

### (3) ATOM, FORMEL, REAKTIONEN, ATOMMASSE UND MOL.

☞ Übungsbeispiele (siehe auch Übungsblatt), bei denen Du *nur* Koeffizienten ergänzen sollst:



#### Atommasse und Stoffmenge:

##### Die Atommasse:

Die **ATOMMASSE** ist, wenig überraschend, die Masse eines Atoms. Dalton glaubte noch, man werde sie nie absolut messen können, doch im vorigen Jahrhundert wurden große Anstrengungen unternommen, sie mit klassischen Methoden zu bestimmen, während unser Jahrhundert das Massenspektrometer brachte (folgt später). Dalton führte die **RELATIVE ATOMMASSE** ein und teilte dem Wasserstoffatom den Wert 1 zu, weil er es für das leichteste Atom überhaupt hielt (was es ist). *Absolut* beträgt die Masse eines Wasserstoffatoms  $1,674 \cdot 10^{-27}$  kg. In der Chemie (und in der Physik) geben wir das lieber (mehr oder weniger Dalton folgend) so an: 1,00794u. Die Abkürzung u steht für *atomic mass unit*, atomare Masseneinheit, kurz **unit** (in der Biochemie nennt man das unit oft Dalton).

☞ ☒ Berechne aus Obigem den Wert von 1u.

Merksatz: 1u ist definiert als der zwölfte Teil der Masse eines Kohlenstoffatoms mit 12 Kernteilchen ( $^{12}\text{C}$ ). Wir werden immer gerundete Werte (wie im PSE) verwenden. Die m eines Wasserstoffatoms beträgt (etwa) 1u.

##### Die Stoffmenge:

Um eine **STOFFPORTION** abzumessen, kann man natürlich einfach die Masse (in der Chemie meist in Gramm) nehmen. Es ist allerdings praktischer, auf die Zahl der Teilchen in einer bestimmten Masse zu achten:

Die Einheit der **STOFFMENGE** ist das Mol. 1 mol jedes Stoffes enthält (gerundet)  $6 \cdot 10^{23}$  Stück Teilchen.

Bei leichten Stoffen (aus leichten Atomen) hat ein mol eine geringe Masse: 1mol Helium: 4,0026g, gerundet 4g. Ein mol Eisen hingegen ist natürlich viel schwerer: 55,847g, gerundet 55,8g. In Zukunft werde ich *nur mehr die gerundeten Werte* (wie in Deinem PSE) verwenden! Ein bisschen schwierig ist es z. B. beim Wasserstoff:  $6 \cdot 10^{23}$  Wasserstoffteilchen haben die Masse 2g, weil jedes Teilchen aus zwei Atomen besteht ( $\text{H}_2$ !). Ebenso aufpassen muss man bei allen anderen zweiatomigen Elementen, also bei  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$  sowie den Halogenen  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ ! *Ganz korrekt* wäre übrigens die Angabe: 1 mol  $\text{H}_2$  hat die Masse 2g/mol.

☞ Schau Dir die Beispiele molarer Mengen in den Fläschchen an!

☞ ☒ Berechne: Wie viel ist 1mol von:

NAME	FORMEL	1MOL:			
Wasser	$\text{H}_2\text{O}$	...	Ammoniak	$\text{NH}_3$	...
Schwefeldioxid	$\text{SO}_2$	...	Methan	$\text{CH}_4$	...
Natriumchlorid	$\text{NaCl}$	...	Tetrachlormethan	$\text{CCl}_4$	...
Natriumhydroxid	$\text{NaOH}$	...	Kupfersulfat	$\text{CuSO}_4$	...
			Salzsäure	$\text{HCl}$	...

