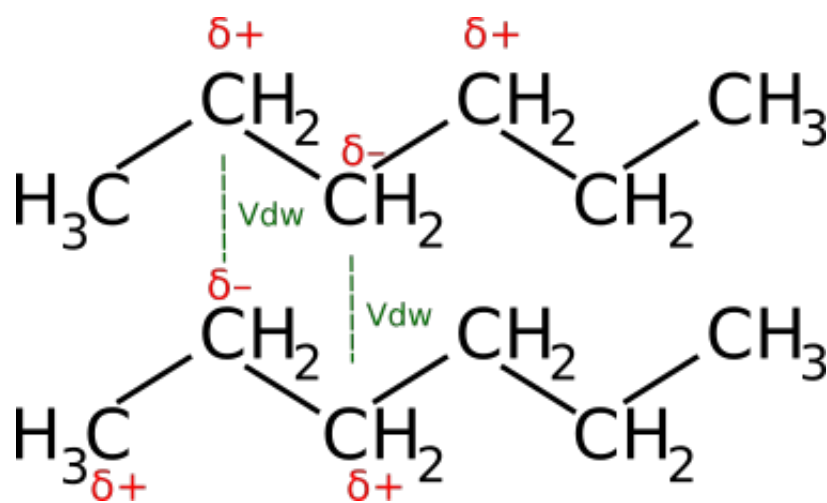


OC-Kapitel 05: Eigenschaften und Reaktionen von Kohlenwasserstoffen

Inhalt

OC-Kapitel 05: Eigenschaften und Reaktionen von Kohlenwasserstoffen.....	1
Inhalt.....	2
Oxidationszahlen bei organischen Verbindungen.....	4
Aufgaben zur Bestimmung von Oxidationszahlen:.....	5
Wiederholung: Zwischenmolekulare Kräfte beeinflussen Schmelz- und Siedepunkte.....	6
a) Allgemeine Vorgänge beim Schmelzen und Sieden.....	6
b) Mögliche Kräfte zwischen Molekülen.....	7
Anordnung der Wasserteilchen durch Dipol-Dipol-Kräfte:.....	7
Eigenschaften der Alkane - Schmelz und Siedepunkte.....	10
Übersicht über die Schmelz- und Siedepunkte bei Alkanen.....	10
Ursachen für die zunehmenden Smp und Sdp. bei längeren Kohlenwasserstoffketten.....	11
1. Masse:.....	11
2. Zwischenmolekulare Kräfte:.....	11
Aufgaben zu Schmelz und Siedepunkten:.....	12
Verzweigungsgrad der Isomere und die Konsequenzen.....	13
Je stärker die Van-der-Waals-Kräfte, desto höher liegt der Siedepunkt!.....	13
Viskosität - eine physikalische Stoffeigenschaft.....	14
b) Experiment zur Viskosität:.....	14
Aufgaben zum Thema Viskosität.....	14
Vergleich von Viskositäten verschiedener Flüssigkeiten.....	15
Molekularen Ursachen der verschiedenen Viskositäten.....	16
Van-der-Waals-Kräfte als Ursache für höhere Viskosität.....	16
Zusatzinformationen zu Van-der-Waals-Kräften.....	18
Versuche zur Löslichkeit organischer Stoffe.....	19
1. Gesetzmäßigkeiten bei Lösungsvorgängen.....	19
2. Bestimmen des Charakters - hydrophil oder lipophil?.....	19
3. Löslichkeit von Gasen.....	19
Löslichkeit.....	20
Gründe für den apolaren Charakter der Alkane.....	20
Wie sieht das nun bei Alkanen aus?.....	20
Lösungsvermögen und Mischbarkeit der Alkanole.....	22
Hydrophiler und lipophiler Charakter von Lösungsmitteln.....	22
Vergleich der Wasserlöslichkeit (hydrophiler Charakter) bei den Alkanolen.....	23
Aufgaben zum Thema „Löslichkeit und Lösungsvermögen organischer Verbindungen“.....	24
Löslichkeitsverhalten in der Anwendung: Flecken und ihre Entfernung.....	25
Effekte in Molekülen: Der I-Effekt.....	26
a) - I-Effekte: (Grafik beachten).....	26
b) +I-Effekt:.....	26
Übersicht über das zunehmende Vermögen Elektronen anzuziehen:.....	26
Aufgabe: I-Effekte und deren Einfluss auf die Säurestärke.....	27
Einfache Versuche mit Alkanen: Brennbarkeit der Alkane.....	28
Einfache Reaktionen der Alkane.....	29
Halogenierung.....	30
Bromierung von Pentan.....	30
Mechanismus der radikalischen Substitution:.....	31
Energetische Betrachtung der radikalischen Substitution.....	33
Berechnung der Gesamtenergie der Reaktion:.....	33
Halogenalkane.....	35
Fluor-Chlor-Kohlenwasserstoffen.....	35
Verbot der FCKWs.....	35
Nomenklatur der Halogenalkane.....	36
Die elektrophile Addition.....	37
Mechanismus der elektrophilen Addition am Beispiel des Ethens:.....	37
Beispiele für Additionsreaktionen.....	38
Zwei Carbokationen - Carbeniumion und Carboniumion.....	39
Das Carbanion.....	39

Die Eliminierung.....	40
Wiederholungsaufgaben Nomenklatur und Reaktionen.....	41
70 richtig lustige Fragen zur Testvorbereitung	42

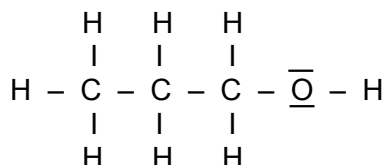
Oxidationszahlen bei organischen Verbindungen

Die Oxidationszahlen sind „gedachte“ Ladungen. Man verwendet sie vor allem an Elementen in Verbindungen, welche selbst keine erkennbare Ladung haben.

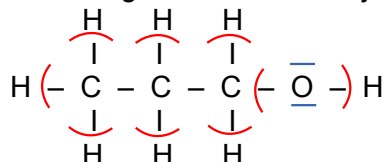
Die Oxidationszahl eines Elementes zeigt die Ladung, welches das Atom hätte, wenn die Bindungselektronen dem jeweils elektronegativeren Partner zugeordnet werden.

Regeln zum Bestimmen der Oxidationszahlen bei organischen Verbindungen:

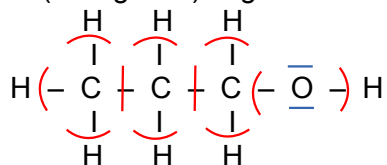
1. Valenzstrichformel zeichnen:



2. Die Bindungselektronen dem jeweils elektronegativeren Element zuordnen:



3. Sind die Elektronegativitäten zwischen zwei Elementen gleich, so wird das Bindungselektronenpaar beiden (also geteilt) zugeordnet:



4. Nun wird noch gezählt, wie viel Elektronen das jeweilige Atom berühren. Diese Anzahl wird mit der jeweiligen „normalen“ Anzahl im ungeladenen Zustand (ablesbar aus der Hauptgruppen-Nummer im PSE) verglichen. Die Differenz entspricht der Oxidationszahl mit umgekehrten Vorzeichen.

normal:

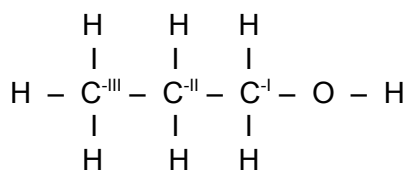
C = 4. HG => 4 Valenzelektronen

H = 1. HG => 1 Valenzelektron

O = 6. HG => 6 Valenzelektronen

hier:

- Alle Wasserstoffe haben kein Valenzelektron, welches ihnen zugerechnet wird => Oxidationszahl = 0 (da durch den Mangel eines negativen Elektrons alles +1 positiver wird)
- Das erste Kohlenstoffatom hat 7 anstelle von 4 Elektronen => -III
- Das zweite Kohlenstoffatom hat 6 anstelle von 4 Elektronen => -II
- Das dritte Kohlenstoffatom hat 5 anstelle von 4 Elektronen => -I
- Sauerstoff hat 8 anstelle von 6 Elektronen => -II

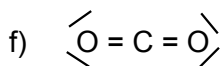
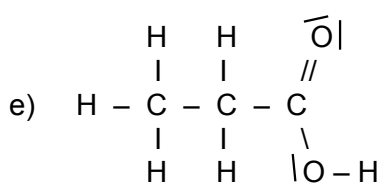
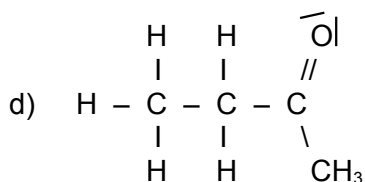
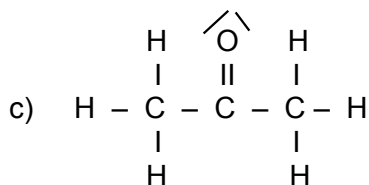
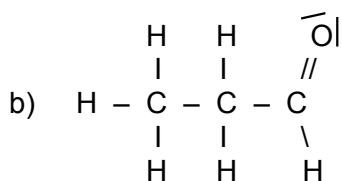
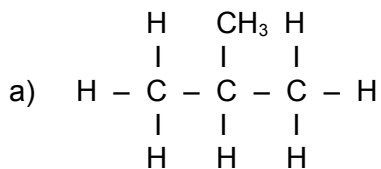


Aufgaben zur Bestimmung von Oxidationszahlen:

1. Bestimme alle Oxidationszahlen in folgenden Verbindungen:

a) Methanol b) Heptan c) 2,2-Dimethylpropan d) Ethanol e) 2-Chlor-butan f) 3-Hydroxy-3-methylhexan

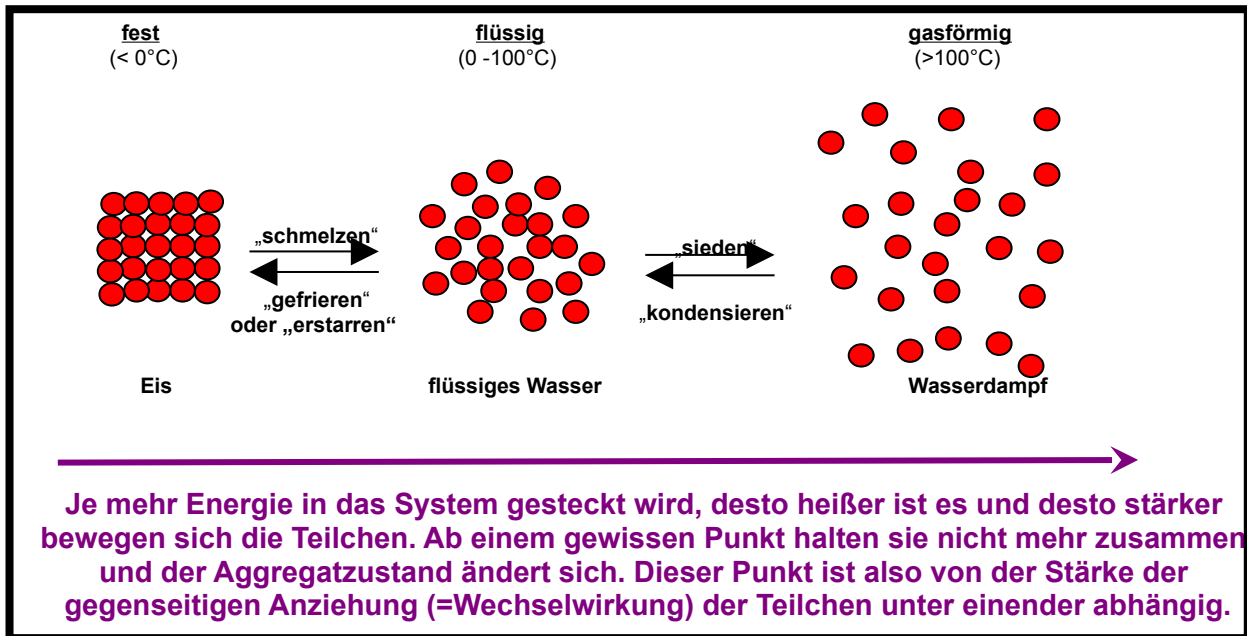
2. Bestimme alle Oxidationszahlen der folgenden Verbindungen:



Wiederholung: Zwischenmolekulare Kräfte beeinflussen Schmelz- und Siedepunkte

a) Allgemeine Vorgänge beim Schmelzen und Sieden

Im Anfangsunterricht Chemie des ersten Jahres hast Du gelernt, dass alle Stoffe aus winzigen Atomen oder Molekülen bestehen, welche ständig zittern. Diese Brown'sche Molekularbewegung ist von der Temperatur abhängig. Die folgende Skizze verdeutlicht noch einmal, was passiert, wenn man gefrorenes Wasser bis zum Sieden kocht.



Mit anderen Worten: Wird der **Schmelzpunkt** (=Smp.) überschritten, lösen sich die Teilchen nach und nach vom festen Eiskristall ab, weil sie sich zu stark bewegen und sich nicht mehr gegenseitig stark genug anziehen. Der Feststoff schmilzt. Bei weiterer Erwärmung benötigen die Teilchen immer mehr Platz, bis sie schließlich am **Siedepunkt** (=Sdp.) in die Gasphase übergehen (dort ist noch genügend Platz vorhanden).

Der Schmelz- und der Siedepunkt sind demzufolge eine Stoffeigenschaft, die von den Kräften zwischen den Atomen bzw. den zwischenmolekularen Kräften abhängig ist. Jeder Stoff hat andere Schmelz- und Siedepunkte. Man kann dadurch Stoffe erkennen und zuordnen:

	Wasser	Alkohol	Eisen	Zink	Quecksilber	Helium	Wasserstoff	Sauerstoff
Smp.	0°C	-117°C	1535°C	419°C	-39°C	-272°C	-259°C	-219°C
Sdp.	100°C	79°C	2870°C	906°C	357°C	-269°C	-253°C	-183°C

b) Mögliche Kräfte zwischen Molekülen

Im dritten Jahr Chemieunterricht hast Du gelernt, welche verschiedenen Arten der zwischenmolekularen Kräfte es gibt.

1. Ionenladungen

Positive und negative Ionen ziehen sich stark an. Im Kristall halten diese Ionen fest zusammen. Demzufolge haben ionogene Verbindungen auch die höchsten Schmelz- und Siedepunkte.

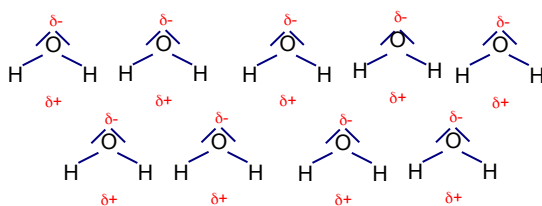
2. Dipol-Dipol-Kräfte

Dipole sind schwache Ladungen innerhalb von Molekülen und kommen durch ungleiche Ladungsverteilungen zustande. Diese ungleichen Ladungsverteilungen haben ihre Ursache in den verschiedenen Elektronegativitäten der Elemente. Dipolmoleküle bilden lockere Verbände, so genannte Molekülaggregate. Die Anziehungskräfte zwischen Dipolen sind viel geringer als die zwischen Ionen und wirken nur über kurze Entfernungen.

Bsp.: CO₂ hat eine mehr als doppelt so hohen Molekülmasse wie H₂O. Sein Siedepunkt liegt bei -78°C. Also müsste Wasser unterhalb (!) dieser Temperatur bereits sieden. Da die Moleküle des Wassers aber wunderbare Dipolmoleküle sind, die sich gegenseitig prima anziehen, liegt zwischen ihnen ein fester Zusammenhalt vor. Es muss also wesentlich mehr Energie aufgebracht werden, diesen Verbund aufzubrechen. Also wird mehr Energie zum Sieden benötigt, damit die Moleküle in die Gasphase übertreten können.

Je stärker der Zusammenhalt von Teilchen ist, desto höher ist die Temperatur des Schmelz- und Siedepunktes.

