

**Universidade de São Paulo
Instituto de Física**

FÍSICA MODERNA I

AULA 01

**Profa. Márcia de Almeida Rizzutto
Pelletron – sala 114
rizzutto@if.usp.br**

**1o. Semestre de 2014
Monitor: Gabriel M. de Souza Santos**

Horário	
4a feira	21:00 as 23:00
6a feira	19:00 as 21:00
Sala 202 , Ala II	
Monitor: Gabriel M. de Souza Santos Local e data: A definir	

Página do curso:

<http://disciplinas.stoa.usp.br/course/view.php?id=2905>

Objetivos

- O objetivo da disciplina é estudar alguns fenômenos e ideias que fizeram a transição da chamada física clássica para a física do século XX, visando apresentar as bases da mecânica quântica.

Conteúdo

- **Panorama da Física no final do século XIX**
- **Natureza Ondulatória da Radiação eletromagnética**
 - Radiação Térmica – Hipótese de Planck
- **Dualidade onda – partícula: Radiação eletromagnética e as propriedades corpusculares**
 - Efeito fotoelétrico
 - Efeito Compton
 - Produção e aniquilação de pares
 - Difração de raios-X
- **Dualidade onda – partícula: Matéria e as propriedades corpusculares**
 - Natureza atômica da matéria
 - Modelo de Thomson
 - Modelo de Rutherford
 - Modelo de Bohr
- **Dualidade onda – partícula: Matéria e as propriedades ondulatórias**
 - Postulado de de Broglie
 - Difração de elétrons,
 - Difração de Bragg
 - Princípios de incerteza
- **Teoria de Schroedinger da Mecânica Quântica**
 - Equação de Schroedinger – equação de onda para o elétron
 - Autofunções e autovalores
 - Valores esperados
 - Potenciais nulo, degrau e poço quadrado
- **Átomo de Hidrogênio**

Bibliografia

- Eisberg, R. Resnick: “**Física Quântica – Átomos, Moléculas, Sólidos, Núcleos e Partículas**”, ed. Campus.
- Paul A. Tipler e Ralph A. Llewellyn – “**Física Moderna**”, Terceira Edição, ed. LTC (2001).
- F. Caruso e V. Oguri - “**Física Moderna, origens clássicas e fundamentos quânticos**”, Ed. Campus, RJ, 2006.
- Stephen T. Thornton, e Andrew Rex – “**Modern Physics for Scientists and Engineers**”, Third Edition
- Serway, Moses e Moyer – “**Modern Physics**” - copyright 2000.
- J.J. Brehm e W.J. Mullin, John Wiley and Sons, “***Introduction to the structure of matter, a course in modern physics***”, USA, 1989.
- Kenneth Krane - “**Modern Physics**”
- Notas de aula do Prof. Roberto Ribas – IFUSP

Atividades

- Aulas expositivas
- Listas de exercícios e discussões em sala de aula e na plataforma Moodle: <http://disciplinas.stoa.usp.br>
- Crédito Trabalho

Credito Trabalho

- 2 créditos trabalho = 4 horas de dedicação semanal
(obrigatório!)

Preparação de material didático/ material de divulgação/ correção de textos para alunos do ensino médio sobre algum tema abordado nesta disciplina

Coordenação do monitor: Gabriel M. de Souza Santos
e-mail: gamasosa@gmail.com

Avaliação

- 60% - 4 provas
- M_p = A média das notas das 3 provas (P) (60%) e uma prova final (PF) com toda a matéria (40%). PF substitui uma eventual ausência em uma das provas (P1-P3). **M tem que ser maior que 5.0 para aprovação na disciplina**

$$\begin{cases} M_p = 0.6 \langle P \rangle + 0.4PF \\ M_p = P > 5, \text{ somente se } P_i > 4.5 \left(P = \frac{p1 + p2 + p3}{3} \right) \end{cases}$$

- 10% atividades nas listas de exercícios (E)
- 30% Credito-trabalho (CT) - **é necessário obter uma nota maior ou igual a 5.0 (cinco) nas atividades do crédito trabalho para a aprovação na disciplina.**

$$\bar{M}_{CT} = \frac{N_{Proposta} + N_{Etapa 1} + N_{Etapa 2} + N_{Material Completo} + N_{Pôster}}{5}$$

$$M_F = 0.6M_p + 0.1E + 0.3CT..$$

Física

- Física macroscópica → Física microscópica
- Do que é feita a matéria ? Como é a estrutura da Matéria
- Informações cronológicas – evidências para a descrição atômica da matéria

Evidências da descrição atômica da matéria???

