

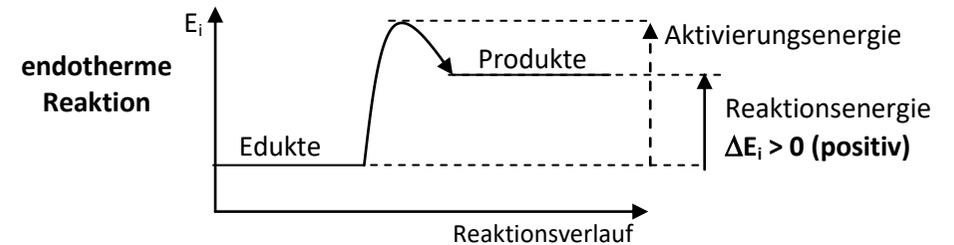
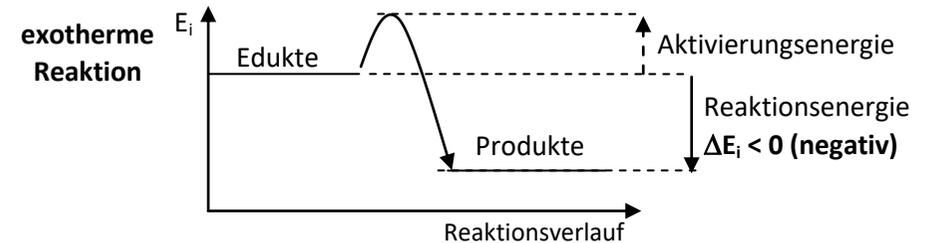
GRUNDWISSEN CHEMIE

Energiebeteiligung bei chemischen Reaktionen

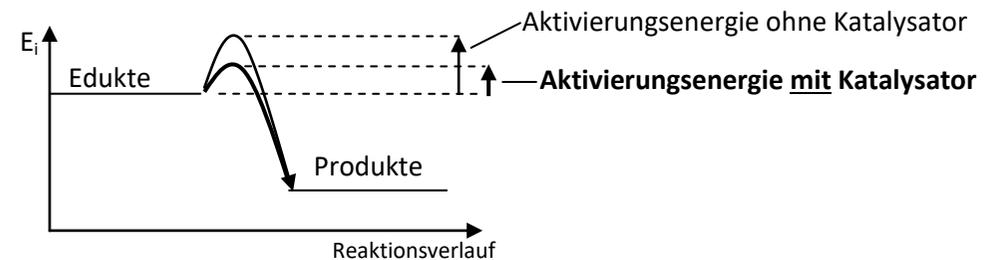


- Innere Energie:
Die in Stoffen gespeicherte Energie wird als **innere Energie E_i** bezeichnet.
- Reaktionsenergie:
Die **Reaktionsenergie ΔE_i** ist die Differenz aus der inneren Energie der Produkte und der Edukte $\Delta E_i = E_i(\text{Produkte}) - E_i(\text{Edukte})$
- Aktivierungsenergie
Die Aktivierungsenergie ist die aus der Umgebung benötigte Energie, um jede Reaktion in Gang zu bringen.
- Arten der Energiebeteiligung:
 - Energie wird freigesetzt: **exotherme Reaktion:**
Energie war in den Edukten gespeichert und wird in die Umgebung freigesetzt.
 - Energie wird benötigt: **endotherme Reaktion:**
Energie wird aus der Umgebung aufgenommen und in den Produkten gespeichert.
- Katalysatoren:
Katalysatoren sind Stoffe, die die Aktivierungsenergie einer Reaktion senken. Katalysatoren gehen unverändert aus der Reaktion hervor und beschleunigen die Reaktion. Enzyme sind Biokatalysatoren. So senken Verdauungsenzyme die Aktivierungsenergie für die Zerlegung von Nährstoffmolekülen.

- Energiediagramme:
Die innere Energie der Edukte und Produkte wird in einem **Energiediagramm** dargestellt:



exotherme Reaktion mit und ohne Katalysator im Vergleich:



GRUNDWISSEN CHEMIE

Die chemische Reaktion

- Bei einer chemischen Reaktion verschwinden Stoffe (Edukte) und es entstehen neue Stoffe (Produkte).

