

Grundwissenkarten Gymnasium Vilsbiburg



9. Klasse Chemie NTG (G9)

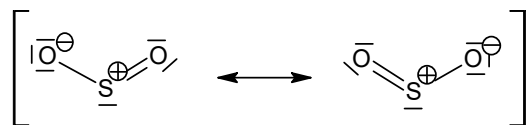
1. Atombau
2. PSE
3. Energiestufenmodell
4. Elektronenkonfiguration
5. Edelgaskonfiguration
6. Ionisierungsenergie
7. Flammenfärbung und Linienspektrum
8. Redoxreaktion, Oxidation, Reduktion
9. Halbzelle, Galvanische Zelle
10. Elektrolyse
11. Valenzstrich-Schreibweise
12. Orbital
13. Elektronenpaarbindung
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

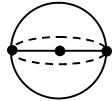
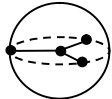
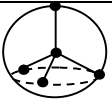
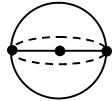
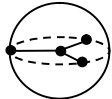
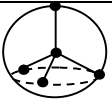
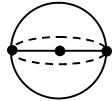
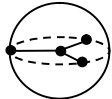
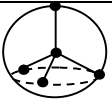
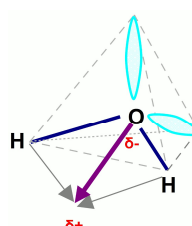
Grundwissenskarte: Die linke Blattseite ist die Vorderseite mit Inhalt, auf der rechten Blattseite die Rückseite und die zugehörige Erklärung/Erläuterung/Beschreibung.

<p style="text-align: center;">Atombau</p>	<p>- ein Atom besteht aus ...</p> <table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <thead> <tr> <th></th> <th style="background-color: #cccccc;">Baustein</th> <th style="background-color: #cccccc;">Ladung</th> <th style="background-color: #cccccc;">Masse</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td rowspan="2" style="text-align: center;">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 style="text-align: center;">Atomhülle</td> <td>Elektron</td> <td>-1</td> <td>1/2000 u</td> </tr> </tbody> </table> <p>Elemente bestehen aus Atomen gleicher Protonenzahl. Isotope 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;">PSE</p>	<p>Die Hauptgruppennummer gibt die Zahl der Valenzelektronen an, die Periodennummer gibt die Anzahl der höchsten Energiestufe an.</p> <p>Hauptgruppen enthalten Elemente mit gleicher Anzahl an Valenzelektronen (äußerste und energiereichste Elektronen), sie zeigen ein ähnliches chemisches Reaktionsverhalten.</p> <p>Perioden enthalten Elemente mit gleicher höchster Energiestufe.</p> <p>Namen: 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;">Energiestufenmodell</p>	<p>Einordnung der Elektronen gruppenweise in verschiedene Energiestufen von energiearm (unten) nach energiereich (oben) mit maximal $2n^2$ Elektronen pro Energiestufe. Bezeichnung mit $n=1, 2, 3, \dots$ oder K, L, M,</p> <div style="text-align: center;"> <p style="margin-left: 100px;">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;">Elektronenkonfiguration</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 ^{Anzahl der Elektronen einer Energiestufe} ; Na: 1² 2⁸ 3¹</p>															

