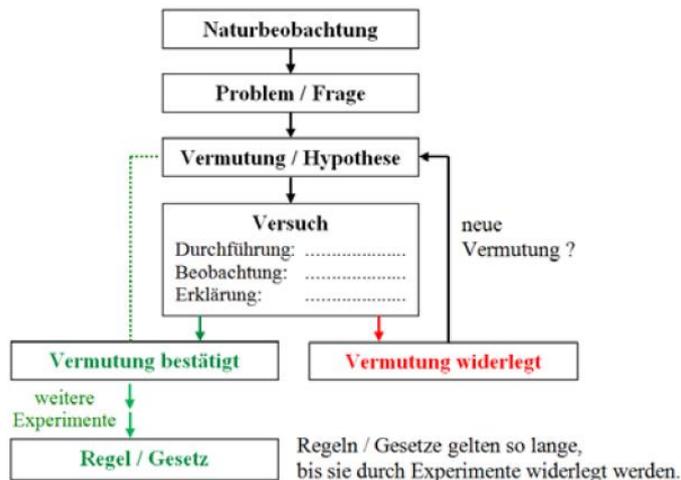


Grundwissen: 9.Klasse – Chemie SG, MuG

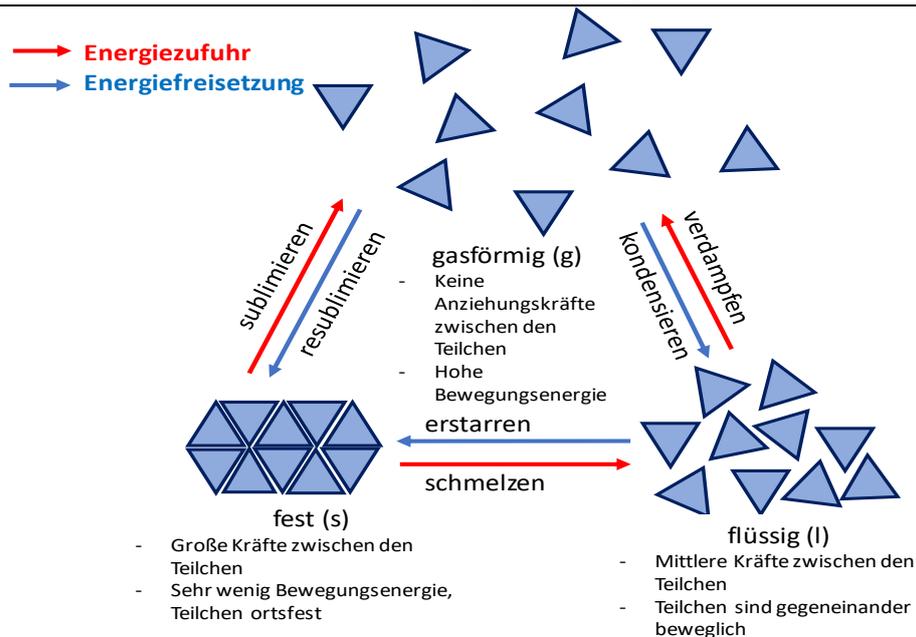
Naturwissenschaftliches Arbeiten

(vgl. NuT 5)



Aggregatzustände

(vgl. NuT 5)



Womit befasst sich die Chemie?

Chemie ist die Lehre von den Stoffeigenschaften und Stoffänderungen.

Chemische Reaktion

Eine chemische Reaktion ist gekennzeichnet durch Stoffumwandlung und Energieumsatz
 Submikroskopisch werden Teilchen durch Trennung und Ausbildung von chemischen Bindungen umgruppiert.