Anordnung der Wasserteilchen durch Dipol-Dipol-Kräfte:

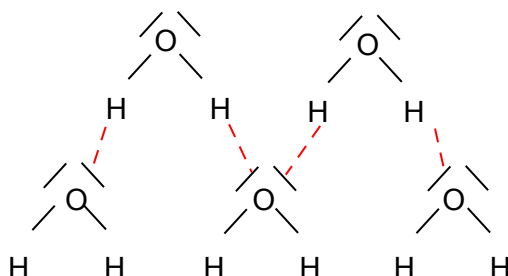


=> Liegen Dipol-Dipol-Wechselwirkungen vor, so erhöhen sich Schmelz- und Siedepunkt.

3. Wasserstoffbrückenbindungen (=WBBs)

Zwischen den Wasserstoffatomen und freien Elektronenpaaren bilden sich sogenannte Wasserstoffbrückenbindungen. Sie führen zu einer schwachen Anziehung zwischen den Molekülen.

=> Bildung eines „Raumnetzes“.



WBBs bilden sich beispielsweise auch zwischen Wasserstoff und Stickstoff oder Halogenmolekülen.

Die Kräfte zwischen Molekülen der freien Elektronenpaare von Stickstoff, Sauerstoff und Fluor und Wasserstoffatomen bezeichnet man als Wasserstoffbrückenbindungen.

Sie beeinflussen ebenfalls Schmelz- und Siedepunkte.

4. Van-der-Waalskräfte (VdW-Kräfte)

Die Ladungen einer Atombindung in Molekülen sind wegen der Bewegung der Elektronen nicht in jedem Moment symmetrisch verteilt. Dadurch entstehen momentane, kurzzeitige Dipole, die allerdings nur sehr schwach sind und auch schnell wieder verschwinden, bzw. sich verschieben.

Sie treten nur bei Atomen und apolaren Molekülen auf. Zum Vergleich: WBBs und Dipol-Dipolbindungen sind permanente Wechselwirkungen.

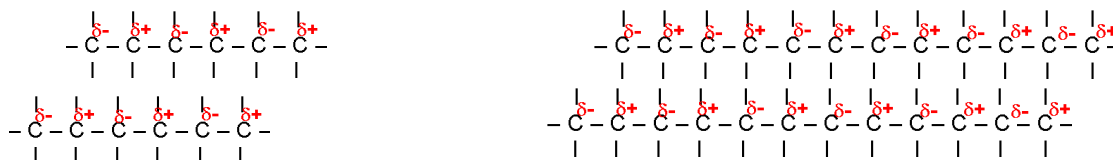
Zwischen apolaren Molekülen wirken schwache Van-der-Waals-(Anziehungs)-Kräfte. Ihre Ursache sind kurzzeitige Dipole durch kurzzeitige, asymmetrische Elektronenverteilungen. Das bedeutet, einfach ausgedrückt, dass sich zu einem bestimmten Zeitpunkt wesentlich mehr Elektronen auf der einen Seite des Atoms befinden als auf der gegenüberliegenden Seite. Die daraus entstehende elektrische Anziehung ist schwach, kurzzeitig (momentan) und hat nur eine geringe Reichweite.

Die Stärke der VdW-Kräfte hängt ab von:

- Der Anzahl der Elektronen im Atom. Je mehr Elektronen vorhanden sind, desto stärker kann die asymmetrische Verteilung sein, desto stärker sind folglich die Dipole.
- Zahl der Atome im Molekül (je höher die Molekülmasse, desto stärker die VdW-Kräfte)
- Zahl der Berührungsstellen zwischen zwei (oder mehr) Molekülen
- Das Zustandekommen von Van-der-Waals-Bindung ist sehr vom Abstand der Moleküle abhängig. Zwei Atome beziehungsweise Moleküle müssen sich also sehr nahe kommen, bevor es zu einer Wechselwirkung kommt.
- Diese Annäherung ist umso schwieriger, je verzweigter die Moleküle sind

5. Warum liegen bei längeren Alkanketten höhere Siedepunkte vor?

Da Alkane weder Ionenbindungen, Dipol-Dipol-Bindungen noch WBBs ausbilden, nehmen nur die VdW-Kräfte Einfluss auf ihren Siedepunkt:



Wie man leicht sieht, besteht bei langkettigen Molekülen auch verstärkt die Möglichkeit das kurzzeitige Dipole entstehen, sich also VdW-Bindungen ausbilden. Diese sind zwar nur kurzzeitig, haben aber dennoch Einfluss auf Schmelz- und Siedepunkte.

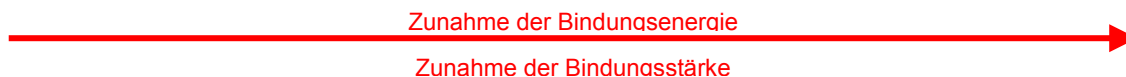
Sind Verbindungen verzweigt, so ist der Abstand zwischen Ihnen größer. Folglich sind die VdW-Kräfte nur schwach.

Es gilt:

- Je länger die Kohlenstoffkette, desto stärker sind die VdW-Kräfte und desto höher sind Schmelz- und Siedepunkt.
- Je verzweigter ein Molekül ist, desto weniger können sich die Kohlenstoffketten aneinander annähern. Somit sind die VdW-Kräfte schwächer und desto geringer sind Schmelz- und Siedepunkt.

6. Abstufung der verschiedenen Bindungsenergien zwischen Atomen

Van-der-Waals-Kräfte < Dipol-Dipol-Kräfte < WBB < Ionenbindung < Atombindung



Bedenke: Je stärker die Bindung zwischen Atomen oder Molekülen ist, desto mehr Energie wird benötigt, diese Bindung wieder aufzuspalten.

Übrigens: Bei der Bildung einer Bindung ist es genau umgekehrt. Der entsprechende Betrag Energie wird bei der Bindungsbildung frei.

Aufgaben:

1. a) Wo liegen stärkere zwischenmolekulare Kräfte vor: bei H_2S oder H_2O ?
b) Wie kannst Du Deine Feststellung beweisen?
2. Erkläre die unterschiedlichen Schmelz- und Siedepunkte von n-Butan und iso-Butan.
3. Erkläre den Zusammenhang zwischen Viskosität und Van-der-Waals-Kräften.
4. Aceton hat eine Viskosität von nur 0,33. Kannst Du Ursachen erkennen, die mit seinem Aufbau zu tun haben?
5. Erkläre mithilfe von Zeichnungen das Zustandekommen von „Van-der-Waals-Kräften“ und ihrer Wirkung besonders auf Flüssigkeiten langkettiger Kohlenwasserstoffe.

Zusatzinformationen

<https://de.wikipedia.org/wiki/Van-der-Waals-Bindung>

https://de.wikipedia.org/wiki/Johannes_Diderik_van_der_Waals

<https://de.wikipedia.org/wiki/Wasserstoffbrückenbindung>

<https://de.wikipedia.org/wiki/Dipol-Dipol-Kräfte>

Eigenschaften der Alkane - Schmelz und Siedepunkte

Nachdem Du nun in der Wiederholung gelesen hast, wie bei anorganischen Verbindungen die Anziehungskräfte zwischen Molekülen, die Masse und der Aufbau von Molekülen die Schmelz- und Siedetemperaturen beeinflussen, ist es nur ein kurzer Weg, dies auch bei den Kohlenwasserstoffen zu verstehen.

Übersicht über die Schmelz- und Siedepunkte bei Alkanen

Kettenlänge	Name	Smp. [°C]	Sdp. [°C]	Kettenlänge	Name	Smp. [°C]	Sdp. [°C]
CH ₄	Methan	-183	-161	C ₁₆ H ₃₄	Hexadekan	18	287
C ₂ H ₆	Ethan	-183	-88	C ₁₇ H ₃₆	Heptadekan	21	302
C ₃ H ₈	Propan	-189	-42	C ₁₈ H ₃₈	Oktadekan	29	317
C ₄ H ₁₀	Butan	-138	-0,5	C ₁₉ H ₄₀	Nonadekan	33	330
C ₅ H ₁₂	Pentan	-130	36	C ₂₀ H ₄₂	Eicosan	36,7	343
C ₆ H ₁₄	Hexan	-95	69	C ₂₁ H ₄₄	Henikosan	40,5	356
C ₇ H ₁₆	Heptan	-91	98	C ₂₂ H ₄₆	Dokosan	42	370
C ₈ H ₁₈	Okatan	-57	126	C ₂₃ H ₄₈	Trikosan	49	380
C ₉ H ₂₀	Nonan	-51	151	C ₂₄ H ₅₀	Tetrakosan	52	391
C ₁₀ H ₂₂	Dekan	-30	174	C ₂₅ H ₅₂	Pentakosan	54	402
C ₁₁ H ₂₄	Undekan	-26	195	C ₂₆ H ₅₄	Hexakosan	56,4	412
C ₁₂ H ₂₆	Dodekan	-12	215	C ₂₇ H ₅₆	Heptakosan	59,5	442
C ₁₃ H ₂₈	Tridekan	-5	234	C ₂₈ H ₅₈	Octakosan	64,5	432
C ₁₄ H ₃₀	Tetradekan	5,5	253	C ₂₉ H ₆₀	Nonakosan	63,7	440
C ₁₅ H ₃₂	Pentadekan	9,9	270	C ₃₀ H ₆₂	Triakontan	65,8	450

Ursachen für die zunehmenden Smp. und Sdp. bei längeren Kohlenwasserstoffketten

Damit ein Stoff seinen Aggregatzustand wechseln kann, müssen sich seine Teilchen, also hier die Kohlenwasserstoffketten, so schnell bewegen, dass sie ihre bisherige Struktur nicht mehr halten können.

Liegt also beispielsweise bei Raumtemperatur ein Feststoff vor, wie bei einem Wachs aus Paraffin, so sind die Kohlenwasserstoffketten in einer engen festen Verbund miteinander verbunden. Jedes Molekül hat dabei nur eine geringe Eigenschwingung.

Nimmt nun die Temperatur zu und somit auch die Eigenschwingung, so bewegen sich die Moleküle beim Überschreiten des Schmelzpunktes so schnell, dass sie ihre enge Annäherung aufgeben müssen und der Feststoff schmilzt. Durch die zunehmende Entfernung der Moleküle nimmt auch das Volumen minimal zu.

Erhitzt man das nun flüssige Wachs weiter, so schwingen die Moleküle immer schneller bis sie durch die Zunahme an Kollision und durch sehr starke Eigenbewegung aus der Flüssigkeit austreten und in die Gasphase übertreten. Hier ist mehr Platz vorhanden. Das Volumen nimmt gleichzeitig enorm zu.

Für die Höhe von Schmelzpunkten und Siedepunkten gibt es im Wesentlichen zwei Ursachen:

1. Masse:

Dicke Elefanten schwingen langsamer als ein kleiner Schmetterling :-)
genauso verhält es sich mit Molekülen: Je größer die Masse, desto langsamer ist die Eigenbewegung!
Folglich muss bei langkettigen Molekülen mehr Energie zugefügt werden, damit eine gleichstarke Schwingung wie bei kurz-kettigen Molekülen vorliegt, die ja zum Übertritt in den nächsten Aggregatzustand notwendig ist!

Also benötigt man höhere Temperaturen um den Stoff beispielsweise zu Schmelzen oder zum Sieden zu bringen!

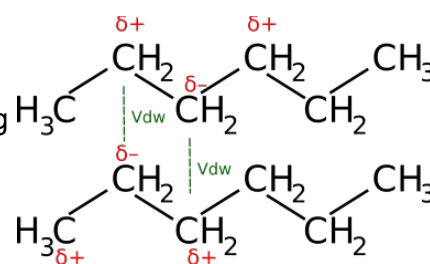
2. Zwischenmolekulare Kräfte:

Je stärker sich Moleküle untereinander anziehen, desto mehr wird die Eigenschwingung eingeschränkt! Bei Salzen sind Ionenladungen vorhanden. Diese ziehen sich so stark an, dass Salze sehr sehr hohe Smp. und Sdp. haben!

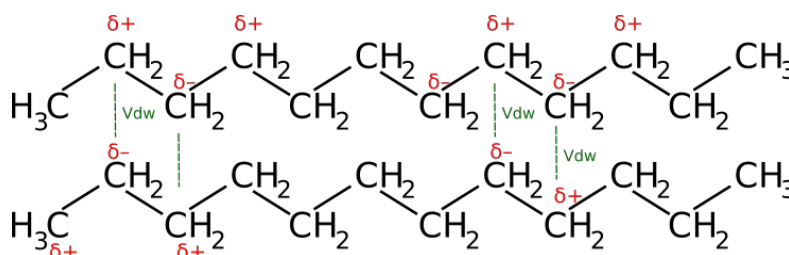
Weiterhin können durch Wasserstoffbrückenbindungen (nur zwischen H und freien Elektronenpaaren von N, O, F) sowie Dipol-Dipolladungen starke Anziehungskräfte ausgehen. Auch diese Stoffe haben vergleichsweise hohe Smp. und Sdp.!

Bei reinen Kohlenwasserstoffketten kommen diese ersten drei genannten Kräfte nicht vor. Eine schwache intermolekulare Anziehung entsteht aber durch sogenannte Van-der-Waals-Kräfte dennoch.

Dabei sorgen kurzzeitige ungleichmäßig verteilte Elektronen für momentane (sehr kurzlebige) Dipole!



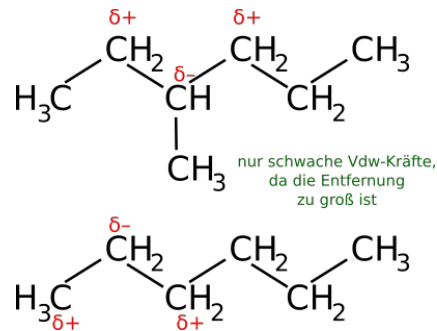
Dabei gilt: Je länger die Kohlenwasserstoffkette, desto stärker sind die Van-der-Waals-Kräfte (da statistisch die Möglichkeit der Anzahl an momentanen Dipolen steigt!)



=> bei starken Van-der-Waals-Kräften (durch lange Kohlenwasserstoffketten) muss im Vergleich mehr Energie aufgebracht werden, damit sich diese langen Ketten zuerst voneinander lösen und sie dann genauso schnell schwingen wie die kurzkettingen!

=> Es ist eine im Vergleich höhere Temperatur zum Wechsel des Aggregatzustandes notwendig, denn nur freibewegliche Moleküle können sich so schnell bewegen, dass sie ihren Aggregatzustand wechseln können.

Beachte: bei unverzweigten Kohlenwasserstoffketten sind die Van-der-Waals-Kräfte größer, da die Ketten näher zusammen liegen. Verzweigungen sorgen für eine größere Distanz und somit zu geringeren Van-der-Waals-Kräften und somit haben die verzweigten Kohlenwasserstoffe geringere Smp. und Sdp.!



Aufgaben zu Schmelz und Siedepunkten:

- Über einer Flüssigkeit in einem Feuerzeug ist nur minimal Platz für eine Gasphase. Begründe, warum das Feuerzeuggas flüssig bleibt, obwohl sein Siedepunkt bei $-0,5^{\circ}\text{C}$ liegt.
- Ordne die folgenden Stoffe nach ihren Siedepunkten, begründe für jeden Stoff Deine Entscheidung: Propan, Ethanol, Dodecan.
- Vergleiche Wasser und Schwefelwasserstoff hinsichtlich ihres Aggregatzustandes bei Raumtemperatur. Stelle eine Hypothese auf, welche die verschiedenen Aggregatzustände erklärt.
- But-1-in hat einen Siedepunkt von $8,1^{\circ}\text{C}$ But-2-in von 27°C . Bei Raumtemperatur ist der erste Stoff ein Gas, der zweite eine Flüssigkeit. Die Molekülmasse ist bei beiden Verbindungen gleich. Stelle eine Hypothese zu den unterschiedlichen Siedepunkten auf.

Verzweigungsgrad der Isomere und die Konsequenzen

Bei den Siedepunkten besteht ein deutlicher Zusammenhang von Verzweigungsgrad und der Höhe des Siedepunktes.

