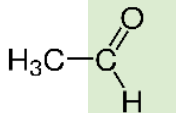
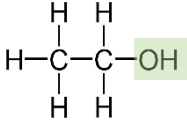
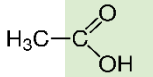
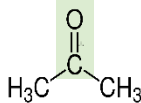


Grundwissenskatalog Chemie der Jahrgangsstufe 9 NTG

1. Atombau und gekürztes PSE	
Edelgaskonfiguration	Elektronenkonfiguration der Edelgasatome; mit Ausnahme des Heliumatoms (zwei Valenzelektronen) verfügen alle anderen Edelgasatome über acht Valenzelektronen.
Elektronenkonfiguration	Beschreibung der Verteilung der Elektronen auf den verschiedenen Energiestufen der Atomhülle eines Atoms
Energiestufenmodell	Laut dem Energiestufenmodell befinden sich die Elektronen der Atomhülle auf sogenannten Energiestufen.
Ionisierungsenergie	die für die Abspaltung eines Elektrons notwendige Energie
Isotope	Atome desselben Elements, die sich nur in der Neutronenzahl unterscheiden
Valenzelektronen	Die Elektronen der höchsten Energiestufe im Energiestufenmodell nennt man Valenzelektronen. Die Anzahl der Valenzelektronen entspricht der Hauptgruppennummer.
Valenzstrichschreibweise	Mit Hilfe von Punkten (Elektron) und Strichen (Elektronenpaar) werden die Valenzelektronen dargestellt.
2. Donator-Akzeptor-Konzept - Elektronenübergänge	
Akkumulator	Ein Akkumulator ist ein (im Gegensatz zu einer Batterie) wiederaufladbarer Energiespeicher.
Batterie	In Batterien laufen Redoxreaktionen freiwillig ab, wobei chemische Energie in elektrische Energie umgewandelt wird.
Daniell-Element	spezielle galvanische Zelle, bestehend aus einer Kupfer- und einer Zink-Halbzelle
Elektrolyse	Eine Elektrolyse ist eine durch elektrische Spannung erzwungene Redoxreaktion, bei der eine chemische Verbindung in ihre Elemente zerlegt wird.
Elektronenakzeptor	Teilchen, welches Elektronen aufnimmt und somit reduziert wird
Elektronendonator	Teilchen, welches Elektronen abgibt und somit oxidiert wird

Galvanische Zelle	Die Teilreaktionen von freiwillig ablaufenden Redoxreaktionen werden räumlich getrennt. Dadurch kann chemische Energie in elektrische Energie umgewandelt werden.
Oxidation	Bei der Oxidation gibt ein Elektronendonator ein oder mehrere Elektronen ab (Elektronenabgabe).
Redoxreaktion	Elektronenübergang von einem Elektronendonator auf einen Elektronenakzeptor (Donator-Akzeptor-Reaktion)
Redoxreihe der Metalle	Anordnung der Metallatome und -ionen nach ihrer Tendenz, Elektronen abzugeben oder aufzunehmen; edlere Teilchen nehmen Elektronen auf, unedlere Teilchen geben Elektronen ab.
Reduktion	Bei der Reduktion nimmt ein Elektronenakzeptor ein oder mehrere Elektronen auf (Elektronenaufnahme).
3. Molekulare Verbindungen	
Alkylrest	Seitenkette einer organischen Verbindung, die nur aus Kohlenstoff- und Wasserstoffatomen besteht
Atombindung = Elektronenpaarbindung	Überlappung zweier oder mehrerer Orbitale führt zur Bindung von Atomen durch ein gemeinsames, bindendes (oder mehrere gemeinsame, bindende) Elektronenpaar(e).
Bromwasser-Probe	Nachweisreaktion zur Identifizierung von Mehrfachbindungen in Alkenen oder Alkinen durch eine Entfärbung des Bromwassers
EPA-Modell	Sowohl bindende als auch nichtbindende Elektronenpaare stoßen sich elektrostatisch ab. Deshalb ordnen sich die Atome im Molekül räumlich optimiert an: o tetraedisch: z.B. Methan (Bindungswinkel 109,5°) o pyramidal: z.B. Ammoniak (Bindungswinkel 107°) o gewinkelt: z.B. Wasser (Bindungswinkel 104,5°)
E/Z-Isomerie	Form von Isomerie, die auf Grund der fehlenden Drehbarkeit der Doppelbindung bei Alkenen auftritt; sie bezeichnet die unterschiedliche Anordnung der Atome an der Doppelbindung (E = entgegen, Z = zusammen).
Formalladung	Die Formalladung eines Atoms ist die Differenz aus der Anzahl der Valenzelektronen des ungebundenen Atoms und der in der Valenzstrichformel zugeordneten Zahl an Valenzelektronen des Atoms. \oplus \ominus
Gruppen von Kohlenwasserstoffen	o Alkane → besitzen nur Einfachbindungen, allgemeine Summenformel C_nH_{2n+2}

