

Universidade Federal do ABC

Estrutura da Matéria

Apresentação do curso Bases da Teoria Atômica

Pieter Westera

pieter.westera@ufabc.edu.br

<http://professor.ufabc.edu.br/~pieter.westera/Estrutura.html>

Objetivos

Apresentar conceitos fundamentais sobre a estrutura da matéria (**moléculas** e **sólidos**) e seus constituintes (**átomos**) que regem as **ciências modernas** (**física/química/biologia**).

Os passos

1. **Estude** o problema
2. Forme uma **conjectura** (possível explicação)
3. Faça **previsões** baseadas em sua conjectura
4. **Teste** sua conjectura (**experimento**)

1, 2 e 3 => Este curso

4 => Curso de métodos experimentais (bases)

Teoria

Um conjunto de conjecturas comprovadas experimentalmente por diversas técnicas diferentes

Uma teoria deve ser capaz de...

1. Explicar os fenômenos observados
2. Realizar previsões verificáveis

Uma nova teoria deve ser capaz de...

1. Explicar o que as teorias anteriores explicavam satisfatoriamente: Princípio da correspondência
2. Realizar novas previsões

Exemplos

1. Lei da Gravitação de Newton

- Explica as leis de Kepler
- Prevê o movimento dos planetas

2. Relatividade Restrita de Einstein

- $E = mc^2$
- Contração do tempo e do espaço
- Recobra as leis de Newton quando v é pequena

3. Teoria da Mecânica Quântica

- Prevê o comportamento do “muito pequeno”
- Recobra a mecânica clássica em escala macro

Quantificando e Comparando

Para que uma teoria seja válida ela precisa ser **testada**. Isto significa realizar **medidas** de um determinado fenômeno.

Outros cientistas devem ter a capacidade de **reproduzir** os **experimentos** e obter as **mesmas respostas**:
comparar

Necessário **estabelecer** um **padrão**
Todas as **medidas** são tomadas como um **fator multiplicativo** deste padrão.

=> **Sistema de unidades**

O sistema internacional (S.I.)

Comprimento:	Metro (m)
Tempo:	Segundo (s)
Massa:	Kilograma (kg)
Corrente elétrica:	Ampère (A)
Quantidade de Matéria:	Mol (mol)
Temperatura:	Kelvin (K)
Intensidade Luminosa:	Candela (cd)

Existem outros sistemas

(p. e. o sistema cgs que usa cm, s, g, ...)

Prefixos das Unidades

Potência	Prefixo	Símbolo
10^{-24}	yocto	y
10^{-21}	zepto	z
10^{-18}	atto	a
10^{-15}	femto	f
10^{-12}	pico	p
10^{-9}	nano	n
10^{-6}	micro	μ
10^{-3}	mili	m
10^{-2}	centi	c
10^{-1}	deci	d
10^1	deca	da
10^3	kilo	k
10^6	mega	M
10^9	giga	G
10^{12}	tera	T
10^{15}	peta	P
10^{18}	exa	E
10^{21}	zetta	Z
10^{24}	yotta	Y

Análise dimensional

Quando trabalhamos com equações as **dimensões** tem que ser **coerentes**.

As **unidades** são **parte fundamental** das equações e portanto **ambos** os **lados** das **equações** têm que estar **balanceados**.

Quantidades de **dimensões diferentes NÃO** podem ser **somadas** ou **subtraídas**

$$1.15 \text{ m} + 17.8 \text{ s} = ?$$

Quantidades de dimensões diferentes **podem** ser **multiplicadas** ou **divididas**:

$$v = \frac{\Delta s}{\Delta t} = \frac{1.15 \text{ m}}{17.8 \text{ s}} = 0.0646 \text{ m/s}$$

Unidades

Atenção, na física (e outras ciências) as grandezas têm **Unidades**.

Exemplo da resolução de um exercício:

Um carro percorre 1.15 m em 17.8 s. Qual a velocidade média do carro durante este percurso?

Unidades

Atenção, na física (e outras ciências) as grandezas têm **Unidades**.

Exemplo da resolução de um exercício:

Um carro percorre 1.15 m em 17.8 s. Qual a velocidade média do carro durante este percurso?

$$\Delta s = 1.15 \text{ m}$$

$$\Delta t = 17.8 \text{ s}$$

$$V_m = \frac{\Delta s}{\Delta t} = \frac{1.15 \text{ m}}{17.8 \text{ s}} = 0.0646 \text{ m/s}$$

Cuidado também com o número de algarismos significativos.

Usar Variáveis

Na maioria das vezes, é bem mais **prático** resolver um problema usando **variáveis** e substituir **valores só no final**.

Assim, você não precisa **propagar unidades**, **números com vários algarismos** e, possivelmente, **potências de 10** por **vários passos**, arriscando fazer **erros numéricos** cada vez.

Quem sabe, alguma variável se corta no meio.

Além disso, com variáveis você obtém a **solução geral**, não apenas para um único caso.

Para um segundo caso, você não precisa fazer a resolução do zero.

Usar Variáveis

Exemplo da resolução de um exercício
(Estrutura da Matéria, lista 3, exercício 13):

Uma bola, com massa $m_b = 150$ g, e um elétron viajam com velocidade $v = 75.0 \pm 0.05$ m/s . Calcule e compare a incerteza na medida de posição de cada um.

Usar Variáveis

Substituindo variáveis na primeira ocorrência:

$$\Delta v = 0.05 \text{ m/s}$$

$$m_b = 0.150 \text{ kg}$$

$$m_e = 9.10939 \cdot 10^{-31} \text{ kg}, \hbar = 1.05457 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$$

Bola:

$$\Delta p = m_b \Delta v = 0.150 \cdot 0.05 \text{ kgm/s} = 0.0075 \text{ kgm/s}$$

$$\begin{aligned} \Delta x &= \hbar / 2\Delta p = 1.05457 \cdot 10^{-34} / (2 \cdot 0.0075) \text{ Js}^2/\text{kgm} \\ &= 7.0304666667 \cdot 10^{-33} \text{ m} = 7 \cdot 10^{-33} \text{ m} \end{aligned}$$

Elétron:

$$\begin{aligned} \Delta p &= m_e \Delta v = 9.10939 \cdot 10^{-31} \cdot 0.05 \text{ kgm/s} \\ &= 4.55469 \cdot 10^{-32} \text{ kgm/s} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Delta x &= \hbar / 2\Delta p = 1.05457 \cdot 10^{-34} / (2 \cdot 4.55469 \cdot 10^{-32}) \text{ Js}^2/\text{kgm} \\ &= 0.001157674836 \text{ m} = 1 \text{ mm} \end{aligned}$$

Usar Variáveis

Substituindo variáveis no final:

$$\Delta v = 0.05 \text{ m/s}$$

$$m_b = 0.150 \text{ kg}$$

$$m_e = 9.10939 \cdot 10^{-31} \text{ kg}, \hbar = 1.05457 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$$

$$\Delta p = m\Delta v \Rightarrow \Delta x = \hbar / 2\Delta p = \hbar / 2m\Delta v$$

Bola:

$$= 1.05457 \cdot 10^{-34} / (2 \cdot 0.150 \cdot 0.05) \text{ Js}^2/\text{kgm}$$

$$= 7.0304666667 \cdot 10^{-33} \text{ m} = 7 \cdot 10^{-33} \text{ m}$$

Elétron:

$$= 1.05457 \cdot 10^{-34} / (2 \cdot 9.10939 \cdot 10^{-31} \cdot 0.05) \text{ Js}^2/\text{kgm}$$

$$= 0.001157674836 \text{ m} = 1 \text{ mm}$$

Usar Variáveis

Exemplo da resolução de um exercício:

Um carro percorre metade de uma distância com velocidade 6 m/s e a segunda metade, com 3 m/s . Qual é a velocidade média do carro?

