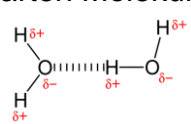


<p>9 NTG</p> <p style="text-align: center;">Qualitative Ionennachweise</p>	<p>Alkali- und Erdalkalimetallkationen werden mit der Flammenfärbung identifiziert.</p> <p>Anionen können z.B. durch Fällungsreaktionen nachgewiesen werden.</p>
<p>9 NTG</p> <p style="text-align: center;">Nachweis molekular gebauter Stoffe</p>	<p>CO₂: Weißer Niederschlag beim Einleiten in Kalkwasser</p> <p>O₂: Glimmspanprobe (Aufleuchten)</p> <p>H₂: Knallgasprobe (Explosion)</p> <p>I₂: Iod-Stärke-Reaktion (Blaufärbung)</p>
<p>8/9 NTG / 9 SG, MuG, WSG</p> <p style="text-align: center;">Atommasse m_A</p>	<p>Hierbei handelt es sich um die durchschnittliche Masse der Isotope eines Elements und ist dem PSE zu entnehmen.</p> <p>Einheit: Atomare Masseneinheit [u]</p>
<p>8/9 NTG / 9 SG, MuG, WSG</p> <p style="text-align: center;">Atomare Masseneinheit u</p>	<p>Sie ist definiert als der 12. Teil der Atommasse des Kohlenstoffisotops ¹²₆C .</p> $1 \text{ u} = \frac{1}{12} m_A(^{12}\text{C})$ $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$
<p>9 NTG / 9 SG, MuG, WSG</p> <p style="text-align: center;">Molekülmasse m_M</p>	<p>Sie beschreibt die Masse eines Moleküls. Dazu werden die Atommassen aller im Molekül vorhandenen Atome addiert.</p> <p>Einheit: Atomare Masseneinheit [u]</p> <p>z.B. $m_M(\text{SO}_3) = 1 \cdot m_A(\text{S}) + 3 \cdot m_A(\text{O})$ $= 80 \text{ u}$</p>

<p>9 NTG / 9 SG, MuG, WSG</p> <p style="text-align: center;">Avogadro-Konstante N_A</p>	<p>Die Avogadro-Konstante</p> $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$ <p>gibt an, dass die Stoffmenge $n(x) = 1$ mol des Stoffes x $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen enthält.</p>
<p>9 NTG / 9 SG, MuG, WSG</p> <p style="text-align: center;">Stoffmenge n</p>	<p>Die Stoffmenge $n(x)$, die $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen eines Stoffes x enthält, nennen wir 1 Mol.</p> $n(x) = \frac{N(x)}{N_A} \quad [\text{mol}]$ <p>($N(x)$ ist die Teilchenzahl)</p>
<p>9 NTG / 9 SG, MuG, WSG</p> <p style="text-align: center;">Molare Masse M</p>	<p>Die Molare Masse $M(x)$ gibt an, welche Masse (in Gramm) die Stoffmenge $n(x) = 1$ mol eines Stoffes x hat.</p> $M(x) = \frac{m(x)}{n(x)} \quad \left[\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right]$ <p>Der Betrag der Molaren Masse entspricht dem der Atommasse bzw. Molekülmasse eines Stoffes (in [u])</p>
<p>9 NTG / 9 SG, MuG, WSG</p> <p style="text-align: center;">Molares Volumen V_m</p>	<p>Das molare Volumen V_m bezeichnet das Volumen eines Mols eines beliebigen Gases und ist für alle Gase bei gleichem Druck und gleicher Temperatur identisch.</p> $V_m = \frac{V(x)}{n(x)} \quad \left[\frac{\text{l}}{\text{mol}} \right]$ <p>Es beträgt im Normzustand (1013 hPa, 273 K):</p> $V_{mn} = 22,4 \frac{\text{l}}{\text{mol}}$
<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <p style="text-align: center;">Atomorbital (AO)</p>	<p>Ein Atomorbital ist der Raum in einem Atom, in dem maximal zwei Elektronen mit größter Wahrscheinlichkeit anzutreffen sind.</p>

<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <h2 style="text-align: center;">Elektronegativität (EN)</h2>	<p>Unter der Elektronegativität (EN) versteht man die Fähigkeit eines Atoms, die Elektronen einer Elektronenpaarbindung an sich zu ziehen.</p> <p>Die Elektronegativität nimmt in den Perioden des PSE von links nach rechts zu, in den Gruppen von oben nach unten ab.</p> <p>Die Atome des Elements Fluor besitzen die größte Elektronegativität.</p>
<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <h2 style="text-align: center;">Polare Atombindung</h2>	<p>Atombindung, bei der die Bindungselektronen zum elektronegativeren Atom hin verschoben sind.</p> $\delta^+ \delta^-$ $\text{H} \blacktriangleleft \text{F}$ <p>δ^+ und δ^- sind Teil- bzw. Partialladungen, die die asymmetrische Ladungsverteilung innerhalb einer Atombindung symbolisieren.</p>
<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <h2 style="text-align: center;">Dipolmolekül</h2>	<p>Voraussetzungen für den Dipolcharakter eines Moleküls:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. EN-Differenz der Bindungspartner ($\Delta EN \neq 0$), d.h. die Atombindung(en) ist (sind) polar. 2. asymmetrischer Molekülbau, d.h. positiver und negativer Ladungsschwerpunkt fallen nicht in einem Punkt zusammen.
