



Engenharia Civil
Engenharia de Produção

Aula 3 –
O átomo

Ms. **Natacha Gabriela Brun**
Disciplina: Química Geral e Experimental

Rondonópolis, MT
Março/ 2015.

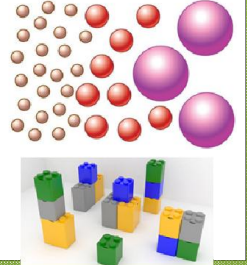
Do que a matéria se compõe?

- Grécia antiga: conceito de átomo (menor partícula).
- Porém, átomos não são esferas homogêneas.

Átomos de hidrogênio

Átomos de oxigênio

Átomos de bromo



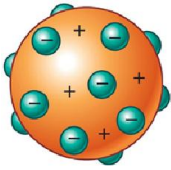
Modelo atômico: Dalton

- Em 1803, John Dalton propôs:

- Toda matéria é formada por átomos;
- Átomos são permanentes e indivisíveis;
- Átomos de mesmo elemento: são iguais.
- Transformações químicas: rearranjos átomos.
- Composto formado por átomos de elementos em proporção fixa.

Modelo atômico: Thomson

- Em 1897, Joseph John Thomson descobriu partículas de carga negativa no átomo, os chamados elétrons.



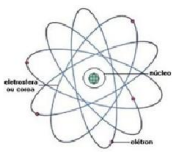
Representação do modelo atômico de Thomson, o "pudim de passas".

Modelo atômico: Rutherford

- O alemão Eugene Goldstein descobriu o próton (1886), partícula de carga positiva.
- Ernest Rutherford através de uma conhecida experiência enunciou que:

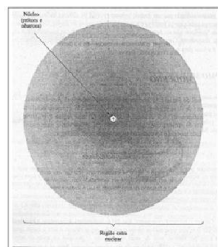
- O átomo apresentava mais espaço vazio do que preenchido;
- A maior parte da massa se concentrava no núcleo do átomo, onde estavam os prótons.

Modelo atômico: Rutherford



Modelo atômico de Rutherford.

Átomo moderno



Formação do átomo

- Três partículas: prótons, elétrons e nêutrons.
- Número atômico:
- Número de massa.

Número atômico

- Número de prótons presentes no núcleo de um átomo:



- Todos os átomos de um dado elemento tem o mesmo número atômico, porque todos tem o mesmo número de prótons no núcleo.

Número de massa

- Soma do número de prótons (Z) e de nêutrons (N) presentes no núcleo do átomo.



$$A = Z + N$$



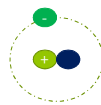
Isótopos

Isótopos: dois ou mais átomos que possuem mesmo número atômico (Z) e diferentes números de massa (A).

Exemplos:



Hidrogênio leve (prótio)



Hidrogênio pesado (deutério)

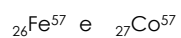


Trítio ou trítério

Isóbaros

Isóbaros: dois ou mais átomos que possuem mesmo número de massa (A) e diferentes números atômicos (Z).

Exemplos:



Isótonos

Isótonos: dois ou mais átomos que possuem mesmo número de nêutrons e diferentes números atômicos (Z) e de massa.

Exemplos:



Exercício:

2) Observe a tabela e calcule os valores de A, B, C, D, E e F:

Dados	Elemento X	Elemento Y
Número atômico	13	D
Número de prótons	A	15
Número de elétrons	B	E
Numero de nêutrons	C	16
Número de massa	27	F

Carga elétrica do átomo

- Átomos eletricamente neutros:

Número de prótons = número de elétrons

- Átomos com carga elétrica: íons.
Ocorre alteração na eletrosfera, porém o núcleo não se modifica (Z e A não se alteram).

Cátions e ânions

Íon negativo



Ânion

Íon positivo



Cátion

Exercícios

Quantos nêutrons apresenta o íon Fe^{+3} sabendo que esse possui 23 elétrons e número de massa 56?

- 23
- 30
- 33
- 56
- 79

Exercícios

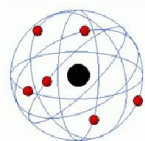
Análise as afirmativas relacionadas com os íons ${}_{19}^{40}\text{K}^{+}$ e ${}_{17}^{37}\text{Cl}^{-}$:

- Os dois tem o mesmo número de prótons;
- O número de massa de cada íon não se altera em relação ao átomo neutro;
- Os dois tem o mesmo número de elétrons.

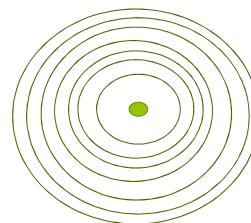
Quais são afirmações verdadeiras?

Elétrons

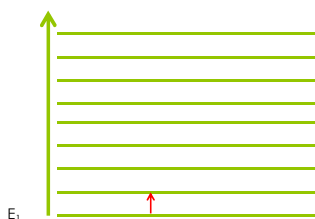
- Niels Bohr descobriu que os elétrons circulavam ao redor do núcleo em órbitas de energia quantizada.



Modelo idealizado por Bohr



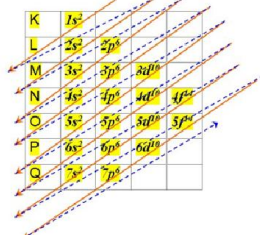
Níveis de energia quantizados



Erros de Bohr

- Não é possível se determinar com certeza a posição e velocidade do elétron: princípio da incerteza de Heisenberg;
- Elétron possui um comportamento ondulatório: podemos prever sua posição e energia quantizada (órbitas).

Diagrama de Linus Pauling

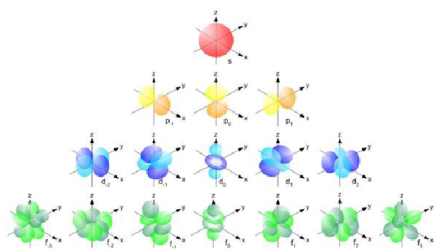


Por subníveis

- Capacidade máxima de acomodar elétrons:

Subnível	Número de elétrons
s	2
p	6
d	10
f	14

Os orbitais



Número quântico de spin

- Spin é uma propriedade intrínseca do elétron: ele gira em torno do seu próprio eixo, criando um campo magnético.

Representação:



Princípio de exclusão de Pauli

- Cada orbital pode acomodar no máximo dois elétrons, com spins contrários.

Forma simplificada de representar os orbitais

- Regra de Hund: elétrons, no estado fundamental, sempre ocupam os níveis de energia mais baixos.
- Ocuparão primeiro todos os orbitais vazios, e então, ocorrerá o preenchimento completo do orbital.

Exemplos

- Carbono ($Z=6$)



Exemplos

- Nitrogênio ($Z=7$)



Exemplos

- Oxigênio ($Z=8$)



Camada de valência

- Última camada que acomoda os elétrons;
- Parte mais externa do átomo (fronteira) que interage com outros átomos: ligações químicas.

Exemplo: S ($Z=16$) - Enxofre

Exercício

- Faça a distribuição eletrônica do Cl, sabendo que este apresenta $Z=17$.
- Qual a configuração eletrônica do Cl? Em que camada e subcamada da eletrosfera ocorre a mudança?

Obrigada!