Jeder kennt ihn; begehrt als Sammlerobjekt ziert er in unterschiedlichsten Gestaltungen die Setzkästen von Sammlern. Chemisch gesehen ist er allerdings nur ein Stückchen Eisenblech. Kunstvoll gebogen mit einer Dichtung versehen dient er zum Verschließen diverser Getränkeflaschen. Die Rede ist vom gemeinen Kronkorken. Er soll im Folgenden Grundlage für diverse chemische Betrachtungen sein:

Wie viele Atome sind in einem Kronkorken enthalten?

Diese Aufgabe lässt sich leicht lösen, wenn man bedenkt, dass sich die Gesamtmasse aus der Anzahl der Atome und der Masse eines Atoms errechnen lässt.
Es gilt:

$$m = N \cdot m(1-\mathrm{Fe})$$

wobei m die Gesamtmasse des Kronkorkens ist, N die Anzahl der Atome darstellt und m(1-Fe) gleich der Masse eines Atoms ist.
Die Masse m lässt sich leicht mit einer Waage bestimmen:

$$m = 2{,}3\mathrm{g}$$

Die Masse eines Eisenatoms gemessen in u (u = unit) entnehmen wir dem Periodensystem der Elemente:

$$m(1-\mathrm{Fe}) = 56\mathrm{u}$$

Für N errechnet sich:

$$N = \frac{m}{m(1-\mathrm{Fe})} \qquad N = \frac{2{,}3\mathrm{g}}{56\mathrm{u}}$$

Hier lässt sich vorläufig nicht weiterrechnen, da man g nicht gegen u kürzen kann. Es gibt allerdings eine Umrechnung zwischen beiden Größen

$$\boxed{1\mathrm{u} = \frac{1}{6 \cdot 10^{23}}\mathrm{g}}$$

somit ergibt sich für N:

$$\boxed{N = \frac{2{,}3\mathrm{g}}{56\dfrac{1}{6 \cdot 10^{23}}\mathrm{g}} = \frac{2{,}3 \cdot 6 \cdot 10^{23}}{56} = 2{,}46 \cdot 10^{22}}$$

Übungsaufgabe:

Wie viele Wassermoleküle sind in 1 Liter Wasser enthalten?

Lösung:

da die Dichte des Wassers 1 g/Ml ist, ergibt sich für die Masse:

$m(H_2O) = 1000$ g

Für die Masse eines Wassermoleküls gilt :

$m(1\text{-}H_2O) = (1+1+16)u = 18$ u

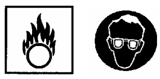
Für $N(H_2O)$ errechnet sich:

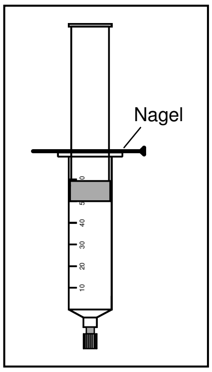
$$N(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{m(1-H_2O)} = \frac{1000g}{18u} = \frac{1000 \cdot 6 \cdot 10^{23}}{18} = 3{,}3 \cdot 10^{25}$$

Die Teilchenzahl in gasförmigen Stoffen

Bislang haben wir einen Feststoff und eine Flüssigkeit untersucht. Betrachtet man jedoch Gase, so trifft man hier auf eine Besonderheit. Dies soll im Folgenden näher experimentell untersucht werden:

Teilchenzahl in einem Gasvolumen

Geräte:	**Chemikalien:**	**Sicherheit:**
• 50 mL-Spritze mit Querloch im Stempel bei 50 mL • Blindstopfen • Nagel • Waage (0,001 g genau)	• Gase in Druckgasflaschen (CO_2, N_2, O_2) • He im Luftballon	



Durchführung: Die Spritze wird mit dem Blindstopfen verschlossen und durch Herausziehen des Stempels ein Vakuum erzeugt. Bei der Markierung 50 mL wird der Stempel durch einen Nagel, der durch den Stempel geschoben wird, fixiert. Sodann wird die Masse bestimmt. Danach werden 50 mL der ausstehenden Gase eingefüllt und die Masse erneut bestimmt (Nagel nicht vergessen!).

Beobachtung: Aus der Differenz erhält man die Masse von 50 mL des jeweiligen Gases.

Messwerte:

	Gasart	**Formel**	**m/g**	**V/mL**	**Molekül-masse/u**	**N**
1	Stickstoff	N_2	0,049	49	28	$1{,}05 \cdot 10^{21}$
2	Kohlendioxid	CO_2	0,083	49	44	$1{,}1 \cdot 10^{21}$
3	Sauerstoff	O_2	0,062	49	32	$1{,}2 \cdot 10^{21}$
4	Helium	He	0,006	49	4	$0{,}9 \cdot 10^{21}$

Rechengang: (Beispiel Stickstoff)

$$N = \frac{m}{m(1-\text{Molekül})} = \frac{0{,}049\,g}{28\,u} = \frac{0{,}049}{28 \cdot \frac{1}{6 \cdot 10^{23}}} = 1{,}05 \cdot 10^{21}$$

