

CHEMIE Q1

Liebe Schülerinnen und Schüler,

Nachfolgend findet ihr Aufgaben für die nächsten Wochen. Nach jeder Einheit (auf den AB) gibt es einen Multiple Choice Test, mit dem ihr euer Können überprüfen könnt (wird nicht benotet!!!). Diesen Test schicke ich euch auf Nachfrage. Gerne könnt ihr mich zu fachlichen Fragen kontaktieren. Meine E-Mailadresse lautet: Kathrin.scholz@rhgym-hagen.de

Wenn ihr mögt, habe ich noch mehr Aufgaben zur Stoffvertiefung für euch. Gerne können wir versuchen „Verständnislücken von früher“ zu stopfen. Gebt mir einfach kurz Bescheid.

Für die nächsten Tage wünsche ich euch alles Gute und bleibt gesund.

Eure Frau Scholz

P.S.: Nicht vergessen: Optimismus heißt rückwärts Sumsi mit Po!!! 😊

Buch: S. 86 Nr. 1-5; S. 89 Nr. 1-8

„Namen und Molekülformen wichtiger Säuren“: Tabelle auf dem letzten AB auswendig lernen!

Strategisch wünschenswertes Vorgehen bei Fragen:

1. überlegen
2. im Buch nachlesen
3. mit diversen ChemieProfiWhatsAppKlassengruppen oder einfach per Telefon mit Freunden besprechen
4. dann erst Frau Scholz fragen 😊

Mol und Co

(Tour de Chemie)

[erstellt von Dr. Stephan Kienast]

- 0) Die Teilchen sind klein, ganz klein! (Folie)
- I) Erste Etappe: Die Atommasse
 - Eine alte Vermutung wird bestätigt
 - Die atomare Masseneinheit (atomic mass unit)
 - Die Atommasse im PSE
 - Abschlussübung (Multiple – Choice – Test)
 - Sicherung (Test mit offener Antwortmöglichkeit)
- II) Zweite Etappe: Die Molekülmasse
 - Von der Ordnung der Stoffe ...
 - ... über den Holzkohlegrill ...
 - ... zur Molekülmasse
 - Abschlussübung (Multiple – Choice – Test)
 - Sicherung (Test mit offener Antwortmöglichkeit)
- III) Dritte Etappe: Die Abzähleinheit Mol
 - Stoffportionen im Alltag
 - Von Schuhen, Bierdosen und Eiern
 - Warum die Zahl 10^{23} durchaus mit Vernunft gewählt wurde
 - Abschlussübung (Multiple – Choice – Test)
 - Sicherung (Test mit offener Antwortmöglichkeit)
- IV) Vierte Etappe: Die molare Masse
 - Eine kleine Wiederholung am Anfang
 - Rechnen mit Formeln? Sieht schlimmer aus als es ist!
 - Abschlussübung (Multiple – Choice – Test)
 - Sicherung (Test mit offener Antwortmöglichkeit)
- V) Fünfte Etappe: Das molare Volumen
 - Über die Steigung zu neuen Erkenntnissen
 - Wo steckt der Fehler?
 - Abschlussübung (Multiple – Choice – Test)
 - Sicherung (Test mit offener Antwortmöglichkeit)
- VI) Sechste Etappe: Konzentrationen
 - Von Massenprozent ...
 - ... über Volumenprozent ...
 - ... zu Konzentration in mol/L
- VII) Abschluss der Sequenz mit einer typischen Klausuraufgabe

$m(\text{Wasserstoff - Atom}) = 1u$
 $m(\text{Lithium - Atom}) = 7u$
 $m(\text{Kohlenstoff - Atom}) = 12u$
 usw.

Natürlich ist auch eine Umrechnung zwischen der atomaren Masseneinheit und den im Alltag gebräuchlichen Masseneinheiten möglich. Es gilt:

$$1u = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Dieser auf den ersten Blick sehr ungewöhnliche Zusammenhang lässt sich vielleicht etwas besser verstehen, wenn man ihn mit dem analogen Zusammenhang für die Masseneinheit „Tonne“, einer uns aus dem Alltag eher bekannten Masseneinheit, vergleicht. Es gilt: $1t = 1000kg = 1000000g = 1 \cdot 10^6 g$. Bei einer Tonne handelt es sich also um eine relativ große Masse. Ein u muss demnach eine winzig kleine Masse sein.

