

Semana 30

*Leis das Reações Químicas e o cálculo
estequiométrico*



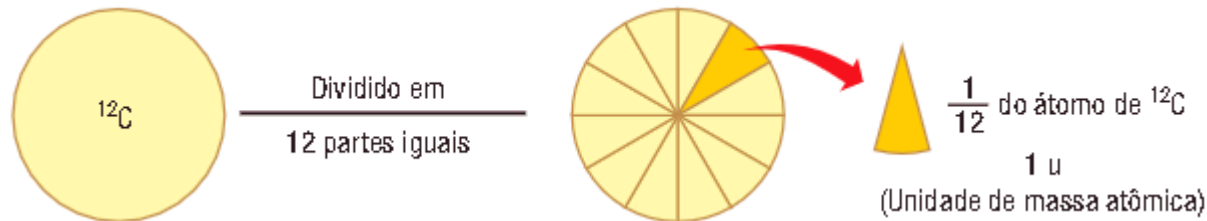
Mudanças sensíveis na estrutura da matéria, a nível nanométrico, podem provocar alterações significativas nas propriedades químicas, físicas e mecânicas de um material. Com o controle dessas mudanças, há a produção e o desenvolvimento de novos materiais com propriedades nunca antes alcançadas. O aperfeiçoamento de balanças de precisão, por exemplo, permite que os limites de medição de massas sejam cada vez mais superados, exigindo um maior número de grandezas utilizadas para mensurá-las.

Grandezas Químicas

*Para determinar a massa em sistemas químicos, foi necessário escolher um padrão. Entre os vários padrões de massa atômica dos átomos selecionados, o hidrogênio foi o primeiro a ser analisado, por ser o mais leve. Com base na análise do hidrogênio, esperava-se que as massas atômicas dos demais elementos fossem números inteiros. Contudo, como isso não foi verificado, houve a necessidade de elaborar uma escala que considerasse o oxigênio como padrão de massa atômica, pelo fato de ele formar compostos com a maioria dos elementos. Porém, a existência de várias escalas de massas atômicas fez com que, no início da década de 1960, a comunidade científica internacional estabelecesse um único padrão. O escolhido foi o **isótopo***-12 do elemento carbono (^{12}C), ao qual foi atribuída a massa de 12 u.*

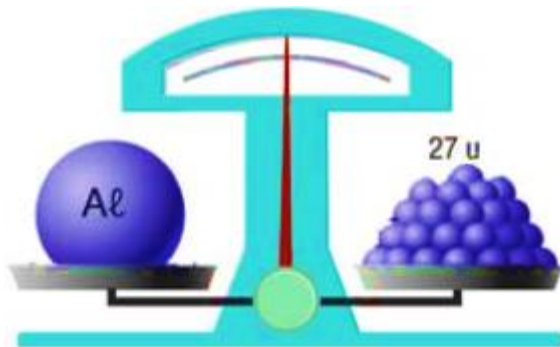
Isótopos são átomos de um mesmo elemento químico, que têm diferentes números de massa. Portanto, apresentam o mesmo número atômico.

Adotado o padrão, convencionou-se que uma unidade de massa atômica (u) corresponde a $\frac{1}{12}$ da massa de um átomo do isótopo ^{12}C .



• Massa atômica

A massa de um átomo é *medida** em unidade de massa atômica (u) e indica quantas vezes a massa atômica (M_A) de um elemento químico é maior que $\frac{1}{12}$ da massa do isótopo ^{12}C .



A massa atômica do alumínio, por exemplo, é 27 u . Isso significa que o átomo de alumínio tem massa 27 vezes maior que $\frac{1}{12}$ da massa do átomo de carbono-12, ou seja, 27 vezes maior que a unidade de massa atômica (1 u).

Realizar uma medida significa comparar uma grandeza com uma unidade de referência da mesma espécie, a fim de estabelecer quantas vezes a grandeza a ser medida contém a unidade.