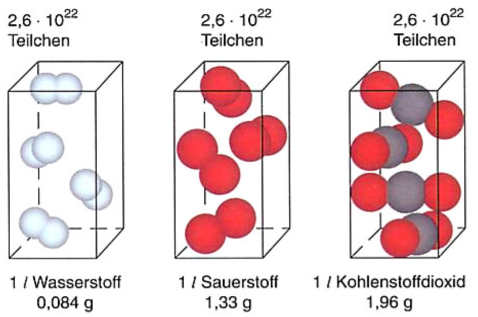
Erstaunlich ist, dass die Zahl der Teilchen, seien es Moleküle oder Atome in jeweils 49 mL der verschiedenen Gase gleich ist.

AVOGADRO hat dies schon 1811 in einer Hypothese formuliert:

Satz des AVOGADRO

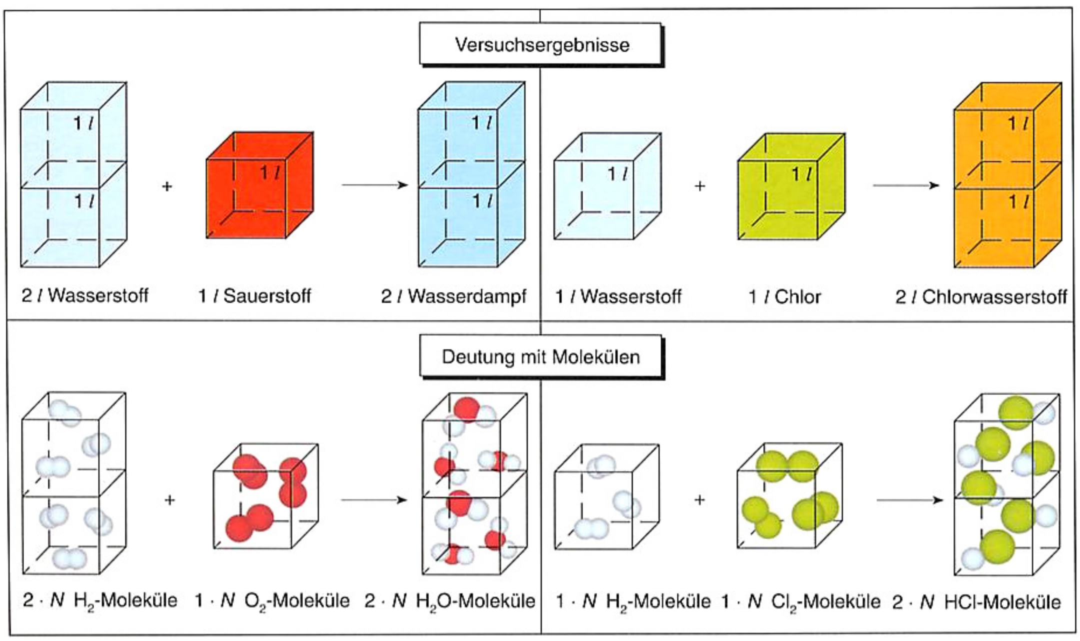
In gleichen Volumina verschiedener Gase sind gleich viele Teilchen enthalten, wenn der Druck der Gasportionen und deren Temperatur gleich sind.

Beispiele:



Bei 0°C und 1013 hPa sind in 1 Liter Gas $2{,}6 \cdot 10^{22}$ Teilchen enthalten

AMADEO AVOGADRO
(1776-1856)



$2\,H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\,H_2O(g)$ $1\,H_2(g) + 1\,Cl_2(g) \rightarrow 2\,HCl(g)$

Ein Kronkorken reagiert!

Nunmehr soll ein Kronkorken chemisch reagieren. Er besteht aus Eisen und kann daher gut mit Schwefel umgesetzt werden. Es entsteht dann Eisensulfid; eine chemische Reaktion, die allen gut bekannt ist. Damit die Reaktion zügig abläuft sollte man den Kronkorken zu feinem Eisenpulver verarbeiten. Die Frage ist, welche Masse an Schwefel mit diesen 2,3g Eisen reagiert.
Auch hier seien zunächst einige grundsätzliche Überlegungen angestellt:

$$\mathrm{Fe} + \mathrm{S} \rightarrow \mathrm{FeS}$$

Damit die Reaktion vollständig abläuft muss man den Eisenatomen genau die passende Anzahl an Schwefelatomen anbieten. Dies wird deutlich, wenn man vor die reagierenden Elementsymbole die entsprechenden „stöchiometrischen Faktoren“ setzt:

$$1\mathrm{Fe} + 1\mathrm{S} \rightarrow \mathrm{Fe}_1\mathrm{S}_1$$

Normalerweise werden sie weggelassen, da sie 1 betragen.

