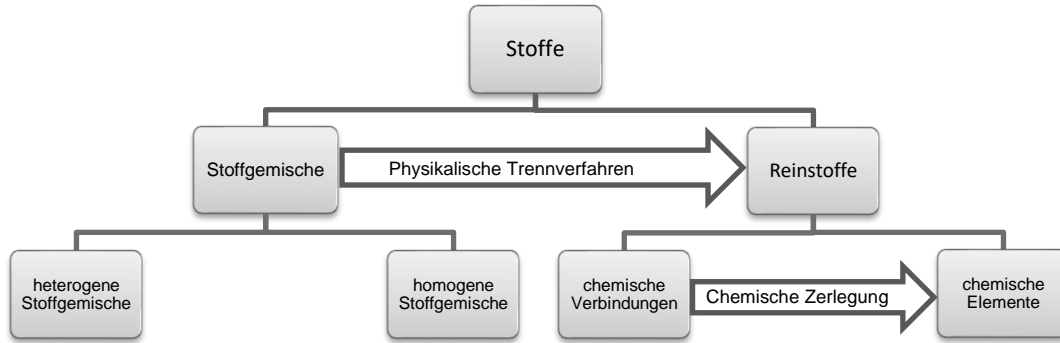
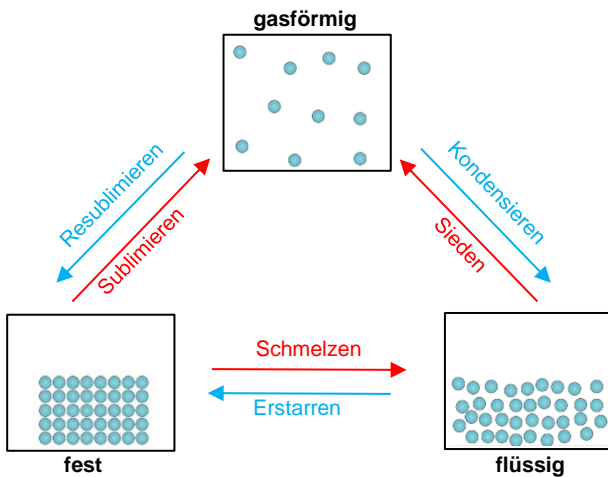


Grundwissen Chemie 9. Jahrgangsstufe SG / MuG

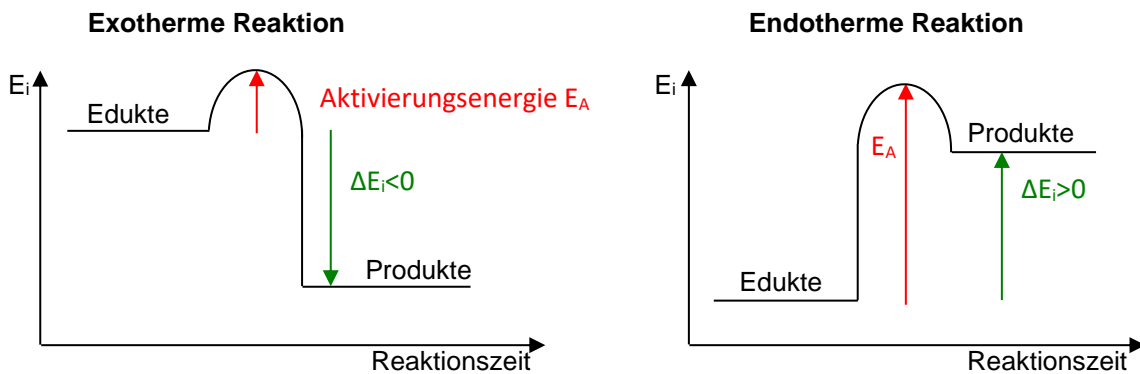


Aggregatzustände (Teilchenmodell)



Die chemische Reaktion

Chemische Reaktionen sind Vorgänge, bei denen Stoffe verschwinden und neue Stoffe mit anderen Eigenschaften entstehen. Dabei kommt es auch immer zu einem Energieumsatz.

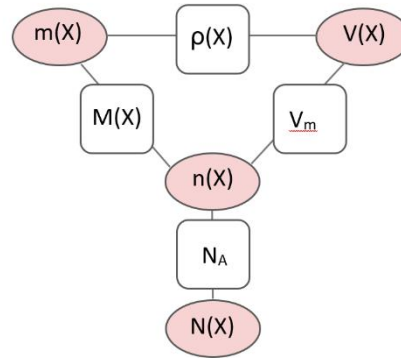


Katalysatoren sind Stoffe, die die Aktivierungsenergie herabsetzen und dadurch die chemische Reaktion beschleunigen. Die Reaktionsenergie ΔE_i ändert sich hierbei nicht. Katalysatoren wirken bereits in kleinen Mengen, weil sie bei der chemischen Reaktion nicht verbraucht werden.

