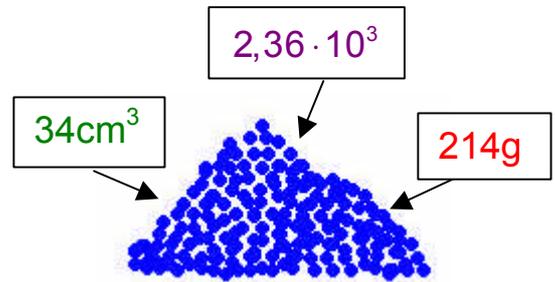


Die Einheit Mol

Stoffmengen können in verschiedenen Einheiten gemessen werden:

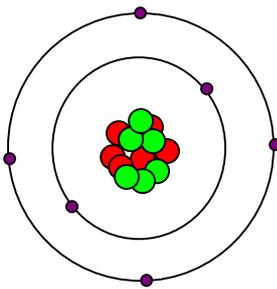
- durch die Angabe ihrer **Masse**
- durch die Angabe ihres **Volumens**
- durch die **Anzahl** der in ihr enthaltenen Teilchen (Atome bzw. Moleküle)



Definition 1:

Ein **Mol** ist die Stoffmenge, die aus ebensoviel Einzelteilchen besteht, wie Atome in 12 Gramm des Kohlenstoff ^{12}C enthalten sind.

Ein normales Kohlenstoffatom besteht im Kern aus 6 Protonen und 6 Neutronen. Er enthält also 12 Kernbausteine, die man auch als Nukleonen (lat. **nucleus** der Kern) bezeichnet.



Protonen und Neutronen haben jeweils etwa die gleiche Masse von $1,66 \cdot 10^{-24}$ g
(Die Zahl $1\text{u} = 1,66 \cdot 10^{-24}$ g heißt auch 1 atomare Masseneinheit . **u** steht dabei für engl. **unit** !)

Die Masse der 6 Elektronen kann man vernachlässigen, da sie sehr klein gegenüber der Protonen- bzw. Neutronenmasse ist.

Das Kohlenstoffatom hat also eine Masse

$$m(^{12}\text{C}) \approx 12\text{u} \approx 1,99 \cdot 10^{-23} \text{g}$$

Als sind in 12g Kohlenstoff gerade

$$N \approx \frac{12\text{g}}{2 \cdot 10^{-23} \text{g}} \approx 6,023 \cdot 10^{23}$$

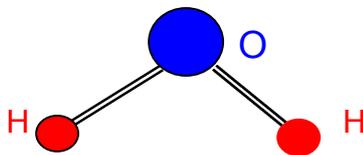
Kohlenstoffatome enthalten.

Diese Zahl heißt auch AVOGADRO-Konstante. Mit dieser Konstanten kann man die Stoffmenge 1 Mol auch so festlegen:

Definition 2:

Ein **Mol** ist die Stoffmenge, die aus $6,023 \cdot 10^{23}$ Einzelteilchen (Atomen bzw. Molekülen) besteht.

Beispiel: Eine Wasserportion mit der Molekülmenge 1 Mol enthält $6,023 \cdot 10^{23}$ Wassermoleküle



Jedes Wassermolekül H_2O hat die Molekülmasse 18u

(Jedes H-Atom besitzt ein Nukleon und jedes O-Atom 16 Nukleonen)

Damit erhält man für die **Molmasse** des Wassers:

$$M^* = 6,023 \cdot 10^{23} \cdot 18 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 18 \text{ g}$$

Die **Molmasse** von der Teilchenmenge 1 Mol Wasser mit der Molekülmasse 18u entspricht gerade 18g

Dieser Sachverhalt gilt für alle anderen Stoffe entsprechend:

Die **Molmasse** einer Stoffportion mit der Teilchenmenge 1 Mol stimmt dem Betrag nach mit der Teilchenmasse , gemessen in u , überein !

Bei manchen Elementen findet man im **Periodensystem** eine Atommasse, die nicht ganzzahlig ist. Das ist zunächst verwunderlich, weil es keine Bruchteile von Nukleonen im Kern gibt.

In der Natur gibt es aber bei vielen Elementen sogenannte Isotope d.h. Atome mit der gleichen Ordnungszahl (d.h. gleicher Anzahl von Protonen im Kern), die sich aber in der Anzahl der Neutronen unterscheiden. Die im Periodensystem angegebene Atommasse bezeichnet immer die Masse des in der Natur vorkommenden Isotopengemischs.

Beispiel :

Chlor Cl		
	Massenzahl	relative Häufigkeit
	35	75.77%
	36	0% Isotop zerfällt schnell
	37	24.23 %

Damit berechnet sich die mittlere Massenzahl von Cl zu

$$M_{Cl} = 0,7577 \cdot 35 + 0,2433 \cdot 37 \approx 35,5$$

Für Gase gilt unter Normalbedingungen ($t=0^\circ\text{C}$; $p=1,013\text{ Bar}$) :

Das **Molvolumen** beträgt 22,4 l , d.h.