Übersetzt heißt die Gleichung:

1 Eisenatom reagiert mit 1 Schwefelatom zu einer Formeleinheit (FE) Eisensulfid

Das Atomzahlenverhältnis ist im Eisensulfid 1 : 1

Wir werden sehen, dass den stöchiometrischen Faktoren noch eine weitere Bedeutung zukommt. Dazu gehen wir folgendermaßen vor.

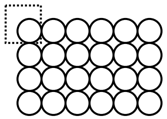
Wir betrachten zunächst die Welt der kleinsten Teilchen und versuchen dann durch Vervielfachen der Atome bzw. Formeleinheiten in den sichtbaren Bereich vorzustoßen. Es sei jetzt schon gesagt, dass man sinnvollerweise als Multiplikator die Zahl $6 \cdot 10^{23}$ wählt.
Die Überlegungen sind in der folgenden Abbildung aufgeführt.
Im linken Bereich ist das chemische Geschehen angegeben; im rechten Bereich die Massenverhältnisse.

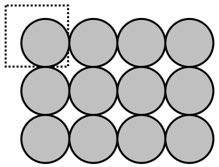
$Fe + S \rightarrow FeS$

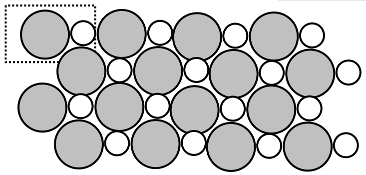
$1\ Fe + 1\ S \rightarrow 1\ FeS$

1 Atom Fe + 1 Atom S → 1 FE Eisensulfid

atomarer Bereich







FE = Formeleinheit

Atommassen in u:

m(1-Fe-Atom) = 56 u

m(1-S-Atom) = 32 u

m(1-FE-Eisensulfid) = 56u + 32u = 88u

$$\boxed{1u = \frac{1}{6 \cdot 10^{23}}\,g}$$

Atommassen in g:

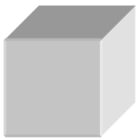
m(1-Fe-Atom) $= 56 \dfrac{1}{6 \cdot 10^{23}}\ g$

m(1-S-Atom) $= 32 \dfrac{1}{6 \cdot 10^{23}}\ g$

m(1-FE-Eisensulfid) $= 88 \dfrac{1}{6 \cdot 10^{23}}\ g$

Erweitern mit $6 \cdot 10^{23}$ Loschmidt-Zahl

$1\ Fe + 1\ S \rightarrow 1\ FeS$



+

→

sichtbarer Bereich

$6 \cdot 10^{23}$ Fe-Atome + $6 \cdot 10^{23}$ S-Atome → $6 \cdot 10^{23}$ FE Eisensulfid

1 mol Eisen + 1 mol Schwefel → 1 mol Eisensulfid

m($6 \cdot 10^{23}$ Fe-Atome)
$= 56 \cdot \dfrac{6 \cdot 10^{23}}{6 \cdot 10^{23}}\,g$
= 56 g

m($6 \cdot 10^{23}$ S-Atome)
$= 32 \cdot \dfrac{6 \cdot 10^{23}}{6 \cdot 10^{23}}\,g$
= 32 g

m($6 \cdot 10^{23}$ FE Eisensulfid)
$= 88 \cdot \dfrac{6 \cdot 10^{23}}{6 \cdot 10^{23}}\,g$
= 88 g

56 g + 32 g → 88 g

Nunmehr sind wir in der Lage, vorherzusagen, welche Schwefelmasse mit der Masse eines Kronkorkens reagiert:

Fe	+	S	$\rightarrow$	FeS
56g	+	32g	$\rightarrow$	88g
2,3g	+	x	$\rightarrow$	(2,3 + x)g

$$\frac{56g}{2{,}3g} = \frac{32g}{x} \qquad x = \frac{32g \cdot 2{,}3g}{56g} \qquad x = 1{,}31g$$

Die Stoffmenge n

Die Überlegungen zeigen jedoch noch mehr:
Immer, wenn man $6 \cdot 10^{23}$ Teilchen, seien es Atome, Moleküle oder Formeleinheiten (Salze etc.) zusammenträgt, so sind die Massen dieser Stoffportionen zahlenmäßig genau so groß wie die Atommassen, Molekülmassen oder Massen der Formeleinheiten:

z.B. 1 Atom Eisen hat die Masse von **56** u — $6 \cdot 10^{23}$ Eisenatome haben eine Masse von **56**g

Damit Stoffportionen genau miteinander reagieren können, ist notwendig, passende Anzahlen zusammenzubringen. Das Anzahlverhältnis lässt sich der Reaktionsgleichung entnehmen:

z.B.	$1\ Fe + 1\ S \rightarrow 1\ FeS$	Anzahlverhältnis:	$N(Fe) : N(S) = 1 : 1$
	$2\ Cu + 1\ S \rightarrow 1\ Cu_2S$		$N(Cu) : N(S) = 2 : 1$
	$2\ Al + 3\ Cl_2 \rightarrow 2\ AlCl_3$		$N(Al) : N(Cl_2) = 2 : 3$

Man muss also immer $6 \cdot 10^{23}$ oder Vielfache oder Bruchteile dieses Zahlenwertes zusammenbringen, damit jeder Reaktionsteilnehmer entsprechende Partner findet.

