

A chemistry laboratory setting with shelves filled with various bottles and glassware. A bright, glowing light source is positioned in the center, creating a strong lens flare effect. The text is overlaid on this scene.

Grundwissen Chemie

9. Jahrgangsstufe
(NTG)

1. Qualitative Analysemethoden

- **Flammenfärbung:** Anregung von Elektronen durch Hitze → Übergang in weiter außen liegende Schale / höheres Energieniveau → Zurückfallen in den Grundzustand, dabei Abgabe der zuvor aufgenommenen Energie in Form von Licht einer bestimmten Wellenlänge (Farbe).
- **Fällungsreaktionen zum Nachweis von Anionen:**
 - Nachweis von Halogenidionen mit Silbernitratlösung (AgNO_3)
Halogenidion Chlorid (Cl^-): weiß; Bromid (Br^-): gelblich; Iodid (I^-): gelb
z.B. $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- + \text{X}^- \rightarrow \text{AgX}_{(s)} + \text{NO}_3^-$ (*X steht für ein beliebiges Halogenid-Ion*)
 - Nachweis von Sulfationen mit Bariumchloridlösung (BaCl_2)
 $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_{4(s)}$ (weißer Niederschlag)

2. Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen

- **Atommasse m_A :** Masse eines einzelnen Atoms mit der **atomaren Masseneinheit**.
 $1 \text{ u} = 1/12$ der Masse eines ^{12}C -Atoms. Angabe im PSE mit Nachkommastellen.
- **Molekülmasse m_M :** Summe der Atommassen aller in einem Molekül enthaltenen Atome
- **Stoffmenge n ,** Einheit mol, **Avogadrokonstante $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$**
- **Molare Masse M :** Masse von 1 mol Teilchen, Zahlenwert wie m_A/m_M , **Einheit: g/mol**
- **Molares Volumen V_m :** Volumen von 1 mol Gasmoleküle; Gase besitzen bei Normbedingungen ein molares Normvolumen V_{mn} von 22,4 L/mol
(*Normbedingungen: Temperatur 0°C ; Luftdruck 1013 hPa*)
- **Stoffmengenkonzentration c ,** Einheit mol/L
- **Wichtige Rechenformeln:** $N = n \cdot N_A$ $m = n \cdot M$ $V = n \cdot V_m$ $c = n : V$
- **Stöchiometrische Berechnungen** auch unter Mitverwendung von Stoffmengenverhältnissen

3. Molekülstruktur und Stoffeigenschaften

- **Valenzstrichformeln (Lewis-Formeln, Elektronenformeln):** siehe 8. Klasse, allerdings zusätzlich mit Oktetaufweitung und formalen / echten Ladungen
- **Ladungsbestimmung:** Vergleich der Anzahl der bindenden und nichtbindenden Elektronen eines Atoms in der Verbindung mit der Valenzelektronenanzahl laut Periodensystem:
 1. Anzahl nichtbindender Elektronen und Hälfte der bindenden Elektronenpaare addieren
 2. Valenzelektronen – berechnete Elektronenanzahl = Ladung des Atoms in der Verbindung
- **Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA, engl. VSEPR):** Elektronenpaare stoßen sich gegenseitig ab und ordnen sich so an, dass sie möglichst weit voneinander entfernt sind;
Resultat: **Bindungswinkel** zwischen Atomen, die durch bindende Elektronenpaare verknüpft sind. (Bindungswinkel können immer nur zwischen zwei Bindungen formuliert werden!)
Verzerrte Bindungswinkel: Freie Elektronenpaare und Mehrfachbindungen (Doppelbindungen und Dreifachbindungen) besitzen eine etwas stärkere Abstoßung als Einfachbindungen
→ Verzerrung der regelmäßigen Bindungswinkel

