

Thema	Inhalt												
Bereiche der analytischen Chemie	<p>Untersuchung chemischer Stoffe in einer Probe</p> <p style="text-align: center;">↙ ↘</p> <p style="text-align: center;"><u>Qualitative Analyse</u> <u>Quantitative Analyse</u></p> <p>Stoffliche Zusammensetzung (Was?) Substanzmenge eines Stoffes (Wie viel?)</p> <p>→ Nachweisreaktionen → Berechnungen</p>												
chemische Zustandsformen	<table border="1"> <thead> <tr> <th>Name der Zustandsform</th> <th>Abkürzung samt Wort-Ursprung</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>fest</td> <td>s(olid)</td> </tr> <tr> <td>flüssig</td> <td>l(iquid)</td> </tr> <tr> <td>gasförmig</td> <td>g(aseous)</td> </tr> <tr> <td>in Wasser gelöst</td> <td>aq(uatisiert)</td> </tr> </tbody> </table>	Name der Zustandsform	Abkürzung samt Wort-Ursprung	fest	s(olid)	flüssig	l(iquid)	gasförmig	g(aseous)	in Wasser gelöst	aq(uatisiert)		
	Name der Zustandsform	Abkürzung samt Wort-Ursprung											
	fest	s(olid)											
	flüssig	l(iquid)											
gasförmig	g(aseous)												
in Wasser gelöst	aq(uatisiert)												
Fällungsreaktionen	<p>Chemische Nachweisreaktion für Nichtmetall-Anionen, bei der durch Zugabe eines Nachweisreagenzes zu einer Prüflösung ein in Wasser schwer lösliches Salz in Form eines Niederschlags entsteht.</p> <p>Übersicht zu wichtigen Fällungsreaktionen / Nachweisreagenzien:</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>Nachweis von ...</th> <th>verwendetes Nachweisreagenz</th> <th>gebildetes schwerlösliches Salz</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Halogenid-Ionen ($F^-_{(aq)}$, $Cl^-_{(aq)}$, $Br^-_{(aq)}$, $I^-_{(aq)}$)</td> <td>wässrige Silbernitrat-Lösung ($AgNO_{3(aq)}$)</td> <td>Silber-Halogenid-Salz ($AgF_{(s)}$, $AgCl_{(s)}$, $AgBr_{(s)}$, $AgI_{(s)}$)</td> </tr> <tr> <td>Carbonat-Ionen ($CO_3^{2-}_{(aq)}$)</td> <td>wässrige Calciumhydroxid-Lösung ($Ca(OH)_{2(aq)}$)</td> <td>Calciumcarbonat ($CaCO_{3(s)}$)</td> </tr> <tr> <td>Sulfat-Ionen ($SO_4^{2-}_{(aq)}$)</td> <td>wässrige Bariumchlorid-Lösung ($BaCl_{2(aq)}$)</td> <td>Bariumsulfat ($BaSO_{4(s)}$)</td> </tr> </tbody> </table>	Nachweis von ...	verwendetes Nachweisreagenz	gebildetes schwerlösliches Salz	Halogenid-Ionen ($F^-_{(aq)}$, $Cl^-_{(aq)}$, $Br^-_{(aq)}$, $I^-_{(aq)}$)	wässrige Silbernitrat-Lösung ($AgNO_{3(aq)}$)	Silber-Halogenid-Salz ($AgF_{(s)}$, $AgCl_{(s)}$, $AgBr_{(s)}$, $AgI_{(s)}$)	Carbonat-Ionen ($CO_3^{2-}_{(aq)}$)	wässrige Calciumhydroxid-Lösung ($Ca(OH)_{2(aq)}$)	Calciumcarbonat ($CaCO_{3(s)}$)	Sulfat-Ionen ($SO_4^{2-}_{(aq)}$)	wässrige Bariumchlorid-Lösung ($BaCl_{2(aq)}$)	Bariumsulfat ($BaSO_{4(s)}$)
	Nachweis von ...	verwendetes Nachweisreagenz	gebildetes schwerlösliches Salz										
	Halogenid-Ionen ($F^-_{(aq)}$, $Cl^-_{(aq)}$, $Br^-_{(aq)}$, $I^-_{(aq)}$)	wässrige Silbernitrat-Lösung ($AgNO_{3(aq)}$)	Silber-Halogenid-Salz ($AgF_{(s)}$, $AgCl_{(s)}$, $AgBr_{(s)}$, $AgI_{(s)}$)										
	Carbonat-Ionen ($CO_3^{2-}_{(aq)}$)	wässrige Calciumhydroxid-Lösung ($Ca(OH)_{2(aq)}$)	Calciumcarbonat ($CaCO_{3(s)}$)										
Sulfat-Ionen ($SO_4^{2-}_{(aq)}$)	wässrige Bariumchlorid-Lösung ($BaCl_{2(aq)}$)	Bariumsulfat ($BaSO_{4(s)}$)											
