

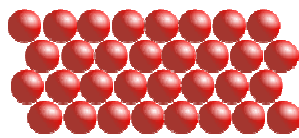
A chemistry laboratory setting with shelves filled with various bottles and glassware. A bright, glowing light source is positioned in the center, creating a strong lens flare effect. The text is overlaid on this scene.

# Grundwissen Chemie

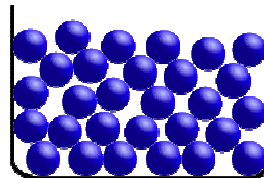
9. Jahrgangsstufe  
(SG)

# 1. Stoffe und Eigenschaften

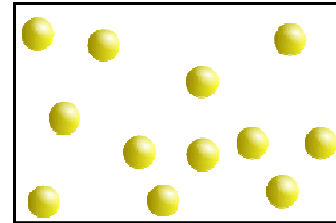
- **Chemischer Vorgang:** *Stoffänderung verbunden mit Energiebeteiligung*, die Produkte einer chemischen Reaktion besitzen andere Kenneigenschaften, als die ursprünglichen Stoffe.
- **Physikalischer Vorgang:** *Zustandsänderung unter Energiebeteiligung*, keine Stoffänderung (z.B. verschiedene Aggregatzustände)
- **Aggregatzustand:** *physikalischer Zustand eines Stoffes*; die häufigsten Aggregatzustände sind fest (s), flüssig (l) oder gasförmig (g). **Teilchenmodell:**



Feststoff



Flüssigkeit



Gas

- **Glimmspanprobe:** Aufglimmen des glühenden Holzspans in fraglichem Gas ist ein *Nachweis für Sauerstoff*
- **Knallgasprobe:** Ploppen / Knallen / Pfeifen eines Gasgemisches (fragliches Gas mit Luft) an einer Flamme ist ein *Nachweis für Wasserstoff*
- **Kalkwasserprobe:** Trübung von Kalkwasser beim Einleiten des fraglichen Gases ist ein *Nachweis für Kohlenstoffdioxid*
- **Atom:** *ungeladenes einzelnes Teilchen* (kleinstes Teilchen eines Elementes); Bsp.: Fe, Mg, etc.
- **Element:** Stoff, der aus *gleichen* Atomen aufgebaut ist; Bsp.: Mg, S, H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>
- **chemische Verbindung:** Stoff der aus *verschiedenen* Elementen aufgebaut ist; Bsp.: NH<sub>3</sub>, NaCl
- **Molekül:** mehrere *verbundene Atome*; Bsp.: CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O, etc.
- **Ion:** *elektrisch geladenes Teilchen*  
**Kation:** positiv geladenes Ion; **Anion:** negativ geladenes Ion

## 2. Die chemische Reaktion

- **Zweiatomige Elemente:** H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>
- **chemische Formel (Molekülformel / Verhältnisformel):**  
Bsp.: 4 SO<sub>3</sub> => 4 = Koeffizient (Anzahl der Teilchen, hier SO<sub>3</sub>)  
3 = Index (Anzahl der Atome gleicher Sorte in einer Verbindung, hier O)  
Der Index berechnet sich aus der Wertigkeit
- **Aufstellen chemischer Formeln** (Molekül- bzw. Verhältnisformeln) mit Hilfe der **Wertigkeit**
- **Benennung von Verbindungen:** -oxid, sulfid, -fluorid, -chlorid, -bromid, -iodid, -nitrid ...
- Bedeutung der Fachbegriffe und Symbole **Edukt(e)**, **Produkt(e)** und **Reaktionspfeil**
- Reaktionstypen: **Synthese** (=Bildung eines Produktes aus mehreren Edukten)  
**Analyse** (= Zerlegung eines Eduktes in mehrere Produkte)  
Analysetypen: Elektrolyse und Thermolyse  
**Umsetzung** (= Umlagerung der Atome von einem Edukt zum anderen, so dass aus mehreren Edukten mehrere Produkte entstehen)

- **chemische Reaktionsgleichung**

- Aufstellungsregeln: 1. Wortgleichung aufstellen (im Kopf oder auf dem Papier)  
 2. chemische Formeln aufstellen; auf Edukt- und Produktseite aufschreiben  
 3. Koeffizienten ergänzen (=Ausgleichen der Gleichung); Überprüfung

