

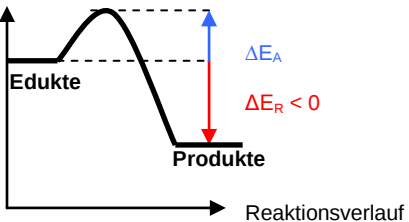
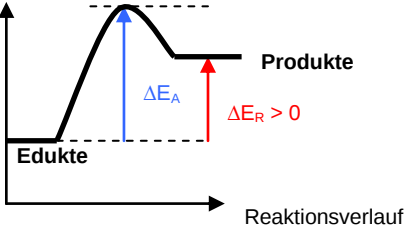
Grundwissen Chemie am Descartes-Gymnasium - 9. Klasse SG (G8)

Fachbegriffe	Erklärung der Fachbegriffe
Aggregatzustände	- fest (s = solid), flüssig (l = liquid) oder gasförmig (g = gaseous) - Übergänge zwischen den Aggregatzuständen: • von fest nach flüssig = schmelzen • von flüssig nach gasförmig = sieden, verdampfen • von flüssig nach fest = erstarren • von gasförmig nach flüssig = kondensieren • von fest nach gasförmig = sublimieren • von gasförmig nach fest = resublimieren
Stoffe	<pre> graph TD Stoffe --> Stoffgemische Stoffe --> Reinstoffe Stoffgemische --> homogen Stoffgemische --> heterogen Reinstoffe --> Elemente Reinstoffe --> Verbindungen </pre>
Stoffgemische	- Mischungen aus mindestens zwei Bestandteilen (Reinstoffen). Beispiel: Zuckerwasser enthält Wasser und Zucker - Das Mischungsverhältnis der Bestandteile kann stark variieren. - Physikalische Trennverfahren beruhen auf unterschiedlichen Kenneigenschaften der Reinstoffe: Filtration (Korngröße), Destillation (Siedepunkt), Extraktion (Löslichkeit) etc.
Reinstoffe	- Durch physikalische Trennverfahren nicht weiter zerlegbar - Konstante Kenneigenschaften: Siedepunkt (Sdp.), Schmelzpunkt (Smp.), Dichte (ρ) etc.
homogene Gemische	Die Bestandteile können optisch nicht voneinander unterschieden werden.
<i>Lösung</i>	- homogenes Stoffgemisch aus einer Flüssigkeit und einem darin löslichen anderen Stoff - Beispiel: • Ein Feststoff (z.B. Kochsalz) ist in einer Flüssigkeit (z.B. Wasser) gelöst. • chem. Schreibweise: NaCl (aq) $\text{aq} = \text{aqueous} = \text{in Wasser gelöst}$
heterogene Gemische	Die Bestandteile können optisch voneinander unterschieden werden.
<i>Suspension</i> (= Aufschlammung)	- heterogenes Gemisch aus einer Flüssigkeit und einem darin nicht löslichen Feststoff - Beispiel: Aufschlammung von Lehm in Wasser
<i>Emulsion</i>	- heterogenes Gemisch zweier ineinander nicht löslicher Flüssigkeiten (Tröpfchenaufschwemmung) - Beispiel: Milch (Öltröpfchen in Wasser)
Teilchenmodell	- Alle Stoffe bestehen aus Teilchen. - Teilchensorten: Atome (in Metallen und Edelgasen), Moleküle (in molekularen Stoffen), Ionen (in Salzen)
Ionen	- elektrisch geladene Teilchen: Atom-Ionen (geladene Atome) oder Molekül-Ionen (geladene Moleküle) - Kationen: positiv geladen, wandern im el. Feld zur Kathode (Minus-Pol) Beispiele: • K^+ (Kalium-Ion, ein Atom-Ion) • NH_4^+ (Ammonium-Ion, ein Molekül-Ion) - Anionen: negativ geladene, wandern im el. Feld zur Anode (Plus-Pol) Beispiele: • Cl^- (Chlorid-Ion, ein Atom-Ion) • SO_4^{2-} (Sulfat-Ion, ein Molekül-Ion)

Salze	- 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: • 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	- Moleküle sind Verbände aus Nichtmetallatomen. - Die Molekülformel gibt an, wie viele Atome im Molekül vorhanden sind. Beispiele: • H₂ (Molekül aus zwei H-Atomen) • C₆H₁₂O₆ (Molekül aus 6 C-Atomen, 12 H-Atomen und 6 O-Atomen)
Verbindung	<u>Stoffebene:</u> Reinstoff, der sich durch eine chemische Reaktion (Analyse) in weitere Reinstoffe zersetzen / zerlegen lässt <u>Teilchenebene:</u> Die Teilchen einer Verbindung enthalten zwei oder mehrere verschiedenen Atomsorten. Beispiele: - Molekülverbindungen, z.B. Wasser (H₂O) - Salze, z.B. Ammoniumchlorid (NH₄Cl)
Element	<u>Stoffebene:</u> Reinstoff, der durch eine chemische Reaktion nicht mehr weiter in andere Stoffe zerlegt werden kann <u>Teilchenebene:</u> Die Teilchen eines Elements enthalten nur eine Atomsorte. Elemente können aus Atomen oder Molekülen bestehen. Beispiele: • S₈ (Schwefel, aus Molekülen mit 8 Schwefel-Atomen aufgebaut) • He (Helium, aus einzelnen Helium-Atomen aufgebaut)
