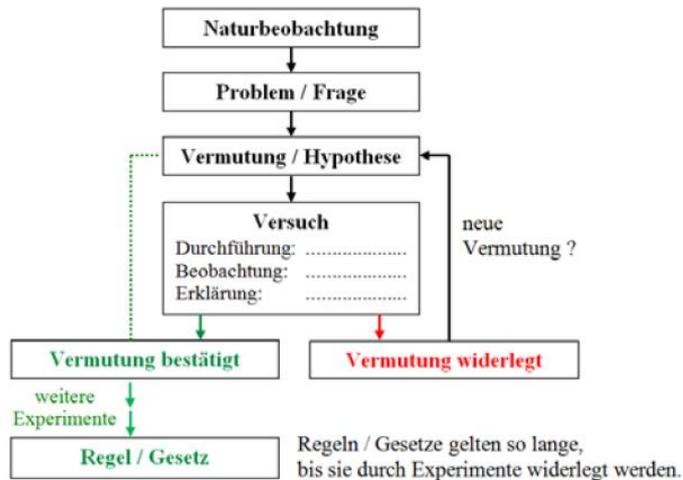


## Grundwissen: 8.Klasse – Chemie NTG G9

### Allgemein

#### Naturwissenschaftliches Arbeiten

(vgl. NuT 5)



#### Womit befasst sich die Chemie?

Chemie ist die Lehre vom Aufbau und den Eigenschaften von Stoffen und Stoffänderungen.

### Stoffe und ihre Eigenschaften

#### Stoffebene

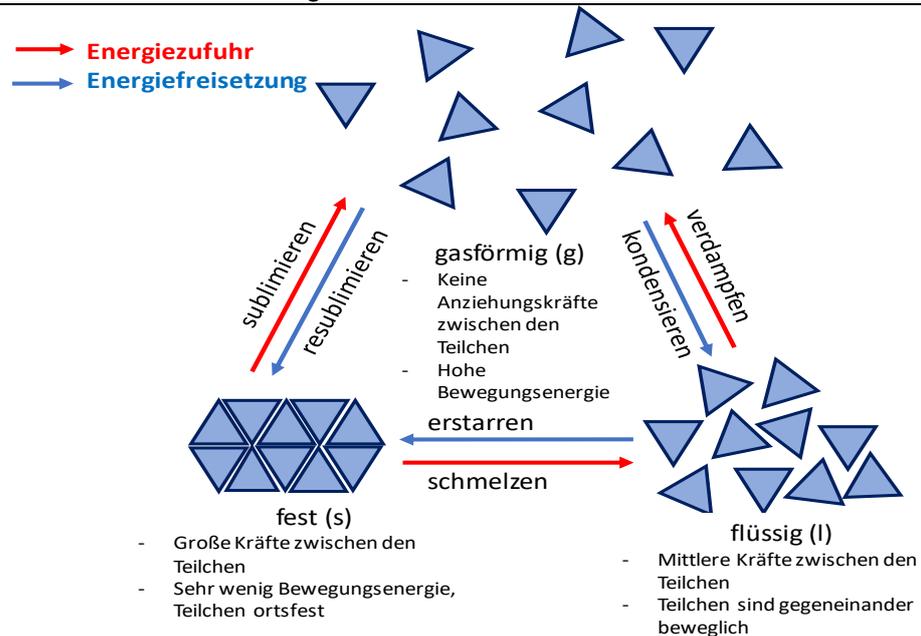
= makroskopische Ebene  
Aussage über Stoffeigenschaften (Qualität) und Stoffportion (Quantität)

#### Teilchenebene

= submikroskopische Ebene → Welt der Teilchen  
- Atome, Moleküle, Ionen  
Modellhafte Darstellung

#### Aggregatzustände

(vgl. NuT 5)



Der Aggregatzustand von Stoffen hängt vom Druck und der Temperatur ab.

#### Reinstoff und Stoffgemische

Ein **Reinstoff** besteht aus einer Stoffart (eine Teilchensorte) und lässt sich durch kein physikalisches Trennverfahren zerlegen. Bei gleichen Bedingungen (Temperatur, Druck) immer gleiche Eigenschaften (z.B. Farbe, Geruch, Aggregatzustand, Schmelz- und Siedetemperatur)

**Stoffgemische** bestehen aus mehreren Stoffarten. Es liegen unterschiedliche Teilchen nebeneinander vor. Es kann heterogen (uneinheitlich) oder homogen (einheitlich) sein. Eigenschaften ändern sich mit der Zusammensetzung.