Stoffebene

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

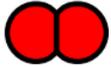
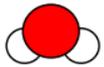
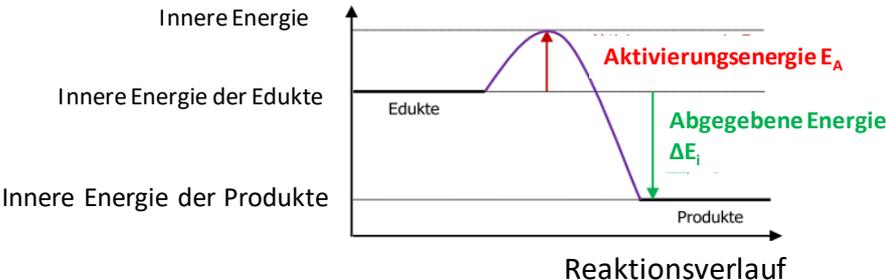
Teilchenebene

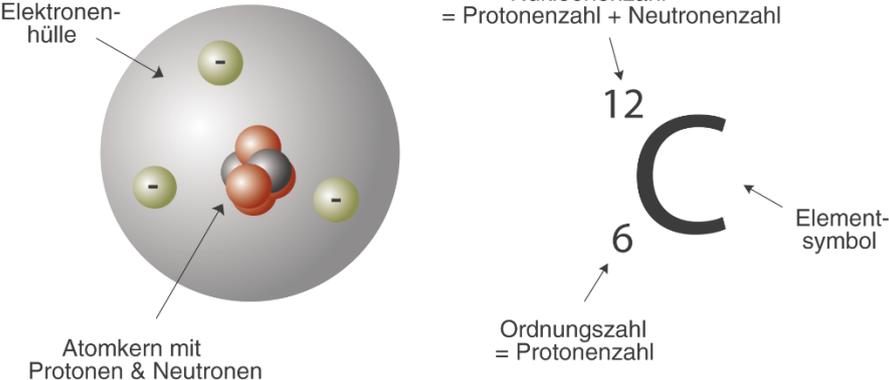
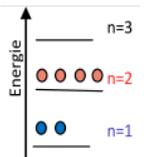
= submikroskopische Ebene → Welt der Teilchen
 - Atome, Moleküle, Ionen
 - Modellhafte Darstellung

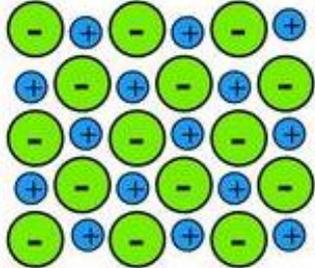
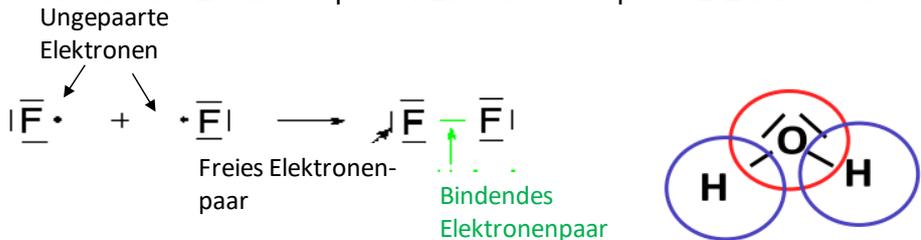
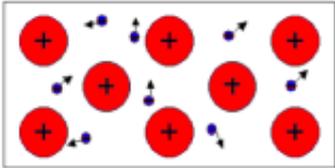
Reinstoff und Stoffgemische

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 (einheitliche) sein. Eigenschaften ändern sich mit der Zusammensetzung.

