

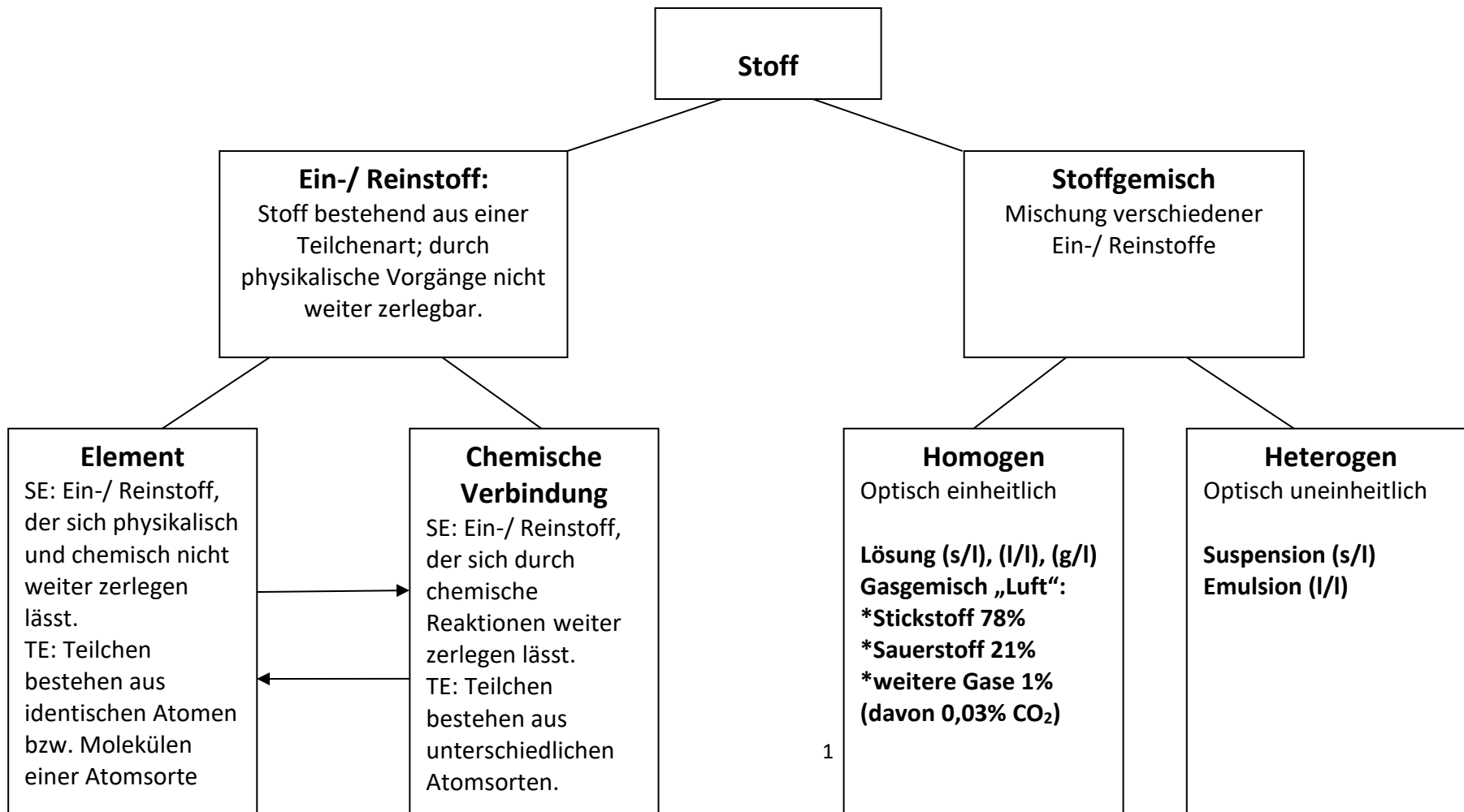
Chemie 9 SG

1. Stoffe und ihre Eigenschaften

Chemie ist eine Naturwissenschaft, die sich mit den **Aufgaben** und den **Eigenschaften von Stoffen** sowie **deren Veränderungen** bei **chemischen Reaktionen** beschäftigt.

Für das Verständnis der Chemie ist die exakte Trennung, sowohl gedanklich als auch sprachlich, von **Stoffebene (SE)** und **Teilchenebene (TE)** unverzichtbar.

