



*Lorenzo Romano Amedeo
Carlo Avogrado*

Pércio Augusto Mardini Farias

Este documento tem nível de compartilhamento de acordo com a licença 2.5 do [Creative Commons](http://creativecommons.org/).



<http://creativecommons.org.br>
<http://creativecommons.org/licenses/by/2.5/br/>

Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogrado

A Origem

Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogrado, Conde de Quaregna e Cerreto, tornou-se conhecido como Amedeo Avogadro. Ele nasceu em 1776 e morreu em 1856 em Turin, na Região do Piemonte, na Itália.

Ele era advogado e tinha sucesso em sua profissão, mas mesmo assim, gostava de ciências. Em 1801, começou o Curso de Física na Università de Torino. A partir de então, iniciou uma carreira como professor de Física, tendo lecionado em vários colégios, entre eles Liceo di Vercelli, na Província de Vercelli, na região italiana do Piemonte, onde fica Turin. Neste liceu, ele lecionou de 1809 a 1819. Em 1820, foi admitido como professor de Física na universidade onde havia estudado.



Figura 1: Mapa da Itália mostrando Turin e Vercelli

Suas contribuições



Figura 2: Amedeo Avogadro. "Desenho de C. Sentier"

Fonte: Cortesia da Edgar Fahs Memorial Collection, Department of Special Collections, University of Pennsylvania Library.

Em 1811, Amedeo Avogadro já havia proposto a diferença entre moléculas e átomos. Neste ano, formulou a sua hipótese que "volumes iguais de gases diferentes, à mesma temperatura e pressão, contêm o mesmo número de moléculas".

Nesta época, a eletroquímica de Galvani e Volta estava em moda e Jons Jacob Berzelius foi um contestador da hipótese de Avogadro. Berzelius acreditava que uma composição química deveria ser formada pela atração de partículas contendo cargas opostas. Mas, em 1858, Stanislao Cannizzarro explicou a teoria atômica molecular utilizando também a hipótese de Avogadro, assim ela ficou universalmente consagrada como uma lei, a "lei de Avogadro".

Outros Personagens Importantes da Época

Jons Jacob Berzelius

Em 1808, Jons Jakob Berzelius, publicou "Larboki Kemien", propondo notações e símbolos químicos modernos, e o conceito da massa atômica relativa. Esta publicação de Berzelius antecedeu a hipótese de Avogadro. Ele não aceitava as idéias de Avogadro, acreditando que um composto deveria conter uma porção positiva combinada com a porção negativa. Ele não conseguia imaginar dois átomos iguais se combinando para estarem juntos numa mesma molécula.



Figura 3: Imagem de Jons Jacob Berzelius do periódico sueco Svenska Familj-Journalen (1864-1887) cujo copyright expirou, estando em domínio público.

A imagem é encontrada em (http://commons.wikimedia.org/wiki/File:J%C3%B6ns_Jacob_Berzelius_from_Familj-Journalen1873.png).

Stanislao Cannizzaro

Em 1860, Stanislao Cannizzaro, também redescobriu as idéias de Amedeo Avogadro a respeito das moléculas diatômicas (como o hidrogênio, H_2 , e o oxigênio, O_2). Compilou uma tabela de massas atômicas e a apresentou em 1860 na conferência de Karlsruhe, na Alemanha. Nesta conferência,

Cannizzaro demonstrou que as idéias de Avogadro permitiram não só a determinação das massas atômicas das moléculas, mas também indiretamente a dos seus átomos constituintes. Assim Cannizzaro finalizou este conflito de décadas a respeito das massas atômicas e fórmulas moleculares. Estes estudos também permitiram a Mendeliev a descoberta da lei periódica.

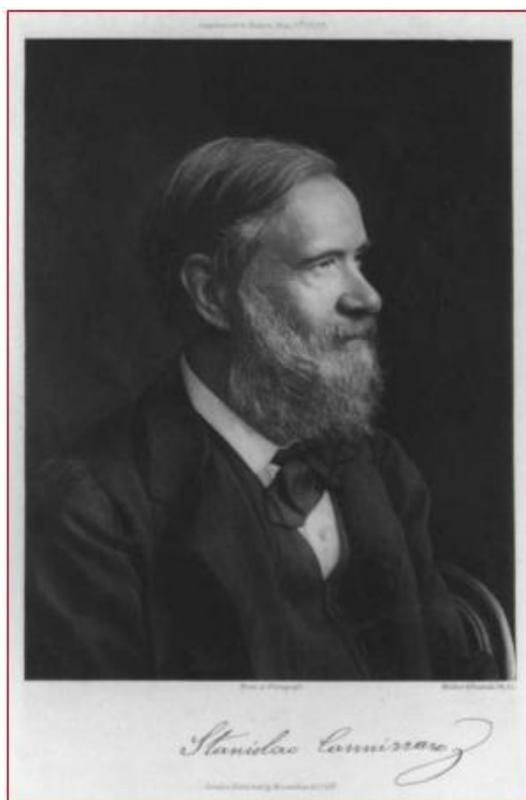


Figura 4: Foto de Stanislao Cannizzaro de uma obra da academia homônima de Catania, Itália. A obra está em domínio público e a imagem pode ser encontrada em (http://it.wikipedia.org/wiki/File:Stanislao_Cannizzaro.jpg).

Imagine um experimento num laboratório da reação do C_2H_4 (g) com o HCl (g) para preparar o anestésico C_2H_5Cl (l), que é muito usado nos atletas.

Como as moléculas são muito pequenas, um grande número delas é necessário para termos uma amostra visível. Observe, então, que nesta reação haverá um envolvimento muito grande de moléculas entre os reagentes e produtos da reação. Isto nos leva à necessidade de termos uma conveniente e especial unidade.

Nas atividades cotidianas usamos algumas unidades como a dúzia (12 unidades), o cento (100 unidades), e mais antigamente a grossa (144 unidades), ou a resma (500 unidades) para contar grandes conjuntos de objetos.

Na química, a unidade para tratar do grande número de átomos, íons ou moléculas é o mol cujo símbolo é mol. Um mol se define como

a quantidade de matéria que contém tantas partículas (átomos, moléculas, íons etc) quantos forem os átomos presentes em exatamente 12 g de carbono-12.

A partir de resultados experimentais, o número de átomos de carbono 12 nesta massa de carbono-12 foi determinado como $6,0221367 \times 10^{23}$. Este número é chamado número de Avogadro, em homenagem a Amedeo Avogadro.

Um mol de íon, um mol de moléculas ou um mol de qualquer coleção de partículas contém tantas partículas quanto às unidades do número de Avogadro:

- 1 mol de átomos de carbono-12 = $6,02 \times 10^{23}$ átomo de carbono-12
- 1 mol de moléculas de H_2O = $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O .
- 1 mol de íons NO_3^- = $6,02 \times 10^{23}$ íons NO_3^-
- 1 mol de bolinhas de ping-pong = $6,02 \times 10^{23}$ bolinhas de ping-pong.

O número de Avogadro e Alguns Números do dia-a-dia

O número de Avogadro é tão grande que é difícil imaginá-lo sem algumas referências às quais estamos acostumados. Observe o tamanho deste número, que é comparado na figura abaixo.



Figura 5: O número de Avogadro referido a números conhecidos.