



Química Geral 1 - Aula 7

Universidade Estadual do Norte Fluminense Darcy
Ribeiro

Laboratório de Ciências Químicas – LCQUI

Prof. Sergio Luis Cardoso



Mol e Constante de Avogadro

Observe a massa atômica (e pesos atômicos) dos seguintes elementos químicos:

- $\text{He} = 4\text{u}$ (4,002602u) → massa de 1 átomo de hélio
- $\text{C} = 12\text{u}$ (12,0107u) → massa de 1 átomo de carbono
- $\text{Ca} = 40\text{u}$ (40,078) → massa de 1 átomo de cálcio

Devido aos valores e dimensões muito pequenos de um único átomo é conveniente desenvolvermos uma escala macroscópica para podermos ver e pesar as quantidades envolvidas nos processos químicos.

- 1 átomo de C + 1 átomo de O → 1 molécula de CO
- 1 dúzia de C + 1 dúzia de O → 1 dúzia de CO

(12 átomos de C) (12 átomos de O) (12 moléculas CO)

Número de Avogadro - CONSTANTE DE AVOGADRO

Amadeo Avogadro



- (1811) - Primeiro a diferenciar e usar os termos átomos e moléculas - os gases nitrogênio, oxigênio e hidrogênio encontram-se naturalmente na forma diatômica (N_2 , O_2 e H_2).

- **Lei de Avogadro (hipótese de Avogadro)** - volumes iguais, de gases diferentes e à mesma temperatura e pressão, possuem o mesmo número de partículas $V_1 / V_2 = n_1 / n_2$

- Se estes gases contém o mesmo número de partículas então a massa contida nestes volumes também representará a massa do total de partículas contidas no gás. - Esse número de partículas passou a ser chamado de **número de Avogadro (N_0)**, mas qual o seu valor?

- 50 anos depois: Stanislao Cannizzaro (cientista italiano) - Baseado na hipótese de Avogadro e nos trabalhos de combinação dos gases realizados por Gay-Lussac - **CONJUNTO DE PESOS ATÔMICOS RELATIVOS PARA OS ELEMENTOS CONHECIDOS**

- 1865 - Johann Josef Loschmidt (austríaco) - calculou o tamanho de uma molécula de ar e conseqüentemente uma estimativa para o número de moléculas contidas em um determinado volume.

PRIMEIRO CONCEITO DE MOL - Em uma massa definida de um elemento (seu **Peso atômico relativo**) existe um número preciso de átomos. Esta quantidade foi definida como:

NÚMERO DE AVOGADRO

- No início do século XX, o professor de físico-química da Universidade de Paris, **Jean Baptiste Perrin**, realizou vários experimentos que o levaram a conclusão de que o valor do número de Avogadro estaria entre $6,5 \times 10^{23}$ e $7,2 \times 10^{23}$ moléculas em cada mol de substância

Historicamente o **mol** foi definido como a quantidade de um elemento com massa em gramas numericamente igual a seu peso atômico.

Hoje o mol é uma das sete unidades do SI e é definido formalmente como:

A quantidade de matéria de um sistema que contenha tantas entidades elementares que o número de átomos existentes em 0,012 Kg (12 g) de carbono 12 isotopicamente puro. O SI não define diretamente o número exato de partículas de 1 mol mas especifica um método para sua determinação.

verificações mais precisas indicam o valor de N_0
é igual a:

$6,02 \times 10^{23}$ moléculas/mol

Só muito depois de Avogadro é que o conceito de mol foi introduzido: desde que o peso molecular em gramas (mol) de qualquer substância contém o mesmo número de moléculas, então, de acordo com o Princípio de Avogadro, o volume molar de todos os gases deve ser o mesmo, como o é de fato, 22,4 L nas CNTP. O número de moléculas em um mol ficou então conhecido como Número de Avogadro, em sua homenagem, mesmo que ele próprio nunca o tenha determinado. Hoje em dia, o Número de Avogadro não é mais chamado de "número", mas sim de Constante de Avogadro, pois o mol passou a ser reconhecido como sendo a constante universal de medida de quantidade de matéria.

Então:

- He = 4u (4,002602u) → massa de 1 átomo de hélio
- C = 12u (12,0107u) → massa de 1 átomo de carbono
- Ca = 40u (40,078) → massa de 1 átomo de cálcio

Experimentalmente os químicos determinaram que a quantidade de átomos presentes nos três casos é exatamente a mesma:

- 4g de He contém $6,02 \times 10^{23}$ átomos de He
- 12g de C contém $6,02 \times 10^{23}$ átomos de C
- 40g de Ca contém $6,02 \times 10^{23}$ átomos de Ca

Assim como 12 unidades é uma quantidade chamada 1 dúzia, a quantidade **$6,02 \times 10^{23}$ unidades** foi chamada de **1 mol**.

Dessa forma podemos concluir que:

Um mol de qualquer espécie química = $6,02 \times 10^{23}$ entidades elementares da referida espécie química

Por exemplo:

- 1 mol de átomos = $6,02 \times 10^{23}$ átomos
- 1 mol de moléculas = $6,02 \times 10^{23}$ moléculas
- 1 mol de íons = $6,02 \times 10^{23}$ íons

O número **$6,02 \times 10^{23}$** é conhecido como **constante de Avogadro**.

O mol é uma unidade química – precisamos transformar o mol em uma unidade de laboratório (que possamos medir diretamente)

De forma genérica: **1 mol = $6,02 \times 10^{23}$ unidades**

- Este número de átomos de qualquer elemento tem um peso em gramas que é numericamente igual ao seu peso atômico!
- 12,011 g de C = 1 mol = $6,02 \times 10^{23}$ átomos C
- 15,9994 g de O = 1 mol = $6,02 \times 10^{23}$ átomos O

Assim podemos usar a balança para determinação do número de moles de uma determinada massa!

Massa Molar

Massa molar é a massa contida em 1 mol (que contém $6,02 \times 10^{23}$ unidades) de qualquer espécie química. A unidade mais usada para a massa molar é g/mol ou $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Massa molar de um elemento é a massa de um mol de átomos, ou seja, $6,02 \times 10^{23}$ átomos desse elemento. É numericamente igual a sua massa atômica do elemento puro ou ao peso atômico da mistura de isótopos.

Por exemplo:

- massa atômica do $^{40}\text{Ca} = 40\text{u}$
- massa molar do Ca = 40g/mol

Conclusão:

$1\text{mol de átomos de Ca} = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos} = 40\text{g}$

Massa molar de uma substância é a massa de 1 mol de entidades representadas pela fórmula da substância. A massa molar de uma substância é numericamente igual a sua massa molecular (ou fórmula-massa, no caso de substância iônica).

Exemplo 1:

- massa molecular de $\text{H}_2\text{O} = 18\text{u}$
- massa molar de $\text{H}_2\text{O} = 18\text{g/mol}$

Conclusão:

1 mol de moléculas de $\text{H}_2\text{O} = 6,02 \times 10^{23}$ moléculas = 18g

Exemplo 2:

- fórmula-massa de NaCl (Na^+Cl^-) = 58,5u
- massa molar do NaCl (Na^+Cl^-) = 58,5g/mol

Conclusão:

**1 mol de entidades de NaCl (Na^+Cl^-) = $6,02 \times 10^{23}$
entidades de NaCl (Na^+Cl^-) = 58,5g**