

(17) Technik, Chemie und Reaktionsmechanismen der KW.

Generell ist die Rohstoffbasis der Organischen Chemie seit Mitte des vorigen Jahrhunderts Erdöl und Erdgas. Die flüchtigsten Kohlenwasserstoffe finden sich angehäuft im **ERDGAS**. Tabelle: Analyse des Gases aus der „Lagerstätte Stockerau-Ost“ (Angaben in, Quelle: OMV):

Stoff(e):	Methan	Ethan	Propan	Butane	Pentane u. höher	N ₂	CO ₂
Volumenprozent:	88,98	3,37	1,47	0,97	2,20	2,49	0,52

Erdgas wird einerseits in Gaslagerstätten gefunden, befindet sich aber auch – unter dem Gesteinsdruck gelöst (ähnlich dem CO₂ in Mineralwasser) – im Erdöl. Nach der Förderung wird das enthaltene Erdgas und das Wasser abgeschieden. In der Erdölraffinerie werden Kohlenwasserstoffe zunächst aber nicht nach ihrer Struktur aufgetrennt, sondern nach ihrer Flüchtigkeit (nach Siedebereichen). Die so entstanden Mischungen von Molekülen, die im selben Siedebereich verdampfen, nennt man **FRAKTIONEN**. Typische Fraktionen und ihre Siedebereiche zeigt die Tabelle (tw. \approx)

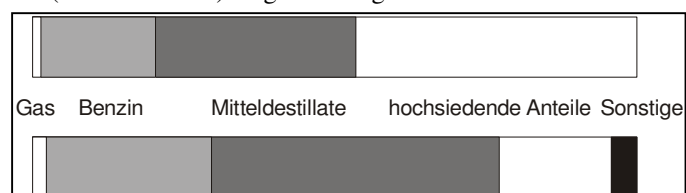
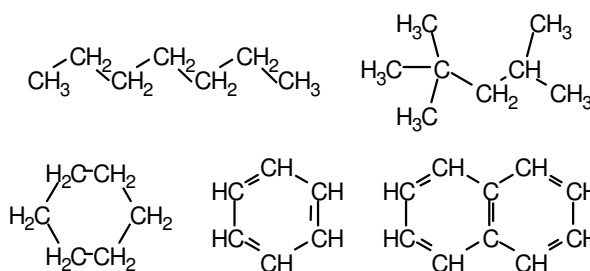
Fraktion	Siedebereich	C-Zahl	Verwendung
Erdgas	<20°C	1 - 4	Energie, Rohstoff
Petroleumbenzin	20 - 60°C	5 - 6	LM
Leichtbenzin	60 - 100°C	6 - 7	LM
Rohbenzin	40 - 200°C	5 - 10 ¹⁾	...
Kerosin (Petroleum)	180 - 320°C	12 - 18 ²⁾	...
Diesel, Heizöl EL	300 - 400°C	ab 15	...
Schmieröl	nicht flüchtig	³⁾	...
Bitumen ⁴⁾	nicht flüchtig	Polycyclen	Straßenbau, Isolation

¹⁾ und Cycloalkane, ²⁾ und Aromaten, ³⁾ =Ringe mit längeren Seitenketten, ⁴⁾ Straßen werden mit Bitumen „asphaltiert“ oder „geteert“.

Zusammensetzung von Erdöl nach chemischen Gesichtspunkten:

- geradkettige (=unverzweigte) und verzweigte Alkane
- Cycloalkane, Cycloalkene
- aromatische Kohlenwasserstoff.

Einige Formelbeispiele dazu rechts (man erkennt kettenförmige und ringförmige, gesättigte und ungesättigte Kohlenwasserstoffe so wie Naphthalen als Vertreter der Aromaten). Die Diskrepanz zwischen der natürlichen Zusammensetzung des Erdöls (oberer Balken) und der Nachfrage nach Produkten (unterer Balken) zeigt das Diagramm:



In Zusammenhang mit der Verarbeitung des Rohstoffs Erdöl unterscheiden wir mehrere Schritte bis zum Endprodukt:

- die **ROHÖLFÖRDERUNG** auf dem Ölfeld bzw. der Bohrplattform: Gase und Wasser werden abgetrennt.
- die **ROHÖLVERARBEITUNG** in der Raffinerie in
 - die **VEREDELUNG** (chemische Umwandlung von weniger begehrten Erdölbestandteilen zu wertvolleren Produkten: Cracken, Reformieren, auch das findet in der Raffinerie statt
 - und die **PETROCHEMIE**, die Reinstoffe herstellt, z.B. reines Ethen
 - aus dem Reinstoff kann z. B. ein Polymer hergestellt werden: **KUNSTSTOFFHERSTELLUNG**, z. B. Polyethen (PE) aus Ethen und
 - schließlich die Verarbeitung des Polymers zu einem Produkt: **KUNSTSTOFFVERARBEITUNG**. Aus PE-Granulat wird z. B. ein Plastiksackerl.

Die Petrochemie ist die „Mutter der technischen organischen Chemie“, die drei mengenmäßig wichtigsten organischen Rohprodukte sind dabei: Ethen, Propen und Benzen.

Exkurs zum Thema Lösungsmittel:

Eigentlich können alle organischen Stoffe mit nicht zu großen Molekülen als Lösungsmittel dienen. Daher geht es hier um die wichtigsten organischen Stoffgruppen: Kohlenwasserstoffe, Halogenkohlenwasserstoffe, Alkohole, Ketone, Ester, Ether, Carbonsäuren und Amine sowie die verschieden aufgebauten Tenside.

KOHLENWASSERSTOFFE genauer: Die Moleküle sind mehr oder weniger unpolar, weil die C-H-Bindung praktisch unpolar ist. Kohlenwasserstoffe (die bei Raumtemperatur flüssigen) sind unpolare LM. Sie sind **LIPOFIL**, d. h. sie mischen sich gerne mit ebensolchen, „fetten“ Stoffen und stoßen Wasser eher ab (**HYDROPHOB**). Bsp.: Löslichkeit der Farbstoffe der Tomaten und von Paprika im Fett (Gulasch, Tomatensoße). Aus dem selben Grund lösen sich lipophile Giftstoffe

besser im Körperfett und werden dort auch gespeichert. Lipophile Stoffe sind gleichzeitig HYDROFOB, d.h. sie mischen sich kaum mit Wasser und stoßen es ab. Beispiele dazu sind wasserdichte Bekleidung und das bekannte Phänomen, dass Öl auf Wasser schwimmt, weil es leichter ist und sich nicht mischt. Die Kräfte, die für all das verantwortlich sind, nennen wir Van-der-Waals-Kräfte.

Drei wichtige Arten von Beziehungen (Kräften) zwischen Molekülen (Wiederholung):

- (1) DIPOL-DIPOL-BEZIEHUNGEN: Beispiel: Wasser + Alkohol und DIPOL-IONEN-BEZIEHUNGEN, Beispiel: Wasser + Salze.
- (2) WASSERSTOFF-BRÜCKEN-BINDUNGEN: Beispiel: Wasser + Alkohol, Wasser + Essig, Wasser + Ammoniak.
- (3) VAN-DER-WAALS-KRÄFTE: temporäre Dipole induzieren ebensolche in Nachbarmolekülen. Beispiel: Mischbarkeit der Kohlenwasserstoffe untereinander (Fettfleck mit Benzin entfernen), Brom ist gut in Benzin löslich – wie alle (von Natur aus unpolare) Elementmoleküle, fette Moleküle in den Zellwänden Deines Körpers: Lecithin, Cholesterin, ...

