

Wichtige Größen und Einheiten in der Chemie:

a) relative Atommasse – Einheit u

Die Masse eines Atoms wird maßgeblich durch die Anzahl der Protonen und Neutronen (=Kernteilchen) bestimmt. Die Masse der Elektronen ist aufgrund ihrer geringen Masse vernachlässigbar.

die Masse eines Kernteilchens beträgt $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg

Diese Masse ist unvorstellbar klein und somit sehr unpraktisch. Aus diesem Grund führte man die atomare Masseneinheit ein. Sie drückt die Masse eines Kernteilchens mit der Einheit u (= atomic mass unit) aus:

$$\text{Masse(Kernteilchen)} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1 \text{ u}$$

b) Stoffmenge [n] – Einheit: mol

Da jede noch so kleine Stoffportion außer einer unvorstellbaren großen Anzahl an Teilchen besteht, fassen Chemiker eine definierte Teilchenanzahl zu einer neuen Einheit, dem Mol, zusammen.

$$1 \text{ mol} = 602.214.199.000.000.000.000 \text{ Teilchen} \rightarrow 6 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen}$$

Das Mol ist somit das „chemische Dutzend“

1 Dutzend Teilchen = 12 Teilchen

1 Mol Teilchen = $6 \cdot 10^{23}$ Teilchen (= 602 Trilliarden Teilchen!)



Die Zahl $6 \cdot 10^{23}$ nennt man auch Avogadro-Konstante (N_A) (früher auch Loschmidt'sche Zahl). Sie entspricht genau jener Anzahl von Kohlenstoffatomen, die in 12g des ^{12}C -Isotops enthalten sind.

Für die Umrechnung einer beliebigen Teilchenanzahl (N) in die Stoffmenge (n), verwendet man die Formel:

$$n = N / N_A$$



c) Molare Masse [M] – Einheit: g/mol

Es liegt nahe, dass wir 1 mol Teilchen auch abwiegen wollen. Die Masse eines Mols nennt man „Molare Masse“

$$M = m / n$$

Die Molmasse einer Atomart entspricht zahlenmäßig genau der Atommasse. Die Einheit ist jedoch nicht das unvorstellbare u, sondern das praktische Gramm. Die Atommasse in u bzw. die Molmasse in g/mol kann man daher ganz leicht aus dem Periodensystem abgelesen werden.

ELEMENT	ATOMMASSE [u] BEZOGEN AUF 1 ATOM	MOLMASSE [g/mol] BEZOGEN AUF 602 TRILLIARDEN ATOME
^1_1H	1u	1g
^4_2He	4u	4g
$^{12}_6\text{C}$	12u	12g

SO WIEGE ICH JA MOLMASSIG VIEL, ICH BIN DIREKT MOLLIG!

Mit der Formel $n = m/M$ lassen sich somit leicht die Stoffmenge (und somit die Teilchenanzahl) einer bestimmten Stoffportion berechnen und umgekehrt – z.B. die Teilchenanzahl in einem Glaswasser:

WASSER (H₂O)
 150 ml
 = 150 g

MOLMASSE VON WASSER:
 $M_{H_2O} = 2 \cdot M_H + M_O$
 $= 2 \cdot 1 + 16$
 $= 18 \text{ g/mol}$

STOFFMENGE $n = m/M$
 $= 150 \text{ g} / 18 \text{ g/mol}$
 $= 8,3 \text{ mol H}_2\text{O-MOLEKÜLE}$

WIEVIEL MOL H₂O-MOLEKÜLE SIND IN 1 GLAS WASSER?

DA 1 mol 602 TRILLIARDEN TEILCHEN ENTHÄLT, STECKEN IN 8,3 mol WASSER 8,3 MAL 602 TRILLIARDEN, DAS SIND: 5 QUADRILLIARDEN WASSER-MOLEKÜLE – ODER, AUSGESCHRIEBEN:

5.000.000.000.000.000.000.000.000!

HM, GEGHÄLT-VOLL!

d) Konzentration [c] – Einheit: mol/l

Viele chemische Reaktionen werden in Lösung durchgeführt. Da die Anzahl der Teilchen bei chemischen Reaktionen entscheidend ist, wird die Konzentration einer solchen Lösung in mol/L angegeben – also einer bestimmten Teilchenanzahl pro Volumen des Lösungsmittels.

$$c = n / V$$

Man beachte, dass sich die Konzentrationsangabe auf einem Liter Lösung bezieht und nicht auf einem Liter Lösungsmittel.

Zur Herstellung einer Substanz mit $c = 2 \text{ mol/L}$ werden 2 mol der Substanz in einem Messkolben gegeben, dann wird die Substanz mit etwas Lösungsmittel (z.B. Wasser) in Lösung gebracht und dann bis zur Eichmarke auf 1 L aufgefüllt.

In der älteren Literatur wurde eine Lösung mit $c = 2 \text{ mol/l}$ auch „2-molar“ genannt und mit „2M“ abgekürzt.