<b>Arten von Stoffgemischen</b>	Je nach Aggregatzuständen der Komponenten: gasförmig (g), flüssig (l), fest (s) Beispiele:	
	Homogen	heterogen
	Legierung, f-f, z. B. Messing	Gemenge, f-f, z. B: Müsli
	Lösung, f-f/l/g, z. B. Salzwasser	Suspension, f-l, z. B. trübes Kalkwasser
	Gasgemisch, g-g, z. B. Luft	Emulsion, l-l, z. B. Milch
		Rauch, g-f Nebel, g-l
<b>Stofftrennungsverfahren</b>	Destillation (Trennung von Lösungen, Nutzung der unterschiedlichen Siedetemperaturen) Chromatographie (Trennung von Lösungen, Nutzung der unterschiedlichen Anziehungskräfte zur stationären Phase, unterschiedliche Größe der Teilchen) Extraktion (Herauslösen eines Stoffes aus einem Gemisch) Filtration (meist Trennung von Suspensionen, ungelöster Stoff bleibt als Filtrat zurück)	
<b>Nachweisreaktionen</b>	Glimmspanprobe: Sauerstoff → glühender Span glüht auf Knallgasprobe: Wasserstoff → Geräusch („Plopp“) bei Entzündung Kalkwasserprobe: Kohlenstoffdioxid → in Kalkwasser (Calciumhydroxid-Lösung bildet sich eine Trübung (Calciumcarbonat))	
<b>Luft als Stoffgemisch</b>	Stickstoff, 78% Sauerstoff, 21% Edelgase, 1% Kohlenstoffdioxid und andere Gase in Spuren	
<b>Chemische Reaktion – vom Teilchenmodell zum Daltonschen Atommodell</b>		
<b>Chemische Reaktion</b>	Umknüpfen von kleinsten Teilchen, wobei aus den Ausgangsstoffen (Edukten) neue Stoffe (Produkte) entstehen, die ist immer mit einem Energieumsatz verbunden	
<b>Element</b>	Reinstoff, der chemisch nicht mehr zersetzt werden kann und dessen Teilchen (Atome oder Moleküle) aus einer einzigen Atomart besteht. (z.B. H <sub>2</sub> , Na)	
<b>Verbindung</b>	Ein Reinstoff, der sich in Elemente zerlegen lässt. Verbindungen bestehen aus verschiedenen Atomarten in einem festen für Verbindungen charakteristischen Zahlenverhältnis. (z.B. H <sub>2</sub> O, CO <sub>2</sub> )	
<b>Innere Energie</b> <b>Exotherm</b> <b>Endotherm</b>	Der gesamte Energievorrat im Inneren eines Systems ist dessen innere Energie E <sub>i</sub> . Einheit: [E <sub>i</sub> ] = 1 kJ Die innere Energie ist nicht direkt messbar. Daher Betrachtung der Änderung von E <sub>i</sub> bei chemischen Reaktionen: $\Delta E_i = E_i(\text{Produkte}) - E_i(\text{Edukte})$ <b>Exotherm (exoenergetisch):</b> $\Delta E_i < 0 \rightarrow$ Energie wird frei <b>Endotherm (endoenergetisch):</b> $\Delta E_i > 0 \rightarrow$ Energie wird aufgenommen	
<b>Energie-diagramm</b>	Die Änderung der inneren Energie eines Systems bei chemischen Reaktionen kann durch ein Energiediagramm dargestellt werden. z.B. exotherme Reaktion	

