

Annette-Kolb-Gymnasium Traunstein  
Grundwissen der 10. Klasse für das Fach Chemie  
Aufgaben und Antworten

1	Erkläre das EPA-Modell anhand der Beispiele $\text{CH}_4$ , $\text{NH}_3$ , $\text{H}_2\text{O}$ , $\text{CO}_2$ , $\text{CH}_2\text{O}$ , $\text{H}_3\text{O}^+$ , $\text{NH}_4^+$ .
2	Definiere die Elektronegativität und erläutere die Auswirkungen auf Atombindungen
3	Was versteht man unter intermolekularen Kräften? Beschreibe ihre Bedeutung für die Stoffeigenschaften und erläutere die drei wichtigen Arten der intermolekularen Kräfte.
4	Erkläre die Dichteanomalie des Wassers und die Bedeutung des Satzes "Ähnliches löst sich in Ähnlichem".
5	Definiere die Begriffe Säure, Base, Ampholyt, Autoprotolyse, pH-Wert, Indikator.
6	Nenne einige wichtige Säuren und Basen (Name und Formel) und formuliere einige Neutralisationsgleichungen!
7	Definiere die Begriffe Oxidation, Reduktion, Redoxreaktion, Reduktionsmittel, Oxidationsmittel.
8	Erkläre anhand von Beispielen, was eine Oxidationszahl ist, welchen Zweck sie hat und wie man sie ermittelt!
9	Erkläre das allgemeine Funktionsprinzip eines Akkumulators!
10	Erkläre die Struktur, Einteilung und Benennung der Kohlenwasserstoffe. Nenne wichtige Beispiele und ihre Verwendung!
11	Erkläre die Stoffgruppe der Alkohole anhand ausgewählter Beispiele und ihrer Eigenschaften!
12	Erkläre die Stoffgruppe der Aldehyde und Ketone anhand ausgewählter Beispiele.
13	Erkläre die Stoffgruppe der Carbonsäuren anhand ausgewählter Beispiele und ihrer Eigenschaften.
14	Erkläre die prinzipielle Oxidationsmöglichkeit von Alkoholen.
15	Wie bestimmt man Oxidationszahlen in organischen Verbindungen?
16	Erkläre Ester an wichtigen Beispielen!
17	Erkläre die grundlegende Chemie der Kohlenhydrate!
18	Erkläre die grundlegende Chemie der Aminosäuren & Proteine.

Annette-Kolb-Gymnasium Traunstein  
 Grundwissen der 10. Klasse für das Fach Chemie  
 Aufgaben und Antworten

