$: Stoff A ist flüssig (**l**iquid) $A_{(g)}$: Stoff A ist **g**asförmig

$A_{(aq)}$: Stoff A ist in Wasser gelöst = wässrige Lösung (**aq**ueous)

Aussagen einer chemischen Formel:

Diese Informationen kannst du aus einer Formel entnehmen, dabei hilft dir dein Periodensystem!

- Welche Elemente sind beteiligt (Elementsymbole!)
- Ist es ein **Element** (=nur ein **Elementsymbol** in der Formel!)
- Ist es eine **Verbindung** (**mehrere Elementsymbole** in der Formel!)
- Art der Verbindung:

- Metall/Nichtmetallverbindungen** (im PSE **orange/gelb**-Kombination) sind **Salze***, d.h. sie bestehen aus Ionen
- Nichtmetallverbindungen** (im PSE **gelb/gelb**-Kombination) bestehen aus **Molekülen**, die aus den Atomen der Elemente zusammengesetzt sind.

**Hinweis, es gibt auch Salze, in deren Formeln nur Nichtmetalle auftauchen, diese besetzen aus Molekülonen (z.B. Ammoniumcarbonat)*

e) Die konkrete Zusammensetzung:• **Bei Elementen:**

Fe steht für ein Eisen-Atom,

O₂ steht für ein Sauerstoffmolekül, das aus zwei Sauerstoffatomen besteht.

• **Bei Nichtmetallverbindungen:** z.B. H_2O

Die **Molekülformel** beschreibt die konkrete Zusammensetzung der Moleküle:

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

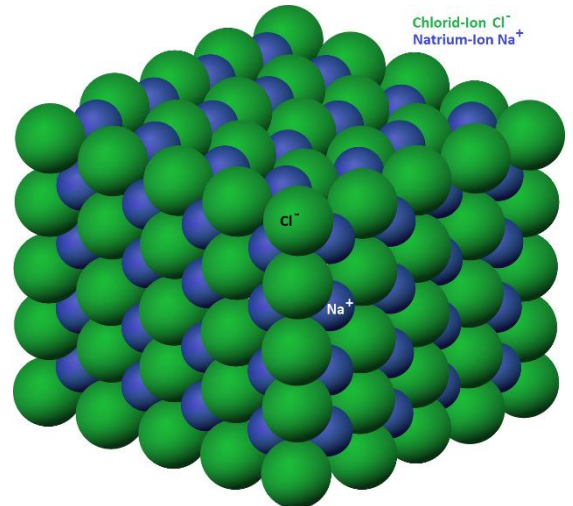
(1 wird weggelassen)

• **Bei Metall-Nichtmetallverbindungen z.B. :**

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

⇒ Verhältnisformel* gibt nur das
Zahlenverhältnis der enthaltenen Ionen
an

(*wird z.T. auch als Formeleinheit bezeichnet)

**3.2 Erstellen von Formeln aus den Namen der Stoffe:****Stoffbezeichnung**

ELEMENT oder **VERBINDUNG**

ELEMENT

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



(weil auch als Element in Molekülform
vorliegend!):

Wasserstoff H₂

Sauerstoff O₂

Stickstoff N₂

7. Hauptgruppe:

Fluor F₂ - Chlor Cl₂ - Brom Br₂ - Iod I₂

VERBINDUNG**a) Metall-Nichtmetallverbindung**

⇒ **Salze**, aus **Ionen** aufgebaut

⇒ **Verhältnisformeln!**

(Ladung aus PSE ablesen, Formel erstellen vgl. 3.2.1!)

b) Nichtmetallverbindung?

