

Thema	Inhalt
Einteilung der Stoffe	<p style="text-align: center;">Stoffe</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="text-align: center;"> <p>↙</p> <p>Stoffgemische (vgl. GW 5. NA) (bestehen aus mehreren Reinstoffen, mit physikalischen Methoden trennbar)</p> <p>↙ ↘</p> <p>homogene SG (einheitliches Aussehen)</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>↘</p> <p>heterogene SG (Bestandteile erkennbar)</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>↘</p> <p>Reinstoffe (vgl. GW 5. NA) (bestehen aus nur einem Stoff, nicht mit physikalischen Methoden trennbar)</p> <p>↙ ↘</p> <p>Elemente (chemisch nicht weiter zerlegbar)</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>↘</p> <p>Verbindungen (chemisch zerlegbar)</p> </div> </div>
Stofftrennung	<p>Filtration: Trennung eines heterogenen Gemisches, wobei der Rückstand (fest) im Filter zurückbleibt und das Filtrat (flüssig) aufgefangen wird.</p> <p>Eindampfen: Trennung einer Lösung aus Flüssigkeit und Feststoff; die Flüssigkeit verdampft und der Feststoff bleibt als Rückstand zurück.</p> <p>Chromatographie: Trennung von Flüssigkeiten aufgrund unterschiedlicher Teilchengröße mit Hilfe von Fließmittel (z.B. Wasser) und Chromatographiepapier (z.B. Filterpapier).</p> <p>Destillation: Trennung einer Lösung (flüssig / flüssig), deren Bestandteile unterschiedliche Siedetemperaturen besitzen. Der bei niedrigerer Temperatur verdampfende Bestandteil wird als Destillat bezeichnet, der zurückbleibende als Rückstand.</p>
Kenneigenschaften von Reinstoffen	<p>Kenneigenschaften: Eigenschaften eines Stoffes, anhand derer dieser eindeutig identifiziert werden kann.</p> <p><u>Wichtige messbare Kenneigenschaften:</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li style="width: 50%;">• Schmelztemperatur <li style="width: 50%;">• Löslichkeit <li style="width: 50%;">• Siedetemperatur <li style="width: 50%;">• Elektrische Leitfähigkeit <li style="width: 50%;">• Dichte <li style="width: 50%;">• Wärmeleitfähigkeit
Kenneigenschaft Dichte	<p>Die Dichte (ρ) ist der Quotient aus der Masse (m) und dem Volumen (V) einer Stoffportion. $\rightarrow \rho = \frac{m}{V}$; Die Einheit der Dichte ist $\frac{g}{cm^3}$.</p>
Aggregatzustandswechsel	<p>Aggregatzustände: vgl. Grundwissen 5. Klasse NA</p> <ul style="list-style-type: none"> • <u>Schmelzen:</u> fest \rightarrow flüssig • <u>Erstarren:</u> flüssig \rightarrow fest • <u>Verdampfen / Verdunsten*:</u> flüssig \rightarrow gasförmig • <u>Kondensieren:</u> gasförmig \rightarrow flüssig • <u>Sublimieren:</u> fest \rightarrow gasförmig • <u>Resublimieren:</u> gasförmig \rightarrow fest <p>* beim Verdampfen wird ein Stoff gasförmig, da er bis zur Siedetemperatur erhitzt wurde, z.B. im Wasserkocher. Beim Verdunsten wird ein Stoff gasförmig, ohne die Siedetemperatur erreicht zu haben, z.B. trocknende Wäsche.</p>
Bewegung der Teilchen, Teilchenmodell	<p>Grundlagen des Teilchenmodells: vgl. Grundwissen 5. Klasse NA</p> <ul style="list-style-type: none"> • Stoffe bestehen aus kleinsten Teilchen, die sich ständig selbstständig bewegen (Brown'sche Molekularbewegung). • Die Bewegungsenergie der Teilchen steigt mit zunehmender Temperatur.

