

<p style="text-align: center;"><b>Vorgehen bei der qualitativen Analyse</b></p>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. <i>Vorprobe</i> liefert Hinweise auf die mögliche Zusammensetzung der Probe ; Bsp. Flammenfärbung</li> <li>2. <i>Blindprobe</i> zeigt aus Aussehen der Nachweisreagenzien; <i>Vergleichsprobe</i> zeigt das ideale Reaktionsverhalten der Nachweisreagenzien</li> <li>3. Durchführung der <i>Nachweisreaktionen</i> mit der Probensubstanz</li> </ol>
<p style="text-align: center;"><b>Nachweisreaktion</b></p>	<p>Charakteristische Reaktion zweier Stoffe, die sich durch eine Farbänderung oder einen Niederschlag äußert; ihr positiver Ausgang dient dem Nachweis des charakteristischen Reaktionspartners</p>
<p style="text-align: center;"><b>Nachweisreaktionen molekular gebauter Stoffe</b></p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• <i>Glimmspanprobe</i> weist durch Aufflammen des Glimmspans Sauerstoff nach</li> <li>• <i>Knallgasprobe</i> weist durch einen Knall/Pfiff beim Entzünden Wasserstoff nach</li> <li>• <i>Blaufärbung von weißem Kupfersulfat</i> weist Wasser nach</li> <li>• <i>Weißer Niederschlag einer Calciumhydroxidlösung</i> weist Kohlenstoffdioxid nach</li> <li>• Blaue Färbung des <i>Iod-Stärke-Komplexes</i> einer Stärkelösung weist Iod nach und umgekehrt</li> </ul>

<h2 style="text-align: center;">Flammenfärbung</h2>	<p>Alkali- und Erdalkalimetallionen zeigen typische Verfärbungen der Bunsenbrennerflamme; die Energie des Brennerflamme hebt die Elektronen auf eine höhere Energiestufe, beim Rückfall der Elektronen wird Energie in Form von Licht einer charakteristischen Farbe wieder freigesetzt</p>
<h2 style="text-align: center;">Fällungsreaktionen</h2>	<p>Nachweisreaktionen, bei denen typische Niederschläge schwerlöslicher Salze entstehen</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Halogenidionen sind mit Silbernitratlösung nachweisbar; es entsteht weißes Silberchlorid, hellgelbes bis hellgrünes Silberbromid oder gelbes Silberiodid</li> <li>• Bariumionen bilden mit Sulfationen weißes Bariumsulfat</li> </ul>
<h2 style="text-align: center;">Massenspektroskopie</h2>	<p>Verfahren zur Trennung von Teilchen aufgrund unterschiedlicher Massen</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Ionisierung und Beschleunigung der Teilchen</li> <li>2. Ablenkung im Magnetfeld umso stärker, je leichter die Teilchen</li> <li>3. Detektion der Teilchen im Ionensammler</li> </ol>
<h2 style="text-align: center;">Stoffmenge</h2>	<p>Zählgröße der Teilchenanzahl; Einheit mol; Symbol n; Proportionalitätsfaktor <math>6,022 \cdot 10^{23}</math> (Avogadro-Konstante) gibt an, wie viele Teilchen 1 mol eines Stoffes enthält</p>

<p><b>Molare Masse und Molares Volumen</b></p>	<p>Masse und Volumen (bei Gasen) einer Stoffportion, die genau 1 mol Teilchen enthält</p> <p><math>m=n \cdot M</math>  <math>V=n \cdot V_m</math></p>
<p><b>Orbital</b></p>	<p>Raum, in dem sich Elektronen mit 99%iger Wahrscheinlichkeit aufhalten; in einem Orbital halten sich maximal 2 Elektronen auf; man unterscheidet Atom- und Molekülorbitale</p>
<p><b>Atombindung, Elektronenpaarbindung, kovalente Bindung</b></p>	<p>Je zwei Atomorbitale überlappen zu einem Molekülorbital; ein Molekülorbital mit zwei Elektronen entspricht einer Elektronenpaarbindung zwischen zwei Atomen; es existieren Einfach-, Doppel- und Dreifachbindungen</p>
<p><b>Elektronegativität</b></p>	<p>Maß für die Fähigkeit eines Atoms das bindende Elektronenpaar in einer Bindung an sich zu ziehen; Skala von 0,9-4          EN nimmt im PSE von unten nach oben und links nach rechts zu;          Elektronegativitätsunterschiede führen zu polaren Atombindungen</p>

