

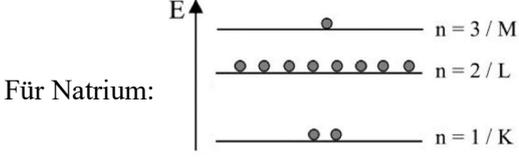
## Grundwissenkarten Gymnasium Vilsbiburg



### 9. Klasse Chemie NTG (G9)

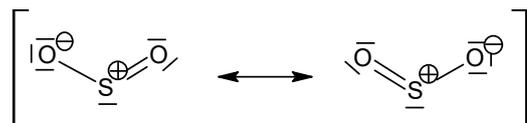
1. Atombau
2. PSE
3. Energiestufenmodell
4. Elektronenkonfiguration
5. Edelgaskonfiguration
6. Ionisierungsenergie
7. Flammenfärbung und Linienspektrum
8. Redoxreaktion, Oxidation, Reduktion
9. Halbzelle, Galvanische Zelle
10. Elektrolyse
11. Valenzstrich-Schreibweise
12. Orbital
13. Elektronenpaarbindung
14. Formalladung
15. Mesomerie
16. räumlicher Bau von Molekülen, Bindungswinkel
17. Elektronegativität
18. unpolare / polare Elektronenpaarbindung
19. Dipol
20. Van-der-Waals-Wechselwirkungen
21. Wasserstoff-Brücken-Bindung
22. Ion-Dipol-Wechselwirkungen
23. Eigenschaften von Wasser
24. Alkane, Alkene, Alkine
25. Isomerie
26. Konstitution, Konstitutionsisomerie
27. Konfiguration, Konfigurationsisomerie
28. Funktionelle Gruppen
29. Löslichkeit, hydrophil, lipophil, amphiphil

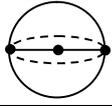
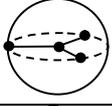
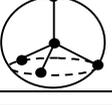
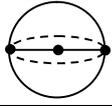
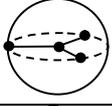
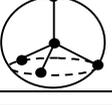
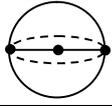
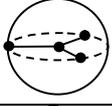
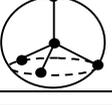
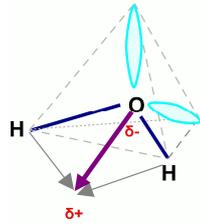
Grundwissenskarte: Die linke Blattseite ist die Vorderseite mit Inhalt, auf der rechten Blattseite die Rückseite und die zugehörige Erklärung/Erläuterung/Beschreibung.