Flammenfärbung	<p>Chemisches Nachweisverfahren für Metall-Kationen, bei dem diese anhand charakteristischer Flammenfarben detektiert werden.</p> <p><u>Beispiele:</u></p> <ul style="list-style-type: none"> Lithium-Kationen → karminrote Flammenfarbe Natrium-Kationen → gelbe Flammenfarbe 												
	<p>Knallgas-Probe</p> <p>Nachweis-Reaktion für das Gas Wasserstoff.</p> <p>Bei positiver Knallgas-Probe ist ein (lauter) Knall zu hören und an der Reaktionsgefäßwand bilden sich Tropfen.</p>												
Glimmspan-Probe	<p>Nachweis-Reaktion für das Gas Sauerstoff.</p> <p>Bei positiver Glimmspan-Probe entzündet sich ein glimmender Holzspan, wenn er mit dem Gas in Kontakt kommt.</p>												
Nachweis-Reaktion für Kohlenstoffdioxid	Zum Nachweis von Kohlenstoffdioxid wird Kohlenstoffdioxid in eine farblose wässrige Calciumhydroxid-Lösung ($Ca(OH)_{2(aq)}$) eingeleitet, woraufhin sich die Lösung trübt, weil Kalk / Calciumcarbonat ($CaCO_{3(s)}$) als gräulicher Feststoff ausfällt.												
Nachweis-Reaktion für Stärke	Zum Nachweis von Stärke wird Stärke zu brauner Lugol'scher Lösung (einer wässrigen Iod-Kalium-Iodid-Lösung) gegeben, woraufhin sich die Lösung lila färbt, weil sich Iodid-Ionen in Stärke-Moleküle einlagern.												

Übersicht zu den Nachweis-Reaktionen für molekular gebaute Stoffe	nachzuweisender Stoff	Name der Nachweis-Reaktion bzw. des Nachweisreagenzes	Versuchsbeobachtung bei positivem Nachweis
	Wasserstoff	Knallgas-Probe	(lauter) Knall, Tropfen an Reaktionsgefäßwand
	Sauerstoff	Glimmspan-Probe	Glimmspan entzündet sich
	Kohlenstoffdioxid	wässrige Calciumhydroxid-Lösung (Ca(OH) _{2(aq)})	die farblose Lösung wird trüb
	Stärke	Lugol'sche Lösung (wässrige Iod-Kalium-Iodid-Lösung)	die braune Lösung wird lila
Stoffmenge n(X)	Die Stoffmenge n(X) gibt die Menge eines Stoffes X an und hat die Einheit mol. Dabei umfasst 1 mol eine Stoffmenge von 6,022 * 10 ²³ Teilchen.		
Teilchenzahl N(X)	Die Teilchenzahl N(X) gibt die Anzahl der Teilchen einer Stoffportion vom Stoff X an und hat keine Einheit.		
Avogadro-konstante N_A	Die Avogadrokonstante N _A ist der Proportionalitätsfaktor (= Faktor, der das Verhältnis von der Stoffmenge n(X) zur Teilchenzahl N(X) beschreibt) und hat die Einheit $\frac{1}{\text{mol}}$. Der Wert der Avogadrokonstante beträgt 6,022 * 10 ²³ $\frac{1}{\text{mol}}$.		
Zusammenhang zwischen n(X), N(X) und N_A	Zwischen der Stoffmenge n(X), der Teilchenzahl N(X) und der Avogadrokonstante N _A besteht folgender Zusammenhang: $n(X) = \frac{N(X)}{N_A(X)}$		
Masse m(X)	Die Masse m(X) gibt die Masse von einer Stoffportion vom Stoff X an und hat die Einheit g.		
Molare Masse M(X)	Die molare Masse M(X) gibt die Masse von der Stoffmenge 1 mol eines Stoffes X an. Sie hat die Einheit $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ und kann dem PSE entnommen werden.		
Zusammenhang zwischen M(X), m(X) und n(X)	Zwischen der molaren Masse M(X), der Masse m(X) und der Stoffmenge n(X) besteht folgender Zusammenhang: $M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}$		
Volumen V(X)	Das Volumen V(X) gibt das Volumen einer Stoffportion vom Stoff X an und hat die Einheit L.		
