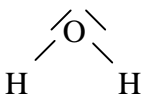
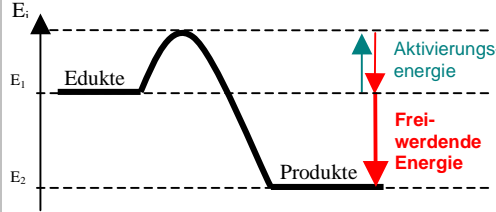


<p><b>Reinstoff</b></p> <p><b>heterogenes Gemisch</b></p> <p><b>homogenes Gemisch</b></p>	<p><b>Reinstoffe</b> haben bei gleichen Bedingungen (Temperatur, Druck) bestimmte qualitative und quantitative Eigenschaften (z.B. Farbe, Geruch, Geschmack, Aggregatzustand, Schmelz- und Siedetemperatur, Dichte)</p> <p>Gemische haben keine konstanten Eigenschaften. Sie ändern sich mit der Zusammensetzung.</p> <p>Homogene Gemische haben ein einheitliches Aussehen, heterogene nicht.</p>	<p><b>Element</b></p> <p><b>Verbindung</b></p>	<p>Ein Element ist ein Reinstoff. Es lässt sich durch eine Analyse nicht weiter zerlegen.</p> <p>Eine Verbindung ist ein Reinstoff. Sie lässt sich durch eine Analyse in Elemente zerlegen.</p>
<p><b>Salze</b></p> <p><b>Kationen und Anionen</b></p> <p><b>Atomionen und Molekülionen</b></p>	<p><b>Salze</b> sind Verbindungen, die aus Ionen bestehen.</p> <p>Die positiv geladenen Ionen werden als <b>Kationen</b>, die negativ geladenen als <b>Anionen</b> bezeichnet.</p> <p>Man unterscheidet Atomionen, wie <math>\text{Na}^+</math>, <math>\text{Ca}^{2+}</math> oder <math>\text{Al}^{3+}</math>-Ionen und Molekülionen wie <math>\text{NH}_4^+</math>, <math>\text{SO}_4^{2-}</math> oder <math>\text{NO}_3^-</math>-Ionen.</p>	<p><b>Atom</b></p> $\begin{matrix} A \\ X \\ Z \end{matrix}$	<p>Das Atom ist das kleinste Teilchen eines Stoffs.</p> <p>Die <b>Elektronen</b> bilden die Atomhülle, die <b>Protonen</b> und <b>Neutronen</b> den Atomkern.</p> <p>Die Protonenzahl Z definiert die Atomart. Die Nukleonenzahl A ist die Summe der Protonenzahl Z und Neutronenzahl N:  <math>A = Z + N</math></p>
<p><b>Molekül</b></p>	<p>Moleküle sind Atomverbände, die bei Elementen aus gleichartigen Atomen (<math>\text{Cl}_2</math>, <math>\text{O}_2</math>, <math>\text{N}_2</math>, <math>\text{H}_2</math>), bei Verbindungen aus verschiedenartigen Atomen bestehen (<math>\text{NH}_3</math>, <math>\text{H}_2\text{O}</math>, <math>\text{CO}_2</math>, <math>\text{CH}_4</math>)</p>	<p><b>Verhältnisformel</b></p> <p><b>Molekülformelformel</b></p>	<p>Die Verhältnisformel gibt das Zahlenverhältnis der Teilchen (Atome, Ionen) in einer Verbindung an.</p> <p>Beispiele: <math>(\text{H}_2\text{O})_x</math>, <math>\text{NaCl}</math>, <math>(\text{CH}_2\text{O})_x</math></p> <p>Die Molekülformel gibt an, aus wie vielen Atomen jeweils ein Molekül besteht.</p> <p>Beispiel: <math>\text{H}_2\text{O}</math>, <math>\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6</math></p>

