

## Übungsaufgaben zu Alkanen, Halogenalkanen und Valenzbindungsmodell

**Vorbemerkung:** Die Fragen decken nicht das gesamte Themengebiet ab! Einige der Fragen sind ehemalige Klassenarbeitsfragen.

### 1. Bindungstheorie: Valenzbindungsmodell, Hybridisierung

**wichtige Fachbegriffe – sofern im Unterricht behandelt!:** Elektronenkonfiguration (in Kurzschreibweise), Pauli-Prinzip, HUND'sche Regeln, Atomorbitale, s-Orbitale, p-Orbitale, d-Orbitale, (f-Orbitale), Quantenzahlen,  $sp^3$ -Hybridisierung,  $sp^2$ -Hybridisierung, Überlappung von Orbitalen, Hybridorbitale und ihre räumliche Anordnung,  $\pi$ - und  $\sigma$ -Bindungen

**Schulbuch:** „Chemie heute“, S. 42 – 44 (nur so weit wie im U behandelt, Abbildungen besonders relevant)

- 1.1. Notieren Sie die Elektronenkonfiguration folgender Atome in Kurzschreibweise: Si, Mn, O.
- 1.2. Erklären Sie mit dem Kästchenschema für Stickstoff die HUNDSche Regel. Welche Anzahl an Bindungen geht Stickstoff ein?
- 1.3. Was versteht man unter dem PAULI-Prinzip?
- 1.4. Erklären Sie die räumliche Form von Ethan und die darin enthaltenen Bindungen mit dem Valenzbindungsmodell
- 1.5. Beschreiben Sie ausführlich alle Bindungen im Chlorethen mithilfe des Valenzbindungsmodells.
- 1.6 Gegeben sind die Elemente Stickstoff (N), Silizium (Si) und Zink (Zn).
  - a) Zum Lösen dieser Teilaufgabe darf kein PSE benutzt werden, bei dem die Elektronenkonfiguration wiedergegeben ist. Geben Sie die Elektronenkonfigurationen und die Kästchenschemata der 3 Elemente an.
  - b) Begründen Sie, bei welchen der drei Elemente eine höhere Ionisierungsenergie zu erwarten ist, als bei den jeweils benachbarten Elementen (d.h. lokales Maximum)

### 2. Alkane und ihre Reaktionen, Halogenkohlenwasserstoffe, Reaktionen von Kohlenwasserstoffen (allgemein)

**wichtige Fachbegriffe:** Konstitutionsisomere, Konformation, radikalische Substitution, van-der-Waals-Kräfte, Nomenklatur der Alkane und Halogenalkane, Strukturformel, Halbstrukturformel, Skelettformel, homologe Reihe der Alkane

**Schulbuch:** „Chemie heute“: S. 64, S. 278 – 283 (nur so weit wie im U behandelt, Abbildungen besonders relevant),

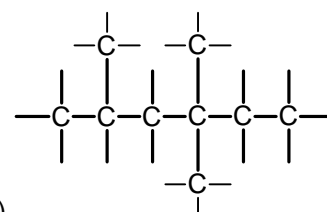
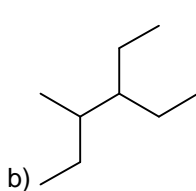
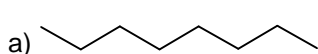
- 2.1. Zeichnen und benennen Sie 5 Konstitutionsisomere mit der Formel  $C_7H_{16}$ . Von mehrfach verzweigten Verbindungen können Sie der Übersicht halber Halbstrukturformeln oder Skelettformeln angeben.
- 2.2. Fluor ( $F_2$ ) hat einen Siedepunkt von  $-188\text{ °C}$ , Brom ( $Br_2$ ) hingegen einen Siedepunkt  $+59\text{ °C}$ . Erklären Sie diesen Unterschied ausführlich.
- 2.3. Ordnen Sie folgende Moleküle nach steigenden Siedepunkten: 2-Methylpentan, n-Hexan, 2,3-Dimethylbutan. Begründen Sie die Zuordnung.
- 2.4. 20 Gramm Methan sollen vollständig in Tetrachlorkohlenstoff überführt werden (*Perchlorierung*). Geben Sie die Reaktionsgleichung an und berechnen Sie die benötigte Masse  $Cl_2$  und die entstehende Masse  $CCl_4$  (unter der Annahme dass 100%iger Stoffumsatz erfolgt und keine Konkurrenzreaktionen auftreten).
- 2.5. Bei der Chlorierung von Ethan entsteht Chlorethan. Formulieren Sie einen Mechanismus für diesen Prozess. Nennen Sie 3 mögliche Nebenprodukte.
- 2.6. Obwohl Dichlormethan im Gegensatz zum völlig unpolaren Methan zumindest eine geringe *Polarität* besitzt, so ist es doch *hydrophob* und mischt sich nicht mit  $H_2O$ . Erklären Sie diese Eigenschaften.
- 2.7. Brom löst sich sehr gut in Hexan, jedoch nur mäßig in Wasser. Erklären Sie!