Diffusion	Selbstständige Durchmischung verschiedener Teilchen aufgrund ihrer Eigenbewegung. <u>Beispiel:</u> Selbstständige gleichmäßige Verteilung von Farbe / Tinte in Wasser.
Edukte und Produkte	Edukte: Ausgangsstoffe einer chemischen Reaktion; sie stehen links vom Reaktionspfeil. Produkte: Endstoffe einer chemischen Reaktion; sie stehen rechts vom Reaktionspfeil.
Kennzeichen chemischer Reaktionen	<ul style="list-style-type: none"> • Stoffumwandlung: Edukte und Produkte unterscheiden sich hinsichtlich ihrer Kenneigenschaften. • Energiebeteiligung: Edukte und Produkte unterscheiden sich hinsichtlich ihrer inneren Energie E_i. • Umgruppierung der Teilchen: Anzahl der Edukteilchen entspricht der Anzahl der Produktteilchen.
Reaktionstypen auf Stoffebene	<ul style="list-style-type: none"> • Analyse: Chemische Reaktion, bei der ein Edukt zu mehreren Produkten reagiert: $A \rightarrow B + C$ • Synthese: Chemische Reaktion, bei der mehrere Edukte zu einem Produkt reagieren: $A + B \rightarrow C$ • Umsetzung: Chemische Reaktion, bei der mehrere Edukte zu mehreren Produkten reagieren: $A + B \rightarrow C + D$
Knallgas-Probe	Nachweis-Reaktion für das Gas Wasserstoff. Bei positiver Knallgas-Probe ist ein (lauter) Knall zu hören und an der Reaktionsgefäßwand bilden sich Tropfen.
Glimmspan-Probe	Nachweis-Reaktion für das Gas Sauerstoff. Bei positiver Glimmspan-Probe entzündet sich ein glimmender Holzspan, wenn er mit dem Gas in Kontakt kommt.
Innere Energie, Aktivierungsenergie, Reaktionsenergie	Innere Energie eines Stoffes (E_i): Die im Stoff gespeicherte Energie (chemisch und thermisch). Aktivierungsenergie (E_A): Energie, die zugeführt werden muss, um eine Reaktion zu starten. Reaktionsenergie (ΔE_i): Änderung der inneren Energie bei chemischen Reaktionen. $\Delta E_i = E_i(\text{Produkte}) - E_i(\text{Edukte})$
Reaktionstypen auf Energieebene	<ul style="list-style-type: none"> • Endotherme Reaktion: Chemische Reaktion, bei der Energie (in Form von Wärme, Licht, elektrischer Energie, ...) aus der Umgebung aufgenommen wird. $\rightarrow E_i$ steigt bzw. $E_i(\text{Edukte}) < E_i(\text{Produkte}) \rightarrow \Delta E_i > 0$ • Exotherme Reaktion: Chemische Reaktion, bei der Energie (in Form von Wärme, Licht, elektrischer Energie, ...) an die Umgebung abgegeben wird. $\rightarrow E_i$ sinkt bzw. $E_i(\text{Edukte}) > E_i(\text{Produkte}) \rightarrow \Delta E_i < 0$
Kennzeichen eines Katalysators	<ul style="list-style-type: none"> • Senkt die Aktivierungsenergie. • Erhöht die Reaktionsgeschwindigkeit. • Nimmt an der Reaktion teil, aber liegt danach unverändert vor.
Atome	Ungeladene Teilchen, die durch chemische Reaktionen nicht weiter zerlegt werden können (z.B. He oder Fe).
Moleküle	Zusammengesetzte ungeladene Teilchen, die aus zwei oder mehr Nichtmetall-Atomen bestehen (z.B. H_2 oder NO_2).