• Massa de um elemento

Ao observar o valor de massa atômica dos elementos químicos na tabela periódica, percebe-se a existência de números não inteiros. Na realidade, a maior parte dos elementos apresenta isótopos e, embora suas propriedades químicas sejam as mesmas, seus núcleos apresentam diferentes quantidades de partículas (no caso, nêutrons). Ou seja, nem todos os átomos de um elemento químico são iguais, e sua massa atômica é obtida pela média ponderada das massas atômicas de seus isótopos.

Ao analisar o elemento boro, por exemplo, observam-se 2 isótopos:

- $^{10}_5B$ - átomos com número de massa 10, ou seja, massa atômica 10 u;
- $^{11}_5B$ - átomos com número de massa 11, ou seja, massa atômica 11 u.

↳ É soma de prótons e nêutrons presentes no núcleo do átomo, sendo calculado pela expressão: $A = p + n$.

Assim, como o valor da massa atômica de um elemento corresponde à média ponderada entre as massas e a proporção em que os seus isótopos se encontram na natureza, para esse exemplo, tem-se:

Isótopo	Abundância na natureza
^{10}B	20%
^{11}B	80%

$$MA_{(B)} = \frac{(10 \cdot 20) + (11 \cdot 80)}{100}$$

$$MA_{(B)} = 10,8 \text{ u}$$

De acordo com esse valor, pode-se dizer que a massa do boro é 10,8 vezes maior que $\frac{1}{2}$ da massa do átomo de carbono-12.

- *Massa molecular e massa fórmula*

*A massa molecular (M_M), expressa geralmente em unidade de massa atômica (u), corresponde à **massa de uma molécula**. Como as moléculas são formadas por átomos unidos por ligações covalentes, é possível afirmar que sua massa é numericamente igual à soma das massas dos átomos presentes em sua composição.*

Para exemplificar, considere a substância de fórmula molecular H_2SO_4 . Cada molécula de ácido sulfúrico é formada por 2 átomos de hidrogênio, 1 átomo de enxofre e 4 átomos de oxigênio. Considerando as massas de todos esses átomos, a massa molecular pode ser calculada da seguinte forma:

Massas atômicas: $H = 1 u$; $S = 32 u$; $O = 16 u$.

$$H = 2 \cdot 1 = 2 u$$

$$S = 1 \cdot 32 = 32 u$$

$$O = 4 \cdot 16 = 64 u$$

$$H_2SO_4 = 98 u \text{ (massa molecular)}$$

Ou seja, a molécula de ácido sulfúrico apresenta massa 98 vezes maior que $\frac{1}{2}$ da massa do átomo de carbono-12.

Outros exemplos:

Molécula	Elementos	Número de átomos	Massa atômica (u)	Participação do átomo na massa molecular (u)	Massa molecular (u)
Ácido clorídrico (HCl)	Hidrogênio (H)	1	1	1	36,5
	Cloro (Cl)	1	35,5	35,5	
Sacarose (C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁)	Carbono (C)	12	12	144	342
	Hidrogênio (H)	22	1	22	
	Oxigênio (O)	11	16	176	
Etanol (C ₂ H ₅ OH)	Carbono (C)	2	12	24	46
	Hidrogênio (H)	6	1	6	
	Oxigênio (O)	1	16	16	

Para **compostos iônicos**, utiliza-se a expressão massa fórmula (MF), pois são formados por um aglomerado de íons, e não por moléculas. No entanto, para o cálculo da massa, pode-se seguir o mesmo raciocínio - por meio da soma das massas de seus íons.

Observe como é obtida a massa fórmula do sulfato de alumínio.

Massas atômicas: $Al = 27 \text{ u}$; $S = 32 \text{ u}$; $O = 16 \text{ u}$.

