

Aluno(a):

Nº

Ano/Série:3SM

Professor(a): Samuel

Data:02/04/2020

Nota:

ATIVIDADE DE QUÍMICA

MODELOS ATÔMICOS

Desvendar os segredos da matéria, sua estrutura, sua constituição, sempre foi um desejo dos estudiosos. Cinco séculos antes de Cristo, os filósofos gregos especulavam a respeito da matéria: seria ela contínua ou descontínua?

Demócrito e Leucipo eram partidários da descontinuidade, isto é, a matéria poderia ser dividida em partes cada vez menores, até um limite. A esse limite deram o nome de **ÁTOMO**, que em grego significa "indivisível".

MODELO ATÔMICO DE DALTON

O modelo de Dalton foi elaborado em 1808 e é conhecido como "**modelo da bola de bilhar**" por representar os átomos como pequenas bolas redondas, maciças e indivisíveis. Para ele, átomos de um mesmo elemento são idênticos e elementos diferentes apresentam átomos diferentes. Em uma reação química ocorre a reorganização dos átomos, os quais se unem em várias proporções e mantendo suas massas.



MODELO DE THOMSON

Apesar do modelo de Dalton ter sido o ponto de partida para compreender a estrutura da matéria, ele não explicava uma série de fenômenos.

Thomson então propôs que o átomo seria constituído por uma esfera com carga positiva e os elétrons estariam incrustados nessa esfera, de tal forma que o total de cargas positivas fosse igual ao total de cargas negativas. Tal modelo ficou conhecido como "**modelo do pudim de passas**".



MODELO DE RUTHERFORD

Em 1911, Rutherford bombardeou uma fina lamina de ouro com partículas alfa. O resultado da experiência, revelou que 99% das partículas atravessaram a lamina sem desvio, algumas desviaram e atravessaram e outras desviaram e retornaram. Para explicar os resultados experimentais, Rutherford propôs um modelo nuclear, isto é, haveria no átomo um núcleo muito pequeno e positivo e os elétrons girariam ao redor do núcleo. Essa região ao redor do núcleo, onde se encontram os elétrons, é chamado de eletrosfera. O

elétron é muito leve, cerca de 1836 vezes mais leve que o próton. Esse modelo é conhecido como "**modelo planetário**".

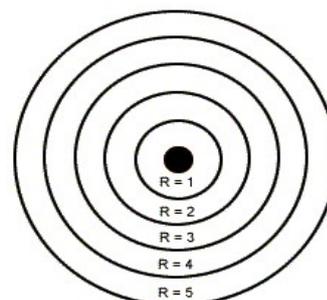
Em 1920, Rutherford propôs que no núcleo, além dos prótons, deveria existir pares de prótons e elétrons, os quais ele chamou de nêutrons. Somente em 1932, Chadwick descobriu a existência dos nêutrons. A maior parte da massa do átomo se encontra no núcleo, onde se encontram os prótons e os nêutrons.

MODELO DE BOHR

O modelo de Rutherford afirmava que os elétrons giravam em torno do núcleo, a uma certa distância. No entanto, sabia-se na época, que elétrons girando em torno do núcleo deveriam perder energia e assim, sua órbita seria cada vez mais próxima do núcleo, o que acabaria provocando sua queda no núcleo, o que seria uma volta ao modelo de Thomson. Era um dilema: se o elétron girasse em torno do núcleo, deveria perder energia e ficar grudado no núcleo, mas como explicar os resultados obtidos por Rutherford?

Em 1913, Niels Bohr propôs que as leis da Física, vigentes na época, não se aplicavam ao elétron, pois sua massa era muito pequena. Propôs que o elétron giraria em torno do núcleo em órbita circular, sem absorver ou emitir energia (sendo assim, o elétron não se precipitaria para o núcleo). Fornecendo-se energia ao elétron, ele salta de uma órbita para outra mais externa. Da mesma forma, quando um elétron "excitado" retornar a sua órbita, ele emitiria a energia absorvida.

Surgia assim o modelo dos níveis de energia, isto é, os elétrons de um átomo não estariam todos na mesma órbita e sim distribuídos em órbitas (K, L, M, N, O e P).



O modelo das órbitas circulares foi alterado por Sommerfeld que propôs que as órbitas seriam

elípticas, tal como no sistema planetário e imaginou que algumas das órbitas, camadas ou níveis do átomo de Rutherford-Bohr seriam formadas por subcamadas ou subníveis, e que um subnível seria circular e os demais teriam a forma de elipses.