Die Löslichkeit eines Stoffes hängt von der Polarität seiner Moleküle ab. Unpolare Stoffe lösen sich besser in unpolaren Lösungsmitteln (»similia similibus solvuntur«). Es gibt (vgl.7.Klasse):

- (1) PRAKTISCH UNPOLARE LM: Kohlenwasserstoffe (Putzerei), perhalogenierte Kohlenwasserstoffe (auch Putzerei, perhalogeniert bedeutet: hier sind ALLE Wasserstoffatome durch Halogenatome, meist Chlor, ersetzt) und Ether (Warzentinktur).
- (2) LM MIT SCHWACHER POLARITÄT: Ester (UHU), Ketone (Aceton, Nagellackentferner) und Alkohole (Parfum).
- (3) STARK POLARE LM: Wasser, niedere Carbonsäuren und Amine.

Praxisanwendung Fleckputz: Welches LM für welchen Fleck? Info beim Lehrer erhältlich!

Wenn man Stoffe, welche schwach oder gar nicht polar sind, in Wasser lösen will, so braucht man ein VERMITTLERMOLEKÜL. Das bekannteste Molekül dieses Typs ist die Seife. Die ganze Gruppe heißt: TENSIDE. Tenside sind Bestandteile von Wasch- und Reinigungsmitteln. Ihre chemische Struktur kann sehr unterschiedlich sein, immer haben sie aber einen langen lipophilen Teil („Fettschwänzchen“) und einen deutlich hydrophilen Teil („Wasserköpfchen“). Die selben Eigenschaften sind auch bei EMULGATOREN gefragt, die, wie das Lecithin in der Mayonnaise und in der Schokolade, das Fette und das Nichtfette zusammenhalten. Kosmetische und medizinische CREMES sind ebenfalls durch Emulgatoren stabilisierte Fett/Wasser-Gemische, hingegen enthalten SALBEN kein Wasser.

Chemische Eigenschaften der KW:

Wir haben schon den Unterschied zwischen gesättigten und ungesättigten Kohlenwasserstoffen gesehen. Alle Vertretern dieser Gruppe brennen: dabei produzieren ungesättigte Verbindungen mehr Ruß als gesättigte (Bsp.: Verbrennen von Styropor). Die weniger reaktionsfähigen gesättigten Kohlenwasserstoffe brauchen zur Reaktion mehr Aktivierungsenergie (Wärme oder Licht). Nur mit elementarem Fluor reagieren gesättigte KW ohne Aktivierung bei Raumtemperatur, nicht jedoch mit Chlor, mit Natrium und mit starken Mineralsäuren. Daher kann man z.B. Schwefelsäure in einer Plastikflasche aufheben und Natrium unter Paraffinöl (Abb.). Eine Verbrennung als Gleichung formuliert:

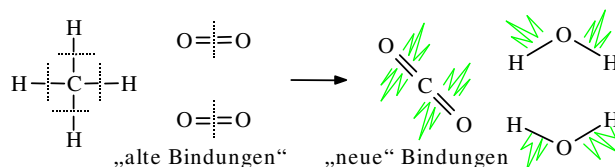


Warum wird eigentlich bei der Verbrennung organischer Stoffe so viel Energie frei?

Hier hilft uns eine simple, aber geniale Überlegung weiter: Wir bilanzieren einfach alle chemischen Bindungen *vor* und *nach* der Reaktion, weil deren Energieinhalte (= Energiemenge zur Zerstörung der Bindung) ja bekannt sind (in kJ/mol):

Bindung	C-H	O=O	C=O	H-O	C-C
Bindungsenergie	414	498	749	465	347

☞ Betrachte die Abbildung unten und zähle die Bindungen: Es werden (der links) Bindungen gespalten: mal C-H und Doppelbindungen in O₂Molekülen.



Dann werden (rechts) Bindungen neu gebildet – C-O-Doppelbindungen und O-H-Bindungen. Diese ergeben aber zusammen mehr Energie, als die Spaltung gekostet hat (Zahlen in der Tabelle oben), man kann daraus schließen:

Polare Bindungen sind fester (=schwerer zu spalten) als unpolare.

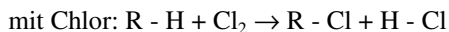
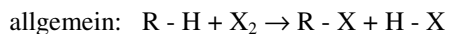
- ☞ Addiere die gespaltenen Bindungen:
- ☞ Addiere die neu gebildeten Bindungen:
- ☞ Die Differenz beträgt:

Die *gemessene* Differenz beträgt 890 kJ/mol (Reaktionsenthalpie), der berechnete Wert liegt um einiges darunter, ist aber ganz gut. Ähnlich kann man den Wert für Ethan berechnen, hier ist der gemessene Wert 1557 kJ/mol. (Ethan ist nur scheinbar viel energiereicher weil der Brennwert eines Brennstoffes pro kg berechnet wird).

Technisch wichtig für gesättigte Kohlenwasserstoffe sind die beiden folgenden Reaktionen:

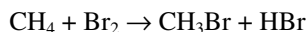
- (1) Mit Schwefelsäure (oder mit SO₂ und Cl₂) entstehen Sulfonsäuren (z.B. zur Herstellung von Tensiden) und
- (2) mit Halogenen: es wird ein (oder es werden mehrere) Wasserstoffatom(e) durch Halogen substituiert (ersetzt).

Die Produkte heißen Halogenkohlenwasserstoffe:



Reaktionsmechanismen

Die Reaktionen in der Organischen Chemie lassen sich viel besser verstehen, wenn man sie genauer untersucht. So wie die Summenformeln in der klassischen Anorganischen Chemie ausreichend waren, nicht aber in der Organischen Chemie, sagt uns die einfache Reaktionsgleichung

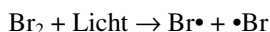


einfach zu wenig. Mehr Informationen stecken hingegen im REAKTIONSMCHANISMUS

Der REAKTIONSMCHANISMUS ist der genaue Ablauf der Reaktion (man sieht sozusagen die Änderungen der Positionen jedes einzelnen Atoms).

Start der Reaktion

So wird z.B. die Reaktion zwischen Methan und Brom durch Licht eingeleitet (durch Licht hervorgerufenen chemische Veränderungen sind das Gebiet der FOTOCHEMIE):



Wir wissen schon, dass jede Bindung (hier Br–Br) durch eine ausreichende Menge Energie zu knacken ist (=BINDUNGSENERGIE), andererseits steckt in einem Lichtquant eine bestimmte Energieportion (Quant) – so liegt es nahe, sich auszurechnen, welche Art Licht (Frequenz, Farbe) nötig ist, um die Bindung zu spalten: Oft wird UV-Licht benötigt (vgl. 7.Klasse Ozon), fürs Brommolekül reicht jedoch schon Licht im sichtbaren Bereich aus.

Es lässt sich auch feststellen, dass es energetisch leichter ist, das Molekül in zwei gleichartige Bruchstücke zu spalten: HOMOLYSE.

Allgemein (☞ Bruchstelle einzeichnen) schaut das so aus: $X - Y \rightarrow X\cdot + \cdot Y$

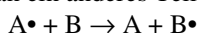
Speziell: (☞ Bruchstelle einzeichnen) $Br - Br \rightarrow Br\cdot + \cdot Br$

Homolyse erfolgt oft durch Licht (oder Hitze, wie im Automotor) und ergibt als Produkte zwei Teilchen mit je einem ungepaarten Elektron, sog. RADIKALE.

