

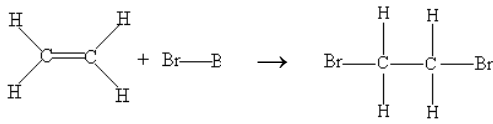

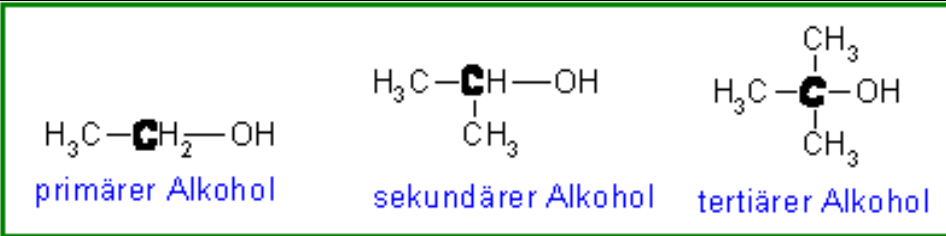
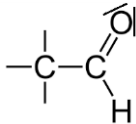
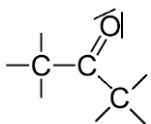
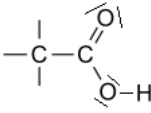

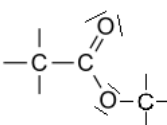


Molekülstruktur und Stoffeigenschaften		
Räumlicher Bau von Molekülen	<p>Möglicher Molekülbau: tetraedrisch; trigonal-pyramidal; gewinkelt; linear; trigonal-planar</p> <p>Regeln zum Aufstellen von Raumformeln:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Ermittle die Valenzstrichformel des Moleküls und das Zentralatom - An der Kugeloberfläche des Zentralatoms stoßen sich bindende und nichtbindende Elektronenpaare ab. Sie nehmen somit den größtmöglichen Abstand zueinander ein. - Nichtbindende Elektronenpaare nehmen mehr Raum ein als bindende Elektronenpaare. - Mehrfachbindungen werden wie Einfachbindungen behandelt 	
Elektronegativität	<p>Die Elektronegativität ist ein Maß für die Fähigkeit eines Atoms in einem Molekül das bindende Elektronenpaar an sich zu ziehen.</p> <p>$\Delta EN = 0$: unpolare Atombindung $0,1 < \Delta EN < 1,7$: polare Atombindung $\Delta EN > 1,7$: Ionenbindung</p>	
Dipol	<p>Polare Atombindungen verursachen einen positiven und negativen Ladungsschwerpunkt. Fallen diese Ladungsschwerpunkte nicht zusammen spricht man von einem Dipol. Das Molekül besitzt Teilladungen = Partialladungen.</p>	
Zwischenmolekulare Kräfte		
Van der Waals Kräfte	Dipol-Dipol Kräfte	Wasserstoffbrückenbindung
<p>Sie entstehen durch kurzzeitige Polarisierung der Elektronenwolken unpolarer Moleküle. Dadurch entstehen induzierte Dipole, die sich gegenseitig anziehen.</p>	<p>Anziehungskräfte zwischen permanenten Dipolen.</p>	<p>Bilden Moleküle Wasserstoffbrückenbindungen, so muss ein Wasserstoffatom direkt an ein kleines, stark elektronegatives Atom (Sauerstoff-, Stickstoff- oder Fluor-Atom) gebunden sein (und deshalb stark positiv polarisiert sein) und mindestens ein freies Elektronenpaar vorhanden sein.</p>

Redoxreaktionen	
Oxidation	Vorgang, bei dem Elektronen abgegeben werden.
Reduktionsmittel	Teilchen, das Elektronen abgibt = Elektronendonator
Reduktion	Vorgang, bei dem Elektronen aufgenommen werden.
Oxidationsmittel	Teilchen, das Elektronen aufnimmt = Elektronenakzeptor
Oxidationszahl	Hilfsmittel zur Aufstellung von Redoxgleichungen, festgelegt aufgrund hypothetischer Ladungszahlen
Oxidation oder Reduktion? → der Oxidationszahlen-Strahl	<p style="text-align: center;"> Oxidation → ← Reduktion </p> <p style="text-align: center;"> -VII -VI -V -IV -III -II -I 0 +I +II +III +IV +V +VI +VII </p>
Aufstellen von Redoxgleichungen	<ol style="list-style-type: none"> 1. Schreibe die Teilchenformel der Edukte und Produkte 2. Bestimme die Oxidationszahlen 3. Ordne die Begriffe Oxidation und Reduktion richtig zu 4. Formuliere die Teilgleichungen: <ol style="list-style-type: none"> a) Überprüfe die Stöchiometrie b) Gleiche die Änderung der OZ durch Elektronen aus c) Gleiche die Anzahl der Ladungen aus: In saurer Lösung: H_3O^+ In basischer Lösung: OH^- d) Gleiche die Atombilanz durch Wasser-Moleküle aus 5. Formuliere die Redoxgleichung: <ol style="list-style-type: none"> a) Multipliziere die Teilgleichungen, um gleiche Elektronenanzahl zu bekommen b) Addiere die Teilgleichungen zur Redoxgleichung