- **Energieänderung bei einer chemischen Reaktion**

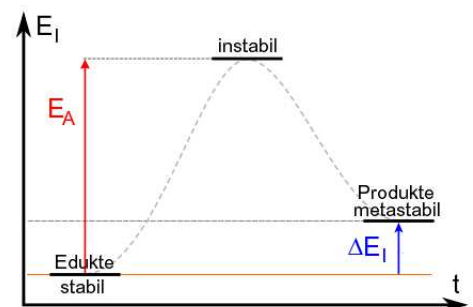
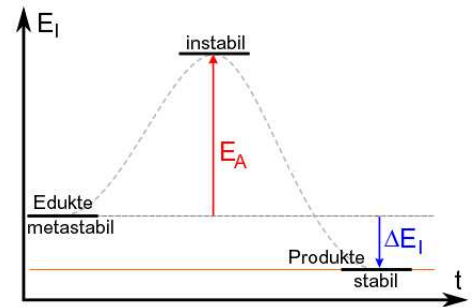
$$\Delta E = E_{\text{Produkte}} - E_{\text{Edukte}}$$

**exotherm:** Abgabe von Energie,  $\Delta E < 0$

**endotherm:** Aufnahme von Energie;  $\Delta E > 0$

beschriftetes **Energiediagramm** für endotherme und exotherme Reaktionen (mit Edukten, Produkten, Reaktionsenergie, Aktivierungsenergie, stabil / instabil / metastabil)

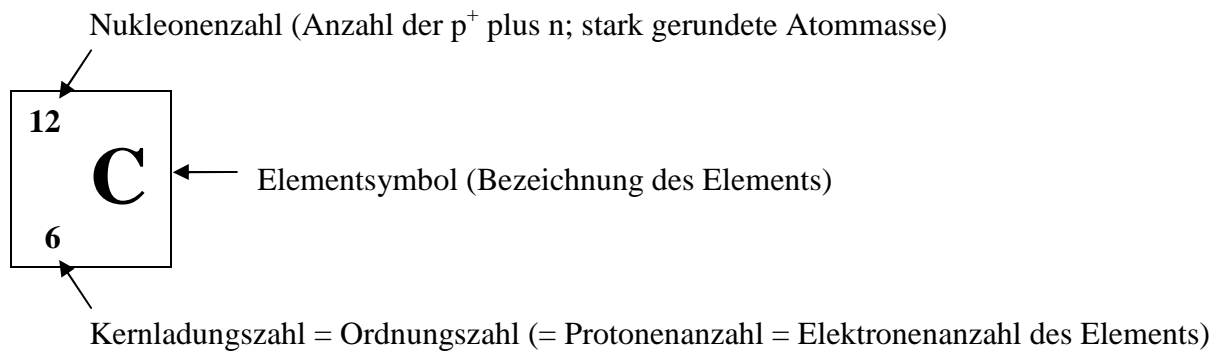
- **Reaktionsenergie  $\Delta E_I$ :** Energieänderung während der chemischen Reaktion, d.h. wie viel Energie wird dabei insgesamt aufgenommen oder abgegeben.
- **Aktivierungsenergie  $E_A$ :** Energie, die aufgewendet werden muss, um die Reaktion zu starten.
- **Stabil:** nicht reaktiv, energiearm
- **Instabil:** sehr reaktiv (reagiert sofort), energiereich
- **Katalysatoren** beschleunigen eine chemische Reaktion, indem sie die Aktivierungsenergie herabsetzen. Sie gehen unverbraucht aus der Reaktion hervor.