1.1 Übersicht



1.2 Trennung von Stoffgemischen:

Die Stofftrennung beruht auf den unterschiedlichen Eigenschaften der Bestandteile eines Stoffgemisches.

z.B.

Extraktion („Herauslösen“):

Trennung unterschiedlicher Stoffe aufgrund ihrer unterschiedlichen Löslichkeit durch Herauslösen mithilfe eines Lösemittels.

Destillation:

Stofftrennung aufgrund unterschiedlicher Siedetemperaturen der zu trennenden Stoffe.

Verdampfen des Stoffes mit der niedrigeren Siedetemperatur und anschließendes Kondensieren im Kühler (Gegenstromprinzip).

1.3 Aggregatzustände (Zustandsformen der Stoffe) auf der Grundlage des Teilchenmodells:

1.3.1 Teilchenmodell (vgl. auch 3.1):

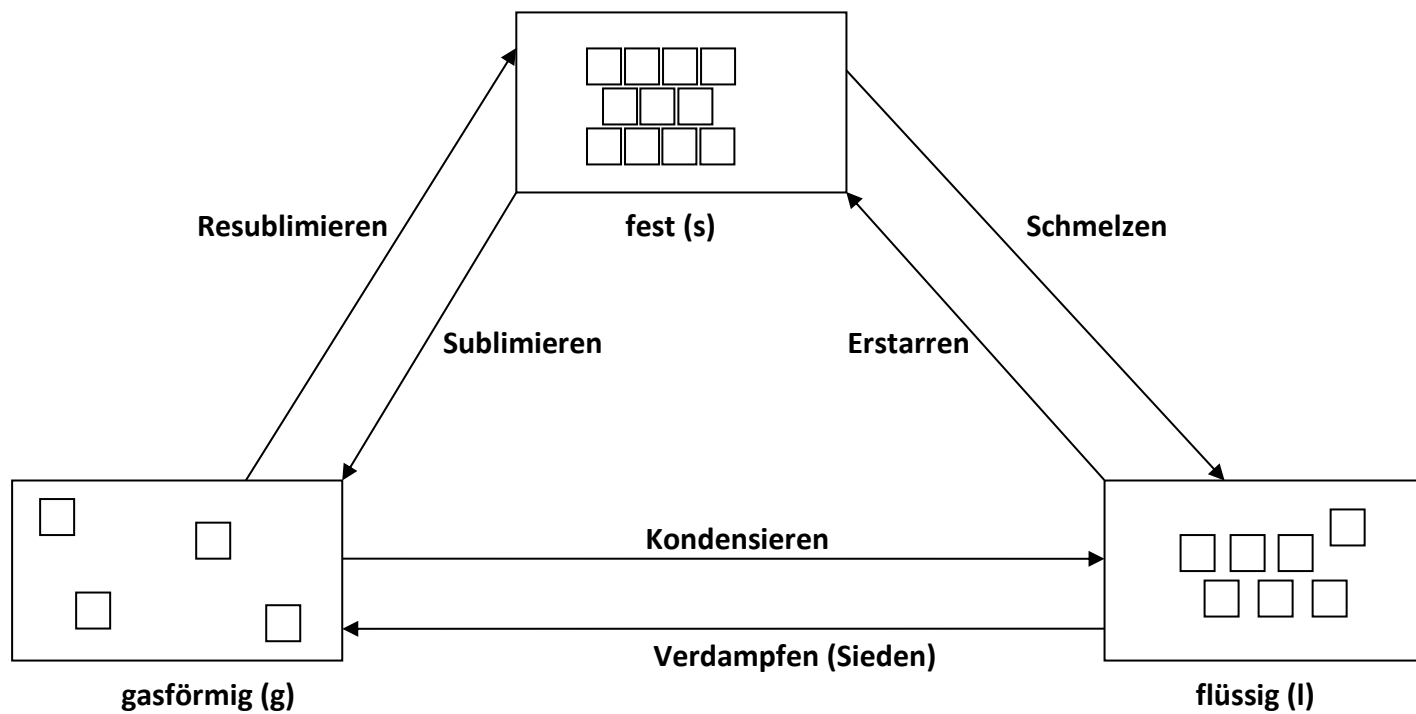
- **Jeder Stoff besteht aus sehr, sehr kleinen Teilchen**, die man nicht sehen kann; dazwischen ist nichts. Die Teilchen eines Stoffes besitzen die gleiche Masse, Größe und Form; die Teilchen verschiedener Stoff unterscheiden sich darin (vgl. „Dalton“).
- **Zwischen den Teilchen herrschen Anziehungskräfte**; bei Teilchen verschiedener Stoff sind die Anziehungskräfte unterschiedlich stark.
- **Alle Teilchen bewegen sich ständig** und ungerichtet.