<p>,9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <h2 style="text-align: center;">Elektronenpaar- Abstoßungs-Modell</h2> <p style="text-align: center;">(VSEPR-Theorie)</p>	<ol style="list-style-type: none"> 1. Die Anzahl der Elektronenpaare (bindend und frei) bestimmt den räumlichen Grundbauplan des Moleküls. Dabei sind die Elektronenpaare so anzuordnen, dass sie den größtmöglichen Abstand voneinander einnehmen. 2. Nichtbindende (= freie) Elektronenpaare beanspruchen einen etwas größeren Raum als bindende Elektronenpaare. 3. Der Raumbedarf von Mehrfachbindungen entspricht dem von Einfachbindungen.
<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <h2 style="text-align: center;">Wasserstoffbrücken- bindung</h2> <p style="text-align: center;">(„H-Brücke“)</p>	<p>Eine H-Brücke beruht auf der Anziehung zwischen einem stark positiv polarisierten Wasserstoffatom eines Moleküls und dem freien Elektronenpaar eines stark negativ polarisierten Atoms (z.B. F, O oder N) eines benachbarten Moleküls.</p> 

<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <h2 style="text-align: center;">Dipol-Dipol-Wechselwirkungen</h2>	<p>Elektrostatische Anziehung zwischen permanenten Dipolen</p> $\overset{\delta+}{\text{H}}-\overset{\delta-}{\text{Cl}}-\text{---}-\overset{\delta+}{\text{H}}-\overset{\delta-}{\text{Cl}}$
<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <h2 style="text-align: center;">Besondere Eigenschaften des Wassers</h2>	<p>Siedetemperatur $\vartheta_b = 100 \text{ }^\circ\text{C}$: Aufgrund der starken H-Brücken zwischen den Wassermolekülen zeigt Wasser trotz seiner geringen Molekülmasse eine sehr hohe Siedetemperatur.</p> <p>Dichteanomalie: Bei $4 \text{ }^\circ\text{C}$ besitzt Wasser die größte Dichte, d.h. bei dieser Temperatur sind die Wassermoleküle am dichtesten gepackt.</p>
<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <h2 style="text-align: center;">Van-der-Waals-Kräfte</h2>	<p>Anziehungskräfte zwischen unpolaren Molekülen.</p> <p>Eine spontane Ladungsverschiebung in der Elektronenhülle führt zur Ausbildung eines spontanen Dipols, der in unmittelbar benachbarten Molekülen wiederum Dipole induziert.</p>
<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <h2 style="text-align: center;">Löslichkeit von Stoffen</h2>	<p>„Ähnliches löst sich in Ähnlichem“</p> <ul style="list-style-type: none"> - Salze (aus Ionen aufgebaut) und polare Stoffe sind hydrophil und lösen sich gut in polaren Lösungsmitteln wie z.B. Wasser - Unpolare Stoffe wie z.B. Fette sind lipophil und lösen sich gut in unpolaren Lösungsmitteln wie z.B. Benzin
<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <h2 style="text-align: center;">Hydratation von Salzen</h2>	<p>Wassermoleküle umhüllen aufgrund von Dipol-Ionen-Wechselwirkungen die aus dem Ionengitter des Salzes herausgelösten Ionen und umgeben diese mit einer Hydrathülle.</p> <p>Beim Lösevorgang muss die Gitterenergie aufgewendet werden, bei der Hydratation wird Hydratationsenergie freigesetzt.</p>

<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <p style="text-align: center;">Kennzeichen saurer und basischer (alkalischer) Lösungen</p>	<p>Saure Lösungen enthalten</p> <p style="text-align: center;">Oxoniumionen (H_3O^+ (aq)),</p> <p>Alkalische Lösungen enthalten</p> <p style="text-align: center;">Hydroxidionen (OH^- (aq))</p>																