Dies führt zu einer neuen Denkart der Chemiker! Sie definieren eine neue Grundgröße, die **Stoffmenge**.
Der Name ist Mol, das Symbol heißt n und die Definition lautet:

> Die Stoffmenge n = 1 mol ist dann gegeben, wenn eine
> Stoffportion $6 \cdot 10^{23}$ Teilchen enthält

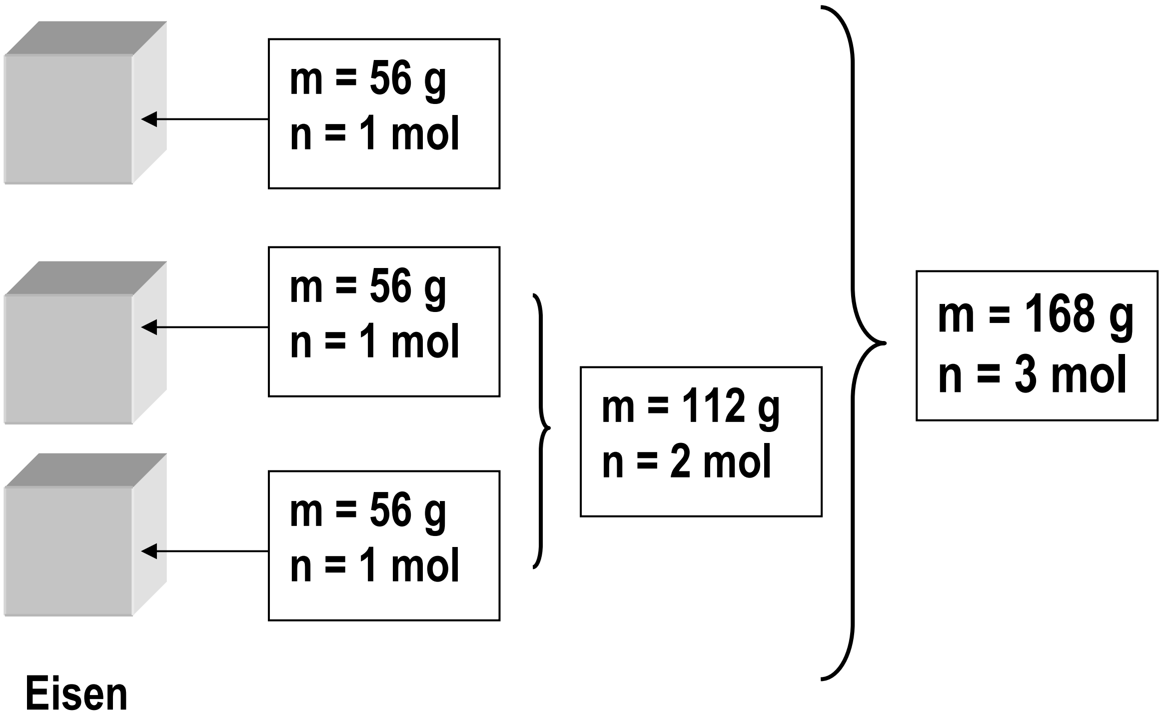
> Die Masse dieser Stoffportion entspricht dann zahlenmäßig der Atommasse,
> der Molekülmasse oder der Masse einer Formeleinheit

Nunmehr bekommen die stöchiometrischen Faktoren einer Reaktionsgleichung eine weitere Bedeutung; sie geben die Anzahl der reagierenden Mole an:

> $2\ Cu \quad + \quad 1\ S \quad \rightarrow \quad 1\ Cu_2S$
> 2 mol Kupfer reagieren mit 1 mol Schwefel zu 1 mol Kupfersulfid

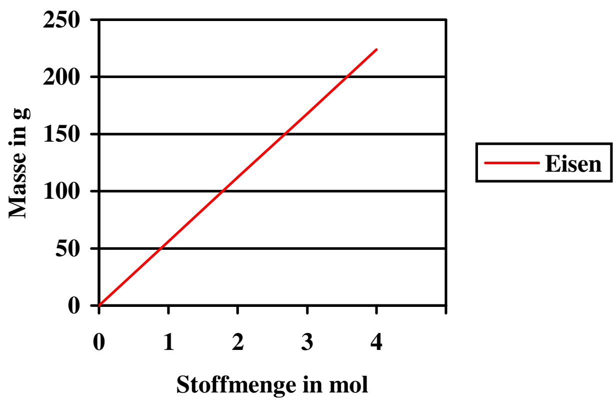
Die molare Masse M

Stoffmengen abzumessen ist nicht einfach! Zum Einen sind die kleinsten Teilchen zu klein um sie mit einer Pinzette zu fassen, zum Anderen sind es viel zu viele. Das Zählen würde schnell langweilig! Viel einfacher ist es, die Masse einer Stoffportion zu bestimmen und dann daraus die Stoffmenge zu berechnen!