Isomere Verbindungen	Smp. [°C]	Sdp. [°C]
Hexan Isomere		
n-Hexan	-94	69
2-Methyl-pentan	-154	60
3-Methyl-pentan	-118	63
2,2-Dimethyl-butan	-99	50
2,3-Dimethyl-butan	-129	58
Heptan Isomere		
n-Heptan	-91	98
2-Methyl-hexan	-118	90
3-Methyl-hexan	-119	92
2,2-Dimethyl-pentan	-125	79
2,3-Dimethyl-pentan		90
2,4-Dimethyl-pentan	-119	81
3,3-Dimethyl-pentan	-135	86
3-Ethyl-pentan	-119	93
2,2,3-Trimethyl-butan	-25	81

=> Für die verschiedenen Siedepunkte sind vor allem die Van-der-Waals-Kräfte verantwortlich! Hintergrund ist die Tatsache, dass sich Moleküle beim Übergang in die Gasphase stärker bewegen müssen. Ein möglicher Zusammenhalt der Moleküle untereinander würde dies behindern.

Welche Kräfte können nun Moleküle zusammenhalten:

- Ionenladungen
- Wasserstoffbrückenbindungen
- Dipol-Dipol-Kräfte
- Van-der-Waals-Kräfte

Bei diesen Alkanen liegen nun die ersten drei genannten Kräfte nicht (!) vor. Nur Van-der-Waals-Kräfte sind zwischen den Molekülen vorhanden. Dabei gilt je länger die Kohlenstoffkette, desto stärker sind die Van-der-Waals-Kräfte. Deshalb hat n-Hexan auch einen geringeren Siedepunkt als n-Heptan.

Dabei ist allerdings zu beachten, dass vor allem die kettenförmigen und unverzweigten Kohlenwasserstoffe starke Van-der-Waals-Kräfte ausbilden! Je verzweigter ein Molekül ist, desto schlechter können sich die Moleküle aneinander annähern, und desto schwächer sind die Van-der-Waals-Kräfte!

Je stärker die Van-der-Waals-Kräfte, desto höher liegt der Siedepunkt!

Viskosität - eine physikalische Stoffeigenschaft

Eine weitere Besonderheit der Kohlenwasserstoffe ist, dass sie sich als Flüssigkeiten deutlich in ihrer Dickflüssigkeit unterscheiden. Um dies zu überprüfen werden in einem Experiment fünf Flüssigkeiten nach der Fallgeschwindigkeit einer Metallkugel untersucht. Eine Reihenfolge der Geschwindigkeit soll bestimmt werden.

Benzin > **Wasser** > **Diesel** > **Pflanzenöl** > **Paraffin**
 C_8H_{18} > H_2O > z.B.: $C_{14}H_{30}$ > z.B.: $C_{30}H_{62}$ > z.B.: $C_{22}H_{46}$

Wie kann man aber unterschiedlichen Messergebnisse erklären?

=> **Flüssigkeiten unterscheiden sich in ihrer „Zähigkeit“. Diese physikalische Eigenschaft nennt man Viskosität. Je höher die Viskosität dabei ist, desto dickflüssiger ist die Substanz.**

b) Experiment zur Viskosität:

V: Verschiedene Flüssigkeiten werden anhand der Fallgeschwindigkeit einer Bleikugel untersucht

B: Es ergeben sich folgende Unterschiede:

Benzin > Wasser > Diesel > Pflanzenöl > Paraffin

Wasser	Benzin	Diesel	Paraffin	Pflanzenöl
H_2O	C_8H_{18}	z.B.: $C_{14}H_{30}$	z.B.: $C_{22}H_{46}$	$>C_{30}H_{62}$

Impuls Erklärung für die unterschiedlichen Messergebnisse

S: Flüssigkeiten unterscheiden sich in ihrer „Zähigkeit“. Diese physikalische Eigenschaft nennt man Viskosität. Je höher die Viskosität dabei ist, desto dickflüssiger ist die Substanz.

Ursache für die unterschiedlichen Viskositäten sind zwischenmolekulare Kräfte in einer Flüssigkeit. Besonders die Van-der-Waals-Kräfte langkettige Moleküle sind ausschlaggebend.

Ihre Ursache sind kurzzeitige Dipole.

Informationen zur Viskosität

- Der Begriff „Viskosität“ hat seinen Ursprung im lateinischen Wort für Mistel „viscum“, da früher aus ihren Beeren zäher Vogelleim hergestellt wurde
- Physiker unterschieden zwischen Newton'schen Flüssigkeit und nicht-Newtonsche Flüssigkeiten, wie Margarine oder Vanilleeis.
- Bei Alkanen hat Nonan eine Viskosität ähnlich der von Wasser
- ihre Maßeinheit ist $N \cdot s / m^2$ (mPa/ s)
- Der Fall der Kugel ist abhängig von der nach oben gerichtete Auftriebskraft F_A , der nach unten gerichtete Gewichtskraft F_G , der nach oben gerichtet Reibungskraft F_R .
- Paraffin wird als Schmiermittel z.B. in Waffenöl und Vaseline benutzt.

Was ist die molekulare Ursache für verschiedene Viskositäten?

=> Langkettige Moleküle, haften besser zusammen => **Van-der-Waals Kräfte**

Ursache für die unterschiedlichen Viskositäten sind zwischenmolekulare Kräfte in einer Flüssigkeit. Besonders die Van-der-Waals-Kräfte sind ausschlaggebend. Ihre Ursache sind kurzzeitige Dipole.

Aufgaben zum Thema Viskosität

1. Erkläre, warum man bei dem Phänomen der Viskosität auch gelegentlich von der „inneren Reibung“ spricht.
2. Nenne hochviskose Flüssigkeiten des Alltags
- Ketchup, Margarine, Eis, Shampoo
3. Vergleiche die Viskosität bei den Isomeren von n-Pentan und iso-Pentan.

Vergleich von Viskositäten verschiedener Flüssigkeiten

Flüssigkeit	Viskosität [N·s/ m²]
Pentan	0,23
Hexan	0,32
Heptan	0,41
Oktan	0,54
Nonan	0,71
Dekan	0,92
Petroleum	0,65
Wasser	1,00
Ethanol	1,19
Quecksilber	1,50
Traubensaft	2-5
Blut (37°C)	4-25
Kaffeesahne	ca. 10
Olivenöl	ca. 102
Honig	ca. 104
Paraffinöl	110 - 230
Bitumen	ca. 1010
Glycerin	1480
Asphalt	100000

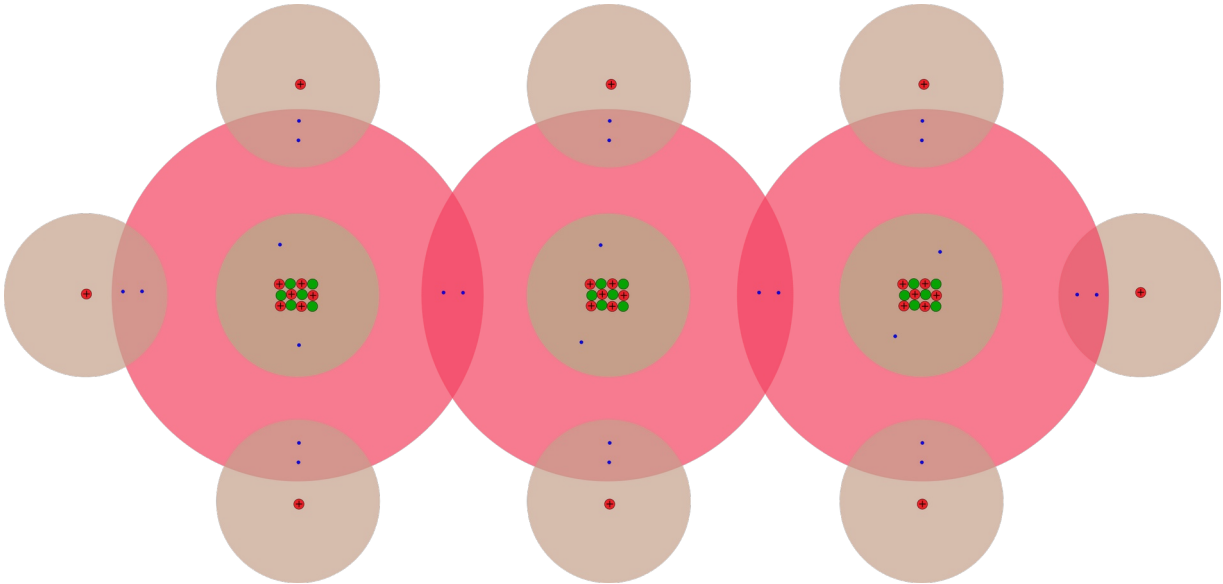
Molekularen Ursachen der verschiedenen Viskositäten

Beim Fallen einer Kugel durch verschiedene Flüssigkeiten sieht man deutlich eine Zunahme der Viskosität bei langkettigen Molekülen.

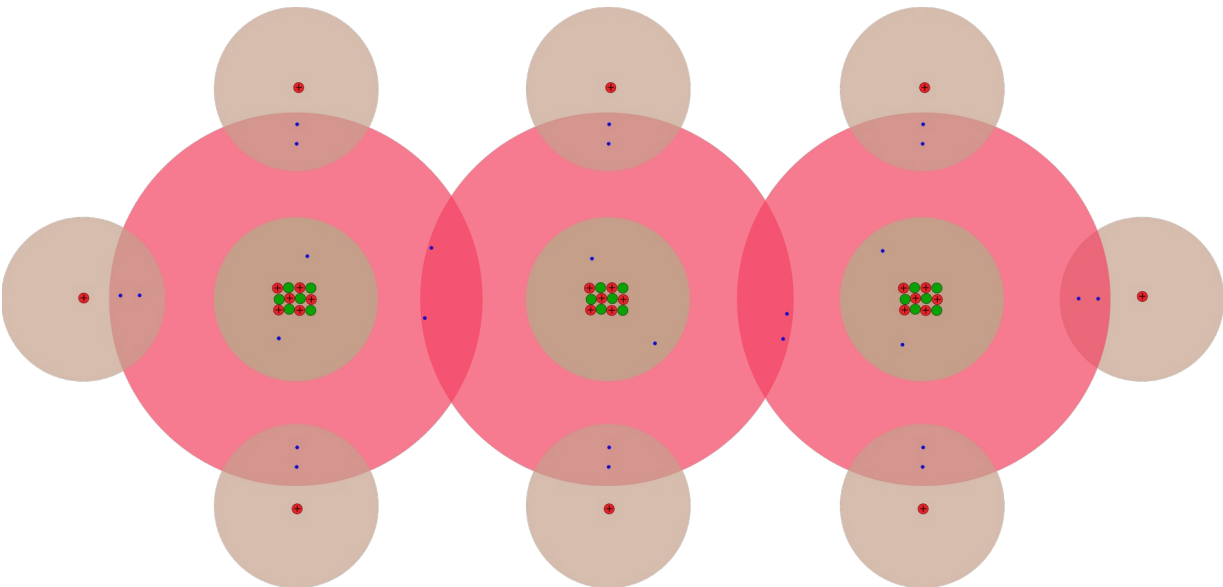
=> Langkettige Moleküle haften scheinbar besser zusammen, sodass eine fallende Kugel einen größeren Widerstand beim Fallen hat.

Van-der-Waals-Kräfte als Ursache für höhere Viskosität

a) Idealfall - völlig symmetrische Verteilung der Elektronen (Bsp.: C₃H₆)



b) Normalfall - asymmetrische Verteilung der Elektronen



=>

δ^-

δ^+

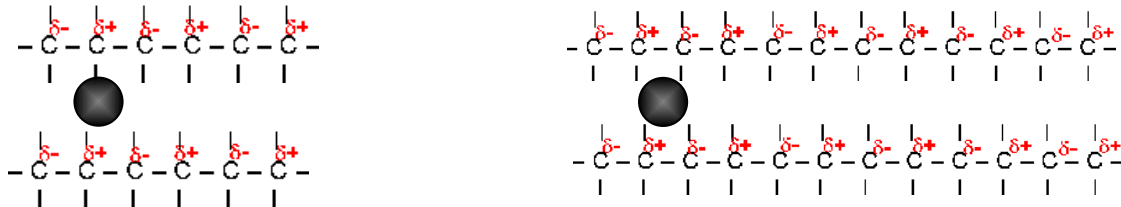
δ^-

=> kurzzeitige Dipole bilden sich, es kommt zur zwischenmolekularen Anziehung!

Elektronen bewegen sich zwischen den Atomen, was zu einer momentanen, ungleichmäßigen Ladungsverteilung im Molekül führt. Es bilden sich temporäre Dipole. Man spricht auch von asymmetrischen Ladungsverteilungen. Als Folge kommt es zu Wechselwirkungen mit anderen Molekülen, das heißt der Pluspol eines Dipols induziert beim Nachbarmolekül einen Minuspol. So entsteht ein „induzierter“ Dipol.

Ursache für die Zunahme der Viskosität bei langkettigen Molekülen sind die mit steigender Kettenlänge zunehmenden „Van-der-Waals-Kräfte“. Sie bilden sich besonders bei langen und unverzweigten Alkanketten aus.

Der Einfluss der VdW-Kräfte ist durch eine einfache Modellvorstellung leicht zu erkennen:



Die Metallkugel muss bei kurzkettigen Alkanen viel weniger Bindungen aufspalten, sie fällt schneller!
=> die Flüssigkeit hat eine geringere Viskosität!

Ursache für die unterschiedlichen Viskositäten sind zwischenmolekulare Kräfte in einer Flüssigkeit. Besonders die Van-der-Waals-Kräfte sind ausschlaggebend. Ihre Ursache sind kurzzeitige Dipole.

Aufgaben

1. Aceton hat eine Viskosität von nur 0,33. Kannst Du Ursachen erkennen, die mit seinem Aufbau zu tun haben?
2. Erkläre mithilfe von Zeichnungen Van-der-Waals-Kräfte und ihre Wirkung besonders auf Flüssigkeiten langkettiger Kohlenwasserstoffe.
3. Wiederhole die Einflussfaktoren auf die Viskosität einer Flüssigkeit.

Zusatzinformationen zu Van-der-Waals-Kräften

- Benannt nach dem Physiker Johannes Diderik Van der Waals
- Im Vergleich zur Atombindung und Ionenbindung sind sie nur eine schwache Bindungskraft
- Van-der-Waals-Kräfte treten immer auf (!), man bemerkt sie aber meist nur in Flüssigkeiten, die keine Ionenbindungen haben.

Das bedeutet, einfach ausgedrückt, dass sich zu einem bestimmten Zeitpunkt wesentlich mehr Elektronen auf der einen Seite des Atoms befinden als auf der gegenüberliegenden Seite. Die daraus entstehende elektrische Anziehung ist schwach und hat nur eine geringe Reichweite.

- Das Zustandekommen von Van-der-Waals-Bindung ist sehr vom Abstand der Moleküle abhängig. Zwei Atome beziehungsweise Moleküle müssen sich also sehr nahe kommen, bevor es zu einer Wechselwirkung kommt.
- Diese Annäherung ist umso schwieriger, je verzweigter die Moleküle sind und je stärker sie sich bewegen. Mit anderen Worten: die Viskosität nimmt ab, je höher die Temperatur ist, also je mehr kinetische Energie die Moleküle haben. Mit steigender Temperatur reißen Van-der-Waals-Bindungen auf. Dies ist bei nicht ionogenen Flüssigkeiten in der Regel der Übergang vom flüssigen zum gasförmigen Zustand.
- Anschauliche Auswirkung der Van-der-Waals-Kräfte - Geckos (Reptilien), nutzen die Van-der-Waals-Kräfte, um an senkrechte Flächen zu klettern. Sie haben dazu Haftballen unter ihren Füßen mit sehr vielen feinen Härchen. Durch jedes kleine Härchen kommt es ein wenig zur Anziehung, also zur Wechselwirkung mit der glatten Oberfläche. Durch die hohe Anzahl der Härchen, reicht diese Kraft aus, Geckos sogar kopfüber unter Glas laufen zu lassen.
- Das längste Experiment „Pitch-Drop-Experiment“: Der Physiker der Universität Queensland in Brisbane, Australien Thomas Parnell (1881-1948), startete 1930 ein Experiment mit dem „Feststoff“ Pech (Rückstand bei der Teerdestillation), welches sogar mit einem Hammer zertrümmert werden kann. Vor 70 Jahren füllte er einen Trichter mit Pech. Er wollte zeigen, dass es bei Raumtemperatur eigentlich (sehr!) zähflüssig ist. (Ca. 100 000 000 000 viskoser als Wasser). Schon 1938 tropfte der erste Tropfen aus dem Trichter (1947, 1954, 1962, 1970, 1979, 1988, 2000 und 2014 weitere. Für ca. 2020 wird der nächste erwartet.
Webcam „Pitch Drop Experiment“: <https://livestream.com/uq/events/5369913/videos/129913304>

Versuche zur Löslichkeit organischer Stoffe

1. Gesetzmäßigkeiten bei Lösungsvorgängen.

Erstelle eine Tabelle nach folgendem Muster und vergleiche die Löslichkeit der folgenden Stoffe in den verschiedenen Lösungsmitteln. Achte bei den organischen Lösungsmitteln darauf, die RG nicht mehr als ca. 2cm hoch zu füllen (und dann logischerweise nur wenig Lösungsmittel zu verwenden!)