<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <p style="text-align: center;">Indikatoren</p>	<p>Indikatoren (indicare lat. = anzeigen) sind Farbstoffe, die in saurer Lösung eine andere Farbe haben als in alkalischer Lösung.</p> <table border="1" data-bbox="837 757 1391 875"> <thead> <tr> <th>Indikator</th> <th>sauer</th> <th>neutral</th> <th>alkalisch</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Lackmus</td> <td>rot</td> <td>violett</td> <td>blau</td> </tr> <tr> <td>Phenolphthalein</td> <td>farblos</td> <td>farblos</td> <td>rosa</td> </tr> <tr> <td>Bromthymolblau</td> <td>gelb</td> <td>grün</td> <td>blau</td> </tr> </tbody> </table>	Indikator	sauer	neutral	alkalisch	Lackmus	rot	violett	blau	Phenolphthalein	farblos	farblos	rosa	Bromthymolblau	gelb	grün	blau
Indikator	sauer	neutral	alkalisch														
Lackmus	rot	violett	blau														
Phenolphthalein	farblos	farblos	rosa														
Bromthymolblau	gelb	grün	blau														
<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <p style="text-align: center;">pH-Wert</p>	<p>Der pH-Wert gibt an, wie stark sauer oder basisch (alkalisch) eine wässrige Lösung ist. Er ist ein Maß für die Konzentration an Oxonium- und Hydroxidionen in dieser Lösung. Neutrale Lösungen haben pH=7</p> 																
<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <p style="text-align: center;">Definition von Säuren und Basen nach Brönsted</p>	<p>Säuren sind Protonendonatoren (können Protonen abgeben)</p> <p style="text-align: center;">Beispiele: HCl, NH_4^+, HSO_4^-</p> <p>Basen sind Protonenakzeptoren (können Protonen aufnehmen, besitzen mindestens ein freies Elektronenpaar)</p> <p style="text-align: center;">Beispiele: NH_3, PO_4^{3-}</p>																
<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <p style="text-align: center;">Ampholyte</p>	<p>Ampholyte sind Teilchen, die je nach Reaktionspartner entweder als Säure (Protonendonator) oder als Base (Protonenakzeptor) reagieren können. Ein Ampholyt besitzt mindestens ein abspaltbares Proton und mindestens ein freies Elektronenpaar.</p> <p style="text-align: center;">Beispiele: H_2O, HCO_3^-, HPO_4^{2-}</p>																

<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <h2 style="text-align: center;">Säure-Base-Reaktion (Protolyse)</h2>	<p>Eine Säure-Base-Reaktion ist gekennzeichnet durch einen Protonenübergang von einer Säure zu einer Base (Donator-Akzeptor-Reaktion). Protolysen finden immer zwischen zwei korrespondierenden Säure-Base-Paaren statt.</p> <p>Allgemeines Schema:</p> $\underset{\text{Säure 1}}{\text{HA}} + \underset{\text{Base 2}}{\text{B}} \rightarrow \underset{\text{Base 1}}{\text{A}^-} + \underset{\text{Säure 2}}{\text{BH}^+}$														
<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <h2 style="text-align: center;">Neutralisation</h2>	<p>Eine Neutralisation ist eine Protolyse, bei der die Oxoniumionen einer sauren Lösung mit den Hydroxidionen einer basischen Lösung zu Wassermolekülen reagieren.</p> $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ <p>Dabei entsteht eine neutrale Salzlösung. Die Neutralisationsreaktion verläuft exotherm.</p>														
<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <h2 style="text-align: center;">Stoffmengenkonzentration (oft nur „Konzentration“)</h2>	<p>Die Stoffmengenkonzentration $c(X)$ gibt die Stoffmengen eines Stoffes X an, die in einem bestimmten Volumen V der Lösung enthalten ist.</p> $c(X) = \frac{n(X)}{V(X)} \left[\frac{\text{mol}}{\text{l}} \right]$														