Usar Variáveis

Exemplo da resolução de um exercício:

Um carro percorre metade de uma distância com velocidade 6 m/s e a segunda metade, com 3 m/s. Qual é a velocidade média do carro?

Resolução:

Dando nomes: $v_1 = 6$ m/s, $v_2 = 3$ m/s

chamando a distância total de Δs :

$$\Delta s_1 = \Delta s_2 = \Delta s/2$$

$$\Delta t_1 = \Delta s_1/v_1 = \Delta s/2v_1, \quad \Delta t_2 = \Delta s_2/v_2 = \Delta s/2v_2,$$

$$\Rightarrow \Delta t = \Delta t_1 + \Delta t_2 = \Delta s/2v_1 + \Delta s/2v_2 = \Delta s/2 \cdot (1/v_1 + 1/v_2)$$

$$\begin{aligned} \Rightarrow v_m &= \Delta s/\Delta t = \Delta s/[\Delta s/2 \cdot (1/v_1 + 1/v_2)] \\ &= 2 \cdot (1/v_1 + 1/v_2)^{-1} = 2v_1v_2/(v_1 + v_2) \\ &= 2 \cdot 6 \cdot 3/(6+3) \text{ m}^2/\text{s}^2 \text{ s/m} = 4 \text{ m/s} \end{aligned}$$

Conversão de unidades

A maioria (todas) as **grandezas físicas** podem ser expressas em **unidades diferentes** (p.e. O tempo pode ser expresso em segundos, minutos, ou horas, etc.).

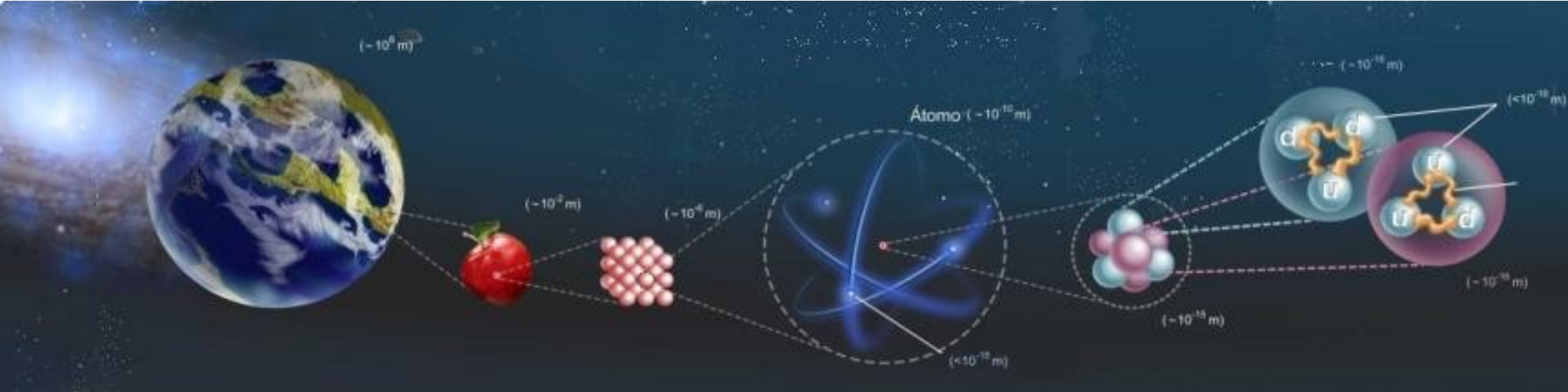
É possível **converter** entre as diferentes representações de uma quantidade física.

Exemplo de Conversão: 3.5 horas em minutos

1 hora = 60 min (porém $1 \neq 60$)

=>

$$\begin{aligned} 3.5 \text{ h} &= 3.5 \times 1 \text{ h} \\ &= 3.5 \times 60 \text{ min} \\ &= 210 \text{ min} \end{aligned}$$



Universidade Federal do ABC

Estrutura da Matéria

Aula 1: Bases da Teoria Atômica

<http://professor.ufabc.edu.br/~pieter.westera/Estrutura.html>

Átomos

O átomo é a **partícula** que representa um determinado **elemento químico**.

O desenvolvimento da **Química** como **ciência** deu-se ao acatar e desenvolver esse conceito e no trabalho de definir as propriedades físicas e químicas dos mesmos.

Nas **culturas grega** e **hindu** (há mais de 2500 anos) pregava-se que o **Universo** era formado de **quatro elementos fundamentais**: Fogo, ar, terra e água.

Átomos

A **menor unidade** de uma **substância** (do grego a-tomo = indivisível).

O conceito vem dos **gregos** (mas na **Índia**, o conceito já existia também) e foi fortemente defendido por **Newton**, **Claus**, **Maxwell** e **Boltzman**.

Mas no final do século XIX estava desacreditado.

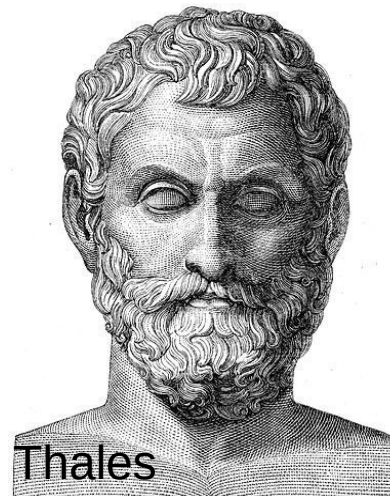
Atomismo antes de 1808

Inicialmente, conceitos atômicos estavam baseados em **considerações filosóficas** e **não** em **observações experimentais**.

600 a. C. - **Kanada** (Índia)

Considerava que a **matéria** era composta de **quatro** tipos de **átomos**, **terra**, **fogo**, **ar** e **água**. Átomos poderiam **reagir** com a ajuda de **forças invisíveis** (adrsta) e formar **moléculas** biatômicas e triatômicas.

Na **Grécia**, o conceito dos **quatro elementos** se origina de diferentes **filósofos**, os mais famosos são **Thales** de Mileto (630-550 a. C.) e **Empedocles** (483-430 a. C.).



Thales



Empedocles

Atomismo antes de 1808

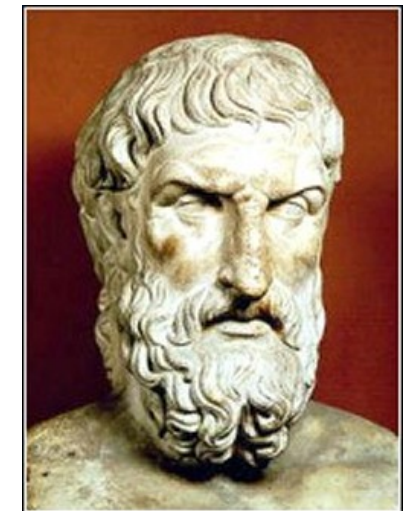
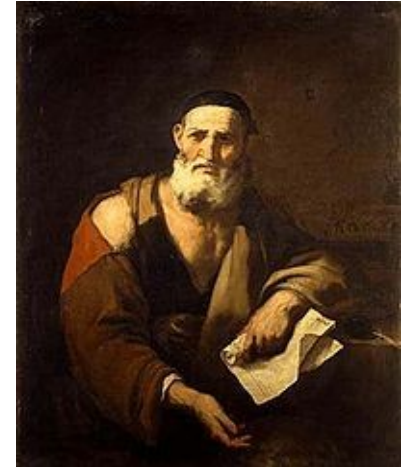
450 a. C. - **Leucípo** de Miletos e seu pupilo, **Demócrito** de Abdera:

A **matéria** pode se dividir em **partículas** cada vez menores até atingir uma **partícula fundamental**, minúscula e indivisível.

Demócrito é considerado o **pai** do **atomismo grego**.