⇒ **molekular** gebaute Verbindung

⇒ Silben „mono, di, tri, tetra, penta,
hexa,... im Namen bezeichnen jeweils
die Anzahl der Atome des Elements,
das danach genannt wird

Monokohlenstoffmonoxid = CO

**Kurz: Kohlenstoffmonoxid*

**Mono wird beim ersten Element
häufig weggelassen!*

**3.2.1 Salze: Aufstellen der Verhältnisformeln über die Ionenladungen der beteiligten Ionen:**

Bei Salzen musst du die Ionenladungen ermitteln. Hierzu kannst du ein Periodensystem der Ionen verwenden (z.B. hier: http://www.educhem.eu/mat/PSEdidaktik_2020-07-03_DINwm.jpg).

Tipp: Falls du kein PSE der Ionen griffbereit hast:

Die Ladung der **Metallkationen** entspricht i.d.R. der Hauptgruppennummer:

D.h. Elemente der ersten Hauptgruppe bilden Ionen X^+ , die der 2. Hauptgruppe Ionen des Typs X^{2+} usw.).

Bei Elementen der **Nebengruppen** oder besonderen Ladungen wird die **Ladung in römischen Ziffern** angegeben z.B. Blei(II)-sulfid für Pb^{2+} , Eisen(III)-oxid bei Fe^{3+} , Silber(I)-chlorid bei Ag^+ ,...

Für die **Nichtmetallanionen** musst du rechnen: Ladung = Hauptgruppennummer-8 :

D.h. für O (6. Hauptgruppe) ergibt sich eine negative Ionenladung von $6-8=-2$, Stickstoff N: $5-8=-3$ also N^{3-}

Die Ionen müssen dann so zu Einheiten zusammengefasst werden, dass sich die Ladungen ausgleichen.

z.B. Natriumchlorid: $1 Na^+ + 1 Cl^-$ ergibt ein Verhältnis von 1:2 also **NaCl**

z.B. Calciumnitrid: $3 Ca^{2+} + 2 N^{3-}$ ergibt ein Verhältnis von 3:2 also **Ca₃N₂**

Optional (je nach Behandlung):

Es gibt auch Molekülionen, d.h. Moleküle, die eine Ladung tragen (warum klärt sich in der 9. Jgst.)

Häufig verwendete bzw. vorkommende Molekülionen:

Name des Molekülions	Formel
Ammonium-Kation	NH_4^+
Nitrat-Anion	NO_3^-
Sulfat-Anion	SO_4^{2-}
Hydroxid-Anion	OH^-
Phosphat-Anion	PO_4^{3-}

Das Prinzip der Zusammensetzung bzw. Verhältnisformel der Salze und des Ausgleichens der Ladungen bleibt dabei gleich:

Z.B. Natriumcarbonat: $2 Na^+ + (CO_3)^{2-}$ ergibt dann eine Verhältnisformel von $Na_2(CO_3)$

oder Calciumhydroxid $Ca^{2+} + 2 (OH)^-$ ergibt dann $Ca(OH)_2$

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

Die griechischen Zahlsilben (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 CO_2

Distickstofftetraoxid N_2O_4

Schwefeltrioxid SO_3



Nicht sinnvolle Benennungen / korrekte Benennungen

z.B. Eisentrichlorid $FeCl_3$ da es sich hier um ein Salz handelt und keine Moleküle vorliegen! $\Rightarrow$ Eisen(III)-chlorid

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



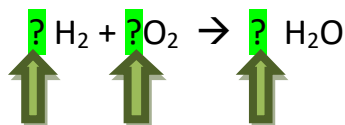
3.3 Ausgleichen von Reaktionsgleichungen:

Zunächst musst du die Informationen lesen und beteiligte Stoffe identifizieren und deren Formeln notieren!

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

Edukte → Produkte

Beispiel:



- 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!