Das Mol braucht man also, damit man für eine chemische Reaktion die richtigen Mengen nimmt. Im folgenden Beispiel soll jedes Eisenatom ein Schwefelatom finden:

Eisen +	Schwefel	→	Eisensulfid	(Namen)
Fe +	S	→	FeS	(Formeln)
$6 \cdot 10^{23}$	$6 \cdot 10^{23}$		$6 \cdot 10^{23}$	(Stückzahlen)
1mol	1mol		1mol	(molare Mengen)
55,8g	32,1g		87,9g	(Masse)

Für Lösungen: **STOFFMENGENKONZENTRATION**: ihre Einheit ist 1 mol pro Liter, kurz 1mol/l (oder  $1\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$ ). Auch hier der Vorteil, dass Lösungen gleicher Stoffmengenkonzentration genau zusammenpassen. Im Alltag gibt 's: Massenprozent oder Volumenprozent

#### Satz von Avogadro:

Gleiche Volumina verschiedener Gase haben gleich viele Teilchen (bei gleicher Temperatur und gleichem Druck).

Beispiel: In einem Liter Wasserstoff und in einem Liter Methan (beide von  $0^\circ\text{C}$  und  $p = 1013\text{hPa}$ ) sind gleiche viele Teilchen, nämlich etwa  $2,6 \cdot 10^{22}$  Stück. Auch in einem ganzen mol ist eine bestimmte Teilchenzahl:

Ein mol nimmt unter Standardbedingungen ( $t = 0^\circ\text{C}$ ,  $p = 1013\text{hPa}$ ) ein Volumen von 22,4L ein: das **MOLVOLUMEN** (dieser Wert gilt für ein ideales Gas).

Es existiert überdies ein wichtiger Zusammenhang zwischen der Masse eines Mols, seinem Volumen und der Dichte:

$$\text{Dichte } \rho = \frac{\text{Molmasse } M}{\text{Molvolumen}} = \frac{M}{22,4\text{L}}$$

(3) ATOM, FORMEL, REAKTIONEN, ATOMMASSE UND MOL.

Bsp.: Wasserstoff: 1mol H<sub>2</sub> hat eine m = 2g, das Molvolumen beträgt 22,4L ⇒ Dichte von Wasserstoff = . . .  
(Einheit nicht vergessen!)

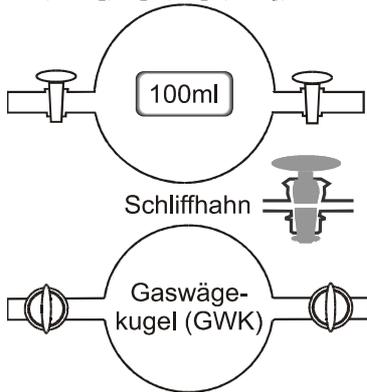
Kohlendioxid: ... und Sauerstoff: ...

Stickstoff: ... und Luft (unter der Annahme, sie bestünde aus 20% O<sub>2</sub> und 80% N<sub>2</sub>):

Um die Dichten von zwei Gasen zu vergleichen, kann man auch gleich die Massen je eines Mols verwenden: ρ ist direkt proportional M.

Welches Gas ist schwerer, Sauerstoff (O<sub>2</sub>) oder Kohlenmonoxid (CO)?

Suche (a) drei Gase *leichter* und (b) drei Gase *schwerer* als Luft: Tipp: Man kann für ein „Luftmolekül“ eine Masse von 29u annehmen. Auswahl diverser Gase: H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, CO, CO<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>, HCl, He, Ne, Ar, Kr, Xe, OF<sub>2</sub>, NO, NO<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>S, PH<sub>3</sub>, ...



**Versuche mit der Gaswägекugel:**

Hier soll gezeigt werden, wie einfach man die Dichte eines Gases messen kann.

Masse der GWK luftgefüllt: ..... Masse der GWK leer (evakuiert): .....

Es werden einfach 100ml Gas abgemessen und in einer Glaskugel gewogen: Dazu braucht man eine genaue Waage, weil 100ml Gas sehr wenig wiegen.

Masse der GWK und ...	Masse der Gasfüllung:	Dichte der Gasfüllung:
Luft: ...	...	...
CO <sub>2</sub> : ...	...	...
H <sub>2</sub> : ...	...	...
O <sub>2</sub> : ...	...	...
N <sub>2</sub> : ...	...	...

**Anwendungen der Stoffmenge:**

Tipp: Die Ansätze und Nebenrechnungen kannst Du auf der unbeschriebenen Blattrückseite unterbringen!