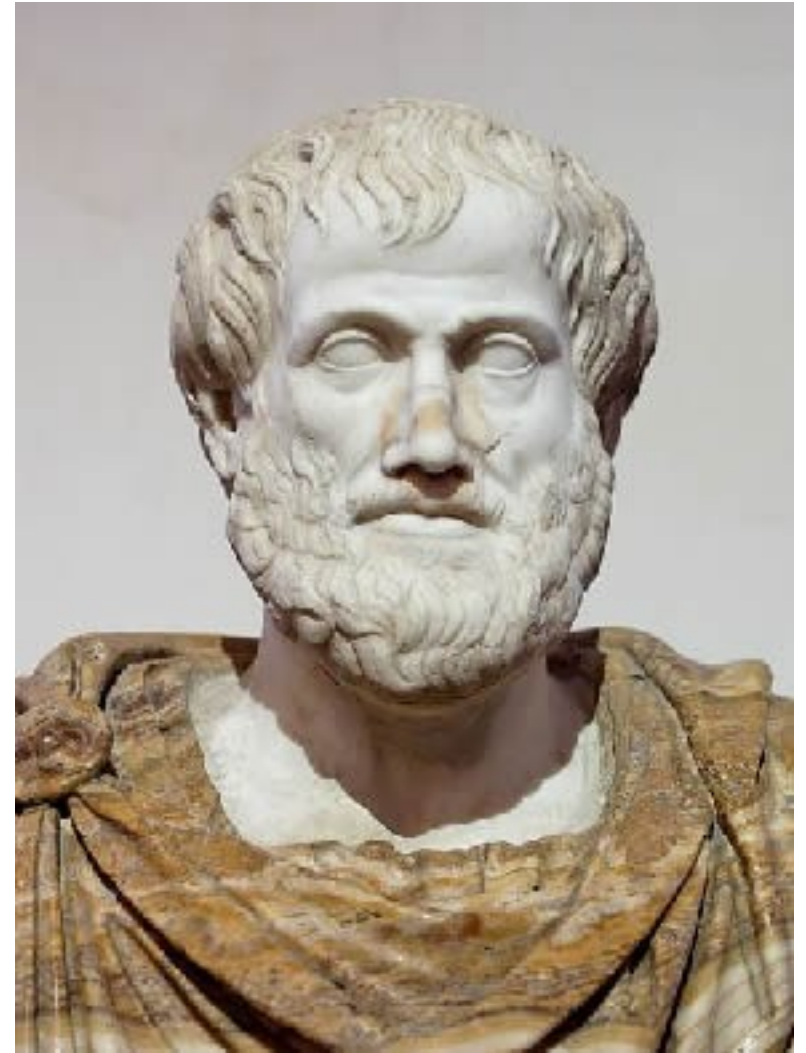
Epícuro de Samos (342-271 a. C.):

Para Epícuro os **átomos** eram **indivisíveis**, invisíveis e **indestrutíveis**, e eram **diferentes** em **tamanho**, **forma** e **peso**. Acreditava também no **vazio**, uma vez que os átomos não poderiam se mover sem o vazio.



Atomismo antes de 1808

350 a. C. - **Aristóteles**:
A **descontinuidade** da **matéria**:
os **quatro elementos**
fundamentais
(a água, o fogo, o ar e a terra).
Apesar de errado, o conceito
aristotélico de matéria,
juntamente com toda a sua
filosofia, foi **aceito** oficialmente
durante mais de **2000 anos**.
Nesse período, apenas alguns
alquimistas aceitavam a
existência de elementos
básicos.



Atomismo antes de 1808

- A **alquímia** nasce no **Egito** onde **sacerdotes** iniciam o **estudo de operações alquímicas** (dissolução, sublimação, etc.).
- **Escritos gregos** salvos, da desintegração do império Romano, na Síria e Pérsia. Tradução para o Árabe. No El andaluz tradução do árabe do livro das composições alquímicas em 1144.
- Os alquímicos árabes adicionam mercúrio e enxofre aos quatro elementos. O grande alquímico **Paracelsus** considera também o sal como elemento (1493-1541).
- Quase nenhuma referência aos átomos foi feita pelos alquímicos em seus escritos.



Atomismo antes de 1808

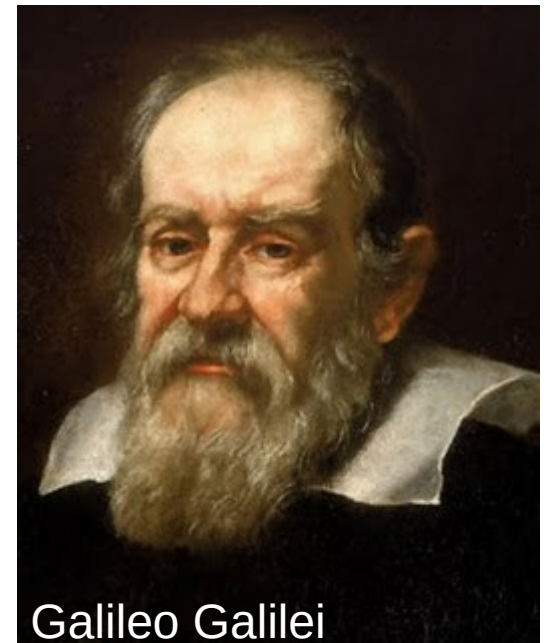
- No começo do séc. XV de **Rerum Natura** é redescoberto e os conceitos de **átomo** e **vazio** de **Épicuro** são reintroduzidos no mundo Ocidental e se espalham pela Europa.

- Para **Giordano Bruno** (1548-1600) **átomos** tinham **aspectos físicos** e **metafísicos**: átomos são as **substâncias últimas** do mundo e das suas **combinações** deriva o **mundo material** (inclusive os quatro elementos aristotélicos).

- **Galileo Galilei** (1564-1642), também perseguido pela Igreja, foi um atomista.



Giordano Bruno



Galileo Galilei

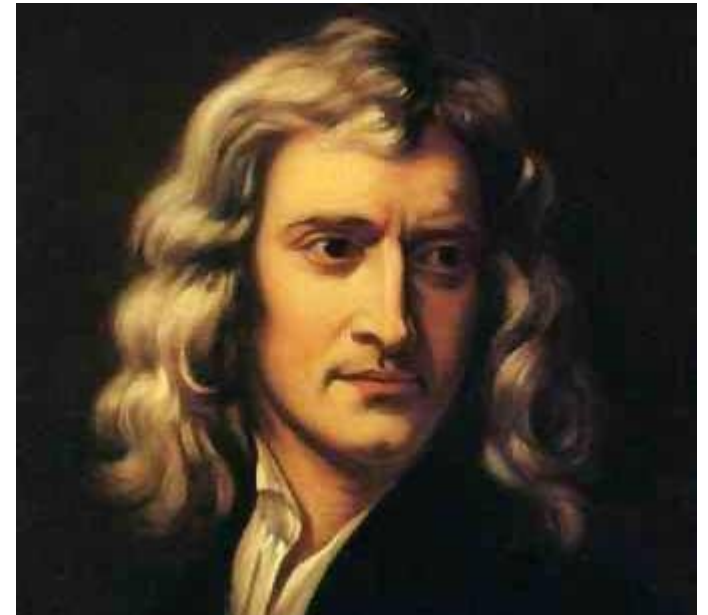
Atomismo antes de 1808

- Sir **Francis Bacon** (1561-1626),
Pierre Gassendi (1592-1655) e
René Descartes (1595-1650)



- não** acreditavam no **vazio**
- movimento criado por **Deus**.

- Sir **Isaac Newton** (1642-1727),
físico e **alquimista**, estava de
acordo com o **atomismo epicurista**,
inclusive a ideia do **vazio**.