<p style="text-align: center;">Edelgaskonfiguration</p>	<p>Edelgaskonfiguration EGK: 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"> ... HG I-III: Elektronenabgabe → Kationen ... HG IV: Elektronenabgabe / Elektronenaufnahme je nach Reaktionspartner ... HG V-VII: Elektronenaufnahme → Anionen
<p style="text-align: center;">Ionisierungsenergie</p>	<p>Die Ionisierungsenergie IE oder E_{Ion} ist diejenige Energie, die zur Abtrennung eines Elektrons aus der Atomhülle benötigt wird.</p>
<p style="text-align: center;">Flammenfärbung und Linienspektrum</p>	<p>Flammenfärbung: 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 Linienspektrum zeigt alle Wellenlängen, die von einem Atom ausgesendet werden.</p>
<p style="text-align: center;">Redoxreaktion, Oxidation, Reduktion, Reduktionsmittel, Oxidationsmittel</p>	<p>Redoxreaktion: Elektronenübergangs-Reaktion von einem Elektronendonator auf einen Elektronenakzeptor (Donor-Akzeptor-Prinzip).</p> <p>Oxidation: Elektronenabgabe</p> <p>Reduktion: Elektronenaufnahme</p> <p>Oxidationsmittel: Stoff, der Elektronen aufnimmt (Elektronenakzeptor), wird dabei selbst reduziert und oxidiert den Reaktionspartner.</p> <p>Reduktionsmittel: 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;">Halbzelle, Galvanische Zelle</p>	<p>Halbzelle: Gefäß, bei dem ein Metalls in seine Salzlösung eintaucht.</p> <p>Galvanische Zelle: elektrolytische und metallische Verbindung zweier Halbzellen. Die Halbzellen sind durch ein Diaphragma räumlich getrennt (verhindert die Durchmischung, durchlässig für Ionen). Sie dient der Stromerzeugung durch freiwillig ablaufende Redoxreaktionen: Elektronen wandern freiwillig vom Minuspol (Ort der Oxidation) zum Pluspol (Ort der Reduktion) → die Elektronenwanderung = elektrischer Strom kann als elektrische Energiequelle („Batterie“) genutzt werden.</p> <p><i>Beispiel: Daniell-Element:</i> $\text{Cu} / \text{Cu}^{2+} // \text{Zn} / \text{Zn}^{2+}$</p>
<p style="text-align: center;">Elektrolyse</p>	<p>Elektrolyse: durch Zufuhr elektrischer Energie (als Gleichstrom) erzwungene Redoxreaktion als Umkehrung der in einer galvanischen Zelle freiwillig ablaufenden Redoxreaktion. Die sich dabei gebildeten Stoffe scheiden sich an den Elektroden ab.</p> <p>→ Kationen wandern zur Kathode (Ort der Reduktion) und werden dort reduziert.</p> <p>→ Anionen wandern zur Anode (Ort der Oxidation) und werden dort oxidiert.</p> <p><i>Beispiel:</i> Elektrolyse einer Kupfer(II)-chlorid-Lösung (zu Cu(s) und Chlor(g))</p>
<p style="text-align: center;">Valenzstrich-Schreibweise</p>	<p>Valenzschreibweise: Darstellung der Valenzelektronen eines Atoms bzw. eines Ions.</p> <p>Einzelne Elektronen werden als Punkte, Elektronenpaare als Striche dargestellt. Man unterscheidet Einfach-, Doppel- und Dreifachbindungen.</p> <p><i>Beispiel:</i> Atom und Ion von Stickstoff bzw. Sauerstoff</p> $\cdot\bar{\text{N}}\cdot \quad \bar{\text{N}} ^3- \quad \cdot\bar{\text{O}}\cdot \quad \bar{\text{O}} ^2-$
<p style="text-align: center;">Orbital</p>	<p>Orbital: Raum, in dem sich ein Elektron mit >99%-iger Wahrscheinlichkeit aufhält („Elektronenwolke“). Es besitzt maximal zwei Elektronen.</p>

<p style="text-align: center;">Elektronenpaarbindung</p>	<p>Die Elektronenpaarbindung = Atombindung = kovalente Bindung 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;">Formalladung</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;">Mesomerie</p>	<p>Durch Verschieben von Elektronenpaaren ohne Änderung der Atomreihenfolge können energetisch gleichwertige, mesomere Strukturformeln gebildet werden.</p> <p>Darstellung mit Mesomeriepfeil \leftrightarrow, in eckigen Klammern und möglicher Ladung.</p> <p>Beispiel: Schwefeldioxid SO₂</p> <div style="text-align: center;">  </div>
<p style="text-align: center;">Elektronenpaar- Abstoßungsmodell EPA</p>	<p>Elektronenpaar-Abstoßungs-Modell EPA:</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>räumlicher Bau von Molekülen, Bindungswinkel</p>	<table border="1"> <thead> <tr> <th>Zahl der Elektronenräume</th> <th>Ausrichtung der Elektronenräume</th> <th>Winkel zw. Elektronenräumen</th> <th>Modell</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td data-bbox="798 282 970 389">2</td> <td data-bbox="970 282 1174 389">linear</td> <td data-bbox="1174 282 1378 389">180 °</td> <td data-bbox="1378 282 1522 389"></td> </tr> <tr> <td data-bbox="798 389 970 497">3</td> <td data-bbox="970 389 1174 497">planar</td> <td data-bbox="1174 389 1378 497">120 °</td> <td data-bbox="1378 389 1522 497"></td> </tr> <tr> <td data-bbox="798 497 970 604">4</td> <td data-bbox="970 497 1174 604">tetraedrisch</td> <td data-bbox="1174 497 1378 604">109,5 °</td> <td data-bbox="1378 497 1522 604"></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>Elektronegativität</p>	<p>Elektronegativität EN : 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>unpolare Elektronenpaarbindung polare Elektronenpaarbindung, Partialladung</p>	<p>Unpolare Atombindung: Bindungselektronen sind gleichmäßig zwischen den beiden Atomen verteilt.</p> <p>Polaren Atombindung: Bindungselektronen sind ungleichmäßig zwischen den beiden Atomen verteilt. <i>Grund</i>: Haben zwei Atome unterschiedliche EN-Werte [mit ΔEN 0,4 - 1,7], so wird das bindende Elektronenpaar zum stärker elektronegativen Atom hin verschoben → Das elektronegativere Atom besitzt eine negative Partielladung / Teilladung δ^-, das weniger elektronegative Atom positive Partielladung δ^+.</p>																
<p>Dipol-Charakter eines Moleküls</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 $\neq 0$ → 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>Van-der-Waals-Wechselwirkungen:</p> <p>London-WW</p> <p>Dipol-Dipol-WW</p>	<p>Van-der-Waals-Wechselwirkungen sind schwache elektrostatische Anziehungskräfte zwischen Molekülen.</p> <p>Untergliederung:</p> <ul style="list-style-type: none"> - London-WW / London-Kräfte (bei unpolaren Molekülen mit spontanen und induziertem Dipol) - Dipol-Dipol-WW (bei polaren Molekülen mit permanenten Dipol) <p>Van-der-Waals-Kräfte nehmen mit steigender Oberfläche des Teilchens bzw. mit steigender Teilchenmasse zu.</p>
<p>Wasserstoff-Brücken-Bindung</p>	<p>Eine Wasserstoff-Brücken-Bindung 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>Ion-Dipol-Wechselwirkungen</p>	<p>Ion-Dipol-Wechselwirkung: 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>Wasser</p>	<p><u>Wichtige Eigenschaften:</u></p> <ul style="list-style-type: none"> - hoher Schmelz- und Siedepunkt (starke Wasserstoffbrückenbindungen). - hohe Oberflächenspannung (starke Wasserstoffbrückenbindungen). - größte Dichte bei 4°C (Dichteanomalie). - gutes Lösungsmittel für Salze oder polar gebaute Stoffe → Umhüllung der Ionen oder polaren Moleküle mit Wassermolekülen → Hydrathülle, Hydratation. Zustand wird in Formeln mit (aq) gekennzeichnet.