1	<p>Bindende und nichtbindene Elektronenpaare werden vom Atomkern angezogen, stoßen sich aber gegenseitig voneinander ab. Daher ordnen sie sich mit möglichst großem Abstand zueinander um den Atomkern herum an. Dadurch entstehen typische Molekülformen:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• <i>tetraedrisch</i> (z.B. CH<sub>4</sub>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>) mit dem Tetraederwinkel (109°)</li> <li>• <i>pyramidal</i> (z.B. NH<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>)</li> <li>• <i>trigonal-planar</i> (z.B. CH<sub>2</sub>O)</li> <li>• <i>linear</i> (z.B. CO<sub>2</sub>)</li> <li>• <i>gewinkelt</i> (z.B. H<sub>2</sub>O)</li> </ul>
2	<p>Die Fähigkeit eines Atoms, bindende Elektronen an sich zu ziehen. Bekannt sind die <b>Tendenzen im PSE</b> (Zunahme der EN von unten nach oben und links nach rechts, ohne Einbezug der VIII. Hauptgruppe) und daraus folgend die <b>drei Elemente mit der höchsten EN</b> (1.=F; 2.=O; 3.=Cl)</p> <p><u>Auswirkungen:</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• kein EN-Unterschied =&gt; <b>unpolare</b> Elektronenpaarbindung</li> <li>• geringer bis ordentlicher EN-Unterschied (bis 1,5) → <b>polare Bindung mit Teilladungen</b></li> <li>• sehr großer EN-Unterschied (über 1,5) → <b>Ionenbindung mit ganzen Ladungen</b></li> </ul>
3	<p>Anziehende Kräfte <b>zwischen</b> Molekülen. Je stärker diese Kräfte, umso höher sind <b>Schmelz- und Siedepunkt</b> des Stoffes.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• <b>van-der-Waals-Kräfte</b> treten immer auf: Bei kleinen Molekülen schwache Kräfte, Zunahme der Kraft mit <b>steigender Molekülmasse und Molekülgröße</b></li> <li>• <b>Dipol-Dipol-Wechselwirkungen</b> entstehen zwischen den unterschiedlich polarisierten Polen von Dipolmolekülen (Moleküle, die wegen einer polaren Atombindung und entsprechendem Bau eine negativ und eine positiv polarisierte Seite zeigen)</li> <li>• <b>H-Brücken</b> sind sehr starke Kräfte. Sie entstehen zwischen <b>einem stark positiv polarisierten H-Atom</b> des einen Moleküls und einem <b>freien Elektronenpaar eines stark elektronegativen Atoms</b> (F, O, N) des benachbarten Moleküls. Zudem sind sie Ursache für die Dichteanomalie des Wassers und die Oberflächenspannung.</li> </ul>
4	<p><u>Dichteanomalie des Wassers</u> aufgrund der durch <b>H-Brücken</b> verursachten Struktur des Eises mit „<b>Hohlräumen</b>“. Größte Dichte des Wassers bei <b>+4°C</b>. Folgen: Schwimmendes Eis, Frostsprengung, Druckschmelzung von Eis.</p> <p><u>Ähnliches löst sich in Ähnlichem:</u> <b>Polare (hydrophile</b> bzw. <b>lipophobe)</b> Substanzen lösen sich in polaren Lösungsmitteln, <b>unpolare (hydrophobe</b> bzw. <b>lipophile)</b> Substanzen in unpolaren Lösungsmitteln.</p>

Annette-Kolb-Gymnasium Traunstein  
 Grundwissen der 10. Klasse für das Fach Chemie  
 Aufgaben und Antworten

5	<p><b>Säure</b> = Protonendonator, <b>Base</b> = Protonenakzeptor.          Ein <b>Ampholyt</b> kann als Säure und als Base reagieren. Die Autoprotolyse des Wassers führt zur Entstehung von <b>Hydroxid-</b> und <b>Oxoniumionen</b> mit einer jeweiligen <b>Stoffmengenkonzentration</b> von <math>10^{-7} \text{ mol/l}</math> (reines Wasser).</p> <p><b>Der pH-Wert</b> ist ein Maß für die Oxoniumionenkonzentration einer wässrigen Lösung: <math>\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+)</math>; Die <b>pH-Skala</b> von 0 – 14. Mit <b>saurem</b> (0 ... &lt;7), <b>neutralem</b> (7) und <b>basischem</b> =alkalischen (7&lt; ... 14) Bereich.</p> <p><b>Indikatoren</b> zeigen pH- Bereiche anhand ihrer Farbe bzw pH-Änderungen durch Farbänderung an.</p>
6	<p>Salzsäure HCl, Schwefelsäure H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, schwefelige Säure H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, Salpetersäure HNO<sub>3</sub>, salpetrige Säure HNO<sub>2</sub>, Phosphorsäure H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, Kohlensäure H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, Ammoniak NH<sub>3</sub>, Natronlauge NaOH, Kalilauge KOH  <u>Neutralisationsreaktion nach dem Prinzip</u> Säure + Lauge → Salz + Wasser.</p>
7	<p><b>Oxidation</b> = Elektronenabgabe; <b>Reduktion</b> = Elektronenaufnahme;  <b>Redoxreaktion</b> = Elektronenübergang; <b>Oxidationsmittel</b> = Elektronenakzeptor; <b>Reduktionsmittel</b> = Elektronendonator.</p>
8	<p>Die Oxidationszahl ist eine rechnerische Ladung, die bei der Ermittlung von Oxidations- oder Reduktionsvorgängen sehr hilfreich ist. Sie wird als römische Ziffer über das Elementsymbol geschrieben.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Bei Elementen ist die OZ = 0</li> <li>• Bei Atomionen entspricht die OZ der Ionenladung.</li> <li>• Bei Molekülionen entspricht die Summe der OZ der Molekülladung</li> <li>• OZ bei Metallen &gt; 0; F: -I; H: I; O: -II; Halogene: -I</li> </ul> <p style="margin-left: 20px;"> <math>\begin{matrix} 0 &amp; -I &amp; +VI &amp; -II &amp; &amp; +I &amp; +IV &amp; -II \\ \text{Fe} &amp; \text{Cl}^- &amp; \text{SO}_4^{2-} &amp; &amp; &amp; \text{H}_2\text{CO}_3 &amp; &amp; \end{matrix}</math> </p>
9	<p>Stromabgabe (Batterieprinzip) als <b>galvanisches Element</b>: Bei einer Redoxreaktion sind Oxidations- und Reduktionsreaktion räumlich getrennt, die Elektronen müssen beim exothermen Elektronenübergang „einen Umweg“ über den verbindenden Stromkreis machen.</p> <p>Aufladen als <b>Elektrolyse</b>: „Erzwingung“ einer endothermen Redoxreaktion entgegen ihrem natürlichen Verlauf durch Zufuhr von elektrischer Energie.</p>
10	<p><b>Gesättigte Kohlenwasserstoffe: Alkane</b>: KW mit ausschließlich Einfachbindungen. Homologe Reihe mit Nomenklatur und Struktur: Methan, Ethan, Propan, Butan, Pentan, Hexan, Heptan, Octan, Nonan, Decan  <b>Ungesättigte KW: Alkene</b> (mit C=C- Doppelbindung(en)), und <b>Alkine</b> (mit C≡C-Dreifachbindung(en)).</p> <p>Beispiele: Methan (Erdgas), Propan &amp; Butan (Campinggas), Paraffin, Benzin, Polyethen, Ethen, Ethin</p>