Atomismo antes de 1808

1661 - **Robert Boyle**

Autor do livro *Sceptical chemist*, no qual defendeu o atomismo e deu o primeiro conceito de elemento com base experimental.

1775 - **Antoine-Laurent Lavoisier**

- Descoberta do **Oxigênio**

- Lei de **Conservação** da **massa**:

“Na natureza nada se cria, nada se perde.

Tudo se transforma”

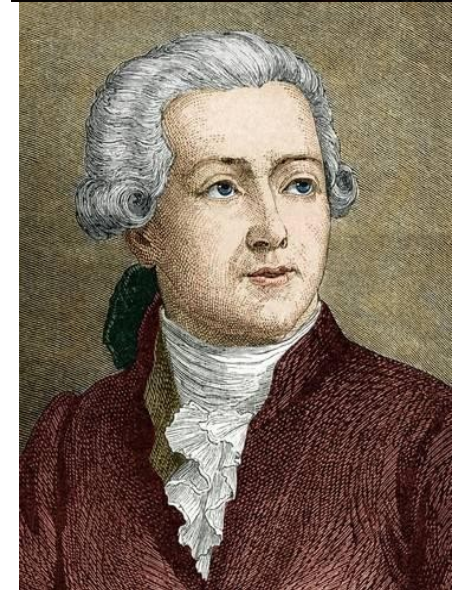
Exemplo: Magnésio + Oxigênio → Óxido de Magnésio

2,4 g + 1,6 g → 4 g

Posteriormente, a partir de 1750, diversos **gases**

começaram a ser **isolados** e **identificados**

(CO₂, H₂, N₂, ...).



Antoine-Laurent Lavoisier

Tabela das **substâncias simples** (1789) no *Traité élémentaire de Chimie*, présenté dans un ordre nouveau et d'après les découvertes modernes.

Lavoisier **não** considera os quatro **elementos aristotélicos** (terra, água, fogo e ar), **nem** os três princípios de **Paracelsus** (mercúrio, enxofre e sal). Apesar de considerar o calórico, Lavoisier pontua que os **elementos** são **compostos** de **átomos** apesar de nada se saber sobre eles. Início da **Química** como **Ciência** moderna.

	Noms nouveaux.	Noms anciens correspondans.	
<i>Substances simples qui appartiennent aux trois règnes, & qu'on peut regarder comme les éléments des corps.</i>	Lumière.....	Lumière.	
	Calorique.....	Chaleur.	
		Principe de la chaleur.	
		Fluide igné.	
	Oxygène.....	Feu.	
		Matière du feu & de la chaleur.	
		Air déphlogistiqué.	
		Air empiréal.	
		Air vital.	
	Azote.....	Base de l'air vital.	
Gaz phlogistiqué.			
Mofète.			
Hydrogène.....	Base de la mofète.		
	Gaz inflammable.		
<i>Substances simples non métalliques & acidifiables.</i>	Base du gaz inflammable.		
	Soufre.....	Soufre.	
	Phosphore.....	Phosphore.	
	Carbone.....	Charbon pur.	
	Radical muriatique.	Inconnu.	
	Radical fluorique...	Inconnu.	
	Radical boracique..	Inconnu.	
	Antimoine.....	Antimoine.	
	Argent.....	Argent.	
	Arsenic.....	Arsenic.	
	Bismuth.....	Bismuth.	
	Cobalt.....	Cobalt.	
	Cuivre.....	Cuivre.	
	Etain.....	Etain.	
	<i>Substances simples métalliques oxidables & acidifiables.</i>	Fer.....	Fer.
		Manganèse.....	Manganèse.
		Mercure.....	Mercure.
Molybdène.....		Molybdène.	
Nickel.....		Nickel.	
Or.....		Or.	
Platine.....		Platine.	
Plomb.....		Plomb.	
Tungstène.....		Tungstène.	
Zinc.....		Zinc.	
<i>Substances simples salifiables terreuses.</i>	Chaux.....	Terre calcaire, chaux.	
	Magnésie.....	Magnésie, base du sel d'epsom.	
	Baryte.....	Barote, terre pesante.	
	Alumine.....	Argile, terre de l'alun, base de l'alun.	
	Silice.....	Terre siliceuse, terre vitrifiable.	

Cronologia

Joseph Louis Proust (1754-1826)

Lei de Proust ou

Lei das **proporções constantes** (1799):

"Uma **substância pura**, qualquer que seja sua origem é **sempre** formada pela **mesma composição de massa**"

ou " A **proporção** das **massas** que reagem é sempre **constante**."

Exemplo: Experiência Carbono + Oxigênio -> Gás Carbônico
Se utilizarmos 3 g de carbono, a quantidade necessária de oxigênio será 8 g, ou seja, a proporção entre carbono e oxigênio deve ser a mesma: 3:8.



John Dalton: Teoria Atômica

1803/08(?) - John Dalton

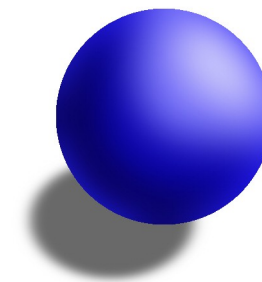
Primeiro modelo atômico com base experimental.

“Modelo da bola de bilhar”



O **átomo** é uma **partícula maciça** e **indivisível**.

Uma **molécula** é um **grupo** de **átomos ligados** uns aos outros.



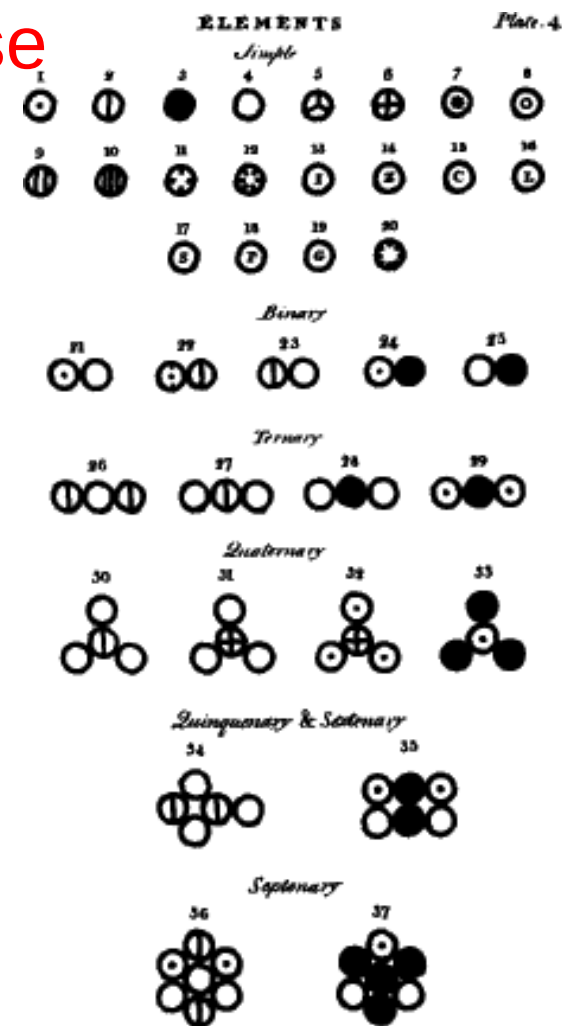
John Dalton: Teoria Atômica



1803 John Dalton estabelece uma base científica para a hipótese atomística com sua lei da composição constante:

“Dois elementos (A e B) que formam uma série de componentes

combinam-se numa razão de pequenos números inteiros.”



Lei de Dalton ou das proporções múltiplas (1804)

"As **diferentes massas** de um **elemento**, que reagem com a **massa fixa** de **outro elemento** para formar **compostos distintos**, em cada caso, estão, numa relação de **números inteiros** e geralmente **simples**, entre si". "Quando dois elementos se combinam para formar compostos mantendo-se constante a massa de um deles, as massas do outro variam segundo números inteiros e pequenos."