Die Massen der Stoffportionen werden gegen die Stoffmenge grafisch aufgetragen:

Masse in g	Stoffmenge in mol
0	0
56	1
112	2
168	3
224	4



d.h. $m \sim n$ bzw. $m / n = const. = M$

M = Molare Masse in g/mol

$M(Fe) = 112g / 2mol = 56$ g/mol

Somit lassen sich Masse und Stoffmenge ineinander umrechnen. Die hierzu notwendige Proportionalitätskonstante heißt **molare Masse M**.

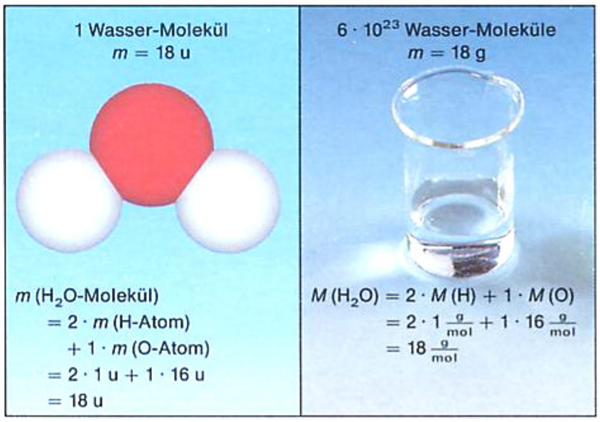
> Die molare Masse M ist der Quotient aus der Masse m und der Stoffmenge n einer Stoffportion:
>
> $M = \frac{m}{n}$ Einheit: $1\frac{g}{mol}$

Es fällt sofort auf, dass der Zahlenwert der Atommasse in der Einheit 1u und der Zahlenwert der molaren Masse in der Einheit 1 $\frac{g}{mol}$ übereinstimmen.
Diese Übereinstimmung ist kein Zufall. Sie ergibt sich aus dem Umrechnungsfaktor zwischen den Einheiten 1u und 1g, dem Faktor $6 \cdot 10^{23}$.
Die molare Masse einer Molekülverbindung lässt sich ebenso ermitteln. Man bildet zunächst die Summe der Atommassen des Moleküls und erhält so die Molekülmasse in der atomaren Masseneinheit 1u.
Zur Bestimmung der molaren Masse wird nun einfach die Einheit 1u durch die Einheit $1\frac{g}{mol}$ ersetzt.

Beispiele: 1. Molare Masse von Ammoniak (NH_3):

$m(NH_3\text{-Molekül}) = (14 + 3x1)\ u = 17\ u \quad \rightarrow \quad M(NH_3) = 17\ \frac{g}{mol}$

2. Molare Masse von Wasser (H_2O):



(aus „Chemie-heute“, Schroedel)

Hinweise zur Angabe der Stoffmenge:

Zu beachten ist, dass immer genau angegeben werden muss, auf welche Teilchenart sich die Angabe der Teilchenzahl beziehen soll:

> ***Beispiel:***
> *Gegeben sei die Stoffportion $CaCl_2$ mit der Masse $m(CaCl_2) = 111g$. Die Molare Masse beträgt demnach $M = 111\ g/mol$.*

