

Selbst kleine Stoffportionen wie z.B. 20 g Zucker enthalten ungeheuer große Teilchenzahlen. Daher hat man (ähnlich wie 12 Stück zu 1 Dutzend) eine weitere, Chemie-spezifische Zählereinheit festgelegt: die *Avogadro-* oder *Loschmidt-Zahl*, Symbol: „ $L$ “.  $L \approx 6,023 \cdot 10^{23}$  Stück (gerundeter Wert). Auf dieser Festlegung gründet sich die Definition einer neben den Mengenangaben Masse und Volumen in den Naturwissenschaften dritten wichtigen *Physikalischen Größe* zur Mitteilung von Mengen, der *Stoffmenge*. Sie geht davon aus, dass Reinstoffe als Portionen gleichartiger *Kleinster Teilchen* auftreten, deren Zahl in einer gegebenen Stoffportion man ermitteln kann.

(Reflektiere: Was ist Stoff? Warum kann man nicht einfach nur mit der Zahl arbeiten und auf die Definition einer Stoffmenge verzichten?)

Die *Stoffmenge* (Formelzeichen für die Größe:  $n$ , für die Einheit: *mol*) ist so definiert:

**Eine Stoffportion, die  $6,023 \cdot 10^{23}$  Teilchen enthält, hat die Stoffmenge  $n = 1$  mol.**

Bei der Anwendung der Einheit Mol ist immer anzugeben, auf welche Teilchen sie sich beziehen soll, z.B. 2 mol C; 3 mol CO<sub>2</sub> usw. (Reflektiere: Wann wird die Einheit groß, wann klein geschrieben?)

**Zusammenhang zwischen Stoffmenge und Masse einer Stoffportion: Die Molare Masse (Molmasse)  $M$**

Es handelt sich bei der Molaren Masse um eine *stoffspezifische* Kenngröße. Mit ihr kann man also keine Mengenangabe machen, aber für eine gegebene Stoffportion die Masse in die entsprechende Stoffmenge und zurück umrechnen. (Eine weitere Kenngröße dieser Art ist die Dichte eines Stoffes!) Die *Molare Masse  $M(\text{Stoff})$*  ist definiert als die Masse pro 1 mol Stoff und wird in der Einheit **g/mol** angegeben. Zur Definition und für Berechnungen verwendet man die Größengleichung:

$$M(\text{Stoff/Teilchen}) = m/n$$

Da die Stoffportion 1 mol eines Stoffes  $L$  *Kleinste Teilchen* ( bei Ionenverbindungen sind es die Kleinsten Teilchen von  $L$  *Formeleinheiten*) enthält und die Loschmidt-Zahl auch den Umrechnungsfaktor der Masseneinheiten Gramm g und Atommasseneinheit u darstellt, merken sich Schüler oft: Die Molare Masse eines Stoffes besitzt immer den gleichen Zahlenwert vor der Einheit „g/mol“ wie ein Teilchen desselben Stoffes eine Masse in „u“ besitzt. Bsp.:  $m(1 \text{ Cu-Atom}) = 63,6$  u (s. Periodensystem), also  $M(\text{Cu}) = 63,6$  g/mol oder  $m(1 \text{ H}_2\text{O-Molekül}) = 18$  u, also  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$  g/mol. Richtig formuliert:  $M(\text{Stoff}) = (m(\text{Teilchenmasse in u}) \cdot L) / 1 \text{ mol} = m(1 \text{ mol Stoff in g}) / 1 \text{ mol}$ , da gilt:  $(1) \text{ u} \cdot L = (1) \text{ g}$ . Unter Verwendung der Avogadrokonstante läßt sich auch schreiben:  $M(\text{Stoff}) = m(\text{Teilchenmasse in u}) \cdot N_A$

**Zusammenhang zwischen Stoffmenge und Volumen einer Stoffportion: Das Molare Volumen (Molvolumen)  $V_m$  :**

Entsprechend wie bei der Molmasse definiert man:  $V_m = V/n$ , verwendet es aber nur bei Stoffen im gasförmigen Zustand. Die Einheit ist l/mol. Dabei muß immer die Temperatur und der Druck angegeben werden, für die der Zahlenwert gelten soll. Da gleiche Volumina verschiedener Gase gleich viele Teilchen und daher auch gleiche Stoffmengen enthalten (Satz von Avogadro), ist das Molare Volumen aller Gase für eine bestimmte Temperatur und einen bestimmten Druck gleich. Ein Mol eines (jeden) Gases nimmt unter Normbedingungen (0°C, 1,013 bar) ein Volumen  $V \approx 22,4$  l ein, bei 20 °C sind es 24 Liter, also  $V_m(\text{alle Gase bei } 0^\circ\text{C}) = 22,4 \text{ l/mol}$  bzw.  $V_m(20^\circ\text{C}) = 24 \text{ l mol}^{-1}$ .

**Zusammenhang zwischen Stoffmenge und Anzahl Teilchen  $N$  einer Stoffportion: Die Avogadro-Konstante  $N_A$**

In Größengleichungen wird die *Avogadro-Konstante*  $N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  verwendet. Sie definiert sich als:  $N_A = N / n$

**Alle Beziehungen zwischen Stoffmenge, Stückzahl, Masse und Volumen im Überblick: „Molstern“**