Exemplo: O nitrogênio se combina com o oxigênio, formando diferentes óxidos:

Verifica-se que, permanecendo constante a massa do nitrogênio, as massas do oxigênio, entre si, numa relação simples de números inteiros

Óxidos	Nitrogênio	Oxigênio
N_2O	28 g	16 g
N_2O_2	28 g	32 g
N_2O_3	28 g	48 g
N_2O_4	28 g	64 g
N_2O_5	28 g	80 g

A primeira Teoria atômica (~1808)

- **Todo elemento químico** é composto por **átomos**.
- **Todos** os **átomos** de um **mesmo elemento** apresentam as **mesmas propriedades**.
- Átomos de **diferentes elementos químicos** apresentam **propriedades químicas diferentes**.
- Durante uma **reação química**, **nenhum átomo** de determinado elemento **desaparece** ou se **transforma** em átomo de **outro elemento** (explica a Lei de Lavoisier).

A primeira Teoria atômica (~1808)

- Lei da **composição constante**: **Compostos** são formados pela **combinação** de **átomos** de dois ou mais **elementos**. Em um **determinado composto**, os **números relativos** de **átomos** de um certo tipo são definidos **constantes**. De um modo geral, esses **números relativos** podem ser expresso como **números inteiros** ou **frações simples** (explica a Lei de Proust).
- Quando dois elementos se unem para formar uma terceira substância, presume-se que apenas um átomo de um elemento se combine com um átomo do outro elemento.

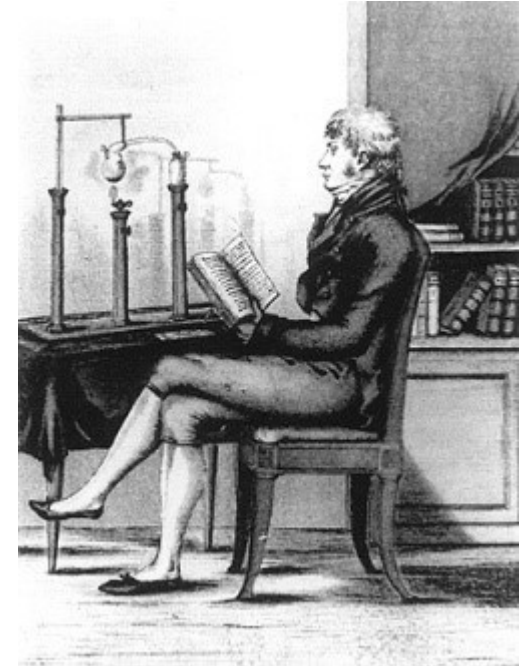
O modelo vingou até 1897.

Jöns Jakob Berzelius: Massas Atômicas

Determinou os pesos atômicos de cerca de **43 elementos**, entre os quais o cálcio, o bário, o estrôncio, o silício, o titânio e o zircônio. Também descobriu os elementos, selênio, tório e céσιο.

Seu trabalho forneceu os **fundamentos experimentais** para a determinação das **massas relativas** dos átomos, fundamentando as leis ponderais da química.

Na determinação das massas atômicas, Berzelius tomou o oxigênio como base de referência (peso 100) e determinou a massa atômica dos demais elementos em relação áquele. Os resultados foram publicados em 1818 numa tabela de massas atômicas de 42 elementos.

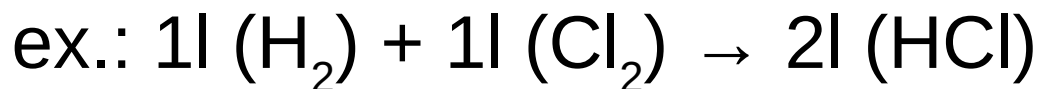


Jöns Jakob Berzelius
(1779-1848)

Lei Volumétrica das Reações Químicas

Gay-Lussac em 1808 descobriu a lei das **combinações volumétricas**.

Lei de Gay-Lussac: Os **volumes** de **gases** que participam de uma **reação química**, medidos nas **mesmas condições** de **pressão** e **temperatura**, guardam entre si uma **relação constante** que pode ser expressa através de **números inteiros**.



Louis Joseph Gay-Lussac
(1778-1850)

Hipótese de Avogadro

- Na tentativa de explicar a **lei volumétrica** de Gay-Lussac, Amadeo Avogadro propôs que amostras de **gases** diferentes, ocupando o **mesmo volume** e submetidas às **mesmas** condições de **pressão** e **temperatura**, são formadas pelo **mesmo número** de **átomos** ou **moléculas**.

Ou seja: a **relação** entre os **volumes** dos **gases** que **reagem** e que são formados numa **reação** é a **mesma** relação entre o **número** de **moléculas** participantes.



Amedeo Avogadro
(1776-1856)

Hipótese de Avogadro

exemplo:

hidrogênio + oxigênio → Vapor d'água



Amedeo Avogadro
(1776-1856)

	hidrogênio	oxigênio	vapor d'água
Dados experimentais	2 vol.	1 vol.	2 vol.
Hipótese de Avogadro	2 x moléculas	1 x moléculas	2 x moléculas
Dividido por x	2 moléculas	1 molécula	2 moléculas

O Mol

Definição atual: *Bureau International des Poids et Mesures* (BIPM) 1967 (definição) → 1969 (confirmado) → 1971 (adotado):

1. The **mole** is the **amount of substance** of a system which contains **as many elementary entities** as there are **atoms** in **0.012 kg of carbon-12**, its symbol is “**mol**”.

2. When the mole is used, the elementary entities must be specified and may be **atoms, molecules, ions, electrons, other particles**, or specified groups of such particles.

It follows that the **molar mass** of carbon-12 is exactly 12 g per mole

$$M(^{12}\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$$

N_A ou L : **constante de Avogadro** (sem dimensão, melhor mol^{-1})

N : **número** de entidades (partículas) da amostra,

n : **quantidade** de substância (unidade: mol) $\Rightarrow n = N/N_A$

O Mol

Definição atual: 1 mol de objetos contém um **determinado número** de objetos igual ao **número** de **átomos** que existe em precisamente **12 g** de **carbono-12** (ou ^{12}C).

Determinando a constante de Avogadro

A massa de um átomo de carbono-12 foi determinada por espectroscopia de massa como sendo $1.99265 \cdot 10^{-23}$ g

$$\Rightarrow N_A = 12 \text{ g} / 1.9926 \cdot 10^{-23} \text{ g} = 6.0221 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1},$$

ou seja 1 mol de objetos = $6.0221 \cdot 10^{23}$ objetos

Exemplos: Suponha que uma amostra de vitamina C contém $1.29 \cdot 10^{24}$ átomos de hidrogênio (além de outros tipos de átomos). Qual é a quantidade química (em mol) de átomos de hidrogênio na amostra?

$$n = N/N_A = 1.29 \cdot 10^{24} / 6.0221 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 2.14 \text{ moles de H}$$

A Massa Molar

A **massa molar** $M(X)$ de uma substância X é a **massa** por **mol** de seus **átomos** ou **moléculas**. A unidade de massa molar é gramas ou kilogramas por mol (kg mol^{-1}).

A **massa molar** dos **elementos** é dada na **tabela periódica**.

Para um montante n de uma substância X com massa M vale:

$$M(X) = M/n$$

Exemplo: A massa de uma moeda de cobre é 3.20 g. Suponha que ela foi feita com cobre puro.

(a) Quantos moles de átomos de Cu deveria conter a moeda, dada a massa molar de Cu de 63.54 g/mol.