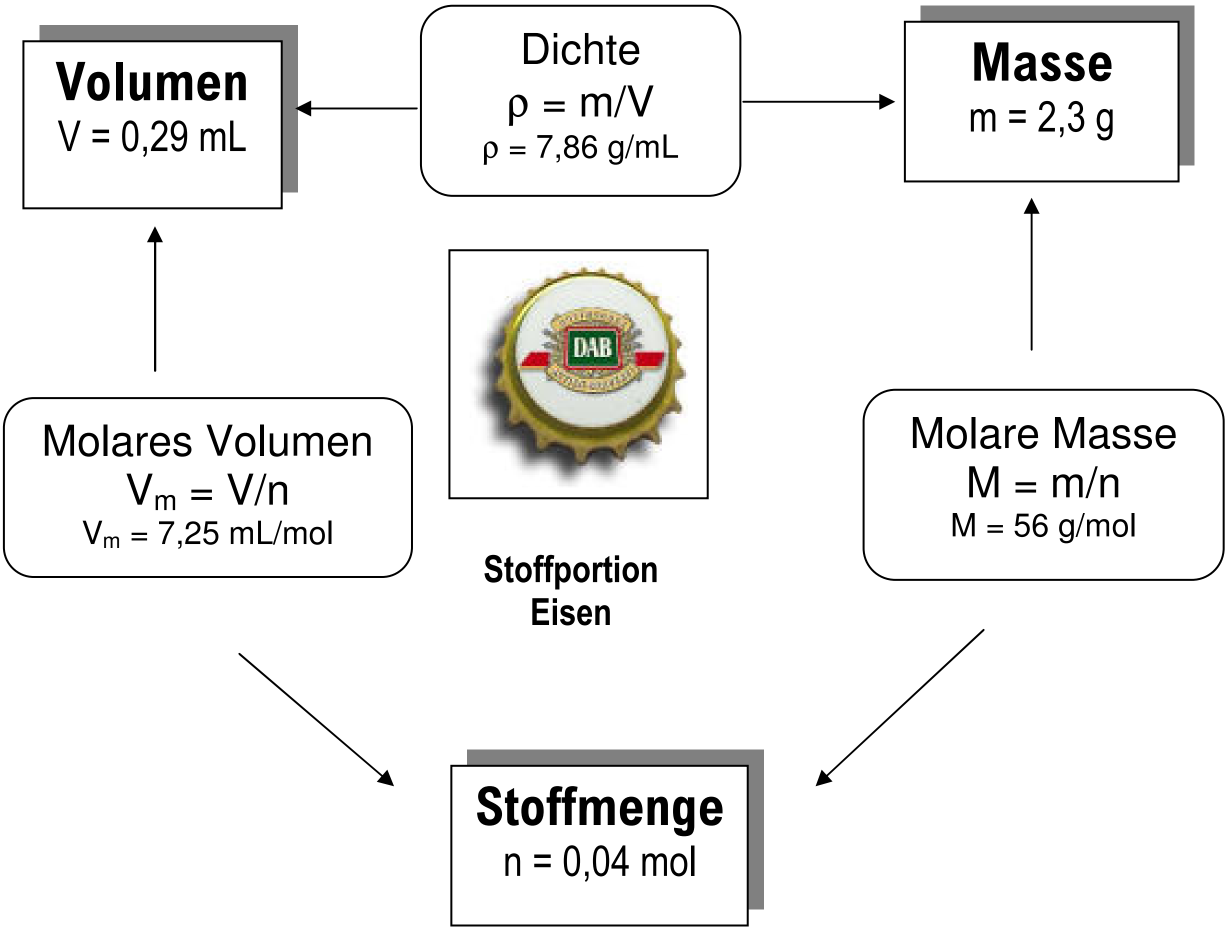
Die oben genannte Stoffportion hat also die Stoffmenge:

- bezogen auf $CaCl_2$: $n(CaCl_2)$ = 1 mol
- bezogen auf Ca^{2+} : $n(Ca^{2+})$ = 1 mol
- bezogen auf Cl^- : $n(Cl^-)$ = 2 mol

Der Zusammenhang zwischen n, m und V

Es stehen somit drei Größen zur Verfügung, um eine Stoffportion quantitativ zu beschreiben:

- Masse m
- Volumen V
- Stoffmenge n



Quantitative Beschreibung einer Stoffportion Eisen

Umrechnungsmöglichkeiten:

1. $m \rightarrow V$

Masse und **Volumen** sind einander proportional. Der Proportionalitätsfaktor ist die ***Dichte*** ρ.

Es gilt: $m = \rho \cdot V$ $\rho = \frac{m}{V}$ $V = \frac{m}{\rho}$

2. $m \rightarrow n$

Masse und **Stoffmenge** sind einander proportional. Der Proportionalitätsfaktor ist die ***Molare Masse.***

