

Salze	<ul style="list-style-type: none"> - Anionen und Kationen (ungleichnamig geladene Teilchen) ziehen sich gegenseitig an und bilden Salze. - Die Verhältnisformel (Formeleinheit) gibt das Zahlenverhältnis der Ionen im Salz an. Beispiele: <ul style="list-style-type: none"> • Natriumchlorid (NaCl: ein Na⁺-Ion kommt auf ein Cl⁻-Ion) • Kaliumsulfat (K₂SO₄: zwei K⁺-Ionen kommt auf ein SO₄²⁻-Ion) - In einem Salz sind die Ionen in einem Ionengitter regelmäßig angeordnet. - Salze entstehen z.B. bei der Reaktion von Metallen mit Nichtmetallen. Beispiel: $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$
Moleküle	<ul style="list-style-type: none"> - Moleküle sind Verbände aus Nichtmetallatomen. - Die Molekülformel gibt an, wie viele Atome im Molekül vorhanden sind. Beispiele: <ul style="list-style-type: none"> • H₂ (Molekül aus zwei H-Atomen) • C₆H₁₂O₆ (Molekül aus 6 C-Atomen, 12 H-Atomen und 6 O-Atomen)
Verbindung	<p><u>Stoffebene:</u> Ein Reinstoff, der sich durch eine chemische Reaktion (Analyse) in weitere Reinstoffe zersetzen / zerlegen lässt.</p> <p><u>Teilchenebene:</u> Die Teilchen einer Verbindung enthalten zwei oder mehrere verschiedenen Atomsorten.</p> <p>Beispiele:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Molekülverbindungen, z.B. Wasser (H₂O) - Salze, z.B. Ammoniumchlorid (NH₄Cl)
Element	<p><u>Stoffebene:</u> Ein Reinstoff, der durch eine chemische Reaktion nicht mehr weiter in andere Stoffe zerlegt werden kann.</p> <p><u>Teilchenebene:</u> Die Teilchen eines Elements enthalten nur eine Atomsorte. Elemente können aus Atomen oder Molekülen bestehen.</p> <p>Beispiele:</p> <ul style="list-style-type: none"> • S₈ (Schwefel, aus Molekülen mit 8 Schwefel-Atomen aufgebaut) • He (Helium, aus einzelnen Helium-Atomen aufgebaut)
Chemische Reaktion	<p><u>Stoffebene:</u></p> <ul style="list-style-type: none"> - Vorgang, bei dem aus einem oder mehreren Ausgangsstoffen (=Edukte) ein oder mehrere neue Endstoffe (Produkte) entstehen. - Bei einer Reaktion wird Energie abgegeben bzw. aufgenommen. <p><u>Teilchenebene:</u> Chemische Reaktionen sind gekennzeichnet durch</p> <ul style="list-style-type: none"> - eine Umgruppierung von Teilchen - eine Trennung und Neuknüpfung von chemischen Bindungen
Reaktionsgleichung	<ul style="list-style-type: none"> - Die Edukte stehen links vom Reaktionspfeil (→), die Produkte rechts davon. - Der Reaktionspfeil kann als "wird zu" oder "reagiert zu" gelesen werden. - Die Edukte und Produkte werden durch chemische Formeln wiedergegeben, z.B. Na, Cl₂, NaCl etc. - Durch den Koeffizienten vor den Formeln wird die Anzahl der Teilchen bzw. der Formeleinheiten festgelegt. - Beim Ausgleichen ist das kleinstmögliche Zahlenverhältnis der Koeffizienten zu ermitteln. Am Index der chemischen Formeln darf <u>nichts</u> verändert werden! Beispiel: Natrium (Na) und Chlor (Cl₂) reagieren zu Natriumchlorid (NaCl) <p style="text-align: center;"> Reaktionsgleichung: $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$ </p> <p style="text-align: center;"> ↑ ↑ ↑ </p> <p style="text-align: center;"> Koeffizient Index Koeffizient </p>
Atom und Atombau	<ul style="list-style-type: none"> - Atome sind die kleinsten Teilchen eines Elements. - negativ geladene Atomhülle: besteht aus negativ geladenen Elektronen (e⁻) - positiv geladener Atomkern: besteht aus Nukleonen <ul style="list-style-type: none"> • Nukleonen = positiv geladene Protonen (p⁺) und ungeladene Neutronen (n) • Die Nukleonenzahl A ist die Summe der Protonenzahl Z und Neutronenzahl N: $A = Z + N$ - Die Atome eines Elements besitzen alle dieselbe Protonenzahl. - Angabe im Periodensystem der Elemente: ${}^A_Z \text{Element}$, z.B. ${}^{35}_{17} \text{Cl}$