Das Gesetz von der Erhaltung der Masse: Bei jeder chemischen Reaktion entspricht die Masse der Edukte der Masse der Produkte!

Chemische Größen

	Größenzeichen	Einheit
Teilchenzahl	N	-
Masse	m	g
Atommasse / Molekülmasse	m_a	u
Volumen	V	l
Stoffmenge	n	mol



Umrechnungsgröße	Zeichen	Zahlenwert	Einheit	Umrechnungsformel
Avogadro-Konstante	N_A	$6,022 \cdot 10^{23}$	1/mol	$N_A = \frac{N(X)}{n(X)}$
Molare Masse	M	Siehe PSE	g/mol	$M = \frac{m(X)}{n(X)}$
Molares Volumen	V_m	24,4	l/mol	$V_m = \frac{V(X)}{n(X)}$
Dichte	ρ	Tabellenwert	g/ml	$\rho = \frac{g(X)}{V(X)}$

Atombau und Periodensystem

Das Kern-Hülle-Modell von Rutherford

Ein Atom besteht aus einem kleinen Atomkern und einer großen Atomhülle.

Der Atomkern:

- ist positiv geladen und enthält nahezu die gesamte Masse des Atoms
- besteht aus 2 unterschiedlichen Kernteilchen (Nukleonen):
 - einfach positiv geladene Protonen (p^+)
 - elektrisch neutrale Neutronen (n)
- Protonen und Neutronen besitzen nahezu die gleiche Masse (1unit)

Die Atomhülle

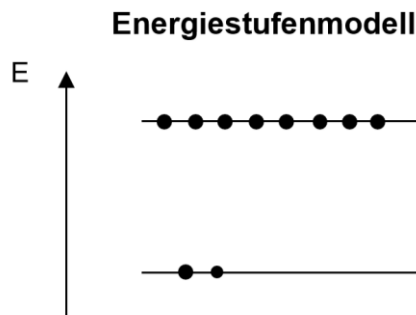
- ist negativ geladen
- besteht aus nahezu masselosen einfach negativ geladenen Elektronen (e^-)

Alle Atome eines Elements besitzen die gleiche Protonenzahl.

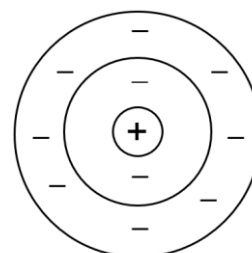
Energiestufenmodell (Schalenmodell)

- Die Elektronen eines Atoms sind bestimmten Energiestufen (Schalen) zugeordnet.
- Jede Energiestufe (Schalen) hat eine maximale Elektronenbesetzung $2n^2$.
- Die Verteilung der Elektronen auf die verschiedenen Energiestufen (Schalen) bezeichnet man als Elektronenkonfiguration.
- Nur die Elektronen in der höchsten besetzten Energiestufe (auf der äußersten Schale) sind für das chemische Verhalten eines Stoffes verantwortlich. Man nennt sie **Valenzelektronen**.
- Die Energie, die nötig ist um ein Elektron von einem isolierten Atom abzutrennen, nennt man **Ionisierungsenergie**. Je größer die Ionisierungsenergie ist, desto energieärmer ist der Zustand, auf dem sich das abzutrennende Elektron befindet.

Bsp. Ne



Schalenmodell



Kurzschreibweise $1^2 2^8$

Der Weg zum Edelgaszustand

Alle Atome, die keine Edelgaskonfiguration (= 8 Valenzelektronen) besitzen, streben in chemischen Reaktionen nach einer solchen Anordnung.

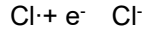
- **Abgabe von Valenzelektronen:**

Metallatome geben Valenzelektronen ab um die Edelgaskonfiguration zu erreichen (**Elektronendonatoren**):



- **Aufnahme von Valenzelektronen**

Nichtmetallatome nehmen Valenzelektronen auf um die Edelgaskonfiguration zu erreichen (**Elektronenakzeptoren**).



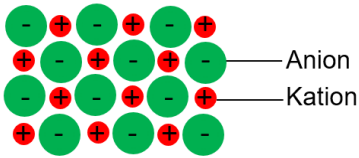
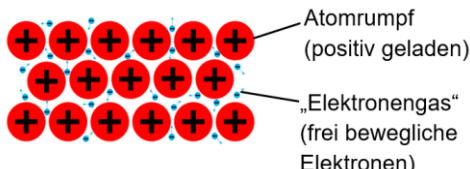
Das Periodensystem

- Im PSE sind die Elemente nach steigender Protonenzahl geordnet.
- **Perioden:** Alle Elemente einer Periode besitzen die gleiche Anzahl an Energiestufen (Schalen), aber unterschiedlich viele Valenzelektronen und somit unterschiedliche Eigenschaften.
- **Hauptgruppen / Elementfamilien:** Alle Elemente einer Elementfamilie besitzen die gleiche Anzahl an Valenzelektronen (= Hauptgruppennummer) und somit ähnliche Eigenschaften, aber unterschiedlich viele Energiestufen (Schalen).