(b) Quantos átomos N de Cu estão presentes?

$$(a) n = M/M(\text{Cu}) = 3.20 \text{ g} / 63.54 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0.0504 \text{ mol de Cu}$$

$$(b) N = n \cdot N_A = 0.0504 \text{ mol} \cdot 6.0221 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \\ = 3.03 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Cu}$$

Massa Atômica

A **unidade de massa atômica** é definida convencionando que a **massa atômica** do isótopo do **carbono-12** é **exatamente 12 u.m.a.**

1 u.m.a = 1 u = 1 Da (Dalton) = 1/12 da massa de um átomo de carbono-12, isto é, $1.99265 \cdot 10^{-23} \text{ g} / 12 = 1.660540 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

Devido a esta definição, a **massa molar** de **uma substância X em gramas** é igual à **massa atômica/molecular** m_x da substância **em Dalton**:

$$M(X)[\text{g}] = m_x[\text{u}]$$

combinando com $M(X) = M/n$ obtemos: $N = M/m_x$

As **massas** do **próton** e do **nêutron** m_p e m_n , são quase iguais e muito próximas de **um Dalton** ($m_p = 1.007276 \text{ u}$, $m_n = 1.008671 \text{ u}$), tal que a **massa** de **um átomo** é, em boa aproximação, o seu número de núcleons ou **número de massa**, A , em **Daltons**.

Massa Atômica

Figura 19.1 Massas atômicas e abundâncias de alguns elementos

Elemento	Isótopos	Massa	Abundância (%)	Abundância (100 : minoritário) ^a	Peso atômico ou químico
C	¹² C	12,000 00	98,903		12,011
	¹³ C	13,003 35	1,103	1,15	
H	¹ H	1,007 825	99,985		1,007 94
	² H	2,0140	0,015	0,015	
O	¹⁶ O	15,994 915	99,76		15,9994
	¹⁷ O	16,999 131	0,04	0,04	
	¹⁸ O	17,999 160	0,20	0,20	
N	¹⁴ N	14,003 074	99,63		14,006 74
	¹⁵ N	15,000 108	0,37	0,37	
F	¹⁹ F	18,998 403	100		18,998 403
Cl	³⁵ Cl	34,968 852	75,77		35,4527
	³⁷ Cl	36,965 903	24,23	31,98	
Br	⁷⁹ Br	78,918 336	50,69		79,904
	⁸¹ Br	80,916 289	49,31	97,28	

Massa Atômica x Massa do Átomo

A **massa atômica** de um **elemento químico** é dada pela **média ponderada** das **massas atômicas** de seus **isótopos**, onde a **porcentagem** com que cada um aparece na **natureza** é o **peso**.

exemplo: cloro possui dois isótopos de pesos atômicos 35 u e 37 u, com porcentagens, respectivamente, iguais a 75 % e 25 %.

$$m_{\text{Cl}} = 0.75 \cdot 35 \text{ u} + 0.25 \cdot 37 \text{ u} = 35.5 \text{ u}$$

Massa Molecular

De uma maneira prática, calculamos a **massa molecular somando todas as massas atômicas dos átomos que formam a molécula.**

exemplo:

CO₂ consiste de 1 átomo de C (normalmente C-12)
e 2 átomos de oxigênio (O-16)

$$m_{\text{CO}_2} = m_{\text{C}} + 2 \cdot m_{\text{O}} = 12 \text{ u} + 2 \cdot 16 \text{ u} = 44 \text{ u}$$

O Estado Gasoso da Matéria

Os **gases** possuem a propriedade de ocupar **todo** o **volume** disponível no recipiente onde eles se encontram. Havendo uma **diminuição** do **volume** do recipiente o gás se **comprime**, e havendo um **aumento** de volume o gás se **expande**.

- Outra característica de um gás é sua **baixa densidade** comparado com **líquidos** ou **sólidos** nas **mesmas** condições de **temperatura** e **pressão**.

- De certa forma, o estado gasoso é o estado “mais simples” da matéria, já que as **moléculas** estão tão separadas que **não interagem** umas com as outras (ou apenas por choques elásticos).

Princípio de Avogadro: Relação Quantidade-Volume

O **volume molar**, V_m , de uma substância (qualquer uma, não só o gás) é o **volume** ocupado por **um mol** de **moléculas**. Ou seja: $V_m = V/n$

Na tabela abaixo, temos algumas medidas de V_m de **gases** na **mesma pressão** e **mesma temperatura**. Os **valores** são **muito próximos**.

Ideal gas	22.41
Argon	22.09
Carbon dioxide	22.26
Nitrogen	22.40
Oxygen	22.40
Hydrogen	22.43

Princípio de Avogadro

Esses resultados sugerem:

- Essa expressão nos diz que quando o **número de mols** aumenta por um fator 2 (sobre T e P constantes) o **volume** ocupado pelo gás **também** dobra.
- Está em acordo com nossa **visão molecular** do gás: para a pressão ficar constante quando há um aumento no número de moléculas, o volume do recipiente deve aumentar proporcionalmente.

Resumo das Grandezas e Relações entre elas

N : **número** de entidades (partículas) da amostra [sem dimensão],

n : **quantidade** de substância [mol]

N_A ou $L = 6.0221 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$: **constante de Avogadro**

m_x : **massa atômica/molecular** da substância X [kg ou u]

M : **massa** da amostra [kg]

$M(X)$: **massa molar** da substância X [kg/mol]

V : volume da amostra [m^3]

V_m : **volume molar** da substância [m^3/mol]

ρ : **densidade** da substância [kg/m^3]

$$n = N/N_A$$

$$M(X) = M/n$$

$$M(X)[\text{g}] = m_x[\text{u}]$$

$$V_m = V/n$$

$$\rho = M/V = M(X)n / V_m n = M(X) / V_m$$

Movimento Browniano

- Robert Brown observou o movimento de grãos de pólen, sobre um líquido.
- O movimento era aleatório (movimento Browniano)
- <https://www.youtube.com/watch?v=R5t-oA796to>
- *“The agitation does not originate either in the particles themselves or in any cause external to the liquid, but must be attributed to internal movements, characteristic of the fluid state, movements which the grains follow more faithfully the smaller they are. We are thus brought face to face with an essential property of what is called a fluid in equilibrium; its apparent repose is merely an illusion due to the imperfection of our senses and corresponds in reality to a permanent condition of uncoordinated agitation.”*

Movimento Browniano

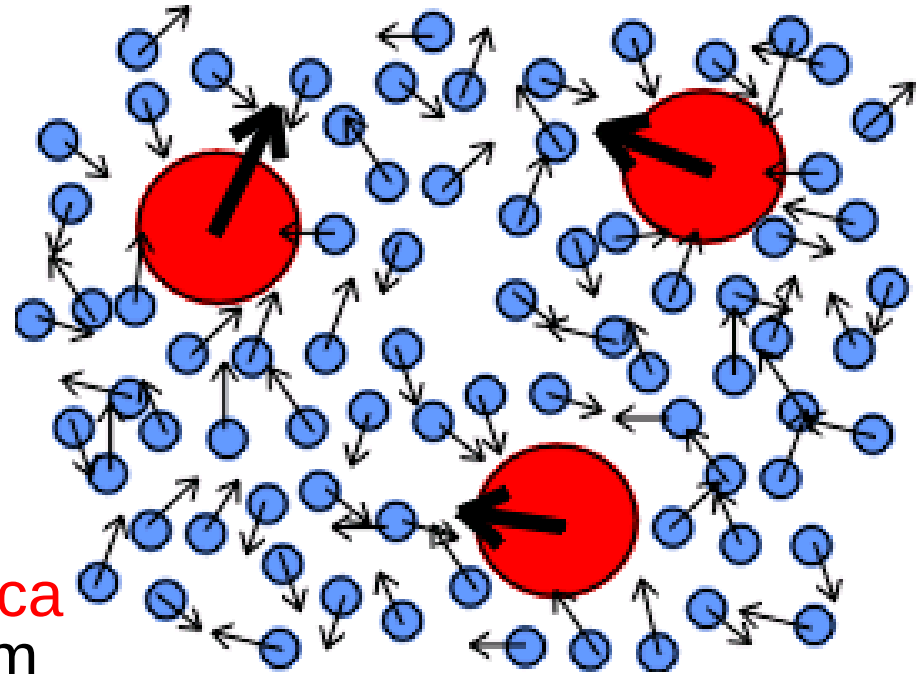
- O cientista que explicou corretamente esse movimento, propondo que o **líquido** fosse constituído de **moléculas**, foi Albert EINSTEIN em 1905
- Baseado na fórmula pra **energia térmica** de uma **partícula** num **gás** ou **líquido**, $E = \frac{3}{2} \cdot k_B T = \frac{1}{2} \cdot m v^2$, Einstein provou que o movimento browniano devia ser **mais intenso** para **partículas menores**, e estudou também os diversos outros fatores que nele intervêm, como, por exemplo, a viscosidade do líquido.