Beispiel: $8 \text{Na} + 2 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{Na}_2\text{O} \quad /:2$

Vereinfacht: $4 \text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Na}_2\text{O}$



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 Verbrennung von Alkanen:



Günstiges Vorgehen:

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



4. Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen (Stöchiometrie = chem. Rechnen)

Stoffmenge n	Stoffmenge n Die Stoffmenge n gibt an, wie viele Teilchen in einer Stoffportion enthalten sind. Einheit der Stoffmenge n ist das Mol. 1 mol eines Stoffes enthält immer $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen. Die Art der Teilchen muss immer angegeben werden! <i>Bsp: $n(\text{H}_2\text{O})=1\text{mol}$</i> <i>Die Stoffmenge an Wasser beträgt 1mol, d.h. es sind $6,022 \cdot 10^{23}$ Wassermoleküle</i>
Avogadro-Konstante NA	Avogadro-Konstante NA Die Avogadro-Konstante NA gibt an, wie viele Teilchen in 1 mol Stoffportion enthalten sind, damit kann man die Stoffmenge in Teilchenzahlen umrechnen: $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol}$ allgemein: $n(X) = N(X) / N_A$
Molare Masse M	Molare Masse M = Masse von 1 mol Teilchen; stoffspezifische Konstante, aus dem Periodensystem zu berechnen! <i>z.B. $M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2M(\text{O}) = 12 + 2 \cdot 16 \text{ g/mol} = 40 \text{ g/mol}$</i> allgemein: $M(X) = m(X) / n(X)$ Einheit: [g/mol]
Molares Volumen Vm Gilt nur für GASE!	Molares Volumen Vm = Volumen von 1 mol Gasteilchen Allgemein: $n(X) = V(X) / V_m$ $V_{m,n} = 22,4 \text{ l/mol}$ (unter Normbedingungen: 0°C, 1013 mbar)
Überblick molare Größen inkl. Dichte	<pre> graph TD m["Masse m [m] = 1 kg"] N["Teilchenanzahl N [N] = 1"] V["Volumen V [V] = 1 m³"] n["Stoffmenge n [n] = 1 mol"] M["Molare Masse M = m/n"] Vm["Molares Volumen Vm = V/n"] rho["Dichte rho = m/V"] NA["Avogadro-Konstante NA = N/n ≈ 6,022 · 10²³ 1/mol"] m --- "m = N · m(1 Teilchen)" N m --- "rho = m/V" V m --- "M = m/n" n N --- "NA = N/n" n V --- "Vm = V/n" n </pre> The diagram illustrates the relationships between various physical quantities in chemistry. It shows how mass (m) and volume (V) relate to particle number (N) and amount of substance (n) through molar mass (M) and molar volume (Vm). The density (rho) is also shown as a function of mass and volume. The Avogadro constant (NA) is defined as the ratio of particle number to amount of substance.

Zum Vorgehen beim Rechnen mit Reaktionsgleichungen siehe auch:

https://www.asg-er.de/content/faecher/chemie/chemisches_rechnen.pdf

5. Atombau

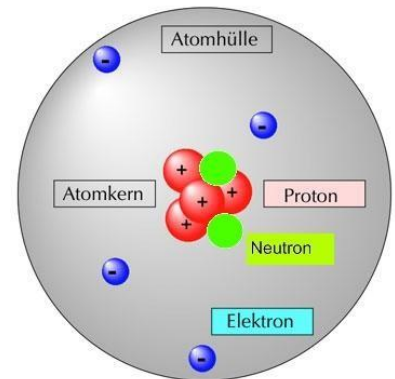
Modell allgemein

Vorstellungs- und Erklärungshilfe für beobachtbare Phänomene. Es ist nicht richtig oder falsch, sondern kann die Phänomene gut erklären und veranschaulichen (gutes Modell) oder nicht (weniger geeignetes Modell)

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.



6. Periodensystem

	Hauptgruppen- Nummer	Hauptgruppen- Nummer	Hauptgruppen- Nummer					
	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							

Systematik im Periodensystem Elemente sind nach steigender Protonenzahl ihrer Atome geordnet

der Elemente (PSE) angeordnet. Elemente mit ähnlichen charakteristischen Eigenschaften stehen in den **Hauptgruppen** (Nebengruppen) untereinander.