Es gilt: $m = M \cdot n$ $M = \frac{m}{n}$ $n = \frac{m}{M}$

3. $V \rightarrow n$

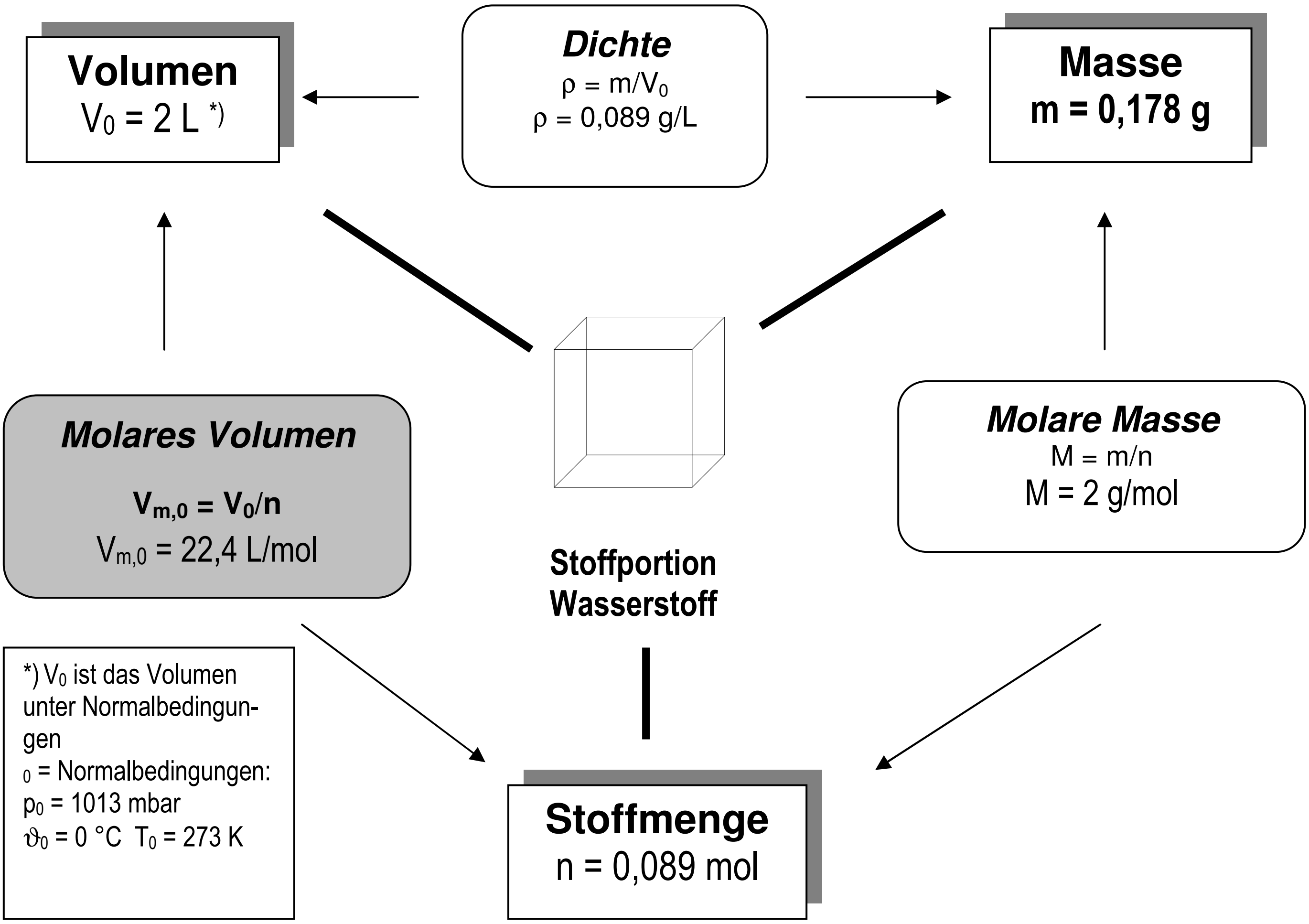
Volumen und **Stoffmenge** sind einander proportional. Der Proportionalitätsfaktor ist das ***Molare Volumen.***

Es gilt: $V = V_m \cdot n$ $V_m = \frac{V}{n}$ $n = \frac{V}{V_m}$

Das Molare Volumen gasförmiger Stoffe

Eine beliebige Gasportion lässt sich wie die Portion eines festen oder flüssigen Stoffes durch die Größen Masse (m), Volumen (V) und Stoffmenge (n) beschreiben. Als Messgröße verwendet man zweckmäßigerweise bei gasförmigen Stoffen das Volumen. Betrachten wir eine Portion Wasserstoff mit einem Volumen von $V_0(H_2)$ = 2 L. Es ergibt sich folgender Zusammenhang:

Zusammenhang zwischen Masse, Stoffmenge und Volumen bei gasförmigen Stoffen



Es lässt sich durch Versuchsreihen zeigen, dass für alle gasförmigen Stoffe das Molare Volumen eine konstante Größe darstellt. Es beträgt 24,2 L bei Zimmertemperatur und 22,2 L unter Normalbedingungen. Dies ist nicht verwunderlich, da ja nach Avogadro gleiche Volumina verschiedener Gase gleich viele Teilchen enthalten. Also muss auch umgekehrt gelten: Gleiche Teilchenzahlen (1 mol = $6 \cdot 10^{23}$ Teilchen) nehmen gleiche Volumina ein, also 24,2 L.

Merke:
$V_{m,0}$ = 22,4 L/mol unter Normalbedingungen
V_m = 24,2 L/mol bei Zimmertemperatur

Stationenlernen zum Thema: Stoffmenge – Molare Masse – Dichte

Station 1:

Aus welchem Metall ist ein Bleistiftanspitzer gefertigt?

Aufgabe:
Bestimme die Dichte eines Metallbleistiftanspitzers (ohne Schneide), indem Du die Masse und das Volumen bestimmst. Das Volumen misst man, indem man den Spitzer in ein Überlaufgefäß mit Wasser gleiten lässt und die Masse des verdrängten Wassers mit einer Waage bestimmt.

Geräte: Waage (auf 0,001 g genau)
Überlaufgefäß
Chemikalien: dest. Wasser
Bleistiftanspitzer aus Metall

Dichten verschiedener Metalle:

Metall	Dichte	Metall	Dichte
Eisen	7,86	Magnesium	1,74
Aluminium	2,70	Nickel	8,9
Blei	11,4	Chrom	7,19

Station 2:

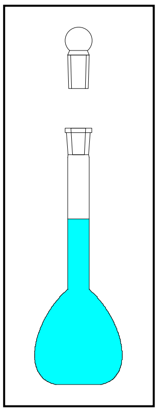
Die Molare Masse von Magnesium soll bestimmt werden!