Isotope	<ul style="list-style-type: none"> - Atome mit gleicher Protonenzahl, aber unterschiedlicher Neutronenzahl - Beispiele: $^{35}_{17}\text{Cl}$ (Z = 17 und N = 18) und $^{37}_{17}\text{Cl}$ (Z = 17 und N = 20)
Energiestufenmodell der Atomhülle	<ul style="list-style-type: none"> - Die Elektronen der Atomhülle befinden sich auf verschiedenen Energiestufen. - Bohr'sches Atommodell: Die Energiestufen werden als Schalen betrachtet. <ul style="list-style-type: none"> • Je weiter außen in der Atomhülle sich eine Schale befindet, desto energiereicher sind die darauf sich bewegenden Elektronen • Die Schalen werden von innen nach außen wie folgt gekennzeichnet: <ol style="list-style-type: none"> a) mit den Buchstaben K, L, M, N, O, P, Q b) mit der Hauptquantenzahl $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$ - Maximal mögliche Elektronenanzahl pro Schale / Energiestufe: $2n^2$
Valenzelektronen	Außenelektronen = Elektronen auf der äußersten Schale / Energiestufe
Ionisierungsenergie	<ul style="list-style-type: none"> - Energieänderung bei der Abtrennung eines Elektrons von einem Atom - Beispiel: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$ ($\Delta E_I = +496 \text{ kJ/mol}$)
Elektronenaffinität	<ul style="list-style-type: none"> - Energieänderung bei der Aufnahme eines Elektrons durch ein Atom - Beispiel: $\langle \text{Cl} \rangle + e^- \rightarrow \text{Cl}^-$ ($\Delta E_A = -388 \text{ kJ/mol}$)
Periodensystem der Elemente (= PSE)	<ul style="list-style-type: none"> - Im PSE sind die Atomarten von links nach rechts nach steigender Protonenzahl (Kernladungszahl) angeordnet (zunehmende Ordnungszahl). - Die Gruppen (senkrechte Spalten) beinhalten Atome mit gleicher Anzahl von Außenelektronen (Valenzelektronen), wobei die Gruppennummer (römische Zahlen im PSE) die Anzahl der Valenzelektronen angibt. Beispiel: Magnesium (Mg), zweite Gruppe (II) => zwei Valenzelektronen - Die Perioden (waagrechten Zeilen) geben die Anzahl der mit Elektronen besetzten Schalen (Energiestufen) an. - Die Schalen, auf denen sich die Valenzelektronen befinden, sind im PSE nach Kohler und Fischer durch unterschiedliche Farben gekennzeichnet.
Edelgaskonfiguration	<ul style="list-style-type: none"> - Sie gibt die Elektronenverteilung eines Edelgases an. - Alle Edelgase außer Helium haben 8 Valenzelektronen (Elektronenoktett), Helium hat 2 Valenzelektronen (Elektronendublett / Elektronenduplett).
Edelgasregel (Oktettregel)	<ul style="list-style-type: none"> - Durch Abgabe bzw. Aufnahme von Elektronen können Nicht-Edelgasatome die Elektronenkonfiguration eines Edelgasatoms erreichen. - Die dabei entstehenden Teilchen sind relativ stabil. Beispiele: Cl^- (8 Valenzelektronen, Oktett) Na^+ (8 Valenzelektronen, Oktett) Li^+ (2 Valenzelektronen, Dublett / Duplett)
Chemische Bindung	<p>Unter der chemischen Bindung versteht man elektrostatische Anziehungskräfte, die</p> <ul style="list-style-type: none"> - die Atome der molekularen Stoffe (vgl. Atombindung) zusammenhalten. - die Atome der Metalle (vgl. metallische Bindung) zusammenhalten. - die Ionen der Salze (vgl. Ionenbindung) zusammenhalten.
<i>Atombindung</i>	<ul style="list-style-type: none"> - Synonyme: <i>Elektronenpaarbindung, kovalente Bindung</i> - Die Atombindung resultiert aus der elektrostatischen Anziehungskraft zwischen der positiven Ladung der Atomkerne und der negativen Ladung der Bindungselektronen (= bindende Elektronenpaare). - Man unterscheidet: <ul style="list-style-type: none"> • Einfachbindungen: ein Bindungselektronenpaar, z.B. $\text{ \bar{F}-\bar{F} }$ • Doppelbindungen: zwei Bindungselektronenpaare, z.B. $\text{ \bar{O}=\bar{O} }$ • Dreifachbindungen: drei Bindungselektronenpaare, z.B. $\text{ \bar{N}\equiv\bar{N} }$
<i>Ionenbindung</i>	Die Ionenbindung resultiert aus den elektrostatischen Anziehungskräften / Wechselwirkungen zwischen den Kationen und Anionen im Ionengitter der Salze.
