

Grundwissen Chemie - 9. Klasse SG

Thema	Inhalt												
Einteilung der Stoffe	<p>Stoffe</p> <pre> graph TD Stoffe --> Stoffgemische Stoffe --> Reinstoffe Stoffgemische --> homogen Stoffgemische --> heterogen Reinstoffe --> Element Reinstoffe --> Verbindung </pre> <p> Stoffgemische <i>(vgl. GW 5. NA)</i> (bestehen aus mehreren Reinstoffen, mit physikalischen Methoden trennbar) </p> <p> Reinstoffe <i>(vgl. GW 5. NA)</i> (bestehen aus nur einem Stoff, nicht mit physikalischen Methoden trennbar) </p> <p> homogen (einheitliches Aussehen) </p> <p> heterogen (Bestandteile erkennbar) </p> <p> Element (chemisch nicht weiter zerlegbar) </p> <p> Verbindung (chemisch zerlegbar) </p>												
Stoffgemische	<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <thead> <tr> <th style="width: 25%;">Stoffgemisch</th> <th style="width: 45%;">Komponenten nach Aggregatzustand</th> <th style="width: 30%;">Beispiel</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Suspension (heterogen)</td> <td style="text-align: center;">fest / flüssig</td> <td style="text-align: center;">Orangensaft (mit Fruchtfleisch)</td> </tr> <tr> <td>Lösung (homogen)</td> <td style="text-align: center;">flüssig / fest, flüssig / flüssig, (flüssig / gasförmig)</td> <td style="text-align: center;">Meerwasser, Schnaps, Mineralwasser</td> </tr> <tr> <td>Emulsion (heterogen)</td> <td style="text-align: center;">flüssig / flüssig</td> <td style="text-align: center;">Milch</td> </tr> </tbody> </table>	Stoffgemisch	Komponenten nach Aggregatzustand	Beispiel	Suspension (heterogen)	fest / flüssig	Orangensaft (mit Fruchtfleisch)	Lösung (homogen)	flüssig / fest, flüssig / flüssig, (flüssig / gasförmig)	Meerwasser, Schnaps, Mineralwasser	Emulsion (heterogen)	flüssig / flüssig	Milch
Stoffgemisch	Komponenten nach Aggregatzustand	Beispiel											
Suspension (heterogen)	fest / flüssig	Orangensaft (mit Fruchtfleisch)											
Lösung (homogen)	flüssig / fest, flüssig / flüssig, (flüssig / gasförmig)	Meerwasser, Schnaps, Mineralwasser											
Emulsion (heterogen)	flüssig / flüssig	Milch											
Stofftrennung	<p>Filtration: Trennung eines heterogenen Gemisches (Suspension), Rückstand (fest) bleibt im Filter zurück, Filtrat (flüssig) wird aufgefangen.</p> <p>Eindampfen: Trennung einer Lösung aus Feststoff und Flüssigkeit, Flüssigkeit verdampft, Rückstand = Feststoff.</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><u>Kenneigenschaften:</u> Eigenschaften eines Stoffes, an denen er eindeutig identifiziert werden kann.</p> <p><u>Wichtige messbare Kenneigenschaften:</u> Schmelztemperatur, Siedetemperatur, Dichte, Löslichkeit, elektrische Leitfähigkeit</p>												
Bewegung der Teilchen / Teilchenmodell	<p><i>Grundlagen des Teilchenmodells: vgl. GW 5. Klasse NA</i></p> <ul style="list-style-type: none"> • Stoffe bestehen aus kleinsten Teilchen, die sich selbstständig bewegen (Brown'sche Molekularbewegung). • Die Bewegungsenergie (mittlere kinetische Energie) der Teilchen steigt mit zunehmender Temperatur. • Diffusion: Selbstständige Durchmischung verschiedener Teilchen aufgrund ihrer Eigenbewegung. • Bsp.: Selbstständige gleichmäßige Verteilung von Kaliumpermanganat in Wasser. 												