	<p>Innere Energie</p> <p>Innere Energie der Edukte</p> <p>Innere Energie der Produkte</p> <p>Reaktionsverlauf</p>									
<b>Katalysator</b>	<p>Ein Katalysator ist ein Stoff, der</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- die Aktivierungsenergie herabsetzt</li> <li>- die Reaktion beschleunigt</li> </ul> <p>an der Reaktion beteiligt ist, aber unverändert aus der Reaktion hervorgeht</p>									
<b>Gesetz von der Erhaltung der Masse</b>	<p>Bei einer chemischen Reaktion ändert sich die Gesamtmasse der Reaktionspartner nicht. Die Summe der Massen der Edukte ist gleich der Summe der Massen der Produkte (messbar in geschlossenen Systemen).</p>									
<b>Atommodell nach Dalton</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Elemente bestehen aus kleinsten Teilchen, den Atomen.</li> <li>- Atome desselben Elements gleichen sich in Masse und Größe.*</li> <li>- Sie werden weder zerstört noch neu erschaffen.*</li> </ul> <p>* stimmt heute nicht mehr</p>									
<b>Gasgesetze von Avogadro</b>	<p>Alle Gase verhalten sich bei Druck- und Temperaturänderungen gleich. Gleiche Volumina verschiedener Gase enthalten bei gleichem Druck und gleicher Temperatur gleich viele Teilchen.</p>									
<b>Gesetz der konstanten Proportionen</b>	<p>Elemente in einer bestimmten chemischen Verbindung kommen immer im gleichen Massenverhältnis vor.</p>									
<b>Molekül</b>	<p>Teilchen aus mindestens zwei Atomen (Nichtmetallen) → vgl. <i>Element und Verbindung</i></p> <table style="width: 100%; text-align: center;"> <thead> <tr> <th>Element</th> <th>Element</th> <th>Verbindung</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td></td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>Wasserstoffmolekül</td> <td>Sauerstoffmolekül</td> <td>Wassermolekül</td> </tr> </tbody> </table>	Element	Element	Verbindung				Wasserstoffmolekül	Sauerstoffmolekül	Wassermolekül
Element	Element	Verbindung								
Wasserstoffmolekül	Sauerstoffmolekül	Wassermolekül								
<b>Relative Atommasse</b>	<p>Die relative Atommasse gibt an, wie groß die Masse eines Atoms im Verhältnis zum zwölften Teil der Atommasse des Kohlenstoffisotops C-12 ist.</p> <p>Die <b>atomare Masse</b> <math>m_a</math> mit der atomaren Masseneinheit <math>u</math> (unit) beträgt <math>1/12</math> der Atommasse des Kohlenstoffisotops C-12.</p> <p>Es gilt:</p> $m_a (1u) = \frac{1g}{N_A} \quad (= 1,66 \cdot 10^{-24})$ <p style="text-align: center;"><math>N_A = \text{Avogadrozahl}</math></p>									
<b>Avogadro-Konstante <math>N_A</math></b>	<p>Die Avogadro-Konstante <math>N_A</math> gibt an, wie viele Teilchen in 1 mol Stoffportion enthalten sind. <math>N_A = 6,022 \cdot 10^{23}</math> Einheit = [1/mol]</p>									
<b>Stoffmenge <math>n</math> [n] = 1 mol</b>	<p>Eine Stoffportion, die aus <math>6,022 \cdot 10^{23}</math> Teilchen der Art X besteht, hat in Bezug auf diese Teilchenart die Stoffmenge <math>n(X) = 1 \text{ mol}</math></p> <p>Die Stoffmenge (<math>n</math>) gibt an, wie viele Teilchen (<math>N</math>) in einer Stoffportion enthalten sind.</p> <p>→ 1 mol entspricht <math>6,022 \cdot 10^{23}</math> Teilchen</p> $N(X) = n(X) \cdot N_A$ <p>Teilchenzahl <math>N(X)</math> und Stoffmenge <math>n(X)</math> sind zueinander proportional</p>									
<b>Molare Masse (M)</b>	<p>= <b>Masse von 1 mol</b> eines bestimmten Stoffes.</p> $M = \frac{m}{n} \quad \text{Einheit: [g/mol]}$									

	Durch diese Formel ist die Umrechnung zwischen Masse, Stoffmenge und molare Masse jederzeit möglich Mit Hilfe des PSE ermittelbar
<b>Molare Volumen (V<sub>m</sub>)</b>	= <b>Volumen von 1 mol Gasteilchen</b> $V_m = \frac{V}{n} = 22,4 \text{ l/mol}$ (unter Normalbedingungen: 0°C, 1,013 bar) Das molare Volumen von unterschiedlichen Gasen ist bei gleichem Druck und Temperatur immer gleich groß.