<p style="text-align: center;"><b>Atombau</b></p>	<p>- ein <b>Atom</b> besteht aus ...</p> <table border="1" data-bbox="858 271 1458 434"> <thead> <tr> <th></th> <th>Baustein</th> <th>Ladung</th> <th>Masse</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td rowspan="2">Atomkern</td> <td>Proton p</td> <td>+1</td> <td>1 u</td> </tr> <tr> <td>Neutron n</td> <td>0</td> <td>1 u</td> </tr> <tr> <td>Atomhülle</td> <td>Elektron</td> <td>-1</td> <td>1/2000 u</td> </tr> </tbody> </table> <p><b>Elemente</b> bestehen aus Atomen gleicher Protonenzahl.  <b>Isotope</b> sind Atomsorten eines Elements mit gleicher Protonenanzahl aber unterschiedlicher Neutronenanzahl und damit auch unterschiedlicher Massenzahl.</p>		Baustein	Ladung	Masse	Atomkern	Proton p	+1	1 u	Neutron n	0	1 u	Atomhülle	Elektron	-1	1/2000 u
	Baustein	Ladung	Masse													
Atomkern	Proton p	+1	1 u													
	Neutron n	0	1 u													
Atomhülle	Elektron	-1	1/2000 u													
<p style="text-align: center;"><b>PSE</b></p>	<p>Die <b>Hauptgruppennummer</b> gibt die Zahl der Valenzelektronen an, die <b>Periodennummer</b> gibt die Anzahl der höchsten Energiestufe an.</p> <p><b>Hauptgruppen</b> enthalten Elemente mit gleicher Anzahl an Valenzelektronen (äußerste und energiereichste Elektronen), sie zeigen ein ähnliches chemisches Reaktionsverhalten.</p> <p><b>Perioden</b> enthalten Elemente mit gleicher höchster Energiestufe.</p> <p><b>Namen:</b> Elemente der 1. HG: Alkalimetalle.          Elemente der 2. HG: Erdalkalimetalle.          Elemente der 7. HG: Halogene.          Elemente der 8. HG: Edelgase.</p>															
<p style="text-align: center;"><b>Energiestufenmodell</b></p>	<p>Einordnung der Elektronen gruppenweise in verschiedene Energiestufen von energiearm (unten) nach energiereich (oben) mit maximal <math>2n^2</math> Elektronen pro Energiestufe.          Bezeichnung mit <math>n=1, 2, 3, \dots</math> oder K, L, M, ....</p> <div style="text-align: center;">  <p>Für Natrium:</p> </div> <p>Ein Wechsel des Energieniveaus ist mit Aufnahme (Absorption) oder Abgabe (Emission) von Energie verbunden.</p>															
<p style="text-align: center;"><b>Elektronenkonfiguration</b></p>	<p>Verteilung der Elektronen eines Atoms bzw. Ions auf die einzelnen (aufsteigenden) Energiestufen.</p> <p>Schreibweisen z.B. bei Natrium:</p> <p>a) Anzahl der Elektronen der Energiestufe als Summe:          Na: 2+8+1</p> <p>b) Reihung Energiestufe <sup>Anzahl der Elektronen einer Energiestufe</sup> ;          Na: 1<sup>2</sup> 2<sup>8</sup> 3<sup>1</sup></p>															

<p style="text-align: center;"><b>Edelgaskonfiguration</b></p>	<p><b>Edelgaskonfiguration EGK:</b> Elektronenkonfiguration eines Edelgases mit voll besetzter höchster Energiestufe  → diese ist energetisch sehr stabil, Edelgase sind daher sehr reaktionsträge.</p> <p>Atome anderer Elemente versuchen diese stabile EGK zu erreichen, indem sie Ionen bilden:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>... HG I-III: Elektronenabgabe → Kationen</li> <li>... HG IV: Elektronenabgabe / Elektronenaufnahme je nach Reaktionspartner</li> <li>... HG V-VII: Elektronenaufnahme → Anionen</li> </ul>
<p style="text-align: center;"><b>Ionisierungsenergie</b></p>	<p>Die <b>Ionisierungsenergie IE</b> oder <math>E_{\text{Ion}}</math> ist diejenige Energie, die zur Abtrennung eines Elektrons aus der Atomhülle benötigt wird.</p>
<p style="text-align: center;"><b>Flammenfärbung und Linienspektrum</b></p>	<p><b>Flammenfärbung:</b> Durch Hitze angeregte Elektronen gelangen kurzzeitig in eine höhere Energiestufe. Beim Zurückfallen in den Grundzustand wird die zuvor aufgenommene Energie in Form von Licht einer bestimmten Wellenlänge abgegeben:  → Li (rot), Na (gelb/orange), K (violett), Ca (hellrot), Ba (grün).</p> <p>Ein <b>Linienspektrum</b> zeigt alle Wellenlängen, die von einem Atom ausgesendet werden.</p>
<p style="text-align: center;"><b>Redoxreaktion, Oxidation, Reduktion, Reduktionsmittel, Oxidationsmittel</b></p>	<p><b>Redoxreaktion:</b> Elektronenübergangs-Reaktion von einem Elektronendonator auf einen Elektronenakzeptor (Donor-Akzeptor-Prinzip).</p> <p><b>Oxidation:</b> Elektronenabgabe</p> <p><b>Reduktion:</b> Elektronenaufnahme</p> <p><b>Oxidationsmittel:</b> Stoff, der Elektronen aufnimmt (Elektronenakzeptor), wird dabei selbst reduziert und oxidiert den Reaktionspartner.</p> <p><b>Reduktionsmittel:</b> Stoff, der Elektronen abgibt (Elektronendonator), wird dabei selbst oxidiert und reduziert den Reaktionspartner.</p> <p><i>Beispiel:</i> Redoxreaktion von Natrium mit Schwefel</p>