### 3. Atomaufbau

- **Atomkern** mit Protonen  $p^+$  und Neutronen  $n$  → definieren die Masse des Atoms
- **Isotope:** Atome eines Elements (gleiche Protonenzahl), die sich in ihrer *Neutronenzahl* und damit in ihrer Atommasse *unterscheiden*, sie besitzen gleiche chemische Eigenschaften; Bsp.:  $^{12}\text{C}$ ,  $^{13}\text{C}$ ,  $^{14}\text{C}$  oder  $^1\text{H}$ ;  $^2\text{H}$  (= D),  $^3\text{H}$  (= T)
- **Atomhülle** / Schalen / Orbitale mit Elektronen  $e^-$  → definieren Eigenschaften & Reaktionen
- **Elektronenkonfiguration:** Anordnung der Elektronen  $e^-$  auf den Schalen; Zeichnen der Elektronenkonfiguration als Valenzstrichformel (Lewis- oder Elektronenformel).
- **Edelgaskonfiguration:** Zustand eines Elements mit 8 Elektronen in der äußersten Schale (Ausnahme: 1. Schale: 2 Elektronen); entspricht der Elektronenkonfiguration der Edelgase.
- **Valenzelektronen:** Elektronen der äußersten Schale (Anzahl = Hauptgruppennummer)
- **Atomrumpf:** Atom ohne Valenzelektronen
- **Edelgasregel (= Oktettregel):** Alle Elemente streben die Elektronenverteilung eines Edelgases an. 1. Periode: Elektronenduplett (Ausnahme!), alle anderen Perioden: Elektronenoktett.
- **Ionenbildung:** Abgabe oder Aufnahme von Elektronen führt zur Bildung von geladenen Teilchen. Grund für die Abgabe bzw. Aufnahme von Elektronen ist die Tendenz zur Ausbildung der Edelgaskonfiguration der einzelnen Elemente.  
**Metalle sind Elektronengeber;** sie geben Elektronen ab und werden dadurch zu **Kationen**.  
**Nichtmetalle sind Elektronennehmer;** sie nehmen Elektronen auf und werden so zu **Anionen**. (Halbmetalle verhalten sich meist wie Metalle)

## 4. Das gekürzte PSE



- **Umgang mit dem Periodensystem:** Herauslesen wichtiger Elementinformationen aus dem PSE  
→ Metalle / Halbmetalle / Nichtmetalle  
→ Hauptgruppen; Hauptgruppennummer = Zahl der Valenzelektronen  
→ Periodennummer = Zahl der Schalen (Energienstufen); Maß für die Größe der Elektronenhülle  
→ Ionisierungsenergie, Ionenradius, Atomradius, Elektronegativität
- **Alkalimetalle (Hauptgruppe I):** bilden einfach geladene Kationen ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{Li}^+$ ,  $\text{K}^+$ ), sehr reaktiv, Zunahme der Reaktivität mit größerem Atomradius (geringere Ionisierungsenergie)
- **Erdalkalimetalle (Hauptgruppe II):** bilden zweifach geladene Kationen (Bsp.:  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ )
- **Halogene:** zweiatomige Stoffe, sehr reaktiv; bilden einfach geladene Anionen ( $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ )  
Benennung der Ionen: Halogen + *-id* (z.B. fluorid, chlorid, bromid, iodid); Abnahme der Reaktivität mit steigendem Atomradius (geringere Elektronenaffinität)
- **Edelgase** atomare Gase, Elektronenduplett oder -oktett, nicht reaktiv
- **Ionisierungsenergie:** Energie, die zur *Abgabe* von Elektronen nötig ist (Symbol:  $\Delta E_I$ ).