Molares Volumen V_m	Das molare Volumen V _m gibt an, welches Volumen 1 mol eines gasförmigen Stoffes einnimmt und hat die Einheit $\frac{\text{L}}{\text{mol}}$. Weil V _m temperatur- und druckabhängig ist, existieren genormte Vergleichsbedingungen: <ul style="list-style-type: none"> • <u>Normbedingung</u>: Temperatur: 0°C / 273,15 K; Druck: 1013 hPa → V_m = 22,4 $\frac{\text{L}}{\text{mol}}$ • <u>Laborbedingung</u>: Temperatur: 20°C / 293,15 K; Druck: 1013 hPa → V_m = 24 $\frac{\text{L}}{\text{mol}}$ 		
Zusammenhang zwischen V_m, V(X) und n(X)	Zwischen dem molaren Volumen V _m , dem Volumen V(X) und der Stoffmenge n(X) besteht folgender Zusammenhang: $V_m = \frac{V(X)}{n(X)}$		
Molekülgeometrie	Räumliche Anordnung von Atomen oder Atom-Gruppen in einem Molekül, die mit Hilfe des EPA-Modells ermittelt werden kann.		
Valenzstrich- bzw. Lewis-Formel	Darstellungsweise, bei der Moleküle zweidimensional dargestellt werden. Dabei werden: <ul style="list-style-type: none"> • bindende Elektronenpaare / Atombindungen durch Striche zwischen den Atomen dargestellt, wobei Einfach- und Mehrfachbindungen (= Zweifach- und Dreifachbindungen) unterschieden werden, z.B.: • freie Elektronenpaare <u>immer</u> angegeben, z.B.: • alle Elektronenpaare so angeordnet, dass der Abstand zwischen ihnen maximal ist (vgl. EPA-Modell), z.B.: <div style="text-align: right; margin-top: 10px;"> $\text{H}-\text{H}$ $\text{N}\equiv\text{N}$ $\langle\text{O}=\text{C}=\text{O}\rangle$ </div>		

Elektronenpaar-abstoßungs-Modell (EPA- bzw. VSEPR-Modell)	<p>Modell zur Ermittlung der Geometrie von Molekülen. Dabei werden alle Elektronenpaare (bindende und freie) so um das Zentralatom A eines Moleküls angeordnet, dass deren Abstand zueinander maximal ist, wobei Mehrfachbindungen wie Einfachbindungen behandelt werden.</p> <p><u>Beispiele:</u></p> <ul style="list-style-type: none"> • Methan (CH₄): 4 Bindungspartner, 0 freie EP → tetraedisch • Bortriiodid (BI₃): 3 Bindungspartner, 0 freie EP → trigonal-planar • Blausäure (HCN): 2 Bindungspartner, 0 freie EP → linear • Ammoniak (NH₃): 3 Bindungspartner, 1 freies EP → trigonal-pyramidal • Wasser (H₂O): 2 Bindungspartner, 2 freie EP → gewinkelt • Iodbromid (IBr): 1 Bindungspartner, 0 freie EP → linear
Elektronegativität	<p>Maß für die Fähigkeit eines Atoms, in einer Atombindung das bindende Elektronenpaar zu sich zu ziehen.</p> <p><u>Entwicklung der Elektronegativität im PSE:</u></p> <ul style="list-style-type: none"> • sie nimmt innerhalb einer Periode von links nach rechts zu • sie nimmt innerhalb einer Hauptgruppe von unten nach oben zu → das elektronegativste Element ist Fluor
unpolare Atombindung	<p>Atombindung zwischen zwei Atomen, die:</p> <ul style="list-style-type: none"> • die gleiche Elektronegativität aufweisen, z.B. H₂, oder • deren Elektronegativitätsdifferenz-Betrag unter 0,5 liegt, z.B. BrI.
polare Atombindung	<p>Atombindung zwischen zwei Atomen, deren Elektronegativitätsdifferenz-Betrag größer als 0,5 ist, z.B. HCl.</p> <p>Dadurch werden die Elektronen der Atombindung stärker zum elektronegativeren Atom gezogen, wodurch dort ein Elektronen-Überschuss entsteht → negative Partialladung (δ^-); am elektropositiveren Atom entsteht eine positive Partialladung (δ^+).</p>
unpolares Molekül	<p>Molekül, das:</p> <ul style="list-style-type: none"> • nur unpolare Atombindungen enthält, z.B. H₂, oder • mindestens eine polare Atombindung enthält, aber der positive und der negative Ladungsschwerpunkt aufgrund der vorliegenden Molekülgeometrie zusammenfallen, z.B. CF₄ oder CO₂.