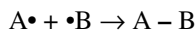
RADIKALE sind Teilchen mit einem ungepaarten Elektron (•), sie sind deshalb sehr reaktionsfähig, energiegeladen, weil das einzelne Elektron sich mit einem zweiten paaren will, und das will es um so mehr, je kleiner das Teilchen ist.

Das Ende eines Radikals kann auf 2 Arten erfolgen:

- (1) Durch Weitergabe des einzelnen Elektrons an ein anderes Teilchen (eine Art Elektronen-Stafette), allgemein:



- (2) Oder durch Kombination zweier Radikale zum stabilen Molekül mit gepaarten Elektronen:



Merksatz: Homolyse – Licht – Radikale.

Das Gegenteil von Homolyse ist HETEROLYSE:

HETEROLYSE ist die Spaltung eines Moleküls in zwei ungleiche Produkte, von denen eines das ganze Bindungselektronenpaar erhält, das andere nichts:

☞ Bruchstelle einzeichnen! $X - Y \rightarrow X^+ + |Y^-$

Hier erhält man Ionen (=geladene Teilchen), was in der Organischen Chemie nur funktioniert, wenn man ein passendes Lösungsmittel und (meist) auch einen Katalysator hat.

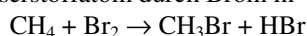
Merksatz: Heterolyse – Katalysator – Ionen.

Wir haben jetzt gelernt, dass der START einer Reaktion durch Bildung von energiereichen Teilchen erfolgt (Radikale oder Ionen).

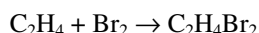
Ablauf der Reaktion:

Reaktionsmechanismen werden aber auch noch nach ihrem Ablauf charakterisiert: Organische Reaktionen sind oft ein Typus aus den drei folgenden:

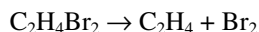
- (1) SUBSTITUTION (Ersetzung, Abkürzung S): Ein Atom oder eine Atomgruppe wird durch ein anderes Atom oder eine Atomgruppe ersetzt, z.B. ein Wasserstoffatom durch Brom in



- (2) ADDITION (Hinzufügung, Abk.: A): Einem Molekül wird ein ganzes Teilchen hinzugefügt, z.B. ein Brommolekül zu einem Ethenmolekül:

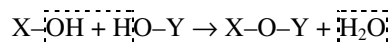


- (3) ELIMINATION (Hinauswurf, Abk.: E) ist die Umkehrung der Addition, z. B.:



Noch ein wichtiger Begriff:

KONDENSATION ist die Vereinigung von zwei Molekülen zu einem großen, wobei ein kleines (oft Wasser) abgespalten wird:



Wenn die Ausgangsmoleküle an beiden Enden kondensationsfähige Gruppen tragen (Beispiel: HO-CH₂-CH₂-OH), so kann das zu kettenförmigen Riesemolekülen führen: POLYKONDENSATION. Auf diese Weise werden so wichtige Kunststoffe wie Polyester (z.B. PET-Flaschen) und Polyamide (z.B. Nylonstrumpfhose) gemacht und Naturstoffe wie Polysaccharide (z.B. Stärke), Proteine („Eiweiß“) und Nucleinsäuren (DNA, RNA).

Die drei oben aufgelisteten Grundtypen (S, A, E) werden noch näher charakterisiert durch die drei folgenden Zusätze:

R_R bedeutet, dass RADIKALE die Reaktion starten,

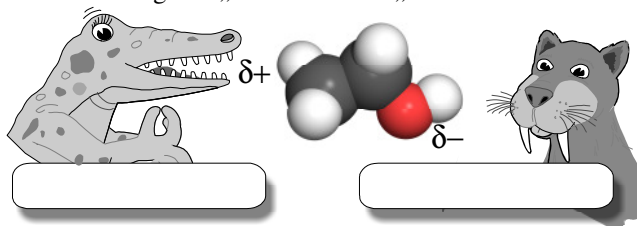
E_E bedeutet, dass das angreifende Teilchen ELEKTROFIL ist und

N_N bedeutet, dass das angreifende Teilchen NUCLEOFIL ist.

Was bedeuten nun die Begriffe NUCLEOFIL und ELEKTROFIL? Wenn keine Radikale vorhanden sind, dann wird die Reaktion durch ungleich verteilte elektrische Ladungen ausgelöst: Nehmen wir an, wir hätten ein polares Molekül (auf der einen Seite eine Anhäufung von positiver Ladung, symbolisiert durch δ⁺, auf der anderen Seite eine höhere Elektrodichte, symbolisiert durch δ⁻). (Zur Erinnerung: φίλος ist griechisch und bedeutet Freund).

Wenn sich ein Teilchen von der positiv polarisierten Seite eines Moleküls angezogen fühlt, oder von einer positiven Ionenladung, so nennen wir es NUCLEOFIL (lat. nucleus = der Kern, der Atomkern ist ja positiv geladen). Fühlt sich hingegen ein Teilchen von der negativ polarisierten Seite eines Moleküls (oder von einer negativen Ionenladung) angezogen, so nennen wir es ELEKTROFIL.

✍ Schreibe in die Rahmen passend die Begriffe „elektrofil“ und „nucleofil“



Nun zum ersten Reaktionsmechanismus:

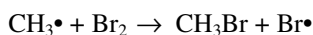
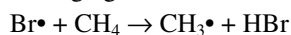
Die radikalische Substitution, S_R:

Den ersten Schritt der Reaktion kennen wir schon, er heißt

- (1) **START**: $\text{Br} - \text{Br} \rightarrow \text{Br}\cdot + \cdot\text{Br}$ (✍ Ergänze die nichtbindenden Elektronenpaare!).

Hier werden die reaktionsfähigen Teilchen erzeugt. Die energiereichen Radikale lösen die

- (2) **KETTENREAKTION** aus. Hier stürzt sich ein „energiegeladenes“ Br• auf ein „armes“ Methanmolekül:



✍ Ergänze die nichtbindenden Elektronenpaare!

Im ersten Schritt wird das Radikalelektron „weitergegeben“, weil das Methylradikal energieärmer ist als das Bromradikal (Wasserstoffradikale wären noch energiereicher, entstehen daher nicht). Es entsteht das Nebenprodukt Bromwasserstoff (HBr). Im zweiten Schritt „stürzt sich“ das Methylradikal auf ein Brommolekül, es entsteht das gewünschte Produkt Brom-methan (CH₃Br) und ein neues Bromradikal. Dieses kann nun neuerlich reagieren, daher der Name KETTENREAKTION: die Kette kann einige tausend Glieder haben, bis es zum Abbruch kommt.

- (3) **KETTENABBRUCH**: erfolgt, wenn zwei Radikale zu einem stabilen Molekül kombinieren: ✍ (Tipps: Welche Radikale kommen vor, wie viele Kombinationen von diesen kann es geben?)

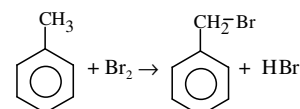
...

...

...

Versuch: Die Bromierung von Heptan oder von Methylbenzen (Toluol, Abb.):

Ein genereller Nachteil der radikalischen Substitution ist die Vielzahl möglicher Produkte, denn eine Halogenierung kann auch zu Produkten mit zwei, drei oder noch mehr Ha-



logenatomen führen: maximal können *alle* Wasserstoffatome durch Halogen ersetzt werden – so ein Produkt nennen wir dann PERHALOGENIERT. Beim Abbruch kann auch (siehe oben) das „doppelt so große“ Produkt entstehen, also Ethan aus Methan. Dieses kann aber dann auch noch halogeniert werden!