## 5. Salze und Ionenbindung

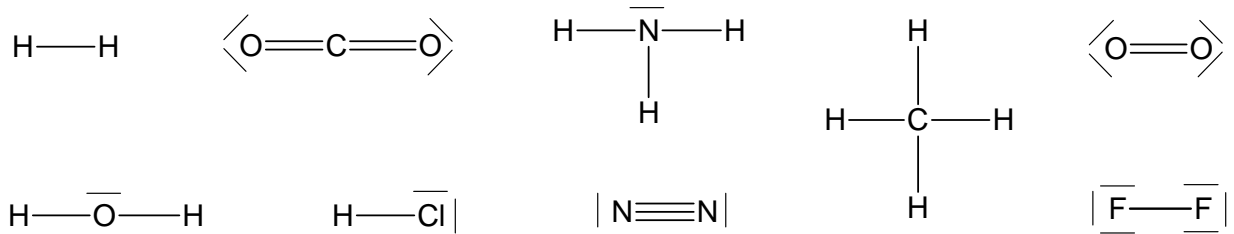
- **Salze:** Verbindungen, die aus Ionen (Metallkation und Nichtmetallanion) bestehen.
- **Ionengitter:** Feste Struktur, die durch die elektrostatischen Anziehungskräfte zwischen verschiedenen geladenen Ionen (Kationen und Anionen) entsteht. (Teilchenmodell; Skizze)
- **Ionenbindung** Bindung zwischen Ionen, die durch elektrostatische Anziehungskräfte zwischen verschiedenen geladenen Ionen entsteht.
- **typische Eigenschaften:** spröde, leiten als Schmelze und in Lösung elektrischen Strom, hoher Schmelzpunkt und Siedepunkt, meist kristallin
- **Gitterenergie:** Energie, die bei der Bildung eines Ionengitters frei wird (Symbol:  $\Delta E_{\text{Gitt}}$ )
- **Aufstellen von Salzbildungs- und Elektrolysegleichungen aus Teilgleichungen:**
  1. Bestimmung von Elektronengeber (Metalle; niedrigere Ionisierungsenergie) und Elektronennehmer (Nichtmetalle; höhere Ionisierungsenergie)
  2. Elektronengeber: Element  $\rightarrow$  Kation + Anzahl Valenzelektronen (z.B.  $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$ )  
Elektronennehmer: Element + Anzahl Valenzelektronen  $\rightarrow$  Anion (z.B.  $\text{Cl}_2 + 2e^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-$ )
  3. Angleichen der Elektronen (kgV) und Zusammenfassung (z.B.  $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{Na}^+ + 2 \text{Cl}^-$ )  
 $\rightarrow$  **Elektrolysegleichung** als Umkehrung der Salzbildung aus den Elementen (Teilgleichungen umkehren, z.B.  $\text{Na}^+ + e^- \rightarrow \text{Na}$ ;  $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2e^-$ ;  $2 \text{Na}^+ + 2 \text{Cl}^- \rightarrow 2 \text{Na} + \text{Cl}_2$ ).

## 6. Metalle und Metallbindung

- **Metalleigenschaften:** Glanz, Leitfähigkeit für die Wärme und Elektrizität, Verformbarkeit, hohe Dichte, Minderung der elektrischen Leitfähigkeit bei Temperaturerhöhung
- **Metallgitter** Regelmäßige räumliche Anordnung von positiv geladenen Metallatomrümpfen, die durch ein „Elektronengas“ aus delokalisierten („frei beweglichen“) Elektronen zusammengehalten werden. Es entsteht eine dichteste Kugelpackung.
- **Metallbindung** Elektrostatische Anziehung zwischen den positiv geladenen Atomrümpfen und dem negativ geladenen Elektronengas.
- **Reaktionsverhalten der Metalle:**
  - Metallatome sind Elektronendonatoren; sie bilden Kationen
  - Unedle Metalle reagieren mit verdünnten Säuren unter Wasserstoffentwicklung; Edle Metalle reagieren dagegen nicht mit verdünnten Säuren.

## 7. Moleküle und Atombindung

- **Atombindung** = Elektronenpaarbindung.  
Durch Überlappung von Atomorbitalen (Aufenthaltsbereiche der Elektronenhülle) entstehen Molekülorbitale, die einem gemeinsamen Elektronenpaar entsprechen.  
Die Bindung erfolgt durch elektrostatische Anziehungskräfte zwischen den positiv geladenen Atomkernen und den negativ geladenen Elektronen in der Bindung zwischen den Atomkernen.  
Diese bindenden Elektronenpaare, sowie die freien Elektronenpaare können mit der Lewis-Formel (= Elektronenformel oder Valenzstrichformel) dargestellt werden.
- **Elektronen- oder Lewis-Formel = Valenzstrichformel**  
Formeln, die die bindenden und nicht bindenden Elektronenpaare angeben
  1. Prinzip bei der Anordnung: H immer randständig; Atome meist symmetrisch angeordnet.
  2. Prinzip bei der Anordnung: Alle Atome erreichen ein Elektronenoktett bzw. -duplett, z.B.:



- **Beispiele für Verbindungen** (siehe oben)  
Wasserstoff =  $\text{H}_2$ , Kohlenstoffdioxid =  $\text{CO}_2$ , Ammoniak =  $\text{NH}_3$ , Methan =  $\text{CH}_4$ , Sauerstoff =  $\text{O}_2$   
Wasser =  $\text{H}_2\text{O}$ , Wasserstoffchlorid =  $\text{HCl}$ , Stickstoff =  $\text{N}_2$ , Fluor =  $\text{F}_2$
- **Einfachbindung:** ein bindendes Elektronenpaar (als Strich dargestellt)
- **Mehrfachbindung:** 2 oder 3 bindende Elektronenpaare (als Striche dargestellt)
- **Nichtbindendes Elektronenpaar (= freies Elektronenpaar):** Elektronenpaar (als Strich dargestellt), das sich nur an einem Atom (nicht zwischen zwei Atomen) befindet.
- **Bestimmung der Oktettregel in Elektronen- / Lewis-Formeln (Valenzstrichformeln):**
  - Nichtbindende (freie) Elektronenpaare zählen nur für das Atom, zu dem sie gehören
  - Bindende Elektronenpaare werden gleichermaßen zu beiden Atomen gezählt
  - Die Summe von nichtbindenden und bindenden Elektronen ergibt 8 (für Wasserstoff: 2).