- **Räumlicher Bau** von Molekülen: linear = 180° , trigonal planar = 120° , tetraedrisch = $109,5^\circ$
Es wird nur die Geometrie bindender Elektronenpaare betrachtet.
Weitere Möglichkeiten: gewinkelt (z.B. H_2O), pyramidal (z.B. NH_3), oktaedrisch (z.B. SF_6)
- **Elektronegativität:** Maß für die Fähigkeit eines Atoms, die Elektronen einer Atombindung zu sich zu ziehen. Angabe im PSE. Je größer der Wert der Elektronegativität (= EN), desto stärker zieht ein Atom die Bindungselektronen zu sich.
- **polare Atombindung:** Atombindung, in der die Bindungselektronen aufgrund der unterschiedlichen Elektronegativitäten der gebundenen Atome asymmetrisch verteilt sind. Bestimmung mithilfe der **Elektronegativitätsdifferenz (ΔEN)**.
Ungefähre Richtwerte: $\Delta EN < 0,5$: unpolar; $0,5 \leq \Delta EN \leq 1,5$: polar; $\Delta EN > 1,5$: ionisch
- **Partiellladung:** Teilladung, die sich in Molekülen mit Atomen unterschiedlicher Elektronegativitäten ergibt, da die (negativ geladenen) Bindungselektronen asymmetrisch verteilt sind.
Symbole: $\delta+$ und $\delta-$
- **Dipol:** Molekül, in dem sich die Partiellladungen nicht gegenseitig aufheben (in dem die positiven und negativen Ladungsschwerpunkte nicht zusammenfallen)
- **Zwischenmolekulare Kräfte:** Anziehungskräfte zwischen Molekülen (nicht zu verwechseln mit Bindungen zwischen Atomen innerhalb eines Moleküls!)
 - **Van der Waals-Kräfte (VdW)** bei unpolaren Molekülen, aufgrund von spontanen und induzierten Dipolen. Schwächer als die übrigen zwischenmolekularen Kräfte.
 - **Dipol-Dipol-Kräfte:** Wechselwirkungen zwischen positiven und negativen Partiellladungen bei Dipolmolekülen. Stärker als Van der Waals-Kräfte.
Spezialfall: **Wasserstoffbrückenbindungen (H-Brücken; H-Bindungen):** besonders stark ausgeprägte Dipol-Dipol-Kräfte zwischen O, N, F und O-H, N-H, F-H.
 - **Ion-Dipol-Wechselwirkung:** elektrostatische Anziehungskräfte zwischen der Ionenladung und der Partiellladung eines Dipols. Stärker als Dipol-Dipol-Kräfte.
 - **Ionische Wechselwirkungen (Ionenbindung):** elektrostatische Anziehung zwischen Ionen. Stärker als Ion-Dipol-Wechselwirkungen (stärkste zwischenmolekulare Kräfte).
- **Auswirkungen der zwischenmolekularen Kräfte:** Die Stärke der Wechselwirkung ist von der Art der Kraft und von der Moleküloberfläche abhängig, über die die Kraft wirken kann.
→ Je größer die Moleküloberfläche, desto stärker wirken die jeweiligen Kräfte.
 - **Siedetemperatur:** Je stärker die zwischenmolekularen Kräfte, desto höher ist die Siedetemperatur, da mehr Energie zugeführt werden muss, um die Moleküle voneinander zu trennen und in den gasförmigen (= vollständig voneinander getrennten) Zustand zu überführen.
 - Analog gelten diese Zusammenhänge auch für den **Schmelzpunkt:** Reicht die zugeführte Wärmeenergie (Temperatur) als Energiezufuhr aus, um die zwischenmolekularen Kräfte so weit zu überwinden, dass die Teilchen fließen können, so liegt ein Stoff als Flüssigkeit vor.
 - **Löslichkeit:** „Ähnliches löst sich in Ähnlichem.“ → Polare Stoffe (= Moleküle mit hohem Dipolcharakter) lösen sich in polaren Lösungsmitteln (Beispiel: Wasser); unpolare Stoffe lösen sich in unpolaren Lösungsmitteln (Beispiel: Benzin).
- **Wasser als Lösungsmittel:**
Hydratation: Umhüllung von Ionen oder Molekülen mit Wassermolekülen → Hydrathülle
Lösen von Salzen: Lösungsenergie = Hydratationsenergie – Gitterenergie;
Es gelten folgende Zusammenhänge:
Betrag der Hydratationsenergie > Betrag der Gitterenergie => löslich; exothermer Vorgang
Betrag der Hydratationsenergie < Betrag der Gitterenergie => unlöslich; endothermer Vorgang
Betrag der Hydratationsenergie <<< Betrag der Gitterenergie => unlöslich