As origens do atomismo científico

Na Grécia antiga, Empédocles (~492 - 432 AC) classificou a matéria em quatro elementos:

água, terra, ar e fogo

Esses 4 elementos eram envolvidos por: **amor** e **ódio**.

O **amor** une os elementos.

O **ódio** os separa.

A mistura dos elementos cria todas as coisas.



Os atomistas gregos

A palavra átomo vem de “a-tomos” (Leucipo de Mileto) que em grego significa indivisível (420AC). Demócrito de Abdera (~460-370 AC) ensinava que a matéria era constituída de partículas em movimento perpétuo com as seguintes propriedades:

- invisíveis (muito pequenas)
- indivisíveis
- sólidas (sem espaço vazio interno)
- cercadas de espaço vazio (para se movimentar)
- com infinitas formas (explica a multi-formas da Natureza)



Mas os gregos não detinham o monopólio...

It is from a book on the *Bhagavad Gita*:
"The phenomenal world or material world is also complete in itself because the **twenty-four elements** of which this material universe is a temporary manifestation are completely adjusted to produce complete resources which are necessary for the maintenance and subsistence of this universe. There is nothing extraneous, nor is there anything needed. This manifestation has its own time fixed by the energy of the supreme whole, and when its time is complete, these temporary manifestations will be annihilated by the complete arrangement of the complete. There is complete facility for the small complete units, namely the living entities, to realize the complete, and all sorts of incompleteness are experienced due incomplete knowledge of the complete."

Today, We discovered there are 12 particles and the 12 corresponding antiparticles, from which we get **24 building blocks** for all existing matter.

Na Índia existia uma filosofia (sistema **Vaiseshika**) que também afirmava ser a matéria composta por átomos indestrutíveis.

De um livro sobre o *Bhagavad Gita*:
O fenomenal mundo material é completo porque os **24 elementos** que o compõem são uma manifestação temporária totalmente ajustada para produzir os recursos que são necessários para a manutenção e subsistência desse Universo. Essa manifestação tem seu próprio tempo dado pela energia da entidade suprema e quando esse tempo se completar, essa manifestação temporária será aniquilada....

O “Grande Plano” da alquimia na Idade Média...

...era obter a transmutação dos elementos. Transformar elementos comuns em metais nobres como o ouro. Apesar das crenças esotéricas e do insucesso, os alquimistas (precursores do químico moderno) desenvolveram os métodos experimentais de observação e classificação dos elementos...

- Em 1662, Newton tenta explicar a lei de Boyle (1627-1691)

$$PV = \text{cte} \quad (\text{se } T = \text{cte})$$

tratando gases como partículas rígidas estáticas que se repelem mutuamente com força inversamente proporcional ao quadrado da distância entre as partículas

- Em ~1738, Bernulli fez a primeira descrição cinética dos gases.

Formulou um modelo similar ao que apareceu mais de um século depois, conseguindo antecipar inclusive propriedades dos gases que só seriam conhecidas cerca de 50 anos depois

- Em 1799, o químico francês Joseph Louis Proust, baseado em suas experiências, formulou a **lei das proporções definidas**: “*Um composto é formado combinando elementos sempre nas mesmas proporções em peso*”.

Ex.