<p><b>Edelgasregel</b> <b>(Oktettregel)</b></p>	<p>Atome können durch Aufnahme oder Abgabe von Elektronen in ihren Atomhüllen die gleiche Anzahl und Anordnung von Elektronen wie die Edelgas-Atome erreichen. Man spricht dann von der Edelgaskonfiguration. Edelgasatome haben acht Außenelektronen.</p>	<p><b>Atommodelle</b> <b>Modell nach Dalton</b> <b>Energienstufenmodell</b>  <b>Orbitalmodell</b></p>	<p>Das <b>Daltonsche Atommodell</b> beschreibt ein Atom als kompakte Kugel. Es erklärt die Massenerhaltung bei chemischen Reaktionen.</p> <p>Das <b>Energienstufenmodell</b> oder <b>Quantenmodell</b> beschreibt den Aufbau der Atomhülle. Die Elektronen befinden sich auf sogenannten Energienstufen. Eine Hauptenergienstufe kann von maximal <math>2n^2</math> Elektronen besetzt werden.</p> <p>Mit dem <b>Orbitalmodell</b> kann die Atombindung beschrieben werden. Eine Atombindung kommt durch Überlappung zweier Orbitale zustande.</p>
<p><b>Valenzstrichformel</b> <b>(Strukturformel)</b></p>	<p>Valenzstrichformeln enthalten Striche zur Symbolisierung bindender und nicht bindender Elektronenpaare. Die Valenzstrichformel erlaubt die Andeutung von Bindungswinkeln. Es gilt stets die Edelgasregel.</p> <p>Beispiel Wassermolekül:</p> 	<p><b>Elektronegativität EN</b>  <b>Dipolmolekül</b></p>	<p>Die Elektronegativität ist die Eigenschaft der Atome, Bindungselektronen zu sich heranzuziehen. Die Polarität einer Atombindung kann durch die Elektronegativitätsdifferenz beschrieben werden. Die Atombindung ist um so polarer, je größer die Elektronegativitätsdifferenz <math>\Delta EN</math> ist.</p> <p>Ein Molekül ist polar bzw. ein Dipolmolekül, wenn die Ladungsschwerpunkte nicht zusammenfallen, ansonsten liegt ein unpolares Molekül vor z.B. <math>CCl_4</math>.</p>
<p><b>Chemische Reaktion</b></p>	<p>Chemische Reaktionen sind Stoff- und Energieumwandlungen. Chemische Reaktionen sind gekennzeichnet durch</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Umordnung und Veränderung von Teilchen</li> <li>• Umbau von chemischen Bindungen</li> </ul>	<p><b>Bindungstrennung</b>  <b>Homolyse</b>  <b>Heterolyse</b></p>	<p><b>Homolyse:</b> Trennung einer Atombindung unter Entstehung von Radikalen.</p> <p><b>Heterolyse:</b> Trennung einer Atombindung unter Entstehung von Ionen.</p>

<p><b>Donator-Akzeptor-Reaktion</b></p> <p><b>Protolyse</b></p> <p><b>Redox-Reaktion</b></p>	<p>Fast alle chemischen Reaktionen können als Donator-Akzeptor-Reaktionen beschrieben werden. Wird ein Proton übertragen spricht man von Protolysen. Elektronenübergänge werden Redox-Reaktionen genannt.</p> <table border="1" data-bbox="636 408 1106 574"> <thead> <tr> <th></th> <th>Donator</th> <th>Akzeptor</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Protolyse</td> <td>Säure</td> <td>Base</td> </tr> <tr> <td>Redox</td> <td>Reduktionsmittel</td> <td>Oxidationsmittel</td> </tr> </tbody> </table>		Donator	Akzeptor	Protolyse	Säure	Base	Redox	Reduktionsmittel	Oxidationsmittel	<p><b>Reduktion und Oxidation</b></p> <p><b>Elektrolyse und Batterien (galvanische Elemente)</b></p>	<p>Bei Redox-Reaktionen wird die Aufnahme von Elektronen als <b>Reduktion</b> die Abgabe als <b>Oxidation</b> bezeichnet.</p> <p>Wird eine Redox-Reaktion durch Zufuhr von elektrischer Energie erzwungen, spricht man von einer <b>Elektrolyse</b>. Wird elektrische Energie bei einer Redoxreaktion entnommen liegt ein <b>galvanisches Element</b> vor.</p>			
