



Prof. Ricardo Honda

<http://www.professorhonda.com.br>

# Resumão do Hondinha

## Estrutura atômica

“O **átomo** é constituído por uma região central denominado **núcleo**, que é rodeado por uma camada exterior denominada **eletrosfera**, onde se localizam os elétrons”.

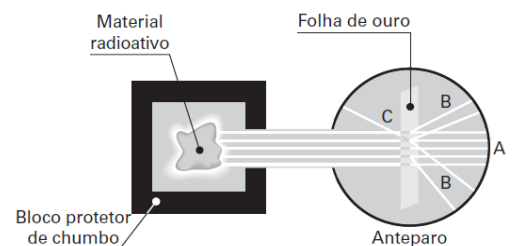
### Evolução dos modelos atômicos

- **Teoria dos quatro elementos** (Empédocles / Aristóteles): toda matéria seria constituída pelos elementos água, terra, fogo e ar.
- **Teoria atômica de Leucipo / Demócrito** – 400 a.C.: toda matéria seria formada por átomos pequenos, sólidos e indivisíveis.
- **Teoria atômica de Dalton** (Teoria da bola de bilhar) – 1808: essa teoria foi baseada nos fatos e evidências experimentais a seguir:
  1. A matéria é formada por pequenas partículas esféricas maciças e indivisíveis denominadas **átomos**. Átomos de um mesmo elemento químico têm massa e tamanho iguais. Átomos de elementos diferentes têm massa e tamanho diferentes.
  2. Cada substância é formada pela combinação de átomos numa proporção de números inteiros e pequenos.
  3. Numa reação química, os átomos não são criados nem destruídos.
- **Teoria atômica de Thomson** (Modelo do pudim de passas) – 1897: verificou-se, experimentalmente, a existência de partículas negativas (elétrons) no átomo. O átomo deveria, então, ser formado por uma esfera de carga elétrica positiva com elétrons incrustados que neutralizariam essa carga.
- **Teoria atômica de Rutherford** – 1911: baseada na experiência da dispersão da radiação alfa por uma lâmina fina de ouro. A maior parte da massa do átomo se encontra em uma pequena região central (núcleo) dotada de carga positiva, onde estão os prótons. Na região ao redor do núcleo (eletrosfera) estão os elétrons em movimento.
- **Teoria atômica de Bohr** – 1913: nos átomos, os elétrons movimentam-se ao redor do núcleo em trajetórias circulares chamadas **camadas** ou **níveis de energia**. Cada um desses níveis possui um valor determinado de energia, isto é, a energia quantizada.

### O experimento de Rutherford

Na primeira década do século XX, entre os inumeráveis experimentos brilhantes realizados por Ernest Rutherford e seus colaboradores, um se tornou célebre, ao mostrar que o modelo proposto por Thomson era incorreto.

O experimento consistiu em bombardear uma fina folha de ouro com partículas positivas e pesadas, chamadas alfa ( $\alpha$ ), emitidas por um elemento radioativo chamado polônio, conforme ilustrado na figura ao lado.



Rutherford observou que:

- a maior parte das partículas  $\alpha$  passou pela folha de ouro sem sofrer desvios (A) e sem alterar a superfície da folha de ouro.
- Algumas partículas  $\alpha$  se desviaram (B) com determinados ângulos de desvio.
- Poucas partículas não atravessaram a folha de ouro e voltaram (C).

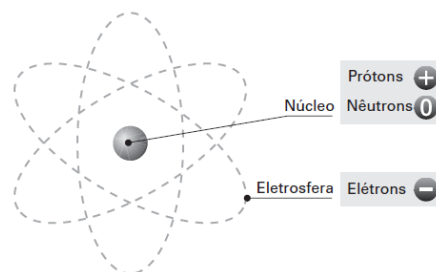
A ideia de um núcleo pequeno justifica o grande número de partículas  $\alpha$  que atravessou a folha de ouro sem sofrer desvio. Além de pequeno, o núcleo deve ser positivo, o que justifica as poucas partículas  $\alpha$  (positivas) que se desviaram. Esses desvios ocorreram por repulsão entre a partícula  $\alpha$  e o núcleo, ambos com cargas elétricas de mesmo sinal. Esse modelo de átomo nucleado justifica as poucas partículas  $\alpha$  que não atravessaram a folha de ouro e voltaram, impedidas pela grande massa concentrada (o núcleo).

Com o experimento de Rutherford, demonstrou-se que o átomo é constituído em grande parte por um vazio: um pequeno núcleo, que concentra praticamente toda a massa, e uma grande eletrosfera, muito difusa e praticamente sem massa.

## O modelo atômico clássico

O átomo é constituído por três partículas fundamentais: os prótons e os nêutrons (localizados no núcleo) e os elétrons (localizados na eletrosfera), conforme ilustrado na figura ao lado.

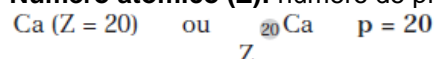
Com base no experimento de Rutherford foi possível verificar que o raio do núcleo é cerca de 10 mil a 200 mil vezes menor que o núcleo do átomo.



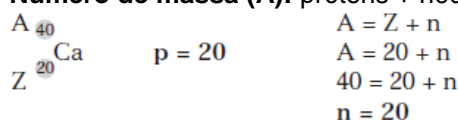
## Características das partículas atômicas fundamentais

Partícula	Massa relativa (em u = unidade de massa atômica)	Carga relativa (em u.c.a. = unidade de carga atômica)
Elétron	$\frac{1}{1836} \cong 0$	-1
Próton	1	+1
Nêutron	1	0

**Número atômico (Z):** número de prótons – cada elemento químico possui um número atômico característico.

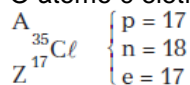


**Número de massa (A):** prótons + nêutrons.



\*Obs.: considera-se que o número de massa é o número de prótons somado ao número de nêutrons, pois os elétrons possuem massa desprezível quando comparados com as partículas nucleares (conforme é verificado na tabela acima).

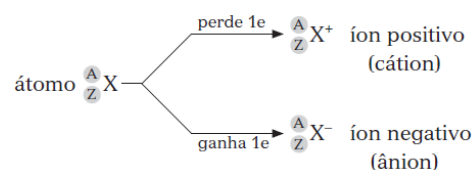
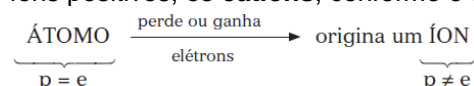
O átomo é eletricamente **neutro**, ou seja, **número de prótons = número de elétrons**.



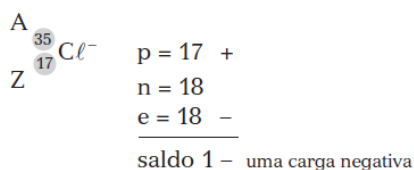
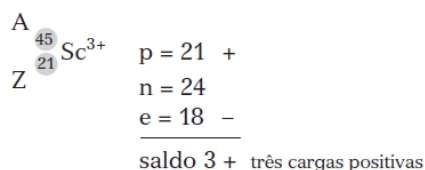
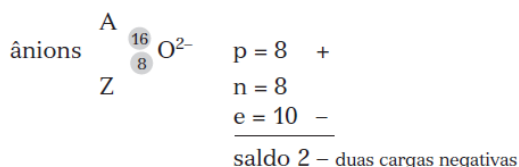
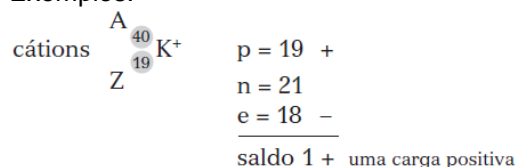
## Os íons

Os átomos podem perder ou ganhar elétrons, dando origem a novas partículas carregadas eletricamente: os **íons**. Nos íons, o número de prótons é diferente do número de elétrons.

Os átomos, ao ganharem elétrons, originam íons negativos, os **ânions**; e, ao perderem elétrons, originam íons positivos, os **cátions**, conforme o esquema abaixo:



Exemplos:



## O modelo atômico de Bohr

Em 1913, o físico dinamarquês Niels Bohr (1885-1962) afirmou que os elétrons giram ao redor do núcleo somente em algumas órbitas permitidas, ou seja, em determinados **níveis de energia**.

Quando um elétron absorve uma determinada quantidade de energia, ele salta para uma órbita (nível) mais energética (estado excitado).

Ao retornar para a órbita original, o elétron perde energia na forma de ondas eletromagnéticas (luz), conforme ilustrado na figura ao lado.

### Principais Postulados de Bohr:

- Os elétrons giram em órbitas circulares ao redor do núcleo.
- Em cada órbita, o elétron apresenta energias bem definidas.
- Ao mudar de órbita, o elétron liberta ou absorve um quantum de energia.