<p style="text-align: center;">Ionen</p>	<p>Elektrisch geladene Teilchen. Ionen werden weiter unterteilt nach:</p> <ul style="list-style-type: none"> • <u>der Anzahl der enthaltenen Teilchen:</u> <ul style="list-style-type: none"> ○ Atom-Ion: Ion, das nur aus einem Atom besteht, z.B. Fe^{2+} ○ Molekül-Ion: Ion, das aus mehreren Atomen besteht, z.B. NH_4^+ • <u>der Ladung der Ionen:</u> <ul style="list-style-type: none"> ○ Kation: positiv geladenes Ion ○ Anion: negativ geladenes Ion 	
<p style="text-align: center;">Verhältnisformel</p>	<p>Gibt das Zahlenverhältnis der Metall-Kationen und Nichtmetall-Anionen zueinander an → Verwendung bei Salzen! <u>Beispiele:</u></p> <ul style="list-style-type: none"> • <u>Natriumchlorid (NaCl):</u> Salzkristall besteht aus gleich vielen Natrium-Kationen und Chlorid-Anionen. • <u>Lithiumoxid (Li_2O):</u> Salzkristall besteht aus doppelt so vielen Lithium-Kationen wie Sauerstoff-Anionen. 	
<p style="text-align: center;">Molekülformel / Summenformel</p>	<p>Gibt die genaue Anzahl der Atome an, die in einem Molekül enthalten sind → Verwendung bei Molekülen! <u>Beispiele:</u></p> <ul style="list-style-type: none"> • <u>Kohlenstoffdioxid-Molekül:</u> Besteht aus genau einem Kohlenstoff-Atom und genau zwei Sauerstoff-Atomen → Molekülformel: CO_2 • <u>Kohlenstoffmonoxid-Molekül:</u> Besteht aus genau einem Kohlenstoff-Atom und genau einem Sauerstoff-Atom → Molekülformel: CO 	
<p style="text-align: center;">Aufstellen von Verhältnisformeln mit Hilfe der Wertigkeit</p>	<p>Allgemein: Verbindung aus den Teilchen A und B mit der Verhältnisformel A_xB_y</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Anschreiben der Elementsymbole: A B 2. Feststellen der Wertigkeiten von A und B mittels PSE oder Ableitung aus dem Namen der Verbindung: 3. Anwendung der Kreuzregel und, falls möglich, kürzen! 	<p style="text-align: center;">Beispiel: Kupfer(I)-oxid</p> <p style="text-align: center;">Cu O</p> <p style="text-align: center;">I II Cu O</p> <p style="text-align: center;">I II X Cu O → Cu_2O</p>
<p style="text-align: center;">Benennung von Salzen</p>	<p>1. Salze aus Hauptgruppenmetall-Kationen und Nichtmetall-Anionen: Der deutsche Name des Metalls wird vorangestellt und der lateinische / griechische Wortstamm des Nichtmetalls mit der Endung „-id“ angehängt. <u>Beispiel:</u> MgO = Magnesiumoxid</p> <p>2. Salze aus Nebengruppenmetall-Kationen und Nichtmetall-Anionen: Hinter den deutschen Namen des Metalls wird dessen Wertigkeit als römische Zahl in Klammern geschrieben (da man sie nicht aus dem PSE ableiten kann). Der lateinische / griechische Wortstamm wird wie bei 1. angehängt. <u>Beispiel:</u> Fe_2O_3 = Eisen(III)-oxid</p>	
<p style="text-align: center;">Benennung von Molekülen</p>	<p>Der deutsche Name des 1. Nichtmetalls wird vorangestellt und der lateinische / griechische Wortstamm des 2. Nichtmetalls mit der Endung „-id“ angehängt. Vor jedem Element wird die Anzahl der Atome des jeweiligen Elements in Form von griechischen Zahlwörtern angegeben („mono“ vor dem Erstgenannten entfällt!). <u>Beispiele:</u></p> <ul style="list-style-type: none"> • NO: Stickstoff<i>mono</i>oxid → 1 Stickstoff-Atom, 1 Sauerstoff-Atom. • N_2O_4: <i>Di</i>stickstoff<i>tetra</i>oxid → 2 Stickstoff-Atome, 4 Sauerstoff-Atome. 	