	Donator	Akzeptor													
Protolyse	Säure	Base													
Redox	Reduktionsmittel	Oxidationsmittel													
<p><b>Oxidationszahl</b></p>	<p>Die Oxidationszahl ist die hypothetische Ladungszahl eines Teilchens in einem Molekül, wenn man annimmt, dass es aus Ionen besteht.</p> <p>Die Elektronen werden aufgrund der Elektronegativität zugeordnet.</p> <p>Bei einer Reduktion sinkt die Oxidationszahl, bei einer Oxidation erhöht sie sich.</p>	<p><b>Saure Lösung</b></p> <p><b>Neutrale Lösung</b></p> <p><b>Basische Lösung (Lauge)</b></p>	<p>Saure Lösungen enthalten mehr Oxoniumionen als Hydroxidionen.  <math>n(\text{H}_3\text{O}^+) &gt; n(\text{OH}^-)</math>          Neutrale Lösungen enthalten gleich viel Teilchen beider Ionensorten.  <math>n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)</math>          Alkalische Lösungen enthalten mehr Hydroxid als Oxoniumionen.  <math>n(\text{H}_3\text{O}^+) &lt; n(\text{OH}^-)</math>          Ein Maß für die Oxoniumionenkonzentration ist der pH-Wert.          (pH&lt;7 sauer, pH=7 neutral, pH&gt;7 alkalisch)</p>												
<p><b>Chemische Bindung</b></p> <p><b>Ionenbindung</b></p> <p><b>Metallbindung</b></p> <p><b>Atombindung</b></p>	<p>Jede chemische Bindung beruht auf der Wechselwirkung zwischen positiv und negativ geladenen Teilchen.</p> <table border="1" data-bbox="622 1078 1106 1254"> <thead> <tr> <th></th> <th>Ionenbindung</th> <th>Metallbindung</th> <th>Atombindung</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Positive Teilchen</td> <td>Kationen</td> <td>Atomrümpfe</td> <td>Atomkerne</td> </tr> <tr> <td>Negative Teilchen</td> <td>Anionen</td> <td>Elektronen (gas)</td> <td>Bindungselektronen</td> </tr> </tbody> </table>		Ionenbindung	Metallbindung	Atombindung	Positive Teilchen	Kationen	Atomrümpfe	Atomkerne	Negative Teilchen	Anionen	Elektronen (gas)	Bindungselektronen	<p><b>Intermolekulare Wechselwirkungen</b></p> <p><b>Van der Waals WW</b></p> <p><b>Dipol WW</b></p> <p><b>Wasserstoffbrückenbindung</b></p>	<p>Als <b>van der Waals WW</b> werden die Anziehungskräfte zwischen spontanen und induzierten Dipolen bezeichnet. Sie sind von der Kontaktfläche abhängig. Bei WW zwischen permanenten Dipol-Molekülen spricht man von <b>Dipol WW</b>.</p> <p><b>Wasserstoffbrückenbindungen</b> sind die stärksten WW. Sie kommen bei Wasserstoffverbindungen des Stickstoffs, des Sauerstoffs und des Fluors vor.</p>
	Ionenbindung	Metallbindung	Atombindung												
Positive Teilchen	Kationen	Atomrümpfe	Atomkerne												
Negative Teilchen	Anionen	Elektronen (gas)	Bindungselektronen												

<p><b>Innere Energie <math>E_i</math></b></p> <p><b>endotherm</b></p> <p><b>exotherm</b></p>	<p>Der gesamte Energievorrat im Inneren eines Systems ist dessen innere Energie <math>E_i</math>. [<math>E_i</math>] = 1 kJ</p> <p>Wird bei einer chemischen Reaktion Wärme abgegeben spricht man von einer exothermen Reaktion. <math>\Delta E_i &lt; 0</math></p> <p>Wird eine chemische Reaktion durch Zufuhr von Wärme ermöglicht, spricht man von einer endothermen Reaktion. <math>\Delta E_i &gt; 0</math></p>	<p><b>Energiediagramm</b></p>	<p>Die Änderung der inneren Energie eines Systems bei chemischen Reaktionen kann durch ein Energiediagramm dargestellt werden. z.B. exotherme Reaktion</p> 