Aggregatzustands- änderungen	<p>Aggregatzustände: vgl. GW 5. Klasse NA</p> <p><u>Verdampfen:</u> flüssig → gasförmig</p> <p><u>Kondensieren:</u> gasförmig → flüssig</p> <p><u>Schmelzen:</u> fest → flüssig</p> <p><u>Erstarren:</u> flüssig → fest</p> <p><u>Sublimieren:</u> fest → gasförmig</p> <p><u>Resublimieren:</u> gasförmig → fest</p>
Kennzeichen chemischer Reaktionen	<ul style="list-style-type: none"> • Stoffumwandlung • Energiebeteiligung • Umgruppierung der Teilchen
Massenerhaltung	<p><u>Gesetz von der Erhaltung der Masse:</u> Bei chemischen Reaktionen bleibt die Gesamtmasse der beteiligten Stoffe konstant → Masse der Edukte = Masse der Produkte.</p> <p><u>Auf Teilchenebene:</u> Die Gesamtanzahl der Atome bleibt gleich. Es können keine Atome verschwinden oder neu dazu kommen!</p>
Reaktionstypen	<p><u>Analyse:</u> Eine Verbindung wird in mehrere Reinstoffe zerlegt. Diese können Verbindungen oder Elemente sein ($AB \rightarrow A + B$).</p> <p><u>Synthese:</u> Aus mehreren Reinstoffen (Elemente oder Verbindungen) entsteht eine neue Verbindung ($A + B \rightarrow AB$).</p> <p><u>Umsetzung:</u> Kombination aus Analyse und Synthese ($AB + C \rightarrow A + BC$).</p>
Innere Energie, Aktivierungs- energie, Reaktionsenergie	<p><u>Innere Energie eines Stoffes (E_i):</u> Die im Stoff gespeicherte Energie (chemisch und thermisch).</p> <p><u>Aktivierungsenergie (E_A):</u> Energie, die zugeführt werden muss, um eine Reaktion zu starten.</p> <p><u>Reaktionsenergie (ΔE_i):</u> Änderung der Inneren Energie bei chemischen Reaktionen. $\Delta E_i = E_i(\text{Produkte}) - E_i(\text{Edukte})$</p>
Energiebeteiligung bei chemischen Reaktionen	<p><u>Endotherme Reaktion:</u> Es muss laufend Energie zugeführt werden, um die Reaktion aufrecht zu erhalten. $E_i(\text{Produkte}) > E_i(\text{Edukte}) \rightarrow \Delta E_i > 0$</p> <p><u>Exotherme Reaktion:</u> Nach dem Starten läuft eine Reaktion selbstständig ab. Dabei wird Energie (in Form von Wärme, Licht, elektrischer Energie ...) freigesetzt. $E_i(\text{Produkte}) < E_i(\text{Edukte}) \rightarrow \Delta E_i < 0$</p>
Katalysator	<p><u>Kennzeichen eines Katalysators:</u></p> <ul style="list-style-type: none"> • Eröffnet einen neuen Reaktionsweg, der eine geringere Aktivierungsenergie benötigt (→ senkt die Aktivierungsenergie). • Nimmt an der Reaktion teil, liegt aber nach der Reaktion unverändert vor (→ wird nicht verbraucht). • Beschleunigt die chemische Reaktion.
Atome, Moleküle, Ionen, Molekül-Ionen	<p><u>Atome:</u> kleinste Teilchen, die durch chemische Reaktionen nicht weiter zerlegt werden können.</p> <p><u>Moleküle:</u> Teilchen, die sich aus 2 oder mehreren Nichtmetall-Atomen zusammensetzen. Moleküle von Elementen bestehen aus einer Atomsorte, Moleküle von Verbindungen aus verschiedenen Atomsorten.</p> <p><u>Ionen:</u> Elektrisch positiv (Kationen) oder negativ (Anionen) geladene Teilchen. Sie werden aus Atomen (→ Atom-Ionen) oder Molekülen (→ Molekül-Ionen) gebildet.</p>

Verhältnisformel	<p>Ergibt sich aus dem Zahlenverhältnis der Metall-Kationen und Nichtmetall-Anionen zueinander → Verwendung bei Salzen!</p> <p>Beispiele:</p> <ul style="list-style-type: none"> • <u>Natriumchlorid (NaCl)</u>: Jeweils gleich viele Natrium-Kationen und Chlorid-Anionen. • <u>Calciumfluorid (CaF₂)</u>: Doppelt so viele Fluorid-Anionen wie Calcium-Kationen. 	