$$v_{\text{rms}} = \sqrt{\langle v^2 \rangle} = \sqrt{\frac{3k_B T}{m}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

Movimento Browniano

Usando a **teoria cinética dos gases** (\Rightarrow próxima aula), Einstein calculou o **deslocamento quadrático médio** $\langle x^2 \rangle$ de um grão de pólen no **tempo** t , onde η = viscosidade do líquido, r = raio da partícula, $N_0 = N_A$.



1909 Jean Perrin verifica experimentalmente com grande precisão a fórmula de Einstein, e consegue **medir o número de moléculas** presentes em dada **massa de água**.

$$\langle x^2 \rangle = \frac{RT}{N_0} \frac{t}{3\pi\eta r}$$

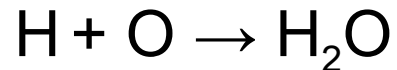
\Rightarrow Moléculas e Átomos Existem!!!

Alguns Exemplos (se der tempo)

Equações Químicas

hidrogênio + oxigênio → água

1° passo: representação de átomos e moléculas envolvidos na reação



INCORRETO:

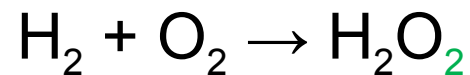
as substâncias hidrogênio e oxigênio não são formadas por átomos isolados, e sim por moléculas diatômicas

Alguns Exemplos (se der tempo)

Equações Químicas

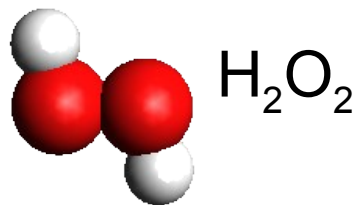
hidrogênio + oxigênio → água

1º passo: representação de átomos e moléculas envolvidos na reação



INCORRETO:

H₂O₂ representa a substância peróxido de hidrogênio, e não água

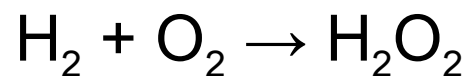


Alguns Exemplos (se der tempo)

Equações Químicas

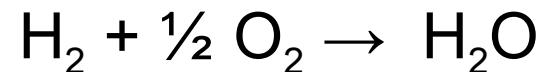
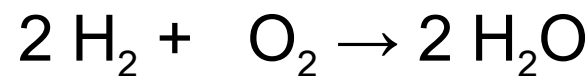
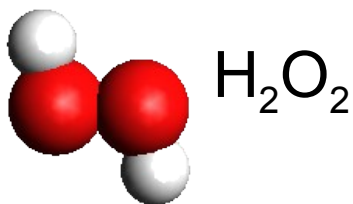
hidrogênio + oxigênio → água

2º passo: balanceamento da equação (encontrar a proporção entre os componentes, de modo que nenhum átomo seja criado nem destruído durante a reação química)

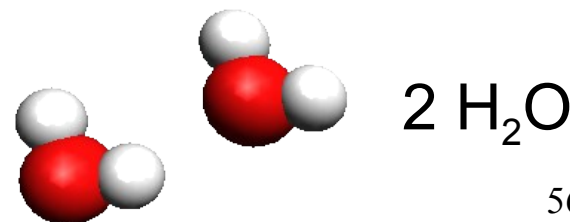


INCORRETO:

H₂O₂ representa a substância peróxido de hidrogênio, e não água



CORRETOS

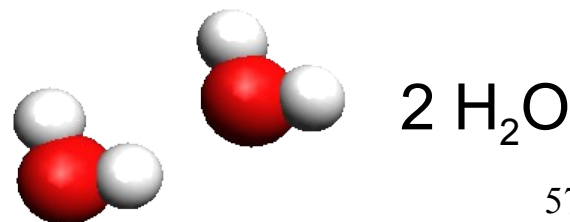
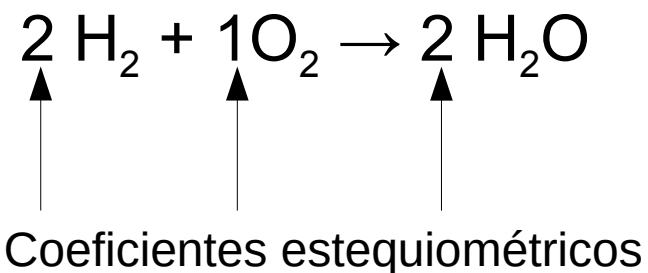


Alguns Exemplos (se der tempo)

Equações Químicas

hidrogênio + oxigênio → água

2º passo: balanceamento da equação (encontrar a proporção entre os componentes, de modo que nenhum átomo seja criado nem destruído durante a reação química)



Alguns Exemplos (se der tempo)

Balanceamento de Equações Químicas



Alguns Exemplos (se der tempo)

Balanceamento de Equações Químicas



Começar pelos elementos que figuram, em ambos lados da reação, em apenas uma substância. Começamos C_3H_8 e tratamos o átomo de C.



Alguns Exemplos (se der tempo)

Balanceamento de Equações Químicas



Começar pelos elementos que figuram, em ambos lados da reação, em apenas uma substância. Começamos C_3H_8 e tratamos o átomo de C.



Mais átomos de H do lado esquerdo



Alguns Exemplos (se der tempo)

Balanceamento de Equações Químicas



Começar pelos elementos que figuram, em ambos lados da reação, em apenas uma substância. Começamos C_3H_8 e tratamos o átomo de C.



Mais átomos de H do lado esquerdo

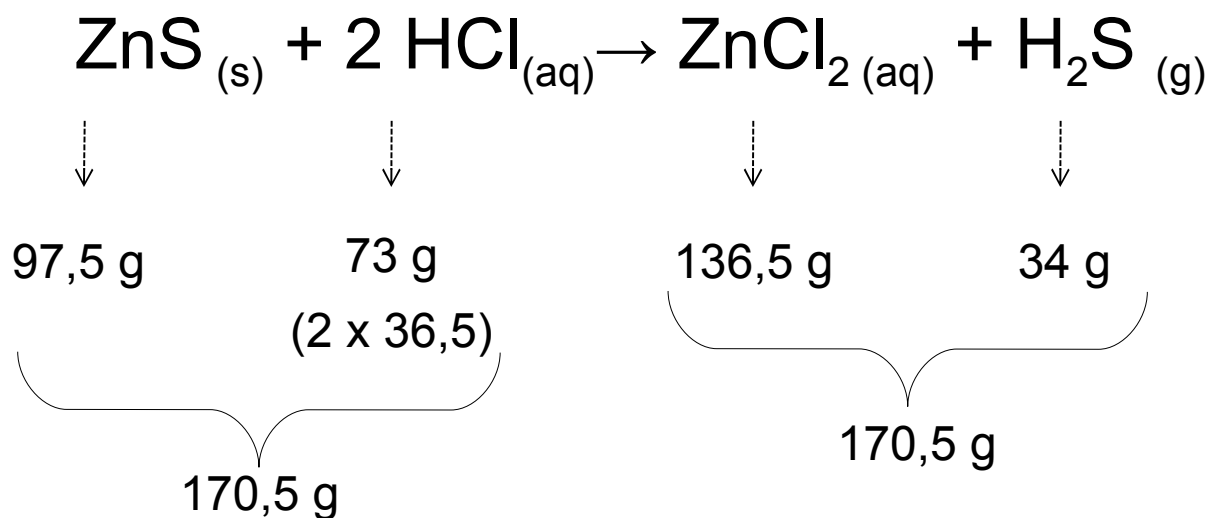


Mais átomos de O do lado direito



Alguns Exemplos (se der tempo)