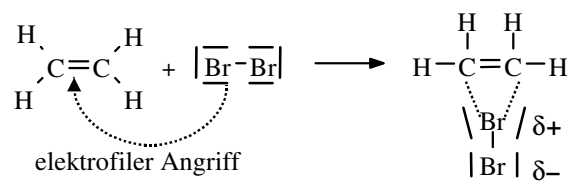
Aus diesem Grund ist das Verfahren in der Technik nicht so beliebt, man verwendet es eigentlich hauptsächlich für die Halogenierung von Methan, besonders zur Chlorierung:

Stoff:	Chlormethan ♥ ☒	Dichlormethan ☒	Trichlormethan ☒	Tetrachlormethan ♦
Trivialname	Methylchlorid	Methylenchlorid	Chloroform	Tetrachlorkohlenstoff
t_b	-24,2°C	39,8°C	61,7°C	76,5°C

Die elektrophile Addition A_E :

Wir untersuchen nun eine Reaktion, die wir schon gesehen haben: die Nachweisreaktion für ungesättigte Kohlenwasserstoffe (wir sahen das Alken Ethenylbenzen (*Styrol*). Auffällig war die schnelle, praktisch augenblickliche Reaktion! Wo liegt der Motor für diese Reaktion? Da alle Alkene so reagieren, die Alkane aber nicht, muss der Grund wohl die Doppelbindung sein. Hier sind relativ viele Elektronen konzentriert, und das in Bereichen über und unter der Ebene der Atomkerne. Wir sehen uns den Mechanismus am Beispiel Ethen und Brom an (es geht aber mit jedem Alken gleich, man kann sich ja jedes Alken als Ethenderivat vorstellen).

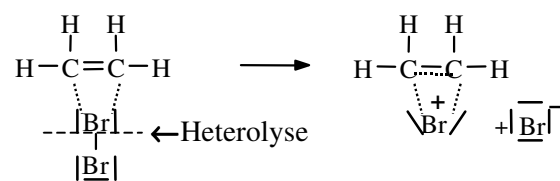
(1) BILDUNG DES π -KOMPLEXES:



☞ Warum heißt der so?

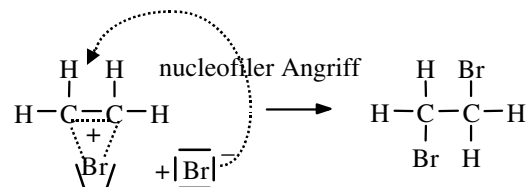
Das Brom-Molekül wird in der Nähe der energiereichen Doppelbindung polarisiert – so dass die Elektronen in ihm von der C=C-Doppelbindung wegstreben – die der Doppelbindung zugewandte Seite des Br_2 -Moleküls wird positiv polarisiert, hat also einen Elektronenmangel ($\delta+$), die abgewandte Seite wird negativ polarisiert ($\delta-$), hier häufen sich die Elektronen an. (Zur Erinnerung: δ ist das griechische *d* und heißt *delta*, es steht hier für einen Bruchteil der Elektronenladung, denn wäre hier eine ganze, so wär das Teilchen ein Ion!). Als Ursache für all das muss die Doppelbindung, speziell deren π -Anteil, herhalten.

(2) BILDUNG DES BROMONIUMIONS:



Die Polarisierung wird offenbar so stark, dass die Bindung des Brom-Moleküls gespalten wird. Es bildet sich ein Bromidion, und der Molekülkomplex ist positiv geladen. Die Endung *-onium* zeigt ein komplexes (zusammengesetztes) Kation (+ Ladung) an, vgl. Hydroniumion (H_3O^+). Wir erwarten einen nucleophilen Angriff des Bromidions:

(3) BACK SIDE ATTACK:

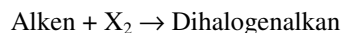


Nun sind die – kurzfristig getrennten – Ladungen wieder vereint, dazu musste das Bromidion von der Rückseite attackieren und es ist ein neutrales, stabiles Molekül entstanden: 1,2-Dibromethan.

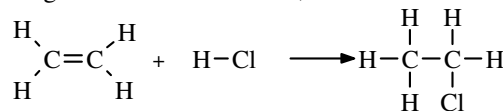
Bei Additionsreaktionen hat man viele Gestaltungsmöglichkeiten, und es gibt meist nicht so viele mögliche (und entstehende) Produkte wie bei der radikalischen Substitution:

Übersicht über Additionsreaktionen:

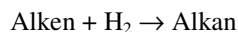
(1) Statt Brom kann man auch Chlor oder ein anderes Halogen addieren, allgemein:



(2) Wenn man im Molekül *nur ein* Halogenatom brauchen kann, so addiert man einfach Halogenwasserstoff, z.B.:

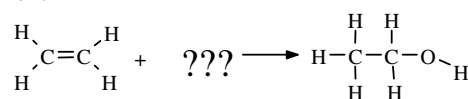


(3) Aus einem Alken ein Alkan machen? Nichts leichter als das:



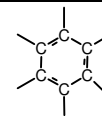
Ein Schwermetall (Ni, Zn, ...) dient als Katalysator. Beispiel: streichfähiges Speisefett („partially hydrogenated vegetable oil“ z. B. in Deinen Lieblingskekse) oder ganz einfach „Margarine“.

(4) Aus Ethen Ethanol (Alkohol) machen: ☞



(18) Aromatische KW, SE, Polymere.

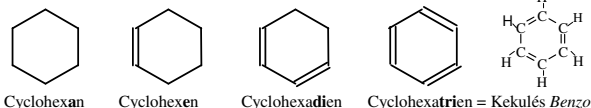
Hier geht es zunächst um das Molekül BENZEN (häufiger liest man: *Benzol*) und seine Derivate (von ihm abgeleitete Stoffe). Kohlenwasserstoffe mit dem Grundgerüst (Abb. rechts) des Benzens heißen AROMATEN.

**Das Benzen-Rätsel:**

Das Benzen selbst wurde schon früh im 19. Jh. entdeckt (Faraday) und damals noch *Benzol* genannt. Man fand auch seine Summenformel heraus: C₆H₆. Seine wahre Struktur wurde erst von Kekulé und früher noch von Laurent und Loschmidt errahnt.

Aromatische KW (Aromaten) nannte man die Gruppe nach den ersten bekannten Vertretern – Benzen konnte man aus Steinkohlenteer gewinnen, aber auch aus Benzoësäure, welche wiederum aus duftendem Benzoëharz zugänglich war – daher der Name!