$$Al = 2 \cdot 27 = 54 \text{ u}$$

$$S = 3 \cdot 32 = 96 \text{ u}$$

$$O = 12 \cdot 16 = 192 \text{ u}$$

$$Al_2(SO_4)_3 = 342 \text{ u (massa fórmula)}$$

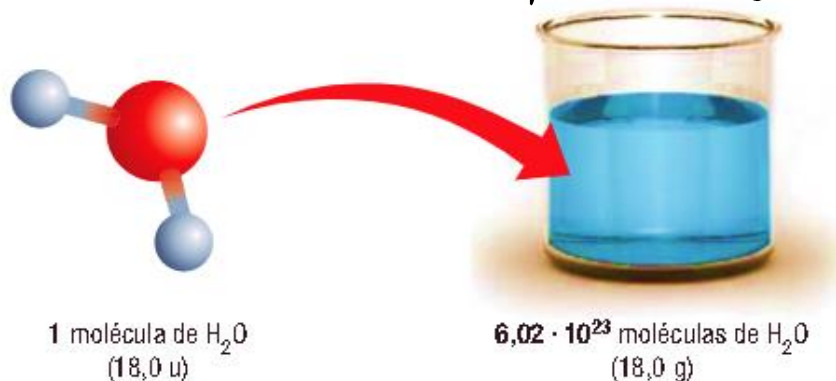
- **Quantidade de matéria (mol)**



O químico e físico italiano **Amedeo Avogadro** (1776-1856) foi o primeiro cientista a conceber a ideia de que a amostra de um elemento com massa em gramas numericamente igual à sua massa atômica apresenta sempre o mesmo número de átomos. Porém, suas ideias não foram prontamente aceitas e Avogadro não conseguiu determinar um valor específico.

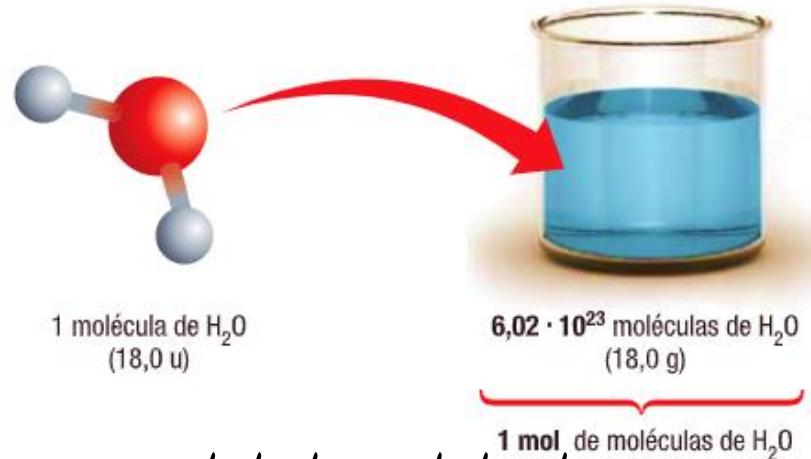
Ao longo do século XX, vários experimentos foram realizados até determinar o valor (aproximado) $6,02 \cdot 10^{23}$, o qual, posteriormente, foi denominado **Constante de Avogadro**.

A determinação da Constante de Avogadro contribuiu muito para o trabalho dos químicos, uma vez que, no passado, eles tinham dificuldades em saber o número de unidades fundamentais existentes em determinada amostra de material. Com o valor obtido, foi possível realizar cálculos e fazer previsões que relacionam a massa de entidades microscópicas (unidade de massa atômica) com a massa medida macroscopicamente (grama).



Dessa maneira, podem ser feitas relações entre as quantidades de moléculas, átomos, íons, elétrons, etc., em que a grandeza utilizada é denominada quantidade de matéria, cuja unidade é o
mol.

Mol é a quantidade de matéria que contém $6,02 \cdot 10^{23}$ (seiscentos e dois sextilhões) entidades quaisquer



O termo mol refere-se a uma quantidade de entidades elementares; já a molécula faz referência à proporção entre os átomos para a formação de uma substância.

Ex.:

- Cada molécula de gás carbônico (CO_2) é formada por:
1 átomo de carbono;
2 átomos de oxigênio.*
- Cada mol de moléculas de gás carbônico (CO_2) contém:
 $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas desse gás.*

Logo, o número de átomos em um mol de moléculas é:

para o carbono: $1 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono;

para o oxigênio: $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 12,04 \cdot 10^{23}$ ou $1,204 \cdot 10^{24}$ átomos de oxigênio;

total de $18,06 \cdot 10^{23}$ ou $1,806 \cdot 10^{24}$ átomos em $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2 , ou seja, 1 mol.

