

- 1.** Der Umgang mit richtig dosierten Stoffmengen bei chemischen Reaktionen ist das A und O der Chemie—Praxis. Das leuchtet sofort ein, wenn man bedenkt, dass nach den zweiten chemischen Grundgesetz Stoffe stets in einem bestimmten Massenverhältnis reagieren (*Gesetz der konstanten Proportionen*).

Hält man beim Zusammengeben der Stoffe dieses von der Natur vorbestimmte eine Verhältnis nicht ein, - so läuft zwar dennoch eine Reaktion ab,

- aber je nach Dosierung bleibt vom einen oder vom anderen Stoff
- eine bestimmte Menge übrig, die über den Rahmen des richtigen Verhältnisses hinausging. Sie ist mit dem Reaktionsprodukt vermenget, stellt also eine Verunreinigung dar und muss in mühseligen und kostspieligen Trennverfahren beseitigt werden; bei teuren Ausgangsstoffen ist das zudem eine teure Angelegenheit; im großindustriellen Maßstab kann das Millionen bedeuten.

Es ist daher nicht verwunderlich, wenn die Chemiker den Grundsatz beherzigen:

„Erst wägs, dann wags“!

## **2. Masse von Teilchen**

Nun hat aber das Abmessen von Stoffmengen in der Chemie einen Haken; was da bei chemischen Reaktionen miteinander in Verbindung tritt sind Atome, Moleküle, Ionen, also kleinste Teilchen. Und diese sind unvorstellbar klein. Entsprechend winzig ist ihre Masse, wenn sie in der üblichen Masseneinheit Gramm ausgedrückt wird.

So wiegt beispielsweise ein Wasserstoff-Atom 0,000 000 000 000 000 000 000 00167 g  
=  $1,67 \cdot 10^{-24}$  g

Wer wollte rechnerisch mit solchen Zahlen umgehen? Da wäre die Angabe des Gewichts eines Briefes in Tonnen (ca. 0,000 02 t) ein Kinderspiel dagegen.

Man hat daher eine neue Masseneinheit geschaffen, nämlich **1u** (vom Englischen „*atomic mass unit*“), also 1 atomare Masseneinheit.

- 1u entspricht der Masse eines Wasserstoffatoms, des leichtesten aller Atome.

- Hat ein Atom eine 16 mal größere Masse, so wiegt es also 16u; man sagt, es wiegt 16 Wasserstoffatome auf.

Die Atommassen in u sind für sämtliche Atomarten in internationalen abgestimmten Tabellen verzeichnet.

Es ist natürlich jetzt auch kein Problem, die Masse von Molekülen in u anzugeben. Man hat nur die Massen der im Molekül enthaltenen Atome zu addieren:

-- Beispiel für das NH<sub>3</sub> – Molekül (Ammoniak): 14u (N) + 3 mal 1u (H) = 17 u (NH<sub>3</sub>)

**Aufgabe:** Berechne mit Hilfe der Atommassentabelle die Molekülmassen von

- a) CO<sub>2</sub> (Kohlendioxid), b) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (Schwefelsäure), c) CCl<sub>4</sub> (Tetrachlor-Kohlenstoff und d) N<sub>2</sub>H<sub>4</sub> (Hydrazin)

### 3. Stoffmenge mol (=Teilchenmenge)

Mit der Einheit u sind wir noch nicht am Ziel. Denn wenn wir mit wägbaren Stoffportionen umgehen, befindet sich darin eine nicht abzählbare Menge von Teilchen. Aber auch da gibt es einen Ausweg. Man schafft neue Zähleinheit. So wie man Knöpfe im Dutzend (12 Stück) oder Eier im Schock (60 Stück) kaufte, so gehen wir jetzt bei den Teilchen mit der Mengeneinheit " mol " um.

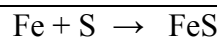
Wir definieren : Die Anzahl von  $6,023 \cdot 10^{23}$  Teilchen nennt man 1 mol Teilchen.

--5 mol enthielten also 5 mal  $6,023 \cdot 10^{23} = 3,0115 \cdot 10^{24}$  Teilchen ;

-- 1/10 mol wären  $6,023 \cdot 10^{22}$  Teilchen.

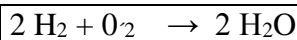
*Es wäre ein weiter, mit der Entwicklungsgeschichte der Chemie zusammenhängender Weg zu gehen, um diese merkwürdige Zahl zu verstehen. Wir verzichten an dieser Stelle darauf.*

**Was aber hat der Molbegriff gebracht ?** An der Reaktionsgleichung



ist erkennbar, dass eine vollständige Umsetzung der Ausgangsstoffe (unser Ziel !!!) nur dann erfolgen wird, wenn auf 1 Eisenatom genau 1 Schwefelatom kommt - nicht mehr und nicht weniger-. Diese vorgeschriebene Relation ist aber genau dann gewahrt, wenn 1 mol Eisenatome mit 1 mol Schwefelatomen reagiert, denn dann enthalten beide Mengen gleiche Anzahl von Atomen. Diese Relation 1 mol Eisen zu 1 mol Schwefel gewährleistet genau das zu Anfang angesprochene Verhältnis der Stoffmengen für diese Reaktion.