1.3) Die Atommasse im PSE!

In vielen Chemie-Unterrichtsräumen an Schulen und Hochschulen hängt eine Wandtafel mit dem Periodensystem der Elemente (PSE). Darauf sind die chemischen Elemente nach einem einheitlichen Schema angeordnet, auch wenn es Varianten in der Gestaltung gibt. Die Masse eines einzelnen Atoms, also die Atommasse, ist eine wichtige Information. Deshalb wird in (fast) allen Periodensystemen neben dem Symbol und der Ordnungszahl auch die Atommasse angegeben.

Aus Gründen der Übersichtlichkeit wird dabei die Atommasse nicht in der Einheit „Gramm g“ oder „Kilogramm kg“ sondern in der „atomaren Masseneinheit u“ angegeben.

Das Periodensystem der Elemente

Ordnungszahl — 1 — Symbol — Vorkommen
 Masse (u) — 1,0079 —

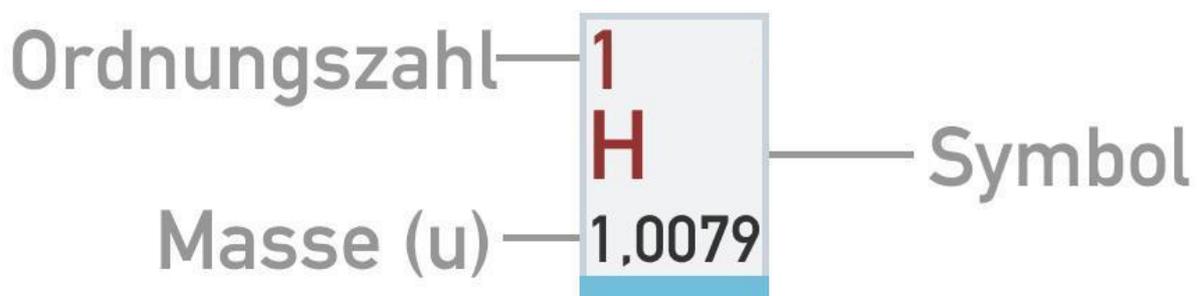
x fest o natürlich
 x flüssig o nat. radioaktiv
 x gasförmig † synthetisch

Serie

- Alkalimetall
- Erdbalkalimetall
- Lanthanoid
- Actinoid
- Übergangsmetall
- Halbmetall
- Metalloid
- Nichtmetall
- Halogen
- Edelgas

Innere Übergangsmetalle (Lanthanoide und Actinoide)

(c) Copyright 2008 Periodensystem.info - Alle Rechte vorbehalten. Vervielfältigung nur mit Genehmigung.



Zweite Etappe: Die Molekülmasse

2.1) Von der Ordnung der Stoffe ...

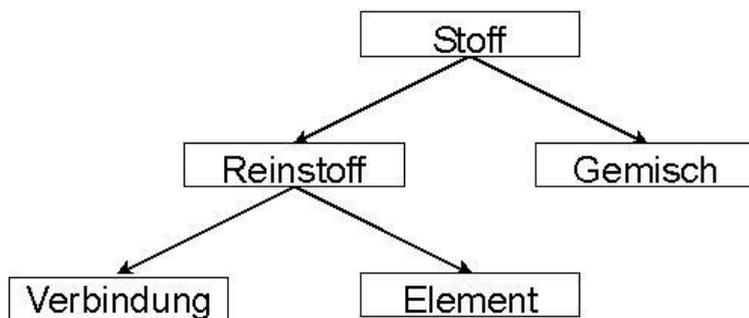
JOHN DALTON (siehe erste Etappe) formulierte in seinem im Jahre 1808 veröffentlichten Buch *New system of chemical philosophy* folgende Annahmen:

Stoffe bestehen aus kleinsten Teilchen, den Atomen. Diese sind unteilbar.