Notiere das Lösungsvermögen mit (+; +/- ; -) in der Tabelle:

	Feststoffe			Flüssigkeiten				
	Kochsalz	Schwefel	(Hart)paraffin	Wasser	Spiritus	Benzin	Pflanzenöl	Glycerin
Wasser				x				
Spiritus					x			
Benzin						x		

1. Erkläre mithilfe von Zeichnungen die Regeln zu den Gesetzmäßigkeiten bei Lösungsvorgängen.
2. Ist Spiritus eher polar oder apolar? Erkläre mit einer Zeichnung.

2. Bestimmen des Charakters - hydrophil oder lipophil?

In ein Reagenzglas gibt man eine winzige Menge (1 Korn!) des Farbstoffes Sudanrot und füllt mit ca. 5ml Wasser auf. Nach dem Beobachten gibt man eine halb so große Menge Benzin hinzu und schüttelt.

1. Was ist zu beobachten? Wie kann die Beobachtung erklärt werden?
2. Warum spricht man von 2 Phasen?
3. Mit Methylenblau macht man die gegenteilige Beobachtung. Erkläre.
4. Gibt man Sudanrot und Methylenblau gemeinsam mit Wasser und Benzin in ein Reaktionsgefäß, so lässt sich ein Vorgang beobachten. Erkläre.

Zwei Videos mit Experimenten zur Löslichkeit sind in meinem Kanal:

- <https://youtu.be/1E0uaPs43pl>
- <https://youtu.be/DRcDgrgL1VY>

Wenn ihr mehr Fragen zur Löslichkeit habt, schaut mal in das Kapitel 05 "Wasser, Lösungen, Wasserstoff und das Teilchenmodell" im Chemiebuch für anorganische Chemie!

3. Löslichkeit von Gasen

Etwas Universalindikator (oder Lackmus) wird in ein Becherglas mit (wenig!) Wasser gegeben. Nun wird so lange Kohlenstoffdioxid zugefügt, bis ein Farbumschlag auftritt.

1. Erkläre die Hintergründe.
2. Wie schätzt Du die Eigenschaften von Kohlenstoffdioxid bezüglich seiner Wasserlöslichkeit ein?
3. Nenne die Alltagsanwendung zu diesem Versuch
4. Welche Beobachtung aus dem Tierreich zeigt uns, dass sich auch Sauerstoff in Wasser löst?

Löslichkeit

Aus der achten und der zehnten Klasse kennst Du schon ein paar Eigenschaften von Flüssigkeiten. Dazu gehört auch die Löslichkeit. Während Du damals die Löslichkeit von Feststoffen, wie Salzen in Wasser untersucht hast, wirst Du diesmal etwas über die Löslichkeit von Alkanen lernen.

V: Mische Fett und Wasser im Reagenzglas. Anstelle des Fetts können auch Flüssigkeiten wie Öl, Benzin, Paraffin untersucht werden. Teste auch die Löslichkeit der Stoffe untereinander.

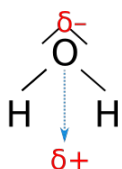
B: Bei vielen Flüssigkeitsgemischen sieht man deutlich 2 Phasen im RG. Ein Einfärben der wässrigen (zur Identifizierung) mit KMnO_4 oder Tinte ist leicht möglich.

S: Alle flüssigen Alkane sind (wie sehr viele organische Lösungsmittel) unpolar, also Wasser abstoßend (=hydrophob). Mischt man Alkane mit Wasser, ergibt sich für einen kurzen Zeitraum eine „**Emulsion**“ - nach wenigen Sekunden entmischt sich aber alles in zwei **Phasen**. Die Alkane schwimmen dabei immer oben, da sie in der Regel eine geringere Dichte als Wasser haben.

**Als sogenannte fettliebende Lösungsmittel, lösen sich Alkane gut untereinander.
Auch Fette und Öle können sie lösen (=lipophil).**

Gründe für den apolaren Charakter der Alkane

Lösungsmittel Wasser



Wasser

Wasser ist ein Dipolmolekül, da ein Ersatzvektor gebildet werden kann.

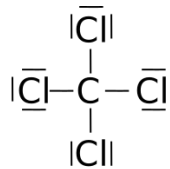
=> Die Partialladungen fallen also nicht in einem Punkt zusammen

=> Ladungstrennung => Dipol

=> Wasser ist polar

=> polare Stoffe lösen sich nur in polaren Lösungsmitteln.

Lösungsmittel Tetrachlorkohlenstoff



Tetrachlorkohlenstoff

CCl_4 ist kein Dipol, da kein Ersatzvektor gebildet werden kann.

=> Die verschiedenen negativen Partialladungen des Chlors fallen in einem Punkt (der Mitte) zusammen.

An diesem Punkt liegt auch die positive des Kohlenstoffs => die Ladungen heben sich gegenseitig auf => Tetrachlorkohlenstoff ist apolar!

=> apolare Stoffe lösen nur sich in apolaren Lösungsmitteln (Bsp: Öl in Benzin oder Aceton usw.).

Wie sieht das nun bei Alkanen aus?

Die C-H Bindung der Alkane ist durch die geringe Differenz (ca. 0,3) der Elektronegativitäten nur sehr gering polar! Zusätzlich fallen die ohnehin schwachen Partialladungen durch den symmetrischen Bau der kettenförmigen Alkane alle in einem Punkt zusammen und eliminieren sich so gegenseitig.

=> das Dipolmoment aller gesättigter Kohlenwasserstoffe ist somit immer null!

=> Alkane sind unpolar (hydrophob (=wasserfeindlich) und gleichzeitig lipophil (=fettliebend)).

=> sie lösen sich nur in unpolaren Lösungsmitteln und mischen sich nicht mit polaren Lösungsmitteln wie z.B. Wasser.

Beispiele für Gemische apolarer Flüssigkeiten aus dem Alltag:

1. 1:50 Zweitakter-Gemisch für Mofas.
2. Fleckentfernung von Fett- und Schmierflecken der Fahrradkette mit Waschbenzin, usw.

**Alkane, wie andere Kohlenwasserstoffe auch, lösen Fette gut.
Sie eignen sie sich somit gut, als Fleckentferner.
Waschbenzin und Terpentin werden aus diesem Grunde im Haushalt verwendet.**

Bei gleichmäßigen, lineare Kohlenstoffketten, welche unverzweigt sind und keine Fremdatome (=Heteroatome) wie O oder N enthalten, liegen sicher unpolare Atombindungen vor.

Definitionen:

- polar: Wasser liebend - hydrophil => entspricht: Fett abstoßend - lipophob
- apolar/ unpolar: Wasser abstoßend - hydrophob => entspricht: Fett liebend - lipophil

Hydrophile Stoffe lösen sich gut in hydrophilen Lösungsmitteln, lipophile Stoffe lösen sich gut in lipophilen Lösungsmitteln.

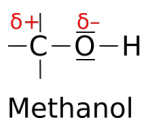
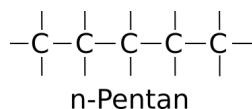
Vereinfacht kann man sagen, dass sich Stoffe, besonders gut in Lösungsmitteln ähnlichen Aufbaus auflösen (das führte zur weit verbreiteten (aber nicht ganz richtigen) Aussage: „Gleiches löst sich in Gleichem“).

Lösungsvermögen und Mischbarkeit der Alkanole

Problemstellung: Flaschen mit Ethanol, Propanol, Butanol und Hexanol sind durcheinander geraten. (Reihenfolge unklar). Wie kann aufgrund des unterschiedlichen Lösungsvermögens eine Reihenfolge wiederhergestellt werden? Um diese Aufgabe zu lösen, müssen wir das bisherige Konzept von polaren und unpolaren Stoffen erweitern.

Hydrophiler und lipophiler Charakter von Lösungsmitteln

Bisher kennst Du Moleküle die einen Dipol haben und solche, die apolar (unpolar) sind. Vergleiche die beiden organischen Verbindungen.



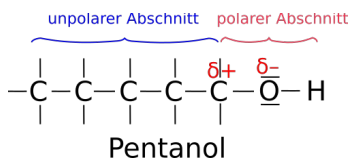
Alle Elektronegativitätswerte der Kette gleich
=> kein Dipol
=> apolar => lipophil (fettlöslich)

=> verschiedene Elektronegativitätswerte bei C und O
=> Dipolmolekül
=> polar => hydrophil (wasserlöslich)

**Kohlenstoffketten ohne Heteroatome (Fremdatome wie z.B. O, N, S usw.) sind unpolar / apolar.
Apolare Stoffe sind lipophil und hydrophob!**

Bis hierhin, dürfte das Deinem Wissen entsprechen. Was aber ist, wenn ein Molekül eine längere Kohlenstoffkette hat und trotzdem eine polare funktionelle Gruppe?

Am Beispiel von Pentanol, welches ein polares Köpfchen durch die Hydroxidgruppe hat, sieht man, dass der unpolare Abschnitt im Vergleich größer ist und demzufolge überwiegt. Pentanol ist ziemlich lipophil und nur minimal hydrophil.



Aus diesem Grunde ist die Wasserlöslichkeit von Pentan-1-ol nur gering!

Bei vielen Kohlenwasserstoffen mit Heteroatomen (z.B. Alkanole, Aldehyde, Carbonsäuren kann usw.) kann man das Phänomen beobachten, dass Stoffe eben nicht nur zu 100% wasserlöslich oder wasserunlöslich sind. Vielmehr kann eine partielle Löslichkeit vorliegen. Diese Stoffe haben dann sowohl einen hydrophilen als auch lipophilen „Charakter“!

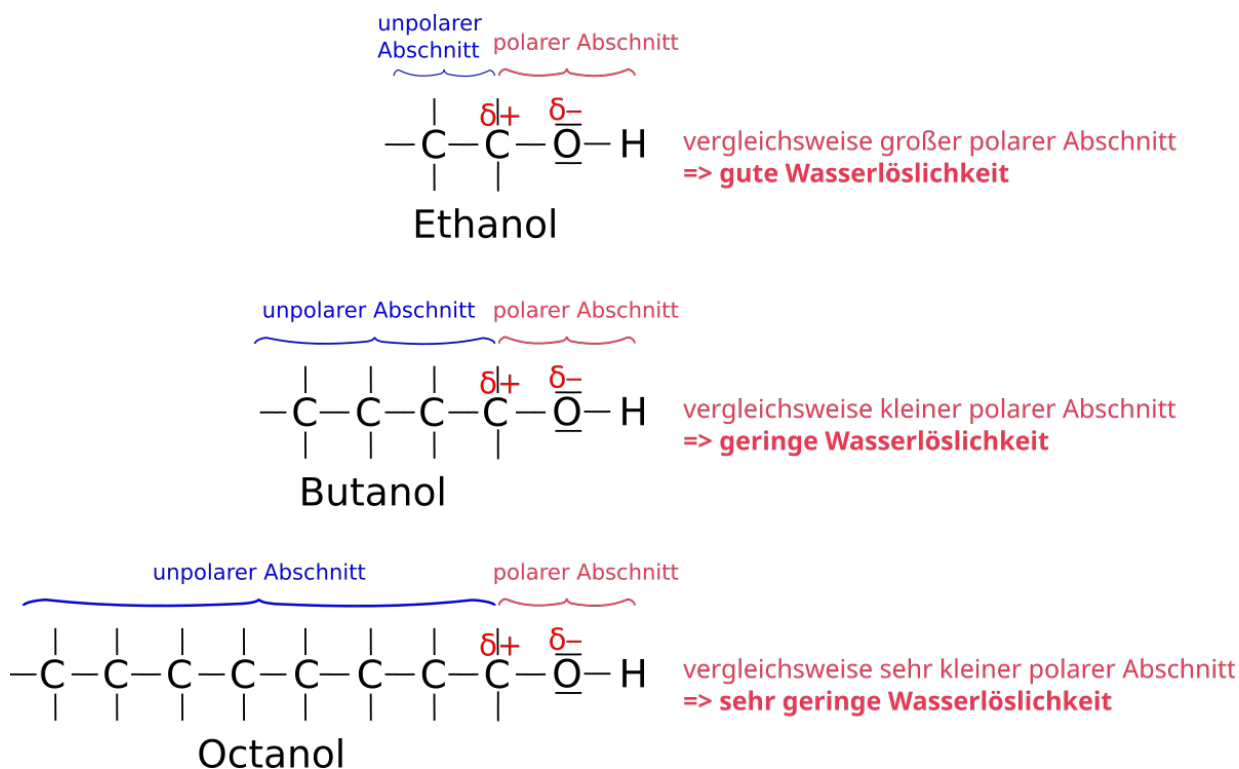
Kannst Du nun die eingangs gestellte Frage zur Unterscheidung der vier Alkanole beantworten? Wenn nicht, hilft Dir vielleicht diese Übersicht:

Vergleich der Wasserlöslichkeit (hydrophiler Charakter) bei den Alkanolen

- **Methanol, Ethanol** und **Propanol** sind sehr gut in Wasser löslich. Die hydrophilen Hydroxidgruppe ist im Vergleich zu Kohlenstoffkette groß und hat den dominierenden Einfluss. Als Folge kann man Wasser und einen der genannten drei Alkohole in unbegrenzter Menge mischen.
- **Butanol** löst sich noch in Wasser, allerdings ist die Löslichkeit deutlich geringer. Es lösen sich maximal 77g Butan-1-ol pro Liter Wasser.
- **Pentanol** hat eine noch geringere Wasserlöslichkeit. Der lipophile Charakter überwiegt hier schon! Es lösen sich maximal 22 g Pentan-1-ol pro Liter Wasser.
- **Hexanol** löst sich kaum noch in Wasser. Nur 5,9 g Hexan-1-ol lassen sich in einem Liter Wasser lösen.
- Bei **Heptan-1-ol** sind es noch 1,0 g pro Liter Wasser.
- längerkettige Alkanole gelten als komplett wasserunlöslich!

Die Wasserlöslichkeit der Alkanole nimmt also mit zunehmender Kettenlänge stark ab.

Vergleiche nun Ethanol, Butanol und Octanol hinsichtlich ihrer Löslichkeit:



Merke: Die Kohlenstoffketten der Alkane, Alkene und Alkine sind grundsätzlich unpolar. Sie sind lipophil. Befinden sich Heteroatome, wie z. B. Sauerstoff, an einer Kohlenstoffkette, so ist deren polarer Einfluss dann groß, wenn die Kohlenstoffkette kurz ist (siehe Ethanol).

Im Vergleich dazu sieht man bei Octanol, dass die Kohlenstoffkette sehr lang ist, und damit der lipophile Charakter überwiegt.