Annette-Kolb-Gymnasium Traunstein  
 Grundwissen der 10. Klasse für das Fach Chemie  
 Aufgaben und Antworten

11	mit <b>Hydroxygruppe</b> : wichtige Vertreter (z.B. Methanol, Ethanol, Ethandiol, Glycerin) mit Nomenklatur und Strukturformel. <b>Wichtige Eigenschaften der Alkohole</b> (Brennbarkeit, hohe Siedepunkte wegen H-Brückenbildung, Löslichkeit abhängig von der Größe des polaren und unpolaren Molekülanteils).
12	Beide mit Carbonylgruppe (Strukturformel!); <b>Aldehyde</b> (primäres Carbonyl-C-Atom) und <b>Ketone</b> (sekundäres Carbonyl-C-Atom) mit den wichtigsten Vertretern ( <b>Methanal, Ethanal, Propanon</b> ).
13	Mit <b>Carboxygruppe</b> . Wichtige Vertreter wie Methan-, Ethan-, Butan-, Fettsäure(n). Eigenschaften: Löslichkeit abhängig von der Größe des polaren und unpolaren Molekülanteils, Säurereaktion zum Carboxylation; Hohe Siedepunkte aufgrund von H-Brücken.
14	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Oxidierbarkeit von primären Alkoholen zu Aldehyden und diese weiter zu Carbonsäuren;</li> <li>• Oxidierbarkeit von sekundären Alkoholen zu Ketonen.</li> <li>• retour als Reduktion, jeweils Erklärung anhand der entscheidenden Oxidationszahlen</li> </ul>
15	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Strukturformel zeichnen</li> <li>• Bindungselektronen (dem deutlich elektronegativeren Bindungspartner) zuordnen</li> <li>• <math>OZ = (\text{Zahl der Valenzelektronen des ungebundenen Atoms}) - (\text{Zahl der zugeordneten Bindungselektronen})</math></li> <li>• Angabe der OZ in römischen Zahlen</li> </ul>
16	Esterbildung mit Strukturformeln: Alkohol + Carbonsäure → Ester + Wasser Beispiele Fette, Polyester
17	Glucose als offenkettiges und ringförmiges <b>Monosaccharid</b> ; Davon abgeleitet <b>Disaccharide</b> (Maltose, Lactose) und <b>Polysaccharide</b> (Stärke und Cellulose)
18	<b>Aminosäuren</b> mit Amino- und Carboxygruppe; Proteine bestehen aus vielen Aminosäuren, die durch <b>Peptidbindungen</b> untereinander verbunden sind. nur 20 verschiedene <b>proteinogene AS</b> , aber große Vielfalt an Proteinen