1 g de Hidrogênio + 8 g de Oxigênio = 9 g de água

2 g de Hidrogênio + 16 g de Oxigênio = 18 g de água

2 g de Hidrogênio + 8 g de Oxigênio = 9 g de água + 1 g de H que não se mistura

A lei foi “provada” com resultados inadequados. Alguns compostos eram não estequiométricos:

incerteza experimental > lei

John Dalton (pai da teoria atômica)

1808 – 1810 expôs algumas idéias básicas:

1. A existência de átomos, indivisíveis e imutáveis (não podiam ser transmutados uns nos outros nos processos químicos como queriam os alquimistas)
2. Todos os átomos de um mesmo elemento são idênticos
3. Compostos químicos são formados por combinações de átomos



o que Dalton chamava de “átomo composto”



hoje chamamos de moléculas

John Dalton (pai da teoria atômica)

A interpretação de Dalton da lei das proporções definidas:
Proporções representam diferentes pesos atômicos dos elementos

Ex.

12g de Carbono + 16g de Oxigênio = 28 g de monóxido de carbono

$$\text{a massa de 1 átomo de C} = \frac{12}{16} \text{ da massa de 1 átomo de O}$$

↓

Esta interpretação também explicava a **lei das proporções múltiplas**: 12g de C + 32g de O = 44 g de gás carbônico, deste modo a proporção de oxigênio em relação ao outro será 2:1

Na linguagem moderna: a interpretação de Dalton era que a fórmula química do monóxido de carbono é CO e a da molécula de gás carbônico é CO₂

Joseph Louis Gay-Lussac

1808 estudando reações químicas entre gases
(mesmas condições de temperatura e pressão)



Descobriu a **lei das combinações volumétricas**:

2 vol. de gás Hidrogênio + 1 vol. de gás Oxigênio = 2 vol. de vapor de água

2 vol. de gás hidrogênio + 1 vol. de gás cloro = 2 vol. de gás ácido clorídrico

Dalton interpretava $\text{H} + \text{Cl} \longrightarrow \text{HCl}$

Isto deveria levar a somente um volume e não dois !!!!!.....???????

Dificuldade: perceber que as “partículas” que formam o gás de H não precisam ser átomos de H, podem ser formadas por mais de um átomo (hoje sabemos que o gás de H é diatômico $\longrightarrow \text{H}_2$)

Dalton se opôs a estas ideias porque ele aparentemente não entendia a diferença entre átomos e moléculas – ele não imaginava que átomos de um mesmo elemento pudessem se combinar

Amedeo Avogadro (físico-italiano - 1776-1856)

1811 enunciou duas hipóteses básicas para a teoria atômica*:

- 1) As “partículas” que formam um gás “simples” não são necessariamente formadas por um único átomo, mas podem conter um certo n° de átomos ligados entre si.
- 2) Nas mesmas condições de T e P, volumes iguais de gás contém o mesmo n° de moléculas.



Lei de Avogadro:

Volumes iguais de todos os gases, nas mesmas condições de T e P, contém o mesmo n° de moléculas

Propôs a existência de moléculas consistindo de átomos individuais ou combinados

* mas não foram aceitas até meados do século XIX

Uma vez conhecida as fórmulas químicas das substâncias, os métodos de Dalton poderiam ser empregados para estabelecer uma escala relativa de massa atômica e moleculares

Adotou-se a unidade de massa a do átomo de H (elemento + leve)

$$m_{\text{H}} = 1 \quad m_{\text{H}_2} = 2$$

Como: $4\text{g (H}_2) + 32\text{g (O}_2) \longrightarrow 36\text{ g (H}_2\text{O)}$

$$m_{\text{O}_2} = 32 \quad m_{\text{O}} = 16 \quad m_{\text{H}_2\text{O}} = 18$$

Como: $12\text{g (C)} + 32\text{g (O}_2) \longrightarrow 44\text{ g (CO}_2)$

$$m_{\text{C}} = 12$$

Mais tarde veremos que cada elemento pode ter mais de um isótopo (mesmo Z) de massa atômica diferente na natureza com abundância diferente:

Exemplo: ^{12}C , ^{13}C , ^{14}C

unidades

massa atômica (uma) é definida convencionando que a massa atômica do isótopo do ^{12}C é exatamente 12 uma