Element	Reinstoff, der chemisch nicht mehr zersetzt werden kann und dessen Teilchen (Atome oder Moleküle) aus einer einzigen Atomart besteht. (z.B. H ₂ , Na)
Verbindung	Ein Reinstoff, der sich in Elemente zerlegen lässt. Verbindungen bestehen aus verschiedenen Atomarten in einem festen für Verbindungen charakteristischen Zahlenverhältnis. (z.B. H ₂ O, CO ₂)
Grundtypen chemischer Reaktionen	Analyse: Chemische „Zersetzungsreaktion“ $C \rightarrow A + B$ Synthese: Chemische „Vereinigungsreaktion“ $A + B \rightarrow C$ Umsetzung: Aus mehreren Edukten entstehen mehrere Produkte $A + B \rightarrow C + D$
Atom	Grundbaustein eines Stoffes (z.B. ein Wasserstoffatom) <ul style="list-style-type: none"> - Chemisch nicht zerlegbar, aber Kernspaltung physikalisch möglich - Es gibt so viele Atomarten wie chemische Elemente
Molekül	Teilchen aus mindestens zwei Atomen (Nichtmetallen) → vgl. <i>Element und Verbindung</i> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;"> <p>Element</p>  <p>Wasserstoffmolekül</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>Element</p>  <p>Sauerstoffmolekül</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>Verbindung</p>  <p>Wassermolekül</p> </div> </div>
Ion	Elektrisch geladene Teilchen: <ul style="list-style-type: none"> - Kation: mit positiver Ladung, wandert im elektrischen Feld zum negativen Pol (= Kathode), z.B. Na⁺ - Anionen: mit negativer Ladung, wandert im elektrischen Feld zum positiven Pol (= Anode), z.B. Cl⁻ (nur in Schmelzen und Lösungen möglich)
Nachweisreaktionen	Glimmspanprobe: Sauerstoff → glühender Span glüht auf Knallgasprobe: Wasserstoff → Geräusch („Plopp“) bei Entzündung Kalkwasserprobe: Kohlenstoffdioxid → in Kalkwasser (Calciumhydroxid-Lösung) bildet sich eine Trübung (Calciumcarbonat)
Innere Energie Exotherm Endotherm	Der gesamte Energievorrat im Inneren eines Systems ist dessen innere Energie E _i . Einheit: [E _i] = 1 kJ Die innere Energie ist nicht direkt messbar. Daher Betrachtung der Änderung von E _i bei chemischen Reaktionen: $\Delta E_i = E_i(\text{Produkte}) - E_i(\text{Edukte})$ Exotherm (exoenergetisch): $\Delta E_i < 0 \rightarrow$ Energie wird frei Endotherm (endoenergetisch): $\Delta E_i > 0 \rightarrow$ Energie wird aufgenommen
Energie-diagramm	Die Änderung der inneren Energie eines Systems bei chemischen Reaktionen kann durch ein Energiediagramm dargestellt werden. z.B. exotherme Reaktion <div style="text-align: center;">  </div>
Katalysator	Ein Katalysator ist ein Stoff, der <ul style="list-style-type: none"> - die Aktivierungsenergie herabsetzt - die Reaktion beschleunigt - an der Reaktion beteiligt ist, aber unverändert aus der Reaktion hervorgeht
Gesetz von der Erhaltung der Masse	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.