Die physikalischen Eigenschaften der Aromaten sind ähnlich denen anderer KW, man kann sie auch verbrennen (sie rußen allerdings stärker). Mit Bromwasser geben sie keine Reaktion, woraus man die Abwesenheit von Doppelbindungen schließen müsste. Andererseits kann Benzen kein gesättigter KW sein – ein Ring aus sechs C-Atomen müsste zwölf H-Atome haben (C₆H₁₂, das ist Cyclohexan). Die Abbildung zeigt Kohlenwasserstoffe mit einem Ring aus sechs Kohlenstoffatomen:



Nach August Friedrich Kekulé von Stradonitz (1829-1896) hat Benzen drei C-C-Doppelbindungen, die mit Einfachbindungen abwechseln. Diese Struktur ergibt aber Probleme:

- (1) Warum reagiert Benzen nicht mit Bromwasser, wenn es doch drei Doppelbindungen enthält?
- (2) Warum lassen sich nicht zwei isomere 1,2-Dichlorbenzene finden?
- (3) Ein weiterer Einwand aus neuerer Zeit betrifft die Bindungslängen:

Bindungslängen und Bindungsenergien von verschiedenen Kohlenstoff-Kohlenstoff-Bindungen:			
Einfachbindung	C — C	154 pm	339 kJ/mol
Doppelbindung	C = C	134 pm	614 kJ/mol
Dreifachbindung	C ≡ C	120 pm	839 kJ/mol
...	C — C	139 pm	

Antworten zu den drei Fragen oben:

- (1) Addition von Brom aus Bromwasser würde zu einem Produkt führen, das weniger stabil ist als Benzen.
- (2) Kekulé schlug vor, die Doppelbindungen könnten ja „sehr schnell den Platz wechseln“, so dass sich die Isomeren nicht voneinander trennen lassen.)
- (3) Die Tabelle oben sagt also, dass die „aromatische“ Bindung etwa zwischen Doppel- und Einfachbindung liegt, aber näher zur $\frac{1}{2}$...

Das Benzen-Rätsel gelöst?

Besser geht es mit einer modernen Theorie, und diese moderne Theorie ist die MOLEKÜLORBITALTHEORIE (MO-Theorie):



Zuerst denken wir an die Geometrie des regelmäßigen Sechsecks: Welcher Winkel tritt im Inneren des Sechsecks auf? $\frac{1}{2}$... und welche Art von C-Hybriden eignen sich da am besten? $\frac{1}{2}$ Aus diesen C-Hybriden und erstellen wir ein Grundgerüst aus σ -Bindungen (Abb. rechts, die σ -Bindungen sind nur als Striche gezeichnet). Jedes der C-Atome verfügt aber noch über ein p-Orbital, macht zusammen sechs Stück, (Abbildung). Aus den sechs Stück p-AOs müssen ebenso viele MOs entstehen, drei davon bindend (π) und drei antibindend (π^*). Näheres ist auf OTs zu sehen.

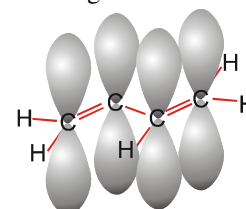
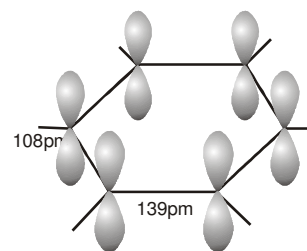
$\frac{1}{2}$ Bitte selbst Notizen machen!

Wenn auch die Verhältnisse bei Benzen noch komplizierter sind, generell gilt:

Moleküle mit konjugierten Doppelbindungen (= abwechselnd Einfach- und Doppelbindungen) sind energieärmer als alle anderen.

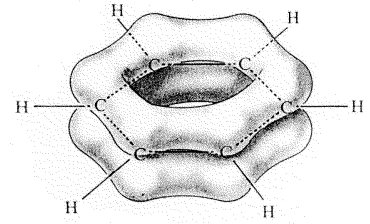
Das einfachste Beispiel für ein Molekül mit konjugierten Doppelbindungen ist Butadien (Abb. rechts):

Auch hier muss man feststellen, dass die Doppelbindungen länger und die Einfachbindung kürzer ist „als normal“. Es hat also auch hier die Einfachbindung einen teilweisen Doppelbindungscharakter. Bei Benzen aber sind „Einfach-“ und „Doppelbindungen in Wirklichkeit nicht unterscheidbar: alle C-C-Bindungen im Benzen sind gleich lang und gleich stark. Die Struktur stellen wir uns so vor: Die Hybridorbitale der sechs C-Atome bilden sechs σ -Bindungen (in der Grafik gestrichelt) – das σ -Gerüst – und aus den sechs p-AOs (bzw. den drei bindenden davon) entsteht durch Überlagerung (ähnlich wie beim Ethin) eine zweigeteilten π -Wolke oberhalb und unterhalb davon. Aus dem OT ersehen wir, dass die Molekülorbitale (je energetisch niedriger, desto stärker) delokalisiert sind.



Delokalisierte Elektronen gehören zu *mehr* als zwei Atomen. Delokalisierte Elektronen sind energieärmer als lokalisierte (solche zwischen zwei Atomen).

Der gemeinsame Aufenthaltsraum dieser sechs Stück π -Elektronen verschmilzt zu zwei Räumen mit einer Knotenebene (Abb. rechts). Die Kombination dieser Bindungen im Benzen (und in den anderen Aromaten) macht diese Moleküle besonders stabil, solange das π -Elektronensystem (aus $6e^-$) nicht angetastet wird! Das ist der Grund, warum Benzen nicht Brom aus Bromwasser addiert, denn eine Addition zerstört das AROMATISCHE SYSTEM unwiederbringlich! Typisch für Aromaten sind daher SUBSTITUTIONEN, d.h. es werden z.B. H-Atome gegen etwas Neues ausgetauscht:

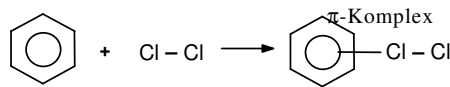


Elektrofile Substitution, S_E:

Dass auf den ELEKTRONENREICHEN Aromaten eine ELEKTROFILER Angriff erfolgt, ist doch nicht überraschend, oder? Eine Substitution muss bekanntlich so erfolgen, dass ein Atom (oder eine Gruppe) entfernt wird, damit ein anderes (oder eine Gruppe) an dessen Stelle tritt. Bei einem ELEKTROFILIEN MECHANISMUS kommt es logischerweise zu einer HETEROLYSE (die Elektronen werden ja zu einer Seite des Moleküls gezogen) – dafür ist ein KATALYSATOR begünstigend. Nehmen wir also an, wir wollten Benzen chlorieren, das heißt, an Stelle eines (oder eventuell mehrerer) Wasserstoffatome ein (oder mehrere) Chloratom(e) setzen. Der erste Schritt sieht dann so aus: bitte Notizen machen:

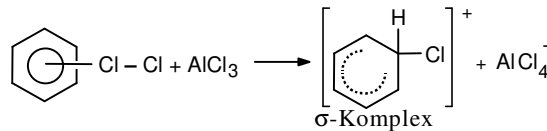
(1) BILDUNG DES π -KOMPLEXES:

Warum π -Komplex?...



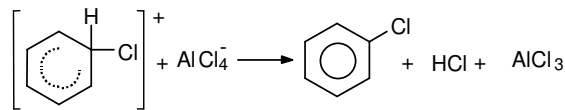
(2) BILDUNG DES σ -KOMPLEXES:

Dieses Zwischenprodukt, eben nicht stabil. (Warum?) Er kann dem an dem C-Atom, das man kann, ein Bindungspartner hinzubringen das arme H-Atom sein –



der σ -Komplex, ist natürlich sich allerdings stabilisieren, in-sich als sp^3 -Hybrid vorstellen ausgeworfen wird – und das wollen wir wetten?

(3) BILDUNG DES ENDPRODUKTES :

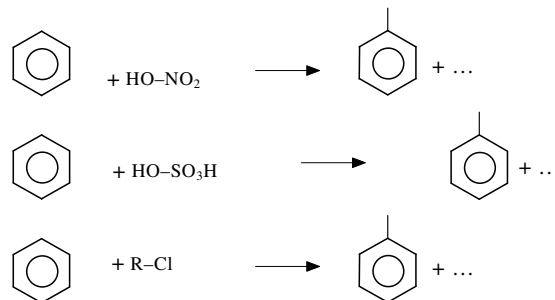


Wir bekommen also Chlorbenzen, Chlorwasserstoff und den Katalysator Aluminiumchlorid als Produkte. Das ist ja typisch für Katalysatoren, dass sie am Ende der Reaktion unverändert vorliegen.