4. Protonenübergänge

- **Säure = Protonendonator:** Stoffe, die H^+ abgeben. Voraussetzung: sie müssen ein H-Atom mit einer positiven Partialladung (an einer stark polaren Atombindung) besitzen.
- **Base = Protonenakzeptor:** Stoffe, die H^+ aufnehmen. Voraussetzung: sie müssen ein freies Elektronenpaar an einem Atom mit negativer Ladung bzw. negativer Partialladung besitzen.
- Wässrige saure Lösungen enthalten **Oxoniumionen (H_3O^+)**, wässrige alkalische Lösungen enthalten **Hydroxidionen (OH^-)**.
- **pH-Wert:** gibt an, ob eine Lösung sauer ($pH < 7$), neutral ($pH = 7$) oder alkalisch ($pH > 7$) ist
- **Indikator:** Stoff, der durch seine Farbe anzeigt, ob eine Lösung sauer, neutral oder alkalisch ist:

Indikator	sauer	neutral	alkalisch
Bromthymolblau	gelb	grün	blau
Phenolphthalein	farblos	farblos	pink

- **Ampholyt:** Stoff, der je nach Reaktionspartner als Säure oder als Base reagieren kann, z.B.: H_2O (Wasser); HSO_4^- (Hydrosulfat-Ion); HSO_3^- (Hydrosulfit-Ion); HCO_3^- (Hydrogencarbonat-Ion); $H_2PO_4^-$ (Dihydrogenphosphat-Ion); HPO_4^{2-} (Hydrogenphosphat-Ion).
- **Protolyse** (Protonenübergang, Säure-Base-Reaktion): Säure gibt ein Proton ab, Base nimmt es auf → Donor-Akzeptor-Prinzip.
Allgemeine Reaktionsgleichung: Säure $HA + Base B \rightarrow Base A^- + Säure HB^+$
- **korrespondierende Säure-Base-Paare:** Säure HA reagiert zu korrespondierender Base A^-
Base B reagiert zu korrespondierender Säure HB^+
- **Neutralisation:** Säure + Lauge → Salz + Wasser (bei gleichen Mengen H_3O^+ und OH^-)
- **Säure-Base-Titration:** Zu einem bestimmten Volumen Säure (bzw. Lauge) unbekannter Stoffmengenkonzentration wird nach Zusatz eines Indikators mit einer Bürette langsam Lauge (bzw. Säure) bekannter Konzentration (= Maßlösung) gegeben, bis der Indikator umschlägt. → **Äquivalenzpunkt**. Aus dem verbrauchten Volumen der Maßlösung kann die Konzentration der titrierten Säure (bzw. Lauge) errechnet werden.
- **Berechnungen zur Titration (Formel: $c = n : V$)**
 1. Reaktionsgleichung aufstellen
 2. Stoffmenge der zugegebenen Maßlösung berechnen
 3. Stoffmengenverhältnis aus Gleichung ablesen und Stoffmenge der titrierten Probe berechnen
 4. Aus Stoffmenge der Probe und Volumen der Probe die Stoffmengenkonzentration berechnen
- **Wichtige Säuren und Säurerestanionen, deren Formeln man kennen muss:**
 Salzsäure = HCl ; Säurerest-Anion: Chlorid = Cl^-
 Kohlensäure = H_2CO_3 ; Säurerest-Anion: Carbonat = CO_3^{2-}
 Schweflige Säure: H_2SO_3 ; Säurerest-Anion: Sulfit = SO_3^{2-}
 Schwefelsäure H_2SO_4 ; Säurerest-Anion: Sulfat = SO_4^{2-}
 Salpetrige Säure HNO_2 ; Säurerest-Anion: Nitrit = NO_2^-
 Salpetersäure HNO_3 ; Säurerest-Anion: Nitrat = NO_3^-
 Phosphorsäure H_3PO_4 ; Säurerest-Anion: Phosphat = PO_4^{3-}
 Essigsäure H_3CCOOH (Abk. HAc); Säurerest-Anion: Acetat = H_3CCOO^- (Abk. Ac^-)
- **Wichtige Laugen, deren Formeln man kennen muss:**
 Natronlauge = $NaOH$
 Kalilauge = KOH
 Kalkwasser = $Ca(OH)_2$
 Ammoniakwasser = NH_3 (bzw. NH_4OH)