Edukte → Produk-

Die Aggregatzustände können in Klammern hinter den Namen der Stoffe angegeben werden:

s = fest (solid)

l = flüssig (liquid)

g = gasförmig

aq = Stoff ist in Wasser gelöst

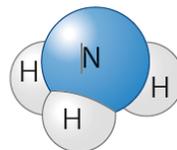
Atommodell nach Dalton

- Alle Atome sind kugelförmig, massiv und unteilbar.
- Die Atome eines Elements sind alle gleich.
- Atome verschiedener Elemente unterscheiden sich in ihrer Masse und Größe und werden mit unterschiedlichen Atomartensymbolen dargestellt.
- Chemische Verbindungen enthalten Atome verschiedener Elemente in einem bestimmten Anzahlverhältnis.
- Bei einer chemischen Reaktion werden Atome weder erzeugt noch vernichtet, sondern nur umgruppiert.

Moleküle

Moleküle bestehen aus zwei oder mehr Nichtmetallatomen, die fest miteinander verbunden sind. Sie werden mithilfe einer **Molekülformel** dargestellt, aus der sich die Zusammensetzung des Moleküls ableiten lässt. So besteht das Ammoniakmolekül z. B. aus drei Wasserstoffatome und einem Stickstoffatom.

Molekülmodell:



Molekülformel:



- Knallgasprobe:** Nachweis für das Gas Wasserstoff
Versuch: Wasserstoff reagiert mit Sauerstoff bei Zündung mit einem pfeifenden oder ploppenden Geräusch

Chemische Reaktionsgleichung

z. B. $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ Koeffizient



Es gilt:

- jedes Element kommt auf beiden Seiten des Reaktionspfeils in gleicher Zahl vor
- die Ladungen müssen auf beiden Seiten des Reaktionspfeils insgesamt gleich sein

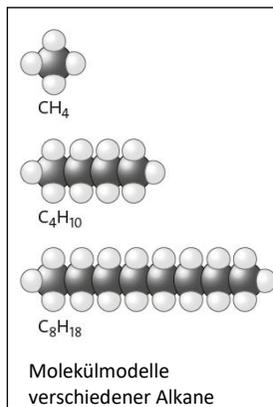
Unterscheide:

- **Index** = tiefgestellte Zahl innerhalb einer chemischen Formel
- **Koeffizient** = Zahl vor einer chemischen Formel, die aussagt, wie viele dieser Teilchen reagieren

- Alkane** sind Kohlenwasserstoffe. Die Moleküle erfüllen die allgemeine Molekülformel $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$.

Wenn Alkane vollständig verbrennen, reagieren sie mit ausreichend Sauerstoff exotherm zu Kohlenstoffdioxid und Wasser.

z. B. Verbrennung von Propan



GRUNDWISSEN CHEMIE

Wichtige molekulare Stoffe und die chemischen Formeln ihrer Moleküle:

Wasserstoff	H ₂	Ozon	O ₃
Stickstoff	N ₂	Methan	CH ₄
Sauerstoff	O ₂	Wasser	H ₂ O
Fluor	F ₂	Wasserstoffperoxid	H ₂ O ₂
Chlor	Cl ₂	Ammoniak	NH ₃
Iod	I ₂		
Brom	Br ₂		

Wasserstofffluorid (= Fluorwasserstoff)	HF
Wasserstoffchlorid (= Chlorwasserstoff)	HCl
Wasserstoffbromid (= Bromwasserstoff)	HBr
Wasserstoffiodid (= Iodwasserstoff)	HI
Schwefelwasserstoff	H ₂ S

Chemische Formeln wichtiger Ionen:

Fluorid	F ⁻	Sulfid	S ²⁻
Chlorid	Cl ⁻	Oxid	O ²⁻
Bromid	Br ⁻	Nitrid	N ³⁻
Iodid	I ⁻		

Chemische Formeln wichtiger Molekülionen:

Sulfat	SO ₄ ²⁻	Nitrat	NO ₃ ⁻
Carbonat	CO ₃ ²⁻	Ammonium	NH ₄ ⁺
Hydroxid	OH ⁻		

Quantitative Berechnungen

Stoffmenge $n(X)$

1 Mol enthält $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen.

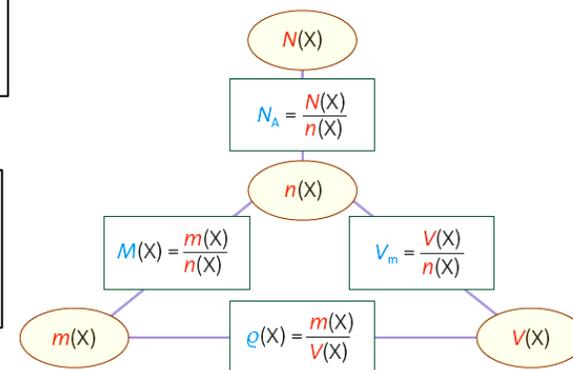
$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$$

Molares Volumen V_m

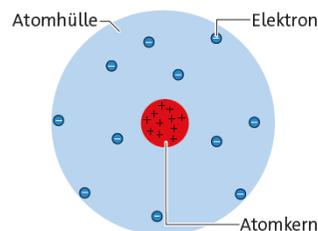
$V_m = 24,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$ unter Standardbedingungen (25 °C, 1013 hPa)
 V_m ist für alle Gase gleich, hängt aber von Druck und Temperatur ab.

Molare Masse $M(X)$

Die Masse von 1 mol Teilchen in Gramm hat den gleichen Zahlenwert wie die Masse des Teilchens in unit.



Kern-Hülle-Modell:



Atomkern: positiv geladen, aus Protonen und Neutronen

Atomhülle: Aufenthaltsraum der sich um den Kern bewegenden, negativ geladenen Elektronen

GRUNDWISSEN CHEMIE

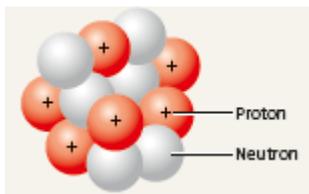
Bausteine der Atome:

- **Protonen:** einfach positiv geladen, Masse ca. 1 u
 - **Neutronen:** nicht geladen, Masse ca. 1 u
 - **Elektronen:** einfach negativ geladen, Symbol e^- , Masse sehr gering
- } Kernbausteine
= **Nukleonen**

Es gilt für jedes Atom (ungeladen): **Protonenzahl = Elektronenzahl.**

Da sich auch die Reihenfolge der Elemente im PSE nach dieser Zahl richtet, nennt man sie auch **Ordnungszahl.**

Nukleonenzahl = Protonenzahl + Neutronenzahl = ungefähre Atommasse



Die Atome eines Elements können sich in der Neutronenzahl und damit auch in der Masse unterscheiden: **Isotope** sind Atome eines Elements, die sich in der **Neutronenzahl** unterscheiden.

Im PSE findet man beim Atomartensymbol folgende Zahlen:

Nukleonenzahl

Atomarten-
symbol

Ordnungszahl

Bsp.:

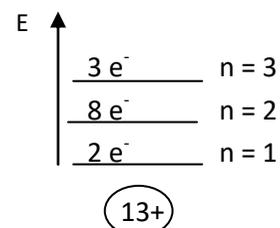


Energiestufen-Modell:

Nach diesem Modell sind die Elektronen eines Atoms bestimmten **Energiestufen** (= n) zugeordnet, die sich im Energiegehalt unterscheiden.

Die Verteilung der Elektronen auf den Energiestufen nennt man **Elektronenkonfiguration**. Die Besetzung der Energiestufen erfolgt von der niedrigsten Energiestufe aufsteigend mit maximal **2 n^2** Elektronen.

Beispiel: Elektronenkonfiguration des Aluminium-Atom

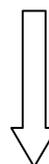


- **Valenzelektronen** = Elektronen der höchsten besetzten Energiestufe
- **Edelgasregel** = Die Atom-Ionen der Hauptgruppenelemente besitzen immer die Elektronenkonfiguration des im PSE nächst gelegenen Edelgas-Atoms.

Ordnung im Periodensystem der Elemente:

➔ **Periode:**

Alle Elemente besitzen die gleiche Zahl besetzter Energiestufen.