## 8. Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen

- **Atommasse  $m_A$** : Masse eines einzelnen Atoms mit der **atomaren Masseneinheit**.  
1 u = 1/12 der Masse eines  $^{12}\text{C}$ -Atoms. Angabe im PSE mit Nachkommastellen.
- **Molekülmasse  $m_M$** : Summe der Atommassen aller in einem Molekül enthaltenen Atome
- **Stoffmenge  $n$** , Einheit mol, **Avogadrokonstante**  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- **Molare Masse  $M$** : Masse von 1 mol Teilchen, Zahlenwert wie  $m_A/m_M$ , **Einheit: g/mol**
- **Molares Volumen  $V_m$** : Volumen von 1 mol Gasmoleküle; Gase besitzen bei Normbedingungen ein molares Normvolumen  $V_{mn}$  von 22,4 L/mol  
(*Normbedingungen: Temperatur 0°C; Luftdruck 1013 hPa*)
- **Stoffmengenkonzentration  $c$** , Einheit mol/L
- **Wichtige Rechenformeln:**  $N = n \cdot N_A$        $m = n \cdot M$        $V = n \cdot V_m$        $c = n : V$
- **Stöchiometrische Berechnungen** auch unter Mitverwendung von Stoffmengenverhältnissen

## 9. Gefahrensymbole und Sicherheitshinweise



Explodieren durch Feuer, Schlag, Reibung, Erwärmung; Gefahr durch Feuer, Luftdruck, Splitter.

Nicht reiben oder stoßen, Feuer, Funken und jede Wärmeentwicklung vermeiden.



Führen in kleineren Mengen sofort zu schweren gesundheitlichen Schäden oder zum Tode.

Nicht einatmen, berühren, verschlucken. Arbeitsschutz tragen. Sofort Notarzt oder Giftinformationszentrum anrufen. Stabile Seitenlage.



Sind entzündbar; Flüssigkeiten bilden mit Luft explosionsfähige Mischungen; erzeugen mit Wasser entzündbare Gase oder sind selbstentzündbar.

Von offenen Flammen und Wärmequellen fernhalten; Gefäße dicht schließen; brandsicher aufbewahren.



Führen zu gesundheitlichen Schäden, reizen Augen, Haut oder Atemwegsorgane. Führen in größeren Mengen zum Tode.

Wie oben; bei Hautreizungen oder Augenkontakt mit Wasser oder geeignetem Mittel spülen.



Wirken oxidierend und verstärken Brände. Bei Mischung mit brennbaren Stoffen entstehen explosionsgefährliche Gemische.

Von brennbaren Stoffen fernhalten und nicht mit diesen mischen; sauber aufbewahren.



Wirken allergieauslösend, krebserzeugend (carcinogen), erbgutverändernd (mutagen), fortpflanzungsgefährdend und fruchtschädigend (reprotoxisch) oder organschädigend.

Vor der Arbeit mit solchen Stoffen muss man sich gut informieren; Schutzkleidung und Handschuhe, Augen- und Mundschutz oder Atemschutz tragen.



Gasflaschen unter Druck können beim Erhitzen explodieren, tiefkalte Gase erzeugen Kälteverbrennungen.

Nicht erhitzen; bei tiefkalten Gasen Schutzhandschuhe und Schutzbrille tragen.



Sind für Wasserorganismen schädlich, giftig oder sehr giftig, akut oder mit Langzeitwirkung.

Nur im Sondermüll entsorgen, keinesfalls in die Umwelt gelangen lassen.



Zerstören Metalle und verätzen Körpergewebe; schwere Augenschäden sind möglich.

Kontakt vermeiden; Schutzbrille und Handschuhe tragen. Bei Kontakt Augen und Haut mit Wasser spülen.