

Estrutura atômica da matéria

Vitor Oguri

Átomo químico

Lavoisier (1772)

- i) um elemento químico é a menor porção de uma substância que ainda apresenta as mesmas propriedades químicas e não pode ser subdividido em outro elemento
- ii) a soma das massas dos produtos de uma reação é constante, quando a reação se realiza em sistemas fechados

Proust (1799)

as massas das substâncias que constituem um composto têm proporção fixa

Átomo químico

Dalton (1808)

- (i) todo *elemento químico* é composto de pequenas partículas chamadas *átomos*;
- (ii) todos os átomos de um mesmo elemento apresentam as mesmas propriedades;
- (iii) átomos de diferentes elementos têm propriedades químicas diferentes;⁷
- (iv) durante uma reação química, nenhum átomo de determinado elemento desaparece ou se transforma em um átomo de outro elemento;
- (v) formam-se substâncias compostas quando se combinam átomos distintos de mais de um elemento;
- (vi) em um dado composto químico, os números relativos de átomos dos seus elementos são definidos e constantes e, em geral, podem expressar-se como inteiros ou frações simples;

Átomos de Dalton: partículas indestrutíveis que se combinam em proporções definidas para formarem as substâncias

água $\leq \geq$ compostos do tipo $H_a O_b$

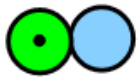
M (massa de água) = $N (a m_H + b m_O)$ – Lavoisier (cte.)

$a m_H / b m_O$ – Proust (cte.)

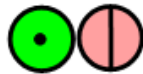
hipótese de Dalton $\rightarrow a=b=1 \rightarrow HO$ (água)

Átomos de Dalton

Átomos e elementos químicos segundo Dalton



water



ammonia



hydrogen



carbone



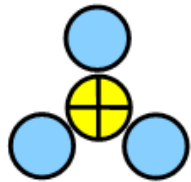
azote



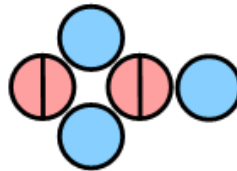
oxygen



sulphur



sulphuric acid



nitrous acid



carbonic oxide



carburetted hydrogen

Moléculas de Avogadro

Gay-Lussac (1809) Numa reação química entre dois gases, a razão entre os volumes dos reagentes é constante e corresponde a uma fração de números pequenos.

Dois litros de hidrogênio se combinam com um litro de oxigênio para formar dois litros de vapor d'água.

Berzelius adota as fórmulas H_2O para a água e NH_3 para a amônia.

Hipótese de **Avogadro** (1811). Volumes iguais de gases distintos, sujeitos à mesma pressão e temperatura, contém o mesmo número de moléculas.

(a) As massas moléculares são proporcionais às densidades dos gases.

(b) A partir dos resultados de Gay-Lussac, uma molécula de água deve ser composta por uma molécula de oxigênio e duas moléculas de hidrogênio. Em geral as moléculas de substância simples são compostas por uma ou mais moléculas elementares.

Hipótese rejeitada por Dalton (átomos iguais se repelem).

Moléculas de Avogadro

- **Gay-Lussac**

$$\left\{ \begin{array}{l} 10 \text{ ml (hidrogênio)} + 10 \text{ ml (cloro)} = 20 \text{ ml cloridreto} \\ 20 \text{ ml (hidrogênio)} + 10 \text{ ml (oxigênio)} = 20 \text{ ml (vapor d'água)} \end{array} \right.$$

- **Avogadro**

$$\left\{ \begin{array}{l} 2N \text{ molec. hidrogênio} + N \text{ molec. oxigênio} = 2N \text{ molec. vapor d'água} \\ 2H_a + O_b = 2H_{a'}O_{b'} \Rightarrow a' = a \text{ e } b' = b/2 \end{array} \right.$$

- **Berzelius**

$$\left\{ \begin{array}{l} a = 2 \Rightarrow H_2 \text{ (molec. hidrogênio)} \\ b = 2 \Rightarrow O_2 \text{ (molec. oxigênio)} \\ H_2O \text{ (molec. de água)} \end{array} \right.$$

Moléculas de Avogadro

- Massa atômica (Prout – 1815) e molecular
 - escalas relativas (unidade natural – átomo de hidrogênio): μ
 - unidade de massa atômica – $1u = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$
(massa do próton = $1,67 \times 10^{-24} \text{ g}$)
massa de um átomo = μu
 - número de Avogadro – número de moléculas em 22,4 litros de uma gás (volume molar) nas CNTP
($P=1 \text{ atm}$, $T= 273,15 \text{ K}$)

$$N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ molec./mol}$$

Moléculas de Avogadro

- relação entre o número de Avogadro e a unidade de massa atômica

$$\left\{ \begin{array}{l} N_A = \frac{\text{massa de 22,4 litros de hidrogênio}}{\text{massa de uma molec. de hidrogênio}} \\ \\ = \frac{\rho V}{\mu u} = \frac{0,08988 \times 22,4}{2u} \simeq \frac{1}{u} = \frac{1}{1,66 \times 10^{-24}} \simeq 6,02 \times 10^{23} \end{array} \right.$$

