

	9 NTG	1
(der) <b>Atomkern</b>		

	9 NTG	1
Der Atomkern ist positiv geladen. Bestandteile: <b>Protonen <math>p^+</math></b> und <b>Neutronen <math>n</math></b>  <b>Protonenzahl <math>Z</math></b> = Anzahl der Protonen im Atomkern <b>Nukleonenzahl <math>A</math></b> (Massezahl) = Summe der Anzahl von Protonen und Neutronen in einem Atomkern  Schreibweise für Element $X$ im PSE: ${}^A_ZX$		

	9 NTG	2
(das) <b>Isotop</b>		

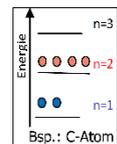
	9 NTG	2
Isotope sind Teilchen mit gleicher Protonenzahl, aber unterschiedlicher Neutronenzahl  Beispiel: Wasserstoff-Isotope ${}^1_1H$ : 1 Nukleon $\rightarrow$ 1 Proton, kein Neutron ${}^2_1H$ : 2 Nukleon $\rightarrow$ 1 Proton, 1 Neutron ${}^3_1H$ : 3 Nukleon $\rightarrow$ 1 Proton, 2 Neutronen		

	9 NTG	3
(die) <b>Atomhülle</b>		

	9 NTG	3
Die Atomhülle ist negativ geladen. Bestandteil: <b>Elektronen <math>e^-</math></b>		

	9 NTG	4
(das) <b>Energiestufenmodell</b>		

	9 NTG	4
<ul style="list-style-type: none"> <li>• beschreibt den Aufbau der Atomhülle</li> <li>• die Elektronen eines Atoms sind bestimmten Energiestufen zugeordnet, die sich in ihrem Energiegehalt unterscheiden</li> <li>• Besetzung erfolgt aufsteigend nach Energiegehalt mit maximal <math>2n^2</math> Elektronen</li> <li>• (die) <b>Valenzelektronen</b>: Elektronen auf der höchsten Energiestufe (dem energiereichsten Niveau)</li> <li>• (die) <b>Ionisierungsenergie</b> = benötigte Energie zur Entfernung eines Elektrons aus einem Atom</li> <li>• (die) <b>Elektronenkonfiguration</b> = Verteilung der Elektronen auf den Energiestufen</li> </ul>		



	9 NTG	5
(das) <b>gekürzte PSE</b>		

	9 NTG	5
<p><b>Hauptgruppen:</b> Atome der Elemente einer Hauptgruppe haben alle die gleiche Valenzelektronenanzahl</p> <p><b>Perioden:</b> Atome der Elemente einer Periode haben alle die gleiche Anzahl von besetzten Energiestufen</p>		

	9 NTG	6
(die) <b>Edelgasregel</b>  (die) <b>Oktettregel</b>		

	9 NTG	6
<p>Atom-Ionen besitzen die Elektronenkonfiguration der im PSE nächstgelegenen Edelgas-Atome</p> <p><i>Grund:</i> Entstehung von Ionen durch Aufnahme oder Abgabe von Elektronen oder Ausbildung einer Atombindung durch gemeinsames Nutzen von Elektronen</p> <p>(die) <b>Edelgaskonfiguration:</b> Atome erreichen die Elektronenkonfiguration der Edelgas-Atome mit meist 8 Valenzelektronen (Ausnahme: Helium-Atome 2 Valenzelektronen)</p>		

	9 NTG	7
(die) <b>Redoxreaktion</b>		

	9 NTG	7
<p>Redoxreaktionen sind <b>Elektronenübergangsreaktionen</b> zwischen Teilchen. Eine Redox-Reaktion besteht aus der Oxidation und der Reduktion.</p> <p><b>Oxidation:</b> Teilchen geben Elektronen ab = Elektronendonatoren (Reduktionsmittel) Die Oxidation findet an der Anode statt.</p> <p><b>Reduktion:</b> Teilchen nehmen Elektronen auf = Elektronenakzeptoren (Oxidationsmittel)</p>		

	9 NTG	8
(die) <b>Salzbildung</b>		

	9 NTG	8
<p>Die Salzbildung ist eine exotherme <u>freiwillige</u> Redoxreaktion.</p> <p>Die <b>Gitterenergie</b> ist die Triebkraft der Salzbildung.</p> <p>Bei der Salzbildung reagieren Metalle mit Nichtmetallen. Es entstehen Metallkationen und Nichtmetallanionen, die ein Salz bilden.</p>		

	9 NTG	9
(die) <b>Elektrolyse</b>		

	9 NTG	9
<p>Bei der Elektrolyse entstehen aus Salzlösungen, oder geschmolzenen Salzen mit Hilfe von elektrischem Strom Metalle und Nichtmetalle. Die Elektrolyse ist eine erzwungene Redoxreaktion.</p>		

	9 NTG	10
(die) <b>Batterie</b> (der) <b>Akkumulator</b>		

	9 NTG	10
<p>(die) Batterie = (das) <b>galvanische Element</b> (z. B. Daniell-Element): die freiwillig ablaufende Redox-Reaktion setzt elektrische Energie frei</p> <p>(der) <b>Akkumulator</b>: Elektrochemische Spannungsquelle, die sich durch <u>Elektrolyse</u> wieder aufladen lassen; Grund: Reversible (= umkehrbare) Redoxreaktionen</p>		

