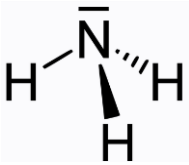
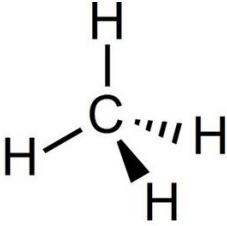
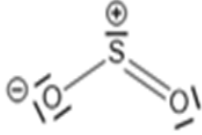
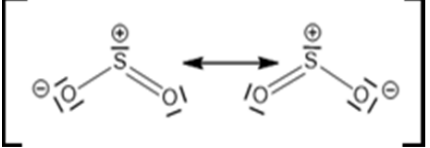


<p style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg);"><b>Atombau und PSE</b></p>	<p><b>Definiere den Begriff „Valenzelektron(en)“!</b></p>	<p>Die Elektronen der höchsten Energiestufe nennt man Valenzelektronen. Sie beeinflussen die chemischen Eigenschaften maßgebend.</p>
<p style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg);"><b>Atombau und PSE</b></p>	<p><b>Benenne die Hauptgruppen!</b></p>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. HG = Alkalimetalle</li> <li>2. HG = Erdalkalimetalle</li> <li>3. HG = Erdmetalle</li> <li>4. HG = Kohlenstoff-Gruppe</li> <li>5. HG = Stickstoff-Gruppe</li> <li>6. HG = Chalkogene</li> <li>7. HG = Halogene</li> <li>8. HG = Edelgase</li> </ol>
<p style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg);"><b>Atombau und PSE</b></p>	<p><b>Erkläre die Edelgaskonfiguration und ihre chemischen Folgen!</b></p>	<p>Die Besetzung der höchsten Energiestufe mit 8 Elektronen (Ausnahme: erste Energiestufe mit 2 Elektronen) ist energetisch besonders günstig. Diese Elektronenverteilung nennt man <b>Edelgaskonfiguration</b>.</p> <p>Andere Atome streben nach der <b>Edelgasregel</b> Verbindungen an, in denen sie die Edelgaskonfiguration erreichen. Daraus ergeben sich auch die Ladungszahlen von Ionen.</p>

<p style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg);"><b>Elektronenübergänge</b></p>	<p style="text-align: center;"><b>Unterscheide Elektronendonator und Elektronenakzeptor Voneinander!</b></p>	<p>Der <b>Elektronendonator</b> (das Reduktionsmittel) gibt Elektronen ab und wird <b>oxidiert</b>.</p> <p>Der <b>Elektronenakzeptor</b> (das Oxidationsmittel) nimmt Elektronen auf und wird <b>reduziert</b>.</p>
<p style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg);"><b>Elektronenübergänge</b></p>	<p style="text-align: center;"><b>Definiere die Begriffe Oxidation und Reduktion!</b></p>	<p>Eine <b>Oxidation</b> ist die Abgabe von Elektronen.</p> <p>Eine <b>Reduktion</b> ist die Aufnahme von Elektronen.</p>
<p style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg);"><b>Elektronenübergänge</b></p>	<p style="text-align: center;"><b>Erkläre das Prinzip einer Donator-Akzeptor-Reaktion anhand der Redoxreaktion!</b></p>	<p>Ein Teilchen gibt „etwas“ ab, wirkt also als Geber = Donator. Dazu muss ein anderes Teilchen in der Reaktion dieses „etwas“ aufnehmen = Akzeptor.</p> <p>Redoxreaktion: Ein Teilchen (der Elektronendonator) gibt Elektronen ab, das andere Teilchen (Elektronenakzeptor) muss diese aufnehmen, damit die Reaktion stattfinden kann.</p>
<p style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg);"><b>Elektronenübergänge</b></p>		

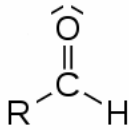
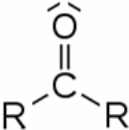
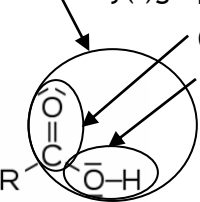
<p style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg);">Molekulare Verbindungen</p>	<p style="text-align: center;"><b>Definiere den Begriff „Orbital“!</b></p>	<p>Das Orbital ist ein Bereich, in dem sich ein Elektron mit großer Wahrscheinlichkeit befindet.</p> <p>In jedem Orbital befinden sich maximal zwei Elektronen.</p>
<p style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg);">Molekulare Verbindungen</p>	<p style="text-align: center;"><b>Definiere den Begriff „Elektronenpaarbindung“!</b></p>	<p>Eine <b>Elektronenpaarbindung / Atombindung</b> entsteht, wenn bei zwei <b>Nichtmetall-Atomen</b> je ein einfach besetztes Atomorbital zu einem doppelt besetzten Molekülorbital verschmelzen.</p> <p>Die zwei Elektronen im Molekülorbital nennt man <b>bindendes Elektronenpaar</b>.</p> <p>Auch hierbei strebt jedes Atom die Edelgaskonfiguration an.</p>
<p style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg);">Molekulare Verbindungen</p>	<p style="text-align: center;"><b>Leite die räumliche Struktur des Wassers her, zeichne und benenne sie!</b></p>	<p>Grundform Tetraeder mit zwei freien Elektronenpaaren → gewinkelt + Zeichnung:</p> 
<p style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg);">Molekulare Verbindungen</p>	<p style="text-align: center;"><b>Leite die räumliche Struktur des Ammoniaks her, zeichne und benenne sie!</b></p>	<p>Grundform Tetraeder mit einem freien Elektronenpaar → trigonal pyramidal + Zeichnung:</p> 