Die Atome eines chemischen Elementes sind gleich, sie haben die gleiche Masse.

Bei chemischen Reaktionen bleiben die Atome der Elemente erhalten, sie werden nur umgruppiert.

Seit jener Zeit haben sich die wissenschaftlichen Erkenntnisse weiter entwickelt. Einige Atome sind teilbar (siehe Radioaktivität und Kernspaltung). Auch haben nicht alle Atome eines chemischen Elementes die gleiche Masse (siehe Isotopie). Beschränkt man sich aber auf „gewöhnliche“ chemische Reaktionen und lässt man die eh nur bei wenigen Atomen deutlich zutage tretenden Isotopieeffekte außer Acht, so helfen DALTONS Annahmen doch sehr, eine gewisse Ordnung in die Welt der Stoffe zu bringen:



Bei allen Stoffen handelt es sich entweder um Reinstoffe oder Gemische. Den Unterschied verrät ein Blick auf die Teilchenebene. In einem Gemisch können unterschiedliche Teilchen nebeneinander vorliegen. In einem Reinstoff sind alle Teilchen gleich. Durch physikalische Trennmethode (Destillation, Extraktion, usw.) lassen sich Gemische in Reinstoffe auftrennen. Die einzelnen Teilchen verändern sich bei diesen Trennverfahren nicht.

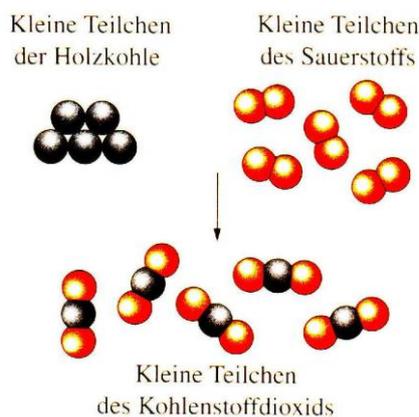
Bei allen Reinstoffen wiederum handelt es sich um Verbindungen oder Elemente. Auch hier verrät ein Blick auf die Teilchenebene den Unterschied. Bei den Teilchen der Elemente handelt es sich um Atome. Bei den Teilchen der Verbindungen handelt es sich um Moleküle. Diese wiederum sind aus einzelnen Atomen aufgebaut. Dieser Aufbau verrät auch, wie aus Verbindungen Elemente gewonnen werden können. Durch chemische Reaktionen lassen sich die Moleküle in Atome aufspalten. Aus Verbindungen entstehen Elemente.

2.2) ... über den Holzkohlegrill ...

Alle Stoffe bestehen aus kleinen Teilchen. Diese kleinen Teilchen können wiederum aus einem oder mehreren noch kleineren Bausteinen aufgebaut sein. Diese Bausteine heißen Atome. (Der subatomare Aufbau eines Atoms aus Elektronen, Protonen und Neutronen spielt für chemische Abläufe eine weniger wichtige Rolle und soll deshalb an dieser Stelle nicht diskutiert werden.) Im Laufe einer chemischen Reaktion lagern sich die Bausteine der kleinen Teilchen zu anderen kleinen Teilchen zusammen. Dieser Vorgang soll an einem Beispiel näher betrachtet werden, dem Verbrennen von Holzkohle.