2.8. Formulieren sie die Reaktionsgleichungen (in Summenformeln) für die vollständige Verbrennung von

- a) Methan      b) Propan      c) Cyclohexan      d) Ethin

2.9. Formulieren Sie die Strukturformeln und die Namen von mindestens 10 Konstitutionsisomeren, die zu den Chlorfluorheptanen ( $C_7H_{14}ClF$ ) gehören. Hinweis: Die Substituenten werden im Namen streng alphabetisch sortiert (unabhängig davon ob es sich Alkylsubstituenten (z.B. Methyl-Rest) oder Halogen-Substituenten handelt (z.B. Chlor)

2.10 Geben Sie den systematischen Namen bzw. die Strukturformel an.



d)  $C_6H_{14}$ -Isomer mit quartärem C-Atom (Name + Strukturformel)

e) 4,6-Diethyl-2-methylnonan

2.11 Aus Methan soll mit einem geeigneten Reagenz 1000 g Dichlormethan hergestellt werden:

- Geben Sie die Reaktionsgleichung an und berechnen Sie die Massen an Ausgangsstoffe für die Synthese von 1 kg Dichlormethan (Annahme: 100%iger Stoffumsatz, keine Nebenreaktionen).
- Erläutern Sie ausführlich den Mechanismus mit Reaktionsgleichungen zur Bildung des Dichlormethans und dazugehörigem Text. Hinweis: Konkurrenzreaktionen und Abbruchreaktionen können an nur einem Beispiel aufgezeigt werden.

2.12 4. 1-Brombutan ist nicht geeignet, um aus *n*-Butan und Brom über eine radikalische Substitution hergestellt zu werden. Begründen Sie stichwortartig und geben Sie Name und Strukturformel des tatsächlich entstehenden Hauptprodukts an.

2.13 Alkane

- Skizzieren Sie den Verlauf der Siedepunkte der *n*-Alkane mit steigender Kettenlänge bis ca.  $C_{20}$ -Alkan (Eicosan). x-Achse: C-Kettenlänge y-Achse: Temperatur. Geben Sie auf der y-Achse 2 Richtwerte (ungefähre Angaben/Größenordnung) zur Temperatur an. Begründen Sie ausführlich den Verlauf der Kurve.
- Füllt man bei 0 °C 100 mL eines gasförmigen Alkans in eine Glaskugel, so nimmt deren Masse um 0,197 g zu. Um welches Alkan handelt es sich? Hinweis: Bei den gegebenen Bedingungen nimmt 1 mol eines beliebigen Gases 22,4 L ein.
- Beschreiben Sie alle Bindungen im *n*-Butan: Welche Orbitale überlappen jeweils? Gerne auch als vollständig beschriftete Zeichnung.

2.14. Einige Kohlenwasserstoffe besitzen die Formel  $C_6H_6$ .

- Geben Sie 4 Verbindungen an, die diese Summenformel besitzen und zu den jeweils anderen 3 Verbindungen konstitutionsisomer sind (Name + Strukturformel).
- Geben Sie eine für alle Vertreter (mit  $C_6H_6$  gültige Reaktionsgleichung für die vollständige Verbrennung an.
- Welche Stoffe entstehen zusätzlich zu b bei der unvollständigen Verbrennung?