<p><b>Katalysator</b></p>	<p>Ein Katalysator ist ein Stoff, der die Aktivierungsenthalpie einer Reaktion herabsetzt.</p> <p>Er beschleunigt die Reaktion.</p> <p>Er reagiert mit den Edukten, liegt aber nach der Reaktion wieder unverändert vor.</p>	<p><b>Bildungsenergie</b></p> <p><math>\Delta E_B</math></p>	<p>Die Bildungsenergie <math>\Delta E_B</math> ist die bei der Bildung einer Verbindung aus den Elementen freiwerdende bzw. aufzuwendende Energie.</p> <p>Die Bildungsenergie der Elemente ist definitionsgemäß null; <math>\Delta E_B(\text{Element}) = 0</math></p>
<p><b>Teilchenmasse</b></p> <p><b>(Atom-, Molekül-, Ionenmasse)</b></p>	<p>Die Masse eines Teilchens (Atom, Molekül, Ion) kann in der Einheit Gramm oder in der atomaren Masseneinheit <math>u</math> angegeben werden.</p> <p>Ein <math>u</math> ist definiert als der 12. Teil der Masse eines Kohlenstoffatoms des Isotops C-12.</p>	<p><b>Stoffmenge <math>n</math></b></p> <p><b><math>[n] = 1 \text{ mol}</math></b></p>	<p>Für die Angabe der Quantität einer Stoffportion stehen folgende Größen zur Verfügung: Masse <math>m</math>, Volumen <math>V</math>, Teilchenanzahl <math>N</math>, Stoffmenge <math>n</math></p> <p>Die Stoffmenge <math>n</math> ist der Teilchenanzahl proportional.</p> <p>1 Mol (Zeichen 1 mol) ist die Stoffmenge einer Stoffportion, die aus ebenso vielen Teilchen (Atomen, Molekülen, Ionen) besteht, wie Atome in 12 g des Kohlenstoffnuklids <math>^{12}\text{C}</math> enthalten sind.</p>

<p><b>Zusammenhang zwischen Quantitäts- und Umrechnungsgrößen</b></p>	<p>The diagram shows four nodes in circles: m (top-left), N (top-right), V (bottom-left), and n (bottom-right). Arrows indicate relationships: m and N are connected by a double-headed arrow labeled <math>m_a</math>. V and n are connected by a double-headed arrow labeled <math>V_m</math>. A diagonal arrow points from m to n labeled M. A diagonal arrow points from N to V labeled <math>N_A</math>. A vertical arrow points from m to V labeled <math>\rho</math>.</p>	<p><b>Säure-Base-Titration Neutralisation</b></p>	<p>Quantitatives Verfahren, bei dem die Bestimmung einer unbekannt Menge eines gelösten Stoffes durch schrittweise Zugabe einer Lösung bekannter Konzentration (Titerlösung) bis zur quantitativen Umsetzung (Äquivalenzpunkt) erfolgt. Bei einer Säure-Base-Titration werden Oxoniumionen mit Hydroxidionen unter der Bildung von Wassermolekülen umgesetzt. Dieses wird als Neutralisation bezeichnet.</p> <p>Am ÄP gilt für einprotonige Säuren und Basen :  <math>n(\text{Base}) = n(\text{Säure})</math></p>
