

Kapitel 07: Gesetzmäßigkeiten chemischer Reaktionen



Inhalt

Kapitel 07: Gesetzmäßigkeiten chemischer Reaktionen.....	1
Inhalt.....	2
Gesetze von der Erhaltung der Masse und der Energie.....	3
a) Massenerhaltung:.....	3
b) Energieerhaltung.....	3
Energieerhaltung bei chemischen Reaktionen: (=1.HS Thermodynamik).....	4
Woher stammt die freiwerdende Energie (Temperatur)?.....	4
Gesetz der konstanten Massenverhältnisse (=konstante Proportionen).....	5
Aufgaben zum Rechnen mit konstanten Massenverhältnissen.....	6
Gesetz der konstanten Massenverhältnisse.....	7
Wie weit kann man Stoffe zerlegen?.....	8
Wiederholung: John Dalton's Atomhypothese.....	9
Dalton bestimmt das Atomgewicht durch Vergleich von Atommassen.....	9
Warum ist das Massenverhältnis konstant?.....	10
Die Dalton'sche Atomhypothese erklärt das Gesetz der konstanten Massenverhältnisse.....	11
Gesetz der vielfachen Massenverhältnisse (multiple Proportionen).....	12
Aufgaben zum Thema Massenverhältnisse.....	13
Regeln für die chemische Formel.....	15
Aufgaben zum Rechnen mit Massenverhältnissen.....	16
Volumenverhältnisse bei chemischen Reaktionen.....	17
Wie kommt es dazu das doppelt so viel Wasserstoff entsteht?.....	17
Bestimmung der Formel des Wassers auf zwei Wegen.....	19
Volumenverhältnisse bei chemischen Reaktionen (alternativ mit Eudiometer).....	19
Unglaublich leichte Wiederholungsfragen.....	20
Halsbrecherische, fiese und vor allem testrelevante Fragen zum Tüfteln.....	20
Die Wertigkeit (=Oxidationszahl) - eine nützliche Hilfszahl.....	21
Weitere Regeln zu den Wertigkeiten/ Oxidationszahlen:.....	21
Wie bestimmt man die Formel eines Salzes?.....	22
Stickstoff bildet verschiedene Oxide.....	23
Die griechischen Zahlen.....	23
Regeln zum Erstellen von Reaktionsgleichungen.....	24
Reaktionsgleichungen: Ein typischer Schülerfehler.....	25
Übung zum Erstellen von Reaktionsgleichungen I.....	26
a) Vereinigungen.....	26
b) Bildung der Säuren aus Nichtmetalloxid und Wasser.....	26
Übung zum Erstellen von Reaktionsgleichungen II.....	27
a) Oxidationen (Vereinigungen).....	27
b) Laugenbildung aus Metalloxyd und Wasser.....	27
c) Neutralisation.....	27
d) Zersetzungen.....	27
Übung zum Erstellen von Reaktionsgleichungen III.....	28
e) Umsetzungen.....	28
f) Aufgaben für Profis.....	28
Übung zum Erstellen von Reaktionsgleichungen IV.....	29
Übung zum Erstellen von Reaktionsgleichungen V.....	30
Umsetzung von Magnesium mit Salzsäure – wie lautet die Formelgleichung?.....	31
Wiederholungsspiel II.....	33

Gesetze von der Erhaltung der Masse und der Energie

a) Massenerhaltung:

Was geschieht eigentlich mit der Masse der Reaktionsteilnehmer bei einer chemischen Reaktion?

Dies zu überprüfen, ist gar nicht so einfach, da man dazu ein geschlossenes System haben muss, in das kein neuer Stoff eindringt, aber auch nichts entweicht. Um das zu erreichen, wird ein Rundkolben mit einem Luftballon gasdicht verschlossen. (Ein Stopfen würde sofort durch die Wärmeausdehnung herausknallen!)

V: In einen Rundkolben werden Streichholzspitzen gefüllt. Er wird mit einem Luftballon geschlossen und gewogen.

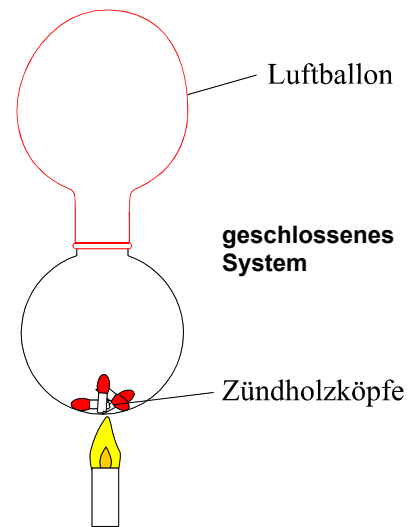
B: Luftballon dehnt sich aus und zieht sich wieder zusammen.

Masse zu Beginn der Reaktion: $m = 50,41 \text{ g}$

Masse am Ende der Reaktion: $m = 50,41 \text{ g}$

S: Das Gas dehnt sich bei Erwärmung aus und kontrahiert beim Abkühlen.

⇒ **Die Gesamtmasse der Reaktionspartner hat sich nicht geändert.**



Antoine Lavoisier (1743 - 1794): Gesetz von der Erhaltung der Masse:

„Rien ne se perd, rien ne se crée“

**Die Gesamtmasse ändert sich bei chemischen Reaktionen nicht
(im Rahmen der Messgenauigkeit):**

$$\text{Masse}_{\text{Ausgangsstoffe}} = \text{Masse}_{\text{Produkte}}$$

b) Energieerhaltung

Albert Einstein (1879 - 1955): „Umwandlung von Energie in Masse und von Masse in Energie ist möglich.“

$$E = m \cdot c^2 \quad (c = \text{Lichtgeschwindigkeit} = 300.000 \text{ km/s})$$

Bei einer chemischen Reaktion ist die Summe aus Masse und Energie der Ausgangsstoffe gleich der Summe aus Masse und Energie der Endstoffe.

Wird Energie frei, tritt ein unwägbare kleiner Massenverlust auf. Wird Energie investiert, tritt Massenzunahme auf. Dieses kann allerdings mit herkömmlichen Waagen nicht gemessen werden.

Energieerhaltung bei chemischen Reaktionen: (=1.HS Thermodynamik)

Bei diesem Versuch wird nasses CaO getrocknet. Anschließend wird wieder Wasser zugegeben.

Wir beobachten das Energie zum Entfernen des Wassers benötigt wird.
Die Zugabe von Wasser setzt Energie frei.

Wasser, CaO und Becherglas und Thermometer werden gewogen. Dann wird das Wasser zugegeben. Die Temperatur steigt.

Woher stammt die freiwerdende Energie (Temperatur)?

Praktisch: **Einstein: $E=mc^2$** . Wenn c eine Konstante ist und nach dem ersten Gesetz die Masse sich nicht ändert, so muss auch die gesamt Energie bei chemischen Reaktionen unverändert bleiben
(\Rightarrow Wenn Benzin verbrennt und Energie frei wird, muss sie schon vorher enthalten sein \Rightarrow innere Energie).

Gesetz der konstanten Massenverhältnisse (=konstante Proportionen)

Joseph Louis Proust (1754 - 1826) war Apotheker in Paris und auch Forscher in Madrid, wo er vom spanischen König bezahlt wurde. Er musste für seine Medikamente viele Kräuter mischen und reagieren lassen und war daran interessiert, so wenig wie möglich bei einer Reaktion an Resten „über“ zu haben, also zu verschwenden, da die Kräuter selten und teuer waren. Er untersuchte also chemische Reaktionen unter dem Aspekt der Masse.

Um seine Erkenntnisse zu verstehen, kann man ein einfaches Masseexperiment durchführen, welches schon bekannt ist, die Vereinigung von Kupfer mit Schwefel:

V: Mehrere Schülergruppen wiegen ein Kupferblech vor und nach der Vereinigung mit Schwefel. Dann wird der Mittelwert aller Messungen bestimmt und das Massenverhältnis berechnet.

B: Der Mittelwert aller Messungen lautet:

Kupferblech vor der Reaktion: **6g**

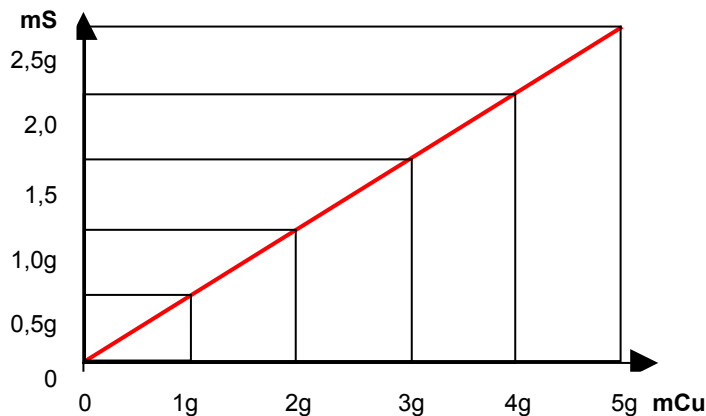
Kupferblech nach der Reaktion: **9g**

=> es hat mit **3g Schwefel** reagiert

Schlussfolgerung: **Kupferblech + Schwefel → Schwefelkupfer +E**

$$\frac{m_{\text{Kupfer}}}{m_{\text{Schwefel}}} = \frac{6\text{g}}{3\text{g}} = \frac{2}{1}$$

Folgende Grafik soll Dir verdeutlichen, dass der Zusammenhang bei jeder Masse besteht und proportional ist. D.h. Das konstante Massenverhältnis von Kupfer zu Schwefel ist immer 2:1



Louis Proust 1799: Gesetz der konstanten (=unveränderlichen) Massenverhältnisse:

Bei chemischen Reaktionen (Vereinigung, bzw. der Zersetzung) reagieren die Reinstoffe immer in einem von der Natur vorgegebenen festen Verhältnis miteinander.

Aufgaben zum Rechnen mit konstanten Massenverhältnissen**1. Eisen + Schwefel (Fe + S):**

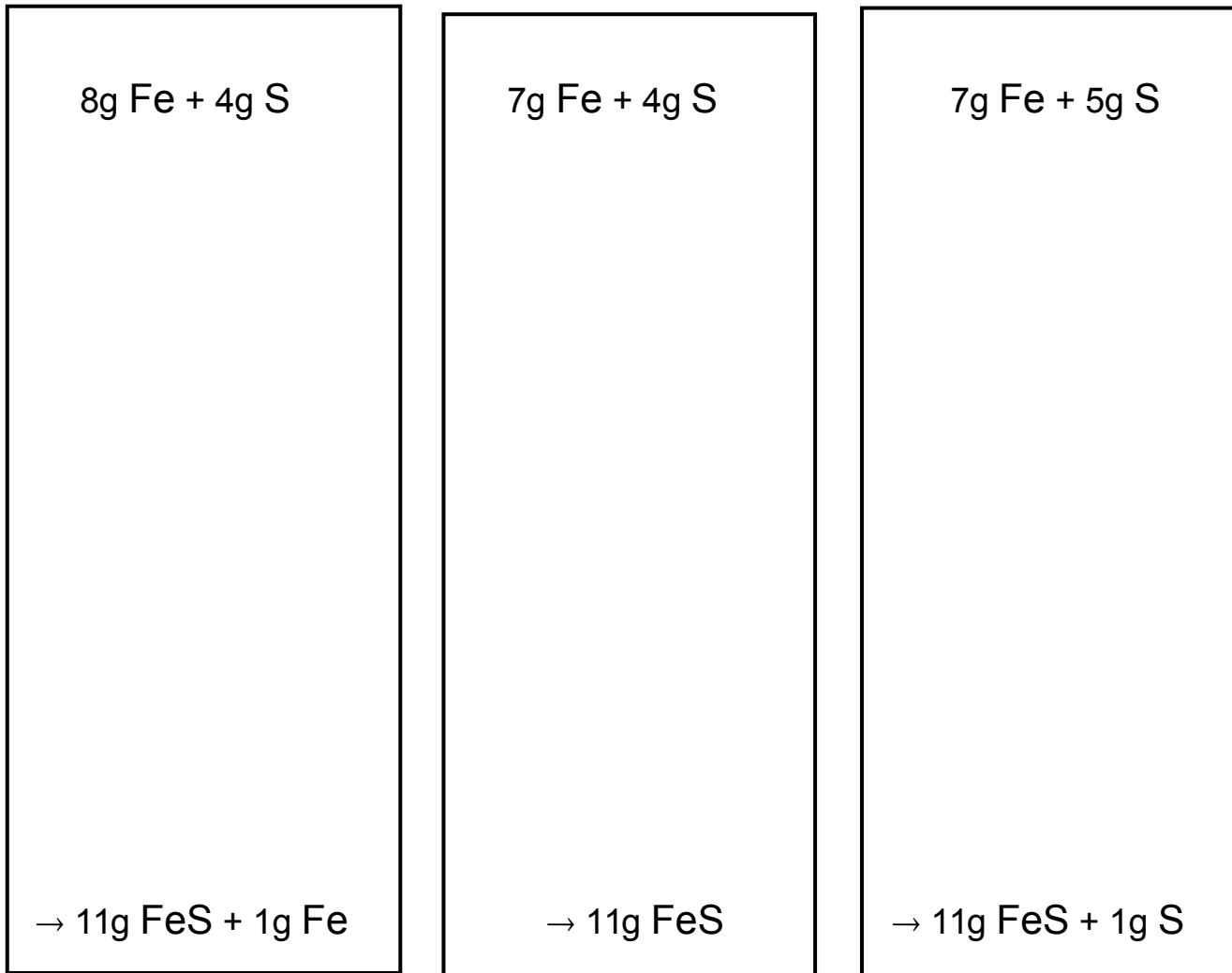
- a) Bei einem Versuch reagieren 140g Eisen mit 80g Schwefel. Stelle die Reaktionsgleichung auf und bestimme das Massenverhältnis.
- b) Wie viel Schwefel braucht man für 105g Eisen?
- c) Bei einer anderen Vereinigung werden zu einem Eisenblech 200g Schwefel gegeben. Die Vereinigung verläuft vollständig. Wie schwer war das Eisenblech?

2. Kupfer und Schwefel (Cu + S):

- a) Ein Kupferblech wiegt 400g. Es wird mit Schwefel vereinigt. Nach der Reaktion wiegt es 600g. Wie groß ist die Masse des Schwefels, der reagiert hat?
- b) Bestimme das Massenverhältnis.
- c) Wie viel Gramm Schwefel braucht man für die Reaktion von 233g Cu?

3. Wasserstoff und Sauerstoff (H + O):

- a) Auch Gase haben ein Gewicht. 8g Wasserstoff und 64g Sauerstoff vereinigen sich beim Entzünden mit einem lauten Knall. Stelle die Reaktionsgleichung auf und bestimme das Massenverhältnis.
- b) Wie viel Gramm Wasserstoff braucht man für 12g Sauerstoff?

Gesetz der konstanten Massenverhältnisse

⇒ Eisen und Schwefel reagieren im Massenverhältnis 7:4 miteinander.

Dieses Ergebnis gilt auch bei großen Massen (z.B. Tonnen)!!!

⇒ Gesetz der Konstanten Massenverhältnisse:

Bei chemischen Reaktionen reagieren die Stoffe immer in einem von der Natur vorgegebenen festen Verhältnis miteinander.

Wie weit kann man Stoffe zerlegen?

Schon der Grieche Demokrit (460 - 371 v. Chr.) nahm an, dass man Stoffe nicht beliebig weit zerkleinern und zersetzen kann. Er vermutete ein am Ende vorliegendes unteilbares Teilchen, welches er „Atomos“ nannte (griechisch = unteilbar).

Für die Existenz von winzigen Teilchen sprechen viele Befunde:

V: Brom ist ein bei Raumtemperatur gerade noch flüssiges Nichtmetall, welches bei Freisetzung sofort verdunstet. Zum Beweis, dass die Flüssigkeit Brom aus kleineren Bestandteilen besteht, wird ein Tropfen Brom in einen mit Luft gefüllten Gaszylinder getropft.

B: Der braune Dampf breitet sofort sich aus und verteilt sich im ganzen Zylinder.

S: Die Teilchen verteilen sich selbstständig im Raum. Man nennt diesen Vorgang Diffusion. Dies ist die Verteilung von Teilchen aufgrund ihrer Eigenbewegung (siehe auch Kapitel 5 - Versuch des Kaliumpermanganatkristalls in Wasser).

Weiterhin spricht für die „Atom-Theorie“, dass viele Stoffe Kristalle bilden:

V: Man erstellt eine gesättigte Alaunlösung. Ein kleiner Impfkristall wird in die Alaunlösung gehängt

B: Der Kristall wächst und bildet einen Oktaeder.

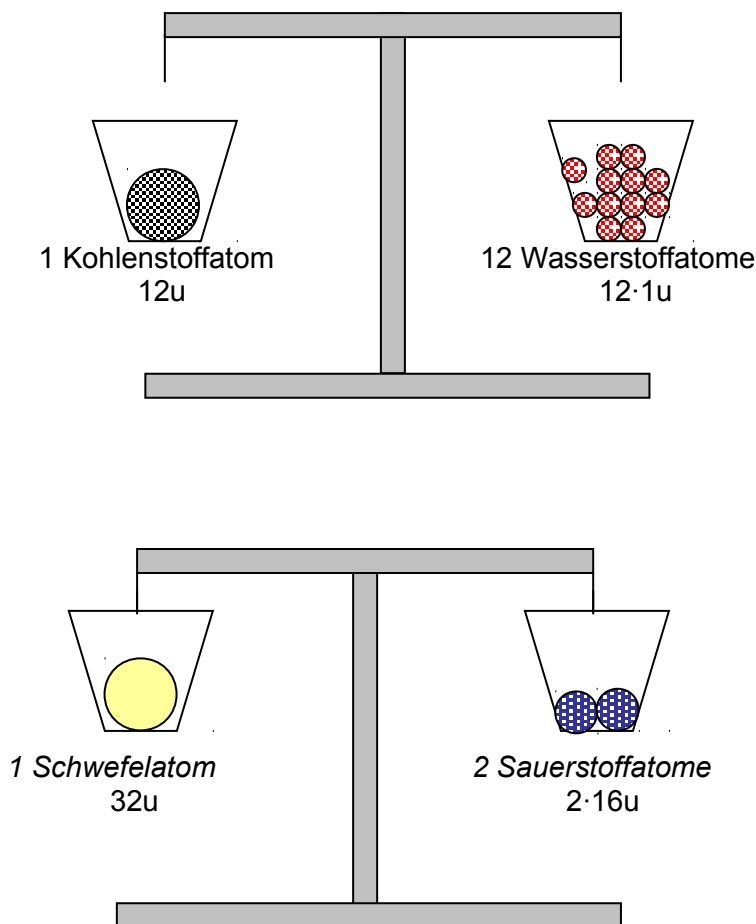
S: Kleinste Teilchen legen sich an die Oberfläche in ganz bestimmter Weise aneinander. Es bildet sich ein großer Kristall. Jede neue Schicht vergrößert den Kristall, lässt die Grundgestalt aber unverändert.

Wiederholung: John Dalton's Atomhypothese

Erinnere Dich an die Aussagen der „Dalton'sche Atomhypothese“ John Dalton, welche Du im vorherigen Kapitel gelernt hast:

- Jedes Element besteht aus extrem kleinen, bei chemischen Reaktionen ungeteilt bleibenden Teilchen, den **Atomen**.
- Die **Massen der Atome** eines bestimmten Elementes sind gleich (alle Atome eines Elements sind gleich). Die Atome verschiedener Elemente unterscheiden sich in ihren Eigenschaften (z.B. in Größe, Masse, usw.).
- Es existieren so viele Atomsorten wie Elemente.
- Bei chemischen Reaktionen werden Atome in neuer Kombination vereinigt oder voneinander getrennt (zersetzt).
- Eine bestimmte Verbindung wird von den Atomen der betreffenden Elemente in einem ganz bestimmten, **einfachen** Zahlenverhältnis gebildet.

Dalton bestimmt das Atomgewicht durch Vergleich von Atommassen



Wenn man die relative Atommasse auf ein Atom bezieht und in Gramm ausrechnet, bemerkt man, wie gering die Masse eines Atom ist:

Die Masse eines Wasserstoffatoms beträgt:
0,000 000 000 000 000 000 000 001 637g

Die Masse eines Sauerstoffatoms beträgt:
0,000 000 000 000 000 000 000 0267g

Warum ist das Massenverhältnis konstant?

Nimmt man die Masse von je einem Atom Wasserstoff und einem Atom Sauerstoff

$$\Rightarrow \frac{m_{2H}}{m_O} = \frac{2 \cdot 0,000\,000\,000\,000\,000\,000\,001\,637\text{g}}{0,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,0267\text{g}} = \frac{1}{8,15}$$

Nimmt man statt einem Atom beispielsweise 12345 Atome:

$$\frac{m_{2H}}{m_O} = \frac{12345 \cdot 2 \cdot 0,000\,000\,000\,000\,000\,000\,001\,637\text{g}}{12345 \cdot 0,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,0267\text{g}} = \frac{1}{8,15}$$

Wie man sieht, ist das Massenverhältnis, nicht von der Anzahl der beteiligten Atome abhängig, da sie sich aus dem Verhältnis sowieso rauskürzen.

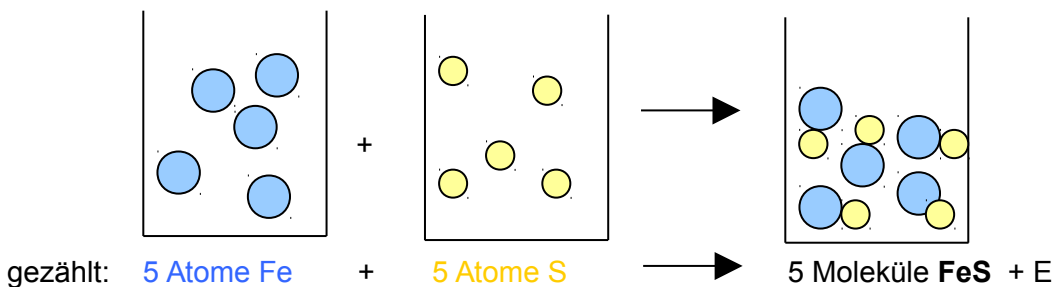
Die Dalton'sche Atomhypothese erklärt das Gesetz der konstanten Massenverhältnisse

Bsp.: Eisensulfid



⇒ **Da Schwefel und Eisen in einem konstanten Verhältnis miteinander reagieren und bei 7g Eisen und 4g Schwefel (und kein Rest übrig bleibt), folgt daraus das in 7g Eisen genauso viele Atome enthalten sind wie in 4g Schwefel.**

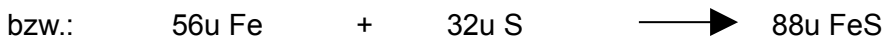
Wichtig: Es können nur ganze Atome reagieren (da sie chemisch unteilbar sind).



⇒ **Anzahlverhältnis:** $\frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{S}}} = \frac{5 \text{ Atome}}{5 \text{ Atome}} = \frac{1}{1}$



⇒ **Massenverhältnis:** $\frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{S}}} = \frac{7\text{g}}{4\text{g}} = \frac{7}{4}$



⇒ **Massenverhältnis:** $\frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{S}}} = \frac{56\text{u}}{32\text{u}} = \frac{7}{4}$

Hat damit Dalton das Gesetz der konstanten Massenverhältnisse schon erklärt?

⇒ **Wenn die Anzahl der reagierenden Eisenatome der Anzahl an reagierenden Schwefelatomen entspricht, dann muss das Massenverhältnis immer gleich sein, da nur ganze Atome miteinander reagieren können und sich deren Anzahl im Verhältnis heraus kürzt:**

Beispiel: $\frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{S}}} = \frac{1 \text{ Atom} \cdot 56\text{u}}{1 \text{ Atom} \cdot 32\text{u}} = \frac{7}{4}$ **oder** $\frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{S}}} = \frac{1.000.000 \text{ Atome} \cdot 56\text{u}}{1.000.000 \text{ Atome} \cdot 32\text{u}} = \frac{7}{4}$

⇒ **unabhängig von der Anzahl der beteiligten Atome ist das Massenverhältnis immer konstant, da die Atome in einem festen Anzahlverhältnis miteinander reagieren.**

Ein Vergleich: Im Klassenraum sind Jungen (alle 70kg) und Mädchen (40kg). Egal wie viele Mädchen mit Jungen sich zu Paaren zusammenstellen, es kommt immer das Verhältnis 7:4 pro Paar raus.

Aufgaben:

1. Schreibe einen Aufsatz, der erklärt inwiefern Dalton's Atomhypothese das Gesetz der konstanten Proportionen erklärt.
2. Erkläre die Konsequenzen der Aussage „Eisen reagiert mit Schwefel zu Eisensulfid. **Genau** ein Atom Eisen reagiert dabei immer mit einem Atom Schwefel“.
3. Was kann man mit diesem Wissen nun alles aus der Formel „FeS“ herauslesen?
4. Was passiert, wenn wir mehr Schwefel nehmen? (⇒ S Atome bleiben übrig.)

Gesetz der vielfachen Massenverhältnisse (multiple Proportionen)

Ein Mineraliensammler findet einen **schwarzen Brocken mit Eisensulfid** (FeS) sowie einen Brocken eines **goldenen Minerals**. Eine Untersuchung ergibt für beide Brocken, dass nur Fe und S enthalten sind!

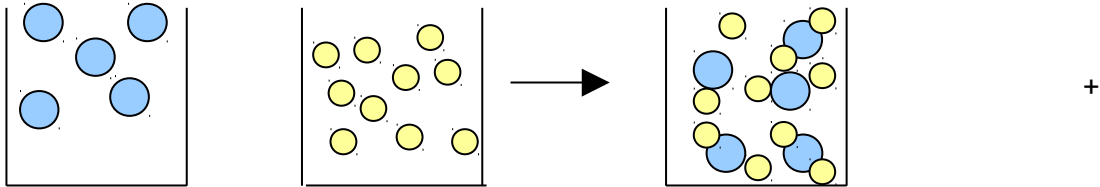
Die quantitative Analyse der Massenverhältnisse ergibt

a) schwarzes Eisensulfid (Magnetkies): 1 Atom Fe: 1 Atom S \Rightarrow MV = 7/4

b) goldenes Eisensulfid: 1 Atom Fe: 2 Atomen S \Rightarrow MV = 7/8

\Rightarrow auf 7 g Fe kommen im „goldenen“ Mineral 8 g Schwefel \Rightarrow mFe : mS = 7 : 8

\Rightarrow **In 8 g Schwefel sind doppelt so viele Atome enthalten wie in 7 g Eisen.**



gezählt: 5 Atome Fe + 2·5 Atome S \longrightarrow 5 Moleküle FeS₂ + E

\Rightarrow **Anzahlverhältnis:** $\frac{\text{Fe}}{\text{S}} = \frac{5 \text{ Atome}}{10 \text{ Atome}} = \frac{1}{2}$

gewogen: 7g Fe + 8g S \longrightarrow 15g FeS₂ + E

\Rightarrow **Massenverhältnis:** $\frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{S}}} = \frac{7\text{g}}{8\text{g}} = \frac{7}{8}$

bzw.: 56u Fe + 2·32u S \longrightarrow 120u FeS₂

\Rightarrow **Massenverhältnis:** $\frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{S}}} = \frac{56\text{u}}{64\text{u}} = \frac{7}{8}$

Durch diesen Wert kann man nun die Formel und den Namen des Minerals mit der passenden Fachliteratur bestimmen: Das Mineral heißt **Eisenkies (Pyrit, Katzengold, fools gold)** und kommt z.B. in Silberbergwerken vor. Seine Formel ist FeS₂.

\Rightarrow **Es handelt sich um zwei völlig verschiedene Verbindungen, die beide aus Eisen und Schwefel bestehen und ganz verschiedene Eigenschaften haben. Sie unterscheiden sich z.B. in ihrem Massenverhältnis.**

\Rightarrow **Das Gesetz der Multiplen Proportionen: Elemente verbinden sich in einem von der Natur vorgegebenem, einfachen, Massenverhältnis oder deren Vielfachen miteinander.**

Theoretisch mögliche Kombinationen wären:
7/4, 7/8, 14/4, 14/12... usw.

Durch diesen Wert kann man nun die Formel und den Namen des Minerals mit der passenden Fachliteratur bestimmen: Das Mineral heißt **Eisenkies (Pyrit, Katzengold, fools gold)** und kommt z.B. in Silberbergwerken vor. Seine Formel ist FeS₂

Aufgaben zum Thema Massenverhältnisse

1. Beschreibe das Gesetz mit Deinen Worten
2. Wie viele Atome sind in Schwefelsäure (Phosphorsäure) miteinander vereinigt?
3. Fe reagiert mit S unter hohem Druck im Massenverhältnis 7/6. Bestimme das Atomverhältnis
4. Schwefel verbrennt an der Luft mit blassblauer Flamme, wenn der Schwefel in reinem Sauerstoff verbrennt leuchtet er blau und es entsteht ein weißer Feststoff:
Stelle die zwei Reaktionsgleichungen auf und bestimme die Massenverhältnisse
5. Die Gase Stickstoff und Sauerstoff verbinden sich im Automotor im Massenverhältnis N:O = 7/16. Bestimme die Formel des entstehenden Gases
6. Eine Müllverbrennungsanlage verbrennt am Tag 1000kg Kunststoffe. Diese enthalten 950kg Kohlenstoff. 95% davon verbrennen vollständig zu Kohlenstoffdioxid. 5% verbrennen unvollständig zu Kohlenstoffmonoxid. Stelle beide Reaktionsgleichungen auf und bestimme die Massen der entstehenden Gase.
7. Eisen reagiert mit Schwefel unter hohem Druck im Massenverhältnis 14/12. Bestimme das Atomverhältnis
8. Die Gase Stickstoff und Sauerstoff verbinden sich im Automotor im Massenverhältnis N:O = 7/8. Bestimme die Formel des entstehenden Gases
9. Im Labor lässt sich Stickstoff aber auch in anderen Massenverhältnissen oxidieren. So reagieren 126g Stickstoff mit 288g Sauerstoff zu einem gelben Gas. Bestimme das Massenverhältnis und bestimme die Formel des gelben Gases.
10. Schwefel verbrennt an der Luft mit blassblauer Flamme, wenn der Schwefel in reinem Sauerstoff verbrennt leuchtet er blau und es entsteht ein weißer Feststoff.
Stelle die zwei Reaktionsgleichungen auf und bestimme die Massenverhältnisse

Vergleiche:**Eisensulfid1:** schwarzes Pulver, magnetisch (⇒ **Magnetkies**)Bildung durch: 7 g Eisen + 4 g Schwefel → 11 g **Eisensulfid 1** (=Magnetkies)

$$\frac{m \text{ Fe}}{m \text{ S}} = \frac{7\text{g}}{4\text{g}} = \frac{7}{4} = \text{einfachstes Massenverhältnis (bei 1 Atom Fe + 1 Atom S)}$$

Eisensulfid2: gold-metallisch glänzend, nicht magnetisch (⇒ **Eisenkies, Katzungold, Pyrit**),
Bildung durch: 7g Eisen + 8g Schwefel → 15g **Eisensulfid 2** (=Eisenkies)

Diese Reaktion erfordert speziellen Reaktionsbedingungen, wie sie z.B. im Erdinneren, bei hohem Druck und hoher Temperatur vorliegen.

$$\frac{m \text{ Fe}}{m \text{ S}} = \frac{7\text{g}}{8\text{g}} = \frac{x}{y} \cdot \frac{7}{4} \Rightarrow \begin{matrix} x = 1 \\ y = 2 \end{matrix} \Rightarrow \underline{\underline{\text{Fe}_2\text{S}_3}} \text{ (1 Atom Fe + 2 Atome S)}$$

Berechnung des tatsächlichen Massenverhältnis:

tatsächliches Massenverhältnis = einfaches Massenverhältnis · $\frac{x}{y}$ ⇒ $x=1$ ⇒ $y=2$

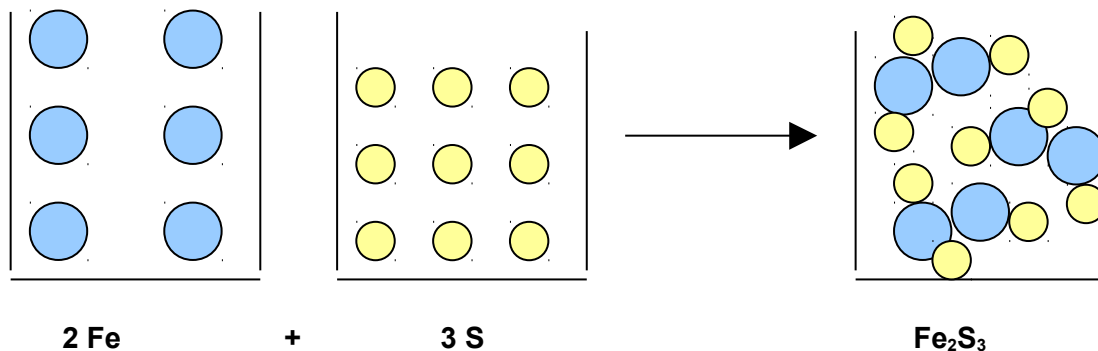
Mit diesem Wissen wurden von Chemikern nun viele Mineraliensucher ausgeschiedt, die rausfinden sollten, welche Verbindungen es wirklich gibt. In der Natur findet man allerdings nicht alle denkbaren Vielfachen, obwohl theoretisch viele möglich sind.

⇒ Es stellte sich heraus, dass es tatsächlich nur wenige Elementkombinationen gibt.

Ein weiteres Eisensulfid wurde aber tatsächlich noch gefunden, die Analyse ergab ein Massenverhältnis von Fe : S = 14 : 12.

$$\Rightarrow \text{MV} = \frac{7}{4} \cdot \frac{2}{3} = \frac{7}{6}$$

⇒ 7 g Eisen vereinigen sich mit 6 g Schwefel vollständig.



Die Formel dieses Eisensulfids ist Fe_2S_3 .

Dieses Wissen erforderte eine neue Schreibweise für chemische Verbindungen:

Regeln für die chemische FormelBsp.: C₆H₁₂O₆ (Traubenzucker)

1. Anschreiben der Symbole der an der Verbindung beteiligten Elemente (C, H, O).
2. Das Anzahlverhältnis der Atome wird durch tief gestellte Zahlen ausgedrückt.
3. Metallsymbole werden vorangestellt.

Aufgaben:

1. Wie viele Atome sind in Schwefelsäure (Phosphorsäure) miteinander vereinigt?
2. Fe reagiert mit S unter hohem Druck im Massenverhältnis 7/6. Bestimme das Atomverhältnis
3. Schwefel verbrennt an der Luft mit blassblauer Flamme, wenn der Schwefel in reinem Sauerstoff verbrennt leuchtet er blau und es entsteht ein weißer Feststoff:
Stelle die zwei Reaktionsgleichungen auf und bestimme die Massenverhältnisse.
4. Die Gase Stickstoff und Sauerstoff verbinden sich im Automotor im Massenverhältnis N:O = 7/16. Bestimme die Formel des entstehenden Gases.
5. Eine Müllverbrennungsanlage verbrennt am Tag 1000kg Kunststoffe. Diese enthalten 950kg Kohlenstoff. 95% davon verbrennen vollständig zu Kohlenstoffdioxid. 5% verbrennen unvollständig zu Kohlenstoffmonoxid. Stelle beide Reaktionsgleichungen auf und bestimme die Massen der entstehenden Gase.

Lösung 5:950kg C, davon sind 95% für CO₂ (=902,5kg C) und 5% für CO (=47,5kg C)

$$m_{O_2} / m_C: 32 / 12 = X / 902,5 \text{ kg} \Rightarrow x = m_{O_2} = 2406,6 \text{ kg} \Rightarrow m_{CO_2} = 2406,6 \text{ kg} + 902,5 \text{ kg} = 3309,1 \text{ kg } CO_2$$

$$m_O / m_C : 16 / 12 = X / 47,5 \text{ kg} \Rightarrow x = m_O = 63 \text{ kg} \Rightarrow m_{CO} = 63 \text{ kg} + 47,5 \text{ kg} = 110,5 \text{ kg } CO_2$$

Aufgaben zum Rechnen mit Massenverhältnissen

1. Eisen reagiert mit Schwefel unter hohem Druck im Massenverhältnis 14/12. Bestimme das Atomverhältnis.
2. Die Gase Stickstoff und Sauerstoff verbinden sich im Automotor im Massenverhältnis N:O = 7/8. Bestimme die Formel des entstehenden Gases.
3. Im Labor lässt sich Stickstoff aber auch in anderen Massenverhältnissen oxidieren. So reagieren 126g Stickstoff mit 288g Sauerstoff zu einem gelben Gas. Bestimme das Massenverhältnis und bestimme die Formel des gelben Gases.
4. Schwefel verbrennt an der Luft mit blassblauer Flamme, wenn der Schwefel in reinem Sauerstoff verbrennt leuchtet er blau und es entsteht ein weißer Feststoff. Stelle die zwei Reaktionsgleichungen auf und bestimme die Massenverhältnisse.
5. Im Dieseldieselkraftstoff ist Schwefel enthalten. Es bildet sich bei der Verbrennung im Motor das Gas Schwefeldioxid.
 - a) Stelle die Reaktionsgleichung (mit „C“ als Dieseldieselkraftstoff) auf.
 - b) Bestimme, wie viel Gramm Schwefeldioxid pro kg Sauerstoff entstehen.
 - c) In einem Liter Dieseldieselkraftstoff sind (ca.) 10g Schwefel enthalten. Bestimme die Masse an Schwefeldioxid, die bei einer Fahrstrecke von 100 km (Verbrauch 5l/ 100km) entsteht.
6. Wenn reiner Kohlenstoff in reinem Sauerstoff verbrennt, ist kein Produkt zu sehen. Kann man es dennoch beweisen?
7. Bei einem Versuch reagieren 21g Eisen mit 12g Schwefel. Stelle die Reaktionsgleichung auf und bestimme das Massenverhältnis. Wie viel Schwefel braucht man für 25g Eisen?

Volumenverhältnisse bei chemischen Reaktionen

V: Zersetzung von Wasser durch elektrische Energie im Hoffmann'schen Zersetzungsapparat.

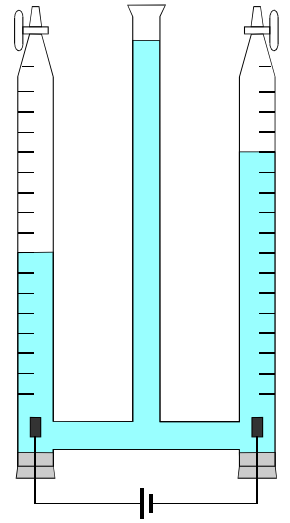
B: - Gasblasen steigen auf

⊖ -Pol: Knallgasprobe positiv ⊕ -Pol: Glimmspanprobe positiv

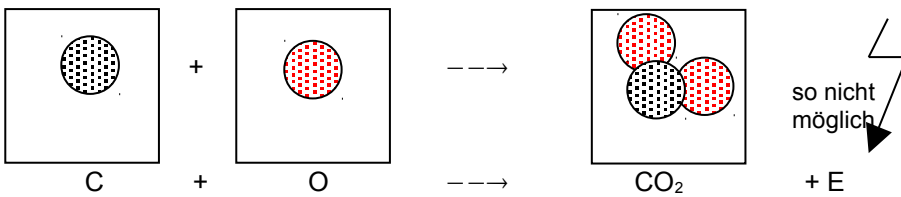
S: **Wasser** _(l) + **Energie** → **Wasserstoff** _(g) + **Sauerstoff** _(g)

$$\frac{V(\text{Wasserstoff})}{V(\text{Sauerstoff})} = \frac{2}{1}$$

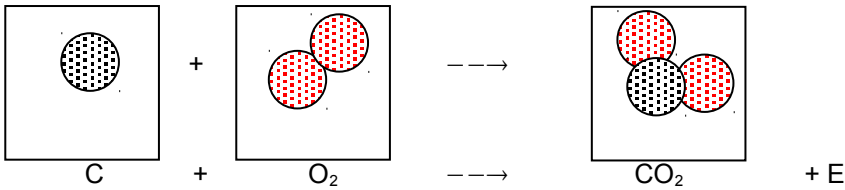
2 Vol Wasserstoff + 1 Vol Sauerstoff → 2 Vol Wasserdampf + E



Exkurs: Verbrennung von Kohlenstoff:



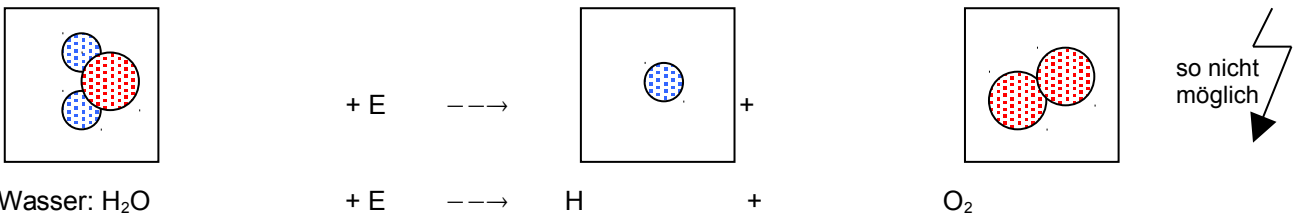
also:



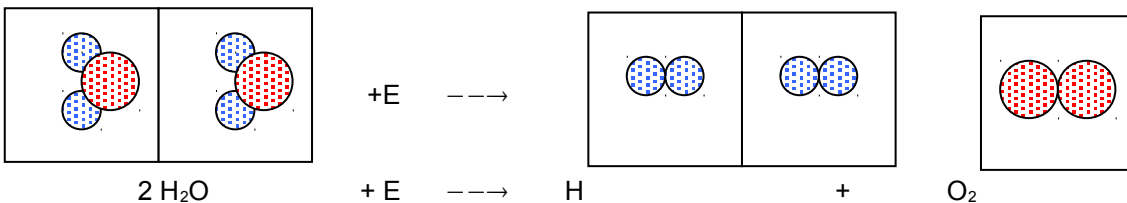
⇒ Sauerstoff ist ein zweiatomiges Molekül: O₂

Wie kommt es dazu das doppelt so viel Wasserstoff entsteht?

(Zur Erklärung: Pro Kasten nur ein Teilchen)



also:



Weitere Beispiele:

Bsp.: 1 Vol Wasserstoff + 1 Vol Chlor \rightarrow 2 Vol Chlorwasserstoff (g) + E
 3 Vol Wasserstoff + 1 Vol Stickstoff \rightarrow 2 Vol Ammoniak (g) + E

Volumengesetz nach Gay-Lussac:

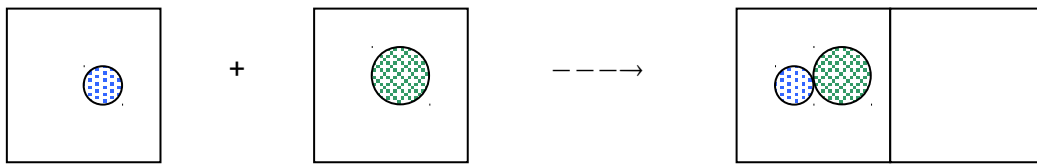
Die reagierenden Gasvolumina stehen zueinander im Verhältnis kleiner ganzer Zahlen.

Beispiel: 1 RT Wasserstoff (g) + 1 RT Chlor (g) \rightarrow 2 RT Chlorwasserstoff (g)
 2 RT Wasserstoff (g) + 1 RT Sauerstoff (g) \rightarrow 2 RT Wasserdampf (g)
 3 RT Wasserstoff (g) + 1 RT Stickstoff (g) \rightarrow 2 RT Ammoniak (g)

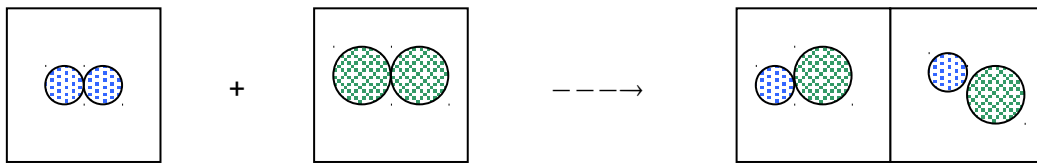
Hypothese von Avogadro:

Gleiche Gasvolumina enthalten bei gleichem Druck und gleicher Temperatur die gleiche Anzahl von Teilchen.

Beispiel: 1 RT Wasserstoff (g) + 1 RT Chlor (g) \rightarrow 2 RT Chlorwasserstoffgas (g)

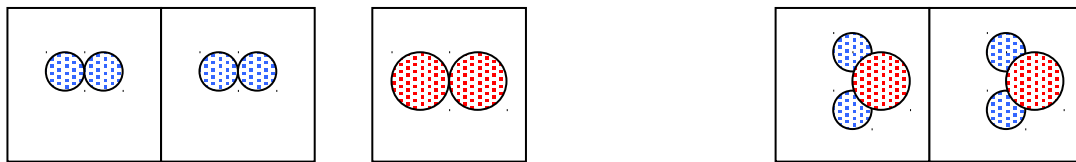


so nicht möglich



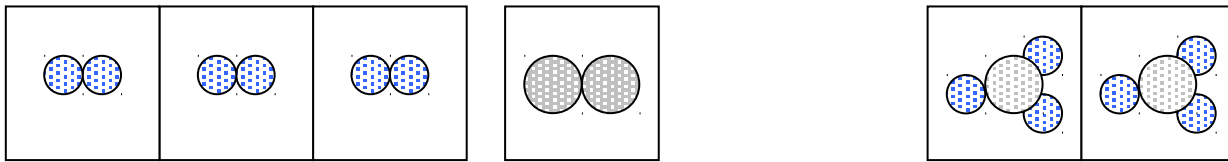
$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2 HCl$

2 RT Wasserstoff (g) + 1 RT Sauerstoff (g) \rightarrow 2 RT Wasserdampf (g)



$2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$

3 RT Wasserstoff (g) + 1 RT Stickstoff (g) \rightarrow 2 RT Ammoniak (g)



$3 H_2 + N_2 \rightarrow 2 NH_3$

Merke: Kleinste Teilchen, die aus zwei oder mehreren Atomen zusammengesetzt sind, nennt man Moleküle.

Regel: die Gase Sauerstoff, Stickstoff, Wasserstoff und die Halogene sind die Nichtmetalle, die als zweiatomiges Molekül vorkommen.

Also: $H_2, O_2, N_2, Cl_2, Br_2, I_2$

Unterscheide: 1 H_2 = 1 Molekül Wasserstoff, 1 H = 1 Wasserstoffatom, 2 NH_3 = 2 Moleküle Ammoniak

Bestimmung der Formel des Wassers auf zwei Wegen

1. Mit dem Hoffmanschen Wasserzersetzungsapparat kann man Wasser in Sauerstoff und Wasserstoff spalten. Dabei sieht man, dass zwei Teile Wasserstoff notwendig sind.
2. Mit Hilfe eines Eudiometers kann man Wasserstoff und Sauerstoff in verschiedenen Verhältnissen miteinander zur Reaktion bringen. Den lautesten Knall und die Beste Reaktion erhält man beim Gemisch von 2 teilen Wasserstoff und einem Teil Sauerstoff

Volumenverhältnisse bei chemischen Reaktionen (alternativ mit Eudiometer)



V: Bestimmung der Volumenverhältnisse bei der Reaktion mit Wasserstoff. (Eudiometerversuch)

B: Wasserstoff und Sauerstoff reagieren immer im Volumenverhältnis 2:1 miteinander

Aus dem Verhältnis H:O= 2:1 folgt die Formel H₂O.

Unglaublich leichte Wiederholungsfragen

1. Ist Luft (Wasser?) ein Element? Begründe!
2. Erkläre: Element - Verbindung - Gemisch.
3. Was ist ein Metalloxid (Nichtmetalloxid) ? Nenne je zwei Beispiele.
4. Wie kann man Metallsulfide bilden. Nenne ein Beispiel.
5. Erkläre die Vereinigung von Kupfer mit Schwefel (Eisen mit Schwefel).
6. Was ist eine Vereinigung, was ist eine Zersetzung?
7. Nenne Stationen in Daltons Leben.
8. Beschreibe, was man erhält, wenn man Säure und Lauge gleicher Konzentration mischt.
9. Was sagt der Massenerhaltungssatz aus?
10. Was sagt der Energieerhaltungssatz aus?
11. Was sagt das Gesetz der vielfachen Massenverhältnisse aus?
12. Worin liegt die Erweiterung des Gesetzes der vielfachen Massenverhältnisse im Vergleich zu dem der konstanten Massenverhältnisse?
13. Welcher Stoff entsteht, wenn man Phosphoroxid und Wasser mischt (Natriumoxid)?
14. Welcher Stoff entsteht, wenn man Stickoxid (NO_2) und Wasser mischt?
15. Welcher Stoff entsteht, wenn man Kohlenstoffdioxid und Wasser mischt?
16. Nenne die Formel für Sauerstoff, Wasserstoff, Stickstoff, Wasser und Kohlenstoffdioxid.
17. Was ist eine Säure, was ist eine Lauge? Wie macht man eine Säure unschädlich?
18. Stelle die Reaktionsgleichung der Bildung von Fe_2O_3 auf (SO_2 , SO_3 , CO_2).
19. Nenne 5 Säuren mit Formel (3 Laugen mit Formel, 5 Säurereste mit Formel).

Lerne nochmals alle Säuren, Laugen und die Säurereste auswendig!!!

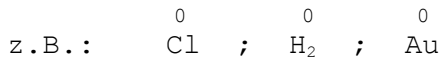
Halsbrecherische, fiese und vor allem testrelevante Fragen zum Tüfteln

20. Erstelle eine Übersicht der chemischen Gesetze, indem Du das Gesetz jeweils formulierst und mindestens ein Beispiel findest.
21. Fe verbrennt mit Schwefel unter hohem Druck im Massenverhältnis 7/6. Bestimme das Atomverhältnis.
22. Zwei Atome verbinden sich im Massenverhältnis 1: 19. Wie heißt die Verbindung?
(Für Profis: 2: 16).
23. Die Gase Stickstoff und Sauerstoff verbinden sich im Automotor im Massenverhältnis $\text{N}:\text{O} = 7/16$. Bestimme die Formel des entstehenden Gases.
24. 2,4g Magnesium und 7,0 g Chlor reagieren miteinander. Bestimme die Formel der Verbindung.
25. Eine Müllverbrennungsanlage verbrennt am Tag 1000kg Kunststoffe. Diese enthalten 950kg Kohlenstoff. 95% davon verbrennen vollständig zu Kohlenstoffdioxid. 5% verbrennen unvollständig zu Kohlenstoffmonoxid. Stelle beide Reaktionsgleichungen auf und bestimme die Massen der entstehenden Gase.
26. Eisen reagiert mit Schwefel unter hohem Druck im Massenverhältnis 14/12. Bestimme das Atomverhältnis.
27. Die Gase Stickstoff und Sauerstoff verbinden sich im Automotor im Massenverhältnis $\text{N}:\text{O} = 7/8$. Bestimme die Formel des entstehenden Gases.
28. Im Labor lässt sich Stickstoff aber auch in anderen Massenverhältnissen oxidieren. So reagieren 126g Stickstoff mit 288g Sauerstoff zu einem gelben Gas. Bestimme das Massenverhältnis und bestimme die Formel des gelben Gases.
29. Im Dieselkraftstoff ist Schwefel enthalten. Es bildet sich bei der Verbrennung im Motor das Gas Schwefeldioxid.
 - a) Stelle die Reaktionsgleichung (mit „C“ als Dieselkraftstoff) auf .
 - b) Bestimme, wie viel Gramm Schwefeldioxid pro kg Sauerstoff entstehen.
 - c) In einem Liter Dieselkraftstoff sind (ca.) 10g Schwefel enthalten. Bestimme die Masse an Schwefeldioxid, die bei einer Fahrstrecke von 100 km (Verbrauch 5l/ 100km) entsteht
 Bei einem Versuch reagieren 21g Eisen mit 12g Schwefel. Stelle die Reaktionsgleichung auf und bestimme das Massenverhältnis. Wie viel Schwefel braucht man für 25g Eisen?

Die Wertigkeit (=Oxidationszahl) - eine nützliche Hilfszahl

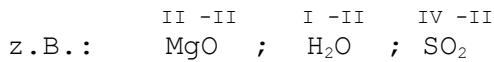
Wertigkeiten werden als römische Ziffer über den entsprechenden Atomsymbolen angegeben. Wertigkeiten geben eine Art gedachter Ladung an. Sie helfen beim Erstellen von Formeln.

1. Elemente haben stets die Wertigkeit 0.

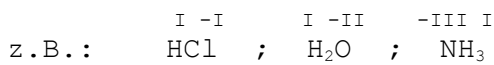


2. In Verbindungen muss man für jedes Element eine eigene Wertigkeit bestimmen. Die Summen dieser Wertigkeiten ergibt dann immer 0

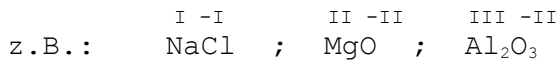
3. Sauerstoff besitzt in Verbindungen die Wertigkeit $-II$.



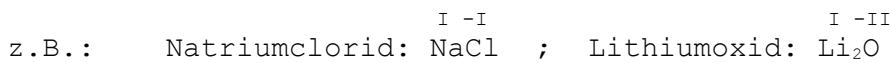
4. Wasserstoff besitzt in Verbindungen die Wertigkeit $+I$.



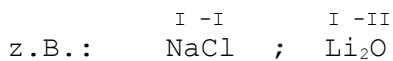
5. Die Wertigkeit der Elemente der ersten 3 Hauptgruppen in Verbindungen (!) ist immer positiv und entspricht der Hauptgruppennummer!



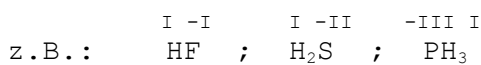
6. Die Wertigkeit der Elemente der Hauptgruppen 5-7 ist in Verbindungen die auf -id enden immer negativ und wird errechnet durch: Hauptgruppennummer $- 8$. Aber Vorsicht, endet der Name anders, sind hier auch viele andere Wertigkeiten möglich. Diese muss man dann errechnen!

**Weitere Regeln zu den Wertigkeiten/ Oxidationszahlen:**

7. Atome, die Wasserstoff ersetzen erhalten positive Vorzeichen.

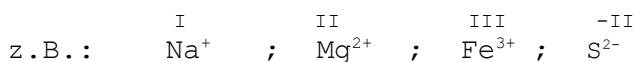


8. Atome, die Wasserstoff binden erhalten negative Vorzeichen.



Der Betrag der Wertigkeit ergibt sich aus der Zahl der ersetzten bzw. gebundenen Wasserstoffatome.

9. Bei Ionen entspricht die Wertigkeit der Ionenladung. Somit haben auch Säurereste die der Ladung entsprechende Wertigkeit (Regel wird in der 10. Klasse erst benötigt!).

**Aufgaben:**

Bestimme alle Wertigkeiten:

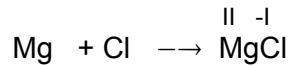
H_2O , Cu , NH_4Cl , HBr , KBrO_3 , H_2O , NaCl , H_3PO_4 , Mg , I_2 , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, CO_2 , HClO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, H_2SO_4 , BaCl_2 , AgCl , AgNO_3 , AlCl_3 , CaCO_3 , CaCl_2 , Br_2 , Fe_2O_3 , FeCl_3 , KHSO_4 , SO_2 , N_2 , NaNO_3 , NH_3 , KI , HCl , H_2O , MgO , Al_2O_3 , NaCl , N_2 , NaOH , NH_3 , SO_2 , CaO , H_2S , SO_3 , K_2O , Na_2CO_3 , N_2O_3 , BaO_2 , Cl_2O_4 , SeF_6 , K_2SnO_3 , $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$, CaB_2O_4 , HOBr , HBrO_2 , HBrO_3 , HBrO_4 , SCl_2 , PCl_3 , BCl_3 , SnH_4 , SbCl_5 ,

Wie bestimmt man die Formel eines Salzes?

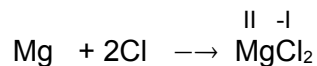
Viele Stoffe im Unterricht sind Salze. Ihre Namen kannst Du auf der Verpackung lesen, aber sie verrät Dir nicht die Formel. Salze bestehen aus Metallionen und Säureresten. Zum Erstellen der Formel muss man die Metallionen und die Säurereste immer so kombinieren, dass die Wertigkeiten (=Oxidationszahl) in ihrem Betrag zueinander passen.

Eine Beispielaufgabe: Welche Formel hat die Verbindung „Magnesiumchlorid“?

Magnesium hat die Wertigkeit +II und wird kombiniert mit Chlorid, welches die Wertigkeit -I hat.



Wie man sieht, passen die Wertigkeiten nicht zueinander. Damit die Summe Null ergibt, muss eine weitere negative Ladung her! Dies erreicht man durch Zugabe eines weiteren Cl.



Durch das Verhältnis von Mg: Cl = 1: 2 liegt eine weitere negative Wertigkeit vor, so dass die +II des Magnesiums durch 2 mal -I durch zwei Mal Chlor ausgeglichen wird.

**⇒ die Formel für Magnesiumchlorid muss also MgCl_2 lauten,
da die zwei positiven Wertigkeiten ja durch zwei negative ausgeglichen werden müssen.
Da Chlorid nur eine davon hat, braucht man 2 Chloridteilchen!**

Aufgaben mit Lösungen:

1. Kombiniere Natrium und Sulfat zu Natriumsulfat.
2. Kombiniere Kalium mit Sulfid zu Kaliumsulfid.
3. Kombiniere Calciumion und Phosphat zu Calciumphosphat.
4. Wozu braucht man die Klammer bei der letzten Formel eigentlich bei den Säureresten?

Zu 1: Zuerst muss man die Formeln der Säurereste und deren Wertigkeiten wissen (deshalb muss man sie auch auswendig lernen!).

Na: Wertigkeit: +I
 SO₄: Wertigkeit: -II (da es in H₂SO₄ an zwei Wasserstoffe gebunden ist) ⇒ **Na₂SO₄**

zu 2:

K: Wertigkeit: +I
 S: Wertigkeit: -II (da es in H₂S an zwei Wasserstoffe gebunden ist) ⇒ **K₂S**

Zu 3: Tipp: kleinster gemeinsamer Nenner ist 6!

Ca Wertigkeit: +II
 PO₄ Wertigkeit: -III (da es in H₃PO₄ an drei Wasserstoffe gebunden ist) ⇒ **Ca₃(PO₄)₂**

Zu 4: Säurereste bleiben in der Regel erhalten und zersetzen sich nicht so leicht. Die Wertigkeit gilt somit immer für den ganzen Säurerest. Um dieses zu verdeutlichen und sie nicht einem Element zuzuordnen benötigt man eine Klammer. Außerdem benötigt man den Säurerest zweimal. Deshalb kommt er in Klammern und wird mit zwei mal genommen!

Auf diese Art und Weise kann man jetzt alle Salzformeln leicht bestimmen. Bei Metallen der Nebengruppenelemente findet man die Wertigkeiten (auch Oxidationszahl genannt) im PSE.

Stickstoff bildet verschiedene Oxide

Stickstoff ist ein Element, welches viele verschiedene Oxide bildet. Dies ist nun auch nach dem Gesetz der vielfachen Massenverhältnisse möglich.

Wertigkeit	Formel	Name I	Name II
+ I	N ₂ O	Stickstoff-(I)-oxid	Distickstoffmonoxid
+II	NO	Stickstoff-(II)-oxid	Stickstoffmonoxid
+III	N ₂ O ₃	Stickstoff-(III)-oxid	Distickstofftrioxid
+IV	NO ₂	Stickstoff-(IV)-oxid	Stickstoffdioxid
+IV	N ₂ O ₄	Stickstoff-(IV)-oxid	Distickstofftetraoxid
+V	N ₂ O ₅	Stickstoff-(V)-oxid	Distickstoffpentaoxid

Die griechischen Zahlen

mono = 1	penta = 5	nona = 9
di = 2	hexa = 6	deca = 10
tri = 3	hepta = 7	
tetra = 4	octa = 8	

Übung: Stelle die Wertigkeiten für die folgenden Elemente und Verbindungen auf

Cu, NH₄Cl, HBr, KBrO₃, H₂O, NaCl, H₃PO₄, Mg, I₂, C₆H₁₂O₆, CO₂, HClO₄, Al₂(SO₄)₃, H₂SO₄, BaCl₂, AgCl,

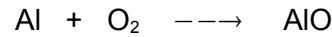
AgNO₃, AlCl₃, CaCO₃, CaCl₂, Br₂, Fe₂O₃, FeCl₃, KHSO₄, SO₂, N₂, NaNO₃, NH₃, KI, HCl

Regeln zum Erstellen von Reaktionsgleichungen**1. Wortgleichung erstellen. Dazu Ausgangsstoffe und Endstoffe aufschreiben**

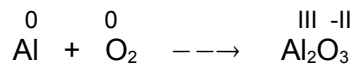
z.B. Aluminium + Sauerstoff \longrightarrow Aluminiumoxid

2. Chemische Symbole darunter schreiben

z.B. Aluminium + Sauerstoff \longrightarrow Aluminiumoxid

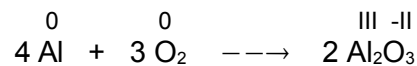
**3. Mit Hilfe der Wertigkeit die Anzahlverhältnisse bei Verbindungen festlegen**

z.B. Aluminium + Sauerstoff \longrightarrow Aluminiumoxid

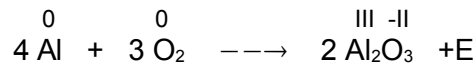
**4. Die Anzahl der Atome auf beiden Seiten ausgleichen.**

(Vorsicht, die Formeln selbst dürfen jetzt nicht mehr verändert werden!)

z.B. Aluminium + Sauerstoff \longrightarrow Aluminiumoxid

**5. Überlegen, ob Energie benötigt oder freigesetzt wird?**

z.B. Aluminium + Sauerstoff \longrightarrow Aluminiumoxid

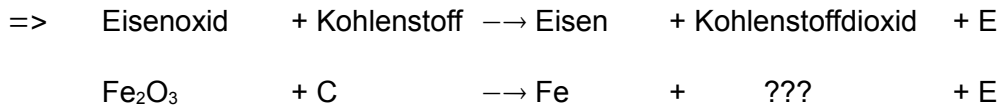
**Tipps:**

- Nur Wasserstoff, Stickstoff, Sauerstoff (und die Elemente der 7. HG) kommen als zweiatomiges Element vor: \Rightarrow H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂, Br₂, I₂ (es gibt also **niemals** Fe₂ oder Al₄!!!)
- Wenn es zu viele Atome sind, um sie im Kopf zu zählen, male für jedes Atom einen Punkt in einer Farbe. Gleiche Element haben dabei die gleiche Farbe. Am Ende sollen auf beiden Seiten der Reaktionsgleichung die gleiche Anzahl von Punkten in den selben Farben stehen.
- Überlege Dir immer gut, ob die Formel, die Du jetzt errechnet hast, überhaupt logisch ist und sie Dir bekannt vorkommt. Ein einfaches Zusammenzählen aller Atome ist nämlich nur sehr selten die richtige Lösung: z.B. reagieren CH₄ + O₂ nicht zu CH₄O₂, sondern zu CO₂ + H₂O (Kohlenstoffdioxid und Wasser!).

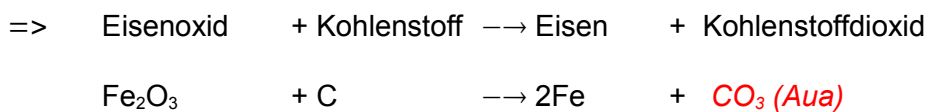
Reaktionsgleichungen: Ein typischer Schülerfehler...

Der häufigste Schülerfehler beim Erstellen von Reaktionsgleichungen ist, dass Schüler einfach Stoffe und Verbindungen erfinden, da deren Formel gut beim mathematischen Ausgleichen helfen würde!

z.B. Eisenoxid reagiert mit Kohlenstoff zu Eisen und Kohlenstoffdioxid

**1. Lösungsweg - waagrecht gelesen - völlig falsch, führt nicht zum Ergebnis!**

Der Schüler denkt sich, dass 2 Eisenatome entstehen, weil ja anfangs 2 vorliegen und dazu 3 O freiwerden, welche mit C zu CO_3 reagieren. Wäre ja sehr praktisch!



Was ist passiert? Statt einfach die Formel für Kohlenstoffdioxid hinzuschreiben - die weiß der Schüler doch aus dem Namen(!), wird gleich gerechnet und waagrecht geschaut, was frei wird.

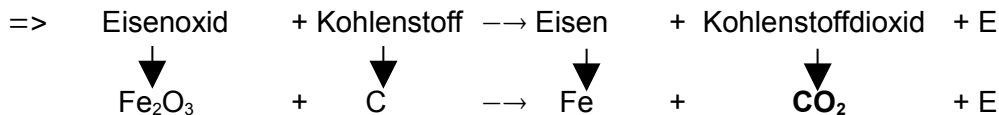
Nun müsste in jedem Buch der Welt die Formel von Kohlenstoffdioxid zu CO_3 verändert werden!

Das ist ehrlich gesagt alles Murks! Um eine Formel zu Erstellen, sollte man niemals waagrecht schauen. Entweder kennt man eine Formel oder man schlägt sie nach.

2. Lösungsweg - zuerst senkrecht lesen - richtige Lösung!

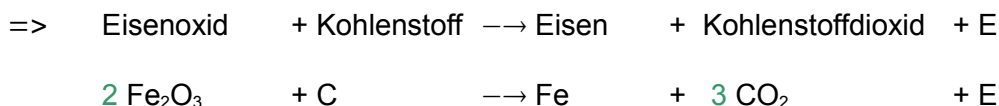
Zuerst schreibt man aus der Wortgleichung alle Formel auf. D.h. es wird senkrecht gearbeitet:

Eisenoxid hat die Formel Fe_2O_3 , Kohlenstoff ist C usw...

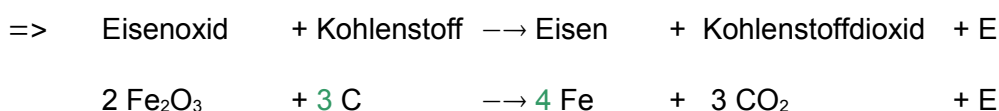


Diese Gleichung ist noch nicht ausgeglichen, nun muss gerechnet werden. Dazu gilt: auf beiden Seiten der Gleichung muss die gleiche Anzahl der jeweiligen Atome vorliegen. Wenn das nicht automatisch der Fall ist, müssen einzelne Reaktionspartner mit ganzen Zahlen multipliziert werden.

Wenn also 3 O am Anfang vorliegen und nur 2 entstehen sollen, dann sucht man z.B. den kleinsten gemeinsamen Nenner und erweitert in diesem Fall auf 6!



Jetzt sind auf beiden Seiten 6 O vorhanden, jetzt muss man noch nach Kohlenstoff und Eisen schauen. Es liegen 4 Eisenatome vor, diese müssen also auch entstehen (\Rightarrow 4 Fe entstehen) und es entstehen 3 CO_2 , also benötigt man auch 3 C bei den Ausgangsstoffen.



Übung zum Erstellen von Reaktionsgleichungen I

a) Vereinigungen

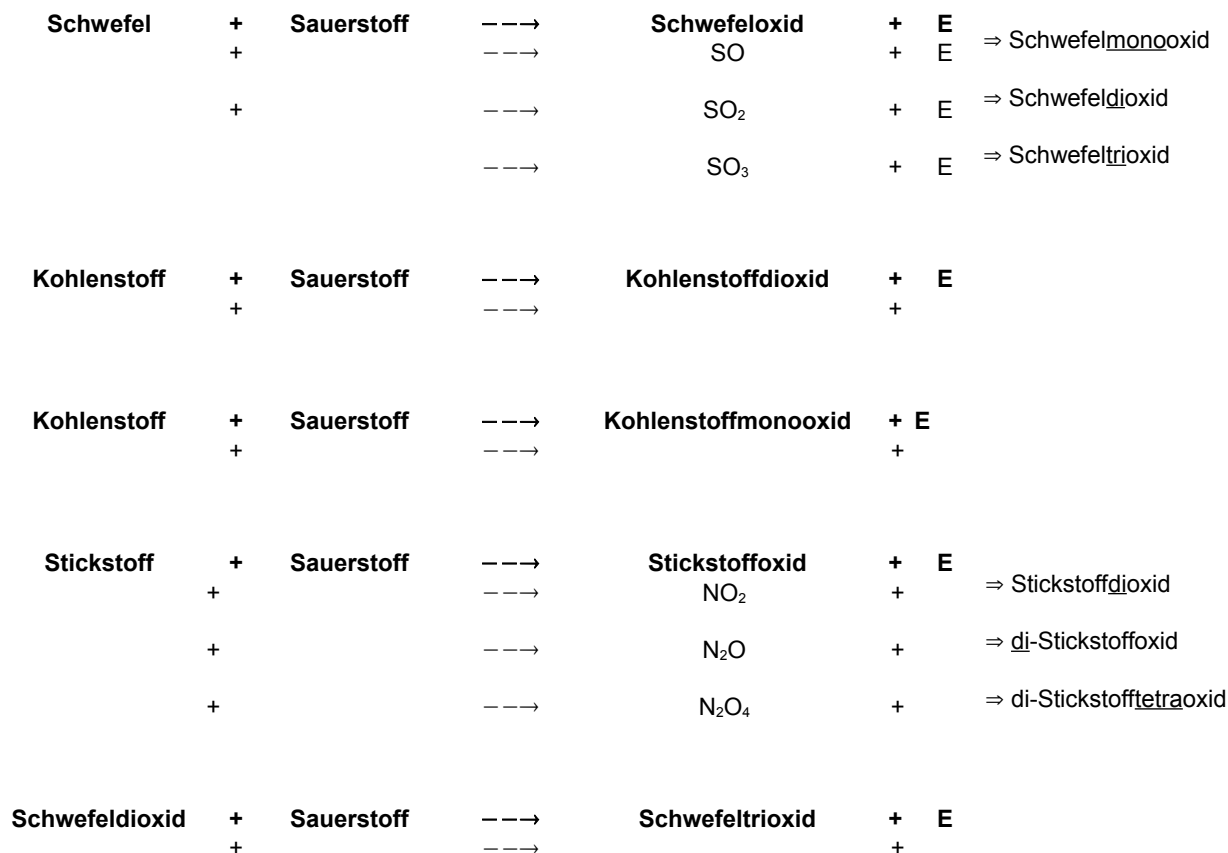
Eisen	+	Schwefel	---->	Eisensulfid	+	E
	+		---->	FeS	+	E
	+		---->	Fe ₂ S ₃	+	E
Kupfer	+	Schwefel	---->	Kupfersulfid	+	E
	+		---->		+	
Kohlenstoff	+	Sauerstoff	---->	Kohlenstoffdioxid	+	E
	+		---->		+	
Schwefel	+	Sauerstoff	---->	Schwefeldioxid	+	E
	+		---->		+	
Phosphor	+	Sauerstoff	---->	Phosphoroxid	+	E
	+		---->	P ₄ O ₁₀	+	E
Eisen	+	Sauerstoff	---->	Eisenoxid	+	E
	+		---->	FeO	+	E
	+		---->	Fe ₂ O ₃	+	E
Kupfer	+	Sauerstoff	---->	Kupferoxid	+	E
	+		---->		+	
Magnesium	+	Sauerstoff	---->	Magnesiumoxid	+	E
	+		---->		+	
Aluminium	+	Sauerstoff	---->	Aluminiumoxid	+	E
	+		---->	Al ₂ O ₃	+	

b) Bildung der Säuren aus Nichtmetalloxid und Wasser

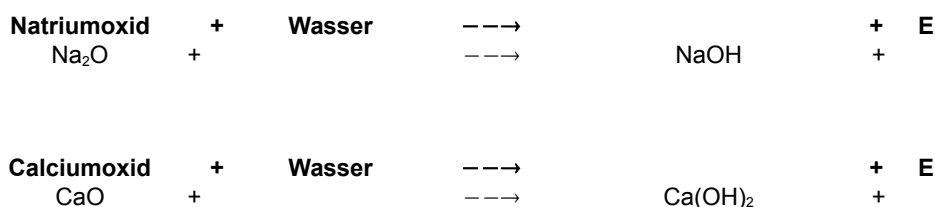
Kohlenstoffdioxid	+	Wasser	---->		+	E
	+		---->		+	
Schwefeloxid	+	Wasser	---->		+	
SO ₃	+		---->		+	
SO ₂	+		---->		+	
Phosphoroxid	+	Wasser	---->		+	
	+		---->		+	

Übung zum Erstellen von Reaktionsgleichungen II

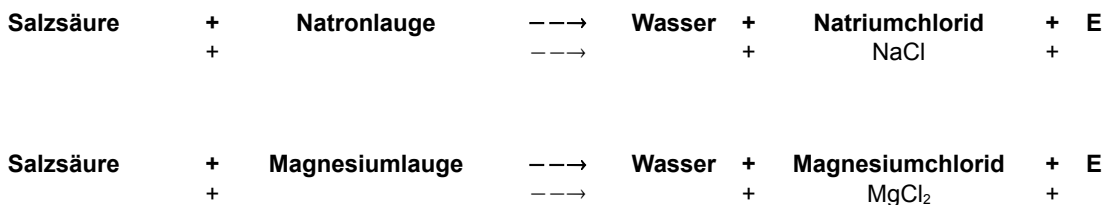
a) Oxidationen (Vereinigungen)



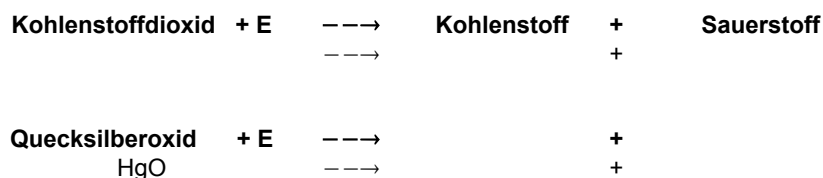
b) Laugenbildung aus Metalloxid und Wasser



c) Neutralisation

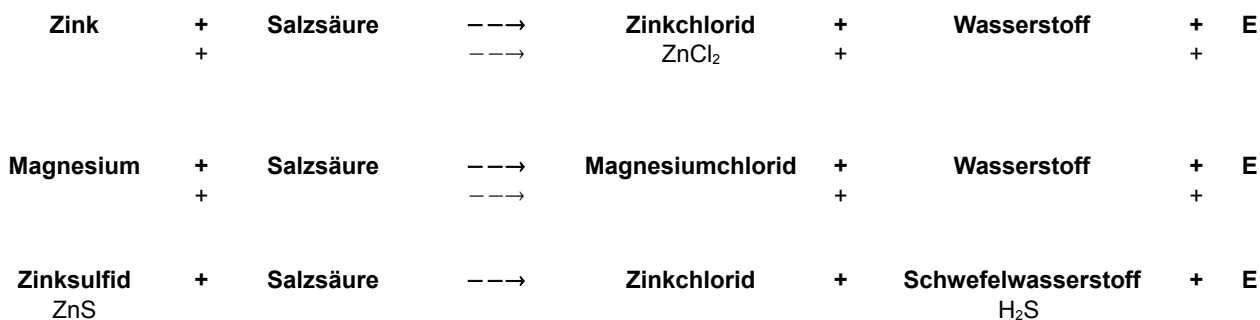


d) Zersetzungen

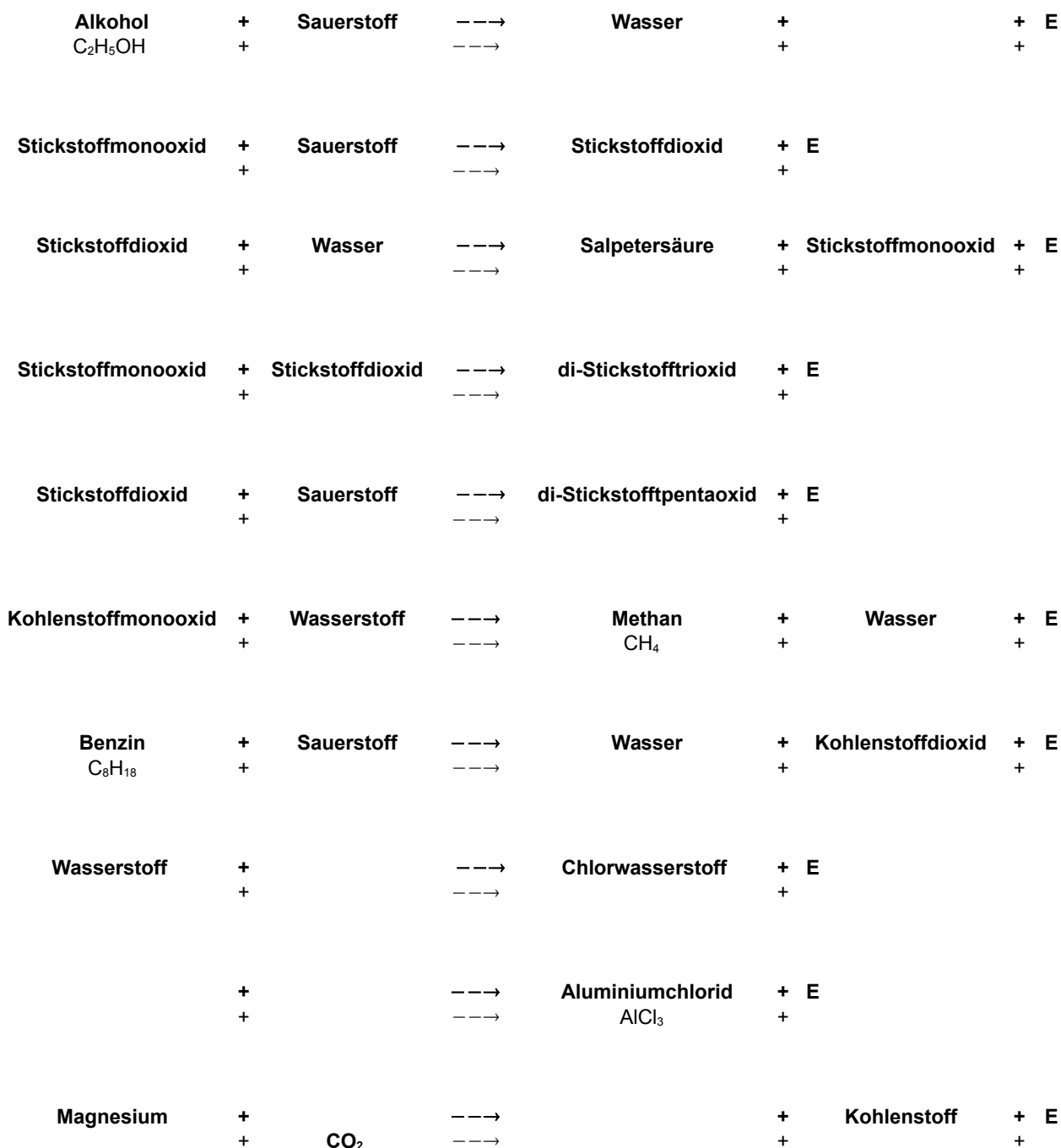


Übung zum Erstellen von Reaktionsgleichungen III

e) Umsetzungen



f) Aufgaben für Profis



Übung zum Erstellen von Reaktionsgleichungen IV

1. Bildung von Stickstoffmonoxid aus den Elementen.
2. Neutralisation von Fluorwasserstoffsäure mit Calciumlauge.
3. Magnesium reagiert mit Salzsäure zu Magnesiumchlorid (MgCl_2) und Wasserstoff.
4. Bildung von Schwefeltrioxid aus den Elementen.
5. Neutralisation von Salpetersäure mit Calciumlauge.
6. Bildung von Di Stickstofftrioxid aus den Elementen.
7. Neutralisation von Bromwasserstoffsäure mit Kalilauge.
8. Bildung von Cl_2O_7 aus den Elementen.
9. Neutralisation von Calciumlauge mit schwefeliger Säure.
10. Verbrennung von $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ zu Schwefeldioxid und Wasser.
11. Bildung von Calciumphosphat u.a. aus Phosphorsäure.

Übung zum Erstellen von Reaktionsgleichungen V

Erstelle die Reaktionsgleichungen für die folgenden Reaktionen:

1. Durch Blitze wird die Luft mit Energie aufgeladen. Der sonst so reaktionsträge Luftstickstoff reagiert nun mit Luftsauerstoff zu Stickstoffmonoxid.
2. a) Sauerstoff der Luft oxidiert in einer Reaktion Stickstoffmonoxid zu Stickstoffdioxid.
b) Das Stickstoffdioxid aus Reaktion 2a) wird aufgefangen und dann weiterer Sauerstoff und Wasser zugegeben. Es entsteht Salpetersäure.
3. Saurer Regen enthält schweflige Säure. Kommt diese mit Kalk (Calciumcarbonat) in Kontakt entsteht zuerst Kohlensäure und ein Salz. Die Kohlensäure reagiert in der folgenden Reaktion zu Kohlenstoffdioxid und Wasser. Erstelle beide Reaktionsgleichungen.
4. Wasserstoff kann zur Verwendung in Automotoren und Brennstoffzellen aus glühendem Koks (=Kohlenstoff) und Wasserdampf hergestellt werden. Das zweite Produkt ist ein giftiges Gas.
5. In einer Fabrik wird aus Erdgas Wasserstoff hergestellt. Dieser kann unter anderem als sehr reine Energiequelle genutzt werden. Die Punkte a-d) beschreiben alle ablaufenden Reaktionen. Erstelle die jeweiligen Reaktionsgleichungen.
 - a) Erdgas enthält fast ausschließlich das Gas Methan (CH_4). Reagiert Methan mit Wasser, so entstehen das giftige Gas Kohlenstoffmonoxid und das Dir bekannte Gas Wasserstoff.
 - b) Das giftige Kohlenstoffmonoxid kann nicht in die Luft gelangen. Man kann es aber mit Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid oxidieren.
 - c) Das Kohlenstoffdioxid gelangt über einen Schornstein nun in die Luft. Dort kommt es mit Regenwasser in Kontakt. Es entsteht Kohlensäure.
 - d) Der in a) entstandene Wasserstoff wird zum Heizen eines Hauses in einer Brennstoffzelle verwendet. Dabei reagiert dieser Wasserstoff in einer Vereinigung mit Sauerstoff.

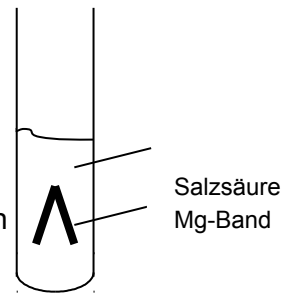
Umsetzung von Magnesium mit Salzsäure – wie lautet die Formelgleichung?

Woher wissen Chemiker eigentlich immer genau, wie die Formel einer Verbindung ist? Nachdem Du nun vom Gesetz der vielfachen Massenverhältnisse theoretisch weißt, soll hier gezeigt werden, wie man eine Formel praktisch bestimmt.

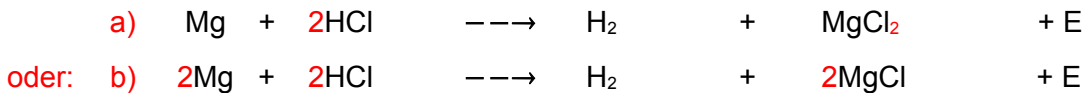
V: In diesem Versuch wird Mg in HCl gebracht. Die Produkte werden untersucht. Das Ziel ist, die Formel des entstehenden Salzes zu bestimmen.

B: Wir beobachten, wie sich das Magnesium auflöst und eine heftige Gasentwicklung stattfindet. Die Knallgasprobe ist positiv.

S: Es bildet sich Wasserstoff. Bei der Reaktion wird Energie frei. Das Chlorid hat den Bindungspartner gewechselt. Es fand eine Umsetzung statt. Die Gleichung ist so noch nicht ausgeglichen. Wenn man es tut, bekommt man zwei Möglichkeiten



Es gibt zwei Möglichkeiten für die Formel des Salzes Magnesiumchlorid - nur eine ist richtig:



Das Gesetz der vielfachen Proportionen erklärt, dass es möglich ist, Atome in vielfachen Massenverhältnissen zusammen zu vereinigen. Doch woher weiß man in der Praxis, wie viele Atome miteinander reagieren?

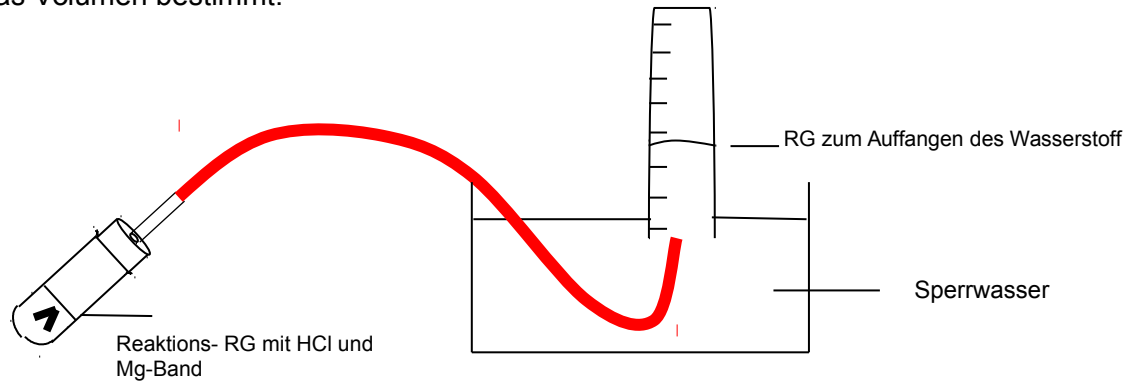
Wie kann man entscheiden, ob Reaktion 1 oder 2 vorliegt?

Beide Reaktionen unterscheiden sich durch das Verhältnis der Mg-Atome zu Wasserstoffmolekülen

⇒ ein Zusatzversuch ist notwendig!

Quantitative Untersuchung der Reaktion.

Der 2. Versuch ist ungefähr der gleiche Versuch wie V1, nur wird dieses Mal das das Produkt aufgefangen und das Volumen bestimmt.

**Vorwissen:**

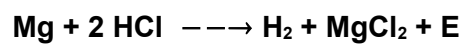
1 mg Magnesium enthält $2,48 \cdot 10^{19}$ Atome

1 ml Wasserstoff enthält $2,68 \cdot 10^{19}$ Wasserstoffmoleküle

	m (Mg)	⇒ Anzahl Mg-Atome	V (H ₂)	Umrechnung auf Normalbedingungen $V_0 = 0,922 \times V$	⇒ Anzahl H ₂ -Moleküle
V2a	30,5 mg	⇒ $7,564 \times 10^{20}$	30,55 ml	28,17	⇒ $7,55 \times 10^{20}$
V2b	33,3 mg	⇒ $8,26 \times 10^{20}$	33,5 ml	30,7	⇒ $8,23 \times 10^{20}$

Schlussfolgerung: $\frac{\text{Anzahl Mg - Atome}}{\text{Anzahl H}_2\text{-Moleküle}} = \frac{7,564 \times 10^{20}}{7,55 \times 10^{20}} = \mathbf{1}$

Ein Mg-Atom setzt ein Wasserstoff-Molekül frei. Da ein H₂ Molekül aus zwei Atomen besteht, ⇒ Das Atom-Verhältnis von Mg zu Wasserstoff ist 1:1 ⇒ die korrekte Reaktionsgleichung ist



Eine Reaktion, bei der gleichzeitig eine Vereinigung des einen Stoffes und eine Zersetzung des anderen stattfindet, nennt man „Umsetzung“.

Wiederholungsspiel II

1. Beschreibe die Reaktion von Magnesium mit Salzsäure.
2. Beschreibe, was man erhält, wenn man Säure und Lauge gleicher Konzentration mischt.
3. Nenne drei Säuren mit Formel.
4. Nenne zwei Laugen mit Formel.
5. Was sagt der Massenerhaltungssatz aus?
6. Was sagt der Energieerhaltungssatz aus?
7. Was sagt das Gesetz der vielfachen Massenverhältnisse aus?
8. Worin liegt die Erweiterung des Gesetzen der vielfachen Massenverhältnisse im Vergleich zu den konstanten Massenverhältnissen?
9. Stelle die Reaktionsgleichung der Bildung von Fe_2O_3 auf.
10. Stelle die Reaktionsgleichung der Bildung von SO_2 auf.
11. Stelle die Reaktionsgleichung der Bildung von SO_3 auf.
12. Stelle die Reaktionsgleichung der Bildung von CO_2 auf.
13. Welcher Stoff entsteht, wenn man Phosphoroxid und Wasser mischt?
14. Welcher Stoff entsteht, wenn man Stickoxid (NO_2) und Wasser mischt?
15. Welcher Stoff entsteht, wenn man Kohlenstoffdioxid und Wasser mischt?