Zahlwörter und lateinische / griechische Endungen für die Benennung von Salzen / Molekülen	Zahlwörter:				
	1 mono	3 tri	5 penta	7 hepta	9 nona
	2 di	4 tetra	6 hexa	8 octa	10 deca
	Lateinische / griechische Endungen:				
	bei Sauerstoff	-oxid	bei Brom	-bromid	
	bei Schwefel	-sulfid	bei Iod	-iodid	
	bei Fluor	-fluorid	bei Stickstoff	-nitrid	
	bei Chlor	-chlorid	bei Phosphor	-phosphid	
	bei Kohlenstoff	-carbid	bei Wasserstoff	-hydrid	
Molekular vorkommende Elemente	<ul style="list-style-type: none"> Die Elemente Wasserstoff, Sauerstoff, Fluor, Brom, Iod, Stickstoff und Chlor kommen elementar immer <u>als zweiatomige Moleküle</u> vor. Die Molekülformeln dieser Elemente lauten also H₂, O₂, F₂, Br₂, I₂, N₂ und Cl₂. <u>Eselsbrücke:</u> „HOFBrINCl“ <p>Beachte: Diese Regel gilt nur, wenn diese Stoffe elementar vorkommen, d.h. nicht in Verbindungen, wie z.B. NH₃ oder N₄O₆.</p>				
Aufstellen von Reaktionsgleichungen	<p>Regeln zum Aufstellen von Reaktionsgleichungen:</p> <p>1. Reaktionsschema: (Geübte können diesen Schritt weglassen.) z. B.: Stickstoff + Chlor → Stickstofftrichlorid</p> <p>2. Formeln aufstellen: (Vor den Formeln Platz für Koeffizienten lassen!) z. B.: N₂ + Cl₂ → NCl₃</p> <p>3. Mit Koeffizienten ausgleichen: So, dass gilt: auf der Eduktseite und Produktseite liegt die gleiche Anzahl jedes Teilchens einer chemischen Elementsorte vor. z.B.: N₂ + 3 Cl₂ → 2 NCl₃</p>				
Atombau	<p style="text-align: center;">Atom</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="text-align: center;"> <p>↙</p> <p>Atomkern</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="text-align: center;"> <p>↙</p> <p>Protonen (p⁺) (einfach positiv geladen)</p> <p>↘</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>↘</p> <p>Neutronen (n) (ungeladen)</p> <p>↙</p> </div> </div> <p>Nukleonen / Kernteilchen</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>↘</p> <p>Atomhülle</p> <p>↓</p> <p>Elektronen (e⁻) (einfach negativ geladen)</p> </div> </div> <p>Für ein ungeladenes Atom gilt: Protonenanzahl = Elektronenanzahl!</p>				
Isotope	<p>Atome des gleichen Elements, die sich hinsichtlich der Anzahl der Neutronen unterscheiden.</p> <p><u>Beispiel:</u> Sauerstoff-Isotope:</p> <ul style="list-style-type: none"> ¹⁶₈O: 16 Nukleonen → 8 Protonen und 8 Neutronen ¹⁸₈O: 18 Nukleonen → 8 Protonen und 10 Neutronen 				
Valenzelektronen	Elektronen, die sich in der höchsten besetzten Energiestufe befinden.				
Ionisierungsenergie	Energie, die aufgewendet werden muss, um ein Valenzelektron eines Atoms aus der Atomhülle zu entfernen, wobei ein Kation entsteht.				

Nukleonenzahl / Massenzahl und Kernladungszahl / Ordnungszahl	<p><u>Nukleonenzahl / Massenzahl</u>: Gibt die Summe der Protonen und Neutronen (= Nukleonen) des Elements an, steht „oben“.</p> <p><u>Kernladungszahl / Ordnungszahl</u>: Gibt die Anzahl der Protonen des Elements (und bei ungeladenen Atomen die Anzahl der Elektronen) an, steht „unten“.</p> <p><u>Beispiel</u>: ${}_{15}^{31}\text{P}$</p> <ul style="list-style-type: none"> • P-Kernladungszahl ist 15 → Atomkern enthält 15 Protonen. • P-Nukleonenzahl ist 31 → Atomkern enthält 31 Nukleonen; davon sind 15 Protonen (vgl. Kernladungszahl) und somit 16 Neutronen.