<p><b>Chemisches Gleichgewicht</b></p>	<p>Alle chemischen Reaktionen sind umkehrbar.</p> <p>Im Gleichgewichtszustand liegen alle Reaktionsteilnehmer (Produkte und Edukte) vor. Ihre Stoffmengen ändern sich nicht mehr! Es gilt <math>v_r = 0</math></p> <p>Das chemische Gleichgewicht ist kein statisches sondern ein dynamisches Gleichgewicht. Auf Teilchenebene gilt: <math>R_{\text{hin}} = R_{\text{rück}}</math> (R: Reaktionsrate)</p> <p>Beispiel: Esterbildung</p>	<p><b>Funktionelle Gruppen</b></p>	<p>Die funktionellen Gruppen bestimmen das Reaktionsverhalten der organischen Verbindungen.</p> <p>The diagram shows a central node 'Funktionelle Gruppen' with arrows pointing to 'Alkohole', 'Carbonyle', 'Amine', 'Carbonsäuren', and 'Halogenalkane'.</p>
<p><b>Biomoleküle</b></p>	<p><b>Kohlenhydrate</b></p> <p>Polyhydroxyaldehyde oder Polyhydroxyketone          Beispiel: Glucose, Fruktose</p> <p>Monosaccharide werden durch glykosidische Bindungen verknüpft</p> <p><b>Proteine und Aminosäuren</b></p> <p>2-Aminocarbonsäuren sind in Proteinen durch Peptidbindungen verknüpft.</p> <p><b>Fette</b> sind Ester aus Glycerin und Fettsäuren</p>	<p><b>Bindungsmodelle (Atombindungen)</b></p>	<p>Eine Atombindung kommt durch die Überlappung von Atomorbitalen zustande. Diese Überlappung kann Rotations-symmetrisch (Einfachbindung) oder Rotations- und Spiegelsymmetrisch sein (Mehrfachbindung).</p> <p>Organische Verbindungen mit Einfachbindungen (Alkane, Alkohole, Halogenalkane) haben die Tendenz zu <b>Substitutionsreaktionen</b>.</p> <p>Organische Verbindungen mit Mehrfachbindungen (Alkene, Carbonyle) gehen tendenziell <b>Additionsreaktionen</b> ein. (Ausnahme: Aromaten)</p>

<p style="text-align: center;"><b>Isomerie</b></p>	<p>Das Phänomen, dass bei gleicher Molekülformel verschiedene Verbindungen existieren, wird als <b>Isomerie</b> bezeichnet.</p> <p>Es wird allgemein zwischen der <b>Konstitutionsisomerie</b> (unterschiedliche Verknüpfung) und der <b>Stereoisomerie</b> (unterschiedliche Anordnung der Atome im Raum) unterschieden.</p>	<p style="text-align: center;"><b>Elektrophil-Nukleophil</b> (Donator-Akzeptor-Prinzip)</p>	<p>Das Prinzip der <b>Donator-Akzeptor-Reaktionen</b> kann auf Elektronenpaare angewendet werden.</p> <p>Ein Teilchen mit einem freien Elektronenpaar (<b>Nukleophil</b>) reagiert stets mit einem Teilchen, welches eine Bindung ausbilden kann (<b>Elektrophil</b>).</p> <p>Organische Reaktionsmechanismen werden oft nach dem kleineren Teilchen benannt, z.B. elektrophile Addition. Die Begriffe Nukleophil und Elektrophil gehören aber zusammen wie z.B. Säure und Base.</p>
<p style="text-align: center;"><b>Aromaten</b></p> <p style="text-align: center;"><b>Mesomerie</b></p>	<p><b>Aromatische Systeme</b>, wie das Benzolmolekül sind durch folgende Eigenschaften gekennzeichnet:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• ebenes Molekül</li> <li>• cyclisch delokalisierte Elektronen</li> <li>• große Mesomerieenergie</li> </ul> <p><b>Mesomerie</b> bezeichnet das Phänomen, dass die wahren Bindungsverhältnisse nicht durch eine einzige Valenzstrichformel beschrieben werden können. Es müssen Grenzstrukturformeln formuliert werden.</p>		