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

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

7.1 Ionenverbindungen=Salze - Ionenbindung

Salze bestehen aus Ionen: - Kationen (positiv geladen)

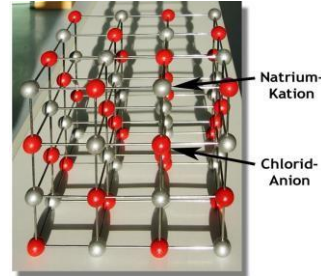
- Anionen (negativ geladen)

Für beide gibt es auch Molekülionen (=geladene Moleküle)!

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

7.2 Nichtmetallverbindungen - Atombindungen

Bei Nichtmetallen gibt es die **Atombindungen**, die die Atome untereinander zusammenhalten. Diese Bindungen sind gerichtet, d.h. sie sind konkret zwischen den Atomen zuzuordnen. Im Molekülmodell rechts von **Methan CH₄** werden diese durch Kunststoffstäbe dargestellt. In der Realität werden entstehen diese Bindungen durch die Elektronen der Atomhülle (Stoff der 9. Jgst.).



7.3 Metalle - Metallbindung

Aufbau eines Metalls (

Elektronengasmodell

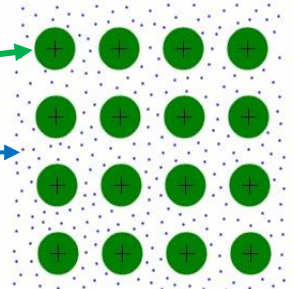
Atomrümpfe

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
Verschiedene Atomrümpfe können durch Elektronengas verbunden werden	Legierung (homogenes Metallgemisch) mit entspr. Eigenschaften



8. Atombau und gekürztes Periodensystem

Ionisierungsenergie: Der Energiebetrag, der aufgewendet werden muss, um ein Elektron vollständig aus der Atomhülle zu entfernen.

Aus den Ionisierungsenergien der verschiedenen Elektronen eines Atoms lassen sich Rückschlüsse auf den Feinbau der Atomhülle ziehen (Gruppen ähnlicher Ionisierungsenergien → gemeinsames Energieniveau). Es kann die Elektronenkonfiguration ermittelt und ein Energiestufenschema aufgestellt werden.

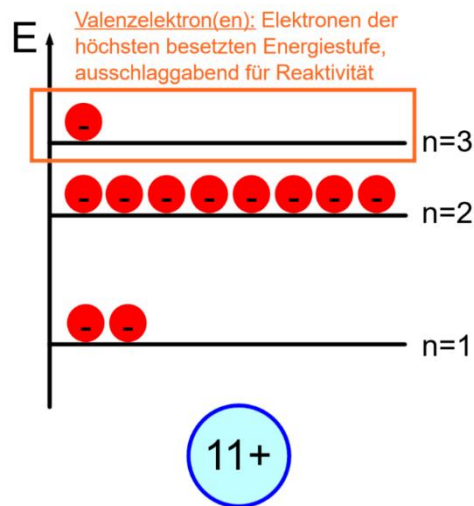
Elektronenkonfiguration:

Verteilung der Elektronen eines Atoms auf die verschiedenen Energiestufen (n)

Energiestufenschema:

graphische Darstellung der Elektronenkonfiguration

Beispiel: Energiestufenschema eines Natrium-Atoms



Atomhülle:

negativ geladene Elektronen (e^-) verteilt auf die verschiedenen Energiestufen (n)

Atomkern:

Nukleonen: positiv geladene Protonen (p^+), ungeladene Neutronen (n^0)

Aufbau des Periodensystems der Elemente (PSE)