Balanço de massa



Massas Molares
ZnS = 97,5 g.mol ⁻¹
HCl = 36,5 g.mol ⁻¹
ZnCl ₂ = 136,5 g.mol ⁻¹
H ₂ S = 34 g.mol ⁻¹

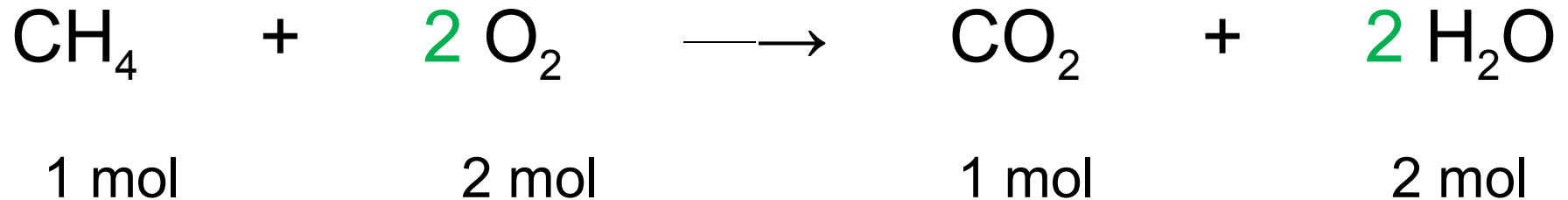
Esta é a **PROPORÇÃO em MASSA** desta reação. Assim, o dobro da massa de ZnS (195,0 g) reagiria com o dobro da massa de HCl (146,0 g), formando o dobro de massa de cada produto.

O mesmo raciocínio vale para a *proporção em quantidade de matéria* dos reagentes desta reação.

Alguns Exemplos (se der tempo)

Estequiometria

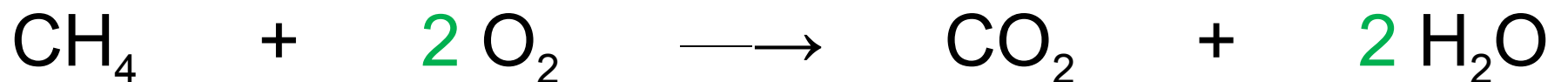
Relações de massa entre os componentes de uma reação química:



Alguns Exemplos (se der tempo)

Estequiometria

Relações de massa entre os componentes de uma reação química:



1 mol

2 mol

1 mol

2 mol



16 g

$2 \times 32 \text{ g}$

44 g

$2 \times 18 \text{ g}$

massa dos reagentes: 80 g

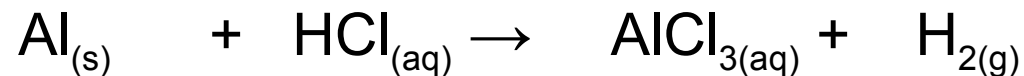
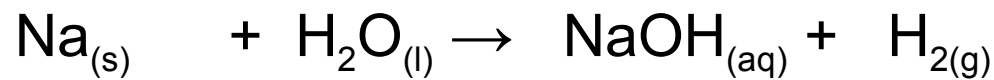
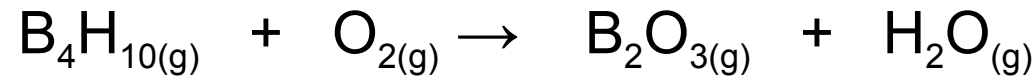
massa dos produtos: 80 g



CONSERVAÇÃO DE MASSA

Alguns Exemplos (se der tempo)

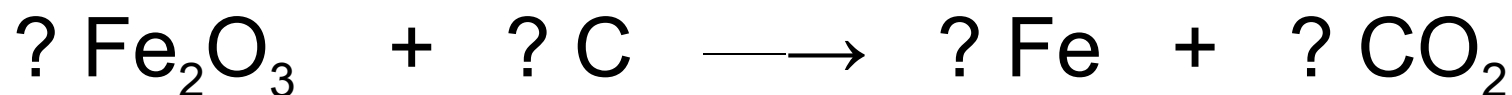
Balanceamento de Equações Químicas



Alguns Exemplos (se der tempo)

Balanço de Massa

1) Qual a massa de ferro metálico que pode ser obtida de 1 t de minério?

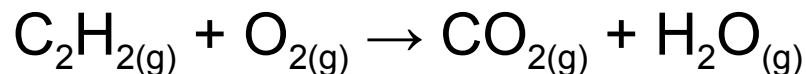


Massas molares: Fe (56 g/mol), C (12 g/mol), O (16 g/mol)

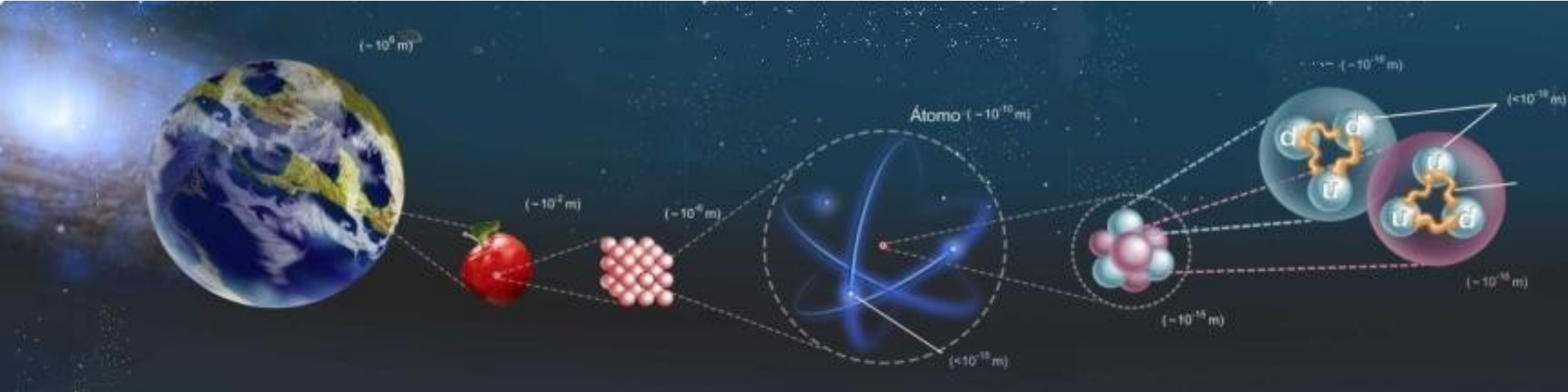
2) Considere a equação: $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$.

Calcule a massa de CO_2 que seria produzida a partir de 12.0 g de CO.

3) As chamas de oxiacetileno são usadas para soldas, atingindo temperaturas próximas a 2000°C. Estas temperaturas são devidas à combustão do acetileno, C_2H_2 , com oxigênio:



Partindo de 125 g de ambos, qual é o reagente limitante?



Universidade Federal do ABC

Estrutura da Matéria

FIM pra hoje

<http://professor.ufabc.edu.br/~pieter.westera/Estrutura.html>