Ein anderes Beispiel:



Hier müssen auf 1 Sauerstoffmolekül genau 2 Wasserstoffmoleküle kommen, um restlosen Umsatz zu garantieren. Oder anders gesagt: 1 mol Sauerstoffmoleküle fordert genau 2 Mol Wasserstoffmoleküle.

### 4. Um praktisch arbeiten zu können, müssen die „mole“(Teilchenanzahl) in Gramm (Masse) wägbare gemacht werden. Dies wird möglich, weil die Masseneinheiten u und über die sogenannte

**Avogadrosche Zahl (N )** verknüpft sind:  **$6,023 \cdot 10^{23} \text{ u} = 1\text{g}$**

So viele atomare Masseneinheiten ergeben also 1 g.

Da 1 H-Atom aber die Masse 1 u hat, wiegen  $6,023 \cdot 10^{23}$  H-Atome [=1 mol H—Atome] = 1g

1C-Atom hat die Masse wiegt 12 u, ist also 12 mal so schwer wie 1 H-Atom. Dann wiegen 1 mol C-Atome auch 12 mal so viel wie 1 mol H-Atome, also 12 g.

1S-Atom wiegt 32 u und ist damit 32 mal schwerer als 1 H-Atom. 1 mol S-Atome wiegt 32g.

Vereinfacht kann man sagen:

***Diejenige Stoffportion in Gramm ausgedrückt, die zahlenmäßig der Atom- oder Molekülmasse entspricht, repräsentiert 1 mol des betreffenden Stoffes, also  $6,023 \cdot 10^{23}$  Teilchen.***

Die Masse dieser Portion bezeichnet man als **Molmasse** und wiegt sie in Gramm ab.

- Also 1 mol Schwefelatome  $\equiv$  32 g Schwefel
- 1 mol Wasserstoffmoleküle  $\equiv$  2 (!) g Wasserstoff
- 1 mol Ammoniakmoleküle  $\equiv$  17 g Ammoniak

Man sagt auch vereinfacht: 1 mol Schwefel  $\equiv$  32 g Schwefel usw.

**Aufgaben:** Welche Stoffportion stellen a) 1 mol  $\text{CO}_2$ ; b) 3,25 mol Wasser;  
c) 0,5 mol Schwefelsäure d)  $1/10$  mol  $\text{MgCl}_2$  dar?

## **5. Konzentration wässriger Lösungen:**

Sehr viele, ja die meisten Reaktionen finden im gelösten Zustand statt. Nun ist Lösung nicht gleich Lösung. Die eine enthält im selben Volumen eine geringe Zahl. viele kleinste Teilchen, die andere nur

Die Konzentrationen können also sehr unterschiedlich sein. Will man auch hier die Teilchenzahlen aufeinander abstimmen, muss man die Konzentrationen kennen und überhaupt erst einmal ein Maß dafür festlegen. Es dürfte klar sein, dass das Mol wiederum Basis ist.

**Definition:** Die Einheit der Konzentration ist 1 mol pro Liter Lösung [Einheit 1 mol/l]

Liegt eine 1 molare Lösung vor, so sind in jedem Liter dieser Lösung 1 mol Teilchen vorhanden.

-- Bei einer 0,2-molaren Lösung wären es 0,2 mol Teilchen pro Liter Lösung.

Natürlich muss nicht immer gerade 1 Liter Lösung hergestellt werden, um eine 1-molare Lösung zu erhalten. Auch  $1/10$  mol auf „100 ml „(=0,1 Liter ) ergibt eine 1-molare Lösung!

Die Konzentration ist darin ebenso groß, wie wenn man 1 mol zu 1 Liter Lösung auflöst. -----  
--Entsprechend brauchte man für 5,2 Liter der 1-molaren Lösung eben 5,2 mol Stoff in 5,2 l Lösung.

### **Aufgaben:**

- 1, Wie viel Gramm Kochsalz braucht man für  $1/2$  Liter einer 0,1- molaren Kochsalzlösung ?  
Wie viel Gramm sind dann in 10 ml dieser Lösung enthalten und wie viel mol sind das ?
2. Wie viel Gramm Natriumsulfat ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) bleiben beim Abdampfen des Lösungswassers aus 350 ml einer 0,15-molaren  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  -Lösung zurück ?
3. Wie viel Milliliter 0,1-molarer Natronlauge (wässrige Lösung von NaOH) benötigt man zur genauen Neutralisation von 200 mL 0,5 molarer Salzsäure (wässrige Lösung von HCl) ?