		Hauptgruppen: Nummer entspricht Anzahl an Valenzelektronen							
Perioden		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Nummer entspricht Anzahl an besetzten Energiestufen	1	${}_1\text{H}$							${}_2\text{He}$
	2	${}_3\text{Li}$	${}_4\text{Be}$	${}_5\text{B}$	${}_6\text{C}$	${}_7\text{N}$	${}_8\text{O}$	${}_9\text{F}$	${}_{10}\text{Ne}$
	3	${}_{11}\text{Na}$	${}_{12}\text{Mg}$	${}_{13}\text{Al}$	${}_{14}\text{Si}$	${}_{15}\text{P}$	${}_{16}\text{S}$	${}_{17}\text{Cl}$	${}_{18}\text{Ar}$
	4	${}_{19}\text{K}$	${}_{20}\text{Ca}$	${}_{31}\text{Ga}$	${}_{32}\text{Ge}$	${}_{33}\text{As}$	${}_{34}\text{Se}$	${}_{35}\text{Br}$	${}_{36}\text{Kr}$
	5	${}_{37}\text{Rb}$	${}_{38}\text{Sr}$	${}_{49}\text{In}$	${}_{50}\text{Sn}$	${}_{51}\text{Sb}$	${}_{52}\text{Te}$	${}_{53}\text{I}$	${}_{54}\text{Xe}$
	6	${}_{55}\text{Cs}$	${}_{56}\text{Ba}$	${}_{81}\text{Tl}$	${}_{82}\text{Pb}$	${}_{83}\text{Bi}$	${}_{84}\text{Po}$	${}_{85}\text{At}$	${}_{86}\text{Rn}$

- Anordnung der Elemente nach steigender Ordnungszahl = Protonenzahl
(Achtung: Das gekürzte PSE zeigt nur die Hauptgruppen. Dazwischen werden weitere Elementgruppen ausgelassen. Daher treten „Sprünge“ der Ordnungszahlen auf, z.B. zwischen ${}_{20}\text{Ca}$ und ${}_{31}\text{Ga}$.)
- Atome der Elemente derselben **Hauptgruppe**: gleiche Anzahl an Valenzelektronen → ähnliche chemische Eigenschaften, z.B. Edelgase (8 Valenzelektronen)
- Atome der Elemente derselben **Periode**: gleiche Anzahl an besetzten Energiestufen
- Im PSE sind meist weitere Informationen angegeben, z.B. die durchschnittliche Atommasse, die Elektronegativität usw..



Edelgaskonfiguration: energetisch besonders günstiger Zustand, bei dem alle besetzten Energiestufen mit der höchstmöglichen Anzahl an Elektronen ausgefüllt sind (*entspricht Konfiguration der Edelgasatome: meist 8 Valenzelektronen, He-Atom: 2 Valenzelektronen*)

Edelgasregel: Atom-Ionen der Hauptgruppenelemente besitzen meist die Elektronenkonfiguration der im PSE nächstgelegenen Edelgas-Atome:

- Kationen (Metalle): Ladungszahl = Hauptgruppennummer
- Anionen (Nichtmetalle): Ladungszahl = 8 – Hauptgruppennummer

9. Elektronenübergänge: Entladen und Bilden von Ionen

Redoxreaktion: Elektronenübertragungs-Reaktion bestehend aus zwei Teilreaktionen:

- **Oxidation:** Abgabe von Elektronen durch Elektronendonatoren (diese Teilchen wirken als Reduktionsmittel und werden dabei selbst oxidiert)
- **Reduktion:** Aufnahme von Elektronen durch Elektronenakzeptoren (diese Teilchen wirken als Oxidationsmittel und werden dabei selbst reduziert)

Aufstellen von Redoxgleichungen:

Beispiel: Bei der Elektrolyse einer Natriumchlorid-Schmelze sind aus Na^+ -Ionen und Cl^- -Ionen elementares Natrium und elementares Chlor entstanden.