Molekülformel	<p>Gibt im Gegensatz zur Verhältnisformel die genaue Anzahl der Atome an, die in einem Molekül gebunden sind → Verwendung bei Molekülen!</p> <p>Beispiele:</p> <ul style="list-style-type: none"> • <u>Kohlenstoffdioxid-Molekül</u>: Besteht aus genau einem Kohlenstoff-Atom und genau zwei Sauerstoff-Atomen → Molekülformel: CO₂ • <u>Kohlenstoffmonooxid-Molekül</u>: Besteht aus genau einem Kohlenstoff-Atom und genau einem Sauerstoff-Atom → Molekülformel: CO 	
Aufstellen von chemischen Formeln mit Hilfe der Wertigkeit	<p>Allgemein: Verbindung aus den Stoffen A und B mit der Formel A_xB_y</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Anschreiben der Elementsymbole: A B 2. Feststellen der Wertigkeiten mittels PSE / Name der Verbindung: 3. Berechnen der Indizes nach der Kreuzregel, so dass gilt: <ul style="list-style-type: none"> • Wertigkeit (A) * x = Wertigkeit (B) * y <p style="text-align: center;">oder</p> <ul style="list-style-type: none"> • Wertigkeit (A) = Index (B) und Wertigkeit (B) = Index (A). Dabei kleinstmögliche Zahlen verwenden und gegebenenfalls kürzen! 	<p>Beispiel: Kupfer(I)-oxid</p> <p><i>Cu O</i></p> <p><i>I II</i> <i>Cu O</i></p> <p><i>I * 2 = II * 1</i></p> <p>→ <i>Cu₂O</i></p>
Benennung von Salzen	<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, z. B. 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 nicht aus dem PSE ablesbar). Der lateinische / griechische Wortstamm wird wie bei 1 angehängt, z. B. Fe₂O₃ = Eisen(III)-oxid.</p>	
Benennung von Molekülen	<p>Erfolgt analog zur Benennung von Salzen, mit dem Unterschied, dass die Anzahl der Atome des jeweiligen Elements in Form von griechischen Zahlwörtern angegeben wird („Mono“ vor dem erstgenannten entfällt!). Dabei bezieht sich das Zahlwort immer auf das danach genannte Element!</p> <p>Beispiele:</p> <ul style="list-style-type: none"> • NO₂: Stickstoffdioxid → 1 Stickstoff-Atom, 2 Sauerstoff-Atome. • NO: Stickstoffmonooxid → 1 Stickstoff-Atom, 1 Sauerstoff-Atom. 	