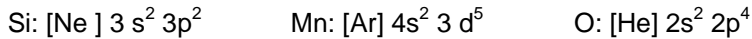
2.15. a) Wie viel Gramm Propen müssten verbrannt werden, um bei der vollständigen Verbrennung um 1000 g  $CO_2$  zu bilden?

b) In welchem Volumen an Luft (Volumenanteil an  $O_2$ : ca. 20%) ist das erforderliche Sauerstoffvolumen enthalten?  
Hinweis: Gehen Sie von einem molaren Volumen von 22,4 L/mol aus, d.h. ein mol eines beliebigen Gases nehmen bei den gegebenen Bedingungen 22,4 L ein,

[www.laborberufe.de](http://www.laborberufe.de) (die kommentierten Lösungen zu diesen Aufgaben)

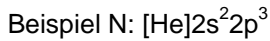
## Lösungen und Lösungshinweise – ohne Gewähr

1.1

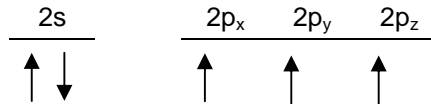


1.2.

Die HUNDSche Regel besagt, dass die Orbitale mit gleicher Nebenquantenzahl (z.B. 4p-Orbitale, 3d-Orbitale) zuerst einzeln besetzt werden. Erst wenn alle Orbitale dieser Quantenzahl einfach besetzt sind, wird begonnen die Orbitale doppelt zu besetzt.



Kästchenschema der Außenschale:



Die 2 p-Orbitale sind einfach besetzt.

Ohne Beachtung dieser HUNDSchen Regel wäre z.B. folgende Besetzung denkbar:  $p_x^2 p_y^1 p_z^0$

Stickstoff besitzt 3 einfach besetzt Orbitale, entsprechend erwartet man 3 Bindungen, die durch Überlappung mit entsprechendem Orbitalen der Bindungspartner entstehen. So ist dann auch die Edelgaszustand erreicht. Beispiel:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2$  (N-N-Dreifachbindung!).

1.3.

Das PAULI-Prinzip besagt, dass die Elektronen eines Atoms sich in mindestens einer der 4 Quantenzahlen unterscheiden. Besitzen zwei Elektronen dieselbe Hauptquantenzahl (befinden sich also in der gleichen Schale, z.B.  $n=2 \Rightarrow 2.$  Schale), dieselbe Nebenquantenzahl (befinden sich also in derselben Orbitalart, z.B.  $l=2 \Rightarrow p$ -Orbital), dieselbe magnetische Quantenzahl (befinden sich also im selben Orbital, z.B.  $m=1 \Rightarrow$  z.B.  $p_x$ -Orbital), so müssen sie sich zumindest in der 4. Quantenzahl, der Spinquantenzahl, unterscheiden. Da nur 2 mögliche Werte für die Spinquantenzahl erlaubt sind ( $-\frac{1}{2}$ ,  $+\frac{1}{2}$ ), kann so ein Orbital nur von maximal 2 Elektronen besetzt werden. Für diesen Fall müssen sich die Elektronen aber dann Spin unterscheiden.

1.4.

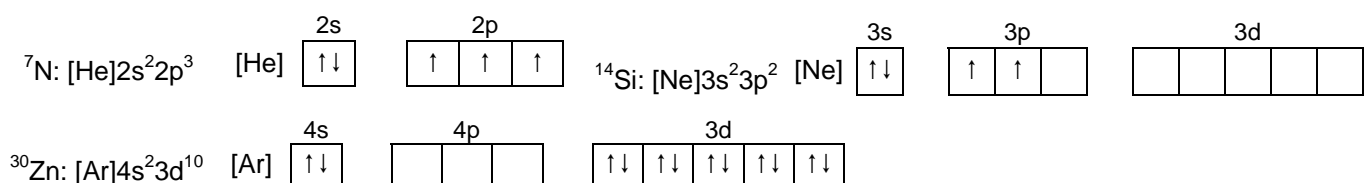
Beide C-Atome sind  $sp^3$ -Hybridisiert. Durch Überlappung von 2  $sp^3$ -HO entsteht eine  $\sigma$ -Bindung (sigma-Bindung). Die restlichen 3  $sp^3$ -HOs überlappen jeweils mit dem 1s-AOs des H-Atome.

1.5.

Das C=C-Grundgerüst im Chlorethen entspricht dem vom Ethen, d.h. neben einer  $\sigma$ -Bindung die durch Überlappung von 2  $sp^2$ -Hybridorbitalen zustande kommt, existiert zwischen den C-Atomen auch eine  $\pi$ -Bindung. Sie kommt durch Überlappung von zwei p-AO zustande. Die 3 H-Atome überlappen mit ihren s-AO's jeweils mit einem  $sp^2$ -HO.

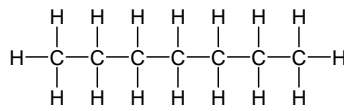
Das Cl-Atom besitzt ein einfach besetztes p-AO. (Elektronenkonfiguration Cl:  $[\text{Ne}]3s^2 3p^5$ ). Dieses p-AO kann mit dem noch verbleibenden, einfach besetzten  $sp^2$ -HO des Kohlenstoffatoms überlappen.

1.6

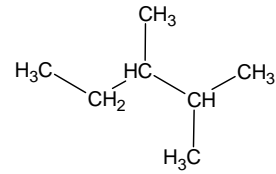


b) Eine stabile  $e^-$ -Konfiguration führt zu hohen IE. Dies ist bei voll und halb besetzten p- oder d-Schalen der Fall. Somit besitzen N (halb besetzte p-Schale) und Zn (voll besetzte d-Schale) eine höhere IE als ihre rechten bzw. linken PSE-Nachbarn.

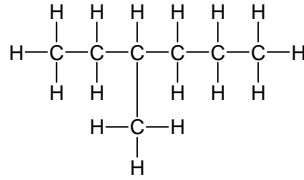
## 2.1.



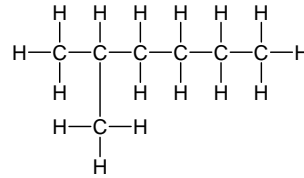
n-heptane



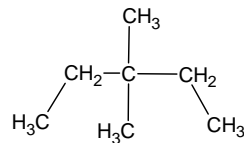
2,3-dimethylpentane



3-methylhexane



2-methylhexane



3,3-dimethylpentane

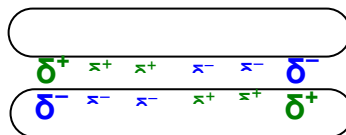
Es existieren auch viele weitere Konstitutionsisomere.

## 2.2

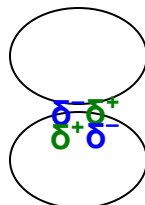
siehe z.B. auch Schulbuch S. 64. Brom ist ein größeres Molekül, dessen Atome ausladendere Elektronenhüllen besitzen. So sind bei Brom 4 Elektronenschalen besetzt, bei Fluor hingegen nur 2 Elektronenschalen. Diese weit außen liegenden Elektronen unterliegen weniger der anziehenden Kräfte des Atomkerns. Die Elektronenhülle im Brom ist deshalb leichter polarisierbar, d.h. es kann leichter zu spontanen (temporären) und induzierten Bildung von Dipolen kommen. Insgesamt existiert bei Brom deshalb ein stärkerer Zusammenhalt der Moleküle untereinander, denn die van-der-Waals-Kräfte sind größer als beim Fluor.

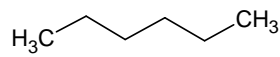
## 2.3.

VAN-DER-WAALS-Kräfte sind (im deutschen Sprachgebrauch) bindende Wechselwirkungen zwischen einem „zufälligen“ Dipol (oder „spontaner Dipol“) und einem im Nachbarmolekül induzierten Dipol. Je größer die Kontaktfläche, mit denen Nachbarmoleküle aufeinander treffen, desto stärker kann die VAN-DER-WAALS-Bindung werden. Grund: Große Kontaktflächen zwischen Dipolen erhöht die elektrostatische Anziehung.

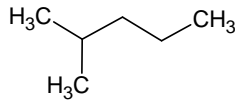


Eine elektrostatische Anziehung ist bei eher kugeligem, bzw. kompakteren Molekülbau nicht über weitere Teile des Moleküls möglich, denn die Berührungsflächen sind kleiner als bei länglichem Bau. Entsprechend fällt hier der Zusammenhalt der Moleküle untereinander gering aus, die Siedepunkte sind entsprechend niedrig:

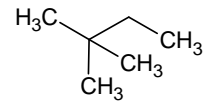




n-hexane



2-methylpentane



2,2-dimethylbutane

Alle drei Moleküle besitzen die gleiche Summenformel aber unterschiedliche Konstitution (Unterschiedliche Verknüpfung der Atome), damit sind sie zueinander konstitutionsisomer. Mit stärker verzweigtem, und damit kompakteren Bau, nimmt der Siedepunkt ab:

Siedepunkte: n-Hexan: 69°C, 2-Methylpentan: 60 °C, Dimethylbutan: 50 °C

#### 2.4.

Reaktionsgleichung:  $\text{CH}_4 + 4 \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CCl}_4 + 4 \text{HCl}$

a) Berechnung der Stoffmenge  $\text{CH}_4$ .

$$n(\text{CH}_4) = \frac{m(\text{CH}_4)}{M(\text{CH}_4)} \Rightarrow n(\text{CH}_4) = \frac{20,0 \text{ g}}{16,043 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx 1,2466 \text{ mol}$$

b) Berechnung der Stoffmenge und der Masse an  $\text{Cl}_2$

$n(\text{Cl}_2) = 4 \cdot n(\text{CH}_4)$  (Folgt aus dem Koeffizientenverhältnis der Reaktionsgleichung)

$\Rightarrow n(\text{Cl}_2) = 4 \cdot 1,2466 \text{ mol} \approx 4,9866 \text{ mol}$ .

$$m(\text{Cl}_2) = M(\text{Cl}_2) \cdot n(\text{Cl}_2) \Rightarrow m(\text{Cl}_2) = 70,9054 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1,2466 \text{ mol} \approx 88,3907 \text{ g}$$

c) Berechnung der Stoffmenge und der Masse an  $\text{CCl}_4$

$n(\text{CH}_4) = n(\text{CCl}_4)$  (Folgt aus dem Koeffizientenverhältnis der Reaktionsgleichung)

$\Rightarrow n(\text{CCl}_4) = 1,2466 \text{ mol}$

$$m(\text{CCl}_4) = M(\text{CCl}_4) \cdot n(\text{CCl}_4) \Rightarrow m(\text{CCl}_4) = 153,822 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1,2466 \text{ mol} \approx 191,75 \text{ g}$$

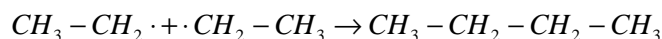
#### 2.5.

Kettenstart: UV-Strahlung bedingt die homolytische Spaltung von Chlor.  $\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{UV-Strahlung}} 2 \text{Cl} \cdot$

Reaktionskette:  $\text{CH}_3 - \text{CH}_3 + \text{Cl} \cdot \rightarrow \text{HCl} + \cdot \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

$\cdot \text{CH}_2 - \text{CH}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{ClCH}_2 - \text{CH}_3 + \cdot \text{Cl}$

Abbruchreaktionen: Reaktion zwischen 2 beliebigen Radikalen:

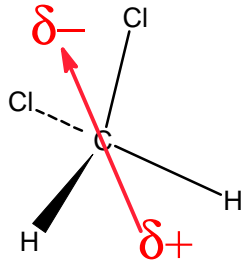


Nebenprodukte: In Abhängigkeit des Chloranteils im Reaktionsgemisch kann es auch zur Mehrfachchlorierung kommen. Dabei wird schon chlorierten Molekülen während der Reaktionskette mit  $\text{Cl} \cdot$  ein H-Atom entrissen.

Durch Reaktion radikalischer organischer Moleküle untereinander, kann es in sehr geringem Ausmaß auch Kettenverlängerung kommen.

#### 2.6

Halogenierte Kohlenwasserstoffe besitzen polare Elektronenpaarbindungen zwischen dem Kohlenstoff und dem Halogen z.B. Cl. Die höhere Elektronegativität des Halogen bewirkt, dass es die Bindungselektronen näher zu sich zieht. Insgesamt entstehen Dipolmoleküle, die einen  $\delta^-$ -Pol und einen  $\delta^+$ -Pol besitzen.



Dichlormethan mit eingezeichnetem Dipolvektor.

Bei einigen Halogenalkanen, wie z.B. Tetrachlorkohlenstoff fällt aufgrund des hochsymmetrischen regelmäßigen Baus, der Schwerpunkt der Orte negativer Ladungsdichte mit dem positiven Pol zusammen, so dass es sich hier um unpolare Moleküle handelt.

Obwohl Verbindungen wie Dichlormethan zumindest eine geringe Polarität besitzen, lösen sie sich nur schlecht im ebenfalls polaren Wasser. Die starken Wechselwirkungen zwischen den H<sub>2</sub>O-Molekülen (Wasserstoffbrücken) bzw. die Wechselwirkungen zwischen den Dichlormethanmolekülen untereinander lassen sich nicht durch H<sub>2</sub>O-Dichlormethan-Wechselwirkungen kompensieren/ersetzen. Es bilden sich 2 Phasen und die Moleküle gehen bindende Wechselwirkungen nur mit ihresgleichen ein.

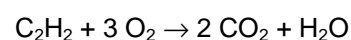
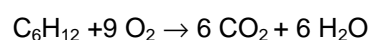
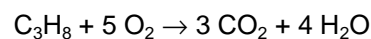
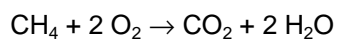
Aus Symmetriegründen sind alle gesättigten aliphatischen (kettenförmig, nicht-cyclisch) Kohlenwasserstoffe unpolare.

## 2.7

Brom ist ein unpolares Molekül und löst sich damit gut in unpolaren Lösungsmitteln wie z.B. *n*-Hexan. Zwischen den Molekülen kommt es zu bindenden Wechselwirkungen, den VAN-DER-WAALS-Kräften.

In Wasser ist Brom hingegen nur mäßig löslich, weil sich beide Stoffe in der Polarität unterscheiden. Zwar können Wassermoleküle als permanente Dipole in benachbarten Brommolekülen Dipolen induzieren. Allerdings sind die dabei entstehenden bindenden Wechselwirkungen schwächer als die H<sub>2</sub>O-H<sub>2</sub>O-Wechselwirkungen (Wasserstoff-Brücken-Bindungen) und die Br<sub>2</sub>-Br<sub>2</sub>-Wechselwirkungen (v.d.W-Wechselwirkungen). Statt sich also im H<sub>2</sub>O auf molekularer Ebene zu verteilen und Br<sub>2</sub>-H<sub>2</sub>O-Wechselwirkungen einzugehen, ist der Zustand des Zusammenbleibens der Br<sub>2</sub>-Moleküle (Br<sub>2</sub>-Br<sub>2</sub>-Wechselwirkungen) bzw. der H<sub>2</sub>O-Moleküle energetisch günstiger. Es bilden sich 2 Phasen: Brom-Phase und wässrige Phase (incl. kleinem Br<sub>2</sub>-Anteil).

## 2.8



## 2.10

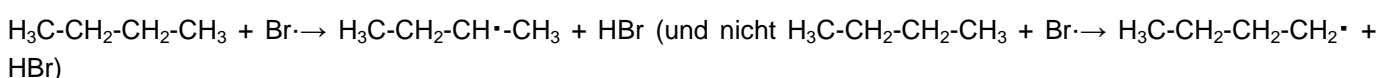
- a) *n*-Octan    b) 3-Ethyl-4-methylhexan (auch 4-Ethyl-3-methylhexanal's richtig akzeptiert)    c) 2,4,4-Trimethylhexan    d) 2,2-Dimethylbutan

## 2.11

a)	CH <sub>4</sub>	+ 2 Cl <sub>2</sub>	→ CH <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	+ 2 HCl
Masse m	<b>189 g</b>	<b>1670 g</b>	1000 g	
Molare Masse M	16,04246 g/mol	70,906 g/mol	84,93258 g/mol	
Stoffmenge n	11,77404 mol	23,548090 mol	11,77404 mol	
b)	Reaktionskette Cl· + CH <sub>4</sub> → HCl + CH <sub>3</sub> ·			
Radikalbildung	CH <sub>3</sub> · + Cl <sub>2</sub> → CH <sub>3</sub> Cl + Cl·			
Cl <sub>2</sub> → 2 Cl·	CH <sub>3</sub> Cl + Cl· → CH <sub>2</sub> Cl· + HCl			
	CH <sub>2</sub> Cl· + Cl <sub>2</sub> → CH <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> + Cl·			
	Kettenabbruch: Reaktion zweier Radikale untereinander, z.B.:			
	CH <sub>3</sub> · + CH <sub>2</sub> Cl· → H <sub>3</sub> C-CH <sub>2</sub> Cl			
	Konkurrenzreaktion: z.B. Dreifachsubstitution			

## 2.12

*n*-Butan bildet beim Angriff eines Br-Radikals seine radikalische Ladung bevorzugt am zweiten C-Atom aus (und nicht am ersten C-Atom):



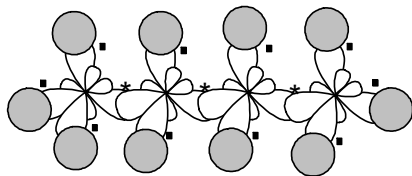
Hintergrund ist, dass ein solches Radikal durch die positiven induktiven Effekte (d.h. elektronenschiebende Effekte) der beiden anhängenden Alkylreste stabilisiert wird. Somit erfordert seine Bildung eine geringere Aktivierungsenergie. Bei der Bildung eines Radikals am terminalen C-Atom fällt der stabilisierende Effekt geringer aus, weil hier nur 1 Alkylgruppe anhängt.

### 2.13

a) Für die Richtwerte kann man bedenken, dass z.B. n-Pentan bei Raumtemperatur gerade noch flüssig ist. D.h. der Siedepunkt muss knapp über Raumtemperatur liegen. Mit steigender Kettenlänge nimmt die Molekülgröße und damit die Berührungsfläche zwischen den Molekülen zu. So bilden mit steigender Kettenlänge die Moleküle leichter spontane Dipole aus. Auch lassen sich leichter Dipole induzieren, wenn das Nachbarmolekül schon als Dipol vorliegt. Insgesamt nehmen die zwischenmolekularen Anziehungskräfte (hier: van-der-Waals-Kräfte) und der Zusammenhalt zwischen den Molekülen zu. Es wird mehr Energie benötigt, um die Moleküle voneinander zu trennen und aus dem gegenseitigen Anziehungsbereich zu entfernen. Die Überführung in die Gasphase durch Sieden erfolgt also bei höherer Temperatur. Die Kurve flacht ab, da der relative Unterschied zwischen den v.d.W.-Kräften immer geringer ausfällt. So sind die Unterschiede in Molekülgrößen, von v.d.W.-Kräften und von den Siedepunkten zwischen dem C<sub>1</sub>-Alkan (Methan) und C<sub>2</sub>-Alkan (Ethan) noch sehr groß, zwischen C<sub>20</sub> und C<sub>21</sub>-Alkan aber z.B. nur noch gering.

b) Dreisatz => 100 mL sind 0,00446 mol =>  $M(X) = \frac{m(X)}{n(X)} = \frac{0,197g}{0,00446mol} \approx 44,1 \frac{g}{mol}$  ( $\hat{=}$  C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>)

c)



2s-AO und 2p-AOs vermischen sich energetisch und räumlich. Aus 4 AOs entstehen 4 Hybridorbitale, die tetraedrisch orientiert sind. Durch die Hybridisierung entstehen räumlich stärker ausgerichtete Orbitallappen, die zu höheren Überlappungsbereichen führen (stärkere Bindungen) (Bgr. war in Klausur nicht verlangt!)

\*:  $\sigma$ -Bindungen durch Überlappung von sp<sup>3</sup>-Hybridorbitalen von C-Atomen; ■:  $\sigma$ -Bindung durch Überlappung von 1s-Atomorbitalen der H-Atome mit sp<sup>3</sup>-Hybridorbitalen der C-Atome.

### 2.14

a) 1-Hexen, cis-Hex-2-en, cis-Hex-3-en, Cyclohexan, 2-Methyl-Pent-1-en etc.

nicht zulässige, da unvollständige Namen wären „2-Hexen“, „3-Hexen“

b)  $C_6H_{12} + 9 O_2 \rightarrow 6 CO_2 + 6 H_2O$

c) Die im Vgl. zu CO<sub>2</sub> sauerstoffärmeren Produkte: CO (Kohlenstoffmonoxid) und C (Kohlenstoff, Ruß) entstehen. Schon Laien kennen solche „rußenden Flammen“ oder rußende Abgase eines schlecht eingestellten alten Dieselmotors. Alle kennen auch den Hinweis aus Garagen, nicht bei geschlossener Garage den Motor laufen zu lassen. Im Motor wird nämlich bei der Verbrennung des fossilen Kraftstoffs (Diesel, Benzin, Erdgas) O<sub>2</sub> verbraucht. Die Luft in der geschlossenen Garage verarmt an O<sub>2</sub>. Bei der Verbrennung bildet sich aufgrund der O<sub>2</sub>-Veknappung immer mehr des sauerstoffärmeren Verbrennungsproduktes Kohlenstoffmonoxid. Dieses ist hochgiftig und verhindert die O<sub>2</sub>-Aufnahme und den O<sub>2</sub>-Transport im Blut. Wenn Rauchern schwindlig wird (z.B. bei der ersten Zigarette der Woche), liegt das an der mangelnden Sauerstoffzufuhr durch die Kohlenstoffmonoxidvergiftung. Denn auch der Tabak im Glimmstengel verbrennt unvollständig. Durch den Sauerstoffmangel im Gehirn sterben auch Nervenzellen ab. siehe auch: <http://de.wikipedia.org/wiki/Kohlenstoffmonoxidintoxikation>

### 2.15

**Allgemeines Vorgehen zum Lösen solcher Aufgaben:** Solche Umsatzberechnungen beginnen immer mit einer richtig eingerichteten Reaktionsgleichung. Aus der in der Aufgabe gegebene Stoffportion rechnen man über die Koeffizientenverhältnisse in die gesuchten Stoffmengen um (hier: O<sub>2</sub>-Stoffmenge). Aus der Stoffmenge muss dann häufig zum Schluss noch in eine Masse oder ein Volumen umgerechnet werden.

$C_3H_6 + 4,5 O_2 \rightarrow 3 CO_2 + 3 H_2O$  oder  $2 C_3H_6 + 9 O_2 \rightarrow 6 CO_2 + 6 H_2O$

**Berechnung der O<sub>2</sub>-Stoffmenge:** 1000 g CO<sub>2</sub> entsprechen 22,72210861 mol. Wegen des Koeffizientenverhältnisses 4,5 zu 3 oder 6: 9 (siehe Reaktionsgleichungen) kann man also berechnen:



$$\begin{array}{l} 3 \quad \triangleq 22,72210861 \text{ mol} \\ 4,5 \quad \triangleq x \end{array} \quad \Rightarrow x = 34,08316292 \text{ mol O}_2.$$

**Berechnung des O<sub>2</sub>-Volumens:** Wenn 1 mol 22,4 L einnimmt (vgl. Hinweis in der Aufgabenstellung), dann nehmen 34,08316292 mol zusammen ein Volumen von 763,4628 L ein. Es werden also ca. 763,5 L reines Sauerstoffgas verbraucht.

**Berechnung des Luftvolumens** in dem 763,5 L O<sub>2</sub> enthalten sind:

$$\begin{array}{l} 20\% \quad \triangleq 763,5 \text{ L} \\ 100\% \quad \triangleq x \end{array} \quad \Rightarrow \underline{\underline{x \approx 3817 \text{ L Luft.}}}$$