Ein Video mit einem Experimenten zur Löslichkeit der Alkanole ist in meinem Kanal:

<https://youtu.be/f9sQcn216h0>

Zusatzinformationen:

<https://www.zum.de/Faecher/Ch/SN/C9/Alkohole/Text.htm>

Aufgaben zum Thema „Löslichkeit und Lösungsvermögen organischer Verbindungen“

1. Erkläre mit eigenen Worten, wie sich hydrophile von lipophilen Flüssigkeiten unterscheiden.
2. Wie erklärst Du Dir das „Nichtmischen“ und die Phasenbildung, wenn man versucht hydrophile von lipophilen Flüssigkeiten miteinander zu vermischen?
3. Erkläre genau, welche molekularen Grundlagen dazu führen, dass eine Verbindung, welche polare Bindungen hat (wie z.B. Ccl_4) dennoch apolar ist.
4. Hähnchen verschmierte Finger lassen sich kaum nur mit Wasser reinigen. Warum?
5. Wie kannst Du die fettigen „Hähnchen-Finger“ am besten reinigen?
6. Es gibt Folienstifte, die mit Wasser abgewaschen werden können. Andere Folienstifte hingegen sind permanent. Kannst Du etwas zu den Inhaltsstoffen dieser Stifte sagen?
7. Nagellack wird mit dem fast unpolaren Aceton entfernt. Was verrät uns das über Nagellack?
8. Welche Funktion hat ein Verdauungsschnaps nach fetthaltigem Essen?
9. Bestimme den polaren Charakter:

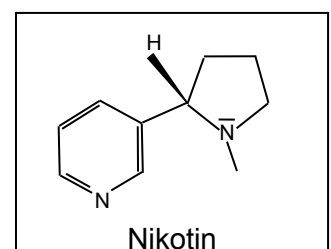
a) Heptan:

b) Cyclohexan

c) Ethanol:

10. Vergleiche Ethanol, Ethansäure (= Essigsäure) und Decanol in Bezug auf ihre Löslichkeit in Wasser und Octan!
11. Vervollständige: Organische Stoffe sind meist _____ (bzw. _____), d.h. sie lösen sich nicht in _____ auf, sondern in _____ Stoffen, wie Benzin.
_____ Stoffe hingegen, wie z.B. Wasser oder Salze, sind _____ und lösen sich gut in wässrigen (also _____) Lösungsmitteln.

12. Erkläre, warum Spiritus ein gutes Lösungsmittel für Nikotin verschmierte Möbel ist.
13. Flecken mit Verschmierungen der Fahrradkette sollte man nicht versuchen in der Waschmaschine zu reinigen, sondern eher mit Fleckenwasser direkt entfernen.
 - a) Stelle eine Hypothese über die Polarität von Fleckenwasser auf.
 - b) Erkläre, warum das Waschen in der Maschine nicht den gewünschten Reinigungseffekt bringt.

**Lösung**

Vervollständige: organische Stoffe sind meist **apolar** (bzw. **unpolar**), d.h. sie lösen sich nicht in **Wasser** auf, sondern in **unpolaren** Stoffen, wie Benzin. **Polare** Stoffe hingegen, wie z.B. Wasser oder Salze, sind **hydrophil** und lösen sich gut wässrigen (also **hydrophilen**) Lösungsmitteln.

Zusatzinformationen:

- Eine Emulsion ist ein fein verteiltes Gemisch zweier verschiedener, sich normalerweise nicht mischender Flüssigkeiten wie z.B. Öl und Wasser. Man findet sie dauerhaft in Speiseeis und Cremes.
- <https://de.wikipedia.org/wiki/Emulsion>

Löslichkeitsverhalten in der Anwendung: Flecken und ihre Entfernung

Wenn man erst einmal die einfachen Regeln der Löslichkeit kennt und weiß, mit welcher Art von Stoff man es zu tun hat (besonders seine Polarität sollte man wissen), dann weiß man oft auch, wie man z.B. Flecken aus Kleidung entfernen kann.

Fleckbestandteil	Entfernung
Bier	Ein Lappen mit Waschbenzin oder Alkohol befeuchten und reiben, dann mit Waschmittellösung reinigen.
Blut	in kaltem Wasser einweichen und dann mit etwas Waschmittelpulver und einem nassen Tuch reiben.
Cola	Waschen mit Waschmittel.
Farbe auf Ölbasis & Lacke	Waschbenzin, besser Terpentin, auf einen Lappen geben und immer wieder mit neuer, sauberer Stelle reiben
Fett- & Schmierflecken	kleinere Flecken mit Waschmittel, größere mit Spiritus, Waschbenzin
Kaugummi	Kleidungsstück ins Eisfach legen und später mechanisch entfernen. Evtl. mit Waschbenzin versuchen
Kugelschreiber	Spiritus oder Aceton auf einen Lappen und immer wieder mit neuer, sauberer Stelle reiben.
Rotwein	erst über Nacht Salz auf den frischen Fleck streuen, dann mit Waschbenzin versuchen - später dann Waschmittellösung versuchen - viel Glück ;-)
Obstsaft	wie Rotwein
Schuhcreme	Lappen mit Waschbenzin getränkt nehmen und reiben, später mit Waschmittel reinigen.
Wachs	evtl. mit Waschbenzin und Lappen versuchen
Weißwein	sofort mit warmen Wasser auswaschen.

Das Lösungsmittel muss zum Fleck passen. Es sollte ähnlichen Charakter (polar/ apolar) haben. Bei Kleidung sollte man grundsätzlich aufpassen, dass nicht saubere Bereiche um den Fleck mit dem heraus gelöstem Schmutz verschmutzt werden.

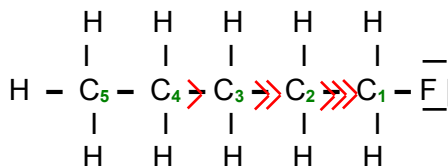
Effekte in Molekülen: Der I-Effekt

Induktive Effekte sind Polarisierungseffekte, die durch elektronenanziehende oder -abstoßende Atome oder Atomgruppen bewirkt werden und über 2-3 σ -Bindungen hinweg übertragen werden können. Man unterscheidet den +I-Effekt (elektronenschiebend) vom -I-Effekt (elektronenziehend).

Anmerkung: (Sigma) σ -Bindungen sind Einfachbindungen.

Welcher I-Effekt vorliegt, hängt von dem betrachteten „Schlüsselatom“ ab. Hat dieses Atom eine negative Partialladung, so ist es Elektronen anziehend. Bei einer positiven Partialladung ist es Elektronen abstoßend.

Die „Schlüsselatome“ werden oft auch als σ -Akzeptoren (elektronenanziehend) oder σ -Donatoren (elektronenabstoßend) bezeichnet z.B.



Je weiter die Nachbaratome vom Schlüsselatom entfernt sind, desto mehr schwächt sich die Wirkung des induktiven Effektes des Fluoratoms ab. Am stärksten wirkt er bei C₁.

a) - I-Effekte: (Grafik beachten)

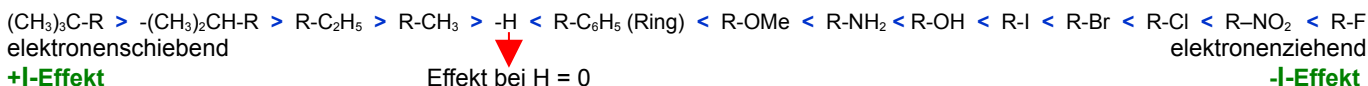
Da Elektronen frei beweglich sind, liegt im Grunde immer eine asymmetrische Verteilung von Elektronen zwischen zwei Atomen vor. Betrachtet man jetzt das Fluoratom und das C₁-Atom, dann werden rein statistisch betrachtet die Elektronen zum Fluoratom hingezogen, da es elektronegativer (und somit elektronenanziehender) ist. Das elektronenanziehendere Fluor übt also einen - I-Effekt aus (sprich: minus I-Effekt/ negativer induktiver Effekt).

Dadurch wird die Elektronendichte bei dem anderen C₁-Atom verringert! Es ist im Vergleich zu seinem Nachbarkohlenstoffatom C₂ also auch minimal elektronegativer geworden. Ein Ausgleich kann geschehen, indem sich die Elektronen zwischen dem C₁- und dem C₂-Atom zum C₁-Atom leicht verschieben. Dieser Effekt wird sogar noch weiter durch die Kohlenstoffkette wirken, schwächt sich aber dabei sehr schnell ab. Generell kann man also sagen, dass der Fluorsubstituent das C₁-Atom positiviert hat. Einen elektrophilen Angriff wird also eher am anderen Ende der Kohlenstoffkette stattfinden. Das C₁-Atom eignet sich eher für einen nukleophilen Angriff.

b) +I-Effekt:

Der +I-Effekt ist elektronenschiebend. Er wirkt entgegengesetzt zum -I-Effekt und erhöht die Elektronendichte an einem Atom. Er wird durch beispielsweise Methylgruppen bewirkt.

Übersicht über das zunehmende Vermögen Elektronen anzuziehen:



Weiterer Einfluss des induktiven Effekts:

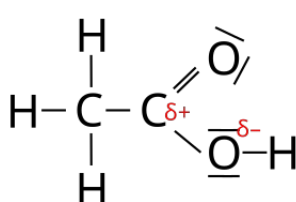
- Einfluss auf die Lage der Zweit-Substituenten am Benzol
- Einfluss auf die Säurestärke eines Moleküls (Säuren mit einem elektronenanziehenden Substituenten spalten das Proton leichter ab, elektronenschiebende Substituenten führen hingegen zu einer geringen Säurestärke (+I-Effekt))

Zusatzinformationen: <https://de.wikipedia.org/wiki/I-Effekt>; https://de.wikipedia.org/wiki/Mesomerer_Effekt

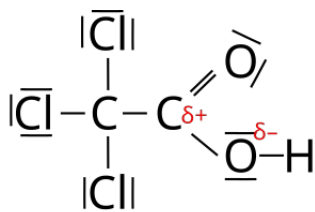
Aufgabe: I-Effekte und deren Einfluss auf die Säurestärke

Eine Säure kann stark oder schwach wirken (dies ist unabhängig vom pH-Wert!). Eine starke Säure ist hochkonzentriert ätzender (sie hat eine höhere Äzidität) als eine schwache konzentrierte Säure.

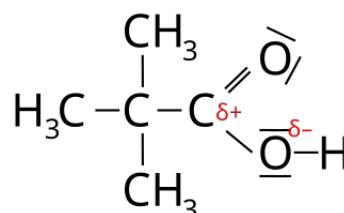
- a) Überlege Dir zuerst, welche Eigenschaft eine starke Säure von einer schwachen unterscheidet. Beziehe in Deine Überlegungen die Definition einer Brönstedtsäure mit ein.
- b) Zeichne HF, HCl, HBr und HI in der Valenzstrichformel und ordne sie nach der Säurestärke
- c) Ordne die folgenden drei Verbindungen nach ihrer Säurestärke und begründe Deine Zuordnung.



Ethansäure
(bzw.: Essigsäure)



Trichlorethansäure
(bzw.: Trichloressigsäure)



2,2-Methyl-propansäure
(bzw.: Iso-Pentansäure)

- d) Vergleiche Ethanol und Ethansäure hinsichtlich ihrer Säurestärke. Begründe mithilfe von Strukturformeln.

Erweiterung Deines Wissens:

Welche Substituenten müsste eine Ethansäure haben, damit sie eine besonders hohe Säurestärke hat?

Je stärker die Bindung zwischen dem Sauerstoff (O) und dem Wasserstoff (H) der Carboxylgruppe, desto schwächer ist die Säurewirkung, weil das Proton nur schwer abgegeben werden kann. Dies ist bei + I-Effekten der Fall!

Wird hingegen diese Bindung durch – I-Effekte geschwächt, so ist die Säurestärke höher!

Einfache Versuche mit Alkanen: Brennbarkeit der Alkane**Spiritus****Benzin****Diesel**

Alkane sind brennbar. Auch viele Alkene und Alkine sind leicht entzündlich. Kürzerkettige Kohlenwasserstoffe sind in der Regel „leicht flüchtig“, ihre Dämpfe sind besonders leicht entzündlich. Mit zunehmender Kettenlänge nimmt allerdings die Entzündungstemperatur zu.

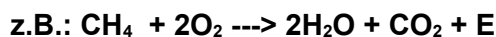
Alkandämpfe entzünden sich beim

1. Benzinrinnenversuch
2. Zigarette Rauchen beim Tanken.
3. Vorglühen des Dieselmotors.

Vergleicht man die Alkane der homologen Reihe, so sieht man, dass die Flamme oranger und lichtstärker wird. Auch der Rußanteil nimmt zu. Letzteres ist ein Indiz auf eine unvollständige Verbrennung. Würde sich ein höherer Sauerstoffanteil in Reaktionsnähe befinden, würden auch diese Alkane rückstandsfrei verbrennen.

Derartige Überlegungen sind bei der guten Ausnutzung von Benzin und Diesel im Verbrennungsmotor wichtig. Das Luft-Brennstoffgemisch ist bei optimaler Einstellung des Vergasers so gut, dass die innere Energie des Treibstoffes optimal genutzt wird und keine Rußpartikel als Abgase entstehen.

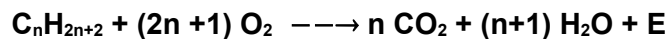
Bei der Verbrennung von organischen Verbindungen entstehen immer Wasser und Kohlenstoffdioxid:

**Aufgaben**

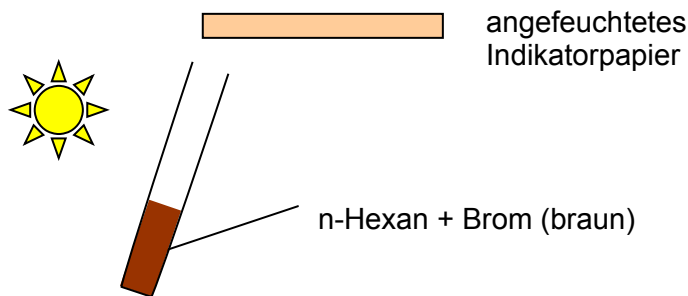
1. Stelle die Reaktion der Verbrennung von Heptan, Oktan, Ethanol (=Spiritus: C₂H₅OH) und Zucker (C₆H₁₂O₆) auf.
2. Warum haben fossile Energieträger (wie Erdgas, Diesel, Benzin usw.) für den Menschen eine so hohe Bedeutung? Gibt es keinen Ersatz für sie?
3. Erkläre die Funktionsweise des Benzinmotors. Erkläre mithilfe der folgenden Begriffe: Benzin-Luftgemisch, Verdichtung, Kolben, Zündkerze, Oktanzahl
4. Im Verbrennungsmotor entstehen als Nebenprodukt immer auch Stickoxide wie NO und NO₂. Kannst Du erklären warum?

Einfache Reaktionen der Alkane

- Alkane sind gut brennbar. Alkane dienen z.B. als Energieträger für Verbrennungsmotoren (Diesel, Benzin, Kerosin) sowie zum Heizen von Häusern. Dabei gilt folgende allgemeine Reaktionsgleichung => es entstehen immer Wasser und Kohlenstoffdioxid:



- Je länger die Kette, desto gelber die Flamme (und desto höher die Leuchtkraft), weil mehr Ruß durch unvollständige Verbrennung entsteht.
- Alkane (sowie Alkene und Alkine) brennen erst ab einer Temperatur oberhalb der Verdampfungstemperatur, da zum Brennen ein Alkangas-Luftgemisch notwendig ist.
- Innerhalb der Explosionsgrenze explodieren Alkane. Die Explosionsgrenze ist bei Alkanen nicht einheitlich!
- Eine typische Reaktion ist die Halogenierung von Alkanen durch radikalische Substitution (z.B.: Brom wird zu n-Hexan gegeben). Anschließend wird mit Sonnenlicht oder dem Overhead-Projektor belichtet. Der Nachweis findet durch Universalindikatorpapier (über dem Reagenzglas) statt.



Beobachtung: Entfärbung der Lösung, Indikatorpapier färbt sich rot

Halogenierung

Bromierung von Pentan

V: In ein Reagenzglas oder einen Erlenmeyerkolben werden ca. wenige Milliliter eines Alkans (z.B. Pentan) gefüllt. Es werden aus einer Pipette wenige Tropfen Brom zugefügt. Der Kolben wird im dunklen Abzug beobachtet und dann mit dem Tageslichtprojektor beleuchtet.

Nach Ende der Reaktion werden die Dämpfe mit feuchtem Indikatorpapier gemessen.
Mit einem Tropfen der Flüssigkeit wird eine Beilsteinprobe durchgeführt.

B: Die Flüssigkeit wird durch das Brom leicht gelb gefärbt und entfärbt sich unter Lichteinfluss. Das Indikatorpapier färbt sich in den entstehenden Dämpfen leicht rot.