<p>Alkane, Alkene, Alkine</p>	<p>Alkane: gesättigte Kohlenwasserstoffe, C_nH_{2n+2}, enthalten nur C-C-Einfachbindungen. Endung „-an“. C-Atome bei Alkanen besitzen einen Bindungswinkel von 109°, der räumliche Bau ist tetraedrisch.</p> <p>Alkene: ungesättigte Kohlenwasserstoffe, C_nH_{2n}, enthalten mindestens eine Doppelbindung. Endung „-en“. C-Atome an einer Doppelbindung besitzen einen Bindungswinkel von 120°, der räumliche Bau ist trigonal planar.</p> <p>Alkine: ungesättigte Kohlenwasserstoffe, C_nH_{n-2}, enthalten mindestens eine Dreifachbindung. Endung „-in“. Die C-Atome an einer Dreifachbindung besitzen einen Bindungswinkel von 180°, der räumliche Bau ist linear.</p>
<p>Isomerie</p>	<p>Isomere sind Moleküle mit gleicher Summenformel, aber unterschiedlicher Strukturformel.</p>
<p>Konstitution, Konstitutionsisomerie</p>	<p>Die Konstitution gibt die Art der Bindungen und die gegenseitige Verknüpfung der Atome eines Moleküls an, sie wird durch die Strukturformel (= Konstitutionsformel) wiedergegeben.</p> <p>Konstitutionsisomere 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>Konfiguration , Konfigurationsisomere</p>	<p>Die Konfiguration gibt die räumliche Anordnung der Atome wieder.</p> <p>Konfigurationsisomere sind Isomere gleicher Konstitution aber unterschiedlicher räumlicher Anordnung.</p> <p>E/Z-Isomerie: 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;">Funktionelle Gruppen</p>	<p>Funktionelle Gruppen in organischen Molekülen:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Alkanole/Alkohole: Hydroxid-/Hydroxygruppe: $-\text{OH}$; Endung: $-\text{ol}$; z. B. Ethanol - Alkanale/Aldehyde: Aldehydgruppe: $-\text{COH}$; Endung: $-\text{al}$; z. B. Ethanal - Alkanone/Ketone: Keto-/Carbonylgruppe: $-\text{C}=\text{O}$; Endung: $-\text{on}$; z. B. Propanon - Carbonsäuren: Carboxyl-/Carboxygruppe: $-\text{COOH}$; Endung: $-\text{säure}$; z. B. Ethansäure
<p style="text-align: center;">Löslichkeit, hydrophil, lipophil, amphiphil</p>	<p>Die Löslichkeit ist abhängig von zwischenmolekularen Wechselwirkungen zwischen Lösestoff und Lösungsmittel: „Ähnliches löst sich in Ähnlichem“.</p> <p>→ Polare Stoffe sind hydrophil bzw. lipophob, Beispiel Wasser.</p> <p>→ Unpolare Stoffe sind hydrophob bzw. lipophil, Beispiel Benzin.</p> <p>Stoffe mit hydrophilen und gleichzeitig lipophilen Molekülteilen nennt man amphiphil.</p>