Zahlwörter und lateinische / griechische Endungen	<p>Zahlwörter:</p> <table border="1" style="display: inline-table; margin-right: 10px;"> <tr><td>1</td><td>mono</td></tr> <tr><td>2</td><td>di</td></tr> </table> <table border="1" style="display: inline-table; margin-right: 10px;"> <tr><td>3</td><td>tri</td></tr> <tr><td>4</td><td>tetra</td></tr> </table> <table border="1" style="display: inline-table; margin-right: 10px;"> <tr><td>5</td><td>penta</td></tr> <tr><td>6</td><td>hexa</td></tr> </table> <table border="1" style="display: inline-table; margin-right: 10px;"> <tr><td>7</td><td>hepta</td></tr> <tr><td>8</td><td>octa</td></tr> </table> <table border="1" style="display: inline-table;"> <tr><td>9</td><td>nona</td></tr> <tr><td>10</td><td>deca</td></tr> </table> <p>Endungen:</p> <table border="1" style="display: inline-table; margin-right: 10px;"> <tr><td>bei Sauerstoff</td><td>-oxid</td></tr> <tr><td>bei Schwefel</td><td>-sulfid</td></tr> <tr><td>bei Fluor</td><td>-fluorid</td></tr> <tr><td>bei Chlor</td><td>-chlorid</td></tr> <tr><td>bei Kohlenstoff</td><td>-carbid</td></tr> </table> <table border="1" style="display: inline-table;"> <tr><td>bei Brom</td><td>-bromid</td></tr> <tr><td>bei Iod</td><td>-iodid</td></tr> <tr><td>bei Stickstoff</td><td>-nitrid</td></tr> <tr><td>bei Phosphor</td><td>-phosphid</td></tr> <tr><td>bei Wasserstoff</td><td>-hydrid</td></tr> </table>	1	mono	2	di	3	tri	4	tetra	5	penta	6	hexa	7	hepta	8	octa	9	nona	10	deca	bei Sauerstoff	-oxid	bei Schwefel	-sulfid	bei Fluor	-fluorid	bei Chlor	-chlorid	bei Kohlenstoff	-carbid	bei Brom	-bromid	bei Iod	-iodid	bei Stickstoff	-nitrid	bei Phosphor	-phosphid	bei Wasserstoff	-hydrid
1	mono																																								
2	di																																								
3	tri																																								
4	tetra																																								
5	penta																																								
6	hexa																																								
7	hepta																																								
8	octa																																								
9	nona																																								
10	deca																																								
bei Sauerstoff	-oxid																																								
bei Schwefel	-sulfid																																								
bei Fluor	-fluorid																																								
bei Chlor	-chlorid																																								
bei Kohlenstoff	-carbid																																								
bei Brom	-bromid																																								
bei Iod	-iodid																																								
bei Stickstoff	-nitrid																																								
bei Phosphor	-phosphid																																								
bei Wasserstoff	-hydrid																																								
Molekular vorkommende Elemente	<p>Eselsbrücke: „HOFBrINCl“</p> <ul style="list-style-type: none"> Die Elemente Wasserstoff, Sauerstoff, Fluor, Brom, Iod, Stickstoff und Chlor kommen immer als <u>zweiatomige Moleküle</u> vor. Die Molekülformeln dieser Elemente lauten also H₂, O₂, F₂, Br₂, I₂, N₂ und Cl₂. <p><i>Beachte: Diese Regel gilt nur, wenn der Stoff elementar vorkommt, nicht in Verbindungen mit einem dieser Stoffe!</i></p>																																								
Aufstellen von Reaktionsgleichungen	<p>Regeln zum Aufstellen von Reaktionsgleichungen:</p> <ol style="list-style-type: none"> Reaktionsschema: (Geübte können diesen Schritt weglassen.) z. B.: Stickstoff + Chlor → Stickstofftrichlorid Formeln aufstellen: (Vor den Formeln Platz für Koeffizienten lassen!) z. B.: N₂ + Cl₂ → NCl₃ Mit Koeffizienten ausgleichen: So, dass auf der Produktseite die gleiche Anzahl jeder Atom-Art vorliegt wie auf der Eduktseite. z. B.: N₂ + 3 Cl₂ → 2 NCl₃ 																																								