5. Elektronenübergänge

- Die **Oxidationszahl (OZ)** gibt die Ladung an, die ein Atom hätte, wenn alle Elektronen einer Bindung dem elektronegativeren Partner zugeordnet werden. Die OZ gibt somit die gedachte Anzahl aufgenommener bzw. abgegebener Valenzelektronen an. Sie entspricht der Wertigkeit eines Atoms, allerdings erhält sie zusätzlich ein mathematisches Vorzeichen. (*Die OZ ist positiv, wenn das Atom Elektronen abgibt; sie ist negativ, wenn das Atom Elektronen aufnimmt.*)
Bestimmungshilfen:
 - Die OZ von Elementen ist stets 0
 - Die Summe aller OZ eines Stoffes ergibt die Ladung dieses Stoffes
 - H in Verbindung mit Nichtmetallen: OZ = +1 (*bei Metallen OZ = -1*)
 - F in Verbindungen immer OZ = -1
 - O in Verbindungen meist -2 (*Peroxide: OZ = -1; in OF₂: OZ = +2*)
- Oxidation:** Abgabe von Elektronen (Oxidationszahl steigt)
- Oxidationsmittel:** oxidieren andere Stoffe und werden dabei selbst reduziert, da sie dem oxidierten Stoff die Elektronen entreißen (= *Elektronenakzeptor; früher: Elektronennehmer*).
Beispiele: MnO₄⁻ (Permanganat-Ion); NO₃⁻ (Nitrat-Ion); Cr₂O₇²⁻ (Dichromat-Ion)
- Reduktion:** Aufnahme von Elektronen (Oxidationszahl sinkt)
- Reduktionsmittel:** reduzieren andere Stoffe und werden dabei selbst oxidiert, da sie dem zu reduzierenden Stoff die Elektronen übergeben (= *Elektronendonator; früher: Elektronengeber*).
Beispiele: H₂ (Wasserstoff), Mg (Magnesium), Zn (Zink), SO₃²⁻ (Sulfit-Ion)
- Redoxreaktion:** gleichzeitiger Ablauf von Oxidation und Reduktion → Elektronenübertragung von einem Reduktionsmittel auf ein Oxidationsmittel → Donor-Akzeptor-Prinzip
- Erstellen von **Redoxgleichungen**
 - Edukte / Produkte notieren (Oxidation und Reduktion in getrennten Teilgleichungen)
 - Oxidationszahlen (OZ) aller Atome ermitteln
 - Anzahl der aufgenommenen / abgegebenen Elektronen aus der Änderung der OZ ermitteln
 - Ladungsausgleich mit H₃O⁺ (im sauren Milieu) oder mit OH⁻ (im alkalischen Milieu)
 - Ausgleich der Atomzahlen mit H₂O
 - Multiplikation der Teilgleichungen mit dem kgV der Elektronenzahl
 - Zusammenfassen und Kürzen der Teilgleichungen

Beispiel: Saure Oxidation von Sulfit-Ionen mit Permanganat-Ionen zu Sulfat-Ionen und Mn²⁺:

1. Ox.: SO ₃ ²⁻ → SO ₄ ²⁻	Red.: MnO ₄ ⁻ → Mn ²⁺
+4 -2 +6 -2	+7 -2 +2
2. Ox.: SO ₃ ²⁻ → SO ₄ ²⁻	Red.: MnO ₄ ⁻ → Mn ²⁺
3. Abgegebene Elektronen = 6 - 4 = 2;	Aufgenommene Elektronen = 7 - 2 = 5
Ox.: SO ₃ ²⁻ → SO ₄ ²⁻ + 2e ⁻	Red.: MnO ₄ ⁻ + 5e ⁻ → Mn ²⁺
4. Ox.: Ladungssumme Edukte: -2;	Red.: Ladungssumme Edukte: -6
Ladungssumme Produkte: -4;	Ladungssumme Produkte: +2
Ladungsausgleich durch 2 H ₃ O ⁺	Ladungsausgleich durch 8 H ₃ O ⁺
Ox.: SO ₃ ²⁻ → SO ₄ ²⁻ + 2e ⁻ + 2 H ₃ O ⁺	Red.: MnO ₄ ⁻ + 5e ⁻ + 8 H ₃ O ⁺ → Mn ²⁺
5. Anzahl fehlender O-Atome (oder H-Atome) auf beiden Seiten des Reaktionspfeils ergänzen:	
Ox.: SO ₃ ²⁻ + 3 H ₂ O → SO ₄ ²⁻ + 2e ⁻ + 2 H ₃ O ⁺	Red.: MnO ₄ ⁻ + 5e ⁻ + 8 H ₃ O ⁺ → Mn ²⁺ + 12 H ₂ O
6. Elektronenanzahlen = 2 bzw. 5; kgV der Elektronenanzahlen = 10.	
→ Alle Moleküle der Oxidationsgleichung x5; alle Moleküle der Reduktionsgleichung x2.	
7. Redox: 5 SO ₃ ²⁻ + 2 MnO ₄ ⁻ + 6 H ₃ O ⁺ → 5 SO ₄ ²⁻ + 2 Mn ²⁺ + 9 H ₂ O (<i>vollständig gekürzt</i>)	
- Elektrolyse:** durch Anlegen von Gleichspannung erzwungene (endotherme) Redoxreaktion
- Umwandlung chemischer in elektrische Energie: **Batterie** (als Kombination eines Oxidationsmittels mit einem Reduktionsmittel; Trennung der Reaktionsräume durch eine semipermeable Membran); **Akku** (als wiederaufladbare Batterie dank umkehrbarer Redoxreaktionen)

Chemie- übungen



Verhaltensregeln zur Unfallverhütung

GRUNDSÄTZLICH:

- Im Übungsraum darf nicht gegessen oder getrunken werden!

VOR BEGINN DER VERSUCHE:

- Genau auf die Anweisungen des Lehrers achten!
- Die Versuchsanleitungen strikt einhalten!
- Versuche erst beginnen bzw. diese sofort abbrechen, wenn der Lehrer dies anordnet!
- Auf dem Experimentiertisch soll stets Ordnung und Übersicht herrschen:
 - nicht benötigte Schulsachen aus dem Experimentierbereich entfernen
 - Schultaschen auf die Seite stellen (aber so, daß keiner darüber stolpert)

WÄHREND DER VERSUCHE:

- Der Arbeitsplatz darf nicht verlassen werden (außer auf ausdrückliche Anweisung des Lehrers hin)!
- Stets Schutzbrille tragen, wenn der Lehrer dies anordnet!
- Stehend experimentieren!
- Keine Spielereien!
- Chemikalien vor Verunreinigungen schützen (nur saubere Spatel / Löffel zur Substanzentnahme verwenden)!
- Niemals Chemikalien mit nach Hause nehmen!
- Chemikalien nicht mit den Fingern berühren!
Niemals Geschmacksproben nehmen; Vorsicht bei Geruchsproben!
- Beim Umgang mit ätzenden Chemikalien (z.B. Säuren und Laugen) größte Vorsicht walten lassen!
Spritzer auf der Haut sofort mit viel Wasser abwaschen!
- Die Arme nie auf den Experimentiertisch legen!
- Beim Umgang mit feuergefährlichen Chemikalien niemals mit offener Flamme arbeiten!
- Niemals das Gesicht über die Öffnung eines Reaktionsgefäßes halten, in dem gerade eine Reaktion abläuft! Beim Erhitzen auf Siedeverzüge achten!
Öffnung des Reaktionsgefäßes niemals auf andere Personen richten!
- Bei Versuchspannen sofort den Lehrer informieren!

