


<p>9.1</p> <p>Was ist ein Orbital?</p>	<p>9.1</p> <p>Die Orbitale sind die Aufenthaltsräume der Elektronen. Ihre Gestalt ist unterschiedlich.</p> <p>Bsp:</p> <p>Kugelform </p> <p>In einem Orbital haben maximal 2 e⁻ Platz.</p>
<p>9.2</p> <p>Wie kann man den räumlichen Bau eines Moleküls ableiten?</p>	<p>9.2</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Aufstellen der Valenzstrich-Formel 2. Abzählen der EP (= Elektronenpaare), die das zentrale Atom umgeben; auch freie EP berücksichtigen! 3. Die Zahl der EP bestimmt den räumlichen Bau. 4. Freie EP beanspruchen größeren Raum als bindende EP ⇒ der Winkel zwischen den bindenden EP wird verkleinert! 5. Mehrfachbindungen werden näherungsweise wie Einfachbindungen betrachtet. 6. Freie Elektronenpaare werden bei der Benennung der Raumstruktur nicht berücksichtigt.
<p>9.3</p> <p>Definiere den Begriff Elektronegativität!</p> <p>Nennen die vier elektronegativsten Elemente!</p> <p>Erkläre das Zustandekommen von Dipol-Dipol-Wechselwirkungen!</p>	<p>9.3</p> <p>Die Elektronegativität ist das Vermögen eines Atoms, das bindende Elektronenpaar innerhalb einer Atombindung an sich zu ziehen. Die elektronegativsten Elemente sind F, O, N und Cl.</p> <p>Moleküle aus Atomen mit unterschiedlicher Elektronegativität, deren Ladungsschwerpunkte nicht zusammenfallen sind Dipole. Solche Dipolmoleküle verhalten sich ähnlich wie Stabmagneten, d.h. sie richten sich aneinander aus und ziehen sich gegenseitig an (= Dipol-Dipol-Ww).</p>
<p>9.4</p> <p>Was sind die Voraussetzungen für das Zustandekommen von Wasserstoffbrückenbindungen?</p>	<p>9.4</p> <p>Voraussetzungen: Wasserstoffatom, gebunden an ein sehr stark elektronegatives Atom X (X = F, O oder N). Das Atom X muss mindestens ein freies EP besitzen.</p> <p>Wasserstoffbrückenbindungen sind die stärksten zwischenmolekularen Kräfte.</p>

<p>9.5</p> <p>Erkläre wie die Löslichkeit und die (Schmelz-) und Siedetemperatur eines Stoffes abgeschätzt werden können!</p>	<p>9.5</p> <p>Löslichkeit: Merke: ähnliches löst sich gut in ähnlichem Polare Stoffe lösen sich gut in pol. Lösemitteln (z.B. Wasser) Unpolare Stoffe lösen sich gut in unpol. Lösem. (z.B. fette Öle)</p> <p>Siedetemperatur θ_b : Je stärker die zwischenmolekularen Anziehungskräfte sind, desto mehr Energie muss den Teilchen zugefügt werden, um diese Kräfte zu durchbrechen. Wird Wärmeenergie zugeführt, so werden die Teilchen in immer stärkere Bewegung versetzt. Schließlich wird der Abstand zwischen den Teilchen so groß, dass die Anziehungskräfte überwunden werden. Der Stoff ist dann in die Gasphase übergegangen.</p> <p>Schmelztemperatur θ_m : Wie θ_b, aber schwieriger abzuschätzen</p>
<p>9.6</p> <p>Erkläre das Zustandekommen von Van-der-Waals Kräften!</p> <p>Beurteile die Stärke der V.d.W-Kräfte im Vergleich mit anderen dir bekannten zwischenmolekularen Wechselwirkungen!</p>	<p>9.6</p> <p>Van-der-Waals Kräfte beruhen auf dem Auftreten spontaner Dipole. Diese entstehen durch kurzzeitige, zufällige Ladungsschwankungen in den Elektronenhüllen der Atome. Diese Ladungsschwankung überträgt sich auf andere Atome. Dadurch kommt es zu schwachen elektrostatischen Anziehungskräften, den Van-der-Waals Kräften.</p> <p>Die Stärke der zwischenmolekularen Ww verhält sich:</p> <p>H-Brückenbindung > Dipol-Dipol-Ww >> V.d.W-Kräfte</p> <p>Ionenbindungen sind noch wesentlich stärker als H-Brückenbindungen; die Bezeichnung als „zwischenmolekulare Kräfte“ ist aber nur bedingt sinnvoll.</p>
<p>9.7</p> <p>Was ist eine Brönsted-Säure, eine Brönsted-Base, eine Lauge?</p> <p>Wann schmeckt eine Lösung sauer?</p>	<p>9.7</p> <p>Brönsted-Säure = Protonendonator = Teilchen, dass H^+ (=Protonen) abgibt</p> <p>Brönsted-Base = Protonenakzeptor</p> <p>Lauge = Lösung, die OH^- -Ionen enthält und mit Indikatoren alkalisch reagiert</p> <p>Wässrige Säurelösungen enthalten Oxoniumionen H_3O^+, die auch den sauren Geschmack bewirken.</p>
<p>9.8</p> <p>Was ist eine Protolysereaktion?</p>	<p>9.8</p> <p>Reaktionen mit Protonenübergängen zwischen zwei Teilchen nennt man Protolysereaktionen.</p>

