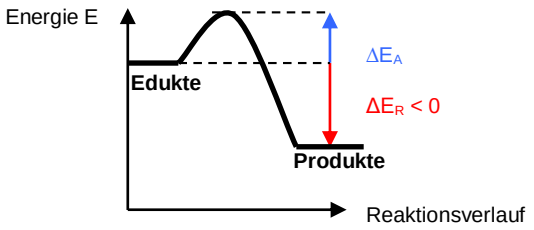
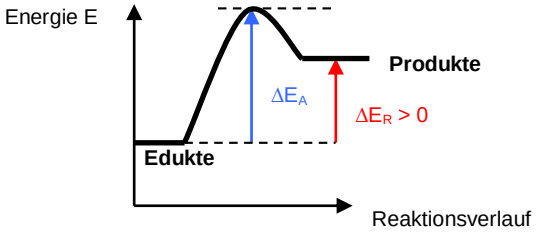
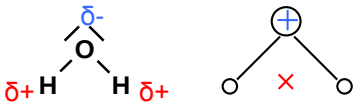
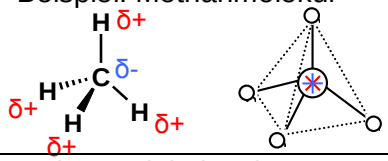
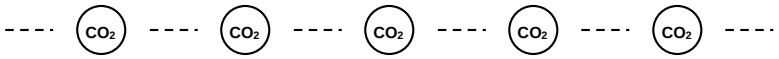
Basiswissen Chemie Q11 - NTG: 8.-10. Jahrgangsstufe, SG: 9.-10. Jahrgangsstufe (Descartes-Gymnasium Neuburg)

Fachbegriffe	Erklärung der Fachbegriffe
Aggregatzustände	- fest (s = solid), flüssig (l = liquid) oder gasförmig (g = gaseous) - Übergange zwischen den Aggregatzuständen: • von fest nach flüssig = **schmelzen** • von flüssig nach gasförmig = **sieden, verdampfen** • von flüssig nach fest = **erstarren** • von gasförmig nach flüssig = **kondensieren** • von fest nach gasförmig = **sublimieren** • von gasförmig nach fest = **resublimieren**
homogene Gemische	**Die Bestandteile können optisch nicht voneinander unterschieden werden.**
Lösung	- homogenes Stoffgemisch aus einer Flüssigkeit und einem darin löslichen anderen Stoff - Beispiel: • Ein Feststoff (z.B. Kochsalz) ist in einer Flüssigkeit (z.B. Wasser) gelöst. • chem. Schreibweise: NaCl (aq) aq = aqueous = in Wasser gelöst
heterogene Gemische	**Die Bestandteile können optisch voneinander unterschieden werden.**
Suspension (= Aufschlämmung)	- heterogenes Gemisch aus einer Flüssigkeit und einem darin nicht löslichen Feststoff - Beispiel: Aufschlämmung von Lehm in Wasser
Emulsion	- heterogenes Gemisch zweier ineinander nicht löslicher Flüssigkeiten (Tröpfchenaufschwemmung) - Beispiel: Milch (Öltröpfchen in Wasser)
Ionen	- **elektrisch geladene Teilchen:** Atom-Ionen (geladene Atome) oder Molekül-Ionen (geladene Moleküle) - **Kationen:** positiv geladen, wandern im el. Feld zur Kathode (Minus-Pol) Beispiele: • K^+ (Kalium-Ion, ein Atom-Ion) • NH_4^+ (Ammonium-Ion, ein Molekül-Ion) - **Anionen:** negativ geladene, wandern im el. Feld zur Anode (Plus-Pol) Beispiele: • Cl^- (Chlorid-Ion, ein Atom-Ion) • SO_4^{2-} (Sulfat-Ion, ein Molekül-Ion)
Salze	- Anionen und Kationen (ungleichnamig geladene Teilchen) ziehen sich gegenseitig an und bilden **Salze.** - Die **Verhältnisformel (Formeleinheit)** gibt das Zahlenverhältnis der Ionen im Salz an. Beispiele: • Natriumchlorid (NaCl: ein Na^+-Ion kommt auf ein Cl^--Ion) • Kaliumsulfat (K_2SO_4: zwei K^+-Ionen kommt auf ein SO_4^{2-}-Ion) - In einem Salz sind die Ionen in einem **Ionengitter** regelmäßig angeordnet. - Salze entstehen z.B. bei der Reaktion von Metallen mit Nichtmetallen. Beispiel: $2\ Na + Cl_2 \rightarrow 2\ NaCl$
Valenzelektronen	**Außenelektronen** = Elektronen auf der **äußersten Schale / Energiestufe** Die Anzahl der Außenelektronen der Atome der Hauptgruppenelemente entspricht stets der **Nummer der Hauptgruppe**.
Nachweis von Chlorid-Ionen durch eine Fällungsreaktion	- Bildung eines weißen Niederschlags von Silberchlorid bei Zugabe von Silbernitrat-Lösung zu einer Lösung, die Chlorid-Ionen enthält - Reaktionsgleichung: $NaCl(aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow \underset{\text{Niederschlag}}{AgCl(s)} + NaNO_3(aq)$ $Na^+ + Cl^- + Ag^+ + NO_3^- \rightarrow AgCl\downarrow + Na^+ + NO_3^-$
Nachweis von Sauerstoff (Glimmspanprobe)	Ein glimmender Holzspan wird durch reinen Sauerstoff entflammt.