polares Molekül / Dipol	<p>Molekül mit mindestens einer polaren Atombindung, bei dem die daraus resultierenden positiven und der negativen Ladungsschwerpunkte aufgrund der vorliegenden Molekülgeometrie nicht zusammenfallen, z.B. HCl, H₂O oder NF₃.</p>
zwischenmolekulare Anziehungskräfte	<p>Elektrostatische Anziehungskräfte (<u>keine</u> Bindungen!), die zwischen verschiedenen Teilchen wirken. Dabei werden folgenden Anziehungskräfte unterschieden:</p> <ul style="list-style-type: none"> • van-der-Waals-Anziehungskraft • Dipol-Dipol-Anziehungskraft • Wasserstoffbrücken • Dipol-Ionen-Anziehungskraft
van-der-Waals-Anziehungskraft	<p>Zwischenmolekulare Anziehungskraft, die:</p> <ul style="list-style-type: none"> • zwischen allen Nichtmetall-Atomen bzw. -Molekülen als Folge der Bildung von induzierten Dipolen wirkt, z.B. zwischen He-Atomen oder H₂-Molekülen • die schwächste zwischenmolekulare Anziehungskraft ist
Dipol-Dipol-Anziehungskraft	<p>Zwischenmolekulare Anziehungskraft, die:</p> <ul style="list-style-type: none"> • zwischen permanenten Dipol-Molekülen wirkt, z.B. BrF • die zweitschwächste zwischenmolekulare Anziehungskraft ist

Wasserstoffbrücken	Zwischenmolekulare Anziehungskraft, die: <ul style="list-style-type: none"> eine besonders starke Form der Dipol-Dipol-Anziehungskraft ist zwischen permanenten Dipol-Molekülen wirkt, wenn in diesen Wasserstoff <u>direkt</u> an eines der folgenden sehr elektronegativen Elemente gebunden ist: F, O, Cl oder N → die Verbindungen H₂O, NH₃, HF oder HCl die zweitstärkste zwischenmolekulare Anziehungskraft ist 			
Dipol-Ionen-Anziehungskraft	Zwischenmolekulare Anziehungskraft, die: <ul style="list-style-type: none"> zwischen permanenten Dipol-Molekülen und Ionen, z.B. Wasser-Molekülen und Na⁺-Kationen oder Cl⁻-Anionen wirkt die stärkste zwischenmolekulare Anziehungskraft ist 			
Säure-Base-Indikatoren	Farbstoffe, die durch ihre Eigenfarbe bzw. Farbumschlag anzeigen, ob eine saure, neutrale oder basische Lösung vorliegt. Beispiele:			
	Indikator	saure Lösung	neutrale Lösung	basische Lösung
	Phenolphthalein	farblos	farblos	pink
	Lackmus	rot	violett	blau
	Bromthymolblau	gelb	grün	blau
Universalindikator	rot / orange / gelb	grün	blau / violett	
Säure	Teilchen, das ein oder mehrere Protonen (H ⁺) abgeben kann (Protonendonator), z.B. HCl.			
saure Lösung	Wässrige Lösung, die Oxonium-Ionen (H ₃ O ⁺ _(aq)) enthält und einen pH-Wert < 7 aufweist.			
Base	Teilchen, das ein oder mehrere Protonen (H ⁺) aufnehmen kann (Protonenakzeptor), z.B. NH ₃ .			
basische / alkalische Lösung	Wässrige Lösung, die Hydroxid-Ionen (OH ⁻ _(aq)) enthält und einen pH-Wert > 7 aufweist.			
Proton	Positiv geladenes Wasserstoff-Ion (H ⁺). Wird bei Protolyse-Reaktionen von einer Säure auf eine Base übertragen.			
wichtige Säuren und Säurereste	Name Säure	Summenformel Säure	Name Säurerest(e)	Summenformel Säurerest(e)
	Salzsäure	HCl	Chlorid	Cl ⁻
	Schwefelsäure	H ₂ SO ₄	Hydrosulfat Sulfat	HSO ₄ ⁻ SO ₄ ²⁻
	Kohlensäure	H ₂ CO ₃	Hydrogencarbonat Carbonat	HCO ₃ ⁻ CO ₃ ²⁻
	Phosphorsäure	H ₃ PO ₄	Dihydrogenphosphat Hydrogenphosphat Phosphat	H ₂ PO ₄ ⁻ HPO ₄ ²⁻ PO ₄ ³⁻
	Salpetersäure	HNO ₃	Nitrat	NO ₃ ⁻
Protolyse-Reaktion	Reaktion, bei der mindestens ein Proton (H ⁺) von einer Säure auf eine Base übertragen wird.			