Resumindo

O modelo de Bohr inclui uma série de postulados (postulado é uma afirmação aceita como verdadeira, sem demonstração):

1. Os elétrons, nos átomos, movimentam-se ao redor do núcleo em trajetórias circulares, chamadas de camadas ou níveis.
2. Cada um desses níveis possui um valor determinado de energia.
3. Não é permitido a um elétron permanecer entre dois desses níveis.
4. Um elétron pode passar de um nível para outro de maior energia, desde que absorva energia externa (salto quântico). Quando isso acontece, dizemos que o elétron foi excitado.
5. O retorno do elétron ao nível inicial se faz acompanhar da liberação de energia na forma de ondas eletromagnéticas.

O modelo atômico de Rutherford, modificado por Bohr, é também conhecido como modelo de Rutherford-Bohr.

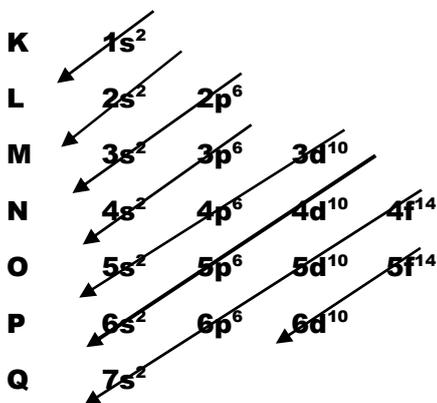
OBS: O número máximo de elétrons por camadas é:
K = 2 L = 8 M = 18 N = 32 O = 32 P = 18 Q = 2.

DISTRIBUIÇÃO ATÔMICA

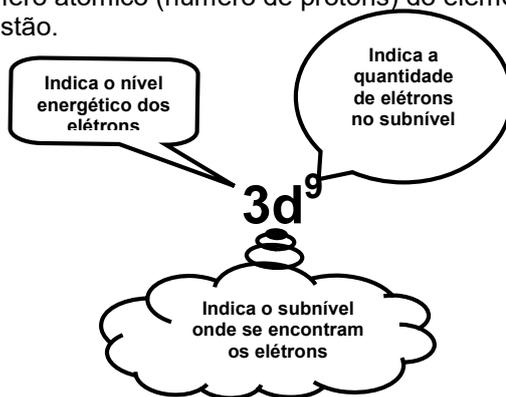
LINUS PAULING

Atualmente, os cientistas preferem identificar os elétrons mais por seu conteúdo de energia do que por sua posição na eletrosfera. Por meio de cálculos matemáticos, chegou-se a conclusão de que os elétrons se dispõem ao redor do núcleo atômico de acordo com sua energia.

O cientista americano Linus Pauling (1901-1994) imaginou um diagrama (conhecido como diagrama de Pauling) onde ordenou os elétrons segundo suas energias.



A distribuição eletrônica é feita de acordo com o número atômico (número de prótons) do elemento em questão.



Como fica a distribuição de Linus Pauling respeitando a ordem crescente de energia?

$$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^2 - 3d^{10} - 4p^6 - 5s^2 - 4d^{10} - 5p^6 - 6s^2 - 4f^{14} - 5d^{10} - 6p^6 - 7s^2 - 5f^{14} - 6d^{10}$$

A tabela periódica é dividida em duas grandes famílias: A e B. Os elementos que pertencem à família A, que compreende as famílias de número 1, 2 e 13 a 18, são conhecidos como **representativos**.

Os elementos que pertencem à família B, que compreende as famílias de número 3 a 12, são chamados de **transição** e todos são **metais**.

A maior parte dos elementos da tabela são de natureza metálica. Os principais ametais estão descritos no: **F - O - N - Cl - Br - S - I - C - P - H**

Vale a pena lembrar que todos esses elementos são diatômicos quando formam substâncias simples mas **Só Pra Contrariar** a regra, os **SPC não** são diatômicos (**S₈ - P₄ - C**).

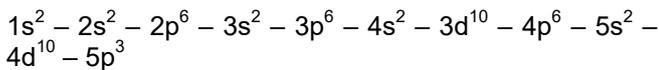
A tabela periódica compreende de 7 períodos (horizontal), que correspondem ao número de camadas que o elemento possui. Assim, se o elemento possui **5** camadas, ele estará localizado no **quinto** período.

A distribuição dos elétrons de um elemento por Linus Pauling nos fornece algumas informações:

1. A que período pertence o elemento = nível mais alto da distribuição.
2. O número de elétrons da última camada = soma dos elétrons do último nível.
3. A localização do elétron mais periférico = é o elétron que se encontra na última camada da distribuição.
4. O elétron mais energético é o último elétron da distribuição.
5. A que tipo de família pertence o elemento:
 - 5a) Se a distribuição terminar em **s** ou **p**, o elemento pertence à família A.
 - 5b) Se a distribuição terminar em **d** ou **f**, o elemento pertence à família B.
6. O número da família a que pertence o elemento:
 - 6a) **s** = o expoente indica o número da família A.
 - 6b) **p** = a soma do último s e p mais dez (10), indica o número da família A.
 - 6c) **d** = a soma do último s e d indica o número da família B.