	<ul style="list-style-type: none"> ○ Alkene → besitzen mindestens eine Doppelbindung, allgemeine Summenformel für Monoalkene C_nH_{2n} ○ Alkine → besitzen mindestens eine Dreifachbindung, allgemeine Summenformel für Monoalkine C_nH_{2n-2} ○ außerdem Unterscheidung in verzweigte und unverzweigte Kohlenwasserstoffverbindungen
Isomerie	Isomere sind Stoffe, deren Moleküle die gleiche Summenformel, aber verschiedene chemische und physikalische Eigenschaften haben.
Keilstrichformel	Darstellung der räumlichen, dreidimensionalen Anordnung der Atome in einem Molekül in der zweidimensionalen Zeichenebene
Konstitutionsisomere	Form von Isomerie, bei der die einzelnen Isomere eine unterschiedliche Verknüpfung der Atome im Molekülbau aufweisen
Mesomerie	Als Mesomerie wird die Erscheinung bezeichnet, dass die tatsächliche Elektronenverteilung innerhalb eines Moleküls oder Ions nur durch mehrere Grenzformeln beschrieben werden kann.
Molekülgeometrie	Beschreibung der räumlichen Anordnung der Atome sowie der Bindungswinkel und Bindungslängen in einem Molekül(ion) unter Verwendung des EPA-Modells
Nomenklatur	Unter Nomenklatur versteht man in der Chemie die systematische und einheitliche Namensgebung für chemische Stoffe nach den IUPAC-Regeln.
Orbital	Die Orbitale lassen sich bildlich als Elektronenwolken darstellen. Sie geben den Raum an, in dem sich Elektronen mit 99%-iger Wahrscheinlichkeit befinden.
Skelettformel	vereinfachte Formelschreibweise, die nur die räumliche Anordnung der Bindungen zwischen den Kohlenstoffatomen zeigt; Kohlenstoff- und Wasserstoffatome werden nicht geschrieben.
Valenzstrichformeln	Schreibweise, die den zweidimensionalen Bau eines Moleküls zeigt; die Anordnung der Atome, ihrer Atombindungen und der nichtbindenden Elektronenpaare werden verdeutlicht.
4. Wechselwirkungskonzept – Anziehung zwischen Teilchen	
Aldehyde	<p>Die Gruppe der Aldehyde ist erkennbar an der Aldehyd-Gruppe.</p> <p>Beispiel: Ethanal </p>

Alkohole	Die Gruppe der Alkohole ist erkennbar an der Hydroxy-Gruppe. Beispiel: Ethanol 
amphiphile Stoffe	Stoffe, die sich sowohl in polaren als auch in unpolaren Lösungsmitteln gut lösen
Carbonsäuren	Die Gruppe der Carbonsäuren ist erkennbar an der Carboxy-Gruppe. Beispiel: Ethansäure 
Dichteanomalie	Wasser hat im flüssigen Aggregatzustand bei 4°C die höchste Dichte.
Dipol	Ein Molekül besitzt eine unsymmetrische Ladungsverteilung, wodurch es eine positive und eine negative Teilladung ($\delta + / \delta -$) besitzt.
Dipol-Dipol-Wechselwirkungen	elektrostatische Anziehung zwischen permanenten Dipolen
Elektronegativität	Fähigkeit eines Atoms, die Elektronen einer Atombindung an sich zu ziehen
Hydratation	Beim Lösen eines Stoffs, zum Beispiel eines Salzes, in Wasser bilden die Wassermoleküle eine Hydrathülle um die Ionen des Salzes.
hydrophile Stoffe	Stoffe, die sich gut in Wasser lösen; die Moleküle weisen einen polaren Bau auf.
Ketone	Die Gruppe der Ketone ist erkennbar an der Keto-Gruppe. Beispiel: Propanon 
lipophile Stoffe	Stoffe, die sich nicht gut in Wasser, aber gut in unpolaren Lösungsmitteln lösen; die Moleküle weisen einen unpolaren Bau auf.
Oberflächenspannung	Die Oberflächenspannung beruht auf nach innen gerichteten Anziehungskräften zwischen Teilchen einer Flüssigkeit.
Partiellladung	Ungleiche Ladungsverteilungen in einem Molekül, die durch die Elektronegativitätsdifferenzen auftreten, werden mit Hilfe von Partiellladungen in der Molekülformel gekennzeichnet. ($\delta + / \delta -$)

<p>Van-der-Waals-Wechselwirkungen</p>	<p>schwache Anziehungskräfte vor allem bei unpolaren Molekülen</p> <p>London-Dispersions-Wechselwirkungen:</p> <p>Spontaner Dipol: asymmetrische Ladungsverteilung führt zu +/- geladenen Bereichen im Molekül</p> <p>Induzierter Dipol: Polarisierung von Atomen/Molekülen durch spontane Dipole; schwächste der zwischenmolekularen Wechselwirkungen</p> <p>Dipol-Dipol-Wechselwirkungen: elektrostatische Anziehung zwischen permanenten Dipolen</p>
<p>Wasserstoffbrücke</p>	<p>Eine Wasserstoffbrücke beruht auf der Anziehung zwischen einem stark positiv polarisierten Wasserstoffatom eines Moleküls und dem freien Elektronenpaar der stark negativ polarisierten Atome F, O, N eines benachbarten Moleküls: stärkste der zwischenmolekularen Wechselwirkungen</p>