<p style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg);">Molekulare Verbindungen</p>	<p>Leite die räumliche Struktur des Methans her, zeichne und benenne sie!</p>	<p>Grundform Tetraeder ohne freies Elektronenpaar → tetraedrisch + Zeichnung</p> 
<p style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg);">Molekulare Verbindungen</p>	<p>Erkläre die Formalladung an einem selbstgewählten Beispiel!</p>	<p>Um die Oktettregel zu erfüllen, ist es manchmal nötig, dass einzelne Atome im Molekül geladen sind. Die Gesamtladung des Moleküls ergibt sich aus der Summe aller Formalladungen im Molekül (beim ungeladenen Molekül heben sich die Formalladungen gegenseitig auf).</p> 
<p style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg);">Molekulare Verbindungen</p>	<p>Beschreibe die Herleitung einer Formalladung exemplarisch am Beispiel des Ammonium-Ions!</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Bestimme die Anzahl der Valenzelektronen (<math>Ve^-</math>), des Atoms im atomaren Zustand (z.B. N: 5 <math>Ve^-</math>).</li> <li>- Bestimme die Anzahl der <math>Ve^-</math>, die das Atom in diesem Molekül besitzt (z.B. N: 4 <math>Ve^-</math>).</li> <li>→ Im Molekül hat das Stickstoffatom ein <math>Ve^-</math> weniger als im atomaren Zustand</li> <li>→ es hat die Ladung +1</li> <li>- Wiederhole diesen Vorgang mit allen anderen Atomen des Moleküls.</li> </ul>
<p style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg);">Molekulare Verbindungen</p>	<p>Erkläre die Mesomerie an einem selbstgewählten Beispiel!</p>	<p>Kann die Elektronenverteilung nicht durch eine einzige Valenzstrichformel, sondern nur mithilfe mehrerer <b>Grenzstrukturformeln</b> annähernd dargestellt werden, spricht man von Mesomerie. Man kennzeichnet dies durch die <b>Mesomeriekammern</b> und den <b>Mesomeriepfeil</b>. Die tatsächliche Elektronenverteilung liegt zwischen den Grenzstrukturformeln.</p> 

<p style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg);"><b>Molekulare Verbindungen</b></p>	<p style="text-align: center;"><b>Beschreiben Sie Gemeinsamkeiten und Unterschiede der Alkane, Alkene und Alkine!</b></p>	<p>Alkane, Alkene und Alkine sind Kohlenwasserstoffe (bestehen nur aus Kohlenstoff und Wasserstoff)</p> <p>Alkane - besitzen nur C-C-Einfachbindungen - Nomenklatur-Endung „-an“</p> <p>Alkene - besitzen min. eine C=C-Doppelbindung - Nomenklatur-Endung „-en“</p> <p>Alkine - besitzen min. eine C≡C-Dreifachbindung - Nomenklatur-Endung „-in“</p>
<p style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg);"><b>Molekulare Verbindungen</b></p>	<p style="text-align: center;"><b>Erläutere am Beispiel Butan die verschiedenen Darstellungsformen (Summen-, Halbstruktur-, Valenzstrich-, Skelettformel)!</b></p>	<p>Summenformel: <math>C_4H_{10}</math></p> <p>Halbstrukturformel: <math>CH_3-CH_2-CH_2-CH_3</math></p> <p>Valenzstrichformel: (= „Strukturformel“)</p> $\begin{array}{cccc} H & H & H & H \\   &   &   &   \\ H-C & -C & -C & -C-H \\   &   &   &   \\ H & H & H & H \end{array}$ <p>Skelettformel: </p>
<p style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg);"><b>Molekulare Verbindungen</b></p>	<p style="text-align: center;"><b>Erläutere den Begriff „(Konstitutions)isomerie“!</b></p>	<p>= Strukturisomerie: Verbindungen mit gleicher Summenformel, aber unterschiedlicher Strukturformel (unterschiedliche Verknüpfungsreihenfolge der Atome).</p>
<p style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg);"><b>Molekulare Verbindungen</b></p>	<p style="text-align: center;"><b>Erläutere den Begriff „E-Z-isomerie“!</b></p>	<p>Verbindungen mit gleicher Summenformel, aber unterschiedlicher Strukturformel: Beim Z-Isomer stehen vergleichbare Atome oder Atomgruppen auf derselben Seite beim E-Isomer auf verschiedenen Seiten der Doppelbindung.</p>