Zusatzversuche:

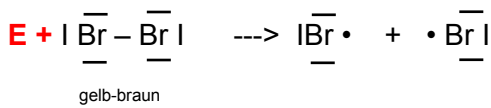
Der Indikatorstest zeigt das Entstehen einer Säure an

Die Beilsteinprobe ist positiv => Halogene sind in der organischen Verbindung enthalten!

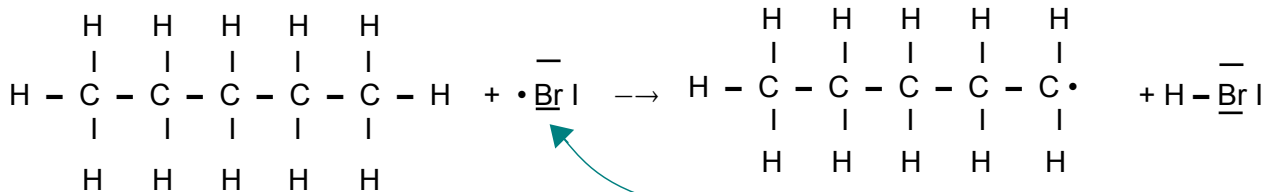
S: Durch Licht wird Brom in einzelne Atome gespalten. Diese Bromatome ersetzen (=substituieren) Wasserstoffatome im Alkan.

Mechanismus der radikalischen Substitution:

1. Start durch homolytische Spaltung und der resultierenden Entstehung der Bromradikale.

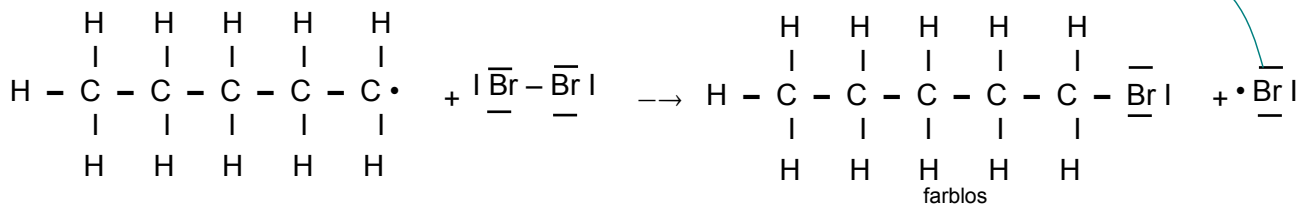


2a. Das Bromradikal entreißt dem Pentan ein H-Radikal und bildet so ein Pentanradikal.



weitere Pentanmoleküle reagieren

2b. Das Pentanradikal spaltet weitere Brommoleküle zu weiteren Bromradikalen.

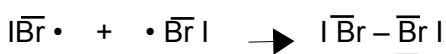
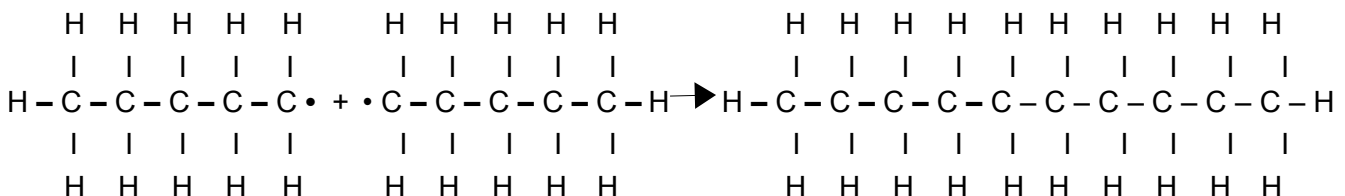
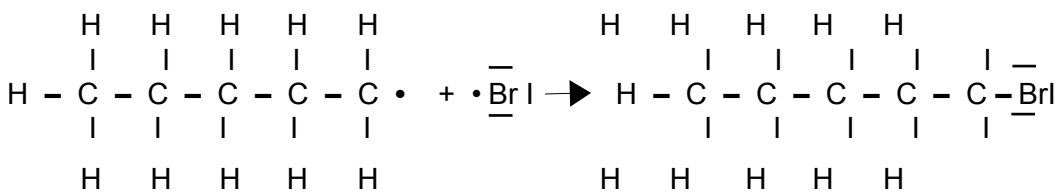


2c. Das Bromradikal reagiert mit einem weiteren Pentan (siehe 2a).

=> radikalischer Kettenmechanismus bzw. radikalische Substitution.

3. Abbruch der Kettenreaktion:

- Es liegt kein Pentan oder Brom mehr vor.
- Es reagieren zwei Radikale (zwei Bromradikale oder zwei Pentanradikale) miteinander.
Dies ist statistisch wahrscheinlicher, je länger die Reaktion abläuft, da dann mehr Radikale in der Flüssigkeit zu finden sind. Es gibt eine große Vielzahl möglicher Produkte. Mehrfach halogenierte Alkane sowie Ketten mit 5, 10, 15 usw. Kohlenstoffatomen entstehen, welche wiederum mehrfach halogeniert sein können.



=> Es gibt viele weitere Möglichkeiten, wie sich Radikale verbinden können!

Aufgaben

1. Erkläre, warum sich Brom in Alkanen überhaupt auflöst?
2. Erstelle den Reaktionsmechanismus mit Chlor und Hexan
3. Warum spricht man überhaupt von einem Reaktionsmechanismus?
4. Was sind Halogenalkane, welche bekannten gibt es und wofür werden/ wurden sie eingesetzt.

Zusatzinformationen:

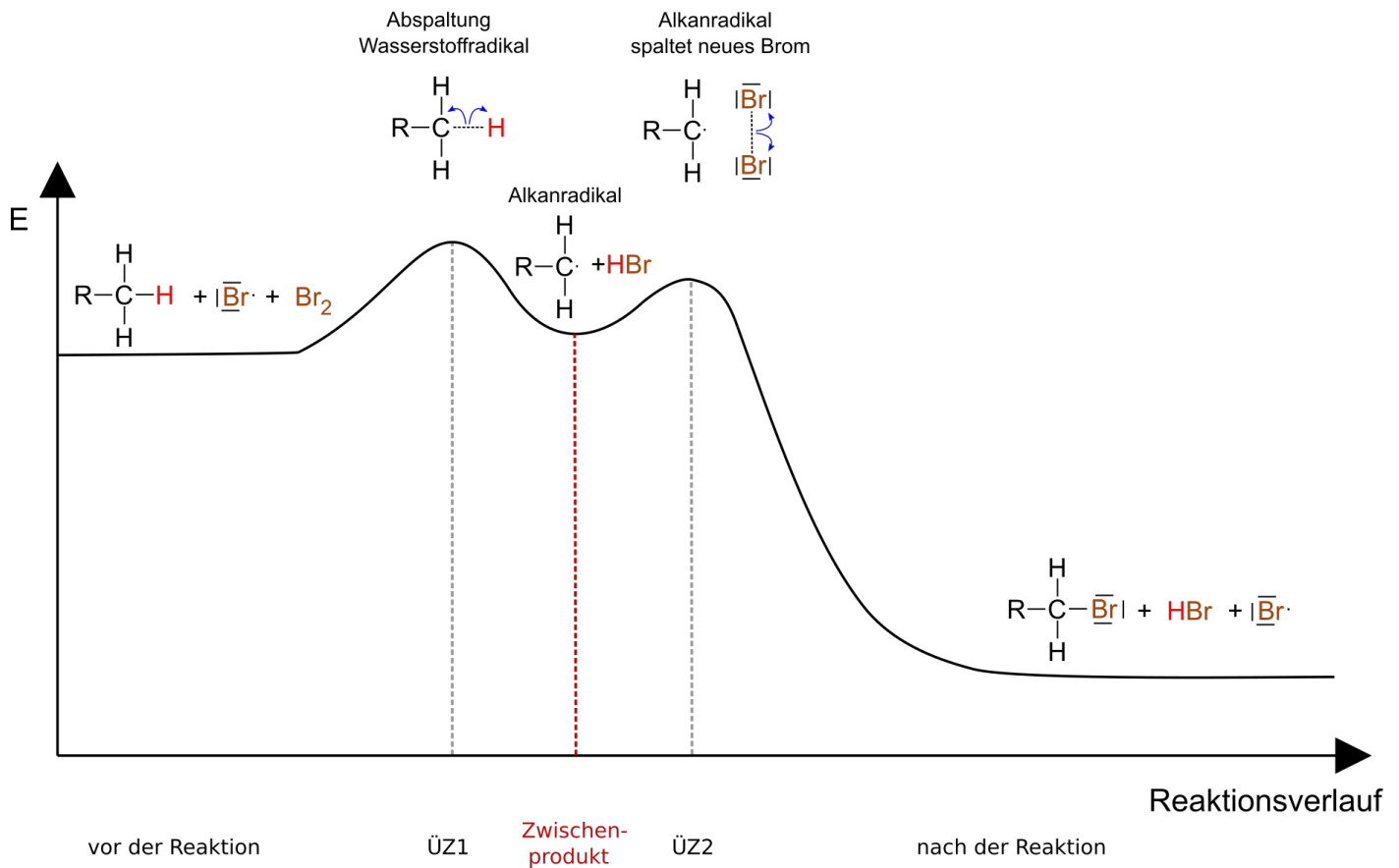
- Die Beilsteinprobe ist ein Halogennachweis. Dazu wird die zu analysierende Substanz auf ein ausgeglühtes Kupferblech getropft und in die Brennerflamme gehalten. Färbt sich die Flamme grün, ist dies ein Nachweis für Halogene, da Verbindungen vom Typ $\text{Cu}(\text{Halogen})_2$ eine grüne Flammenfarbe haben. Da hierbei Dioxine entstehen können sollte der Versuch im Abzug durchgeführt werden.
- <https://de.wikipedia.org/wiki/Beilsteinprobe>
- Zur Spaltung von Brom in Radikale ist Energie notwendig.

Zusatzinformationen:

- <https://de.wikipedia.org/wiki/Reaktionsmechanismus>
- https://de.wikipedia.org/wiki/Radikalische_Substitution
- https://de.wikipedia.org/wiki/Radikalische_Addition
- https://de.wikipedia.org/wiki/Elektrophile_Substitution
- https://de.wikipedia.org/wiki/Elektrophile_Addition
- <https://de.wikipedia.org/wiki/Eliminierung>
- https://de.wikipedia.org/wiki/Nukleophile_Substitution
- https://de.wikipedia.org/wiki/Nukleophile_Addition

Energetische Betrachtung der radikalischen Substitution

Die Reaktion verläuft in mehreren Schritten. Übergangszuständen. Jedem Schritt ist natürlich dann auch ein Abschnitt im Energiediagramm zuzuordnen. Die homolytische Spaltung des Broms ist bereits geschehen und in dem Reaktionsgefäß liegen das Alkan, Brom und die neu entstandenen Bromradikale vor:



Beachte:

- ÜZ = **Übergangszustand** (nicht isolierbar)
- **Zwischenprodukte** hingegen sind isolierbar, da sie einen energieärmeren Zustand (wenn auch auf hohem Niveau) haben.

Berechnung der Gesamtenergie der Reaktion:

Auch die Spaltung einzelner Bindungen kann betrachtet werden. Da Du aus vorherigen Kapiteln schon weißt, dass das Zustandekommen von neuen Bindungen Energie freisetzt, ist es nur logisch, dass auch der gegenteilige Prozess, die Bindungsspaltung Energie benötigt.

Dies ist leicht vorstellbar: Will man zwei verbundene Gegenstände trennen, z.B. zwei Legosteine, so muss man etwas Energie aufbringen, um die Bindung zu lösen.

Energiebedarf bei der Spaltung einer

C-H Bindung: 440 kJ/ mol

H-H Bindung: 436 kJ/ mol

N-H Bindung: 391 kJ/ mol

O-H Bindung: 463 kJ/ mol

F-F Bindung (homolytisch): 159 kJ/ mol

Cl-Cl Bindung (homolytisch): 242 kJ/ mol

Br-Br Bindung (homolytisch): 193 kJ/ mol

I-I Bindung (homolytisch): 151 kJ/ mol

Freiwerdende Energie bei der Bildung einer

H-F Bindung: -565 kJ/ mol

H-Cl Bindung: -432 kJ/ mol

H-Br Bindung: -365 kJ/ mol

H-I Bindung: -151 kJ/ mol

C-F Bindung: -465 kJ/ mol

C-Cl Bindung: -360 kJ/ mol

C-Br Bindung: -298 kJ/ mol

C-I Bindung: -240 kJ/ mol

Diese Energien werden auch Bildungsenthalpien genannt.

Die Gesamtenergie einer radikalischen Substitution kann man nun leicht berechnen:

$$E_{\text{Spaltung der C-H Bindung des Pentans}} + E_{\text{Bildung der H-Br Bindung}} + E_{\text{Spaltung von Br}_2} + E_{\text{Bildung der Pentan-Br Bindung}} = E_{\text{Ges}}$$

$$440 \text{ kJ/mol} + (-365 \text{ kJ/mol}) + 193 \text{ kJ/mol} + (-298 \text{ kJ/mol}) = -30 \text{ kJ/mol}$$

Beachte: freiwerdende Energien bekommen ein negatives Vorzeichen! Benötigte Energien ein positives!

Aufgaben:

1. Berechne die Energie der Chlorierung von Ethan
2. Berechne die Energie der Iodierung von Methan
3. Warum sind radikalische Substitutionen im Labor besonders gefährlich? Berechne die freiwerdende Energie an einem beliebigen Beispiel.

Halogenalkane

Als Halogene bezeichnet man die Elemente der 7. Hauptgruppe (F, Cl, Br, I, At). Die ersten vier Elemente dieser Hauptgruppe reagieren z.B. durch eine radikalische Substitution mit Alkanen (aber auch z.B. in Additionen mit Alkenen). Bei diesen Reaktionen entstehen einfach oder mehrfach substituierte Halogenalkane.

Da die Halogenatome innerhalb der neuen Verbindungen wesentlich die Eigenschaften der Alkane verändern, spricht man auch von einer **funktionellen Gruppe**.

Funktionelle Gruppen bestimmen die Eigenschaften von organischen Verbindungen.

Halogenalkane sind einerseits wichtige Zwischenprodukte für weitere chemische Synthesen, andererseits werden sie aufgrund ihrer besonderen Eigenschaften auch als Endprodukte eingesetzt.

Gerade mehrfach halogenierte Alkane sind schlecht brennbar und fanden früher oft Verwendung in Löschmitteln.

Manche Halogenalkane, wie z.B. CCl₄, stehen im Verdacht, krebserzeugend zu sein!

Bekanntere Verbindungen sind:

- CHCl₃ Chloroform (=Trichlormethan), süßlich riechende Flüssigkeit, früher als Narkosemittel eingesetzt)
CHI₃ Iodoform, leicht gelbe, charakteristisch riechende Flüssigkeit, Verwendung zur Desinfektion
CCl₄ Tetrachlorkohlenstoff (=Tetrachlormethan), eine nicht brennbare Verbindung von süßlichem Geruch (Lösungsmittel, Feuerlöschmittel).

Fluor-Chlor-Kohlenwasserstoffen

Enthalten Alkane sowohl Fluor und Chlor als funktionelle Gruppe, spricht man auch von FCKWs (=Fluor-Chlor-Kohlenwasserstoffen). Manchmal werden sie auch, um den der exakten Nomenklatur gerecht zu werden CFKW genannt. Sie würden vor ihrem Verbot oft als Treibgase in Spraydosen oder Kältemittel verwendet werden. FCKWs sind sehr beständig, unbrennbar und sind meist ungiftig.

CF₂Cl₂ leicht zu verflüssigendes Gas, Einsatz früher als Kühlflüssigkeiten in Kühlschränken.

Verbot der FCKWs

Aufgrund schädlichen Wirkung auf die Ozonschicht unserer Atmosphäre, welche alle Lebewesen in einer Höhe von 12-20km vor aggressiven UV-Strahlen schützt, wurden FCKWs 1995 weltweit verboten. Die chemische Stabilität macht diese Gase in der Atmosphäre nur schwer abbaubar (mittlere Verweildauer je nach Produkt zwischen 44-180 Jahre). Aus diesem Grunde wird die Ozonschicht auch in den kommenden Jahren weiter abnehmen, da sich nach wie vor große FCKW-Mengen in ihr befinden.