Durchgerechnete Aufgabe: Wie viel Gramm Eisen werden von einem mol Sauerstoff zu FeO oxidiert? Hilfe: Zuerst musst Du immer die Reaktionsgleichung aufstellen, die (richtigen!) Koeffizienten kannst du gleich als Molzahlen auffassen, dann auf die gewünschten (Fragestellung!) Mengen umrechnen (z.B. mittels Schlussrechnung):

2 Fe + O <sub>2</sub> → 2 FeO	Probe: 111,6g
2mol + 1mol → 2mol	+ 32,0g
111,6g + 32g → 143,6g	143,6g

Antwort:  
111,6g Eisen werden von einem mol Sauerstoff zu FeO oxidiert.

Aufgabe: Selbe Frage, aber diesmal entsteht Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>!

Aufgabe: Wasser aus den Elementen erzeugen: Wie viel Gramm Wasser kann man aus einem mol Wasserstoff herstellen? Wie viel Mol Sauerstoff braucht man dazu?

Antwort: ...g Wasser, ...mol Sauerstoff.

Aufgabe: Bildung von Kohlenmonoxid (Formel CO) aus Kohlenstoff: Wie viel mol, wie viel g Kohlenmonoxid entstehen aus 12g C?

Aufgabe: Wie viele mol Wasser können aus 100g Wasserstoffgas hergestellt werden?

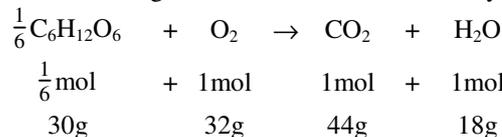
Aufgabe: Elektrolytische Zerlegung von Kochsalz: Wie viel mol, wie viel g Chlor entstehen aus 1 Kilogramm Kochsalz? Antwort: ...mol, ...g Chlor.

**Wie viel Sauerstoff verbraucht ein Mensch?**

Ansatz eine Reaktionsgleichung:



Da wir Sauerstoff zur Oxidation unserer Nahrung verbrauchen, stellt man sich unter X einen Nährstoff, unter XO<sub>2</sub> ein Ausscheidungsprodukt wie CO<sub>2</sub> und H<sub>2</sub>O vor. Energielieferanten sind die Kohlenhydrate, z.B. Glucose C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>, daher:



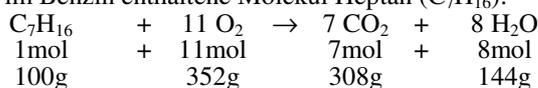
Wenn man für den Tagesenergieverbrauch eines Erwachsenen (knappe) 10 000kJ ansetzt, so kommt man damit auf etwa 420kJ pro Stunde. Diese Energiemenge steckt (laut Nährstoffabelle) etwa in 30g Kohlenhydrat, was „zufällig“ die Zahl

### (3) ATOM, FORMEL, REAKTIONEN, ATOMMASSE UND MOL.

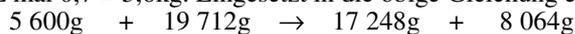
in der obigen Gleichung ist! Entsprechend braucht der Mensch (s.o.) 32g reinen Sauerstoff, also rund 22L unter Normbedingungen, das entspricht etwa 100L Luft oder  $0,1\text{m}^3$ .

#### Wie viel Sauerstoff verbraucht ein Auto?

Hier nehmen wir als „Nahrung“ das im Benzin enthaltene Molekül Heptan ( $\text{C}_7\text{H}_{16}$ ):



Mit 100g Treibstoff kommen wir aber nicht weit, für eine Stunde Fahrt braucht man ... Ja wie viel? Nehmen wir 80km/h und 10L Verbrauch auf 100km, so braucht das Auto 8L/80km – also pro Stunde 8L. Mit einer Dichte des Treibstoffes von  $0,7\text{g}/\text{cm}^3$  ergeben sich aus 8L mal  $0,7 = 5,6\text{kg}$ . Eingesetzt in die obige Gleichung ergibt:



Das Auto verbraucht pro Stunde fast 20kg Sauerstoff, das entspricht  $14\text{m}^3$  reinem  $\text{O}_2$  oder etwa  $65\text{m}^3$  Luft. Es werden gleichzeitig mehr als 17kg oder  $88\text{m}^3$  (immer unter Normbedingungen) des Treibhausgases Kohlendioxid gebildet.