<p style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg);">Wechselwirkungskonzept</p>	<p><b>Definiere den Begriff „Elektronegativität“, gib ihre Tendenzen im PSE an und zeige, wo man sie im PSE finden kann!</b></p>	<p>Elektronegativität (<math>E_N</math>): Fähigkeit eines Atoms, die Elektronen innerhalb einer Elektronenpaarbindung an sich zu ziehen.</p> <p>Im PSE: Steigt von links nach rechts und fällt von oben nach unten.</p>
<p style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg);">Wechselwirkungskonzept</p>	<p><b>Definiere den Begriff „Dipolmolekül“!</b></p>	<p>Moleküle mit polaren Bindungen, die nicht punktsymmetrisch sind, bezeichnet man als Dipolmoleküle.</p> <p>Bei ihnen fallen die Ladungsschwerpunkte der positiven und negativen Teilladungen (<math>\delta^+</math> / <math>\delta^-</math>) nicht zusammen.</p>
<p style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg);">Wechselwirkungskonzept</p>	<p><b>Definiere den Begriff „Wasserstoffbrücke“!</b></p>	<p>Als Wasserstoffbrücke bezeichnet man besonders starke Wechselwirkungen zwischen einem partiell positiv geladenen Wasserstoff-Atom (<math>\delta^+</math>) eines Moleküls und einem nicht-bindenden Elektronenpaar eines partiell stark negativ geladenen Sauerstoff-, Stickstoff-, oder Fluor-Atoms (<math>\delta^-</math>) eines anderen Moleküls.</p>
<p style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg);">Wechselwirkungskonzept</p>	<p><b>Definiere den Begriff „Dipol-Dipol-Wechselwirkung“!</b></p>	<p>Zwischen Molekülen mit permanenten Dipolen, die keine Wasserstoffbrücken ausbilden können, wirken die etwas schwächeren Dipol-Dipol-Wechselwirkungen.</p>

<p style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg);"><b>Wechselwirkungskonzept</b></p>	<p><b>Definiere den Begriff „London-Dispersions-Wechselwirkungen“!</b></p>	<p>London-Dispersionswechselwirkungen beruhen auf der elektrostatischen Anziehung zwischen temporären Dipolen und sind die schwächsten Wechselwirkungen.</p> <p>Sie treten zwischen allen chemischen Teilchen auf. Je größer die Teilchen sind, umso stärker sind diese Wechselwirkungen.</p>
<p style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg);"><b>Wechselwirkungskonzept</b></p>	<p><b>Erkläre, wie man abschätzen kann, ob ein Lösungsmittel zum Lösen eines Stoffes geeignet ist oder nicht!</b></p>	<p>Es gilt: „Ähnliches löst sich in Ähnlichen.“</p> <p>Stoffe aus unpolaren Molekülen lösen sich in unpolaren Lösungsmitteln.</p> <p>Stoffe aus polaren Molekülen lösen sich in polaren Lösungsmitteln.</p>
<p style="writing-mode: vertical-rl; transform: rotate(180deg);"><b>Wechselwirkungskonzept</b></p>	<p><b>Erkläre die Begriffe hydrophil - hydrophob - amphiphil!</b></p>	<p>Stoffe die sich in unpolaren Lösungsmitteln lösen, sind hydrophob / lipophil.</p> <p>Stoffe die sich in polaren Lösungsmitteln wie Wasser lösen, sind hydrophil / lipophob.</p> <p>Amphiphile Stoffe lösen sich in polaren und unpolaren Lösungsmitteln.</p>

funktionelle Gruppen	<p>Zeichnen und benenne die funktionelle Gruppe der <u>Alkohole</u> und erkläre die allgemeine Nomenklatur der Alkohole!</p>	<p>allg. Formel: R-CH<sub>2</sub>-OH</p> <p>-OH Gruppe = Hydroxygruppe</p> <p>Nomenklatur: Name des Alkyl-Restes + Position der funktionellen Gruppe (+ Anzahl der funktionellen Gruppen) + Endung „-ol“</p>
funktionelle Gruppen	<p>Zeichnen und benenne die funktionelle Gruppe der <u>Aldehyde</u> und erkläre die allgemeine Nomenklatur der Aldehyde!</p>	 <p>= Carbonylgruppe</p> <p>Nomenklatur: Name des Alkyl-Restes + Endung „-al“</p>
funktionelle Gruppen	<p>Zeichnen und benenne die funktionelle Gruppe der <u>Ketone</u> und erkläre die allgemeine Nomenklatur der Ketone!</p>	 <p>= Carbonylgruppe</p> <p>Nomenklatur: Name des Alkyl-Restes + Position der funktionellen Gruppe + Endung „-on“</p>
funktionelle Gruppen	<p>Zeichnen und benenne die funktionelle Gruppe der <u>Carbonsäuren</u> und erkläre die allgemeine Nomenklatur der Carbonsäuren!</p>	<p>= Carboxy(l)gruppe, setzt sich aus einer Carbonylgruppe und einer Hydroxygruppe zusammen</p>  <p>Nomenklatur: Name des Alkyl-Restes + Endung „-säure“</p>