Nachweis von Wasserstoff (Knallgasprobe)	- Ein Gemisch aus Wasserstoff und Luft / Sauerstoff explodiert beim Hinzutreten eines Zündfunkens mit einem lauten Knall. - Reaktionsgleichung: $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$
Nachweis von Kohlenstoffdioxid (Kalkwasserprobe)	- Trübung von Kalkwasser beim Einleiten von Kohlenstoffdioxid - Die Trübung beruht auf der Bildung eines milchig weißen Niederschlags von Calciumcarbonat (= Kalk): $Ca(OH)_2$ (Kalkwasser) + CO_2 (Kohlenstoffdioxid) $\rightarrow$ $CaCO_3\downarrow$ (Kalk) + H_2O (Wasser)
exotherme Reaktion	Wärmeenergie wird bei der Reaktion frei. (exoenergetische Reaktionen: $\Delta E_R < 0$) (ΔE_A bzw. $\Delta E^{\#}$ = Aktivierungsenergie) 
endotherme Reaktion	Wärmeenergie wird bei der Reaktion aufgenommen bzw. ständige Wärmezufuhr ist nötig. (endoenergetische Reaktionen: $\Delta E_R > 0$) 
Katalysatoren	- setzen die Aktivierungsenergie bei einer chemischen Reaktion herab. - gehen aus der Reaktion unverändert hervor (werden hierbei nicht verbraucht). - erhöhen die Reaktionsgeschwindigkeit einer chemischen Reaktion. - Beispiel: Platin katalysiert die Knallgasreaktion $2H_2 + O_2 \xrightarrow{[Pt]} 2H_2O$
Orbital (= Elektronenwolke)	Bereich um einen Atomkern, in dem sich ein Elektron (oder ein Elektronenpaar) mit einer hohen Wahrscheinlichkeit aufhält
Elektronenpaarabstoßungsmodell (= EPA-Modell)	**Modell zur Herleitung des räumlichen Baus von Molekülen:** 1. Aufstellen der Valenzstrichformel des Moleküls. 2. Die Elektronenpaare stoßen sich gegenseitig ab und ordnen sich mit größtmöglichem Abstand um das Zentralatom an. 3. Mehrfachbindungen (Doppel- und Dreifachbindungen) werden im EPA-Modell näherungsweise als Einfachbindungen (einzelne Elektronenwolke) betrachtet. 4. Bindungswinkel bei 2 Elektronenwolken um ein Atom: 180° (lineare Anordnung) 3 Elektronenwolken um ein Atom: 120° (trigonal planare Anordnung) 4 Elektronenwolken um ein Atom: 109,5° (tetraedrische Anordnung)
Polare Atombindung	- Eine polare Atombindung (Bindungspolarität) liegt vor, wenn sich die beiden an der Atombindung beteiligten Atome in ihrer Elektronegativität (EN) unterscheiden: • Das **Atom mit der größeren Elektronegativität** zieht das Elektronenpaar stärker zu sich heran und ist **negativ polarisiert** (negative Partialladung, $\delta-$). • Das andere **Atom mit der niedrigeren Elektronegativität** ist **positiv polarisiert** (positive Partialladung, $\delta+$). $\delta+$ $\delta-$ Beispiel: H — Cl - Je größer der Elektronegativitätsunterschied zwischen zwei miteinander über eine Elektronenpaarbindung verbundenen Atomen ist, desto größer ist die Bindungspolarität. - Sind zwei gleiche Atome miteinander verbunden, so ist keine Bindungspolarität vorhanden (unpolare Atombindung). Beispiel: H-H, F-F, Cl-Cl etc.

Dipolmolekül (= polares Molekül)	- Fallen die Schwerpunkte der positiven Teilladung (⊗) und der negativen Teilladung (⊕) nicht zusammen, spricht man von einem **Dipol-Molekül** (Molekülpolarität liegt vor). - Beispiel: Wassermolekül 	- Fallen die Schwerpunkte der positiven Teilladung (⊗) und der negativen Teilladung (⊕) zusammen, so handelt es sich um ein **unpolares Molekül** (keine Molekülpolarität). - Beispiel: Methanmolekül 
Zwischenmolekulare (= Intermolekulare) Kräfte	- Wechselwirkungskräfte, die **zwischen** den Molekülen (z.B. CO_2-Moleküle) wirken:  - Sie dürfen nicht mit Atombindungen (intramolekulare Wechselwirkungen), die **innerhalb** der Moleküle wirken, verwechselt werden. - Je größer die zwischenmolekularen Wechselwirkungskräfte sind, desto mehr Energie muss aufgewendet werden, um diese Kräfte zu überwinden und desto höher ist die Siedetemperatur (der Siedepunkt) des Stoffes.	
Van-der-Waals-Kräfte	- Sie liegen zwischen allen Molekülen vor. Zwischen **unpolaren Molekülen** liegen ausschließlich Van-der-Waals-Kräfte vor. - **Schwache zwischenmolekulare Kräfte**, die mit steigender Teilchenmasse und steigender Teilchenoberfläche zunehmen.	
Dipol-Dipol-Wechselwirkung	- Bei **Dipol-Molekülen** zusätzlich zu den Van-der-Waals-Kräften auftretende Wechselwirkungskräfte. - Sie beruhen auf den Anziehungskräften zwischen den Ladungsschwerpunkten der Teilladungen der Dipolmoleküle. - Sie sind in der Regel **stärker als die Van-der-Waals-Kräfte**.	
Wasserstoffbrücken-bindung	- **Besonders starke** Dipol-Dipol-Wechselwirkungskräfte - Sie treten nur dann auf, wenn die Wasserstoffatome direkt an Stickstoff-, Sauerstoff- oder Fluor-Atome gebunden sind, d.h. wenn der Elektronegativitätsunterschied (ΔEN) sehr groß ist.	
Säure (nach Brönsted)	- Säureteilchen sind **Protonendonatoren** (= **Protonendonoren**), d.h. Teilchen, die bei Reaktionen Protonen abgeben. - Beispiel: $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$	
Base (nach Brönsted)	- Basenteilchen sind **Protonenakzeptoren**, d.h. Teilchen, die bei Reaktionen Protonen aufnehmen. - Beispiel: $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$	
Protolyse (Säure-Base-Reaktion)	- Reaktion, bei der ein **Protonenübergang** von einem Säuremolekül auf ein Basenmolekül stattfindet. - Beispiel: $HCl + NH_3 \rightarrow Cl^- + NH_4^+$	
pH-Wert	- neutrale Lösungen: pH = 7 - basische Lösungen: pH > 7 Hydroxid-Ionen (OH^-) überwiegen - saure Lösungen: pH < 7 Oxonium-Ionen (H_3O^+) überwiegen	
Säure-Base-Indikatoren	- Verbindungen, die durch ihre Farbe anzeigen, ob eine wässrige Lösung sauer, alkalisch oder neutral ist - Beispiele für Indikatoren: **Name** **sauer** **neutral** **basisch** Bromthymolblau gelb grün blau	
Neutralisationsreaktion	Protolyse zw. Oxonium-Ionen der sauren Lösung und Hydroxid-Ionen der basischen Lösung unter Bildung von Wassermolekülen: $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2\ H_2O$ bzw. $H_3O^+ + Cl^- + NH_4^+ + OH^- \rightarrow 2\ H_2O + NH_4^+ + Cl^-$ Säure + Base → Wasser + Salz	