<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <h2 style="text-align: center;">Prinzip der Säure-Base-Titration (Maßanalyse)</h2>	<p>Die Titration ist ein Verfahren zur Bestimmung des Gehalts einer Säure (<i>Base</i>) in einer Lösung (Probenlösung) durch Reaktion mit einer basischen (<i>sauren</i>) Lösung mit genau bekannter Konzentration (Maßlösung).</p> <p>Die basische (<i>saure</i>) Maßlösung wird solange zugegeben, bis die saure (<i>basische</i>) Probenlösung gerade restlos verbraucht ist. Den Endpunkt der quantitativen Umsetzung nennt man Äquivalenzpunkt, er wird durch den Farbumschlag eines geeigneten Säure-Base-Indikators sichtbar gemacht.</p>														
<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <h2 style="text-align: center;">Wichtige Säuren</h2>	<p>Anorganische Säuren</p> <table style="width: 100%; border: none;"> <tr> <td>Salzsäure</td> <td>$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ („HCl“)</td> </tr> <tr> <td>Kohlensäure</td> <td>H_2CO_3</td> </tr> <tr> <td>Schwefelsäure</td> <td>H_2SO_4</td> </tr> <tr> <td>Schweflige Säure</td> <td>H_2SO_3</td> </tr> <tr> <td>Salpetersäure</td> <td>HNO_3</td> </tr> <tr> <td>Salpetrige Säure</td> <td>HNO_2</td> </tr> <tr> <td>Phosphorsäure</td> <td>H_3PO_4</td> </tr> </table> <p>Organische Säuren: Essigsäure, Milchsäure, Zitronensäure</p>	Salzsäure	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ („HCl“)	Kohlensäure	H_2CO_3	Schwefelsäure	H_2SO_4	Schweflige Säure	H_2SO_3	Salpetersäure	HNO_3	Salpetrige Säure	HNO_2	Phosphorsäure	H_3PO_4
Salzsäure	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ („HCl“)														
Kohlensäure	H_2CO_3														
Schwefelsäure	H_2SO_4														
Schweflige Säure	H_2SO_3														
Salpetersäure	HNO_3														
Salpetrige Säure	HNO_2														
Phosphorsäure	H_3PO_4														

<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <h2 style="text-align: center;">Wichtige Basen bzw. Laugen</h2>	<h3 style="text-align: center;">Anorganische Basen bzw. Laugen</h3> <table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <thead> <tr> <th style="width: 25%;">Lauge</th> <th style="width: 25%;">gelöster Stoff</th> <th style="width: 50%;">gelöste Ionen</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Natronlauge</td> <td>NaOH</td> <td>Na⁺ + OH⁻</td> </tr> <tr> <td>Kalilauge</td> <td>KOH</td> <td>K⁺ + OH⁻</td> </tr> <tr> <td>Kalkwasser</td> <td>Ca(OH)₂</td> <td>Ca²⁺ + 2 OH⁻</td> </tr> <tr> <td>Barytwasser</td> <td>Ba(OH)₂</td> <td>Ba²⁺ + 2 OH⁻</td> </tr> <tr> <td>Ammoniak</td> <td>NH₃</td> <td>NH₄⁺ + OH⁻</td> </tr> </tbody> </table>	Lauge	gelöster Stoff	gelöste Ionen	Natronlauge	NaOH	Na ⁺ + OH ⁻	Kalilauge	KOH	K ⁺ + OH ⁻	Kalkwasser	Ca(OH) ₂	Ca ²⁺ + 2 OH ⁻	Barytwasser	Ba(OH) ₂	Ba ²⁺ + 2 OH ⁻	Ammoniak	NH ₃	NH ₄ ⁺ + OH ⁻
Lauge	gelöster Stoff	gelöste Ionen																	
Natronlauge	NaOH	Na ⁺ + OH ⁻																	
Kalilauge	KOH	K ⁺ + OH ⁻																	
Kalkwasser	Ca(OH) ₂	Ca ²⁺ + 2 OH ⁻																	
Barytwasser	Ba(OH) ₂	Ba ²⁺ + 2 OH ⁻																	
Ammoniak	NH ₃	NH ₄ ⁺ + OH ⁻																	