	9 NTG	11
(das) <b>Orbitalmodell</b>		

	9 NTG	11
<p><b>Orbital</b> = Raum um den Atomkern, in welchem sich ein Elektron mit hoher Wahrscheinlichkeit aufhält.</p> <p><b>Orbitalmodell</b> beschreibt die Elektronenpaarbindung:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Jedes Orbital umfasst max. zwei Elektronen</li> <li>• Elektronenpaarbindung kommt durch Überlappung zweier Orbitale zustande</li> </ul> <div style="text-align: center;"> <p>Atomorbital + Atomorbital → Molekülorbital  <math>H\cdot + \cdot H \longrightarrow H-H</math></p> </div>		

	9 NTG	12
(die) <b>Valenzstrichschreibweise</b>		

	9 NTG	12
<p>In der Valenzstrichschreibweise werden Elektronenpaare durch Striche und einzelne Elektronen durch Punkte dargestellt.</p> <p>Bindende Elektronenpaare bilden einen Strich zwischen den Bindungspartnern.</p>		



	9 NTG	16
(die) <b>Stoffgruppen der Alkene und Alkine</b>		

	9 NTG	16
<p>Alkene sind ungesättigte Kohlenwasserstoffe mit einer oder mehreren <b>Doppelbindungen</b> zwischen den Kohlenstoffatomen.</p> <p>Alkine sind ungesättigte Kohlenwasserstoffe mit einer oder mehreren <b>Dreifachbindungen</b> zwischen den Kohlenstoffatomen.</p>		

	9 NTG	17
(die) <b>Elektronegativität</b>		

	9 NTG	17
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Elektronegativität ist die Eigenschaft der Atome, Bindungselektronen in einer Elektronenpaarbindung anzuziehen.</li> <li>• Die Elektronenpaarbindung ist umso <b>polarer</b>, je größer die Elektronegativitätsdifferenz <math>\Delta EN</math> ist.</li> <li>• Die Elektronegativität hängt von der Kernladung und der Größe der Atome ab.</li> </ul>		

	9 NTG	18
(die) <b>polare Elektronenpaarbindung</b>		

	9 NTG	18
<ul style="list-style-type: none"> <li>• bei einer polaren Elektronenpaarbindung ist das Bindungselektronenpaar näher zu einem der beiden Atome verschoben</li> <li>• die Atome einer polaren Atombindung kennzeichnet man mit Partialladungen <math>\delta+</math> / <math>\delta-</math></li> </ul>		

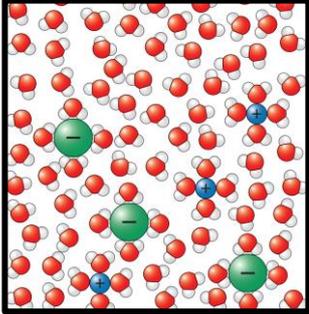
	9 NTG	19
(die) <b>London-Dispersions-Wechselwirkungen</b>		

	9 NTG	19
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Schwache Anziehungskräfte zwischen spontanen und induzierten Dipolen</li> <li>• Steigen mit zunehmende Moleküloberfläche und Molekülmasse</li> <li>• Wirken zwischen allen Molekülen (auch unpolaren)</li> </ul> <p>Abkürzung: LDWW</p>		

	9 NTG	20
<p>(die) <b>Dipol-Dipol-Wechselwirkungen</b> und (die) <b>Wasserstoffbrücken</b></p>		

	9 NTG	20
<p><b>Dipol-Dipol-Wechselwirkungen</b> treten zwischen permanenten Dipol-Molekülen auf. Sie sind bei geringer Molekülgröße stärker als die LDWW.</p> <p><b>Wasserstoffbrücken</b> sind bei geringer Molekülgröße die stärksten Wechselwirkungen zwischen <u>Molekülen</u>. Sie kommen bei Wasserstoffverbindungen mit Stickstoff-, Sauerstoff- und Fluoratomen vor (z. B. NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O und HF)</p>		

	9 NTG	21
<p>(die) <b>Ion-Dipol-Wechselwirkungen</b></p>		

	9 NTG	21
<p>Die Ion-Dipol-Wechselwirkungen beschreiben die Anziehungskräfte, die zwischen Ionen und permanenten Dipolen entstehen.</p> <p>Abhängig von Ionenladung und Polarisierung der Molekül-Dipole sind das die stärksten Wechselwirkungen zwischen <u>Teilchen</u> allgemein.</p> <p><b>Hydratation</b> ist der Vorgang, bei dem Ionen von Wasser-Molekülen umgeben werden (Grund: Ion-Dipol-WW). Hydratisierte Ionen haben eine <b>Hydrathülle</b>.</p>		
		

	9 NTG	22
<p>(das) <b>Lösungsverhalten von Molekülen</b></p>		

	9 NTG	22
<p>Ähnliche Polarisierungen der Moleküle bewirken ähnliches Löseverhalten der Stoffe.</p> <p><b>lipophil</b> = fettliebend  <b>lipophob</b> = fettmeidend  <b>hydrophil</b> = wasserliebend  <b>hydrophob</b> = wassermeidend  <b>amphiphil</b> = hydrophiler und lipophiler Teil</p>		