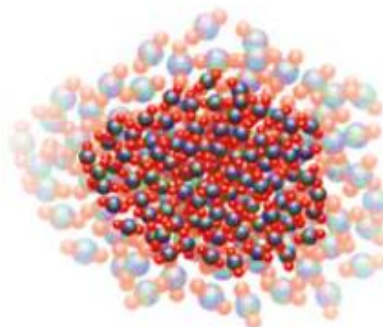


1 molécula
de CO_2

é composta
de



1 átomo de carbono
e
2 átomos de oxigênio



1 mol de moléculas
de CO_2

é composto
de



$6,02 \cdot 10^{23}$
átomos de carbono
(1 mol de átomos de C)
e



$12,04 \cdot 10^{23}$
átomos de oxigênio
(2 mols de átomos de O)

• Massa molar

A massa de 1 mol ($6,02 \cdot 10^{23}$ unidades) de qualquer entidade é conhecida como massa molar. Seu valor é numericamente igual à massa molecular, porém, expresso em gramas. 1 mol de átomos de He, por exemplo, tem massa igual a 4 g. Ou seja, sua massa molar corresponde a 4 g/mol. A massa molar do CO_2 é 44 g/mol, isto é, 1 mol de moléculas de gás carbônico tem massa igual a 44 g.

Para qualquer amostra, a quantidade de matéria é proporcional à sua massa e, conseqüentemente, ao número de entidades presentes.

Hélio (He) – massa atômica = 4 u		
Massa (g)	Quantidade de matéria (mol)	Número de átomos
4	1	$6,02 \cdot 10^{23}$
2 :2	0,5 :2	$3,01 \cdot 10^{23}$:2
1	0,25	$1,505 \cdot 10^{23}$
8	2	$1,204 \cdot 10^{24}$
16	4	$2,408 \cdot 10^{24}$

Gás carbônico (CO ₂) – massa molecular = 44 u			
Massa (g)	Quantidade de matéria (mol)	Número de moléculas	Número de átomos
44	1	$6,02 \cdot 10^{23}$	$1,806 \cdot 10^{24}$
22	0,5	$3,01 \cdot 10^{23}$	$9,03 \cdot 10^{23}$
11 :4	0,25 :4	$1,505 \cdot 10^{23}$:4	$4,515 \cdot 10^{23}$:4
88	2	$1,204 \cdot 10^{24}$	$3,612 \cdot 10^{24}$
176	4	$2,408 \cdot 10^{24}$	$7,224 \cdot 10^{24}$

• Volume molar

Na tentativa de compreender as relações de volume em reações com gases, o cientista Amedeo Avogadro foi o primeiro a sugerir a hipótese que tem o seu nome - Hipótese de Avogadro.

Por acreditar que os gases eram formados por agrupamentos chamados de moléculas, o cientista constatou que o mesmo número de moléculas de 2 ou mais gases, medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, ocupam o mesmo volume.

Volumes iguais de gases diferentes, nas mesmas condições de temperatura e pressão, apresentam o mesmo número de moléculas.

Para uma mesma pressão, o volume de um gás qualquer está relacionado com a sua quantidade de matéria. Dessa forma, nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP) o volume ocupado por 1 mol de qualquer gás é 22,4 L.

Por definição, consideram-se condições normais de temperatura e pressão os seguintes valores:

$$\text{Pressão} = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

$$\text{Temperatura} = 0 \text{ }^{\circ}\text{C} = 273 \text{ K}$$

Eduardo Borges, 2011.
vetor.



Quantidade de matéria	1 mol	1 mol	1 mol	1 mol
Massa do gás	32 g	4 g	28 g	40 g
Número de moléculas do gás	$6,02 \cdot 10^{23}$	$6,02 \cdot 10^{23}$	$6,02 \cdot 10^{23}$	$6,02 \cdot 10^{23}$
Pressão	1 atm	1 atm	1 atm	1 atm
Temperatura	0 °C	0 °C	0 °C	0 °C
Volume	22,4 L	22,4 L	22,4 L	22,4 L