9.9
Nenne die in der chemischen Praxis wichtigsten Vertreter der Laugen und Säuren und gib die Molekülformel an!

9.9
Einige Laugen:
 Natronlauge $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$
 Kalilauge $\text{KOH}_{(\text{aq})}$
 Kalkmilch (= gelöschter Kalk) $\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{aq})}$
Die wichtigsten Säuren sind:
 Schwefelsäure H_2SO_4 Salpetersäure HNO_3
 Phosphorsäure H_3PO_4 Kohlensäure H_2CO_3
 Salzsäure $\text{HCl}_{(\text{aq})}$

9.10
Welche qualitative Aussage verbirgt sich hinter dem pH-Wert?

9.10
 Der **pH-Wert** gibt an, wie stark sauer (<7) oder alkalisch (>7) eine Flüssigkeit ist.
 pH 7 ist neutral.

9.11
Erläutere folgende Begriffe am Beispiel der vorgegebenen Reaktion.
 $\text{H}_2(\text{g}) + \text{CuO}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{Cu}(\text{s}) \quad \Delta H_{\text{R}} < 0$
Reduktion
Oxidation
Oxidationsmittel
Reduktionsmittel
Redoxreaktion

9.11

$$\begin{array}{ccccccc}
 \text{Redmi} & & \text{Oxmi} & & & & \\
 0 & +\text{II} & -\text{II} & +\text{I} & -\text{II} & 0 & \\
 \text{H}_2(\text{g}) & + & \text{CuO}(\text{s}) & \rightarrow & \text{H}_2\text{O}(\text{g}) & + & \text{Cu}(\text{s}) \quad \Delta H_{\text{R}} < 0 \\
 \text{Oxidation} & & & & \text{Reduktion} & &
 \end{array}$$

Eine (Teil)reaktion, bei welcher ein Element Elektronen aufnimmt, bezeichnet man als **Reduktion**. **Die Oxidationszahl wird negativer!**
 Eine (Teil)reaktion, bei welcher ein Element Elektronen abgibt, bezeichnet man als **Oxidation**. **Die Oxidationszahl wird positiver!**
 Stoffe, die Elektronen von einem Reaktionspartner aufnehmen, sind **Oxidationsmittel = Elektronenakzeptoren**.
 Stoffe, die Elektronen an einen Reaktionspartner abgeben sind **Reduktionsmittel = Elektronendonatoren**.
 Bei einer **Redoxreaktion** laufen Reduktion und Oxidation gekoppelt ab.