<p style="text-align: center;"><b>Elektronenpaarbindung</b></p>	<p>Die <b>Elektronenpaarbindung = Atombindung = kovalente Bindung</b> entsteht durch Überlappung zweier Orbitale benachbarter Atome unter Ausbildung eines gemeinsamen, bindenden Elektronenpaares.</p> <p>Durch Ausbildung von gemeinsamen bindenden Elektronenpaaren erreichen die Bindungspartner in Molekülen die stabile Edelgaskonfiguration.</p> <p><i>Beispiel:</i> Elementare Nichtmetalle und Nichtmetall-Nichtmetall-Verbindungen.</p>
<p style="text-align: center;"><b>Formalladung</b></p>	<p>Unterschied zwischen der einem Atom tatsächlich zuzurechnenden Anzahl an Elektronen (<i>durch freie und bindende Elektronen und Elektronenpaare</i>) und der im Grundzustand eines Atoms befindlichen Anzahl an Valenzelektronen.</p>
<p style="text-align: center;"><b>Mesomerie</b></p>	<p>Durch Verschieben von Elektronenpaaren ohne Änderung der Atomreihenfolge können energetisch gleichwertige, mesomere Strukturformeln gebildet werden.</p> <p>Darstellung mit Mesomeriepfeil <math>\leftrightarrow</math>, in eckigen Klammern und möglicher Ladung.</p> <p>Beispiel: <b>Schwefeldioxid SO<sub>2</sub></b></p> <div style="text-align: center;">  </div>
<p style="text-align: center;"><b>Elektronenpaar- Abstoßungsmodell EPA</b></p>	<p><b>Elektronenpaar-Abstoßungs-Modell EPA:</b></p> <p>Erklärung für den räumlichen Bau von Molekülen: Da sich bindende und nichtbindende Elektronenpaare aufgrund ihrer negativen Ladung voneinander abstoßen, ordnen sich die Elektronenpaare räumlich optimiert so an, dass sie den größtmöglichen Abstand voneinander haben.</p>