1. Finden der Redoxpaare, Festlegung der Teilreaktionen, ggf. Koeffizienten anpassen	• $\text{Na}^+ \rightarrow \text{Na}$ • $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$
2. Ermittlung der übertragenen Elektronen (Kontrolle: Überprüfe die Ladungsbilanz auf der Edukt- und der Produktseite!), Zuordnung Oxidation / Reduktion	• $\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$ Red (e^- auf Eduktseite) • $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$ Ox (e^- auf Produktseite)
3. Ggf. Erweiterung der Teilgleichungen, so dass jeweils die gleiche Anzahl Elektronen übertragen wird (kgV); Elektronenübergang	• Red: $\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$ x2 • Red: $2 \text{Na}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Na}$ • Ox: $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$
4. Aufstellen der Redoxgleichung	Redox: $2 \text{Na}^+ + 2 \text{e}^- + 2 \text{Cl}^- \rightarrow 2 \text{Na} + \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$
5. Kürzen: Alles, was rechts und links in gleicher Form auftaucht. Die Elektronen müssen sich komplett herauskürzen!	Redox: $2 \text{Na}^+ + 2 \text{Cl}^- \rightarrow 2 \text{Na} + \text{Cl}_2$
6. Endkontrolle: Atom- und Ladungsbilanz müssen auf beiden Seiten gleich sein!	

Elektrolyse: Endotherme, (durch elektrische Energie) erzwungene Redoxreaktion

Anwendungsbeispiele:

- Gewinnung von Metallen und Nichtmetallen aus Salzen (z.B. Aluminium durch Schmelzelektrolyse aus Aluminiumoxid)
- Galvanisierung: Erzeugung dünner metallischer Überzüge auf elektrisch leitenden Gegenständen durch Elektrolyse (z.B. zur Verschönerung, als Korrosionsschutz...)

Salzbildung: Exotherme, freiwillig ablaufende Redoxreaktion (formal: Umkehrung der Elektrolyse)

An der Salzbildung sind verschiedene Teilprozesse beteiligt, die teilweise endotherm, teilweise exotherm ablaufen. Haupt-Triebkraft der Salzbildung ist die **Gitterenergie**, die frei wird, wenn die gebildeten Ionen sich zu einem Kristallgitter anordnen.

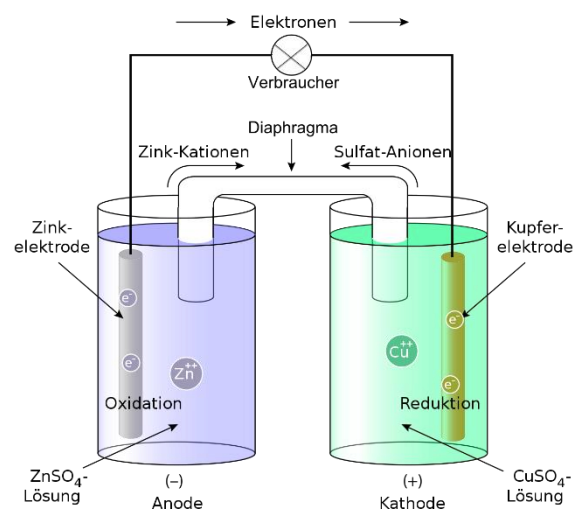
Elektrochemische Stromerzeugung: Nutzung freiwillig ablaufender Redoxreaktionen zur Stromerzeugung (Batterien, Akkus,...)

Grundprinzip: vgl. *Abbildung Daniell-Element*

- Räumliche Trennung von Oxidation und Reduktion
- Elektrisch leitende Verbindung
- Elektronenfluss (= elektrische Strom) von der Oxidations-Halbzelle über den Verbraucher zur Reduktions-Halbzelle

Akkumulatoren: Nutzung der Umkehrbarkeit bestimmter Redoxreaktionen

Kombination aus erzwungener Hinreaktion (Elektrolyse, „Ladevorgang“) und freiwillig ablaufender Rückreaktion (elektrochemische Stromerzeugung, „Entladevorgang“)



Daniell-Element; Quelle: <https://de.serlo.org/chemie/210061/das-daniell-element> (12.09.2022)