↓

$$N_A \simeq \frac{1}{u}$$

Moléculas de Avogadro

- relação entre o número de Avogadro, o número de moléculas e o mol

$$\left\{ \begin{array}{l} N \text{ (número de molec. em uma amostra)} = \frac{M \text{ (massa da amostra)}}{m \text{ (massa de uma molec.)}} \\ N_A \text{ (número de molec. em um mol)} = \frac{\overbrace{M_\mu \text{ (massa de um mol de molec.)}}^{\text{massa molar}}}{m \text{ (massa de uma molec.)}} \end{array} \right.$$

$\Downarrow$

$$\left\{ \begin{array}{l} n \text{ (número de mols na amostra)} = \frac{N}{N_A} \\ m \text{ (massa de uma molec.)} = \mu u \\ M_\mu \text{ (massa molar)} = N_A \times m = (N_A \times \mu)u = (N_A \times u)\mu \simeq \mu g(\text{gramas}) \end{array} \right.$$

Elementos químicos

- isótopos (Prout) → elemento químico

cloro (Cl) – dois isótopos

75,4% abundância do isótopo 34,98

24,6% abundância do isótopo 36,98

massa atômica do cloro

$$\mu_{\text{CL}} = 0,754 \times 34,98 + 0,246 \times 36,98 = 35,47$$

C^{35}_{18} $A = 35$ (número de massa) $Z = 18$ (número atômico)

C^{37}_{18} $A = 37$ (número de massa) $Z = 18$ (número atômico)

Elementos químicos

- **tabelas periódicas**

Mendeleev (1869)

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

	Tl=50	Zr= 90	?=180.
	V=51	Nb= 94	Ta=182.
	Cr=52	Mo= 96	W=186.
	Mn=55	Rh=104,4	Pt=197,4.
	Fe=56	Ru=104,4	Ir=198
	Ni=Co=59	Pl=106,6	Os=199.
H=1	Cu=63,4	Ag=108	Hg=200
Be= 9,4	Mg=24	Zn=65,2	Cd=112
B=11	Al=27,4	?=68	Ur=116
C=12	Si=28	?=70	Sn=118
N=14	P=31	As=75	Sb=122
O=16	S=32	Se=79,4	Te=128?
F=19	Cl=35,5	Br=80	I=127
Li=7	Na=23	K=39	Rb=85,4
		Cs=133	Tl=204
		Ca=40	Sr=87,6
		Ba=137	Pb=207.
		?=45	Ce=92
		?Er=56	La=94
		?Yt=60	Di=95
		?In=75,6	Th=118?

Seaborg (1945)

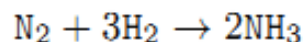
1 1,01 H																	1 1,01 H	2 4,00 He						
3 6,94 Li	4 9,01 Be																	5 10,8 B	6 12,0 C	7 14,0 N	8 16,0 O	9 19,0 F	10 20,2 Ne	
11 23,0 Na	12 24,3 Mg	13 27,0 Al																	13 27,0 Al	14 28,1 Si	15 31,0 P	16 32,1 S	17 35,5 Cl	18 39,9 A
19 39,1 K	20 40,1 Ca	21 45,0 Sc	22 47,9 Ti	23 50,9 V	24 52,0 Cr	25 54,9 Mn	26 55,8 Fe	27 58,9 Co	28 58,7 Ni	29 63,5 Cu	30 65,4 Zn	31 69,7 Ga	32 72,6 Ge	33 74,9 As	34 79,0 Se	35 79,9 Br	36 83,8 Kr							
37 85,5 Rb	38 87,6 Sr	39 88,9 Y	40 91,2 Zr	41 92,9 Cb	42 95,9 Mo	43 (98) 	44 101 Ru	45 103 Rh	46 106 Pd	47 108 Ag	48 112 Cd	49 115 In	50 119 Sn	51 122										

Elementos químicos

Exercício 2.9.9 O argônio (Ar) encontrado na natureza é composto de 3 isótopos, cujos átomos aparecem nas seguintes proporções: 0,34% de Ar^{36} , 0,07% de Ar^{38} e 99,59 de Ar^{40} . Sabendo que as massas atômicas destes três isótopos valem, respectivamente, 35,9676 u, 37,9627 u e 39,9624 u, determine, a partir desses dados, o peso atômico do argônio.

Exercício 2.9.10 Determine a razão dos isótopos do tipo N^{15} e N^{14} que compõem o nitrogênio encontrado na natureza, sabendo que seu peso atômico é 14,0067 e os dos seus isótopos são, respectivamente, $m(\text{N}^{14}) = 14,00307$ u e $m(\text{N}^{15}) = 15,0001$ u.

Exercício 2.9.11 Considere a equação química



Supondo que N_2 e NH_3 estejam sob as mesmas condições de temperatura e pressão, calcule o volume produzido de NH_3 nessa reação a partir de 10 L de N_2 .