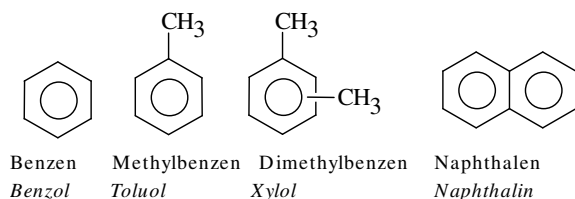
Viele Produkte durch S_E:

Ähnlich wie in unserem Beispiel ergibt S_E am Aromaten noch viele andere Produkte, im folgenden drei Beispiele.

Bitte (auf der Produktseite) ergänzen und jeder Reaktionsgleichung einen der drei folgenden Namen zuordnen: SULFONIERUNG, ALKYLIERUNG, NITRIERUNG. Das Prinzip ist die Ersetzung eines H-Atoms am Benzenring durch eine der beiden durch Heterolyse (an der durch den Bindungsstrich gekennzeichneten Stelle) entstandenen Gruppen:



Man sieht, dass durch Elektrofile Substitution zahlreiche interessante Moleküle zugänglich werden – durch ALKYLIERUNG beispielsweise komplexere Kohlenwasserstoffe, die sulfoniert wirkungsvolle Tenside ergeben. Durch NITRIERUNG kommt man zu bekannten Sprengstoffen wie TNT („Trinitrotoluol“, Toluol oder moderner: Toluol ist Methylbenzen). Einige Beispiele für einfache aromatische KW:



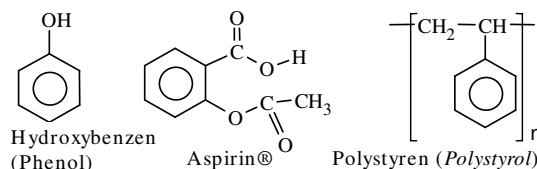
Das schon erwähnte Methylbenzen und die konstitutionsisomeren Dimethylbenzene (die Abb. will zeigen, dass die zweite Methylgruppe an drei verschiedenen Positionen sitzen kann) sind wichtige Lösungsmittel und selbst Ausgangsstoffe für Synthesen. Naphthalen war früher ein Anti-Mottenmittel und ist Grundkörper für wichtige synthetische Farbstoffe.

Wie viele konstitutionsisomere Dimethylbenzene gibt es?

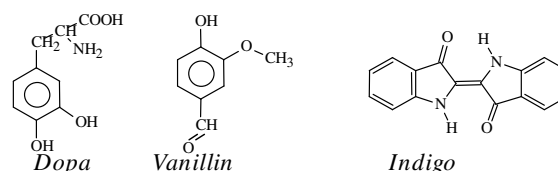
(18) AROMATISCHE KW, S_E, POLYMERE.

Nun Beispiele für aromatische Verbindungen, welche *keine* Kohlenwasserstoffe sind, weil sie neben C- und H-Atomen auch noch weitere Atomsorten enthalten (z.B. O oder Cl):

Den ersten Stoff, Phenol, kennen wir vielleicht als Konservierungsmittel für Farben oder Holz (im Freien) – der Geruch ist charakteristisch! Der zweite Stoff braucht wohl keine Vorstellung. Der dritte ist eine „Plastiksorte“ – aufgeschäumt als *Styropor* oder massiv als Yoghurtbecher. Die eckige Klammer bedeutet, dass das Formelbild nur *einen Ausschnitt* aus der gesamten Formel zeigt, das „n“ bedeutet, dass man denselben Ausschnitt n-mal (bei diesen großen Molekülen z.B. einige tausend mal) aneinander hängen muss, um das „ganze“ Molekül darzustellen. Solche Stoffe heißen MAKROMOLEKÜLE (Riesenmoleküle, makros= groß) oder POLYMERE (bedeutet „aus vielen (poly) kleinen Einheiten (meros=Teil) zusammengesetzt“).



Einige etwas komplexere aromatische Verbindungen rechts: Die erste Substanz (*Dopa*, *Dopamin*) ist ein chemischer Botenstoff in Deinem Gehirn – bei Mangel daran entwickelt der Mensch die Symptome der Parkinson-Krankheit (welche sind das?). Die zweite Substanz ist hoffentlich bekannt. Die dritte trägst Du höchstwahrscheinlich direkt auf der Haut – es ist der Farbstoff Deiner (blue) jeans.



MAKROMOLEKÜLE sind Riesenmoleküle. POLYMERE entstehen aus vielen kleinen Molekülen.

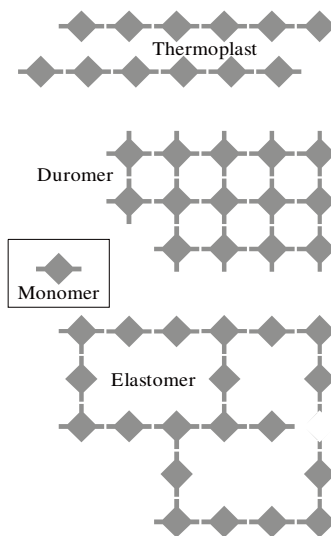
Polymere

Die „kleinsten Teilchen“ der MAKROMOLEKÜLE sind ziemlich groß, eine Erkenntnis, die sich erstaunlicherweise erst im 20. Jahrhundert durchgesetzt hat (Hermann Staudinger, 1881-1965; Nobelpreis für Chemie 1953).

Heute so bekannte Massenkunststoffe wie PVC (die Abkürzung bedeutet *Polyvinylchlorid*, nach IUPAC: Polychlorenchen) oder Polystyren wurden schon 1838 bzw. 1839 erstmals im Labor hergestellt, industriell eingeführt wurde PVC allerdings erst 1914, PS erst 1930. Andererseits sind *natürliche* makromolekulare Stoffe schon „uralte“. Es handelt sich dabei um die Stoffgruppe der HITZEZERSETZBAREN Stoffe: Cellulose (Baumwolle, Papier, ...), Proteine („Eiweißstoffe“ wie Wolle, Leder oder Gelatine, ...), nicht zu vergessen Kautschuk! Umgangssprachlich existieren die Begriffe: KUNSTSTOFF und NATURSTOFF – was verstehst Du darunter?

In diesem Skript werden wir den Ausdruck KUNSTSTOFF für synthetische („künstlich hergestellte“) makromolekulare Stoffe gebrauchen. Ein NATURSTOFF in der Chemie ist ein der Natur entnommener Stoff, z.B. Butter, Kokain, Terpentin oder Chlorophyll. „Halbsynthetisch“, weil aus natürlichen Rohstoffen durch chemische Reaktion erzeugt, sind z.B. Käse, Heroin, Kupfer oder Seife.