Ampholyt	Teilchen, das je nach Reaktionspartner als Säure bzw. Base reagiert, z.B. H ₂ O.			
Neutralisations-Reaktion	Protolyse-Reaktion, bei der eine saure Lösung mit einer basischen Lösung zu einer neutralen Salz-Lösung (= Wasser + gelöstes Salz) reagiert.			
Stoffmengen-konzentration c(X)	Die Stoffmengenkonzentration c(X) gibt die Stoffmenge n des gelösten Stoffes X pro Volumen der Lösung an und hat die Einheit $\frac{\text{mol}}{\text{L}} \rightarrow c(X) = \frac{n(X)}{V(X)}$			

Säure-Base-Titration	Verfahren, mit dem man die unbekannte Stoffmengenkonzentration $c(X)$ einer sauren / basischen Lösung X (= Prüf- bzw. Probelösung) mit Hilfe einer basischen / sauren Lösung, deren Stoffmengenkonzentration bekannt ist (= Maßlösung), bestimmen kann.
pH-Wert	Maß für die Stoffmengenkonzentration $c(X)$ an Oxonium-Ionen bzw. Hydroxid-Ionen in einer Lösung. Die pH-Skala umfasst die Zahlen von 0-14. <ul style="list-style-type: none"> • $\text{pH} < 7$: saure Lösung: $c(\text{Oxonium-Ionen}) > c(\text{Hydroxid-Ionen})$ • $\text{pH} = 7$: neutrale Lösung: $c(\text{Oxonium-Ionen}) = c(\text{Hydroxid-Ionen})$ • $\text{pH} > 7$: basische Lösung: $c(\text{Oxonium-Ionen}) < c(\text{Hydroxid-Ionen})$
Oxidation	Teilreaktion, bei der Elektronen abgegeben werden, wodurch die Oxidationszahl steigt / positiver wird.
Reduktion	Teilreaktion, bei der Elektronen aufgenommen werden, wodurch die Oxidationszahl sinkt / negativer wird.
Redox-Reaktion	<u>Reduktions-Oxidations-Reaktionen</u> : Reaktionen, bei der Elektronen von einem Elektronendonator auf einen Elektronenakzeptor übertragen werden, wodurch sich jeweils die Oxidationszahlen ändern.
Reduktionsmittel	Teilchen, das Elektronen abgibt und auf einen Reaktionspartner überträgt (Elektronendonator). Dabei wird das Reduktionsmittel oxidiert und der Reaktionspartner reduziert.
Oxidationsmittel	Teilchen, das Elektronen von einem Reaktionspartner aufnimmt (Elektronenakzeptor). Dabei wird das Oxidationsmittel reduziert und der Reaktionspartner oxidiert.
Konzept der Oxidationszahl	Formales Hilfsmittel, mit dem ermittelt werden kann, ob es sich bei einer Teilreaktion um die Oxidation (OZ steigt / wird positiver) oder die Reduktion (OZ sinkt / wird negativer) handelt.
Redoxreihe	Ordnet man Teilchen nach deren sinkendem Bestreben als Reduktionsmittel zu fungieren bzw. Elektronen abzugeben, erhält man die Redoxreihe. Dabei gilt für Metalle: <ul style="list-style-type: none"> • <u>unedle Metalle</u>: haben großes Bestreben zur Elektronabgabe, z.B. Al oder Fe • <u>edle Metalle</u>: haben geringes Bestreben zur Elektronenabgabe, z.B. Cu oder Au
Galvanisches Element	Vorrichtung, die elektrischen Strom liefert, weil darin eine Redox-Reaktion abläuft, bei der chemische Energie in elektrische Energie umgewandelt wird, z.B. Daniell-Element oder 9V-Batterie.
Anode	Elektrode, an der die Oxidation stattfindet (Eselsbrücke: A + O sind Vokale).
Kathode	Elektrode, an der die Reduktion stattfindet (Eselsbrücke: K + R sind Konsonanten).
Elektrolyse	Erzwungene Redox-Reaktion, die unter Einwirkung von elektrischem Gleichstrom abläuft.