## (4) Einige einfache Stoffe: $\text{H}_2$ , $\text{O}_2$ , und Luft.

### Wasserstoff:

Ich möchte hier das klassische Schema aller Bücher über **ALLGEMEINE CHEMIE** für die Behandlung eines Elements vorstellen: Es zählt auf: **VORKOMMEN**: wo kommt das Element FREI oder GEBUNDEN vor (*frei* heißt: nicht mit anderen Elementen verbunden – wie beispielsweise Sauerstoff in der Luft, *gebunden* heißt: in Verbindung mit einem oder mehreren anderen Elementen – wie Sauerstoff im Wasser), **HERSTELLUNG**: wie und woraus kann man das Element erzeugen (z.B. Chlor aus Kochsalz), **EIGENSCHAFTEN** (unterteilt in *physikalische* und *chemische*): – wie kann man das Element erkennen, was kann man für ein chemisches Verhalten erwarten und **VERWENDUNG** (im chemischen Labor, im Alltag und in der Technik). Interessant ist auch der chemische **NACHWEIS**.

**Vorkommen von Wasserstoff:** Elementar (das heißt als Element molekular als  $\text{H}_2$  oder atomar als H) ist er der häufigste Stoff im Universum, in der Erdatmosphäre kommt Wasserstoff nur in Spuren vor. Gebunden (das heißt, in einer Verbindung mit einem anderen Element, z.B.  $\text{H}_2\text{O}$ ) vor allem im Wasser und in organischen Verbindungen.

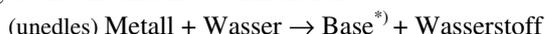
**Herstellung:** einst war die Herstellung im Labor von großer Bedeutung, z.B.:

☞  $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots + \text{H}_2$ , Versuche, die Reaktionsgleichung zu formulieren. Das zweite Produkt neben dem Wasserstoff färbt Indikatorpapier blau, ist also eine ...

Wiederholung: Säuren enthalten (zumindest wenn man sie mit Wasser verdünnt) eine große Menge **HYDRONIUMIONEN** ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ), Basen entsprechend **HYDROXIDIONEN** ( $\text{OH}^-$ ).

☞ Ergänze: Säuren färben Indikatorpapier ....., Basen färben Indikatorpapier .....

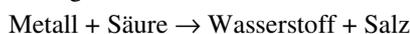
Allgemein kann man die oben dargestellte Reaktion so formulieren:



\*) oder Metallhydroxid

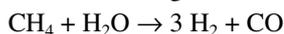
Bei edleren Metallen (hier Zn = Zink, verzinktes Blech findet man auf fast jedem Dach) muss man schon eine Säure statt des Wassers nehmen:

☞  $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 + \dots$  Ergänze das zweite Reaktionsprodukt. Durch Eindampfen der Flüssigkeit kann man zeigen, dass es ein salzartiger Stoff ist. Allgemein:



Die Herstellung von Wasserstoff durch Elektrolyse von Wasser kennst Du aus der Unterstufe, sie ist derzeit nur für Spezialanwendungen (hochreiner Wasserstoff) konkurrenzfähig.

**TECHNISCHE HERSTELLUNG:** Heute meist aus Kohlenwasserstoffen ( $\equiv$  Verbindungen aus C und H) wie z.B. Methan ( $\text{CH}_4$ ), Methan ist Hauptbestandteil des natürlichen Erdgases:



**Eigenschaften:** Siehst Du am besten an **VERSUCHEN MIT WASSERSTOFF:**

Im Wasserstoff erlischt eine Kerze (Abb.), Wasserstoff ist leicht und brennt gut, Wasserstoff explodiert in Gemischen mit Sauerstoff (Luft!): **KNALLGAS**.

**Nachweis:** Wasserstoff verbrennt zu Wasser.

**Verwendung:** Mengenmäßig wichtigster Verwendungszweck ist die Herstellung von Ammoniak ( $\text{NH}_3$ ), Schlüsselsubstanz zur Herstellung (fast) aller Stickstoffverbindungen. Die Hauptmenge wird zu Düngern weiterverarbeitet.