Eine andere Möglichkeiten der Halogenierung:

Elektrophile Substitution von Ethanol: C₂H₅OH + HCl ---> C₂H₅Cl + H₂O

Zusatzinformation

<https://de.wikipedia.org/wiki/Halogenkohlenwasserstoffe>

<https://de.wikipedia.org/wiki/Halogenalkane>

<https://de.wikipedia.org/wiki/Fluorchlorkohlenwasserstoffe>

<https://de.wikipedia.org/wiki/Tetrachlormethan>

<https://de.wikipedia.org/wiki/Trichlorfluormethan>

<https://de.wikipedia.org/wiki/Ozonloch>

<https://de.wikipedia.org/wiki/Ozonschicht>

Nomenklatur der Halogenalkane

- Die Nomenklatur entspricht den Regeln der üblichen Nomenklatur der Alkane (d.h. zuerst längste Kette suchen, alphabetisches Sortieren der Reste usw...)
- Der Name des Halogens (Fluor, Chlor, Brom, Iod) wird vor den Namen (evtl. mit di, tri, tetra usw...) vorangestellt. Die Nummer wird entsprechend den Regeln zur Bestimmung von Verzweigungen bei Alkanen angegeben. Also z.B. „2 Chlor-propan“
- Bei Halogensubstituenten und Verzweigungen (z. B. Ethyl- und Chlor-Verzweigungen in einem Molekül) wird das Halogen als „funktionelle Gruppe“ zuerst genannt.

Aufgaben

- Leite aus Formeln und Namen die Regeln für die Nomenklatur der Halogenalkane ab!

<p><u>1,1,3-Trichlor-propan</u></p> $\begin{array}{cccc} \text{H}_2\text{C} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{Cl} \\ & & & & & & \\ \text{Cl} & & & & \text{Cl} & & \end{array}$	<p><u>1-Chlor-3-methyl-butan</u></p> $\begin{array}{cccc} \text{H}_3\text{C} & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 \\ & & & & & & \\ \text{CH}_3 & & & & \text{Cl} & & \end{array}$	<p><u>3 Brom-1,1-dichlor-1-fluor-propan</u></p> $\begin{array}{cccc} \text{Cl}_2\text{C} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 & - & \text{Br} \\ & & & & & & \\ \text{F} & & & & & & \end{array}$
--	---	--

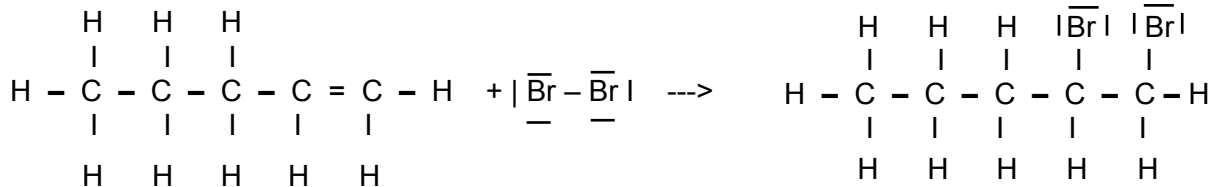
- Zeichne die folgenden Verbindungen (mit allen freien Elektronenpaaren):
 - 3,4-Di-brom-1-fluor-hept-3-en
 - 2-Chlor-4-ethyl-3-methyl-heptan
 - 4-Brom-2,2,4triiod-nonan
 - 4-Brom-okt-2,5-dien
 - 3,4Di-brom-2,5-fluor-hept-2,6-dien
- Welches Alkan hat eine molare Masse von 58g/mol? Welche Masse hätte dies Alkan als 2fach mit Fluor substituiertes? (Welches Alken hat die Masse von 84 g/mol?)
- Erstelle den Reaktionsweg einer Chlorierung von Propan. Wie viel verschiedene Produkte sind denkbar? Zähle mindestens 8 auf!
 - Erstelle ein passendes Energiediagramm und erkläre die Begriffe exotherm und endotherm.
 - Warum sind die Übergangprodukte nicht isolierbar?
- Die Bromierung von Pentan funktioniert besonders gut, wenn das Reaktionsgemisch lange belichtet wird. Erkläre, warum bei einer kurzen Belichtungsdauer die Produktausbeute geringer ist.
- Wenn der Versuch nur mit rotem Licht oder nur mit blauem Licht bestrahlt wird, gibt es einen Unterschied in der Ausbeute. Erkläre.
 - Wie müsste die Ausbeute der beiden Versuche im Vergleich mit weißem Licht sein?

Die elektrophile Addition

V: Zu einem Alken wird etwas Brom oder Bromwasser gegeben.

B: Es findet eine Entfärbung statt.

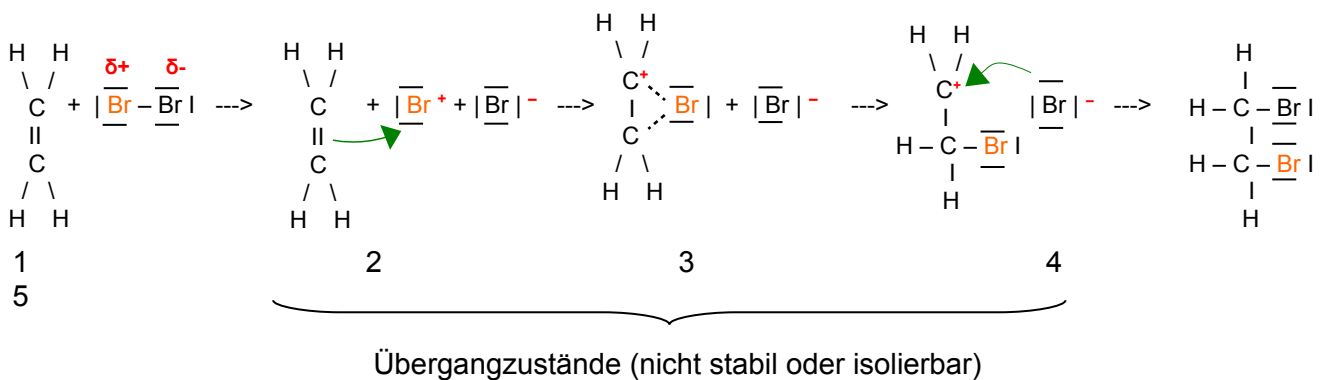
S: Diese sehr typische und schnell verlaufende Nachweisreaktion für Mehrfachbindungen ist keine Substitution, da man nach der Reaktion keine Doppelbindungen mehr vorfindet. Vielmehr wird die Doppelbindung aufgespalten und es werden Bromatome an das Kohlenstoffgerüst addiert. Man spricht von einer Additionsreaktion. Da nun kein freies (gelbes) Brom mehr im Reaktionsgefäß vorhanden ist, entfärbt sich die Lösung.



Zum Verständnis des genauen Ablaufs wird der Einfachheit halber nicht von Penten ausgegangen, sondern von Ethen. Grundsätzlich ist dieser Mechanismus aber an allen Alkenen gleich!

Mechanismus der elektrophilen Addition am Beispiel des Ethens:

- 1) Kurzzeitige Dipole beim Brom sorgen für eine Anziehung zwischen dem elektropositiveren Bromatom und der Doppelbindung, welche ja eine geballte „Ladung“ von Elektronen auf wenig Raum darstellt und somit minimal negativ geladen ist.
- 2) Als Folge wird das Brommolekül heterolytisch gespalten (in Br^+ und Br^-).
- 3) **Das positivere Bromion** wird von der Doppelbindung angezogen und bildet einen Übergangskomplex mit dem Ethen. Die Doppelbindung wird dabei aufgespalten.



4) Es bildet sich eine feste Bindung zwischen dem unteren Kohlenstoff und dem **Bromion**, da die Doppelbindung sozusagen wie ein Fensterladen „aufklappt“. In der Folge ist das obere C-Atom allerdings nur noch dreibindig und somit positiv geladen (=Carbeniumion). Die fehlende Bindung bringt das zweite (negative) Bromion mit.

5) Kohlenstoff und Brom vereinigen sich. Es ist ein Alkan entstanden. Die Doppelbindung ist nicht mehr vorhanden. Ihre Elektronen sind nun ein Teil der Bindungen zu einem Bromatom.

Hinweise:

- Additionen finden an Doppelbindungen und Dreifachbindungen statt.
- Auch H_2 , Halogenwasserstoffe (z.B. HCl), H_2O und ähnliche Stoffe, können Additionen auslösen
- Man spricht von einer elektrophilen Reaktion, da diese durch elektrostatische Ladungen der positiven Ladungen induziert wird und Ladungen auch im weiteren Reaktionsverlauf eine Rolle spielen.
- Das Hauptmerkmal der elektrophilen Addition ist der Angriff eines „Elektrophilen“, also eines positiv geladenen Teilchens.
- Dem gegenüber gibt es noch die nukleophile Substitution. Hier greift ein negatives Teilchen die positive Ladung des Nukleus (=Atomkerns) der Kohlenwasserstoffkette an.
- Typische nukleophile Angriffe gehen von Sauerstoff (z.B. bei einer Hydratisierung), Stickstoff (bei der Addition von Aminen NH_2), dem Carbo(An)ion oder Schwefel aus

Beispiele für Additionsreaktionen

- Hydrierung: Addition von Wasserstoffionen
- Halogenierung: Addition von Halogenenionen
- Hydrohalogenierung: Addition von HF , HCl , HBr oder HI
- Hydratisierung: Addition von Wasser
- Sulfonierung: Addition von Schwefeltrioxid (SO_3)²⁻
- Addition von Schwefelsäure

Aufgaben:

1. Welche Produkte entstehen bei der Reaktion von 2-Buten mit HCl ?
2. Würde man stattdessen 3-Hexen nehmen, wäre das Ergebnis dann vergleichbar?
3. Führe eine Addition an 1-Hexenol durch. Wie viel verschiedene Produkte erhält man?
4. Erkläre das Energiediagramm der Addition
5. Komplexere Additionen: Isobuten, Toluol und Hexen mit HCl , HBr

Zusatzinformationen

https://de.wikipedia.org/wiki/Elektrophile_Addition

https://de.wikipedia.org/wiki/Nukleophile_Addition

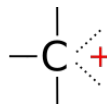
Zwei Carbokationen - Carbeniumion und Carboniumion

Als Carbokationen bezeichnet man positiv geladene Kohlenstoffatome in Kohlenwasserstoffmolekülen.

Man unterscheidet man zwischen **Carbeniumionen** (CH_3^+) mit drei Substituenten und **Carboniumionen** (CH_5^+) mit fünf Bindungen. Da bei letzterem ein besonderer Zustand vorliegt, ist es dennoch positiv geladen!



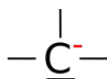
Carbeniumion



Carboniumion

Das Carbanion

Wenn Kohlenstoffe ein freies Elektronenpaar haben, sind sie negativ geladen, da sie in ihrer äußeren Hülle nun fünf Elektronen haben. Dies ist in der Regel nur mit Substituenten wie Nitrat, Nitril sowie bei Carbonylgruppen und Estern möglich.



Carbanion

Zusatzinformationen:

<https://de.wikipedia.org/wiki/Carbeniumion>

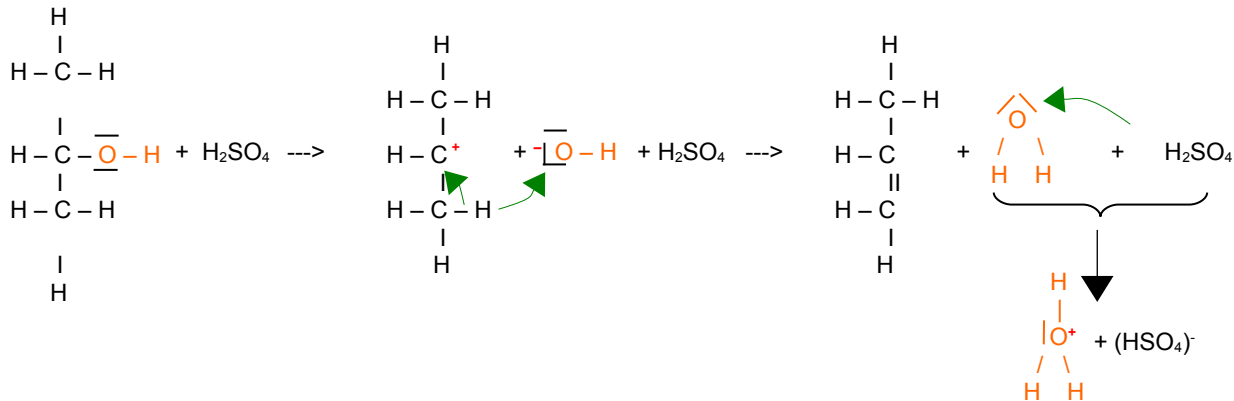
<https://de.wikipedia.org/wiki/Carbokation>

Die Eliminierung

Die Eliminierung ist ein weiterer Reaktionsmechanismus organischer Substanzen. Bei der Eliminierung wird aus einem Alkan ein Alken, es findet also die Bildung von Mehrfachbindungen statt.

Ein einfaches Beispiel ist die Eliminierung von Alkoholen. So ist es leicht, mit Schwefelsäure aus Propanol Propen zu bilden.

Mechanismus der Eliminierung:



Der Mechanismus ist relativ leicht verständlich. Die Schwefelsäure löst die Reaktion aus, da sie eine recht hohe Affinität zu Laugen (also Hydroxiden ($=\text{OH}^-$)) hat. Die alkoholische Hydroxidgruppe trennt sich mit dem Elektronenpaar vom Alken und hinterlässt einen dreibindigen Kohlenstoff. Das Molekül gleicht es dadurch aus, dass es ein Wasserstoffatom ohne Elektron (also ein Proton) abspaltet und diese Bindung dazu nutzt, eine Doppelbindung zu bilden. So haben wieder alle Kohlenstoffe in der Verbindung Edelgaskonfiguration. Ein Alken ist entstanden.

Das freigewordene Proton sowie ein Proton der Schwefelsäure verbinden sich gemeinsam mit der Hydroxidgruppe. Sie bilden H_3O^+ . Aus der Schwefelsäure wurde der Säurerest Hydrogensulfat.

Tipp: Bei heterolytischen Spaltungen bekommt in der Regel der elektroneivere Bindungspartner das Bindungselektronenpaar zugeteilt.

Aufgaben:

1. Erstelle eine Übersicht über die drei Dir nun bekannten Reaktionsmechanismen. Erkläre jeden Mechanismus schrittgenau und nenne jeweils mögliche Ausgangsstoffe (=Edukte) und mögliche Produkte.

Wiederholungsaufgaben Nomenklatur und Reaktionen

1. Leite aus den folgenden Formeln & Namen die Regeln für die Nomenklatur der Halogenalkane ab:

<u>1,1,3-Trichlor-propan</u> $\begin{array}{ccccccc} \text{H}_2\text{C} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{Cl} \\ & & & & & & \\ & & \text{Cl} & & \text{Cl} & & \end{array}$	<u>1-Chlor-3-methyl-butan</u> $\begin{array}{ccccccc} \text{H}_2\text{C} & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 \\ & & & & & & \\ & & \text{CH}_3 & & \text{Cl} & & \end{array}$	<u>3-Brom-1,1-dichlor-1-fluor-pentan</u> $\begin{array}{ccccccc} \text{Cl}_2\text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{Br} \\ & & & & & & \\ & & \text{F} & & & & \end{array}$
---	--	--

2. Zeichne die folgenden Verbindungen (mit allen freien Elektronenpaaren):

- a) 2,3-Dibrom-1-fluor-hex-3-en b) 2 Chlor-4-ethyl-3-methyl-heptan
 c) 4 Brom-2,2,4-triiod-nonan d) 4 Brom-okt-2, 5-dien

3. Welches Alkan hat eine molare Masse von 58g/mol? (Welches Alken hat 84 g/mol?)

4. a) Erstelle den Reaktionsweg einer Chlorierung von Propan. Wie viel verschiedene Produkte sind denkbar?

b) Erstelle ein passendes Energiediagramm und erkläre die Begriffe exotherm und endotherm.

c) Warum sind die Übergangprodukte nicht isolierbar?