Chemische Reaktion	<u>Stoffebene:</u> - Vorgang, bei dem aus einem oder mehreren Ausgangsstoffen (=Edukte) ein oder mehrere neue Endstoffe (Produkte) entstehen. - Bei einer Reaktion wird Energie abgegeben bzw. aufgenommen. <u>Teilchenebene:</u> Chemische Reaktionen sind gekennzeichnet durch - eine Umgruppierung von Teilchen - eine Trennung und Neuknüpfung von chemischen Bindungen
Reaktionsgleichung	- 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) Reaktionsgleichung: $\begin{array}{ccccccc} 2\text{Na} & + & \text{Cl}_2 & \rightarrow & 2\text{NaCl} \\ \uparrow & & \uparrow & & \uparrow \\ \text{Koeffizient} & & \text{Index} & & \text{Koeffizient} \end{array}$
Atom und Atombau	- Atome sind die kleinsten Teilchen eines Elements. - negativ geladene Atomhülle: besteht aus negativ geladenen Elektronen (e⁻) - positiv geladener Atomkern: besteht aus Nukleonen • 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 Protonenanzahl. - Angabe im Periodensystem der Elemente: $^A_Z \text{Element}$, z.B. $^{35}_{17} \text{Cl}$

Isotope	- 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)
Energienstufenmodell der Atomhülle	- Die Elektronen der Atomhülle befinden sich auf verschiedenen Energiestufen. - Bohr'sches Atommodell: Die Energiestufen werden als Schalen betrachtet. • Je weiter außen in der Atomhülle sich eine Schale befindet, desto energiereicher sind die darauf sich bewegendenden Elektronen. • Die Schalen werden von innen nach außen wie folgt gekennzeichnet: 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	- Energieänderung bei der Abtrennung eines Elektrons von einem Atom - Beispiel: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$ ($\Delta E_I = +496 \text{ kJ/mol}$)
Elektronenaffinität	- Energieänderung bei der Aufnahme eines Elektrons durch ein Atom - Beispiel: $\text{Cl} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$ ($\Delta E_A = -388 \text{ kJ/mol}$)
Periodensystem der Elemente (= PSE)	- 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.
Wichtige Stoffe und ihre Eigenschaften	
<i>Nachweis von Chlorid-Ionen durch eine Fällungsreaktion</i>	- Bildung eines weißen Niederschlags von Silberchlorid bei Zugabe von Silbernitrat-Lösung zu einer Lösung, die Chlorid-Ionen enthält - Reaktionsgleichung: $\text{NaCl(aq)} + \text{AgNO}_3\text{(aq)} \rightarrow \text{AgCl(s)} + \text{NaNO}_3\text{(aq)}$ $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{Na}^+ + \text{NO}_3^-$ Niederschlag
<i>Nachweis von Sauerstoff durch die Glimmspanprobe</i>	Ein glimmender Holzspan wird durch reinen Sauerstoff entflammt.
<i>Nachweis von Wasserstoff durch die Knallgasprobe</i>	- Ein Gemisch aus Wasserstoff und Luft / Sauerstoff explodiert beim Hinzutreten eines Zündfunken mit einem lauten Knall. - Reaktionsgleichung: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
<i>Nachweis von Kohlenstoffdioxid durch die Kalkwasserprobe</i>	- Trübung von Kalkwasser beim Einleiten von Kohlenstoffdioxid - Die Trübung beruht auf der Bildung eines milchig weißen Niederschlags von Calciumcarbonat (= Kalk): $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ Kalkwasser Kohlenstoffdioxid Kalk Wasser
Edelgaskonfiguration	- Sie gibt die Elektronenverteilung eines Edelgases an. - Alle Edelgase außer Helium haben 8 Valenzelektronen (Elektronenoktett), Helium hat 2 Valenzelektronen (Elektronendublett / Elektronenduplett).