Redoxreaktionen	**- Elektronenübertragungs- / Elektronenaustauschreaktionen** **- Kombination von Reduktionsreaktion und Oxidationsreaktion**
Oxidation	- Teilreaktion, bei der eine **Elektronenabgabe** stattfindet - Beispiel: Ox.: $Na \rightarrow Na^+ + e^-$
Reduktion	- Teilreaktion, bei der eine **Elektronenaufnahme** stattfindet - Beispiel: Red.: $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$
Oxidationsmittel	- Sie oxidieren andere Stoffe und werden selbst reduziert. - Sie nehmen Elektronen auf (**Elektronenakzeptoren**). - Typische Oxidationsmittel: • Sauerstoff (O_2) und Halogene (F_2, Cl_2, Br_2, I_2) • Dichromat-Ionen ($Cr_2O_7^{2-}$) und Permanganat-Ionen (MnO_4^-)
Reduktionsmittel	- Sie reduzieren andere Stoffe und werden selber oxidiert. - Sie geben Elektronen ab (**Elektronendonatoren**). - Typische Reduktionsmittel: • Wasserstoff (H_2), Metalle (Na, Mg, Al), Kohlenstoff (C) • Sulfit-Ionen (SO_3^{2-})
Oxidationszahl (OZ)	- Die Anzahl wirklicher bzw. angenommener („gedachte“ / ermittelte) Ladungen von Atomen wird als OZ bezeichnet. Sie ist ein Hilfsmittel zur Ermittlung der Anzahl der ausgetauschten Elektronen bei Redox-Reaktionen. - Bei einer Redoxreaktion verändert sich die OZ: **• Erhöhung der OZ ⇒ Oxidation** **• Erniedrigung der OZ ⇒ Reduktion**
Ermittlung der OZ *(Methode der Bezugselemente)*	- Atome in <u>Elementen</u> haben stets die OZ null. Beispiele: H_2, Cl_2, O_2, Mg, Na, Al etc. - Fluoratome in <u>Verbindungen</u> haben stets die OZ -1. Beispiele: HF, NaF etc. - Wasserstoffatome in <u>Verbindungen</u> haben in der Regel die OZ +1. Beispiele: HCl, H_2O etc. Ausnahme: Hydride (NaH) OZ(H) = -1 - Sauerstoffatome in <u>Verbindungen</u> haben in der Regel die OZ -2. Beispiele: CaO, H_2O Ausnahme: Peroxide (H_2O_2) OZ(O) = -1 - Bei <u>Atom-Ionen</u> ist die OZ gleich der Ionenladung. Beispiele: Fe^{3+} $OZ(Fe^{3+}) = +3$ - Bei <u>Molekül-Ionen</u> ist die Summe der OZen der Atome gleich der Ionenladung. Beispiel: MnO_4^- OZ(O) = -2, OZ(Mn) = +7 - Bei <u>ungeladenen Molekülen und Salzen</u> ist die Summe der OZen der Atome null. Beispiele: MnO_2 OZ(O) = -2, OZ(Mn) = +4
Regeln zum Aufstellen von Redox-Reaktionen	**Beispiel: Kaliumpermanganat reagiert im Sauren mit Kaliumiodid unter Bildung von Mangan(II)-Ionen und Iod.** 1. <u>Anschreiben der Redoxpaare (oxidierte und reduzierte Teilchen):</u> MnO_4^- / Mn^{2+} I^- / I_2 (saures Milieu) 2. <u>Ermittlung der OZ:</u> OZ(Mn) = +7 / OZ(Mn) = +2 $OZ(I^-) = -1$ / OZ(I) = 0 3. <u>Ausgleichen der Anzahl der Atome, deren OZ sich verändert:</u> MnO_4^- / Mn^{2+} (bereits ausgegl.) $\mathbf{2}I^- / I_2$ 4. <u>Anschreiben der ausgetauschten Elektronen mithilfe der OZ:</u> Red.: $MnO_4^- + \mathbf{5e^-} \rightarrow Mn^{2+}$ Ox.: $2I^- \rightarrow I_2 + \mathbf{2e^-}$ 5. <u>Ladungsausgleich mit H_3O^+-Ionen im Sauren / OH^--Ionen im Bas.:</u> Red.: $MnO_4^- + 5e^- + \mathbf{8H_3O^+} \rightarrow Mn^{2+}$ Ox.: $2I^- \rightarrow I_2 + 2e^-$ (bereits ausgeglichen) 6. <u>Ausgleichen der Stoffbilanz mit Wassermolekülen:</u> Red.: $MnO_4^- + 5e^- + 8H_3O^+ \rightarrow Mn^{2+} + \mathbf{12H_2O}$ /•2 Ox.: $2I^- \rightarrow I_2 + 2e^-$ (bereits ausgegl.) /•5 7. <u>Ermittlung der Redoxreaktion aus den Teilgleichungen:</u> Redox: $2MnO_4^- + 16H_3O^+ + 10I^- \rightarrow 2Mn^{2+} + 24H_2O + 5I_2$