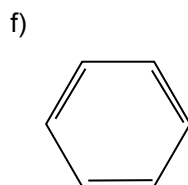
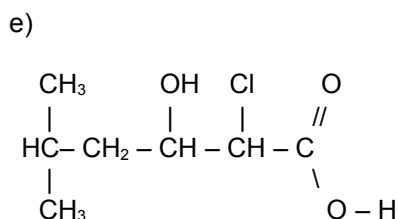
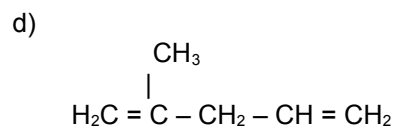
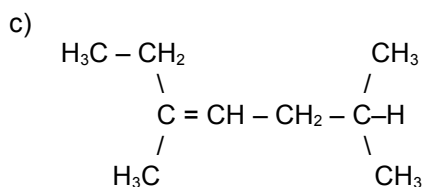
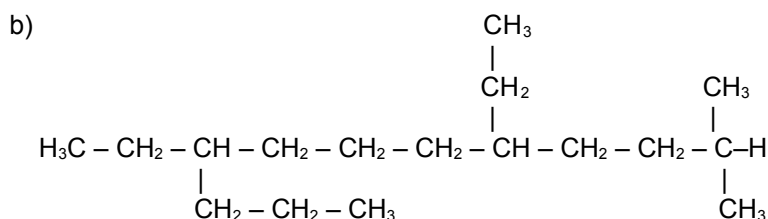
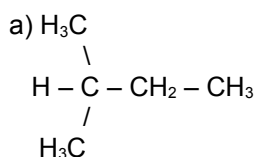
5. Die Bromierung von Pentan funktioniert besonders gut, wenn das Reaktionsgemisch lange belichtet wird. Erkläre, warum bei einer kurzen Belichtungsdauer die Produktausbeute geringer ist.

6. Wenn der Versuch nur mit rotem Licht oder nur mit blauem Licht bestrahlt wird, gibt es einen Unterschied. Erkläre.

7. Erstelle eine Übersicht über die drei Dir nun bekannten Reaktionsmechanismen. Erkläre jeden Mechanismus schrittgenau und nenne jeweils mögliche Ausgangsstoffe (=Edukte) und mögliche Produkte.

70 richtig lustige Fragen zur Testvorbereitung

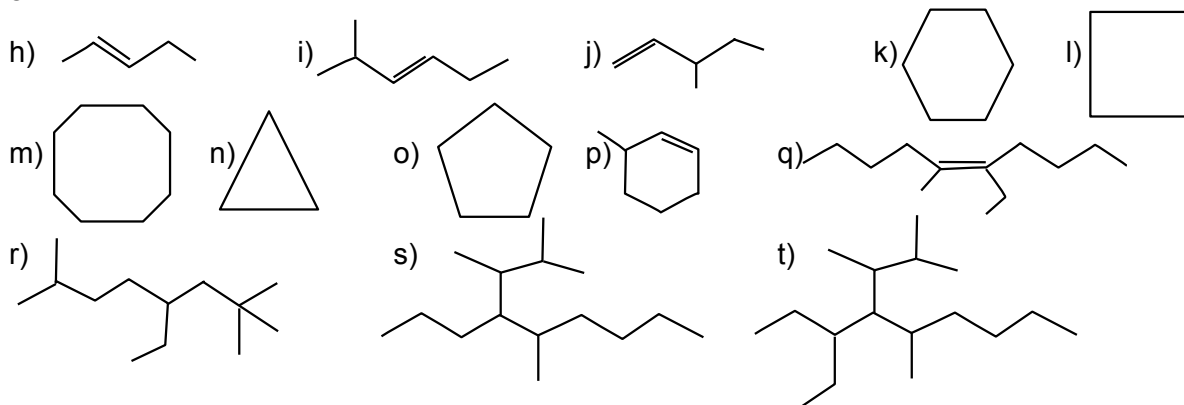
1. Was versteht man unter der „Chemie des Kohlenstoffs“. Auf wen geht die Auftrennung der Chemie in organische und anorganische Chemie zurück?
2. Nenne Unterschiede und Gemeinsamkeiten zwischen anorganischer und organischer Chemie.
3. Erstelle einen Kohlenstoffkreislauf und mache Dir bewusst, welche Rolle Kohlenstoff spielt.
4. Nenne Dir bekannte Alltagsprodukte auf Kohlenstoffbasis.
5. Welche Alkane tauchen im täglichen Leben bzw. in Eurem Haushalt auf?
6. Nenne Dir bekannte Alkangemische.
7. Beschreibe die Verbrennung organischer Substanzen am Beispiel der Verbrennung von Benzin (zur Vereinfachung Octan). Stelle eine Reaktionsgleichung auf und formuliere einen Merksatz, der dies für alle organischen Substanzen zusammenfasst.
8. Stelle die Reaktionsgleichung für die Verbrennung von Methan, Ethan und Propan auf.
9. Welche Konsequenzen ergeben sich aus der Reaktionsgleichung in 3. und 4. für unsere Umwelt?
10. Was ist die homologe Reihe der Alkane? Wie unterscheiden sich Alkane, Alkene und Alkine? Nenne je ein Beispiel sowie die allgemeine Formel.
11. Zeichne Iso-Butan in drei verschiedenen Darstellungsformen.
12. Nenne Unterschiede zwischen Alkanen und ungesättigten Kohlenwasserstoffen.
13. Welchen Zusammenhang siehst du zwischen der Länge der Kohlenstoffkette und dem Litergewicht sowie der Siedetemperatur der homologen Reihe der Alkane.
14. a) Welche Summenformel haben Cyclo-Alkane b) Alkene mit zwei Doppelbindungen)?
15. Erkläre den Begriff „Isomer“ und stelle alle Isomere von Hexan auf
16. Gib die Strukturformeln und Namen von 4 isomeren Alkoholen der Summenformel C_4H_9OH an!
17. Wiederhole die Regeln der Nomenklatur und benenne die folgenden Verbindungen:



18. Zeichne die folgenden Strukturformeln und benenne die Substanzen:
- a) CH_3-CHCl_2 b) C_2H_5OH c) CH_3-CH_3O d) C_2H_3Br e) C_3H_7Cl f) C_6H_6 g) C_3H_8
 h) C_3H_5Cl i) C_3H_3COOH j) CH_3O k) Butanal l) $(CH_3)_3CCH_3$ m) $CH_2=C(CH_3)CH_2F$
 n) H_3C-CH_2-Br o) 1,5-Diiodpenta-1,4-dien p) 2-Fluor-3,4-dimethylhex-3-en q) 4,4, Dimethyl Heptan
 r) 2,3,4 Trimethyl-penten s) $H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$ t) $H_3C-CH=CH-CH=CH-CH_3$
 u) 2,2 Dimethyl-propan

19. Benenne dann die folgenden Stoffe:

- a) $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-(\text{CH}_2)_3-\text{CH}_3$ b) $\text{H}_2\text{C}-\text{HCOH}-\text{CH}_2-\text{CHOH}$ c) $\text{H}_2\text{C}-\text{HCOH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{O}$
 d) $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ e) $(\text{Cl})_2-\text{C}=\text{CHCl}$ f) $\text{H}_2\text{C}=\text{COH}-\text{CH}_3$
 g) $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

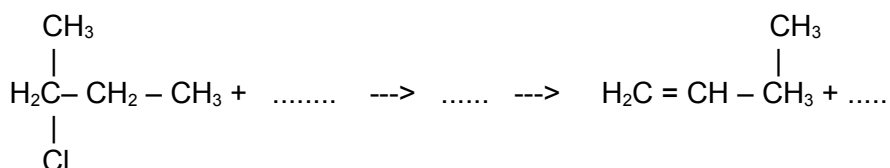


20. Begründe, warum es in der organischen Chemie eine theoretisch unendliche Anzahl an Verbindungen gibt (bisher mehr als 12 000 000 Verbindungen bekannt)
21. Begründe, warum Kohlenstoff immer vierbindig ist und warum Wasserstoff nur eine Bindung haben darf? Wie viele Bindungen hat Stickstoff? Wie sehen die typisch gebundenen Sauerstoffe aus?
22. Nenne 10 Stoffe, in denen Kohlenstoff enthalten ist. Wie kann man Kohlenstoff in ihnen chemisch nachweisen? Beschreibe ein Experiment. (Wie kann man Halogene in Kohlenwasserstoffen nachweisen?)
23. Welche Gefahr geht von den Dämpfen kohlenstoffhaltiger Lösungsmittel (z.B. Benzin oder Alkohol) aus?
24. Vervollständige die Tabelle:

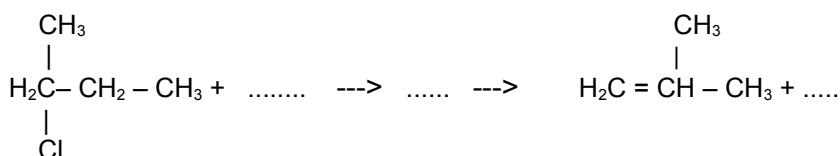
Stoffklasse	funktionelle Gruppe	Endung	Beispiel
Alkan	C-C	-an	
Alken			
Alkin			
Alkanol (Alkohol)			
Carbonsäure			
Halogenalkane			
Alkanal (Aldehyd)			
Keton			

25. Vervollständige die Reaktionsgleichung (und gib Pfeile über die sich bewegenden Atome an und benennen Edukte und Produkte: $(\text{CH}_3)_3\text{C}-\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$)
26. Welche zwischenmolekularen Kräfte gibt es? Beschreibe sie und ordne sie hinsichtlich ihrer zunehmenden Wirkungsstärke.
27. Vergleiche die zwischenmolekularen Kräfte von Methanol und Octanol.
28. Erkläre, welche Faktoren die Schmelz- und Siedepunkte beeinflussen. Begründe mithilfe des Teilchenmodells und der Brownsch'schen Molekularbewegung. In welcher Form spielt die zugeführte Energie dabei eine Rolle?
29. Erkläre, warum mit steigender Kettenlänge der Alkane sich deren Siede- und Schmelzpunkte verändern.
30. Erstelle alle Isomere von Pentan (Wenn Du Zeit hast und es wissen willst dann von allen 18 Oktanisomeren!) und ordne anschließend die Isomere nach ihren Siedepunkten.
31. Erkläre den lipophilen Charakter der Alkane und vergleiche ihn mit der Lipophilie der Alkohole
32. Bestimme die räumliche Gestalt von Cyclohexan und Cyclohexatrien?
33. Erkläre den I-Effekt und nenne für beide Typen je ein starkes und ein schwächeres Beispiel.
34. a) Benenne: H_2 , H^+ und $\text{H}\cdot$.
 b) Erkläre den Unterschied der in a) genannten Teilchen und nenne jeweils eine typische Reaktion.
35. Ordne Wasser, Methanol und Diethylether nach Molekülmassen und vergleiche deren Siedepunkte (online suchen). Erkläre diesen Widerspruch.
36. Beurteile die Löslichkeit folgender Substanzen in Wasser: Methansäure, 1-Octanol, Ethansäuremethylester, 2-Propansäure.
37. Was versteht man unter Viskosität? Erkläre und nenne Beispiele.

38. Inwiefern hat der räumliche Bau eines Moleküls Einfluss auf dessen polaren Charakter? Begründe am Beispiel von CCl_4 , CO_2 und HF .
39. Bestimme die Bindungsart im Chloroform-Molekül (HCCl_3).
40. Erkläre mit eigenen Worten, wie sich hydrophile von lipophilen Flüssigkeiten unterscheiden.
41. Wie erklärst Du Dir das „Nichtmischen“ und die Phasenbildung, wenn man versucht hydrophile von lipophilen Flüssigkeiten miteinander zu vermischen?
42. Erkläre genau, welche molekularen Grundlagen dazu führen, dass eine Verbindung, welche polare Bindungen hat (wie z.B. Ccl_4) dennoch apolar ist.
43. Hähnchen verschmierte Finger lassen sich kaum nur mit Wasser reinigen. Warum und wie kannst Du die fettigen „Hähnchen-Finger“ am besten reinigen?
44. Erkläre, warum sich Alkane nicht in Wasser, sehr wohl aber in Öl und Fett lösen. Benutze dazu die folgenden Begriffe: hydrophob, hydrophil, lipophob, lipophil, Dipol-Dipol-Wechselwirkungen, räumlicher Bau und Abstoßung.
45. Erkläre das Zustandekommen von zwei Phasen beim Mischen von Alkanen mit Schwefelsäure.
46. Was erwartest Du, wenn man Kochsalz in Benzin gibt und kräftig rührt? Begründe.
47. Wie entstehen Van-der-Waals-Kräfte? Welchen Einfluss haben Sie und wie entstehen sie?
48. „Die unterschiedliche Entzündbarkeit der flüssigen Alkane entspricht der homologen Reihe und ist von den Massen und den Van-der-Waals-Kräften abhängig“. Stimmt diese Aussage? Begründe!
49. Welche Faktoren bestimmen Smp. und Sdp? Begründe mithilfe des Teilchenmodells und der Brownsch'schen Molekularbewegung. In welcher Form spielt die zugeführte Energie dabei eine Rolle?
50. Nenne und vergleiche die Eigenschaften von Alkanen, Alkinen und Alkenen erst allgemein und dann am Beispiel von Ethan, Ethen und Ethin.
51. Was sind Halogenalkane für Stoffe. Beschreibe die Stoffklasse.
52. Nenne die Summenformeln von Paraffin, Aceton, Ether (Diethylether), Glycerin.
53. Lerne die Formeln der Säuren „Chlorwasserstoff“, „Bromwasserstoff“, „Iodwasserstoff“ und „Schwefelwasserstoff“.
54. Wie kann man Brombutan herstellen? Nenne verschiedene Wege.
55. Formuliere die Iodierung von Ethan. Nenne mindestens drei mögliche Abbruchreaktionen.
56. Beschreibe den Reaktionsmechanismus und die Reaktionsbedingungen der folgenden Reaktion



57. Erstelle den genauen Mechanismus der Bildung von 1-Chlor-hexan aus Hexan. Achte darauf, keine Fehler zu machen! Lerne an diesem Beispiel ordentlich und gewissenhaft zu zeichnen! Jede vergessene Bindung bedeutet ein Hanuta für den Nachbarn!
58. Formuliere einen chemischen Syntheseweg zur Herstellung von Ethanol. Wie wird Alkohol eigentlich üblicherweise hergestellt?
59. Falls im Unterricht behandelt: 0,0396g einer unbekannte organischen Substanz verbrennen zu 0,0390g Wasser und 0,0469g Kohlenstoffdioxid. Wie lautet die Verhältnisformel der Verbindung?
60. Falls im Unterricht behandelt: Erstelle eine Übersicht über die drei Dir nun bekannten Reaktionsmechanismen. Erkläre jeden Mechanismus schrittgenau und nenne jeweils mögliche Ausgangsstoffe (=Edukte) und mögliche Produkte.
61. Gib eine Methode an, nach der aus 1-Butanol Buten entsteht.
62. Formuliere einen chemischen Syntheseweg zur Herstellung von Ethanol. Wie wird Alkohol eigentlich üblicherweise hergestellt?
63. Nenne Verwendungszwecke von Carbonsäuren und Aldehyden.
64. Wozu wird Glycerin, Aceton, Ethanal, Ameisensäure und Octan verwendet?
65. Nenne eine Methode zur Darstellung von Ethan-1,2-diol (=Glycol).
66. Beschreibe den Reaktionsmechanismus und die Reaktionsbedingungen der folgenden Reaktion:



67. Vervollständige die Reaktionsgleichung (und gib Pfeile über die sich bewegenden Atome an und benenne Edukte und Produkte: $(\text{CH}_3)_3\text{C-OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
68. Erstelle eine Übersicht über die drei Dir nun bekannten Reaktionsmechanismen. Erkläre jeden Mechanismus schrittgenau und nenne jeweils mögliche Ausgangsstoffe (=Edukte) und mögliche Produkte.
69. Nenne die Summenformeln von Paraffin, Aceton, Ether (Diethylether), Glycerin.
70. Pause machen :)