6d) **f** = são os elementos de transição interna e pertencem à família 3 do sexto e sétimo período.

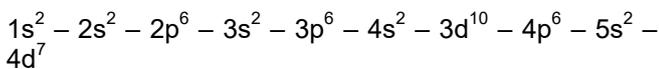
Exemplo : ${}_{51}\text{Sb}$



5p³ – É o último da distribuição. Isso quer dizer que o elétron mais **energético** se encontra no subnível p, do quinto nível. O elétron mais **periférico** coincide com o mais energético, pois ele também representa a última camada.

O elemento pertence ao 5º período e à família 15 (5A) pois a soma do último s, d e p dá um valor igual a 15.

Outro exemplo : ${}_{45}\text{Rh}$



4d⁷ – É o último da distribuição. Isso quer dizer que o elétron mais **energético** se encontra no subnível d, do quarto nível. O elétron mais **periférico** não coincide com o mais energético. A última camada está representada pelo 5s². Assim o elétron mais periférico se localiza no quinto nível de energia e no subnível s.

O elemento pertence ao 5º período e à família 9 (8B) pois a soma do último s e d dá um valor igual a 9.

IDENTIFICAÇÃO DOS ÁTOMOS

Os átomos são identificados segundo o seu número de prótons, nêutrons e elétrons. Assim, convém sabermos alguns conceitos:

Número atômico (Z) – É a quantidade de prótons existente no núcleo do átomo.

Número de nêutrons (N) – É a quantidade de nêutrons existentes no núcleo do átomo.

Número de massa (A) – É a soma dos números de prótons e nêutrons existentes no núcleo atômico.

Representação – ${}_Z\text{X}^A$

Em um **átomo neutro** o número de prótons é igual ao número de elétrons. Um átomo que apresenta o seu número de elétrons diferente do número de prótons é um **íon**. Um íon positivo é conhecido pelo nome de **cátion** e apresenta número de elétrons menor do que o número de prótons (perda de elétrons). Um íon negativo é conhecido pelo nome de **ânion** e apresenta número de elétrons maior do que o número de prótons (ganho de elétrons)

Existem elementos diferentes na natureza que apresentam algum número igual. São eles:

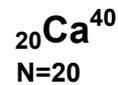
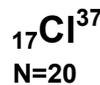
Isótopos – São elementos químicos iguais porque apresentam o mesmo número de prótons porem diferem em seu número de massa. Exemplo : Hidrogênio



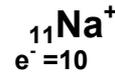
Isóbaros – São elementos químicos diferentes, portanto apresentam números atômicos diferentes, mas apresentam o mesmo número de massa. Exemplo : Potássio e cálcio.



Isótonos – São elementos químicos diferentes, com número de massa diferentes mas com o mesmo número de nêutrons. Exemplo : Cloro e cálcio.



Isoeletrônicos – São íons de elementos químicos diferentes que apresentam o mesmo número de elétrons. Exemplo : F⁻ e Na⁺.



Exercícios conceituais

1. Dalton, na sua teoria atômica, propôs, entre outras hipóteses, que:

- Os átomos são indivisíveis.
- Átomos de um determinado elemento são idênticos em massa.

À luz dos conhecimentos atuais, quais as críticas que podem ser formuladas a cada uma dessas hipóteses?

2. Analise as proposições abaixo e diga se são verdadeiros ou falsos :

- () Associar o átomo a uma esfera maciça está de acordo com a teoria atômica de Dalton.
- () Para Thomson, o átomo era uma esfera positiva com cargas negativas.
- () Rutherford introduziu o modelo nuclear para o átomo (núcleo com elétrons).
- () Para Bohr, os elétrons localizam-se ao redor do núcleo em órbitas específicas.
- () Segundo Rutherford, a carga do núcleo é positiva devido aos prótons.

3. Uma importante contribuição do modelo atômico de Rutherford foi considerar o átomo constituído de :

- a) Elétrons mergulhados numa massa homogênea de carga positiva.
- b) Um núcleo muito pequeno de carga positiva cercado por elétrons em órbitas circulares.
- c) Um núcleo de massa insignificante em relação à massa do elétron.
- d) Uma estrutura altamente compactada de prótons e elétrons.
- e) Nuvens eletrônicas distribuídas ao redor de um núcleo positivo.