Elementgruppen des PSE:

1. HG: Alkalimetalle 2. HG: Erdalkalimetalle 7. HG: Halogene 8. HG: Edelgase

Stoffe und Bindungen

Stoff	Salze	Metalle
Teilchenart	Ionen (Kationen, Anionen)	Atome (Atomrümpfe mit Elektronengas)
Bindung	Ionenbindung 	Metallbindung 
Gitter	Ionengitter	Metallgitter
Eigenschaften	<ul style="list-style-type: none"> • hohe Schmelz- und Siedepunkte • kristalline Feststoffe • spröde • Salzschnmelzen und Salzlösungen leiten den elektrischen Strom • oft wasserlöslich 	<ul style="list-style-type: none"> • hohe Schmelz- und Siedepunkte • metallischer Glanz • verformbar (Duktilität) • elektrische Leiter • Wärmeleiter
Beispiele	Natriumchlorid (NaCl)	Eisen (Fe)

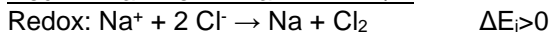
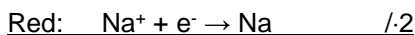
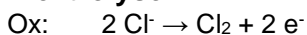
Elektronenübergänge

Oxidation: Elektronenabgabe **Reduktion:** Elektronenaufnahme **Redoxreaktion:** Elektronenübergang

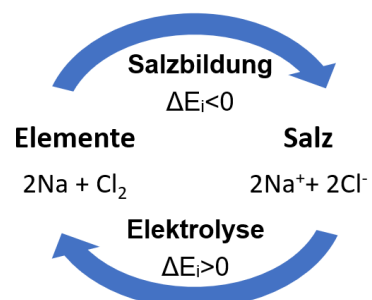
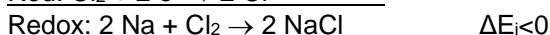
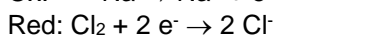
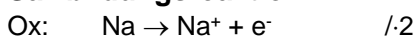
Oxidationsmittel: Stoff, der einen anderen oxidiert. Er wird dabei selbst reduziert (=Elektronenakzeptor).

Reduktionsmittel: Stoff, der einen anderen reduziert. Er wird selbst oxidiert (=Elektronendonator).

Elektrolyse



Salzbildungsreaktion



Wichtige Moleküle

HOFBriNCI H₂ O₂ F₂ Br₂ I₂ N₂ Cl₂

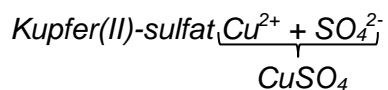
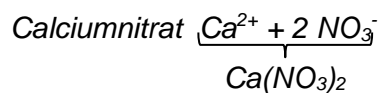
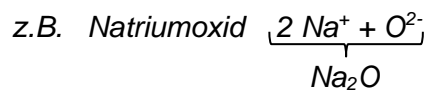
Wasser	H ₂ O
Wasserstoffperoxid	H ₂ O ₂
Ammoniak	NH ₃
Ozon	O ₃
Sulfation	SO ₄ ²⁻
Sulfition	SO ₃ ²⁻
Nitration	NO ₃ ⁻
Nitrition	NO ₂ ⁻
Carbonation	CO ₃ ²⁻
Phosphation	PO ₄ ³⁻
Hydroxidion	OH ⁻
Ammoniumion	NH ₄ ⁺

Homologe Reihe der Alkane C_nH_{2n+2}:

Methan	CH ₄
Ethan	C ₂ H ₆
Propan	C ₃ H ₈
Butan	C ₄ H ₁₀
Pentan	C ₅ H ₁₂
Hexan	C ₆ H ₁₄
Heptan	C ₇ H ₁₆
Octan	C ₈ H ₁₈
Nonan	C ₉ H ₂₀
Decan	C ₁₀ H ₂₂

Fachkompetenzen

- Sicherer Umgang mit dem PSE
- Aufstellen von Molekülformeln
z.B. Distickstofftetraoxid N₂O₄
- Aufstellen von Verhältnisformeln und Ionenschreibweisen von Salzen mit Atomionen und Molekülionen:



- Aufstellen von Reaktionsgleichungen
z.B. $3 \text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$
- Aufstellen von einfachen Redoxgleichungen