Gesetz der konstanten Proportionen	Elemente in einer bestimmten chemischen Verbindung kommen immer im gleichen Massenverhältnis vor.
Verhältnisformel	Die Verhältnisformel gibt das Zahlenverhältnis der Ionen in einem Salz (Metall-Nichtmetall-Verbindung) an. z.B. NaCl (1:1), CaF ₂ (1:2)
Molekülformel	Die Molekülformel gibt an, aus wie vielen Atomen jeweils ein Molekül (Nichtmetall-Nichtmetall-Verbindung) besteht. z.B. CO ₂  Nur mit Index 2 kommen vor: H ₂ , O ₂ , N ₂ , F ₂ , Cl ₂ , Br ₂ , I ₂ Molekülionen in Klammern, wenn Index ≥ 2 (z.B. Al(OH) ₃)
Formelgleichung	z.B.: 2 Al + 3 Br ₂ → 2 AlBr ₃ Koeffizienten : ganze Zahlen vor den Formeln zu Angleichung der Anzahl der jeden Atomsorte auf Edukt- und Produktseite Index (Indices) : Tiefgestellte Zahl, die die Anzahl der Atome eines Elements in einem Molekül angibt; bleibt beim Ausgleichen immer unverändert!
Bausteine der Atome Kern-Hülle-Modell Abb.: https://www.schullv.de/	Atomhülle : massearm, enthält negative Elektronen Atomkern : aus neutralen Neutronen und positiven Protonen  Nukleonenzahl A (Massenzahl): $A = Z + N$ Z = Ordnungs-, Elektronen-, Protonen-, Kernladungszahl (hier: 6) N = Neutronenzahl $\begin{matrix} A \\ X \\ Z \end{matrix}$
Teilchenmasse	Die Masse eines Teilchens (Atom, Molekül, Ion) kann in der Einheit Gramm oder in der atomaren Masseneinheit u angegeben werden. Ein u ist definiert als der 12. Teil der Masse eines Kohlenstoffatoms ¹² C. Entspricht annähernd der Masse eines Nukleons. (1 u = 1,66*10 ⁻²⁴ g; 1 g = 6,022*10 ²³ u) z.B. Atommasse von Helium = 4,003 u, im PSE ablesbar
Energiestufen-Modell	<ul style="list-style-type: none"> - beschreibt den Aufbau der Atomhülle - Elektronen befinden sich auf Energiestufen - eine Energiestufe kann vom max. 2n² Elektronen besetzt werden 
Edelgasregel Oktettregel Duettregel	Edelgaskonfiguration : Atome erreichen in ihrer höchsten Energiestufe die gleiche Anzahl an Valenzelektronen wie die Edelgas-Atome, also 8. (Ausnahme: Heliumatome: 2 Valenzelektronen) Wege zum Edelgaszustand: (1) Entstehung von Ionen durch Aufnahme oder Abgabe von Elektronen: z.B. K → K ⁺ + 1 e ⁻ (2) Ausbildung einer Atombindung durch gemeinsame Nutzung von Elektronen

Valenz-elektronen	Valenzelektronen sind Elektronen der äußersten Energiestufe (Schale) eines Atoms.
Ionisierungs-energie	Mindestenergie, die zur Entfernung eines Elektrons aus einer Atomhülle nötig ist.
Ordnung im PSE	Hauptgruppen (HG): Elemente nach steigender Atommasse untereinander angeordnet; I-VIII (gibt Zahl der Valenzelektronen an), 1.HG = Alkalimetalle, 2.HG = Erdalkalimetalle, 7.HG = Halogene, 8.HG = Edelgase; Elemente sind sich chemisch ähnlich Periode: Elemente nach steigender Elektronenzahl (Ordnungszahl) von links nach rechts geordnet; Periode 1-7 entsprechen Energiestufen (Schalen)
Salze Ionenbindung	<ul style="list-style-type: none"> - Salze bestehen aus Metallkationen und Nichtmetallanionen / Molekülanionen - Ionengitter entsteht durch die elektrostatische Anziehung zwischen Kationen und Anionen - Die Ladung der Ionen entspricht der Anzahl der aufgenommen bzw. abgegebenen Elektronen - Salze sind spröde, hart, nur elektrisch leitfähig in Lösungen und Schmelzen und bilden Kristalle 
Moleküle Atombindung Elektronen-paarbindung	<ul style="list-style-type: none"> - Moleküle sind kleinste Teilchen aus Nichtmetallen - Die Elektronenpaarbindung erfolgt durch mind. 2 Elektronen, die von beiden Atomkernen der Bindungspartner angezogen werden. Dadurch erreichen beide Edelgaskonfiguration. - Atome können auch durch mehr als eine Atombindung verbunden sein, z.B. durch eine Doppel- oder Dreifachbindung z.B. $\text{N}\equiv\text{N}$
Valenzstrich-formel	<p>Valenzstrichformeln enthalten Striche zur Symbolisierung bindender und nicht bindender Elektronenpaare. Ein Strich entspricht 2 Elektronen.</p> <p>Ungepaarte Elektronen</p>  <p>Freies Elektronen-paar</p> <p>Bindendes Elektronen-paar</p>
Benennung von Molekülen, Salzen	<p>Moleküle: griechische Zahlwortnomenklatur Anzahl Atome 1. Atom + Name 1. Atom + Anzahl Atome 2. Atom + Wortstamm 2. Atom + Endung -id; z.B. P_2O_4 = Diphosphortetraoxid Trivialnamen: H_2O = Wasser, NH_3 = Ammoniak, H_2O_2 = Wasserstoffperoxid</p> <p>Salzname = Name Metall + Wortstamm Nichtmetall + Endung -id; z.B. MgCl_2 = Magnesiumchlorid Sonderregel: Bei Salzen die aus Metallen der Nebengruppen gebildet werden, wird stets die Wertigkeit (Ladung) des Metalls mit römischen Ziffern angegeben; z.B. Fe_2O_3 = Eisen(III)-oxid, ZnS = Zink(II)-sulfid</p>
Molekül-ionen	NH_4^+ = Ammonium-, OH^- = -hydroxid, NO_3^- = -nitrat, NO_2^- = -nitrit, CO_3^{2-} = -carbonat, HCO_3^- = -hydrogencarbonat, SO_4^{2-} = -sulfat, SO_3^{2-} = -sulfit, PO_4^{3-} = -phosphat,
Metalle Metallbindung	<ul style="list-style-type: none"> - Elektronengas aus Valenzelektronen hält positive Atomrümpfe zusammen. Es entsteht ein Metallgitter. - Metalle sind elektrisch leitfähig, wärmeleitfähig, glänzend und verformbar 