<p style="text-align: center;"><b>Dipol</b></p>	<p>Polare Atombindungen verursachen positive und negative Ladungsschwerpunkte in Molekülen; getrennte Ladungsschwerpunkte polarisieren das Molekül – es ist ein Dipol</p>
<p style="text-align: center;"><b>Dipol-Dipol-Wechselwirkungen</b></p>	<p>Anziehende Kräfte zwischen dem positiven und negativen Ladungsschwerpunkt benachbarter Dipolmoleküle</p>
<p style="text-align: center;"><b>van-der-Waals-Kräfte</b></p>	<p>Anziehende Wechselwirkungen zwischen momentanen und induzierten Dipolen, die durch spontane Umverteilung der Elektronen entstehen – schwächste Art zwischenmolekularer Kräfte</p>
<p style="text-align: center;"><b>Wasserstoffbrückenbindungen</b></p>	<p>Anziehung zwischen den nicht-bindenden Elektronenpaaren von negativ polarisierten N-, O- oder F-Atomen und positiv polarisierten H-Atomen, die in Nachbarmolekülen mit eben diesen Atomen verknüpft sind Bsp.: HF, H<sub>2</sub>O und NH<sub>3</sub></p>

<h2 style="text-align: center;">Elektronenpaar- abstoßungsmodell</h2>	<p>Grundannahmen:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Elektronen befinden sich paarweise in Orbitalen</li> <li>2. Orbitale nehmen den maximalen Abstand zueinander ein</li> <li>3. Elektronenpaare von Mehrfachbindungen verhalten sich wie Einfachbindungen</li> <li>4. Nicht-bindende Elektronenpaar haben im Vergleich zu bindenden einen höheren Platzbedarf</li> </ol> <p>→ Molekülgeometrien: linear, gewinkelt, trigonal planar, tetraedrisch</p>
<h2 style="text-align: center;">Säure-Base- Reaktion/Protolyse</h2>	<p>Protonenübertragungsreaktion          Protonendonator gibt Proton ab und wird zu einem potentiellen Protonenakzeptor; Protonenakzeptor nimmt ein Proton auf und wird zum potentiellen Protonendonator (korrespondierende Paare)</p>
<h2 style="text-align: center;">pH-Wert</h2>	<p>Maß für die Konzentration von Oxoniumionen in wässrigen Lösungen</p> <p style="text-align: center;">-----</p> <p>Skala:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• <math>0 &lt; \text{pH} &lt; 7</math> saure Lösung</li> <li>• <math>\text{pH} = 7</math> neutrale Lösung</li> <li>• <math>7 &lt; \text{pH} &lt; 14</math> basische Lösung</li> </ul>
<h2 style="text-align: center;">Säure</h2>	<p>Stoff, dessen Teilchen Protonendonatoren sind          Bsp.: <math>\text{HCl}</math>, <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math>, <math>\text{H}_3\text{PO}_4</math>          Säuren als wässrige Lösungen enthalten stets Oxoniumionen</p>

<p style="text-align: center;"><b>Base</b></p>	<p>Stoff, dessen Teilchen Protonenakzeptoren sind Bsp.: <math>\text{NH}_3</math> Basen als wässrige Lösungen enthalten stets Hydroxidionen</p>
<p style="text-align: center;"><b>Ampholyt</b></p>	<p>Teilchen, die als Protonendonatoren und Protonenakzeptoren reagieren können; Reaktionsweise wird vom Reaktionspartner beeinflusst</p>
<p style="text-align: center;"><b>Indikator</b></p>	<p>Farbstoff, der nach Zugabe von Oxoniumionen oder Hydroxidionen eine charakteristische Farbreaktion zeigt und damit saure, basische und neutrale Lösungen anzeigt</p>
<p style="text-align: center;"><b>Neutralisation</b></p>	<p>Reaktion einer sauren und basischen Lösung, bei der eine neutrale Salzlösung entsteht die Stoffmengen an Oxonium- und Hydroxidionen müssen gleich sein</p>

<p><b>Redoxreaktion</b></p>	<p>Elektronenübertragungsreaktion          Elektronendonator gibt Elektronen ab und wird zum potentiellen Elektronenakzeptor;          Elektronenakzeptor nimmt Elektronen auf und wird zum potentiellen Elektronendonator (korrespondierende Redoxpaare)</p>
<p><b>Oxidationszahl/ Oxidationsstufe</b></p>	<p>Fiktive Ladungszahl, die einem Atom in einer Verbindung abhängig von der Elektronegativität zugeordnet wird          Ungebundene Atome und Atome von Molekülen mit nur einer Atomart erhalten die OZ=0</p>
<p><b>Oxidationsmittel</b></p>	<p>Elektronenakzeptor          Wird selbst reduziert          Ermöglicht dadurch die Oxidation</p>
<p><b>Reduktionsmittel</b></p>	<p>Elektronendonator          Wird selbst oxidiert          Ermöglicht dadurch die Reduktion</p>