

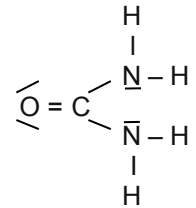
## **Kapitel 03: Kohlenstoffverbindungen**

## Inhalt

Kapitel 03: Kohlenstoffverbindungen.....	1
Inhalt.....	2
Friedrich Wöhler (1800 - 1882) entdeckt die Harnstoffsynthese und begründet die OC.....	3
Kohlenstoffverbindungen in der Natur - Der Kohlenstoffkreislauf .....	4
Untersuchung organischer Stoffe.....	6
Qualitative Analyse organischer Stoffe.....	7
CO <sub>2</sub> Nachweis mit Kalkwasser.....	7
Entzündung von organischen Stoffen II.....	9
Löslichkeit organischer Stoffe.....	9
Vorbereitung quantitative Analyse: Wiederholung chemisches Rechnen (Klasse 9).....	10
a) Die Avogadro Zahl:.....	10
b) Die Masse von Atomen:.....	10
c) Die Dichte.....	10
d) Die molare Masse.....	10
e) molare Masse bei Verbindungen.....	11
Gay Lussac: Umrechnung zw.. Normalbedingungen & herrschenden Bedingungen im Labor.....	12
Quantitative Analyse von Propanol nach Liebig.....	13
a) Bestimmen der Verhältnisformel.....	13
b) Bestimmen der Summenformel von Propanol.....	15
Aufgaben.....	16
Analyse von Feuerzeuggas.....	17
Luftverschmutzung durch Verbrennung von Kohlenstoffverbindungen und die Konsequenzen.....	18
a) Luftverschmutzung.....	18
b) Erderwärmung durch den Treibhauseffekt.....	18
Übermäßiger Kohlenstoffdioxidausstoß verstärkt den Treibhauseffekt.....	20
Wiederholungsaufgaben.....	21

## Friedrich Wöhler (1800 - 1882) entdeckt die Harnstoffsynthese und begründet die OC

Normalerweise entsteht Harnstoff als Abbauprodukt von Eiweißen der Nahrung im menschlichen und tierischen Körper. Als Urin wird der weiße, kristalline, geruchlose Feststoff dann mit Wasser ausgeschieden. Durch seinen hohen Stickstoffgehalt ist er weltweit das bedeutendste Stickstoffdüngemittel.



Vor 200 Jahren glaubte man, er sei nur auf natürlichem Wege, also organisch herzustellen. Man glaubte, für organische Stoffe sei eine „Lebenskraft“ (die damals so genannte Vis Vitalis) notwendig. Der deutsche Chemiker Friedrich Wöhler (1800 - 1882) widerlegte diese Ansicht. Im Jahr 1828 stellte er im Labor Harnstoff aus anorganischen Ausgangsstoffen künstlich her. Da niemand dies für möglich hielt, war Wöhler selbst von dem Ergebnis beeindruckt. So schrieb er bald darauf an seinen Freund Berzelius:

Lieber Herr Professor!

Berlin, 28 Februar 1828

*Ogleich ich sicher hoffe, daß mein Brief vom 12. Januar und das Postskript vom 1. Februar bey Ihnen angelangt sind und ich täglich oder vielmehr stündlich in der gespannten Hoffnung lebe, einen Brief von Ihnen zu erhalten, so will ich in doch nicht abwarten, sondern schon wieder schreiben, denn ich kann, so zu sagen, mein chemisches Wasser nicht halten und muß Ihnen sagen, daß ich Harnstoff machen kann, ohne dazu Nieren oder überhaupt ein Thier, sey es Mensch oder Hund, nöthig zu haben. Das cyansaure Ammoniak ist Harnstoff. Vielleicht erinnern Sie sich noch der Versuche, die ich in der glücklichen Zeit, als ich noch bey Ihnen arbeitete, anstellte, wo ich fand, daß immer, wenn man Cyansäure mit Ammoniak zu verbinden sucht, eine krystallisirte Substanz entsteht, die sich indifferent verhielt und weder auf Cyansäure noch Ammoniak reagierte. Beim Durchblättern meines Journals fiel mir dies wieder auf, und ich hielt es für möglich, daß durch die Vereinigung von Cyansäure und Ammoniak die Elemente, zwar in derselben Proportion, aber auf eine andere Art zusammentreten könnten und hierbey vielleicht z.B. eine vegetabilische Salzbase oder etwas Ähnliches gebildet werden könnte.*

(Quelle: [http://www.zum.de/Faecher/Ch/Saar/Handrchg/KI11/hr\\_11\\_82.htm](http://www.zum.de/Faecher/Ch/Saar/Handrchg/KI11/hr_11_82.htm))

Die Tragweite der Entdeckung, zeigte sich auch darin, dass Wöhler noch im gleichen Jahr, im Alter von 28 Jahren zum Professor in Berlin ernannt wurde. 1832 wechselte er dann nach Kassel und wurde 1836 Leitender Professor für Chemie und Pharmazie an der Universität Göttingen. Dort arbeitete er auch mit *Justus von Liebig* zusammen. Sie veröffentlichten eine gemeinsame Arbeit:

*„... die Erzeugung aller organischen Materien in unseren Laboratorium ist nicht allein wahrscheinlich, sondern muss als gewiss betrachtet werden. Zucker, Salicin, Morphin werden künstlich hervorgebracht werden. Wir kennen freilich die Wege noch nicht, auf dem dieses Endresultat zu erreichen ist, weil uns die Vorglieder unbekannt sind, aus denen diese Materien sich entwickeln, allein wir werden sie kennen lernen.“*

Bis zu seinem Tod im Jahre 1882 wirkte und lehrte Wöhler in Göttingen. Seine Vision wurde schnell Wirklichkeit. Viele organische Substanzen wurden in den folgenden Jahren auch im Labor hergestellt. Eine Trennung von anorganischer und organischer Chemie war nun im Grunde überflüssig.

Das diese Trennung dennoch bis heute beibehalten wurde (obwohl die Grenzen fließend sind!) ist also eher historisch zu verstehen. Allerdings ist allen organischen Molekülen eines gemeinsam. Sie enthalten Kohlenstoffe!

**Heute versteht man unter dem Begriff „organische Chemie“  
die Chemie der Kohlenstoffverbindungen.**

Übrigens ist es auch heute noch nicht möglich, alle Moleküle aus pflanzlichen oder tierischen Organismen künstlich herzustellen. Stattdessen werden sie aus Pflanzen und Tieren isoliert. Dafür gibt es zahlreiche neue organische Verbindungen, die sich in keinem Lebewesen finden lassen. Man nennt sie synthetisch. Man verwendet sie z.B. als Kunststoffe, Medikamente usw...

### **Zusatzinformationen:**

<http://de.wikipedia.org/wiki/Harnstoff>

[http://de.wikipedia.org/wiki/Organische\\_Chemie](http://de.wikipedia.org/wiki/Organische_Chemie)

[http://de.wikipedia.org/wiki/Friedrich\\_Wöhler](http://de.wikipedia.org/wiki/Friedrich_Wöhler)

[http://de.wikipedia.org/wiki/Justus\\_von\\_Liebig](http://de.wikipedia.org/wiki/Justus_von_Liebig)



**Weitere Hinweise:**

1. Destruenten sind Zerkleinerer und Bakterien. Sie zersetzen nicht nur Blätter, Laub und Pflanzenreste, sondern auch tote Tiere. Dabei entstehen Mineralsalze, Wasser und Kohlenstoffdioxid.
2. Kohlenstoff findet sich in der Natur zum einen in drei großen, miteinander im Austausch stehenden Reservoirien:
  1. in der Atmosphäre als Kohlenstoffdioxid
  2. im Boden und in Verwitterungsmaterial
  3. im Ozean (in Form von gelöstem Kohlenstoffdioxid)
3. eine Kuh produziert pro Tag 120l Methan. Dieses ist ein kohlenstoffhaltiges Gas, welches die Atmosphäre schädigt
4. Bei Stoffwechselvorgängen in Mensch und Tier (durch die Kohlenhydratverdauung) und bei der Verbrennung von fossilen Brennstoffen wie Benzin und Diesel, entstehen immer Kohlenstoffdioxid und Wasser (letzteres ist sichtbar im Winter am Auspuff und beim Ausatmen).
5. Die Stoffkreisläufe sind geschlossen, alle Stoffe (wie Kohlenstoff, Sauerstoff, Wasser und Mineralsalze) werden immer wieder verwendet. Der Energiekreislauf ist nicht geschlossen. Es muss ständig neue Energie dem System zugeführt werden. Dies geschieht durch die Sonne. Der Grund ist ein permanenter Verluste durch Wärmeabgabe, z.B. in den Weltraum sowie der Energiebedarf für Lebensvorgänge und der daraus entstehenden Wärme, die ebenfalls verloren geht.
6. Sauerstoff wird vom Menschen in Mensch und Tier durch die Atmung in Kohlenstoffdioxid umgewandelt. Dazu sind Kohlenhydrate notwendig. Kohlenstoffkreislauf und Sauerstoffkreislauf haben also eine Verbindung!

**Zum Vergleich:**

Eine Kuh produziert pro Tag 120l Methan

**Zusatzinformationen und Grafiken:**

[http://en.wikipedia.org/wiki/Image:Carbon\\_cycle-cute\\_diagram.jpeg](http://en.wikipedia.org/wiki/Image:Carbon_cycle-cute_diagram.jpeg)

<http://de.wikipedia.org/wiki/Kohlenstoffzyklus>

Andere gute Kohlenstoffkreislauf Graphiken findet man in der Goolge Bildersuche mit dem Suchwort „Kohlenstoffkreislauf“

**Untersuchung organischer Stoffe**

V: Zucker, Mehl, Kartoffelstückchen, Plastik, Kerzenwachs, Öl, Petroleum werden in Reagenzglasern stark erhitzt (und mit einem Kohlestückchen verglichen!).

V2: Die Stoffe werden in einem Tiegel entzündet. Wenn sie brennen, sofort wieder löschen!

Stoff	Beobachtung „Erhitzen“	Beobachtung „Verbrennung“	Sonstiges
Zucker			
Mehl			
Kartoffelstückchen			
Plastik			
Kerzenwachs (Paraffin)			
Öl			
Petroleum			
Spiritus			$C_2H_5OH + 3 O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 3 H_2O + E$

Die untersuchten Stoffe verkohlen und werden in der Regel schwarz

**S: Alle organischen Verbindungen enthalten Kohlenstoff. Dieser lässt sich oft entzünden  
Man versteht deshalb die Organische Chemie auch als Chemie der Kohlenstoffverbindungen.**

Der Chemiker Berzelius teilte die Chemie 1806 in zwei Bereiche ein:

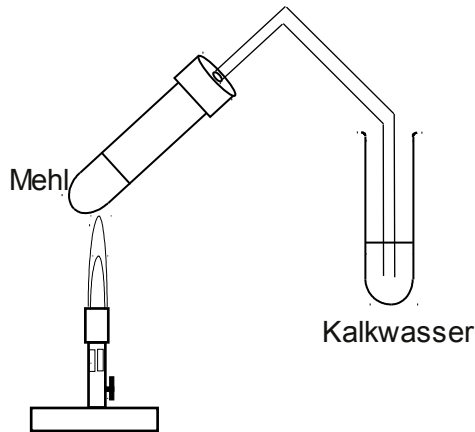
- anorganische Chemie (Stoffe aus der unbelebten Natur)
- und organische Chemie (Verbindungen pflanzlicher und tierischer Herkunft)

## Qualitative Analyse organischer Stoffe

### CO<sub>2</sub> Nachweis mit Kalkwasser

V: Ein Stück Kohle oder ersatzweise ein anderes organisches Produkte, wie Pflanzenreste sowie Pflanzenprodukte wie Mehl, Mehlprodukte, Kartoffeln usw.... werden erhitzt, bis eine deutliche Schwarzfärbung eintritt. Das entstehende Gas wird in Kalkwasser geleitet.

#### Aufbau



#### B:

Die organischen Produkte färben sich alle beim starken Erhitzen schwarz

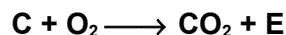
Das Kalkwasser wird trübe

Wassertropfen setzen sich am der kalten Glaswand ab

#### S:

⇒ organische Verbindungen enthalten zum Großteil Kohlenstoff

⇒ Es entsteht bei der Verbrennung CO<sub>2</sub>



⇒ Organische Verbindungen enthalten ebenfalls viel Wasserstoff. Dieser reagiert mit dem Luftsauerstoff bei der Verbrennung zu Wasser

**Alle organischen Verbindungen enthalten Kohlenstoff. Dieser lässt sich oft entzünden  
Man versteht deshalb die Organische Chemie auch als Chemie der Kohlenstoffverbindungen.**

#### Zusatzinformation:

- Bei jeder Verbrennung organischer Substanzen entsteht Wasser (Beispiele: Wasser kommt aus dem Auspuff des Benzinmotors, wasserhaltiger Atem des Menschen durch die Oxidation der Kohlenhydrate der Nahrung usw.)

- [http://de.wikipedia.org/wiki/Qualitative\\_Analyse](http://de.wikipedia.org/wiki/Qualitative_Analyse)

#### Weitere Analysen organischer Verbindungen:

- Stickstoff: Nachweis durch Kochen mit Natronlauge. Es bildet sich Ammoniak, welches typisch riecht und Indikatorpapier blau färbt.
- Schwefel: Erhitzen von schwefelhaltigen Substanzen färbt Bleiacetatpapier sowie Bleinitrat- oder Bleiacetatlösung schwarz. (Hintergrund: Beim Erhitzen bildet sich H<sub>2</sub>S, welches mit Bleiionen das schwarze PbS bildet)
- Halogene (Fluor, Chlor, Brom, Iod): Auf einem ausgeglühten Streifen Kupferblech werden die Testsubstanzen in die rauschende, blaue Brennerflamme gehalten (z.B. ein Stück PVC). Man beobachtet eine grüne Flamme. (Hintergrund: Halogenionen verbinden sich mit Kupfer zu Kupferhalogeniden (z.B. CuF<sub>2</sub>, CuCl<sub>2</sub> usw.). Diese färben beim Verdampfen die Brennerflamme grün.

## **Entzündung von organischen Stoffen II**

V: Wundbenzin, Petroleum, Speiseöl und Ethanol werden in einen Porzellantiegel gegeben und die Dämpfe werden vorsichtig zugefächelt. Es wird versucht, die Dämpfe zu entzünden. (Petroleum und Speiseöl notfalls sehr vorsichtig erhitzen). Es wird dann eine Vorhersage zur Flüchtigkeit der Stoffe getroffen

B: Die meisten Verbindungen lassen sich leicht entzünden. Ihre aufsteigenden Gase lassen sich leicht entzünden.

S: Die meisten organischen Verbindungen sind gut brennbar, auch wenn ihre Entzündungstemperaturen verschieden sind. Oft reicht schon ein Funke um Verbindungen wie Benzin, Aceton, Ether oder Alkohole zu entzünden. Hiervon geht eine große Gefahr der organischen Verbindungen aus. Im Labor umgeht man diese oft, indem man flammenlos erhitzt, z.B. mit elektrischen Heizplatten. Im Alltag sollte man nicht rauchen, wenn man mit organischen Stoffen Umgang hat (Z.B. beim Tanken oder beim Arbeiten mit Lösungsmitteln und Verdünnern!).

Unter der Entzündungstemperatur versteht man die Temperatur, bei der sich ein Stoff selbst entzündet.

## **Löslichkeit organischer Stoffe**

V: Zucker, Mehl, Kartoffelstückchen, Plastik, Kerzenwachs, Öl, Petroleum werden mit Wasser (bzw. mit Benzin) versucht zu lösen

B: Nur der Zucker löst sich in Wasser auf

Organische Stoffe sind meist apolar (=unpolar), d.h. sie lösen sich nicht in Wasser auf, sondern nur in unpolaren Stoffen, wie Benzin.

Deshalb kann Benzin auch viele Flecken entfernen, die man mit der Waschmaschine nicht entfernen kann.

## Vorbereitung quantitative Analyse: Wiederholung chemisches Rechnen (Klasse 9)

### a) Die Avogadro Zahl:

Der Chemiker Avogadro benötigte eine Zahl, um große Mengen von Atomen beschreiben zu können und um schließlich damit auch „vernünftig“ rechnen zu können.

**Er legte fest: 1 mol entspricht  $6,022 \cdot 10^{23}$  Atomen (=602 200 000 000 000 000 000 000 Atome)<sup>1</sup>**

### b) Die Masse von Atomen:

Als Chemiker will natürlich dann auch wissen, was denn jetzt eigentlich so ein Atom wiegt?

Z.B.: ein Cu-Blech wiegt 0,8g. Eine Messung ergibt, es enthält genau  $6,022 \cdot 10^{23}$  Atome (=1mol)  
 $\Rightarrow$  ein Atom wiegt:  $m(\text{Cu-Atom}) = 0,8 \text{ g} : 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Atome} = 1,055 \cdot 10^{-22} \text{ g/Atom}$

Diese Zahl ist natürlich absolut unhandlich und viel zu klein, um damit zu rechnen. Die Chemiker benannten die neue Einheit schließlich mit dem englischen Wort für Einheit „unit“

**Die Einheit der Atommasse ist „unit.“.  
 Im PSE sind die Massen der Atome in units (u) angegeben.**

### c) Die Dichte

**Die Dichte (Formelzeichen:  $\rho$  (griechisch: rho)), ist das Verhältnis der Masse (m) eines Körpers zu seinem Volumen (V). Die Dichte ist eine Stoffeigenschaft.**

$$\rho = \frac{m}{V}$$

**Die (SI-) Einheit der Dichte ist kg/m<sup>3</sup>. Oft ist die Dichte noch in g/cm<sup>3</sup> angegeben.**

Durch Wiegen eines Körpers und seiner Verdrängung von Wasser kann sie leicht bestimmt werden

### d) Die molare Masse

Sicher hast Du Dich nun schon gefragt, woher Chemiker überhaupt wissen, wie viele Atome z.B. in einem Stück Kohle enthalten sind? Vielleicht hilft Dir ein Vergleich, um auf die Lösung zu kommen:

**Vergleich:** Wie kann man bestimmen, wie viele (gleiche) Centmünzen in einer Streichholzschachtel sind, ohne diese zu öffnen oder die Cent einzeln abzuzählen?  
 Richtig, man kann sie wiegen! Wenn Du die Masse einer Münze kennst, kannst Du leicht die Anzahl in der Streichholzschachtel durch Division bestimmen:

$$\text{Anzahl Münzen} = \text{Masse aller Münzen} / \text{Masse einer Münze}$$

<sup>1</sup> Das entspricht 6Milliarden • 1Milliarde • 10000

**Nun ein chemisches Beispiel:** Wie viele Atome sind in 12g Kohlenstoff enthalten?

Man hat also 12g Kohlenstoff, (z.B. ein kleines Stück Kohle). Man kennt die Masse, möchte wissen wie viel Atome es sind.

$M$  = molare Masse [g/mol] (=Umrechnungsfaktor zw. Masse und Stoffmenge<sup>2</sup>)

$m$  = Masse in g

$n$  = Stoffmenge (also Anzahl an Atomen in mol)

$$m = M \cdot n \quad \Rightarrow \quad n = m / M$$

**Der Zahlenwert der molaren Masse kann leicht aus dem PSE abgelesen werden. Er entspricht dem Wert der Atom- (bzw. Molekül-) Masse:**

⇒ 1 mol Kohlenstoff hat die molare Masse 12,001 g/mol

⇒ 12,001 g C entsprechen 1mol

⇒ 1mol =  $6,022 \cdot 10^{23}$  Atome (=602 200 000 000 000 000 000 000 Atome Kohlenstoff sind enthalten!)

### e) molare Masse bei Verbindungen

Auch für **Verbindungen** kann die Molare Masse angegeben werden. Sie ergibt sich einfach durch Addieren der Atommassen der Elemente, die in einer Verbindung enthalten sind,

#### z. B. Bestimme die relative Molekülmasse von Wasser (von Zucker)

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1,008\text{u} + 16\text{u} = \underline{18,016\text{u}}$$

$$\begin{aligned} M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) &= 6 M(\text{C}) + 12 M(\text{H}) + 6 M(\text{O}) \\ &= (6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16) \text{ g/mol} \\ &= \underline{180 \text{ g/mol}} \end{aligned}$$

#### Zusatzinformationen:

[http://de.wikipedia.org/wiki/Molare\\_Masse](http://de.wikipedia.org/wiki/Molare_Masse)

[http://de.wikipedia.org/wiki/Mol\\_%28Stoffmenge%29](http://de.wikipedia.org/wiki/Mol_%28Stoffmenge%29)

[http://de.wikipedia.org/wiki/Avogadrosches\\_Gesetz](http://de.wikipedia.org/wiki/Avogadrosches_Gesetz)

<sup>2</sup> entspricht der Masse eines Centstücks im oberen Bsp.

**Gay Lusac: Umrechnung zw.. Normalbedingungen & herrschenden Bedingungen im Labor**

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1 \cdot n_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2 \cdot n_2}$$

Aus dieser Umrechnung kann man das Gesetz der allgemeinen Gasgleichung ableiten:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

**R = 8,314472 J / (mol · K)** (=universelle Gaskonstante)

**Zusatzinformationen**

[http://de.wikipedia.org/wiki/Universelle\\_Gaskonstante](http://de.wikipedia.org/wiki/Universelle_Gaskonstante)

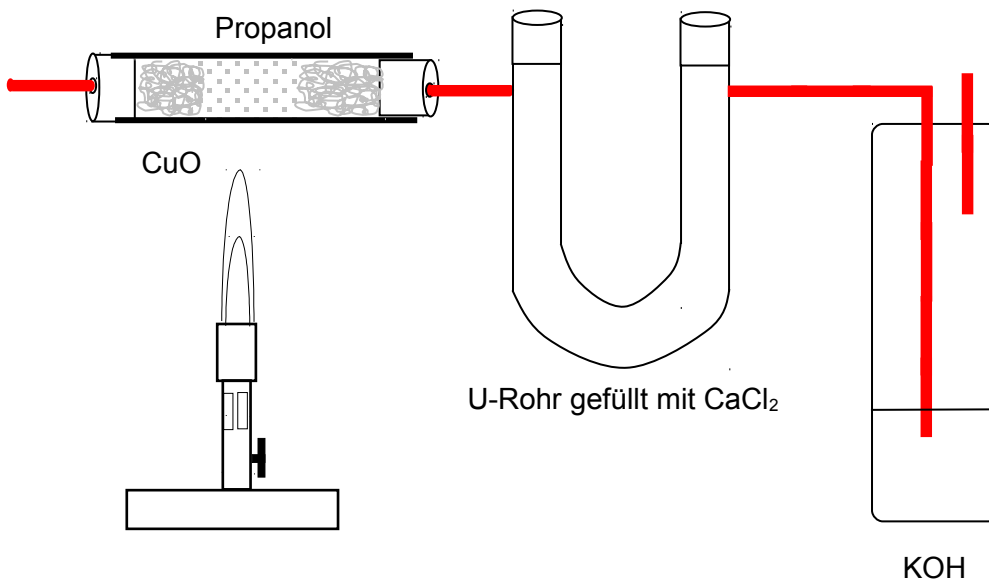
**Aufgaben**

1. Wie groß ist die molare Masse von: C, H, O, H<sub>2</sub>O, HCl, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, C<sub>8</sub>H<sub>14</sub>?
2. Du kennst nun die Anzahl an Atomen in einem 12g schweren Kohlenstoffstückchen, aber wie viel Atome sind in einem 10mal so schweren Kohlestückchen enthalten? Notiere bitte die Zahl ;-)
3. Wie viel Moleküle sind in 1 Teelöffel Zucker (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>) enthalten? (1 Teelöffel entspricht 5g)
4. Welcher Stoffmenge ist in einer mit Wasser gefüllten Badewanne (200l) enthalten? (Dichte von Wasser: ρ = 1g/ ml)
5. Befinden sich mehr Atome in 1 kg Gold oder in 150g Aluminium?

### Quantitative Analyse von Propanol nach Liebig

Eine quantitative Analyse ist ein chemisches und/oder physikalisches Verfahren, bei der es um die Beantwortung der Frage geht, wie viel von einem Stoff in einer gegebenen Probe vorhanden ist.

V: in einem Glasrohr wird Propanol (eigentlich ein unbekannter Stoff, aber zum Verständnis des Verfahrens, wird erstmal ein bekannter genommen) oxidiert. Es stehen 0,500 g Propanol zur Verfügung.



Vor Versuchsbeginn werden sowohl das Gewicht des Glasrohrs mit dem CaCl<sub>2</sub> bestimmt (das soll später Wasser auffangen) als auch das Gewicht der Gaswaschflasche mit dem KOH (diese „fängt CO<sub>2</sub> auf“)

Mit dem Brenner wird die Reaktion gestartet und nach erfolgter Oxidation des unbekanntes Stoffes (also hier des Propanols), wiegt man das Glasrohr und die Waschflasche erneut.

#### a) Bestimmen der Verhältnisformel

Aus den Masse an H<sub>2</sub>O bzw. CO<sub>2</sub> lassen sich die Massen der in der Verbindung vorhandenen Elemente (C, H) durch ein einfaches Verhältnis mit den Atommassen bestimmen. Die Masse an Sauerstoff, wird dann durch Subtraktion von der Masse an eingesetztem Propanol bestimmt.

a) Bestimmung  $m_{\text{Kohlenstoff}}$ : 
$$\frac{m(\text{CO}_2)}{m(\text{C})} = \frac{M(\text{CO}_2)}{M(\text{C}) \cdot \text{Anzahl C-Atome}}$$

Im Versuch wurden 1,100g CO<sub>2</sub> gemessen

$$\begin{aligned} \Rightarrow m(\text{C}) &= \frac{M(\text{C}) \cdot \text{Anzahl C-Atome} \cdot m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)} \\ &= \frac{12\text{g/mol} \cdot 1 \cdot 1,100\text{g}}{44\text{g/mol}} \\ &= \underline{\underline{0,3\text{g C}}} \end{aligned}$$

b) Bestimmung  $m_{\text{Wasserstoff}}$ : 
$$\frac{m(\text{H}_2\text{O})}{m(\text{H})} = \frac{M(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}) \cdot \text{Anzahl H-Atome}}$$

Im Versuch wurden 0,600g  $\text{H}_2\text{O}$  gemessen

$$\begin{aligned} \Rightarrow m(\text{H}_2\text{O}) &= \frac{M(\text{H}) \cdot \text{Anzahl H-Atome} \cdot m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} \\ &= \frac{1\text{g/mol} \cdot 2 \cdot 0,600\text{g}}{18\text{g/mol}} \\ &= \underline{\underline{0,066\text{g H}}} \end{aligned}$$

c) Bestimmung  $m_{\text{Sauerstoff}}$ : 
$$m_{\text{Propanol}} = m_{\text{Kohlenstoff}} + m_{\text{Wasserstoff}} + m_{\text{Sauerstoff}}$$

$$\Rightarrow m_{\text{Sauerstoff}} = m_{\text{Propanol}} - (m_{\text{Kohlenstoff}} + m_{\text{Wasserstoff}})$$

$$\Rightarrow m_{\text{Sauerstoff}} = 0,5\text{g} - (0,300\text{g} + 0,066\text{g})$$

$$= \underline{\underline{0,134\text{g O}}}$$

Massenwerte nützen nur leider wenig, da verschiedene Elemente ja unterschiedliche Massen haben. Eine Umrechnung auf die Stoffmenge (Anzahl der Atome!) ist notwendig!

d) Umrechnung: **Stoffmenge  $n = m / M$**

$$n_{\text{Kohlenstoff}} = 0,300\text{g} / 12\text{g/mol} = \underline{\underline{0,025\text{mol}}}$$

$$n_{\text{Wasserstoff}} = 0,066 / 1\text{g/mol} = \underline{\underline{0,066\text{mol}}}$$

$$n_{\text{Sauerstoff}} = 0,134\text{g} / 16\text{g/mol} = \underline{\underline{0,008\text{mol}}}$$

Die drei Werte lassen sich nun prima ins Verhältnis setzen, so dass eine Verhältnisformel entsteht:

$$\begin{array}{r} n_{\text{C}} : n_{\text{H}} : n_{\text{O}} \\ 0,025 : 0,066 : 0,008 \\ 3 : 8 : 1 \end{array} \quad | : 0,008$$

$\Rightarrow$  die Verhältnisformel von Propanol ist  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_1$

**b) Bestimmen der Summenformel von Propanol**

Eine Verhältnisformel beschreibt noch nicht die tatsächliche Formel einer Verbindung. Propanol könnte die Summenformel  $C_3H_8O_1$  oder aber auch  $C_6H_{16}O_2$  oder alle anderen Möglichkeiten nach der Formel  $N \cdot (C_3H_8O_1)$  haben!

$$M_{\text{berechnet}} = N \cdot M_{\text{(unbekannte Substanz)}}$$

Nur durch Kenntnis der molaren Masse kann man die genaue Summenformel bestimmen. Bei Gasen ist die Verwendung der Formel des molaren Volumens eine einfache Lösung dieses Problems:

**Dazu sind drei Rechenschritte nötig:**

**1. Molares Volumen: 1mol eines Gases bildet (bei Normalbedingungen<sup>3</sup>) 22,4l Gas**

$$V_m = \frac{V}{n} = 22,4 \text{ mol/l} \quad \Rightarrow n = \frac{V}{V_m}$$

**2. Molare Masse**

$$n = \frac{m}{M}$$

**3. Gleichsetzen der beiden Formeln:**

$$\frac{V}{V_m} = \frac{m}{M} \quad \Rightarrow M \text{ (Propanol)} = \frac{V_m \cdot m}{V}$$

Ein so berechnetes M wird nun mit dem berechnetem Wert aus a) verglichen. Er sollte gleich, oder ein Vielfaches sein.

**Also:**

In a) wurde durch die Verhältnisformel bestimmt:  $C_3H_8O_1 \quad \Rightarrow M_{C_3H_8O_1} = 60 \text{ g/mol}$   
 In b) wurde M berechnet:  $M = 60 \text{ g/mol}$

Da beide Ergebnisse gleich sind, folgt:  $N \cdot (C_3H_8O_1) = M_{\text{berechnet}} = 60 \text{ g/mol} = N \cdot 60 \text{ g/mol}$

$\Rightarrow \underline{N = 1}$

$\Rightarrow \underline{C_3H_8O_1}$  ist bereits die korrekte Formel!

**Weitere Beispielaufgabe für den letzten Schritt:**

1. Die Verhältnisformel einer unbekanntes Verbindung ergibt:  $C_1H_3$

Die Ermittlung der molaren Masse ergibt: 30g/mol

$\Rightarrow$  die korrekte Formel ist

$$N \cdot (M_C + M_H + M_H + M_H) = 30 \text{ g/mol}$$

$$N \cdot (12 \text{ g/mol} + 1 \text{ g/mol} + 1 \text{ g/mol} + 1 \text{ g/mol}) = 30 \text{ g/mol} \quad | :15$$

$$N = 30/15 = 2$$

$\Rightarrow$  die korrekte Formel ist  $C_2H_6$

**Zusatzinformationen**

[http://de.wikipedia.org/wiki/Quantitative\\_Analyse](http://de.wikipedia.org/wiki/Quantitative_Analyse)

[http://de.wikipedia.org/wiki/Kategorie:Chemisches\\_Analyseverfahren](http://de.wikipedia.org/wiki/Kategorie:Chemisches_Analyseverfahren)

<sup>3</sup> Das molare Volumen eines jeden (idealen) Gases beträgt 22,413996 l/mol unter Normalbedingungen (also 0°C und 1013,25 hPa) und 24,4640424 l/mol bei Standardbedingungen (also 25°C und 1013,25 hPa).

**Aufgaben**

- Bei einer quantitativen Analyse nach Liebig wurden für 0,5g einer unbekanntes Verbindung folgende Werte gemessen: 1,100g CO<sub>2</sub>, 0,600g H<sub>2</sub>O. Bestimme die Verhältnisformel.
- Die Verhältnisformel einer unbekanntes Verbindung ergibt: C<sub>1</sub>H<sub>3</sub>. Die Ermittlung der molaren Masse ergibt: 30g/mol. Bestimme die korrekte Summenformel
- Eine unbekanntes Verbindung wird analysiert. Sie wiegt 26g und nimmt bei Normalbedingungen (T = 273,15K entspricht 0 °C und Druck p = 101325 Pa entspricht 1013,25 mbar) ein Volumen von 7.4666 l ein. Die Verhältnisformel ergibt C<sub>1</sub>H<sub>1</sub>. Wie lautet die Summenformel?
- 1,50g einer unbekanntes pflanzlichen Verbindung werden analysiert. Die Analyse ergibt 2,2g CO<sub>2</sub> und 0,9g H<sub>2</sub>O.
  - Bestimme die Verhältnisformel
  - Das es sich nicht um ein Gas handelt, kann man die molare Masse nicht durch das molare Volumen bestimmen. Man weiß aber aus Untersuchungen, dass 1,470mol eine Masse von 250g haben. Bestimme die molare Masse und somit die Summenformel.
- Wie weist Du Stickstoff, Schwefel, Kohlenstoff und Wasserstoff in organischen Verbindungen nach? Erkläre kurz.

**Lösungen:**

1. Siehe Beispielaufgabe „Propanol“

2.  $M(C_1H_3) = 15\text{g/mol} \Rightarrow$  die korrekte Summenformel lautet: C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>

3.  $m = 26\text{g}$   
 $V = 7.4666\text{ l}$   
 Verhältnisformel = C<sub>1</sub>H<sub>1</sub>.  
 Summenformel = ?  $\Rightarrow$  gesucht ist M (C<sub>x</sub>H<sub>x</sub>)

$$\frac{V}{V_m} = \frac{m}{M} \Rightarrow M(C_xH_x) = \frac{V_m \cdot m}{V}$$

$$\Rightarrow M = 22,4\text{ l/mol} \cdot 26\text{g} / 7,4666\text{l} = M(C_xH_x) = 78\text{ g/mol}$$

$$M(C_1H_1) = 13\text{g/mol} \quad (C = 12\text{ g/mol}, H = 1\text{ g/mol})$$

**$\Rightarrow$  die korrekte Formel lautet C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>**

4. a) C<sub>1</sub>H<sub>2</sub>O<sub>1</sub>  
 b) C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> (=Glucose, ).

5. Stickstoff: Nachweis durch Kochen mit Natronlauge. Es bildet sich Ammoniak, welches typisch riecht und Indikatorpapier blau färbt.

Schwefel: Erhitzen von Schwefelhaltigen Substanzen färbt Bleiacetatpapier sowie Bleinitrat- oder Bleiacetatlösung schwarz. (Hintergrund: Beim Erhitzen bildet sich H<sub>2</sub>S, welches mit Bleiionen das schwarze PbS bildet)

Halogene (Fluor, Chlor, Brom, Iod): Auf einem ausgeglühtem Streifen Kupferbleich werden die Testsubstanzen in die rauschende, blaue Brennerflamme gehalten (z.B. ein Stück PVC). Man beobachtet eine grüne Flamme. (Hintergrund: Halogenionen verbinden sich mit Kupfer zu Kupferhalogeniden (z.B. CuF<sub>2</sub>, CuCl<sub>2</sub> usw.). Diese färben beim Verdampfen die Brennerflamme grün.

## Analyse von Feuerzeuggas

Aufgabe: Bestimme in Gruppenarbeit, welches Gas in Feuerzeug enthalten ist  
Tipp: Es handelt sich um ein Alkan!

### a) Planung des Versuches

Es kann nur ein Gas sein, deshalb kann es nur Methan, Ethan, Propan oder Butan sein.  
Um das Gas genau bestimmen zu können, muss die molare Masse (M) bestimmt werden.

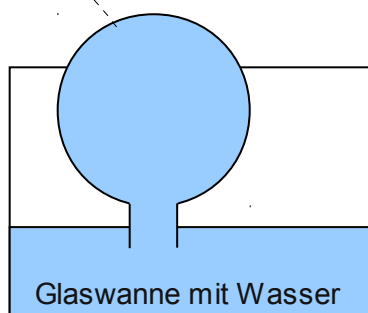
$$\frac{V}{V_m} = \frac{m}{M} \Rightarrow M(C_xH_x) = \frac{V_m \cdot m}{V}$$

Da  $V_m$  bekannt ist (22,4l/mol), muss man für die Analyse nur noch die Masse (durch wiegen des Feuerzeugs, vor und nach dem Versuch) und das Volumen (durch Füllen des Reaktionsgefäßes mit Wasser und anschließendem Ausmessen) bestimmen.

### b) Durchführung

Die praktische Durchführung bietet einige Hindernisse. Das Feuerzeuggas wird am besten in einen mit Wasser gefüllten Rundkolben gefüllt. Von diesem wird vorher das Volumen mit Hilfe eines Messzylinders bestimmt.

Rundkolben gefüllt mit Wasser



**Siehe auch gute Versuchsanleitungen auf:**

[http://de.wikipedia.org/wiki/Universelle\\_Gaskonstante](http://de.wikipedia.org/wiki/Universelle_Gaskonstante)

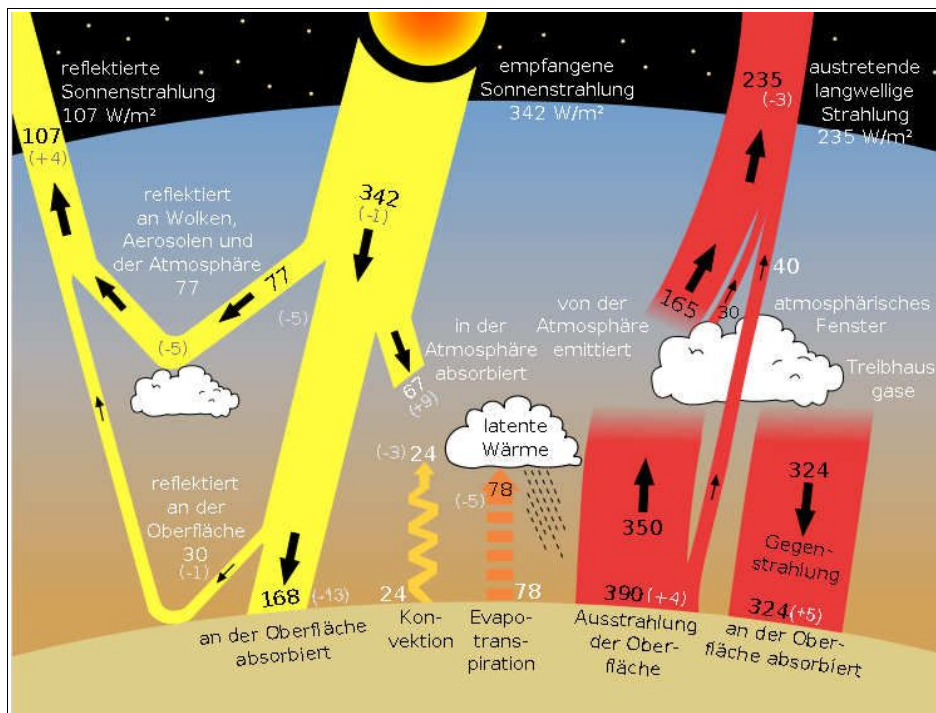
## Luftverschmutzung durch Verbrennung von Kohlenstoffverbindungen und die Konsequenzen

### a) Luftverschmutzung

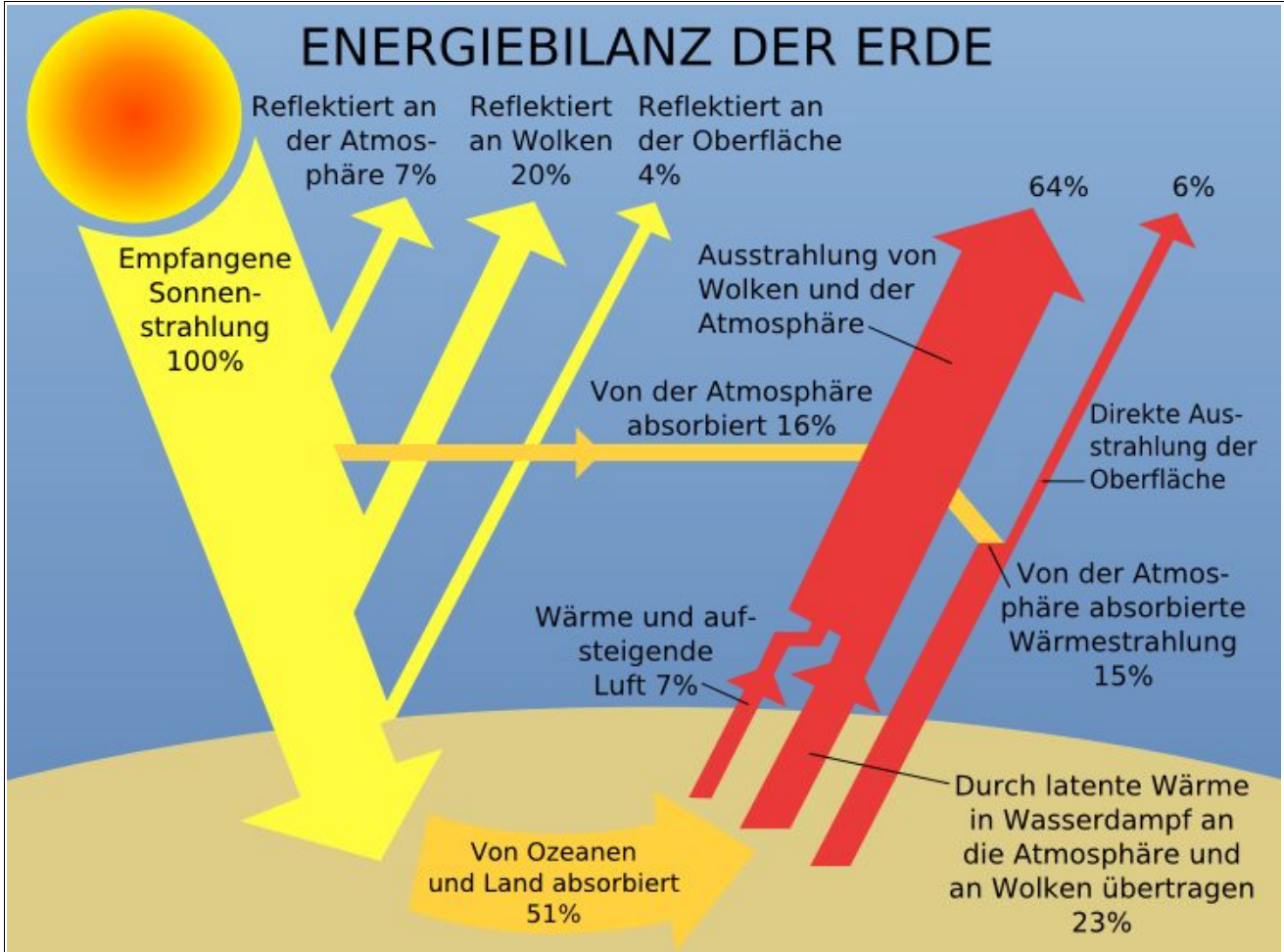


Durch Verbrennung von Kohlenstoffverbindungen entsteht immer Kohlenstoffdioxid ( $\text{CO}_2$ )

### b) Erderwärmung durch den Treibhauseffekt



Quelle Bild: [http://de.wikipedia.org/wiki/Bild:Sun\\_climate\\_system\\_alternative\\_%28German%29.svg](http://de.wikipedia.org/wiki/Bild:Sun_climate_system_alternative_%28German%29.svg)  
public domain - Author NASA - [http://eosps0.gsfc.nasa.gov/eos\\_observ/pdf/Nov-Dec06.pdf](http://eosps0.gsfc.nasa.gov/eos_observ/pdf/Nov-Dec06.pdf)



Quelle Grafik: [http://de.wikipedia.org/wiki/Bild:Earth\\_energy\\_budget.svg](http://de.wikipedia.org/wiki/Bild:Earth_energy_budget.svg), public domain Wikipediauser Christoph S. (Gissi) - Vielen Dank!

## **Übermäßiger Kohlenstoffdioxidausstoß verstärkt den Treibhauseffekt**

### **Zusatzinformationen:**

<http://de.wikipedia.org/wiki/Treibhauseffekt>

### **Wiederholungsaufgaben**

1. Erkläre das Zustandekommen des Treibhauseffektes. Welche Gase sind beteiligt? Wie entstehen Sie?
2. Treibhauseffekt und Ozonloch werden in der Bevölkerung gerne gleichgesetzt, obwohl sie komplett verschiedene Ursachen und Auswirkungen haben. Dennoch scheinen sie sich gegenseitig zu verstärken. Kannst Du erklären wie?