Relative Atommasse (vgl. 8 NTG)	Die relative Atommasse gibt an, wie groß die Masse eines Atoms im Verhältnis zum zwölften Teil der Atommasse des Kohlenstoffisotops C-12 ist. Die atomare Masse m_a mit der atomaren Masseneinheit u (unit) beträgt 1/12 der Atommasse des Kohlenstoffisotops C-12. Es gilt: $m_a (1u) = \frac{1g}{N_A} \quad (= 1,66 \cdot 10^{-24})$ $N_A = \text{Avogadrozahl}$
Avogadro-Konstante N_A	Die Avogadro-Konstante N_A gibt an, wie viele Teilchen in 1 mol Stoffportion enthalten sind. $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ Einheit = [1/mol]
Stoffmenge n [n] = 1 mol	Eine Stoffportion, die aus $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen der Art X besteht, hat in Bezug auf diese Teilchenart die Stoffmenge $n(X) = 1 \text{ mol}$ Die Stoffmenge (n) gibt an, wie viele Teilchen (N) in einer Stoffportion enthalten sind. → 1 mol entspricht $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen $N(X) = n(X) \cdot N_A$ → Teilchenzahl N(X) und Stoffmenge n(X) sind zueinander proportional
Molare Masse (M)	= Masse von 1 mol eines bestimmten Stoffes. $M = \frac{m}{n}$ Einheit: [g/mol] Durch diese Formel ist die Umrechnung zwischen Masse, Stoffmenge und molare Masse jederzeit möglich Mit Hilfe des PSE ermittelbar
Molare Volumen (V_m)	= Volumen von 1 mol Gasteilchen $V_m = \frac{V}{n} = 22,4 \text{ l/mol}$ (unter Normalbedingungen: 0°C, 1,013 bar) Das molare Volumen von unterschiedlichen Gasen ist bei gleichem Druck und Temperatur immer gleich groß.
(Stoffmengen-konzentration)	Sie gibt an, wie viel mol eines gelösten Stoffes in einem Liter Lösung enthalten sind. $c = \frac{n}{V}$ Einheit: [mol/l]
Zusammenfassung Quantitäts- und Umrechnungsgrößen →	$n = \frac{m}{M}$ n Stoffmenge [mol] $n = \frac{V}{V_m}$ m Masse [g] $n = \frac{N}{N_A}$ m_A Atomare Masse $n = c \cdot V$ M Molare Masse [g/mol] $N = \frac{m}{m_A}$ V Volumen [l] N_A Avogadrokonstante ($6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$) c Konzentration [mol/l]