<b>Gehaltsgrößen</b>	Sie geben die Konzentration an, also wie viel Gramm oder wie viel Volumen eines gelösten Stoffes in einem Liter Lösung enthalten sind. Angabe in g/L oder L/L oder in Massenprozent oder Volumenprozent.
----------------------	---

<b>Zusammenfassung Quantitäts- und Umrechnungsgrößen</b>  <b>So wird's gemacht!</b>	<p><b>GW: Quantitätsgrößen</b> und <b>Umrechnungsgrößen</b></p> <p>Masse [g] <math>\longleftrightarrow</math> Teilchenzahl [ ]  <math>m \longleftrightarrow N</math>  <math>m_a</math> (Teilchenmasse [u])  <math>N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}</math> (Avogadro-Konstante [1/mol])</p> <p>Dichte [g/L] <math>\longleftrightarrow</math> Molares Volumen [L/mol]  <math>\rho \longleftrightarrow V_m</math>  <math>V \longleftrightarrow n</math>  <math>M</math> (Molare Masse [g/mol])  <math>N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}</math> (Avogadro-Konstante [1/mol])</p> <p>Volumen [L] <math>\longleftrightarrow</math> Stoffmenge [mol]</p> <p>bei Gasen: 24,4 L/mol (25°C), 24 L/mol (20°C) bzw. 22,4 L/mol (0°C); p<sub>n</sub> = 1013 hPa</p> <p><math>m_a(X) = \frac{m(X)}{N(X)}</math> (Umrechnung u <math>\rightarrow</math> g)  <math>N_A = \frac{N(X)}{n(X)} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}</math>  <math>M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}</math>  <math> M(X)  =  m_a(X) </math>  <math>V_m(X) = \frac{V(X)}{n(X)}</math> (bei Gasen: 24,4 L/mol (25°C, 1013 hPa), 24,0 L/mol (20°C, 1013 hPa), 22,4 L/mol (0°C, 1013 hPa))  <math>\rho(X) = \frac{m(X)}{V(X)}</math></p>
---	--

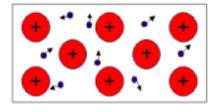
<b>Molekülformel</b>	Die Molekülformel gibt an, aus wie vielen Atomen jeweils ein Molekül (Nichtmetall-Nichtmetall-Verbindung) besteht.  z.B. CO <sub>2</sub>   Nur mit Index 2 kommen vor: H <sub>2</sub> , O <sub>2</sub> , N <sub>2</sub> , F <sub>2</sub> , Cl <sub>2</sub> , Br <sub>2</sub> , I <sub>2</sub> Molekülionen in Klammern, wenn Index $\geq 2$ (z.B. Al(OH) <sub>3</sub> )
----------------------	---

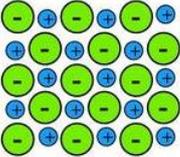
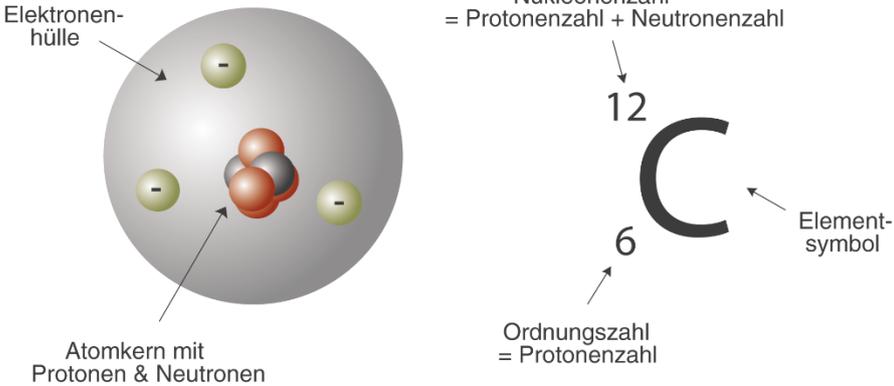
<b>Formelgleichung</b>	z.B.: $2 \text{ Al} + 3 \text{ Br}_2 \rightarrow 2 \text{ AlBr}_3$ <b>Koeffizienten:</b> ganze Zahlen vor den Formeln zu Angleichung der Anzahl der jeden Atomsorte auf Edukt- und Produktseite <b>Index (Indices):</b> Tiefgestellte Zahl, die die Anzahl der Atome eines Elements in einem Molekül angibt; bleibt beim Ausgleichen immer unverändert!
------------------------	---

<b>Homologe Reihe der Alkane</b>	Allgemeine Formel: C <sub>n</sub> H <sub>2n+2</sub> Methan, CH <sub>4</sub> Ethan, C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> Propan, Butan, Pentan, Hexan, Heptan, Octan, Nonan, Decan.
----------------------------------	--

<b>Verhältnisformel</b>	Die Verhältnisformel gibt das Zahlenverhältnis der Ionen in einem Salz (Metall-Nichtmetall-Verbindung) an. z.B. NaCl (1:1), CaF <sub>2</sub> (1:2)
-------------------------	--