Hauptgruppen und Perioden im Periodensystem	<p>Hauptgruppen (Spalten I bis VIII im PSE): Alle Atome innerhalb einer Hauptgruppe besitzen die gleiche Anzahl an Valenzelektronen (Ausnahme: Helium hat statt 8 nur 2 Valenzelektronen).</p> <p>Periode (Zeilen im PSE): Alle Atome innerhalb einer Periode besitzen die gleiche Anzahl an besetzten Energiestufen.</p>
Namen wichtiger Hauptgruppen	<ul style="list-style-type: none"> • <u>1. Hauptgruppe (ohne Wasserstoff!)</u>: Alkalimetalle, z.B. Natrium • <u>2. Hauptgruppe</u>: Erdalkalimetalle, z.B. Magnesium • <u>7. Hauptgruppe</u>: Halogene, z.B. Fluor • <u>8. Hauptgruppe</u>: Edelgase, z.B. Neon
Elektronenkonfiguration	<p>Gibt an, wie viele Elektronen sich in den verschiedenen Energiestufen eines Elements befinden. Je Zahlenpaar steht die erste Zahl für die Energiestufe und die zweite / hochgestellte Zahl für die Anzahl der darin enthaltenen Elektronen.</p> <p><u>Beispiel</u>: Die Elektronenkonfiguration von Stickstoff lautet $1^2 2^5$.</p> <p>→ In der 1. Energiestufe sind $2 e^-$ und in der 2. Energiestufe sind $5 e^-$ enthalten.</p>
Edelgaskonfiguration	<p>Die Elektronenkonfiguration von Elementen der 8. Hauptgruppe / den Edelgasen (1^2 = Elektronenkonfiguration von Helium, $1^2 2^8$ = Elektronenkonfiguration von Neon, $1^2 2^8 3^8$ = Elektronenkonfiguration von Argon, ...) ist besonders stabil. Deshalb streben Teilchen in chemischen Reaktionen danach, durch Elektronenabgabe oder -aufnahme die Edelgaskonfiguration zu erreichen. In Molekülen / bei Nichtmetallen wird diese formal durch das Teilen von Elektronenpaaren in Atombindungen erreicht.</p> <p><u>Beispiele</u>:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Elektronenabgabe: $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 e^-$ • Elektronenaufnahme: $\text{S} + 2 e^- \rightarrow \text{S}^{2-}$ • Atombindungsbildung: $\text{H}^\bullet + \bullet\text{H} \rightarrow \text{H-H}$
Salze	Salze sind aus Metall-Kationen und Nichtmetall-Anionen aufgebaut, die ein Ionengitter bilden.
Ionenbindung	Elektrostatische Anziehungskraft, die zwischen den Metall-Kationen und Nichtmetall-Anionen in einem Salz herrscht.
Elektronendonator	Elektronendonatoren sind Teilchen, die Elektronen abgeben, wobei meist ein Kation entsteht, z.B. $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 e^-$.
Elektronenakzeptor	Elektronenakzeptoren sind Teilchen, die Elektronen aufnehmen, wobei meist ein Anion entsteht, z.B. $\text{S} + 2 e^- \rightarrow \text{S}^{2-}$.
Metalle	Metalle sind aus Metall-Atomen aufgebaut, die ein Metallgitter bilden. Die Metall-Atome geben im Metall ihre Valenzelektronen ab, wodurch sich positiv geladene Metall-Atomrümpfe bilden. Die abgegebenen Valenzelektronen sind frei beweglich und werden als Elektronengas bezeichnet.