<p style="text-align: center;"><b>räumlicher Bau von Molekülen, Bindungswinkel</b></p>	<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <thead> <tr> <th style="text-align: center;">Zahl der Elektronenräume</th> <th style="text-align: center;">Ausrichtung der Elektronenräume</th> <th style="text-align: center;">Winkel zw. Elektronenräumen</th> <th style="text-align: center;">Modell</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td style="text-align: center;">2</td> <td style="text-align: center;">linear</td> <td style="text-align: center;">180 °</td> <td style="text-align: center;"></td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">3</td> <td style="text-align: center;">planar</td> <td style="text-align: center;">120 °</td> <td style="text-align: center;"></td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">4</td> <td style="text-align: center;">tetraedrisch</td> <td style="text-align: center;">109,5 °</td> <td style="text-align: center;"></td> </tr> </tbody> </table>	Zahl der Elektronenräume	Ausrichtung der Elektronenräume	Winkel zw. Elektronenräumen	Modell	2	linear	180 °		3	planar	120 °		4	tetraedrisch	109,5 °	
	Zahl der Elektronenräume	Ausrichtung der Elektronenräume	Winkel zw. Elektronenräumen	Modell													
	2	linear	180 °														
	3	planar	120 °														
4	tetraedrisch	109,5 °															
<p style="text-align: center;"><b>Elektronegativität</b></p> <p><b>Elektronegativität EN</b> : Maß für die Fähigkeit eines Atoms die Bindungselektronen in einer Atombindung an sich zu ziehen.</p> <p>→ Im PSE nimmt die EN nach links und nach unten hin ab. → Fluor besitzt den höchsten Wert 4,0.</p>																	
<p style="text-align: center;"><b>unpolare Elektronenpaarbindung polare Elektronenpaarbindung, Partiellladung</b></p> <p><b>Unpolare Atombindung:</b> Bindungselektronen sind gleichmäßig zwischen den beiden Atomen verteilt.</p> <p><b>Polaren Atombindung:</b> Bindungselektronen sind ungleichmäßig zwischen den beiden Atomen verteilt. <i>Grund:</i> Haben zwei Atome unterschiedliche EN-Werte [mit <math>\Delta EN</math> 0,4 - 1,7], so wird das bindende Elektronenpaar zum stärker elektronegativen Atom hin verschoben → Das elektronegativere Atom besitzt eine negative Partiellladung / Teilladung <math>\delta^-</math>, das weniger elektronegative Atom positive Partiellladung <math>\delta^+</math>.</p>																	
<p style="text-align: center;"><b>Dipol-Charakter eines Moleküls</b></p> <p>Abschätzung der Auswirkung polarer Bindungen auf das ganze Molekül durch Addition der polaren Vektoren bzw. Ladungsschwerpunkte:</p> <p>a) Vektoraddition = 0 → Auswirkungen heben sich gegenseitig auf → Molekül erscheint nach außen hin unpolar.</p> <p>b) Vektoraddition <math>\neq 0</math> → Auswirkungen heben sich nicht gegenseitig auf → Molekül erscheint nach außen hin auch polar: Das Molekül wird als Dipol bezeichnet, der Stoff als polarer Stoff.</p> <p><u>Alternativ:</u> Ladungsschwerpunkte fallen (nicht) zusammen.</p> <div style="text-align: right;">  </div>																	

<p><b>Van-der-Waals-Wechselwirkungen:</b></p> <p><b>London-WW</b></p> <p><b>Dipol-Dipol-WW</b></p>	<p><b>Van-der-Waals-Wechselwirkungen</b> sind schwache elektrostatische Anziehungskräfte zwischen Molekülen.</p> <p>Untergliederung:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- <b>London-WW / London-Kräfte</b> (bei unpolaren Molekülen mit spontanen und induziertem Dipol)</li> <li>- <b>Dipol-Dipol-WW</b> (bei polaren Molekülen mit permanenten Dipol)</li> </ul> <p>Van-der-Waals-Kräfte nehmen mit steigender Oberfläche des Teilchens bzw. mit steigender Teilchenmasse zu.</p>
<p><b>Wasserstoff-Brücken-Bindung</b></p>	<p>Eine <b>Wasserstoff-Brücken-Bindung</b> entsteht aufgrund der elektrostatischen Anziehungskraft zwischen einem H-Atom mit positiver Teilladung und einem stark elektronegativerem Atom mit freien Elektronenpaar ( O-N-F-Gruppe ).</p>
<p><b>Ion-Dipol-Wechselwirkungen</b></p>	<p><b>Ion-Dipol-Wechselwirkung:</b> Anziehungskraft zwischen einem geladenen Ion mit der entgegengesetzten Partialladung eines polaren Moleküls (Dipol).</p> <p>Stärker als Van-der-Waals-WW (und damit auch stärker als Wasserstoff-Brücken-Bindungen)</p>
<p><b>Wasser</b></p>	<p><u>Wichtige Eigenschaften:</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- <b>hoher Schmelz- und Siedepunkt</b> (starke Wasserstoffbrückenbindungen).</li> <li>- <b>hohe Oberflächenspannung</b> (starke Wasserstoffbrückenbindungen).</li> <li>- <b>größte Dichte bei 4°C</b> (Dichteanomalie).</li> <li>- <b>gutes Lösungsmittel</b> für Salze oder polar gebaute Stoffe  → Umhüllung der Ionen oder polaren Moleküle mit Wassermolekülen → Hydrathülle, Hydratation.  Zustand wird in Formeln mit (aq) gekennzeichnet.</li> </ul>