<b>Bausteine der Reinstoffe</b>	Atome: bestehen aus negativ geladenen Elektronen und positiv geladenen Protonen Moleküle: bestehen aus miteinander verbundenen Atomen im festen Zahlenverhältnis Ionen: sind positiv oder negativ geladen (bilden Salze)
---------------------------------	--

<b>Metalle Metallbindung</b>	Elektronengas aus Valenzelektronen hält positive Atomrümpfe zusammen. Es entsteht ein Metallgitter. Metalle sind elektrisch leitfähig, wärmeleitfähig, glänzend und verformbar	
------------------------------	---	---

<b>Eigenschaften der Metalle</b>	Verformbarkeit, gute Wärmeleitfähigkeit, elektrische Leitfähigkeit, metallischer Glanz
<b>Benennung von Molekülen, Salzen</b>	<p><b>Moleküle:</b> griechische Zahlwortnomenklatur          Anzahl Atome 1. Atom + Name 1. Atom + Anzahl Atome 2. Atom + Wortstamm 2. Atom + Endung – id; z.B. P<sub>2</sub>O<sub>4</sub> = Diphosphortetraoxid          Trivialnamen: H<sub>2</sub>O = Wasser, NH<sub>3</sub> = Stickstoff, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> = Wasserstoffperoxid</p> <p><b>Salzname</b> = Name Metall + Wortstamm Nichtmetall + Endung -id; z.B. MgCl<sub>2</sub> = Magnesiumchlorid          Sonderregel: Bei Salzen die aus Metallen der Nebengruppen gebildet werden, wird stets die Wertigkeit (<b>Ladung</b>) des Metalls mit römischen Ziffern angegeben; z.B. Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> = Eisen(III)-oxid, ZnS = Zink(II)-sulfid</p>
<b>Salze Ionenbindung</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Salze bestehen aus Metallkationen und Nichtmetallanionen / Molekülionen</li> <li>- Ionengitter entsteht durch die elektrostatische Anziehung zwischen Kationen und Anionen</li> <li>- Die Ladung der Ionen entspricht der Anzahl der aufgenommen bzw. abgegebenen Elektronen</li> </ul>  <p>Salze sind spröde, hart, nur elektrisch leitfähig in Lösungen und Schmelzen und bilden Kristalle</p>
<b>Ionennachweise</b>	<p>Fällungsreaktionen</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Nachweis von Chlorid/Bromid/Iodid mit Silber(I)-nitrat</li> <li>- Nachweis von Carbonat- oder Sulfat-Ionen mit Bariumchlorid</li> </ul> <p>Farbreaktionen</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Kupfer-Ionen mit Ammoniak → tiefblaue Färbung</li> <li>- Eisen-Ionen mit Thiocyanat → rote Färbung</li> </ul> <p>Flammenfärbung:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Kupfer-Ionen grün</li> <li>- Natrium-Ionen orangegelb</li> <li>- Lithium-Ionen rot</li> </ul>
<b>Molekülionen</b>	<p>NH<sub>4</sub><sup>+</sup> = Ammonium-, OH<sup>-</sup> = -hydroxid, NO<sub>3</sub><sup>-</sup> = -nitrat, NO<sub>2</sub><sup>-</sup> = -nitrit, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> = -carbonat, HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> = -hydrogencarbonat, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> = -sulfat, SO<sub>3</sub><sup>2-</sup> = -sulfit, PO<sub>4</sub><sup>3-</sup> = -phosphat, S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup> = -thiosulfat, ClO<sup>-</sup> = -hypochlorid</p>
<b>Bausteine der Atome Kern-Hülle-Modell</b>  Abb.: <a href="https://www.schullv.de/">https://www.schullv.de/</a>	<p><b>Atomhülle:</b> massearm, enthält negative <b>Elektronen</b>  <b>Atomkern:</b> aus neutralen <b>Neutronen</b> und positiven <b>Protonen</b></p>  <p>Nucleonenzahl = Protonenzahl + Neutronenzahl</p> <p>Element-symbol</p> <p>Ordnungszahl = Protonenzahl</p> <p><b>Nucleonenzahl A (Massenzahl):</b> A = Z + N          Z = Ordnungs-, Elektronen-, Protonen-, Kernladungszahl (hier: 6)          N = Neutronenzahl</p> <div style="text-align: right;"> <math display="block">\begin{matrix} A \\ X \\ Z \end{matrix}</math> </div>