<i>Metallbindung</i>	<ul style="list-style-type: none"> - Die Metallatome geben ihre wenigen Valenzelektronen ganz oder teilweise ab. Dadurch entstehen positiv geladene Atomrümpfe. Zwischen den Atomrümpfen befinden sich die abgegebenen Elektronen als Elektronengas.

	<ul style="list-style-type: none"> - Die metallische Bindung resultiert aus den elektrostatischen Anziehungskräften / Wechselwirkungen zwischen den positiv geladenen Atomrümpfen und dem negativ geladenen Elektronengas.
Valenzstrichformel (Elektronenformel = Lewis-Formel)	<ul style="list-style-type: none"> - In der Valenzstrichformel werden die Elektronenpaare durch Striche bzw. Punkte symbolisiert. Je ein Strich steht für ein Elektronenpaar, ein Punkt für ein Elektron. - Beispiel: H-H bzw. H : H
Bindende und nichtbindende (= freie) Elektronenpaare	<ul style="list-style-type: none"> - Bindende Elektronenpaare bilden die Atombindung, d.h. sie liegen zwischen zwei Atomen - Nichtbindende (freie) Elektronenpaare sind an der Bindung nicht beteiligt, d.h. sie liegen nicht zwischen zwei Atomen - Beispiel: <div style="text-align: center;"> <p style="text-align: center;"> $\text{F}-\text{F}$ ↑ bindendes Elektronenpaar ← ← ← freie Elektronenpaare </p> </div>
Bindigkeit	<ul style="list-style-type: none"> - Anzahl der bindende Elektronenpaare, die von einem Atom ausgehen. - Beispiel: <div style="display: flex; align-items: center; justify-content: center;"> <div style="text-align: center; margin-right: 20px;"> $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ </div> <div> Bindigkeit (C) = 4 Bindigkeit (H) = 1 </div> </div>
Energie	<ul style="list-style-type: none"> - Fähigkeit eines Systems, Arbeit zu verrichten - Bei chemischen Reaktionen relevante Energieformen: Wärme, Licht, elektrische Energie - Energieerhaltungssatz: Energie kann weder verloren gehen noch aus dem Nichts entstehen. Verschiedene Energieformen können jedoch ineinander umgewandelt werden.
innere Energie (E_i)	In einem Stoff oder in Stoffen (Edukte bzw. Produkte) gespeicherte Energie
Reaktionsenergie	<ul style="list-style-type: none"> - Änderung der inneren Energie im Verlauf der Reaktion (Symbol: ΔE_i oder ΔE_R) - Sie entspricht der Energiedifferenz zwischen den Produkten und Edukten: $\Delta E_i = \Delta E_R = E_i(\text{Produkte}) - E_i(\text{Edukte})$
exotherme Reaktion	<p>Wärmeenergie wird bei der Reaktion frei. (exoenergetische Reaktionen: $\Delta E_R < 0$)</p> <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="margin-right: 20px;"> <p>Energie E</p> </div> </div>
endotherme Reaktion	<p>Wärmeenergie wird bei der Reaktion aufgenommen bzw. ständige Wärmezufuhr ist nötig. (endoenergetische Reaktionen: $\Delta E_R > 0$)</p> <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="margin-right: 20px;"> <p>Energie E</p> </div> </div>
Aktivierungsenergie	<ul style="list-style-type: none"> - Bei chemischen Reaktionen müssen die Stoffe durch Zufuhr der Aktivierungsenergie (ΔE_A bzw. ΔE^\ddagger) zunächst in einen reaktionsbereiten (instabilen) Zustand gebracht werden. Erst dann kann die Reaktion ablaufen. - Dies gilt für exo- und endotherme Reaktionen gleichermaßen.
Katalysatoren	<ul style="list-style-type: none"> - setzen die Aktivierungsenergie bei einer chemischen Reaktion herab. - gehen aus der Reaktion unverändert hervor (werden hierbei nicht verbraucht). - erhöhen die Reaktionsgeschwindigkeit einer chemischen Reaktion. - Beispiel: Platin katalysiert die Knallgasreaktion $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{[\text{Pt}]} 2\text{H}_2\text{O}$
Enzyme	Biokatalysatoren, d.h. von Lebewesen gebildete Katalysatoren