Die Geschichte der KUNSTSTOFFE, auf die wollen wir uns hier beschränken, beginnt mit der Suche nach Ersatzstoffen. So wie Alchemisten in Europa auf der Suche nach Gold das Porzellan und den Phosphor fanden, war das geschäftige 19. Jahrhundert (bzw. schon das 18.: „Galalith“ aus Milcheiweiß und Kalk) auf der Suche nach preiswerten Ersatzstoffen für Luxusprodukte – Margarine statt Butter, Kunstfasern statt Seide, Saccharin statt Zucker und Kunstharz statt Elfenbein: 1844 wurde erstmals Linoleum hergestellt, 1869 gewann John Wesley Hyatt einen Preis von \$ 10 000 für sein Ersatzmaterial zur Herstellung von Billardkugeln (eine Mischung von Cellulosenitrat und Campher, später das Material der ersten Filme), das soll einigen tausend Elefanten pro Jahr das Leben gerettet haben! Heute werden noch Tischtennisbälle aus dem Material erzeugt. Hier war der Ausgangsstoff noch ein Naturstoff - Cellulose -, daher nennen wir solche Stoffe halbsynthetische Kunststoffe, ein bekannter Vertreter dieser Gruppe ist die Acetatseide (Was ist das?). Der erste vollsynthetische Kunststoff war das Bakelit (1906 von Leo H. Baekeland hergestellt), das ab 1909 in der Elektroindustrie wegen seiner guten Isolatoreigenschaften Anwendung fand. Es war ein Kunstharz aus Hydroxybenzen und Methanal (Phenol-Formaldehyd-Harz in der Sprache der Techniker).



Nun eine Einteilung der Kunststoffe nach ihren auffälligen Eigenschaften:

Name der Gruppe:	Wichtigste Eigenschaften:	Beispiele:
THERMOPLASTE (Plastik)	...	PE, PS, PP, PVC, Plexiglas, Nylon
DUROMERE (Kunstharz)	...	PF, Polyester- und Melaminharze
ELASTOMERE (Gummi)	...	PUR, Butadien- und Silikonkautschuk

☞ Ein simpler Versuch: Kochend heißes Wasser in einen leeren Yoghurtbecher (Material: Polystyren) gießen, dann weißt Du, was ein THERMOPLASTISCHER KUNSTSTOFF ist.

THERMOPLASTE können schon bei niedrigeren Temperaturen weich gemacht werden, indem man die Kräfte zwischen den Ketten vermindert: dazu nimmt man eine Art von chemischem Schmiermittel wie Phthalsäureester, welches die Kräfte zwischen den Ketten vermindert und ihr Aneinandervorbeigleiten begünstigt – diese Stoffe nennt man WEICHMACHER. Sie können langsam aus dem Kunststoff herauswandern, daher werden alte Kunststoffe spröde (und an der Oberfläche schmierig-klebrig). Ein (aus der Küche entnommenes) Modell dafür ist die Zugabe von Öl oder Butter zu gekochten Nudeln: sie kleben dann weniger aneinander. Je höher die Temperatur, desto beweglicher gegeneinander werden die Ketten eines Thermoplasts. Das Duromer hingegen bleibt beim Erhitzen hart, bis es sich chemisch zersetzt. Das

Elastomer will immer nach Verformung in seinen ursprünglichen (den energieärmsten!) Zustand zurückkehren.

Abbildung: Modelle der DREI ARTEN von KUNSTSTOFFEN:

DUROMERE KUNSTSTOFFE lassen sich nicht mehr verformen, wenn sie einmal ausgehärtet sind. Beispiele: das Kunstharz, mit dem die Späne einer Spanplatte verklebt sind, die Oberfläche eines Küchenmöbels oder der Melan-Fußboden. Wenn ein Produkt eine bestimmte Form haben soll, dann muss es *in dieser Form* erzeugt werden.

☞ Herstellung eines Schaumstoffes. Notiere die Reaktionsgleichung nach dem OT.

Bei dem Schaumstoff handelt es sich um den Kunststoff POLYURETHAN (abgekürzt PUR). Technisch werden mit Einkomponenten-PUR-Schaum Fensterstöcke mit dem Baukörper verbunden oder mit Zweikomponenten-PUR-Schaum Muffen für Telefonleitungen in der Erde abgedichtet. Aus Polyurethan macht man aber nicht nur Instant-Schaumstoff

...

☞ Notiere einige Verwendungszwecke für /Produkte aus Polyurethan.

Die Namen der Polymere werden aus der Vorsilbe POLY- und aus dem Namen des Ausgangsstoffes (des MONOMEREN) zusammengesetzt.

Zum Namen Polystyren kommt man daher vom Monomeren Styren, (Styrol), alias Phenylethen.

Allerdings gibt es auch Polymere aus zwei oder drei verschiedenen Monomeren, z. B. sind Plastiklöffel aus SAN (Styrol-Acrylnitril-Copolymer) oder Legosteine aus ABS (Acryl-Butadien-Styrol-Copolymer).

Übersicht über die wichtigsten Kunststoffe, ihre standardisierte Abkürzung (wie man sie auf Produkten findet), und ihre alltägliche Anwendung:

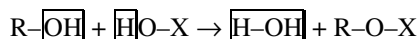
MONOMER	POLYMER	ABK.	VERW. ☞ (s.u.)
Ethen (<i>Ethylen</i>)	Polyethen (<i>Polyethylen</i>)	PE	...
Propen (<i>Propylen</i>)	Polypropen (<i>Polypropylen</i>)	PP	...
Phenylethen (Styren, <i>Styrol</i>)	Polyphenylethen (<i>Polystyrol</i>)	PS	...
Chlorethen (<i>Vinylchlorid</i>)	Polychlorethen (<i>Polyvinylchlorid</i>)	PVC	...
Propensäurenitril (<i>Acrylnitril</i>)	Polypropensäurenitril (<i>Polyacrylnitril</i>)	PAN	...
Ethansreethenylester (<i>Vinylacetat</i>)	Polyethansreethenylester (<i>Polyvinylacetat</i>)	PVA	...
Methacrylsäuremethylester	<i>Polymethacrylsäuremethylester</i>	PMMA	...
Tetrafluorethen	Polytetrafluorethen	PTFE	...

Beispiele für Anwendungen: Kabelisolierungen, Kanalrohre, Textilfasern, Plastiksackerl, Lebensmittelbehälter, Abflussrohr, Küchengeräte, Zahnräder für Walkman, Gehäuse von Elektrogeräten, Beschichtung von Bratpfannen, CD-Hüllen, CDs, Holzleim, Medikamentenblister, Eisbehälter, Kleinteilbehälter (Werkstatt), Klarsichthüllen, Milchpackerlbeschichtung,

Polykondensation:

ist der andere wichtige Reaktionsmechanismus zur Herstellung von Makromolekülen.

Unter KONDENSATION versteht die ChemikerIn eine Reaktion, bei der sich zwei Moleküle vereinigen, wobei aus je einer Endgruppe ein kleines Molekül entsteht.



Das kleine Molekül ist oft Wasser.

Zur POLYKONDENSATION braucht man Moleküle mit 2 zur Kondensation fähigen Gruppen.

Siehe das folgende Reaktionsschema:



Durch Polykondensationsreaktionen entstehen beispielsweise

KUNSTSTOFFE wie:			NATURSTOFFE wie:		
Polyurethan (PUR)	Polyamid (PA)	Polyester (UPE)	Polysaccharide	Proteine	Nucleinsäuren

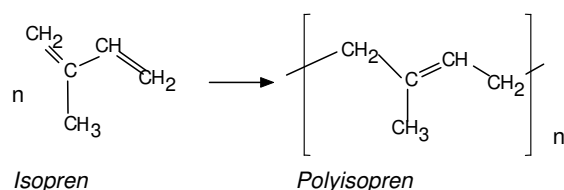
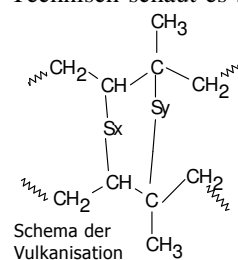
Polykondensation führte den amerikanischen Chemiker Wallace H. Carothers zur Synthese der ersten vollsynthetischen Kunstfaser, aus diesem Kunststoff macht man aber schon lange auch massive Teile wie Maschinenteile und Küchengeräte. Chemisch gehörte das Produkt zur Gruppe der Polyamide, wir alle kennen es aber unter dem Markennamen Nylon der Firma Du Pont. (Das Vorbild in der Natur sind die Proteinfasern wie Seide und Wolle). Reaktionsablauf auf dem OT.

