

Vom Massenverhältnis zum Anzahlverhältnis

Chemische Verbindungen lassen sich analysieren oder synthetisieren. Dabei werden beispielsweise folgende **Massenverhältnisse (MV)** herausgefunden (siehe Tabelle):

Zahlreiche Analysen und Synthesen chemischer Verbindungen führen zu einer grundlegenden Aussage, die man in den Naturwissenschaften dann **Gesetz** oder **Prinzip** nennt.

Das **Gesetz von den konstanten Proportionen (Massenverhältnissen)**, das man nach vielen Untersuchungen gefunden hat, wird wie folgt formuliert (siehe Boxen rechts):

Da Atome sich bei einer chemischen Reaktion nicht teilen lassen, ergeben sich aus den konstanten, bestimmten Massenverhältnissen weitere **Schlussfolgerungen**:

- Hinter jedem Massenverhältnis steckt immer ein bestimmtes **Anzahlverhältnis**.
- Nimmt man als einfachstes Anzahlverhältnis der Atome in einer Verbindung das **Verhältnis 1 : 1** an, so lauten die Aussagen aus den obigen Massenverhältnissen:
 - **Sauerstoff** ist **8 mal schwerer** als **Wasserstoff**, oder genauer: 1 Sauerstoffatom ist 8 mal.....
 - **Magnesium** ist 13 mal schwerer als Wasserstoff, oder: 1 Magnesiumatom
 - **Chlor** ist 35,5 mal schwerer als Wasserstoff; oder:; usw. usf.

Analyse	Synthese
m(Wasserstoff) : m(Sauerstoff) = 1 : 8	m(Kupfer) : m(Schwefel) = 4 : 1
m(Wasserstoff) : m(Magnesium) = 1 : 13	m(Kupfer) : m(Sauerstoff) : 4 : 1
m(Wasserstoff) : m(Chlor) = 1 : 35,5	m(Eisen) : m(Schwefel) = 7 : 4
m(Wasserstoff) : m(Schwefel) = 1 : 16	m(Eisen) : m(Sauerstoff) = 1:3,5

In Verbindungen sind die Elemente stets in einem **konstanten** Massenverhältnis gebunden.

In einer Verbindung sind die Elemente stets in einem **bestimmten** Massenverhältnis enthalten.

Würde man jetzt die **Atommassen** wissen, könnte man aus dem Massenverhältnis das **Anzahlverhältnis** bestimmen. Die Atommassen sind jedoch unvorstellbar gering, weil ja auch die Atome unvorstellbar klein sind. Deswegen hat man zunächst die Masseneinheit Gramm [g] als ungeeignet eingeschätzt und eine eigene **Atomare Masseneinheit** (atomic mass unit) geschaffen. Diese definiert sich auf der Grundlage des leichtesten Elements und sagt: Die Masse eines Wasserstoffatoms beträgt 1 u: **m(1 H-Atom) = 1 u**. Wasserstoff ist also das Bezugselement und deswegen nennt man diese Art der Atommasse die **“Relative Atommasse”**, früher: Relatives Atomgewicht. (Siehe Arbeitsauftrag 1)

Dann ergeben sich die **Atommassen der anderen Elemente** wie folgt:

m(1 Sauerstoffatom) = _____ u; **m(1 Magnesiumatom)** = _____ u; **m(1 Chloratom)** = _____ u usw.
Diese Aussagen gelten immer unter der Annahme, das Atomanzahlverhältnis sei 1 : 1.

Aber was ist, wenn das Atomanzahlverhältnis z.B. bei **Wasser** oder bei der Verbindung aus Wasserstoff und Schwefel (**Schwefelwasserstoff**) 2 : 1 ist? Dann beträgt die Atommasse m(1 Sauerstoffatom) = _____ u und m(1 Schwefelatom) = _____ u. Daraus wiederum folgt (siehe obige Tabelle), dass die Atommasse von Kupfer als **m(1 Kupferatom)** = _____ u und **m(1 Eisenatom)** = _____ u ist. Auch für die Reaktion von Magnesium mit Salzsäure gilt das Anzahlverhältnis Wasserstoffatom: Magnesiumatom = 2 : 1. Wie lautet dann die Atommasse von Magnesium?

Arbeitsaufträge:

- Wie viel Gramm entsprechen der Masseneinheit 1 (sumerischer) Schekel, 1 Drachme, 1 Karat?
- Das Massenverhältnis m(Sauerstoff) : m(Schwefel) in einem Schwefeloxid ist 1 : 2. Welche Atommasse hat dann Schwefel: m(1 Schwefelatom) = _____ u.
- Das Massenverhältnis m(Kohlenstoff) : m(Sauerstoff) in einem Kohlenstoffoxid ist 3 : 4. Welche Atommasse hat dann Kohlenstoff? m(1 Kohlenstoffatom) = _____ u.
- Das Massenverhältnis m(Magnesium) : m(Sauerstoff) im Magnesiumoxid ist ca. 3 : 2. Welche Atommasse ergibt sich hieraus für Magnesium? m(1 Magnesiumatom) = _____ u.