Nomenklatur der Kohlenwasserstoffe

Vorsilben für die ersten 10 Glieder der homologen Reihe (C_1 bis C_{10}):
Meth-, Eth-, Prop-, But-, Pent-, Hex-, Hept-, Oct-, Non-, Dec-

Alkane

1. Geradkettige Alkane

Geradkettige Alkane werden als n-Alkane (= Normalalkane) bezeichnet.
Bsp.: $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$ *n-Heptan*

2. Verzweigtkettige Alkane

a. Die längste Kohlenstoffkette im Molekül bestimmt das Namensende des Alkans (= *Stammname*).
Bsp.: $CH_3-CH_2-CH(-CH_3)-CH_3$ *...-butan*

b. Durchnummerieren der längsten Kohlenstoffkette (= *Hauptkette*), sodass Verzweigungen (= *Seitenketten*) eine möglichst niedrige Nummer erhalten.
Bsp.: $^{4}CH_3-^{3}CH_2-^{2}CH(-CH_3)-^{1}CH_3$

c. Der Name der Seitenkette wird entsprechend der Zahl ihrer Kohlenstoff-atome gebildet. Dabei wird die Endung -an durch -yl ersetzt.
Bsp.: $-CH_3$ *...-methyl* $-C_5H_{11}$ *...-pentyl*

d. Die Stellung der Seitenkette wird durch die Nummer des sie tragenden C-Atoms der Hauptkette (= *Verknüpfungsziffer*) gekennzeichnet.
Bsp.: $CH_3-CH_2-CH(-CH_3)-CH_3$ *2-Methylbutan*