<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <h2 style="text-align: center;">Wichtige Ionen</h2>	<ul style="list-style-type: none"> • Nitrat-Ion NO₃⁻ • Sulfat-Ion SO₄²⁻ • Hydrogensulfat-Ion HSO₄⁻ • Phosphat-Ion PO₄³⁻ • Hydrogenphosphat-Ion HPO₄²⁻ • Dihydrogenphosphat-Ion H₂PO₄⁻ • Carbonat-Ion CO₃²⁻ • Hydrogencarbonat-Ion HCO₃⁻ • Ammonium-Ion NH₄⁺ 																		
<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <h2 style="text-align: center;">Oxidation</h2>	<p>Oxidation bezeichnet die Elektronenabgabe durch ein Teilchen. (Erhöhung der Oxidationszahl)</p> <p>z.B. Fe → Fe³⁺ + 3 e⁻</p>																		
<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <h2 style="text-align: center;">Reduktion</h2>	<p>Reduktion bezeichnet die Elektronenaufnahme durch ein Teilchen. (Verringerung der Oxidationszahl)</p> <p>z.B. O₂ + 4 e⁻ → 2 O²⁻</p>																		
<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <h2 style="text-align: center;">Redoxreaktion</h2>	<p>Eine Redoxreaktion bezeichnet eine chemische Reaktion mit einem Elektronenübergang von einem Elektronendonator zu einem Elektronenakzeptor.</p> <p><u>Allgemeines Schema:</u></p> $M + X \rightarrow M^+ + X^-$																		

<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <p style="text-align: center;">Oxidations- und Reduktionsmittel</p>	<p>Oxidationsmittel sind Elektronenakzeptoren, z.B. F_2, O_2. Sie werden bei Redoxreaktionen reduziert.</p> <p>Reduktionsmittel sind Elektronendonatoren, z.B. Metall-Atome. Sie werden bei Redoxreaktionen oxidiert.</p>
<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <p style="text-align: center;">Oxidationszahl</p>	<p>Die Oxidationszahl OZ:</p> <ul style="list-style-type: none"> • ist eine fiktive Ladungszahl für Atome (auch in Verbindungen) • wird als römische Ziffer über das Atom geschrieben • wird bei Metallen, die in mehreren Oxidationsstufen vorkommen können, in Klammern hinter den Namen des Metalls gestellt, z.B. Eisen(III)-oxid
<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <p style="text-align: center;">Ermittlung der Oxidationszahl</p>	<ol style="list-style-type: none"> 1. Die OZ eines Atoms im Element ist 0. 2. Die OZ eines Atomions entspricht seiner Ladungszahl. z.B. $Fe^{3+} \rightarrow OZ: +III$ 3. Die Summe der OZ aller Atome einer mehratomigen neutralen oder geladenen Verbindung ist gleich der Gesamtladung des Teilchens. 4. In Verbindungen gilt (in dieser Reihenfolge): <ul style="list-style-type: none"> • Metallatome haben positive OZ • $OZ(F) = - I$; $OZ(H) = + I$; $OZ(O) = - II$; $OZ(Hal.) = - I$ 5. Ermittlung der OZ aus einer Valenzstrichformel: <ul style="list-style-type: none"> • Bindende e^- zählen zum elektronegativeren Atom • Zahl der VE im Element - Zahl der zugeordneten e^- = OZ
<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <p style="text-align: center;">Aufstellen von Redoxgleichungen</p>	<ol style="list-style-type: none"> 1. Unvollständige Gleichung aufstellen 2. Oxidationszahlen ermitteln 3. Unvollständige Teilgleichungen aufstellen 4. Elektronenzahlen ermitteln 5. Ladungsausgleich durchführen <ul style="list-style-type: none"> • in saurer & neutraler Lösung mit H_3O^+ • in alkalischer Lösung mit OH^- 6. Atombilanz mit Wasser ausgleichen 7. e^- - Zahl beider Teilgleichungen anpassen 8. Addieren der Teilgleichungen & Kürzen
<p>9 NTG / 10 SG, MuG, WSG</p> <p style="text-align: center;">Elektrolyse</p>	<p>Eine Elektrolyse ist eine durch elektrischen Strom erzwungene Redoxreaktion.</p> <p>Elektrische Energie \rightarrow Chemische Energie</p>