Atombau / Elementarteilchen	<div style="text-align: center;"> <p>Atom</p> <pre> graph TD Atom --> Atomkern Atom --> Atomhuelle[Atomhülle] Atomkern --> Protonen["Protonen (p+)"] Atomkern --> Neutronen["Neutronen (n)"] Atomhuelle --> Elektronen["Elektronen (e-)"] </pre> </div> <p>Protonen (p⁺) (einfach positiv geladen) Masse: 1 unit</p> <p>Neutronen (n) (ungeladen) Masse: 1 unit</p> <p>Elektronen (e⁻) (einfach negativ geladen) Masse: vernachlässigbar</p> <p style="text-align: center;">Nukleonen (Kernteilchen)</p> <p><i>Beachte: Ein ungeladenes Atom enthält immer gleich viele Protonen wie Elektronen!</i></p>																																								
Valenzelektronen	<p>Die Valenzelektronen sind die Elektronen auf der höchsten besetzten Energiestufe.</p>																																								
Ionisierungsenergie	<p>Die Ionisierungsenergie ist die Energie, die aufgewendet werden muss, um ein Valenzelektron aus der Atomhülle zu entfernen. Es entsteht ein Kation (→ positiv geladenes Ion).</p> <p>„Entwicklung“ im Periodensystem:</p> <p>→ Abnahme innerhalb einer Hauptgruppe von oben nach unten. <u>Grund:</u> Zunahme des Atomradius.</p> <p>→ Zunahme innerhalb einer Periode von links nach rechts. <u>Grund:</u> Abnahme des Atomradius.</p>																																								

Nukleonenzahl / Massenzahl und Kernladungszahl / Ordnungszahl	<p>Nukleonenzahl / Massenzahl („oben“) = Gesamtanzahl der Protonen und Neutronen.</p> ${}_{16}^{32}\text{S}$ <p>Kernladungszahl / Ordnungszahl („unten“) = Anzahl der Protonen (→ Anzahl der Elektronen).</p>
Hauptgruppen und Perioden	<p>Hauptgruppen (Spalten I – VIII im PSE): Alle Atome innerhalb einer Hauptgruppe besitzen die gleiche Anzahl an Valenzelektronen.</p> <p>Periode (Zeilen im PSE): Alle Atome innerhalb einer Periode besitzen die gleiche Anzahl an besetzten Energiestufen.</p>
Edelgas- konfiguration	<p>Die Elektronenkonfiguration von 8 Valenzelektronen (Ausnahme Helium: 2 VE) ist besonders stabil.</p> <p>Edelgase: Elemente der 8. Hauptgruppe.</p>
Aufbau von Salzen	<ul style="list-style-type: none"> • Salze bestehen aus Nichtmetall-Anionen und Metall-Kationen. • Zusammenhalt aufgrund elektrostatischer Anziehungskräfte (Ionenbindung). • Gegenseitige Anziehung bzw. Abstoßung führt zu regelmäßiger Anordnung der Ionen im Ionengitter. • Das Zahlenverhältnis der Anionen und Kationen ist stets so, dass sich die Ladungen gegenseitig ausgleichen.
Salzbildung	<ul style="list-style-type: none"> • Salze entstehen bei Reaktion von Metallen mit Nichtmetallen! • Metall-Atome sind Elektronendonatoren, sie geben Elektronen ab. • Nichtmetall-Atome sind Elektronenakzeptoren, sie nehmen Elektronen auf. <p>→ Elektronenübergang vom Metall-Atom zum Nichtmetall-Atom!</p> <ul style="list-style-type: none"> • Alle Salzbildungsreaktionen verlaufen exotherm.
Aufbau von Metallen	<p>Positiv geladene Atomrümpfe: Metall-Atome geben ihre Valenzelektronen leicht ab → übrig bleiben positiv geladene Atomrümpfe.</p> <p>Elektronengas: Die abgegebenen Valenzelektronen sind frei beweglich (<u>delokalisiert</u>) und nicht an einzelne Metall-Atome gebunden.</p> <p>Metallbindung: Zwischen dem negativ geladenen Elektronengas und den positiv geladenen Atomrümpfen wirken elektrostatische Anziehungskräfte.</p>
Edle und unedle Metalle	<p>Unedle Metalle (z. B. Alkali- und Erdalkalimetalle): Je unedler ein Metall, desto leichter geben dessen Atome Valenzelektronen ab. → Hohe Reaktionsbereitschaft mit Sauerstoff und verdünnter Salzsäure.</p> <p>Edle Metalle (z. B. Au, Ag und Pt):</p> <ul style="list-style-type: none"> • Geringe Bereitschaft Elektronen abzugeben. • Ionen edler Metalle nehmen Elektronen von Atomen unedlerer Metalle auf! z. B.: $\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Cu} + \text{Fe}^{2+}$
Elektronenpaar- bindung (auch: kovalente Bindung, Atombindung)	<ul style="list-style-type: none"> • Verbinden sich <u>Nichtmetall-Atome</u> miteinander zu <u>Molekülen</u>, so kommt es zur Ausbildung gemeinsamer (bindender) <u>Elektronenpaare</u>. • Ein bindendes Elektronenpaar besteht aus zwei Elektronen, wobei jedes Atom je ein Elektron beisteuert. • Ein Atom bildet stets so viele Elektronenpaarbindungen aus, dass es formal die stabile <u>Edelgaskonfiguration</u> erreicht!