Gruppe:

Alle Elemente besitzen die gleiche Zahl an Valenzelektronen.

- z. B. I. Hauptgruppe: Alkalimetalle = 1 Valenzelektron,
VII. Hauptgruppe: Halogene = 7 Valenzelektronen,
VIII. Hauptgruppe: Edelgase = 8 Valenzelektronen

GRUNDWISSEN CHEMIE

- **Ionen:** Ein Ion ist ein geladenes Atom oder Molekül. Kationen sind positiv geladene Ionen, Anionen sind negativ geladene Ionen.

- **Salze:**

Das Zahlenverhältnis von Kationen und Anionen im Salz ist genau so, dass deren Ladungen sich gegenseitig aufheben.

- **Namensgebung:**

Zuerst kommt der Name des Kations, dann der Name des Anions. Bei Kationen aus Nebengruppenelementen wird die Ladung des Kations in römischer Ziffer in runden Klammern angegeben, danach folgt ein Bindestrich.

Bsp.: Salz aus Na^+ -Ionen und Cl^- -Ionen: Natriumchlorid

Salz aus Mg^{2+} -Ionen und Br^- -Ionen: Magnesiumbromid

Salz aus Fe^{3+} -Ionen und O^{2-} -Ionen: Eisen(III)-oxid

- **Chemische Formel der Salze = Verhältnisformel:**

Die Verhältnisformel eines Salzes sagt aus, in welchem kleinsten Zahlenverhältnis Kationen und Anionen im Salz vorhanden sind. In der Verhältnisformel werden die Ladungen der Ionen weggelassen. Zuerst kommt die Formel des Kations, dann die Formel des Anions. Die Indizes sind so zu wählen, dass sich die Ladungen von Kation und Anion gegenseitig aufheben.

Bsp.: Salz aus Na^+ -Ionen und Cl^- -Ionen: NaCl

Salz aus Mg^{2+} -Ionen und Br^- -Ionen: MgBr_2

Salz aus Fe^{3+} -Ionen und O^{2-} -Ionen: Fe_2O_3

- **Ionenbindung:**

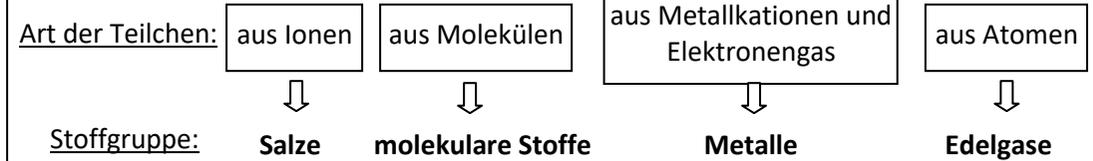
Zusammenhalt der Ionen im festen Salz durch **elektrostatische Anziehungskräfte** zwischen Kationen und Anionen, die **in alle Raumrichtungen** gleichstark wirken und zur Ausbildung eines **dreidimensionalen Ionengitters** führen.

- **Lösungsvorgänge:**

Beim Lösen eines Salzes in Wasser muss das **Ionengitter des Salzes aufgebrochen** werden. Dies ist möglich, da die Wassermoleküle mit den Ionen in Wechselwirkung treten.

→ Die Ionen werden von den Wassermolekülen umhüllt und aus dem Gitter gelöst.

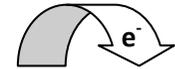
- **Je nach Art der Teilchen, aus denen sie bestehen, unterscheidet man folgende Arten von Stoffen:**



- **Redoxreaktionen** = Reaktion mit Elektronenübergang

Oxidation: Teilvorgang der **Elektronenabgabe**

Reduktion: Teilvorgang der **Elektronenaufnahme**



Einfaches Bsp.: Ox: $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$

Red: $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$ / $\cdot 2$

Redox: $\text{Cu} + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{Ag}$

Die **Salzbildung** ist eine exotherme freiwillige Redoxreaktion.

Die **Elektrolyse** ist eine endotherme erzwungene Redoxreaktion.

Die beiden Reaktionen lassen sich umkehren, man spricht von **Reversibilität**.