1.3.2 Aggregatzustände

Die Teilchen unterscheiden sich bei den verschiedenen Aggregatzuständen in ihrer Anordnung, Bewegung, ihrer Bewegung und ihren Abständen voneinander.

Je höher die Temperatur, desto schneller bewegen sich die Teilchen, desto größer ist der Abstand voneinander, desto größer ist die Unordnung und desto geringer sind die Anziehungskräfte untereinander.

Zusammenhang zwischen den Aggregatzuständen (SE und TE):

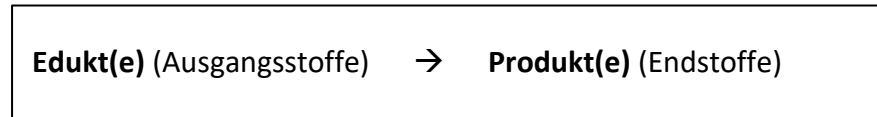


2. Chemische Reaktion

2.1 Stoffliche Betrachtung chemischer Reaktionen

Bei einer chemischen Reaktion finden eine Stoffänderung und ein Energieaustausch mit der Umgebung statt. Chemische Bindungen werden getrennt und neu geknüpft.

Allgemeine Wortgleichung:



„→“ = „reagiert zu“

Gesetz von der Erhaltung der Masse:

Die Gesamtmasse aller beteiligten Stoffe bei einer chemischen Reaktion ändert sich nicht (in einem **geschlossenen System**).

Erklärung:

a) Teilchenebene (TE):

Bei chemischen Reaktionen erfolgt nur eine Umgruppierung von Atomen, dabei werden chemische Bindungen gelöst und neu geknüpft.

b) Stoffebene (SE):

In einem **offenen System** findet Stoff- und Energieaustausch mit der Umgebung statt (z.B. offenes Reagenzglas),

in einem **geschlossenen System** gibt es keinen Stoffaustausch, sondern nur Energieaustausch (z.B. Reagenzglas mit Stopfen).

2.2 Energetische Betrachtung chemischer Reaktionen

Bei chemischen Reaktionen finden Energieumwandlungen statt.

- **Innere Energie E_i :**
Gesamtheit aller in einem System gespeicherten Energieformen („Energieinhalt“)
- **Reaktionsenergie ΔE_i :**
Energie (v.a. Wärmeenergie), die mit der Umgebung ausgetauscht wird.
- **Aktivierungsenergie E_A :**
Energie, die zum Auslösen einer Reaktion zugeführt werden muss.

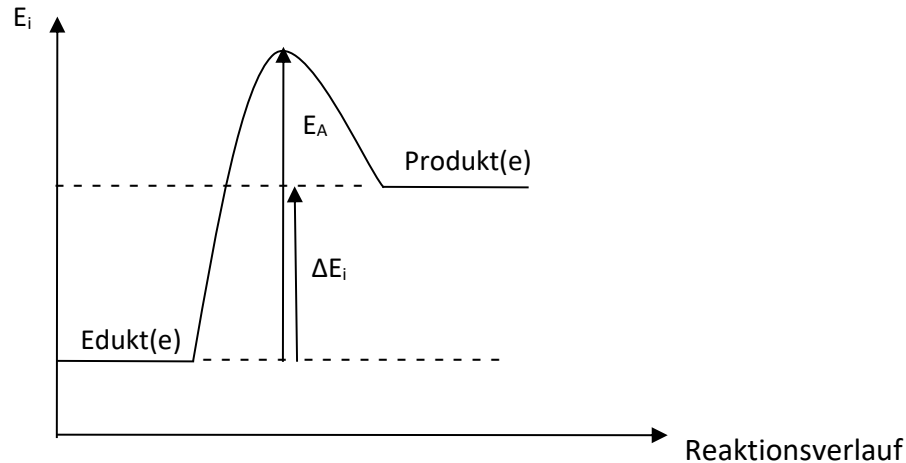
Endotherme Reaktion:

Reaktion, bei der während der gesamten Reaktionsdauer Energie aus der Umgebung aufgenommen werden muss.

Die Energie wird als chemische Energie in den Produkten gespeichert.

