



Die Stoffmenge Mol

Chemiker fassen 600 Trilliarden ($6 \cdot 10^{23}$) **Teilchen** zu einem **Mol** zusammen.

Ein **Mol** enthält genau $6,022\ 140\ 76 \cdot 10^{23}$ ($\approx 6 \cdot 10^{23}$) **Einzelteilchen**

$6 \cdot 10^{23}$ Teilchen / Mol werden in der Chemie auch als **Avogadro-Konstante** (N_A) bezeichnet.

Das Gewicht von Gasen und das Gesetz von Avogadro

Wenn wir das Gewicht (Dichte) von einem Liter verschiedener Gase vergleichen, stellen wir signifikante Unterschiede fest.

Bei Raumtemperatur wiegt Fluor etwa 1,695 Gramm / Liter,
während Wasserstoff nur etwa 0,084 Gramm / Liter wiegt.

Der italienischen Physiker AMEDEO AVOGADRO stellte 1811 fest, dass die Anzahl der Gas-Teilchen bei verschiedenen Gasen immer 0,042mol beträgt und damit nahezu identisch ist.

AMEDEO AVOGADRO formulierte aus dieser Beobachtung ein Gesetz.

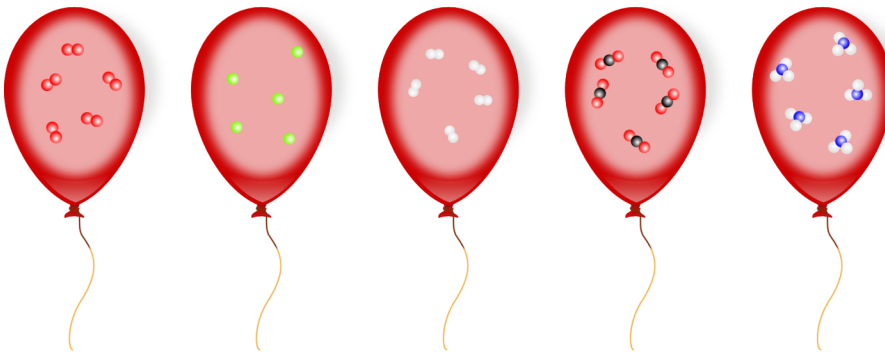
Dieses Gesetz ist so allgemein gültig, dass es heute als das

Gesetz von Avogadro bekannt ist:

Alle Gase enthalten bei gleicher Temperatur und gleichem Druck in gleichen Volumina die gleiche Teilchenzahl.



[Falt i det fri \(Public domain\)](#)



Sauerstoff

Neon

Wasserstoff

Kohlendioxid

Ammoniak

[B.Lachner, Satz-von-Avogadro](#), ©©

Gemäß dem Gesetz von Avogadro ist das Volumen eines gasförmigen Stoffes proportional zu seiner Stoffmenge, vorausgesetzt, der Druck und die Temperatur bleiben konstant.

Unter Normalbedingungen, d.h., bei einem Luftdruck von 1013 hPa und einer Temperatur von 0 Grad Celsius, beträgt das Volumen eines Mols eines **beliebigen Gases 22,4 Liter**.

Wenn die Stoffmenge halbiert wird, halbiert sich auch das Volumen auf 11,2 Liter.

Das Verhältnis zwischen dem Volumen (V) eines Gases und seiner Stoffmenge (n) wird als **molares Volumen (V_m)** bezeichnet und kann wie folgt ausgedrückt werden:

$$V_m = V / n = 22,4 \text{ Liter/Mol}$$

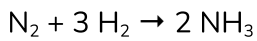
Das molare Volumen ist für alle Gase eine **Konstante**.

Beachten Sie jedoch, dass sich das molare Volumen mit der Temperatur ändert.

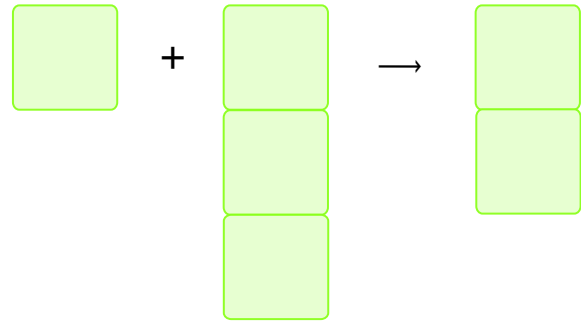
Unter Normalbedingungen und einer Temperatur von 20 Grad Celsius beträgt das molare Volumen etwa 24 Liter/Mol.

Anwendung vom Satz von Avogadro:

Zur Herstellung von Ammoniak braucht man Wasserstoff und Stickstoff. Denn die Formel von Ammoniak ist NH_3 und somit braucht man ein dreimal so großes Volumen an Wasserstoff wie an Stickstoff.



Bei der Entstehung von Ammoniak verringert sich das Volumen, daher hilft erhöhter Druck bei der Synthese



[B.Lachner](#), Satz_von_Avogadro_bei_Ammoniak-Synthese, ©©

Mithilfe des molaren Volumens können wir die **Molekülformel** eines gasförmigen Stoffes bestimmen.

Hierzu berechnen wir die molare Masse (M) des Gases aus der Dichte (ρ) und dem molaren Volumen (V_m) mit folgender Formel:

$$M = \rho \cdot V_m$$

Als Beispiel betrachten wir die Bestimmung der Molekülformel von Wasserstoff:

$$M(\text{Wasserstoff}) = \rho \cdot V_m = 0,0899 \text{ g/L} \cdot 22,4 \text{ L/Mol} = 2 \text{ g/Mol}$$

Aus der molaren Masse können wir schließen, dass ein Wasserstoff-Molekül eine Masse von 2 g/Mol hat. Da ein einzelnes Wasserstoff-Atom nur 1g/Mol wiegt, muss jedes Wasserstoff-Molekül aus zwei Wasserstoff-Atomen (H_2) bestehen. Daher ist die Molekülformel von Wasserstoff H_2 .

Text von [A.Spielhoff](#) und [openai.com](#), ©©