Bei der Verbrennung von Holzkohle liegen als Ausgangsstoffe Holzkohle und Sauerstoff vor. Holzkohle besteht aus Kohlenstoffteilchen, Sauerstoff aus Sauerstoffteilchen. Kohlenstoff ist ein Element. Folglich handelt es sich bei den Kohlenstoffteilchen um Atome. Auch bei Sauerstoff handelt es sich um ein Element. Folgerichtig müsste es sich auch bei den Sauerstoffteilchen um Atome handeln. Leider macht hier die Natur eine kleine Ausnahme. Genaue Untersuchungen zeigen, dass es sich bei den Teilchen des Sauerstoffs um Moleküle handelt. Dabei ist jedes Sauerstoff-Molekül aus zwei Sauerstoff-Atomen zusammengesetzt. (Diese Ausnahme gilt noch für wenige weitere Elemente. Es handelt sich um Wasserstoff, Stickstoff, Fluor, Chlor, Brom und Iod.) Zurück zur chemischen Reaktion: Im Verlaufe der Verbrennung von Holzkohle bildet sich ein neuer Stoff, Kohlenstoffdioxid. Auf der Ebene der Teilchen betrachtet bedeutet dies, dass sich die ursprünglich vorliegenden Teilchen neu zusammenlagern. Die Sauerstoff-Moleküle werden zunächst gespalten, anschließend bilden je zwei Sauerstoff-Atome und ein Kohlenstoff-Atom ein Kohlenstoffdioxid-Molekül.



Beim Verbrennen der Holzkohle bleiben, wie bei jeder anderen chemischen Reaktion, alle Bausteine der kleinen Teilchen erhalten. Die Bausteine können niemals verschwinden. Ebenso wenig können Bausteine aus dem Nichts auftauchen. Daher haben alle Reaktionsprodukte nach der Reaktion auch immer die gleiche Masse wie alle Ausgangsstoffe vor der Reaktion (Massenerhaltungsgesetz).

2.3) ... zur Molekülmasse

Gegen Ende der ersten Etappe wurde darauf hingewiesen, dass die Masse eines Atoms aus (fast) jedem PSE abgelesen werden kann. Da sich im Laufe einer chemischen Reaktion die Atome nur neu zusammenlagern, geht keine Masse verloren. Die Masse eines Moleküls lässt sich damit durch Addition der Atommassen der am Aufbau des Moleküls beteiligten Atome bestimmen. Das bedeutet z. B. für ein Kohlenstoffdioxid-Molekül:

$$m(\text{CO}_2 - \text{Molekül}) = m(\text{C} - \text{Atom}) + 2 \cdot m(\text{O} - \text{Atom}) = 12,0u + 2 \cdot 16,0u = 44,0u$$

Dritte Etappe: Die Abzählleinheit Mol

3.1) Stoffportionen im Alltag

Aus der unvorstellbaren Winzigkeit der Atome ergibt sich neben der geringen Masse eine weitere Konsequenz. Wird in einem Schul- oder Hochschul-Labor gearbeitet, so liegen die Massen der eingesetzten Stoffportionen gewöhnlich im Grammbereich.



In einer solchen Portion muss sich dann aber eine unvorstellbar große Zahl an Teilchen befinden. So zeigen dann auch genaue Untersuchungen, dass zum Beispiel in einem Gramm Nickel etwa 10 Trilliarden Nickel-Atome enthalten sind, das ist eine 1 mit immerhin 22 Nullen. Für die **Teilchenzahl N** in einem Gramm Nickel erhält man demnach:

$$N(\text{Nickel-Atome}) = 10000000000000000000000$$

Mit Hilfe der Exponential Schreibweise lässt sich natürlich auch diese ungeheuer große Zahl einfacher schreiben:

$$N(\text{Nickel-Atome}) = 1 \cdot 10^{22}$$

Trotzdem bleibt der Umgang mit solchen Zahlen sehr umständlich. Aus diesem Grunde wurde im Jahr 1971 für den atomaren Bereich eine neue physikalische Größe, die **Stoffmenge n** eingeführt.

3.2) Von Schuhen, Bierdosen und Eiern

Aus dem Alltag bekannt ist die Abzählleinheit „Paar“. Wenn von einem Paar Schuhen gesprochen wird, so ist immer die Anzahl „zwei“ gemeint:

$$N(\text{Schuhe}) = 2.$$

Das kann nun auch mit der neuen physikalischen Größe ausgedrückt werden:

$$n(\text{Schuhe}) = 1 \text{ Paar}$$



Würde im Labor mit einem „Paar“ Nickel-Atome gearbeitet, so müssten $m(\text{Nickel-Atome}) = 2 \cdot 58,7 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 2,0 \cdot 10^{-22} \text{ g}$ Nickel abgewogen werden – das ist weit entfernt von jeder Laborrealität.