$\Delta E_i > 0$ bzw. $E_i(\text{Produkte}) > E_i(\text{Edukte})$

Energiediagramm:

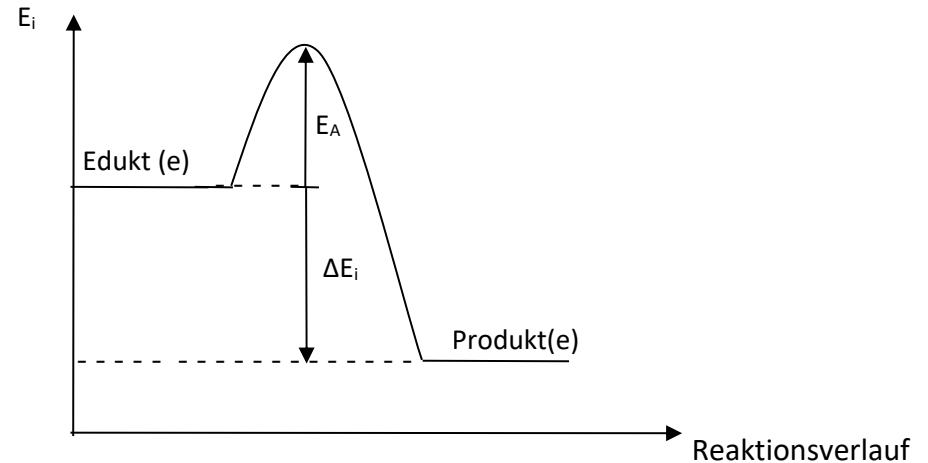


Exotherme Reaktion:

Reaktion, bei der die innere Energie der Edukte in eine andere Energieform (Wärme-, Licht- oder elektrische Energie) umgewandelt und an die Umgebung abgegeben wird.

$\Delta E_i < 0$ bzw. $E_i(\text{Produkte}) < E_i(\text{Edukte})$

Energiediagramm



Katalysator:

Ein Katalysator ist ein Stoff, der a) die Aktivierungsenergie E_A einer Reaktion vermindert, b) die Reaktionsgeschwindigkeit erhöht und c) nach der Reaktion unverändert vorliegt.

Er ändert die Reaktionsenergie ΔE_i nicht.

2.3 Verbrennung von Kohlenwasserstoffen

Alkane sind Kohlenwasserstoffe und durch die Molekülformel C_nH_{2n+2} gekennzeichnet.

Bei der **Verbrennung** von Alkanen mit ausreichend Sauerstoff entstehen als Reaktionsprodukte Kohlenstoffdioxid und Wasser.

Z.B. **Reaktionsgleichung** für die Verbrennung von Propan: $C_3H_8 + 5 O_2 \rightarrow 3 CO_2 + 4 H_2O$

Kohlenwasserstoffe können als Brennstoffe für die Energiebereitstellung verwendet werden. Nachwachsende Energieträger besitzen gegenüber fossilen Energieträgern eine neutrale Kohlenstoffdioxidbilanz und ihre Verwendung ist nachhaltiger (Kohlenstoff-Atomkreislauf).

2.4 Chemisches Rechnen/ Stöchiometrie

a) Stoffmenge n [n] = mol

=> Anzahl von „Päckchen“ aus $6,022 \times 10^{23}$ Teilchen (Atome, Moleküle, Ionen etc.)

=> 1 mol = $6,022 \times 10^{23}$ Teilchen

b) Avogadro-Konstante N_A [NA] = $6,022 \times 10^{23}$ /mol

c) Molare Masse M [M] = g/mol

=> Masse von 1 mol Teilchen (Zahlenwert entspricht dem der Atom- / Molekülmasse)

d) Molares Normvolumen V_{mn} [Vmn] = 22,4 l/mol

=> Für Gase bei Normbedingungen (0°C, 1013hPa)

$$n = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_m} = \frac{V_n}{V_{mn}} = \frac{N}{N_A}$$