Elastomere:

In der Natur entsteht Gummi durch Polymerisation eines Monomeren namens 2-Methyl-1,3-Butadien, trivial *Isopren* genannt:

Technisch schaut es so ähnlich aus: Man nimmt entweder Butadien, Dimethylbutadien oder Chlorbutadien (aus letzterem macht man Neopren, es geht auch auf Carothers zurück). Gummi wurde zuerst in Großbritannien

in brauchbare Produkte verwandelt: Radiergummi („rubber“) und Regenkleidung (MacIntosh). Brauchbar wird das Rohmaterial aber erst durch VULKANISATION, welche aus weichem, klebrigen Kautschuk erst elastischen Gummi macht (Charles Goodyear). Dabei werden zwischen die fadenförmigen Makromoleküle Brücken aus kurzen Schwefelketten eingefügt, und erst dadurch



(18) AROMATISCHE KW, S_E, POLYMERE.

entstehen feste, aber elastische Strukturen. Die Luftbereifung verdanken wir übrigens dem Schotten John Boyd Dunlop. Synthetischer Gummi („Buna“, das bedeutet Butadien-Natrium) wurde in Deutschland erfunden und bereits im ersten Weltkrieg eingesetzt. Wenn es aber wärmebelastbar *und* dauerhaft sein soll, dann ist Silikonkautschuk allemal vorzuziehen. Die Elastizität kommt von den **großen** „Maschen“ des Netzes – das ist der Unterschied zur Gruppe der

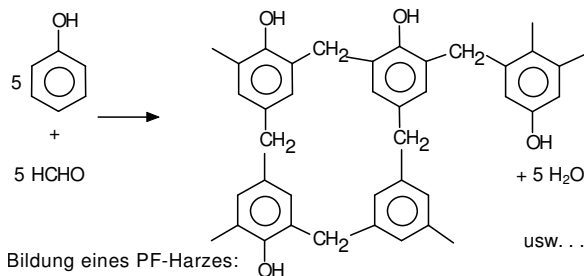
Kunstharze:

Wichtige Vertreter sind die PHENOPLASTE (die ältesten vollsynthetischen Kunstharze) und die AMINOPLASTE. Bei beiden ist das reaktionsfähige Molekül das Methanal (*Formaldehyd*), beide Produktarten entstehen durch Polykondensation:

Hier ein PF-Harz (Phenol-Formaledehyd-), das auf Baekeland zurückgeht und daher Bakelit genannt wurde – ähnliche Produkte werden heute zum Verkleben der Späne in Spanplatten verwendet - hier stört die Eigenfarbe des Stoffes nicht. Eine dekorativere Oberfläche erzielt man mit Aminoplasten, wo, neben Methanal, die andere Komponente Harnstoff (engl. u. lat. *urea*) oder Melamin ist. Diese UF- bzw. MF-Harze kennen wir von Dekorspanplatten, holzähnlichen Fußböden und Schalter- und Steckdosenabdeckungen.

Bei Spanplatten kann es durch zuviel Methanal zu Ausdünstungen dieses stark reizenden Gases kommen, von dem auch angenommen wird, dass es Krebs auslösen kann. *Methanal* (Formaldehyd) wird auch aus manchen Lacken und aus pflegeleichten Textilien frei, außerdem ist er im Zigarettenrauch enthalten (verantwortlich für das Augenbrennen in verrauchten Räumen).

Zuletzt noch eine modernere Faser: **Kevlar®** ist auch ein Warenzeichen von Du Pont, es wurde bekannt als Material für kugelsichere Westen und ist von extremer Festigkeit, daher kann man auch Fallschirme für das Space Shuttle und Bremsbeläge daraus machen (die enthielten früher krebserregenden Asbest). Chemische Struktur → OT



(19) Halogenkohlenwasserstoffe.

Ein eingebautes Chloratom in einem Molekül lässt sich leichter gegen einen anderen Rest ersetzen als ein H-Atom. Deshalb sind auch viele Zwischenprodukte Halogenverbindungen (das Halogen ist zumeist das billige Chlor). Andererseits enthalten auch einige ENDPRODUKTE Chlor- oder andere Halogenatome, so z.B.:

- (1) einige Lösungsmittel, Treibgase und Kühlmittel
- (2) Narkosemittel
- (3) einige Flammenschutzmittel (was ist das?)
- (4) einige Kunststoffe und
- (5) zahllose Pestizide.

✍ Mach Dir Notizen zu den fünf Produktgruppen!

Wir erinnern uns (hoffentlich) an die Nomenklatur - Halogenatome sind nichtfunktionell, d.h. sie finden sich im Namen vorne und nicht als Endung, z.B. Chlormethan, Brombenzen, Iodpropan. Wir erinnern uns an zwei Herstellungsverfahren: (1) Addition von Halogen bzw. von Halogenwasserstoff an Alkene und (2) Substitution an Alkanen und Aromaten. Die physikalischen Eigenschaften der Halogenverbindungen ähneln denen der KW, manche Halogenverbindungen sind allerdings stärker polar als diese: Halogenverbindungen sind typischerweise lipofil und hydrofob. Ihre Wasserlöslichkeit ist daher i. a. schlecht. Stoffe aus relativ kleinen Molekülen (also nicht aus Makromolekülen) sind, wir wissen es schon, flüchtig. Die Flüchtigkeit ist natürlich stark von der Molekülmasse abhängig:

✍ Lies es aus der Tabelle heraus: Die Flüchtigkeit nimmt ab mit zunehmender Zahl von ...

Name	Formel	Molekülmasse	t _b
Chlormethan	CH ₃ Cl	50,5u	-24,2°C
Dichlormethan	CH ₂ Cl ₂	84,9u	39,8°C
Trichlormethan	CHCl ₃	119,4u	61,7°C
Tetrachlormethan	CCl ₄	153,8u	76,5°C

✍ Lies heraus: Die Flüchtigkeit hängt (bei Anwesenheit nur *eines* Halogenatoms) auch ab von ...

Name	Formel	Molekülmasse	t _b
Fluormethan	CH ₃ F	34,0u	-78,4°C
Chlormethan	CH ₃ Cl	50,5u	-24,2°C
Brommethan	CH ₃ Br	94,4u	2,3°C
Iodmethan	CH ₃ I	141,9u	42,4°C

Konkrete Beispiele für Halogenkohlenwasserstoffe:

DICHLORMETHAN: wichtiges Lösungsmittel (Extraktion von Öl aus Ölsaaten, Coffein aus Kaffeebohnen, Abbeizen von lackierten Flächen Entfetten von Metallen vor dem Lackieren,...). Es wandert – so wie alle lipophilen Stoffe – im Körper in die Fettgewebe. Da die Verbindungsstellen zwischen zwei Nervenzellen – die Synapsen – Fett enthalten, wandern die Halogenkohlenwasserstoffe auch dorthin: