

## Instituto Federal Sul-rio-grandense - IFSul

Campus Sapucaia do Sul

Curso Superior de Engenharia Mecânica

Disciplina: Química Geral

	DALTON	THOMSON	RUTHERFORD	BOHR
<b>Fundamento</b>	Leis ponderais	“Descoberta” dos elétrons	“Descoberta” da radioatividade e detecção das partículas $\alpha$ e $\beta$	“Descoberta” dos R-X – Teoria de Planck
<b>Modelo de átomo</b>	Maciço e indivisível	Divisível, maciço, positivo com os elétrons imersos nesta massa positiva	Átomo concebido como um grande vazio: núcleo(+) menor, eletrosfera(-) maior	Reorganização da estrutura da eletrosfera: elétrons movem-se em camadas com níveis de energia diferentes
<b>Relação entre principais fatos e modelos atômicos</b>	Leis ponderais: 1777 a 1800 explicadas pelo Modelo Atômico de Dalton (1808)	Raios catódicos e anódicos: (1875-1886) explicados pelo Modelo de Thomson (1903)	Radioatividade: 1896 Modelo de Rutherford (1911)	Raios X: 1895 Teoria de .Planck (Mecânica Quântica): 1900 Modelo de Bohr (1913)

## **MODELOS ATÔMICOS**

Os séculos XVII e XVIII caracterizaram-se pela aquisição de um grande número de informações obtidas experimentalmente, muitos fatos químicos surgiam, muitas perguntas eram feitas, mas poucas explicações eram apresentadas.

No início do século XIX acreditava-se que havia diferenças fundamentais entre os elementos, compostos e misturas. As **leis ponderais**: lei da conservação das massas e lei das composições definidas (proporções dos elementos na composição de uma substância) haviam sido propostas e eram sustentadas por alguns químicos, mas eles não conseguiam explicar satisfatoriamente por que as massas eram conservadas e *por* que os materiais tinham a mesma composição.

Algumas dessas explicações e respostas foram dadas pela **Teoria Atômica** e pelos diferentes **modelos atômicos**.

### **1. LEIS PONDERAIS E MODELO ATÔMICO DE DALTON**

#### Leis Ponderais

As leis ponderais, **Lei da conservação das massas** (lei de Lavoisier) e **Lei das proporções constantes** (lei de Proust), podem ser entendidas como regularidades observadas em experimentos sobre as transformações dos materiais.

A lei da conservação das massas, constatada pelo químico francês Lavoisier em 1774, diz que quando uma reação química se processa num sistema fechado, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos. Assim se, por exemplo, 2 gramas de hidrogênio reagem com 16 gramas de oxigênio, haverá formação de 18 gramas de água.

A Lei das proporções constantes, constatada pelo químico Proust em 1797, resulta da verificação de que a proporção, em massa, dos elementos que participam da composição de uma substância é sempre constante e independe do processo químico pelo qual a substância é obtida. Assim, a composição da água obtida pela reação entre gás oxigênio e gás hidrogênio, por exemplo, sempre obedece a proporção de 8 partes de oxigênio para 1 parte de hidrogênio.

## Teoria e modelo atômico de Dalton

Em 1803, Dalton propôs uma teoria que explicava a conservação das massas e a composição constante dos materiais. São postulados da teoria atômica de Dalton:

- Toda matéria é formada por átomos.
- O modelo atômico é de partículas permanentes e indivisíveis.
- Os elementos são caracterizados por seus átomos (átomos de mesmo elemento seriam iguais e átomos de elementos diferentes teriam propriedades diferentes).
- As transformações químicas implicam em combinar/rearranjar átomos.

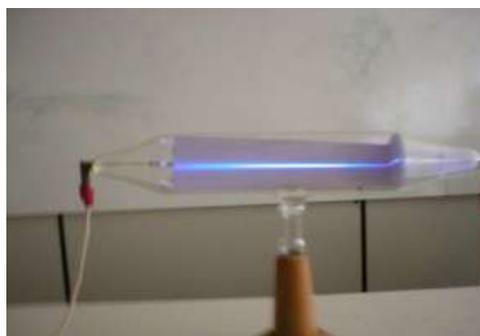
## **2. “DESCOBERTA” DOS ELÉTRONS E MODELO ATÔMICO DE THOMSON**

### Raios Catódicos e “descoberta” dos elétrons

A descoberta do elétron foi resultado de uma série de experimentos e de concepções sobre a estrutura da matéria desenvolvidas nas últimas décadas do século XIX. A identificação do elétron surgiu, principalmente, de trabalhos experimentais sobre as descargas elétricas em gases<sup>1</sup> e da tentativa teórica de descrever o comportamento dessas descargas elétricas.

### **Raios Catódicos**

Consideremos um tubo de vidro contendo gás no seu interior e munido de dois eletrodos. Quando o tubo contém gás sob pressão normal, verifica-se que não há descarga elétrica no seu interior.



---

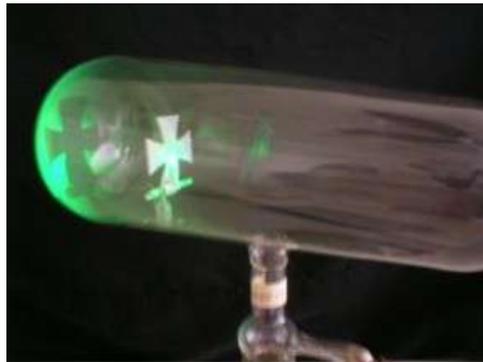
<sup>1</sup> Em 1869, Johann Hittorf mostrou que as emissões emanadas por um objeto colocado diante do cátodo em um tubo de vidro, se deslocavam em linha reta: eram os “raios catódicos”.

Em 1879, o inglês William Crookes, fez experiências em um tubo de vidro com alto vácuo em seu interior, confirmando a existência dos raios catódicos.

Em 1895, o francês Jean Perrin mostra que os raios catódicos têm carga elétrica negativa e infere que são jatos de partículas.

Ao tornar o gás rarefeito, por meio de bombas de vácuo, aparece um fluxo luminoso partindo do cátodo (pólo negativo) e dirigindo-se ao ânodo (pólo positivo).

Aumentando o vácuo no tubo de vidro, o feixe luminoso desaparece, permanecendo apenas uma mancha luminosa esverdeada na parede do tubo oposta ao cátodo. Os tubos especiais para se conseguir vácuo quase perfeito são chamados de ampolas de Crookes. Como o raio parte do cátodo, ele é chamado de **Raio Catódico**.



### Modelo atômico de Thomson

Em 1897, Thomson confirma a natureza corpuscular desses raios e mede a razão entre a carga elétrica e a massa da partículas. Fez isto através do estudo da deflexão destes raios por campos elétricos e magnéticos e deduziu que esses corpúsculos tinham uma massa desprezível e eram constituintes da matéria: essas partículas foram denominadas elétrons.

Em 1898 são apresentados os postulados do modelo atômico de Thomson:

- O átomo seria uma esfera carregada positivamente na qual alguns elétrons estariam incrustados.
- Esse modelo de átomo explicaria a fácil remoção de elétrons dos átomos.

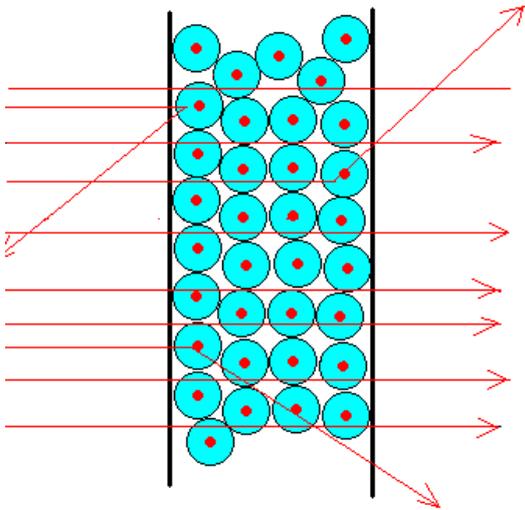
## **3. “DESCOBERTA” DA RADIOATIVIDADE E MODELO ATÔMICO DE RUTHERFORD**

### Experiência de Rutherford com material radioativo

A experiência de Rutherford consistiu em lançar um feixe de partículas alfa (carga positiva) emitidas por uma fonte radiativa, contra uma finíssima lâmina de ouro. No experimento, Rutherford observou que quase todas as partículas alfa conseguiam atravessar a

lâmina, como se ela fosse transparente, sendo identificadas por uma placa fluorescente (chegada de cada partícula alfa à placa provocava um lampejo de luz).

Ao medir os ângulos de difusão das partículas, Rutherford obteve informações sobre a estrutura dos átomos de ouro que constituem a placa de ouro. Ele observou que o fato de algumas partículas alfa retornarem (eram refletidas pela lâmina), poderia indicar que o átomo seria constituído de um núcleo positivo extremamente pequeno localizado no centro de uma esfera muito maior, na qual a carga negativa dos elétrons se acha uniformemente distribuída.



Considerando que as partículas alfa atravessavam o átomo de ouro, o modelo seria explicado pelo fato de que as partículas alfa que retornavam seriam aquelas que chegando próximas do núcleo sofririam a ação de sua intensa força repulsiva, e que a maioria das partículas eram apenas ligeiramente desviadas (ou prosseguiriam sem sofrer desvios), passando longe do núcleo, em uma região extra nuclear com força repulsiva menor (constituída por partículas com carga negativa).

### Modelo atômico de Rutherford

Em 1911, a partir da experiência com material radioativo na lâmina de ouro, Rutherford apresentou um modelo de átomo, no qual os elétrons carregados negativamente estariam distribuídos na maior parte do átomo (região extra nuclear), e que a carga positiva estaria concentrada em um minúsculo núcleo no centro do átomo (constituindo a maior parte da massa do átomo). São postulados desse modelo atômico de Rutherford:

- O átomo consiste em um pequeno núcleo rodeado por uma grande região extra nuclear (a eletrosfera), na qual os elétrons estão distribuídos.

- No núcleo está a carga positiva e a maior parte da massa do átomo<sup>2</sup>.

## 4. RAIOS X, TEORIA DE PLANCK E MODELO ATÔMICO DE BOHR

### Descoberta dos R-X e teoria de Planck

Em 1895, o físico alemão Roentgen (1845-1923) ao em um experimento sobre a condução de eletricidade através de um tubo de Crookes, observou a projeção de uma inesperada luminosidade, resultante da fluorescência do material com que estava trabalhando. Roentgen colocou sua mão na frente do tubo e viu seus ossos projetados na tela, ele observou pela primeira vez, aquilo que passou a ser denominado raios X.

Quando, em 1905, Einstein propôs a idéia do **fóton de energia**, um conceito que admitia um caráter corpuscular para a luz, calculou o comprimento de onda associado aos raios X. Os raios X pertencem ao espectro eletromagnético, e como tal apresentam a dualidade partícula-onda evidenciando propriedades corpusculares ou ondulatórias.

No início do século XX, Max Planck e Albert Einstein mostraram que as radiações eletromagnéticas comportavam-se como se fossem compostos de minúsculos pacotes de energia chamados **fótons** e indicaram que cada fóton tinha uma energia proporcional à frequência da radiação.

### Modelo atômico de Bohr

Em 1913, Bohr imaginou que deveriam existir princípios físicos ainda desconhecidos que descrevessem os elétrons nos átomos. Admitiu que um gás emitia luz quando uma corrente elétrica passava através deste, devido aos elétrons em seus átomos primeiro absorverem energia e posteriormente liberarem aquela energia na forma de luz, sendo que as radiações emitidas seriam limitadas a certos comprimentos de onda, então, em um átomo o elétron não estaria livre para ter qualquer quantidade de energia: *Um elétron em um átomo pode ter somente certas quantidades específicas de energia - a energia de um elétron é **quantizada***. São alguns postulados do modelo de Bohr:

- Os elétrons deslocam-se ao redor do núcleo em níveis específicos de energia quantizada.
- Órbitas com raios grandes correspondem a níveis de energia altos.

---

<sup>2</sup> OBS.: Rutherford sugeriu que a carga positiva do núcleo devia-se a presença de partículas de massa muito maior que a dos elétrons: **os prótons**. Supôs, ainda, que a massa do núcleo não seria composta apenas pelos prótons, mas foi apenas em 1932 que o físico inglês Chadwick confirmou a existência de partículas nucleares com massa igual a do próton, porém sem carga elétrica: **os nêutrons**.

- A energia absorvida pelos elétrons, quando vão de um nível menos energético para outro mais energético, é devolvida no retorno do elétron a sua órbita de origem, sob a forma de luz.

OBS. Os modelos atômicos que estudamos nessa unidade explicam boa parte das propriedades das substâncias e suas transformações, mas há propriedades e comportamentos das substâncias que não são explicadas por esses modelos e quando isso acontece é necessário lançarmos mão de outros modelos. O modelo atômico do orbital molecular (e seus pressupostos<sup>3</sup>) trata com maior detalhamento o comportamento elétrico da matéria.

---

<sup>3</sup> • A quantização de energias eletrônicas pode ser descrita em termos de *orbitais*.

- Os orbitais são agrupados em *subcamadas ou subníveis* (s, p, d, f,...), que por sua vez são agrupados em *camadas ou níveis* (K, L, M, N, O,...).
- Cada orbital pode conter no máximo 2 elétrons com spins contrários.
- A *configuração eletrônica* é a atribuição eletrônica dos elétrons de um átomo em orbitais, níveis e subníveis.