3. Chemische Verbindungen und ihre Eigenschaften

3.1 Teilchenarten

- **Atom:** Basisteilchen, elektrisch neutral
alle Atomartensymbole finden sich im Periodensystem (PSE)
- **Moleküle:** Durch chemische Bindungen miteinander verknüpfte Nichtmetall-Atome, nach außen hin elektrisch neutral.
Die Molekülformel beschreibt den Aufbau eines Moleküls.
Elemente können aus zweiatomigen Molekülen aufgebaut sein („HONClBrIF“), z.B. H₂, O₂,...
Verbindungen sind aus mindestens zwei Atomarten aufgebaut, z.B. CO₂ Kohlenstoffdioxid
- **Ion:** Teilchen, die eine elektrische Ladung tragen (Kation bzw. Anion).
*Sie können von einem Atom abgeleitet sein (**Atom-Ion**) oder von einem Molekül (**Molekül-Ion**).
***Kationen:** Positiv geladene Ionen (z.B. Na⁺)
***Anionen:** Negativ geladene Ionen (z.B. Cl⁻)

3.2 Bausteine der Rein-/Einstoffe und Verbindungsklassen

Rein-/Einstoffe				
Elemente Rein-/Einstoffe, die nur aus einer Atomart bestehen		Verbindungen Rein-/Einstoffe, die aus mindestens zwei Atomart gebildet werden		
Metalle	Edelgase	Molekulare Stoffe		Salze
Atome	Atome	Element-Moleküle	Verbindungs-Moleküle	Ionen
z.B. Mg, Fe, Cu	VIII. Hauptgruppe im PSE: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn	bestehend aus identischen Atomarten z.B. H ₂ , O ₂ , N ₂	bestehend aus verschiedenen Atomarten z.B. H ₂ O, CH ₄ , CO ₂	Kationen, z.B. Na ⁺ , Fe ²⁺ , Al ³⁺ Anionen, z.B. Cl ⁻ , S ²⁻ , O ²⁻

3.3 Gasnachweise:

- O₂ (g): Glimmspanprobe
- H₂ (g): Knallgasprobe
- CO₂ (g): Kalkwasserprobe

3.4 Eigenschaften von Metallen und Salzen

	Metalle	Salze
Stoffeigenschaften	<ul style="list-style-type: none"> • metallischer Glanz • i.d.R. leicht verformbar (Duktilität) • Gute elektrische Leitfähigkeit (Leiter 1. Klasse) • Gute Wärmeleitfähigkeit 	<ul style="list-style-type: none"> • spröde und hart • hohe Schmelz- und Siedetemperaturen • Kristallbildung • Leiten elektrischen Strom als Schmelze und in wässriger Lösung (Leiter 2. Klasse)
Kleinste Teilchen	Atome	Ionen (Kationen und Anionen)
Anordnung der Teilchen	<p>Metallgitter: Positive Atomrümpfe und frei bewegliche (Valenz-)Elektronen</p> <p>„Elektronengas-Modell“: Negativ geladene Elektronen sind im Metallgitter frei beweglich während sich die positiv geladenen Atomrümpfe an festen Gitterplätze befinden.</p>	<p>Ionengitter: Symmetrische, regelmäßige Anordnung der Kationen und Anionen, die unbeweglich an bestimmten Positionen fixiert sind.</p>
Bindungsart	<p>Metallbindung</p> <p>Starke Anziehungskräfte zwischen den negativ geladenen Elektronen und den positiv geladenen Atomrümpfen (vgl. „Elektronengas-Modell“).</p>	<p>Ionenbindung</p> <p>Ungerichtete elektrostatische Anziehung zwischen positiv geladenen Kationen und negativ geladenen Anionen.</p>

4 Atombau

4.1 Kern-Hülle-Modell (Rutherford):

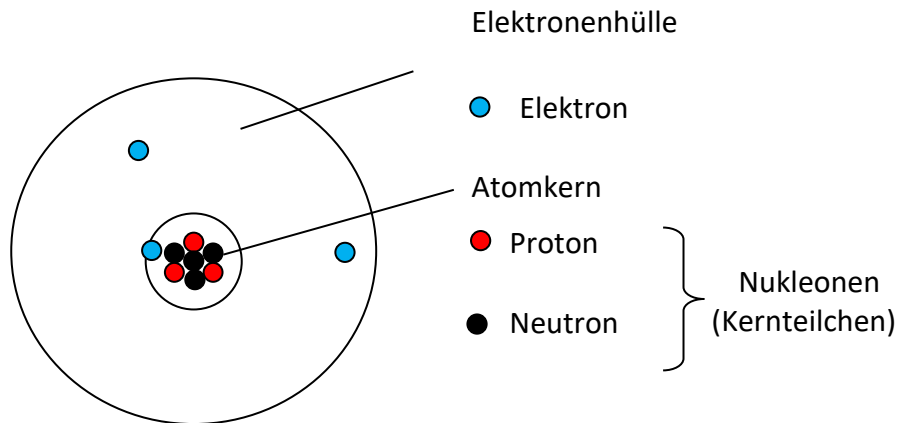
Atome bestehen aus einem sehr kleinen Atomkern (vereint fast die gesamte Masse) und einer großen, den Kern umgebenden Atomhülle.