1 Mol eines Gases nimmt unter Normalbedingungen ein Volumen von 22,4 Liter ein.

Beispiele zur Bestimmung der Molmassen:

Teilchenart	Teilchenmasse [u]	Molmasse [g]	1 Mol
Fe-Atome	56u	56g	jeweils $6,023 \cdot 10^{23}$ Atome/Moleküle
Na-Atome	23u	23g	
Cl-Atome	35,5u	35g	
NaCl-Moleküle	$23u+35,5u=58,5u$	58,5g	
H-Atome	1u	1g	
S-Atome	32u	32g	
HCl-Moleküle	$1u+35,5u=36,5u$	36,5g	
CH ₄ -Moleküle	$12u+4u=16u$	16g	
H ₂ SO ₄ -Moleküle	$2u+32u+64u=98u$	98g	

Übungen:

a) Berechne die Molmasse von NaOH

Lösung: Molekülmasse=23u+16u+1u=40u $M^*=40g$

b) Wie viel Mol sind 6g NaOH ?

Lösung: (Dreisatz!) $1g \hat{=} \frac{1}{40} \text{ Mol} \Rightarrow 6g \hat{=} 6 \cdot \frac{1}{40} \text{ Mol} = \frac{6}{40} \text{ Mol} = 0,15 \text{ Mol}$

c) Welche Masse haben 51 l O₂ -Gas (unter Normalbedingungen)?

Lösung: (Dreisatz!) $1l \hat{=} \frac{1}{22,4} \text{ Mol} \Rightarrow 51l \hat{=} 51 \cdot \frac{1}{22,4} \text{ Mol} = \frac{51}{22,4} \text{ Mol} \approx 2,3 \text{ Mol}$

Molmasse von O₂ : $M^*=16g+16g=32g$

Also ist die Gesamtmasse $M \approx 2,3 \cdot 32g = 73,6g$

d) Welches Volumen haben 25g H₂-Gas ?

Lösung: Molmasse $M^*=2g$, als entsprechen 25g gerade $12,5 \cdot M^*$

d.h. 25g H₂-Gas entspricht 12,5 Mol

damit ergibt sich ein Volumen von $V = 12,5 \cdot 22,4l = 275l$

Gesetz von der Erhaltung der Masse:

Bei chemischen Reaktionen bleibt die Masse erhalten.

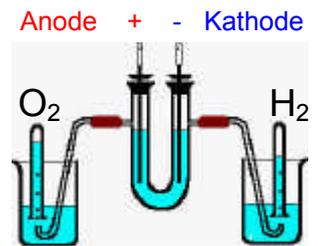
Masse der Ausgangsstoffe = Masse der Reaktionsprodukte

Beispiele:

1)

Reaktion $C + O_2 \rightarrow CO_2$					
1 Atom C	+	1 Molekül O ₂	=	1 Molekül CO ₂	Bildung eines Moleküls CO ₂
1 Mol C	+	1 Mol O ₂	=	1 Mol CO ₂	Bildung eines Mols CO ₂
12g C	+	32g O ₂	=	44g CO ₂	Molmassen
fest C	+	22,4 l O ₂	=	22,4 l CO ₂	Molvolumen (für Gase NB)

- 2) Wasser kann durch Elektrolyse in Wasserstoff und Sauerstoff zerlegt werden.
- Wie lautet die Reaktionsgleichung?
 - Berechne wie viel Gramm bzw. Liter Wasserstoff und Sauerstoff bei der Elektrolyse von 144 g Wasser entstehen?



Lösung:

Reaktion $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$			
2 Moleküle H_2O	=	2 Moleküle H_2 + 1 Molekül O_2	Zerlegung eines Moleküls
2 Mol H_2O	=	2 Mol H_2 + 1 Mol O_2	Zerlegung von 2 Mol
36g H_2O	=	4g H_2 + 32g O_2	Molmassen
flüssig H_2O	=	44,8 l H_2 + 22,4 l O_2	Molvolumen (für Gase NB)
144g H_2O	=	16g H_2 + 128g O_2	4 Molmassen
flüssig H_2O	=	179,2 l H_2 + 89,6 l O_2	4 Molvolumen

- 3) Backpulver NaHCO_3 zerfällt beim Erhitzen unter Abgabe von CO_2 und H_2O . Wieviel g Backpulver muss man nehmen, um bei einem Kuchen einen Volumszuwachs von 1 Liter zu erreichen? (Der Einfluss der Temperatur auf das Gasvolumen soll vernachlässigt werden.)

Reaktion $2\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$			
2 Moleküle NaHCO_3	=	1 Molekül Na_2CO_3 + 1 Molekül H_2O + 1 Molekül CO_2	
2 Mol NaHCO_3	=	1 Mol Na_2CO_3 + 1 Mol H_2O + 1 Mol CO_2	
168g NaHCO_3	=	106g Na_2CO_3 + 18g H_2O + 44g CO_2	
fest NaHCO_3	=	fest Na_2CO_3 + Dampf 22,4l H_2O + 22,4 l CO_2	
7,5g NaHCO_3	=	4,7g Na_2CO_3 + 1 l H_2O + 1 l CO_2	