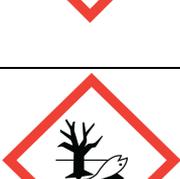
NACH DEN VERSUCHEN:

- Die Anweisungen des Lehrers zur Sondermüllbeseitigung beachten!
- Alle benutzten Geräte sorgfältig reinigen und gebrauchsfähig zurückstellen!
- Gas- und Wasserhähne schließen!
- Hände gründlich waschen!

Alte Gefahrensymbole nach EU-Richtlinie:



GHS Gefahrensymbole und ihre Bedeutung

Piktogramm	Symbol	Wirkungsbeispiele	Sicherheit & Erste Hilfe
	Explodierende Bombe GHS01	Explodieren durch Feuer, Schlag, Reibung, Erwärmung; Gefahr durch Feuer, Luftdruck, Splitter.	Nicht reiben oder stoßen, Feuer, Funken und jede Wärmeentwicklung vermeiden.
	Flamme GHS02	Sind entzündbar; Flüssigkeiten bilden mit Luft explosionsfähige Mischungen; erzeugen mit Wasser entzündbare Gase oder sind selbstentzündbar.	Von offenen Flammen und Wärmequellen fernhalten; Gefäße dicht schließen; brandsicher aufbewahren.
	Flamme über Kreis GHS03	Wirken oxidierend und verstärken Brände. Bei Mischung mit brennbaren Stoffen entstehen explosionsgefährliche Gemische.	Von brennbaren Stoffen fernhalten und nicht mit diesen mischen; sauber aufbewahren.
	Gasflasche GHS04	Gasflaschen unter Druck können beim Erhitzen explodieren, tiefkalte Gase erzeugen Kälteverbrennungen.	Nicht erhitzen; bei tiefkalten Gasen Schutzhandschuhe und Schutzbrille tragen.
	Ätzwirkung GHS05	Zerstören Metalle und verätzen Körpergewebe; schwere Augenschäden sind möglich.	Kontakt vermeiden; Schutzbrille und Handschuhe tragen. Bei Kontakt Augen und Haut mit Wasser spülen.
	Totenkopf mit Knochen GHS06	Führen in kleineren Mengen sofort zu schweren gesundheitlichen Schäden oder zum Tode.	Nicht einatmen, berühren, verschlucken. Arbeitsschutz tragen. Sofort Notarzt oder Giftinformationszentrum anrufen. Stabile Seitenlage.
	Ausrufezeichen GHS07	Führen zu gesundheitlichen Schäden, reizen Augen, Haut oder Atemwegsorgane. Führen in größeren Mengen zum Tode.	Wie oben; bei Hautreizungen oder Augenkontakt mit Wasser oder geeignetem Mittel spülen.
	Gesundheitsgefahr GHS08	Wirken allergieauslösend, krebserzeugend (carcinogen), erbgutverändernd (mutagen), fortpflanzungsgefährdend und fruchtschädigend (reprotoxisch) oder organschädigend.	Vor der Arbeit mit solchen Stoffen muss man sich gut informieren; Schutzkleidung und Handschuhe, Augen- und Mundschutz oder Atemschutz tragen.
	Umwelt GHS09	Sind für Wasserorganismen schädlich, giftig oder sehr giftig, akut oder mit Langzeitwirkung.	Nur im Sondermüll entsorgen, keinesfalls in die Umwelt gelangen lassen.