Im Atomkern befinden sich die positiv geladenen **Protonen (p⁺)** und die ungeladenen **Neutronen (n)**. In der Atomhülle befinden sich die negativ geladenen **Elektronen (e⁻)**.

Im ungeladenen Atom ist die Anzahl der Elektronen gleich der Anzahl der Protonen. Die Atome eines Elements haben stets die gleiche Anzahl an Protonen im Kern.

Bei Ionen sind in der Hülle weniger oder mehr Elektronen enthalten als Protonen im Kern.

Bsp.: Li-Atom:



Nuklidschreibweise:



- **Kernladungszahl** = Protonenzahl = Elektronenzahl = Ordnungszahl
- **Nukleonenzahl** = Protonenzahl + Neutronenzahl = "Massenzahl"
- **Element**: besteht aus Atomen mit gleicher Protonenzahl

4.2 Energiestufenmodell der Atomhülle:

Die Elektronen der Atomhülle lassen sich zu Gruppen zusammenfassen und den verschiedenen Energiestufen zuordnen. Die Elektronen in den verschiedenen Energiestufen besitzen unterschiedlich viel Energie.

Elektronen in höheren energetischen Zuständen sind weiter vom Kern entfernt.

Jede Energiestufe kann maximal mit $2n^2$ Elektronen besetzt werden (n = Hauptquantenzahl).

- **Ionisierungsenergie:**

Energie, die zur Abtrennung eines Elektrons aus einem Atom bzw. Atom-Ion benötigt wird.

- **Valenzelektronen (Außenelektronen):**

Elektronen auf der höchsten Energiestufe eines Atoms; Bsp.: Li-Atom: Ein Valenzelektron

- **Edelgasregel:**

Edelgasatome besitzen alle eine voll besetzte Valenzstufe:

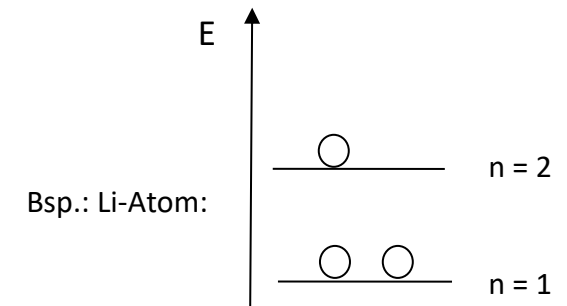
*1. Periode: maximal zwei Valenzelektronen (Duplett)

*Alle folgenden Perioden: acht Valenzelektronen (Oktett)

Teilchen mit dieser Edelgaskonfiguration sind stabil und wenig reaktiv

- **Ionenladungszahl:**

Die Ionenladungszahl von Atom-Ionen leitet sich von der Zahl an Elektronen ab, die das Ion mehr oder weniger besitzt als das entsprechende ungeladene Atom.



4.3 Die Ordnung der Elemente im gekürzten PSE nach der Protonenzahl

- **Periode:** waagerechte Zeile
Periodennummer \triangleq Anzahl der mit Elektronen besetzten Energiestufen im Atom

- **(Haupt-)Gruppe:** senkrechte Spalte
Gruppennummer (I – VIII) \triangleq Zahl der Valenzelektronen im Atom

- **Einteilung der Elemente in Gruppen:**

Die Atome aller Elemente einer Hauptgruppe besitzen die gleiche Anzahl an Valenzelektronen (TE); die Elemente (SE) zeigen daher auch ein ähnliches chemisches Verhalten („Elementfamilie“).