Aufgabe:
Schneide von einem Mg-Band ein genau 3 cm langes Stück ab. Dieses Stück hat eine Masse von 30 mg. Das Stückchen wird in eine 50 mL-Spritze gegeben und eine Glasspitze aufgesetzt. Nun wird Salzsäure in die Spritze gezogen. Es entwickelt sich Wasserstoff, der die überschüssige Salzsäure aus der Spritze verdrängt. Nach dem Abklingen der Reaktion wird das Wasserstoffvolumen bestimmt. Daraus lässt sich mit Hilfe der Reaktionsgleichung die Molare Masse (zunächst die Atommasse) berechnen.

Geräte: Schere, Spritze, 50 mL, Glasspitze mit Adapter, Lineal
Chemikalien: Mg-Band, verd. Salzsäure
Hinweis: $\rho(H_2) = 0{,}0826$ g/L

Station 3:

Bereiten einer Kupfersulfatlösung mit einer Konzentration von c = 0,1 mol/L!



Aufgabe:
Es sollen 100 mL einer Kupfersulfatlösung mit einer Konzentration von c = 0,1 mol/L hergestellt werden. Man wiegt genau 0,01 mol Kupfersulfat ab, gibt diese Stoffportion in einen Messkolben und füllt mit dest. Wasser auf 100 mL Lösung auf und schüttelt gut um.

Geräte: Waage (auf 0,1 g genau), Spatel, kleines Becherglas (50 mL), Messkolben 100 mL
Chemikalien: blaues Kupfersulfat ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$), dest. Wasser

Station 4:

Identifiziere das Gas im Luftballon, indem Du die Molare Masse bestimmst!

Aufgabe:
Die Molare Masse eines unbekannten Gases soll bestimmt werden, indem man 50 mL des Gases dem Luftballon entnimmt und die Masse bestimmt.

Geräte: Waage (auf 0,001 g genau), 50 mL-Spritze mit Nagel, Blindstopfen
Chemikalien: unbekanntes Gas im Luftballon (N_2, O_2, He oder CO_2)

Station 5:

Theoretische Bearbeitung!

Aufgabe:

Zeige, dass für Gase folgende Beziehung gilt:

$$\frac{\text{Dichte}_1}{\text{Dichte}_2} = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

Welches Gas ist leichter? Ammoniak (NH_3) oder Kohlendioxid (CO_2)?

Station 6:

Simulationen zum Satz des Avogadro

Simula_T ist ein Programm zur Simulation des Bewegungsverhaltens kleinster Teilchen. Z.B. lassen sich für Gase das Boyle-Mariottsche Gesetz und das Gay-Lussacsche Gesetz herleiten.
Auch der Satz des Avogadro lässt sich mit diesem Programm verdeutlichen.

> ***In gleichen Volumina verschiedener Gase sind gleich viele Teilchen enthalten, wenn der Druck der Gasportionen und deren Temperatur gleich sind.***

Avogadro hat seinen für die Chemie wichtigen Satz postuliert, da ihm bekannt war, dass sich alle Gase gleich verhalten. Im Programm Simula_T würde dies bedeuten, dass eine bestimmte Teilchenzahl einen bestimmten Druck auf die Wandungen eines Kolbenprobers ausübt. Ändert man die Teilchenart (z.B. die Größe), so müsste nach Avogadro der Druck gleich sein. Verdoppelt man jedoch die Teilchenzahl, so müsste der Druck sich auch verdoppeln. Das Programm durchläuft nach dem Start eine bestimmte Zeit, in der die Kollisionen der Teilchen mit der Wand gezählt und als Druck ausgegeben werden. Die Messzeit (Fortschritt in %) wird in einem Fenster [0%] angezeigt.

Messungen:
1. 5 Messungen mit 10 Teilchen der Größe 3
2. 5 Messungen mit 10 Teilchen der Größe 5
3. 5 Messungen mit 20 Teilchen der Größe 3

s. Bedienungsanleitung zum Programm (liegt mit aus)
(Nach jeweils 5 Messungen das Programm neu starten, sonst droht ein Absturz!)

Lösungsvorschläge zum Stationenlernen: Stoffmenge – Molare Masse – Molares Volumen:

(nur die Problemfälle!)

Station 2:

Messwerte: $m(Mg) = 30\ mg$
$V(H_2) = 33\ mL$ mit: $m = \rho \cdot V$ ergibt sich
$m(H_2) = 0{,}0027\ g$

Reaktionsgleichung:

$Mg + 2\ HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$

x u	2 u		
30 mg	0,0027 g	x = 22	M(Mg) = 22 g/mol
theoretischer Wert:			M(Mg) = 24 g/mol

Station 5:

Bekannt sind folgende Formeln: $\rho = \frac{m}{V}$ $m = n \cdot M$ $V = n \cdot V_m$

Somit ergibt sich: $\rho = \frac{m}{V} = \frac{n \cdot M}{n \cdot V_m} = \frac{M}{V_m}$

$\rho_1 = \frac{M_1}{V_m}$ $\rho_2 = \frac{M_2}{V_m}$ da V_m für Gase konstant ist ergibt sich: $\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1}{M_2}$