<p><b>Alkane, Alkene, Alkine</b></p>	<p><b>Alkane:</b> gesättigte Kohlenwasserstoffe, <math>C_nH_{2n+2}</math>, enthalten nur C-C-Einfachbindungen. Endung „-an“. C-Atome bei Alkanen besitzen einen Bindungswinkel von <math>109^\circ</math>, der räumliche Bau ist tetraedrisch.</p> <p><b>Alkene:</b> ungesättigte Kohlenwasserstoffe, <math>C_nH_{2n}</math>, enthalten mindestens eine Doppelbindung. Endung „-en“. C-Atome an einer Doppelbindung besitzen einen Bindungswinkel von <math>120^\circ</math>, der räumliche Bau ist trigonal planar.</p> <p><b>Alkine:</b> ungesättigte Kohlenwasserstoffe, <math>C_nH_{n-2}</math>, enthalten mindestens eine Dreifachbindung. Endung „-in“. Die C-Atome an einer Dreifachbindung besitzen einen Bindungswinkel von <math>180^\circ</math>, der räumliche Bau ist linear.</p>
<p><b>Isomerie</b></p>	<p>Isomere sind Moleküle mit gleicher Summenformel, aber unterschiedlicher Strukturformel.</p>
<p><b>Konstitution, Konstitutionsisomerie</b></p>	<p>Die <b>Konstitution</b> gibt die Art der Bindungen und die gegenseitige Verknüpfung der Atome eines Moleküls an, sie wird durch die Strukturformel (= Konstitutionsformel) wiedergegeben.</p> <p><b>Konstitutionsisomere</b> sind Verbindungen, die dieselbe Summenformel haben, sich aber in der Art ihrer Verknüpfung der Atome = Konstitution bzw. Struktur unterscheiden.</p> <p><i>Beispiel:</i> 2-Methylpentan und 3-Methylpentan.</p>
<p><b>Konfiguration , Konfigurationsisomere</b></p>	<p>Die <b>Konfiguration</b> gibt die räumliche Anordnung der Atome wieder.</p> <p><b>Konfigurationsisomere</b> sind Isomere gleicher Konstitution aber unterschiedlicher räumlicher Anordnung.</p> <p><b>E/Z-Isomerie:</b> unterschiedliche räumliche Stellung der Gruppen an einer C=C-Doppelbindung.</p> <p><i>Beispiel:</i> E-But-2-en und Z-But-2-en</p>

<p style="text-align: center;"><b>Funktionelle Gruppen</b></p>	<p>Funktionelle Gruppen in organischen Molekülen:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- <b>Alkanole/Alkohole:</b> Hydroxid-/Hydroxygruppe: <math>-\text{OH}</math>; Endung: <math>-\text{ol}</math>; z. B. Ethanol</li> <li>- <b>Alkanale/Aldehyde:</b> Aldehydgruppe: <math>-\text{COH}</math>; Endung: <math>-\text{al}</math>; z. B. Ethanal</li> <li>- <b>Alkanone/Ketone:</b> Keto-/Carbonylgruppe: <math>-\text{C}=\text{O}</math>; Endung: <math>-\text{on}</math>; z. B. Propanon</li> <li>- <b>Carbonsäuren:</b> Carboxyl-/Carboxygruppe: <math>-\text{COOH}</math>; Endung: <math>-\text{säure}</math>; z. B. Ethansäure</li> </ul>
<p style="text-align: center;"><b>Löslichkeit, hydrophil, lipophil, amphiphil</b></p>	<p>Die Löslichkeit ist abhängig von <b>zwischenmolekularen Wechselwirkungen</b> zwischen Lösestoff und Lösungsmittel: „Ähnliches löst sich in Ähnlichem“.</p> <p>→ Polare Stoffe sind <b>hydrophil bzw. lipophob</b>, Beispiel Wasser.</p> <p>→ Unpolare Stoffe sind <b>hydrophob bzw. lipophil</b>, Beispiel Benzin.</p> <p>Stoffe mit hydrophilen und gleichzeitig lipophilen Molekülteilen nennt man <b>amphiphil</b>.</p>