I	Alkalimetalle
II	Erdalkalimetalle
III	
IV	Kohlenstoffgruppe
V	
VI	
VII	Halogene
VIII	Edelgase

Diagonale im PSE („BAI-Line“):

links der Diagonale: Metalle
auf der Diagonale: Halbmetalle
rechts der Diagonale: Nichtmetalle

5. Donator-Akzeptor-Reaktion: Redoxreaktion

Bei der **Elektrolyse** wird ein Salz durch elektrischen Strom in die Elemente zerlegt. Dabei findet eine erzwungene **Redoxreaktion** statt, die nach dem **Donator-Akzeptor-Konzept** abläuft. Am Minuspol nehmen die Metall-Kationen Elektronen auf, sie werden reduziert und fungieren als **Elektronenakzeptor (Oxidationsmittel)**. Am Pluspol geben die Nichtmetall-Anionen Elektronen ab, sie werden **oxidiert** und fungieren als **Elektronendonator (Reduktionsmittel)**.

Bei der **Salzbildung** geben Metall-Atome Elektronen ab, die von Nichtmetall-Atomen aufgenommen werden. Die Atome werden zu Ionen und erreichen eine Edelgaskonfiguration. Aufgrund der freiwerdenden **Gitterenergie** ist die Salzbildung stark exotherm und läuft freiwillig ab.

Oxidation: Elektronenabgabe (Teilchen: Reduktionsmittel/ Elektronen-Donator)

Reduktion: Elektronenaufnahme (Teilchen: Oxidationsmittel/ Elektronen-Akzeptor)

Redoxreaktion: Kopplung von Oxidation und Reduktion, d.h. Elektronenübertragungsreaktion

Beispiel: ZnI₂-Elektrolyse



Anwendung auf:

- Salzbildung
- Elektrolyse
- Vorgänge in Batterien und Akkumulatoren (Akkus)

6.3 Salze benennen

Salze werden durch Kombination des **deutschen Namens des Kations** und des **lateinischen Namens des Anions mit der Endung -id** bezeichnet.

<u>Kation</u>	<u>Anion</u>	<u>Salzname</u>	<u>Formel</u>
Na ⁺	Cl ⁻	Natriumchlorid	NaCl
Al ³⁺	Br ⁻	Aluminiumbromid	AlBr ₃
Mg ²⁺	OH ⁻	Magensiumhydroxid	Mg(OH) ₂

Gibt es von einem Element (v.a. Nebengruppenelemente) Ionen verschiedener Ladungszahlen, wird dies durch **römische Ziffern** im Namen angegeben:



Wichtige Ionen:

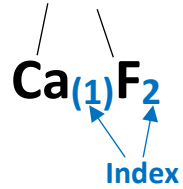
Formel	Name des Atom-Ions
F ⁻	Fluorid-Ion
Cl ⁻	Chlorid-Ion
Br ⁻	Bromid-Ion
I ⁻	Iodid-Ion
O ²⁻	Oxid-Ion
S ²⁻	Sulfid-Ion
N ³⁻	Nitrid-Ion
P ³⁻	Phosphid-Ion
C ⁴⁻	Carbid-Ion

Formel	Name des Molekül-Ions
NH ₄ ⁺	Ammonium-Ion
CO ₃ ²⁻	Carbonat-Ion
OH ⁻	Hydroxid-Ion
NO ₃ ⁻	Nitrat-Ion
PO ₄ ³⁻	Phosphat-Ion
SO ₄ ²⁻	Sulfat-Ion

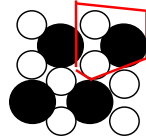
6.4 Verhältnisformel bestimmen

Die Verhältnisformel gibt das Zahlenverhältnis der Ionen im Ionengitter an.

Atomartensymbole der Ionen



Verhältnis der Ionen zueinander
hier: $\text{Ca}^{2+} : \text{F}^- = 1 : 2$



- Die Ladungen in der Verhältnisformel müssen sich ausgleichen.
- Die Ladungszahl eines Ions wird jeweils als Index (ohne Vorzeichen) des anderen Ions angegeben.
- Der Index 1 wird weggelassen und Indexzahlen, wenn möglich gekürzt.
- Bei Molekül-Ionen, die den Index 1 enthalten, wird auch die Klammer weggelassen, z.B. $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ aber Na_3PO_4 .

6.5 Die Ionenladung bestimmen

Die Ladungszahl der Ionen lässt sich aus dem PSE ermitteln.

Faustregel: Metallatome bilden Kationen, Nichtmetallatome bilden Anionen.

Hauptgruppe (HG)	I. HG	II. HG	III. HG	IV. HG	V. HG	VI. HG	VII. HG
Ladungszahl	(1)+	2+	3+	4+/4-	3-	2-	(1)-
z.B.	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}	$\text{Si}^{4+}/\text{C}^{4-}$	N^{3-}	O^{2-}	Cl^-