Säuren und Basen	
Säureteilchen	geben Protonen ab = Protonendonator diese erzeugen in wässriger Lösung stets Oxoniumionen (H_3O^+)
Baseteilchen	nehmen Protonen auf = Protonenakzeptor diese erzeugen in wässriger Lösung stets Hydroxidionen (OH^-)
Ampholyt	Ampholyte sind Teilchen, die in Abhängigkeit vom Reaktionspartner als Säure oder als Base fungieren können. Bsp.: H_2O , HPO_4^{2-}
Säure-Base Reaktion/Protolyse	Protonenübergang zwischen zwei korrespondierenden Säure-Base-Paaren.
Neutralisation	Bei einer Neutralisation reagieren die Oxoniumionen (H_3O^+) der sauren Lösung mit den Hydroxidionen (OH^-) der basischen Lösung zu Wassermolekülen. Neben Wasser entsteht das entsprechende Salz. Säure + Base \rightarrow Wasser + Salz
Indikatoren	Indikatoren sind Farbstoffe, die durch Farbumschlag den sauren oder alkalischen (basischen) Charakter einer Lösung anzeigen. Z.B. Lackmus, Phenolphthalein
pH-Wert	Maß für den sauren, neutralen oder basischen Charakter einer wässrigen Lösung. pH < 7: saure Lösung pH = 7: neutrale Lösung pH > 7: basische Lösung
Die wichtigsten Laugen	Die wichtigsten Säuren und ihre Säurereste
NaOH Natronlauge	Säure Säurerest
KOH Kalilauge	HF Fluorwasserstoffsäure F^- Fluorid
Ca(OH)₂ Calciumlauge	HCl Salzsäure Cl^- Chlorid
NH₃ Ammoniak (NH_4^+ = Ammoniumion)	HBr Bromwasserstoffsäure Br^- Bromid
	HI Iodwasserstoffsäure I^- Iodid
	H₂S Schwefelwasserstoff(säure) S^{2-} Sulfid
	HNO₃ Salpetersäure NO_3^- Nitrat
	H₂SO₄ Schwefelsäure SO_4^{2-} Sulfat
	HSO_4^- Hydrogensulfat
	H₂CO₃ Kohlensäure CO_3^{2-} Carbonat
	HCO_3^- Hydrogencarbonat
	PO_4^{3-} Phosphat
	H₃PO₄ Phosphorsäure HPO_4^{2-} Hydrogenphosphat
	H_2PO_4^- Dihydrogenphosphat
	HNO₂ Salpetrigsäure NO_2^- Nitrit
	H₂SO₃ Schwefeligesäure SO_3^{2-} Sulfit
	HSO_3^- Hydrogensulfit

Organische Chemie			
Stoffklasse	Funktionelle Gruppe	Benennung	Typische Reaktionen
Alkane	CC-Einfachbindung 	-an z.B. Ethan	<i>Radikalische Substitution</i> z.B. $\text{CH}_4 + \text{Br}_2 \xrightarrow{\text{Licht}} \text{CH}_3\text{Br} + \text{HBr}$ Wasserstoff wird durch Halogen im Alkan ersetzt (substituiert).
Alkene	CC-Doppelbindung 	-en z.B. Ethen	<i>Elektrophile Addition z.B.</i> 
Alkohole	Hydroxygruppe COH 	-ol z.B. Ethanol	<i>Veresterung mit Carbonsäuren</i> (siehe Carbonsäuren) <i>Oxidation</i> Primärer Alkohol → Aldehyde → Carbonsäuren Sekundärer Alkohol → Ketone Tertiärer Alkohol → keine Oxidation möglich
			
Aldehyde	Aldehydgruppe CHO (mit Carbonylgruppe) 	-al z.B. Ethanal	<i>Oxidation zu Carbonsäuren</i>
Ketone	Ketogruppe CO (mit Carbonylgruppe) 	-on z.B. Propanon (Aceton)	<i>Keine Oxidation möglich</i>
Carbonsäuren	Carboxygruppe COOH 	-säure z.B. Ethansäure (Essigsäure)	<i>Reaktion als Säure</i> Bildung von Carboxylationen R-COO^- <i>Veresterung mit Alkoholen z.B.</i>  Carbonsäure und Alkohol verbinden sich unter Wasserabspaltung zu einem Ester.
Ester	Esterbindung 	-ester z.B. Ethansäure- ethylester	<i>Hydrolyse zu entsprechender Carbonsäure und Alkohol möglich</i> Spaltung des Esters zu Carbonsäure und Alkohol unter Wasseraufnahme.