Metallbindung	Elektrostatische Anziehungskraft, die zwischen den positiv geladenen Metall-Atomrümpfen und dem negativ geladenen Elektronengas in einem Metall herrscht.

Atombindung	Bindung, die zwischen Nichtmetall-Atomen in Molekülen herrscht. Die Atombindung wird auch als Elektronenpaarbindung oder kovalente Bindung bezeichnet.
Bindungstypen	<ul style="list-style-type: none"> • Ionenbindung (liegt bei Salzen vor) • Metallbindung (liegt bei Metallen vor) • Atombindung (liegt bei Molekülen vor)
Valenzstrich- bzw. Lewis-Formel	<p>Darstellungsweise, bei der Moleküle zweidimensional dargestellt werden. Dabei werden:</p> <ul style="list-style-type: none"> • bindende Elektronenpaare / Atombindungen durch Striche zwischen den Atomen dargestellt, wobei Einfach- und Mehrfachbindungen (= Zweifach- und Dreifachbindungen) unterschieden werden, z.B.: • freie Elektronenpaare <u>immer</u> angegeben, z.B.: • alle Elektronenpaare so angeordnet, dass der Abstand zwischen ihnen maximal ist, z.B.: <div style="text-align: right;"> $\text{H}-\text{H}$ $\text{N}\equiv\text{N}$ $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ </div>
Stoffmenge n(X)	Die Stoffmenge n(X) gibt die Menge eines Stoffes X an und hat die Einheit mol. Dabei umfasst 1 mol eine Stoffmenge von $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen.
Teilchenzahl N(X)	Die Teilchenzahl N(X) gibt die Anzahl der Teilchen einer Stoffportion vom Stoff X an und hat keine Einheit.
Avogadrokonstante N_A	Die Avogadrokonstante N _A ist der Proportionalitätsfaktor (= Faktor, der das Verhältnis von der Stoffmenge n(X) zur Teilchenzahl N(X) beschreibt) und hat die Einheit $\frac{1}{\text{mol}}$. Der Wert der Avogadrokonstante beträgt $6,022 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$.
Zusammenhang zwischen n(X), N(X) und N_A	Zwischen der Stoffmenge n(X), der Teilchenzahl N(X) und der Avogadrokonstante N _A besteht folgender Zusammenhang: $n(X) = \frac{N(X)}{N_A(X)}$
Masse m(X)	Die Masse m(X) gibt die Masse von einer Stoffportion vom Stoff X an und hat die Einheit g.
Molare Masse M(X)	Die molare Masse M(X) gibt die Masse von der Stoffmenge 1 mol eines Stoffes X an. Sie hat die Einheit $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ und kann dem PSE entnommen werden.
Zusammenhang zwischen M(X), m(X) und n(X)	Zwischen der molaren Masse M(X), der Masse m(X) und der Stoffmenge n(X) besteht folgender Zusammenhang: $M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}$
Volumen V(X)	Das Volumen V(X) gibt das Volumen einer Stoffportion vom Stoff X an und hat die Einheit L.
Molares Volumen V_m	<p>Das molare Volumen V_m gibt an, welches Volumen 1 mol eines gasförmigen Stoffes einnimmt und hat die Einheit $\frac{\text{L}}{\text{mol}}$.</p> <p>Weil V_m temperatur- und druckabhängig ist, existieren genormte Vergleichsbedingungen:</p> <ul style="list-style-type: none"> • <u>Normbedingung</u>: Temperatur: 0°C / 273,15 K; Druck: 1013 hPa → V_m = 22,4 $\frac{\text{L}}{\text{mol}}$ • <u>Laborbedingung</u>: Temperatur: 20°C / 293,15 K; Druck: 1013 hPa → V_m = 24 $\frac{\text{L}}{\text{mol}}$
Zusammenhang zwischen V_m, V(X) und n(X)	Zwischen dem molaren Volumen V _m , dem Volumen V(X) und der Stoffmenge n(X) besteht folgender Zusammenhang: $V_m = \frac{V(X)}{n(X)}$