4. O bombardeamento da folha de ouro com partículas alfa, no experimento de Rutherford, mostra que algumas dessas partículas sofrem desvio acentuado do seu trajeto, o que é devido ao fato de que as partículas alfa:

Exercícios avançados

- Chocam-se com as moléculas de ouro.
- Têm carga negativa e são repelidas pelo núcleo.
- São muito lentas e qualquer obstáculo as desvia.
- Têm carga positiva e são repelidas pelo núcleo.
- Não podem atravessar a lâmina de ouro.

5. O sal de cozinha emite luz de coloração amarela quando colocado numa chama. Baseando-se na teoria atômica, é correto afirmar que:

- Os elétrons do cátion Na^+ , ao receberem energia da chama, saltam de uma camada mais externa para uma mais interna, emitindo luz amarela.
- A luz amarela emitida nada tem a ver com o sal de cozinha, pois ele não é amarelo.
- A emissão da luz amarela se deve aos átomos de oxigênio.
- Os elétrons do cátion Na^+ , ao receberem energia da chama, saltam de uma camada mais interna para uma mais externa e, ao perderem essa energia ganha, emitem-na sob a forma de luz amarela.
- Qualquer outro sal também produziria a mesma coloração.

6. Podemos afirmar, utilizando uma linguagem bastante grosseira, que a massa do átomo:

- Está igualmente repartida entre o núcleo e a camadas eletrônicas.
- Está praticamente toda concentrada nos prótons.
- Está praticamente toda concentrada nos nêutrons.
- Está praticamente toda concentrada nos elétrons.
- Está praticamente toda concentrada no núcleo.

7. Para se identificar se uma amostra contém sódio, leva-se a mesma a chama do bico de Bunsen. Se a mesma adquirir coloração amarela, o teste é positivo. Explique o fenômeno, recorrendo ao modelo de Bohr.

8. Considere o modelo atômico de Bohr. Um elétron ao saltar da camada K para a camada L deve absorver ou emitir energia?

9. No exercício proposto, responder os itens abaixo, utilizando a distribuição eletrônica de Linus Pauling :

- A que família pertence o elemento.
- A que período pertence o elemento.
- A localização do elétron mais periférico.
- A localização do elétron mais energético.

- | | |
|--------------------|--------------------|
| A) $_{20}\text{A}$ | F) $_{73}\text{F}$ |
| B) $_{32}\text{B}$ | G) $_{13}\text{G}$ |
| C) $_{83}\text{C}$ | H) $_{60}\text{H}$ |
| D) $_{55}\text{D}$ | I) $_{32}\text{I}$ |
| E) $_{27}\text{E}$ | J) $_{54}\text{J}$ |

1. (Ufg 2006) Observe o trecho da história em quadrinhos a seguir, no qual há a representação de um modelo atômico para o hidrogênio.



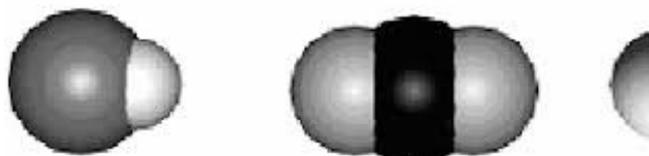
WATCHMEN. São Paulo: Abril, n. 2, dez. 1988.

Qual o modelo atômico escolhido pelo personagem no último quadrinho? Explique-o.

2. A experiência de Rutherford, que foi, na verdade, realizada por dois de seus orientados, Hans Geiger e Ernest Marsden, serviu para refutar especialmente o modelo atômico:

- de Bohr.
- de Thomson.
- planetário.
- quântico.
- de Dalton.

3. (Fuvest 2006) Os desenhos são representações de moléculas em que se procura manter proporções corretas entre raios atômicos e distâncias internucleares.



Os desenhos podem representar, respectivamente, moléculas de:

- oxigênio, água e metano.
- cloreto de hidrogênio, amônia e água.
- monóxido de carbono, dióxido de carbono e ozônio.
- cloreto de hidrogênio, dióxido de carbono e amônia.
- monóxido de carbono, oxigênio e ozônio.

4. (cftce 2004) O elemento químico carbono é de fundamental importância na constituição de compostos orgânicos. Baseado nas propriedades do carbono e nos conceitos químicos relacionados aos itens a seguir, é FALSO afirmar que:

- o carbono, no composto CH_4 com 4 elétrons na camada de valência, possui estrutura tetraédrica
- o composto CHCl_3 é uma substância polar, e o benzeno (C_6H_6) é uma substância apolar
- o carbono possui várias formas alotrópicas
- o carbono combina-se com elementos da família 7A, formando compostos de fórmula CX_4 onde X representa um halogênio
- o carbono 12 (C^{12}) possui 12 prótons no seu núcleo