e. Ist eine Seitenkette mehr als einmal vorhanden, so wird ihre Anzahl durch griech. Zahlenwörter angegeben (di: 2, tri: 3, tetra: 4, penta: 5, hexa: 6 etc.).
Bsp.: $CH_3-CH(-CH_3)-CH(-CH_3)-CH_3$ *2,3-Dimethylbutan*

f. Sind unterschiedliche Seitenketten vorhanden, so werden diese in alphabetischer Reihenfolge genannt. Griech. Zahlenwörter werden dabei nicht berücksichtigt.
Bsp.: $CH_3-CH(-CH_3)-CH(-C_2H_5)-CH_2-CH_2-CH_3$ *3-Ethyl-2-methylhexan*

Alkene

1. Endsilbe: -en, -dien, -trien

$H_2C=CH-CH_3$	*Propen*
$H_2C=C=CH_2$	*Propadien*

2. Die Lage der Doppelbindung wird durch die Nummer des C-Atoms gekennzeichnet, das die kleinste Nummer trägt.

$H_3C-CH_2-CH_2-CH=CH_2$	*Pent-1-en*

3. Verzweigtkettige Alkene

a. Der Stammname des Alkens ist die längste Kette, die die Doppelb. enthält.

$CH_3-CH_2-C(-CH_3)=CH_2$	*2-Methylbut-1-en*

b. Die Kette wird so durchnummeriert, dass die Doppelbindung die niedrigste Nummer erhält (und nicht die erste Seitenkette):

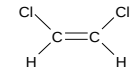
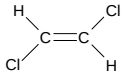
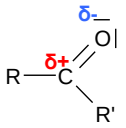
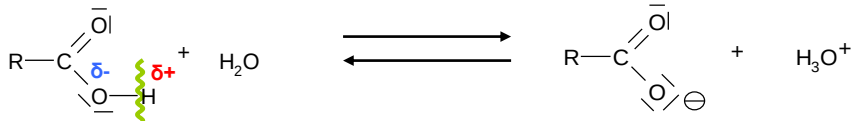
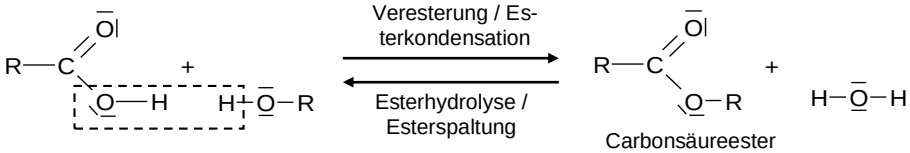
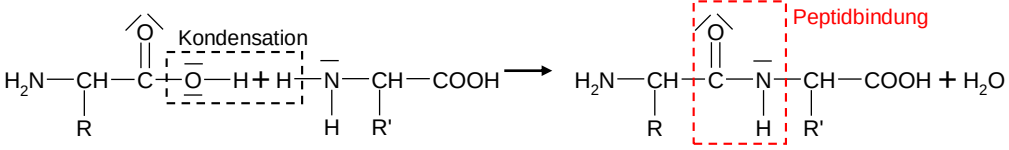
$CH_3-CH(-CH_3)-CH=CH_2$	*3-Methylbut-1-en*

4. Bei Alkenen mit symmetrischem Stammsystem erhält die Seitenkette die niedrigere Nummer.

$H_3C-CH_2-CH=CH-CH(-CH_3)-CH_3$	*2-Methylhex-3-en*

Alkine

- Nomenklatur analog der Nomenklatur der Alkene (s.o.):
Beispiel: $H_3C-C\equiv C-CH(-CH_3)-CH_3$ 4-Methylpent-2-in