Edelgasregel (Oktettregel)	- 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	Unter der chemischen Bindung versteht man elektrostatische Anziehungskräfte, die - 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>	- Synonyme: <i>Elektronenpaarbindung</i>, <i>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: • Einfachbindungen: ein Bindungselektronenpaar, z.B. $\text{ \overline{F}-\overline{F} }$ • Doppelbindungen: zwei Bindungselektronenpaare, z.B. $\text{ \overline{O}=\overline{O} }$ • Dreifachbindungen: drei Bindungselektronenpaare, z.B. $\text{ \overline{N}\equiv\overline{N} }$
<i>Ionenbindung</i>	Die Ionenbindung resultiert aus den elektrostatischen Anziehungskräften / Wechselwirkungen zwischen den Kationen und Anionen im Ionengitter der Salze.
<i>Metallbindung</i>	- 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. - Die metallische Bindung resultiert aus den elektrostatischen Anziehungskräften / Wechselwirkungen zwischen den positiv geladenen Atomrümpfen und dem negativ geladenen Elektronengas.
Valenzstrichformel (Elektronenformel = Lewis-Formel)	- 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	- 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: $\text{ \overline{F}-\overline{F} }$ ↑ bindendes Elektronenpaar ←←← freie Elektronenpaare
Bindigkeit	- Anzahl der bindende Elektronenpaare, die von einem Atom ausgehen - Beispiel: $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ Bindigkeit (C) = 4 Bindigkeit (H) = 1
Energie	- 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	- 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	Wärmeenergie wird bei der Reaktion frei. (exoenergetische Reaktionen: $\Delta E_R < 0$) 
endotherme Reaktion	Wärmeenergie wird bei der Reaktion aufgenommen bzw. ständige Wärmezufuhr ist nötig. (endoenergetische Reaktionen: $\Delta E_R > 0$) 
Aktivierungsenergie	- Bei chemischen Reaktionen müssen die Teilchen durch Zufuhr der Aktivierungsenergie (ΔE_A bzw. $\Delta E^\#$) zunächst in einen reaktionsbereiten (instabilen) Zustand gebracht werden. Erst dann kann die Reaktion ablaufen. - Dies gilt für exo- und endotherme Reaktionen gleichermaßen.
Katalysatoren	- 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
Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen	Bestimmung der Menge eines Stoffs in einer Probe
<i>Stoffmenge</i>	- Symbol: n, Einheit: mol - Ein Mol eines Stoffes entspricht einer Anzahl von $6 \cdot 10^{23}$ Teilchen.
<i>Teilchenanzahl</i>	- Symbol: N, Einheit: keine (einheitenlos)
<i>Avogadro'sche Konstante</i>	- $N_A = 6 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$ <u>allgemeine Formel:</u> $N_A = \frac{N}{n}$ - Ein Mol eines Stoffes enthält $6 \cdot 10^{23}$ Teilchen
<i>Molares Volumen idealer Gase</i>	- Bei Normbedingungen ($T_n = 273 \text{ K}$, $p_n = 1013 \text{ mbar}$): $V_m = 22,4 \frac{\text{l}}{\text{mol}}$ <u>allgemeine Formel:</u> $V_m = \frac{V}{n}$ - Ein Mol eines idealen Gases nimmt ein Volumen von 22,4 l ein.
<i>Molare Masse</i>	- Symbol: M, Einheit: $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ <u>allgemeine Formel:</u> $M = \frac{m}{n}$
<i>Dichte</i>	- Symbol: ρ, Einheit: $\frac{\text{kg}}{\text{l}} = \frac{\text{kg}}{\text{dm}^3}$ <u>allgemeine Formel:</u> $\rho = \frac{m}{V} = \frac{M}{V_m}$
<i>Stoffmengen-konzentration</i>	- Symbol: c, Einheit: $\frac{\text{mol}}{\text{l}}$ <u>allgemeine Formel:</u> $c(X) = \frac{n(X)}{V}$ - Quotient aus Stoffmenge $n(X)$ des Stoffes X und dem Volumen V der Lösung.
<i>Molare Reaktionsenergie</i>	- Symbol: ΔE_{Rm}, Einheit: $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$ <u>allgemeine Formel:</u> $\Delta E_{Rm} = \Delta E_R / n$ - Energieänderung bei einer Reaktion bezogen auf die Stoffmenge n