Mol massa em g de uma substância pura igual a sua massa molecular

$$1 \text{ mol } (\text{H}_2) = 2\text{g}$$

$$1 \text{ mol } (\text{O}_2) = 32\text{g}$$

$$1 \text{ mol } (\text{H}_2\text{O}) = 18\text{g}$$

1 mol de qualquer substância tem sempre o mesmo nº de moléculas

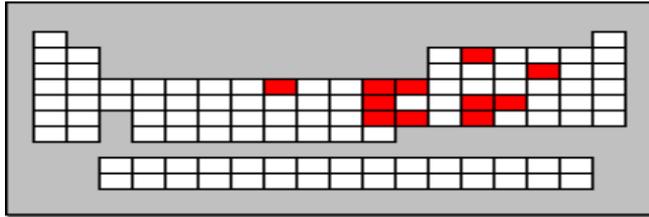
$$1 \text{ mol de gás} = 22,415 \text{ litros}$$

O nº de moléculas por mol chama-se **nº de Avogrado**

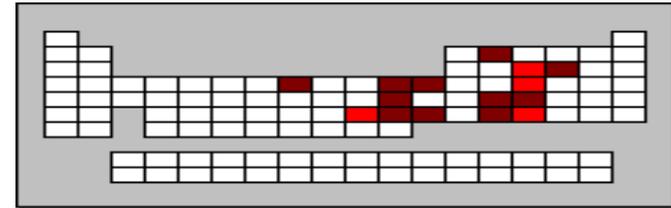
$$N_A = 6,03 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol}$$

Pode-se utilizar N_A para estimar ordem de grandeza, massa de átomos

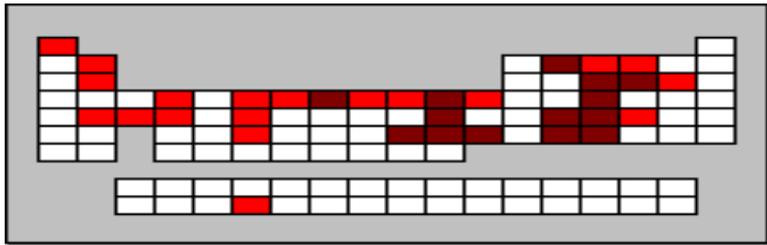
A tabela periódica no tempo (1500AC - 1900)



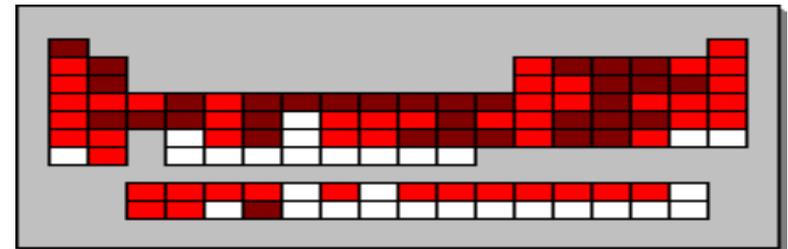
11 elementos conhecidos em 1500 AC



15 elementos no final do Século 17



34 elementos no final do Século 18



82 elementos final do Século 19

Em 1869, o químico russo **Dimitri Mendeleiev** construiu uma tabela na qual classificava todos os elementos químicos conhecidos até aquele momento, de acordo com suas propriedades químicas. Mais tarde esta tabela serviu para classificar metodologicamente todos os átomos pelo seu número atômico (número de prótons que eles continham), tanto naturais como os produzidos pelo homem.

- Tabela periódica conhecida hoje

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt						
			La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
			Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Hoje são conhecidos em torno de 109 elementos químicos

Teoria cinética dos gases

Foi desenvolvida em meados do século XIX por Maxwell (1831-1879), Clausius (1822-1888), Boltzmann (1844-1906), Gibbs (1839-1903)

Modelo mecânico microscópico bastante rudimentar que explica muitas propriedades dos gases sem a formulação da teoria quântica

Hipótese Básicas:

- 1) O gás é constituído de um n° extremamente grande de moléculas idênticas
- 2) O tamanho de uma molécula de gás é desprezível em comparação com a distância média entre elas. As moléculas ocupam uma fração pequena do volume total ocupado pelo gás (as moléculas são separadas por distâncias grandes)

1 mol de H_2O ocupa 18cm^3

1 mol de vapor de água (NTP) = $22,415\text{ cm}^3$

Teoria cinética dos gases

Hipótese Básicas:

- 3) as moléculas estão em movimento constante em todas as direções
 - a) capacidade de expansão do gás
 - b) velocidades moleculares são altas (centenas m/s)
 - c) frequentes colisões das moléculas com as paredes e umas com as outras
 - d) devido as colisões as velocidades de distribuem uniformemente
(todas as direções e velocidades são igualmente prováveis)
- 4) Forças de interação entre as moléculas são de curto alcance, atuando somente durante as colisões (moléculas como esferas impenetráveis)
- 5) Tanto as colisões entre as moléculas como as colisões com as paredes do recipientes são perfeitamente elásticas (energia cinética se conserva) caso contrário (perde de energia) a pressão do gás iria decrescer espontaneamente.

Química + Mecânica Newtoniana

Sucesso das observações, previsões e explicações dos vários fenômenos baseados nas hipóteses anteriores e mais os trabalhos da Química

Conduziram à concepção dominante que

A matéria é constituída de átomos e moléculas.

Os materiais hoje em dia

- São classificados em:

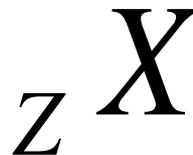
1) Substâncias

- Substâncias puras
- Substâncias formadas por misturas das puras

2) Mistura

- Misturas homogêneas (composição uniforme, ocorre mesmo em escala microscópica)
 - Misturas heterogêneas (composição não é uniforme, exemplo: granito que possui proporções diferentes de quartzo, mica e feldspato)
- Os elementos são substâncias puras que não podem ser decompostas em outras por qualquer transformação química.
 - Elemento químico:

é o nº atômico (no. de prótons)



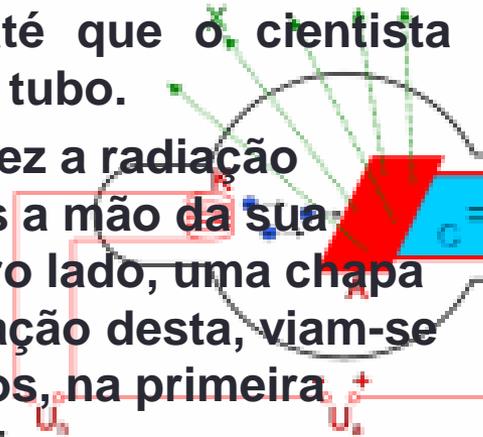
O conceito de elemento químico foi dada por Lavoisier na segunda metade do séc. XVIII.

Problemas em aberto do século 19

- Meio para propagação das ondas eletromagnéticas (éter?)
- Raios-X (Röntgen, nov/1895)
- Radioatividade (Becquerel, fev/1896)
- Elétron (J.J. Thomson, 1897)
- Linhas espectrais e Efeito Zeeman (P. Zeeman, 1896) – desdobramento de linhas espectrais em átomos sob campo magnético
- Radiação de corpo negro

Raio X - 1895, pelo físico W. Rontgen (1845-1923)

- Ele percebeu que quando estava trabalhando com um tubo de raios catódicos ele conseguia ver um brilho de uma placa de um material fluorescente.
- Este brilho persistiu mesmo quando o físico colocou um livro e uma folha de alumínio entre o tubo e a placa.
- Passaram-se semanas até que o cientista entendesse o que saía do tubo.
- Em Dezembro, Rontgen fez a radiação atravessar por 15 minutos a mão da sua mulher, atingindo, do outro lado, uma chapa fotográfica. Após a revelação desta, viam-se nela as sombras dos ossos, na primeira radiografia da história.
- A existência e a importância desta radiação só foi, efetiva e merecidamente, reconhecida no século XX quando W. Roetgen recebeu o Prêmio Nobel da Física em 1901.



Descoberta da radioatividade

Madame Curie



- Becquerel descobre a radioatividade em 1896
- Fenômeno relacionado a certos materiais que emitiam luz naturalmente após serem expostos a luz intensa – fosforescência e fluorescência dos materiais
- Alguns materiais marcavam filmes fotográficos mesmo no escuro (urânio)
- Questão aberta: qual a natureza dos raios X observados por Röntgen e estes observados por Becquerel ??

Becquerel