Die angewandte Abzählleinheit muss also vergrößert werden. Ebenfalls aus dem Alltag bekannt ist die Abzählleinheit „Sixpack“. Ein Sixpack enthält gewöhnlich sechs Dosen Bier:

$$N(\text{Bierdosen}) = 6$$

Durch die neue physikalische Größe ausgedrückt erhalten wir:

$$n(\text{Bierdosen}) = 1 \text{ Sixpack}$$



Würde im Labor mit zwei „Sixpack“ Nickel-Atome gearbeitet, so müssten $m(\text{Nickel-Atome}) = 2 \cdot 6 \cdot 58,7 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 11,8 \cdot 10^{-22} \text{ g}$ Nickel abgewogen werden – ebenfalls höchst unrealistisch.

Wird die Einheit weiter vergrößert, so kommt man bei einem „Dutzend“ an.
Mit einem Dutzend Eier sind immer zwölf Eier gemeint:

$$N(\text{Eier}) = 12$$

Auch hier lässt sich mit der neuen physikalischen Größe arbeiten:

$$n(\text{Eier}) = 1 \text{ Dutzend}$$



Würde im Labor mit vier „Dutzend“ Nickel-Atome gearbeitet, so müssten $m(\text{Nickel-Atome}) = 4 \cdot 12 \cdot 58,7 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 4,8 \cdot 10^{-21} \text{ g}$ Nickel abgewogen werden – immer noch befindet man sich weit ab von jeder tatsächlichen Laborarbeit.

Die Abzähleinheit, mit der im Labor vernünftig gearbeitet werden kann, muss viel größer als „Paar“, „Sixpack“ oder „Dutzend“ sein. Eingeführt wurde zu diesem Zweck die Abzähleinheit „Mol“. Mit einem Mol Teilchen sind immer $6,02 \cdot 10^{23}$ Teilchen gemeint:

$$N(\text{Teilchen}) = 6,02 \cdot 10^{23}$$

Würde nun also im Labor mit zwei Mol Nickel-Atomen gearbeitet, so müssten $m(\text{Nickel-Atome}) = 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 58,7 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 117,3 \text{ g}$ Nickel abgewogen werden, eine durchaus vernünftige Größenordnung.

Ein weiteres Beispiel soll diese Vorgehensweise noch einmal verdeutlichen: Im Labor wurden 24 Gramm Kohlenstoff abgewogen. Da ein Mol Kohlenstoff die Masse 12 Gramm besitzt, wurde also die Stoffmenge $n(\text{C}) = 2 \text{ mol}$ abgewogen.

3.3) Warum die Zahl $6,02 \cdot 10^{23}$ durchaus mit Vernunft gewählt wurde

Auf den ersten Blick scheint die Abzähleinheit „Mol“ rein willkürlich eingeführt worden zu sein. Auch kann man sich unter der Zahl $6,02 \cdot 10^{23}$ nichts Vernünftiges vorstellen. Warum kann diese unglaubliche Zahl trotzdem den Überblick deutlich vereinfachen?

Um diese Frage zu beantworten wird nun die Masse von einem Mol Kohlenstoff-Atomen berechnet. Es gilt:

$$m(\text{C-Atome}) = n(\text{C-Atome}) \cdot m(\text{C-Atom})$$

$$m(\text{C-Atome}) = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 12 \text{ u}$$

$$m(\text{C-Atome}) = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 12 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$m(\text{C-Atome}) = 12 \text{ g}$$

Als Ergebnis für die Masse von einem Mol C-Atome in der Einheit „Gramm“ erhält man den gleichen Zahlenwert, wie er sich für die Masse eines C-Atoms in der Einheit „u“ ergibt. Und das ist kein Zufall. Für jedes Element im PSE ist die angegebene Atommasse in der Einheit „u“ vom Zahlenwert her identisch mit der Masse eines Mols der Element-Atome in der Einheit „Gramm“ - eine große Vereinfachung!