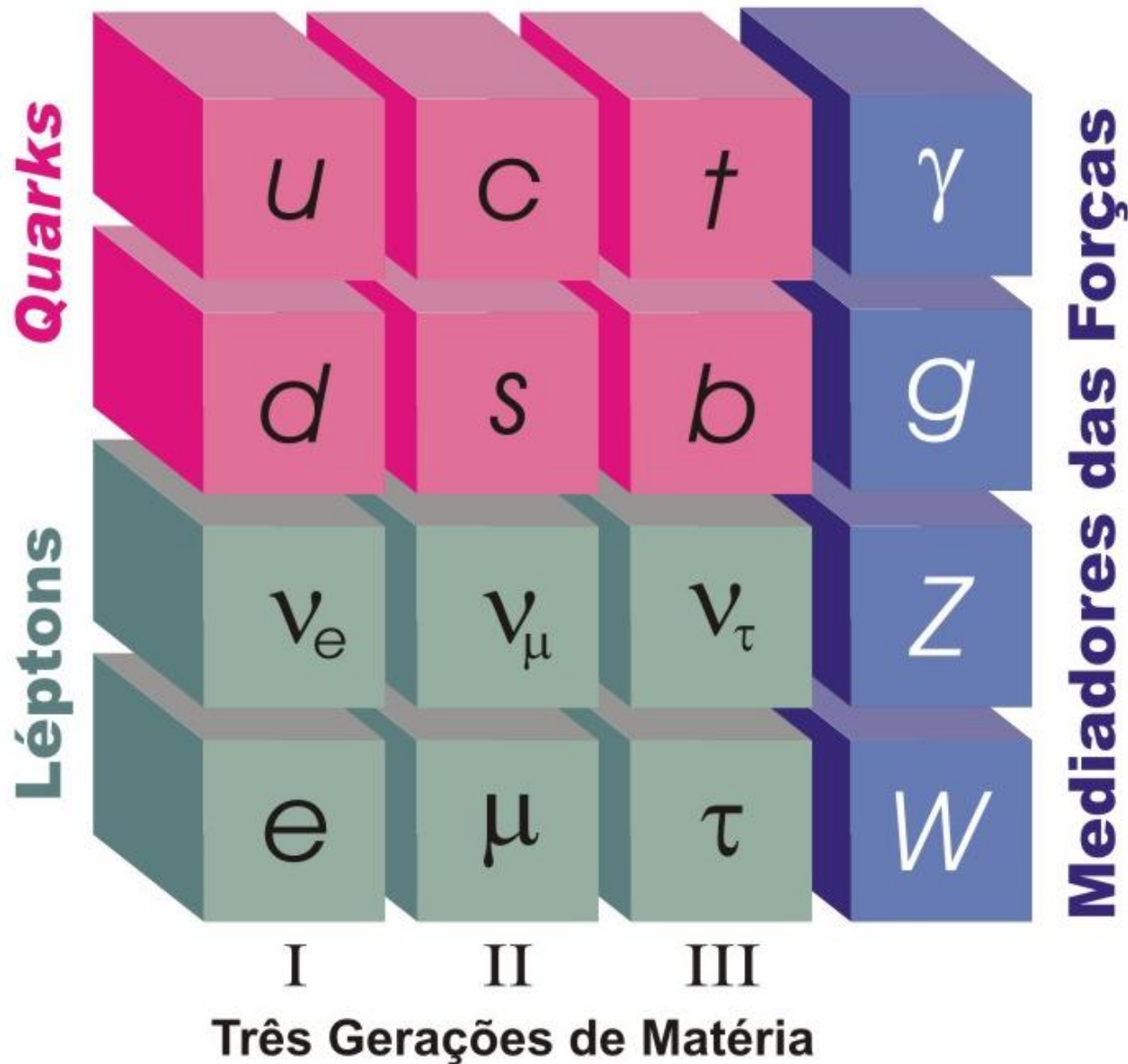
Exercício 2.9.12 Determine o número de átomos de oxigênio existentes em 25 g de CaCO_3 .

Exercício 2.9.13 Determine o número de mols de gás N_2 existentes em 35,7 g de nitrogênio.

Exercício 2.9.14 Determine o número de mols existentes em 42,4 g de carbonato de sódio, Na_2CO_3 .

Exercício 2.9.15 Determine a fórmula química de um composto cuja massa relativa é formada de 60% de oxigênio e 40% de enxofre.

Quarks e léptons



Quarks

- Quarks como sendo as partículas envolvidas diretamente nas interações fortes foram postulados por Murray Gell-Mann e G. Zweig, nos anos de 1960, segundo argumentos de simetria, como os elementos constituintes dos hádrons.
- Do ponto de vista dinâmico, os quarks como constituintes dos hádrons começaram a emergir dos trabalhos experimentais de R. Hofstadter, nos anos de 1950, no centro de aceleradores de elétrons da Universidade de Stanford, no qual estabeleceu a subestrutura do próton.
- Finalmente, foram estabelecidos ao final dos anos de 1960, com os experimentos de espalhamento profundamente inelástico de elétrons por prótons, também em Stanford (SLAC), liderados por J.I. Friedman (MIT), H.W. Kendall (MIT) e R.E. Taylor do SLAC, e com os trabalhos teóricos (modelo a partons) de J. D. Bjorken e R. Feynman.