<table>
<tr><td>Vergleich der Halogenierung von Alkanen und Alkenen</td><td>A Halogenierung von Alkanen:
Beispiel: Chlorierung von Methan
$CH_4 + Cl_2 \rightarrow H_3C\text{-}Cl + HCl\uparrow$
Substitutionsreaktion:
Ein H-Atom wird durch ein Halogenatom ersetzt
(Mech.: radikalische Substitution)</td><td>B Halogenierung von Alkenen:
Beispiel: Bromierung von Ethen
$H_2C{=}CH_2 + Br_2 \rightarrow BrH_2C\text{-}CH_2Br$
Additionsreaktion:
Die Bromatome werden an die Doppelbindung addiert
(Mech.: elektrophile Addition)</td></tr>
<tr><td>Isomerie</td><td colspan="2">Phänomen, dass mehrere Verbindungen trotz gleicher Summenformel einen unterschiedlichen Molekülbau und infolgedessen unterschiedliche (physikalische und chemische) Eigenschaften aufweisen</td></tr>
<tr><td>Konstitutionsisomerie</td><td colspan="2">- Typ von Isomerie, bei der die Atome im Molekül unterschiedlich miteinander verknüpft sind.
- Beispiel: $CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$ n-Butan $CH_3{-}CH(CH_3){-}CH_3$ 2-Methylpropan</td></tr>
<tr><td>Stereoisomerie</td><td colspan="2">- Typ von Isomerie, bei der die Atome trotz gleicher Verknüpfung zueinander räumlich unterschiedlich angeordnet sind.
- Beispiel: E-Z-Isomerie
Typ der Stereoisomerie, bei der die unterschiedliche räuml. Anordnung der Atome auf der gehinderten Rotation um eine C-C-Doppelbindung beruht:
 
Z- bzw. cis-1,2-Dichlorethen
 
E- bzw. trans-1,2-Dichlorethen</td></tr>
<tr><td>Alkohole</td><td colspan="2">Organische Moleküle mit mindestens einer Hydroxy(l)-Gruppe (-OH)</td></tr>
<tr><td></td><td>Primäre Alkohole
OH-Gruppe tragendes C-Atom endständig</td><td>Sekundäre Alkohole
OH-Gruppe tragendes C-Atom mit 2 weiteren C-Atomen verbunden</td><td>Tertiäre Alkohole
OH-Gruppe tragendes C-Atom mit 3 weiteren C-Atomen verbunden</td></tr>
<tr><td>Carbonylverbindungen</td><td colspan="2"> 
- Sie enthalten eine Carbonylgruppe (C=O) im Molekül.
- Ketone: R und R’ sind Kohlenwasserstoff-Reste,
Beispiel: Propanon = $H_3C\text{-}CO\text{-}CH_3$
- Aldehyde: R’ ist ein H-Atom (Methanal: R und R’ H-Atome)
Beispiele: Ethanal = $H_3C\text{-}CHO$, Methanal = H-CHO
- Das C-Atom der Carbonylgruppe ist positiv polarisiert.</td></tr>
<tr><td>Carbonsäuren</td><td colspan="2">- Organische Moleküle mit mindestens einer Carboxy(l)-Gruppe (-COOH).
- Carbonsäuren reagieren sauer:
 
Carbonsäure Carboxylat-Anion</td></tr>
<tr><td>Ester</td><td colspan="2">- Ester entstehen bei der Reaktion einer Carbonsäure mit einem Alkohol.
 
Veresterung / Esterkondensation
Esterhydrolyse / Esterspaltung
Carbonsäureester
- Ester können umgekehrt mit Wasser wieder zu den Ausgangsstoffen reagieren (Esterhydrolyse). => Es stellt sich ein Ester-Gleichgewicht, bei dem Esterbildung und Esterhydrolyse in gleichem Maße ablaufen.</td></tr>
<tr><td>Peptidbindung</td><td colspan="2">Entsteht durch Wasserabspaltung (Kondensation) zw. der Carboxy-Gruppe einer Aminosäure und der α-Aminogruppe einer anderen Aminosäure:
 
Kondensation
Peptidbindung
Aminosäure 1 Aminosäure 2 Dipeptid Wasser
Durch fortgesetzte Kondensation bilden sich Polypeptide bzw. Proteine (= Eiweißstoffe).</td></tr>
</table>