Valenzstrich-Formel bzw. Lewis-Schreibweise	<p>Ein Strich zwischen zwei Atomen stellt das gemeinsam „benutzte“ Elektronenpaar dar und somit die Elektronenpaarbindung. Zwei Atome durch:</p> <ul style="list-style-type: none"> • <u>eine</u> Elektronenpaarbindung miteinander verbunden = <u>Einfachbindung</u> • <u>zwei</u> Elektronenpaarbindungen miteinander verbunden = <u>Doppelbindung</u> • <u>drei</u> Elektronenpaarbindungen miteinander verbunden = <u>Dreifachbindung</u> <p>Freie Elektronenpaare (sind nicht an einer Bindung beteiligt) werden ebenfalls als Strich dargestellt, jedoch nur dem jeweiligen Atom zugeordnet.</p>
Atommasse m_a, Atomare Masseneinheit u	<p>Atommasse m_a: Die Masse eines Atoms. Sie ist unvorstellbar klein (z. B. wiegt ein Wasserstoff-Atom ca. $1,661 \cdot 10^{-24}$ g). → handlichere Zahlenwerte durch Einführung der atomare Masseneinheit u (unit): $1 \text{ u} = 1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g} \rightarrow m_a(\text{H}) = 1 \text{ u}$. Die Massenzahl im PSE gibt die relative Atommasse des betreffenden Elements in Unit an, z. B. $m_a(\text{C}) = 12 \text{ u}$.</p>
Molekülmasse	<p>Summe aller Atommassen eines Moleküls.</p>
Formelmasse	<p>Die Masse der kleinsten Einheit eines Salzgitters, errechnet aus der Verhältnisformel des Salzes, da hier Ionenverbände und keine Moleküle vorliegen.</p>
Teilchenzahl N	<p>Die Anzahl an den jeweils kleinsten Teilchen einer Stoffportion (Atome, Moleküle oder Ionen): $N(X) = \frac{m(X)}{m_a(X)}$ <u>Einheiten:</u> m [g] m_a [u], muss hier aber in [g] umgerechnet werden!</p>
Stoffmenge n, Avogadro- konstante N_A	<p>Die Stoffmenge 1 mol ist die Stoffportion, die $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen enthält; <u>Einheit:</u> [mol]; $n(X) = \frac{N(X)}{N_A(X)}$ $N_A = \text{Avogadrokonstante} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen } \frac{1}{\text{mol}}$; <u>Einheit:</u> $[\frac{1}{\text{mol}}]$</p>
Molare Masse M	<p>Masse der Stoffmenge 1 mol eines Stoffes X; <u>Einheit:</u> [g/mol]; $M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}$ <u>Beachte:</u> Die Masse eines Teilchens in Unit hat den gleichen Zahlenwert wie die Masse von $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen in Gramm.</p>
Satz von Avogadro, Molares Volumen V_m	<p>Satz von Avogadro: "Gleiche Volumina verschiedener Gase enthalten bei gleichem Druck und gleicher Temperatur gleich viele Teilchen." $V_m =$ das Volumen, das 1 mol eines Gases einnimmt; <u>Einheit:</u> [L/mol]: $V_m(X) = \frac{V(X)}{n(X)}$ <u>Normbedingungen (0°C, 1 bar):</u> V_m beträgt bei allen Gasen 22,4 L / mol <u>Standardbedingungen (25°C, 1 bar):</u> V_m beträgt bei allen Gasen 24 L / mol</p>