



UNIVERSIDADE DE SÃO PAULO
Faculdade de Zootecnia e Engenharia de Alimentos
Departamento de Ciências Básicas



ZAB-1007 – Química Geral

Modelo atômico

1. Defina os seguintes termos: a) número atômico; b) massa atômica; c) número de massa e d) massa molecular

Respondido na lista anterior

2. O que são cátions e ânions? Dê pelo menos três exemplos de cátions e ânions monovalentes e bivalentes.

Respondido na lista anterior

3. Quando aquecido a uma determinada temperatura, os átomos de sódio emitem luz amarela. Como este fato pode ser explicado com base na estrutura atômica?

Baseado no modelo atômico e características de cada elemento químico os postulados de Bhor explicam que os elétrons de um átomo não saem do seu nível energético se não receber energia. No caso, o sódio recebeu energia do aquecido e os elétrons do mais alto nível energético (camada externa) ao receberem essa energia migram para camadas mais externas e quando retornam ao seu nível original → emite luz.

4. Citar o que há em comum e de diferente entre os modelos atômicos de Dalton, Thomson, Rutherford e Bohr.

Comum entre os três modelos: Partículas minúsculas (átomo) indivisíveis; Átomos não podem ser criados, destruídos ou transformados em átomos de outros elementos.

Diferenças entre os modelos:

Nas teorias de Dalton não aparece um modelo atômico propriamente dito (átomo como matéria condensada). Já para Thomson e Rutherford aparece o modelo atômico e diferenças, sendo que para Thomson o átomo seria um aglomerado composto de partículas positivas pesadas e de partículas negativas (elétrons) mais leves (modelo ficou conhecido como "pudim de passas". Enquanto, que para Rutherford os elétrons estão em movimento em torno do núcleo (núcleo pequenino em relação às orbitas dos elétrons).

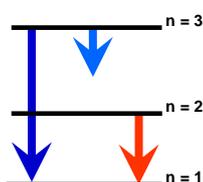
5. A figura abaixo apresenta o espectro discreto de emissão de luz para o átomo de hidrogênio. Pede-se: explicar com base no modelo atômico de Bohr as linhas de emissão (quantidade de linhas e cores)



a) Quantidades de linhas

Estão relacionadas às transições que os elétrons fazem entre camadas energéticas do átomo. De acordo com os postulados de Bohr, ao receber energia o elétron do átomo de hidrogênio migra para camadas mais externas do átomo e ao retornar emite luz, esse retorno (transições) pode ocorrer entre as diferentes camadas.

Devido aos diferentes níveis de energia, há possibilidades de diferentes transições Assim, o elétron pode saltar de $n = 3$ direto para $n = 1$, ou ir de $n = 3$ para $n = 2$ e depois de $n = 2$ para $n = 1$



b) Cores das linhas

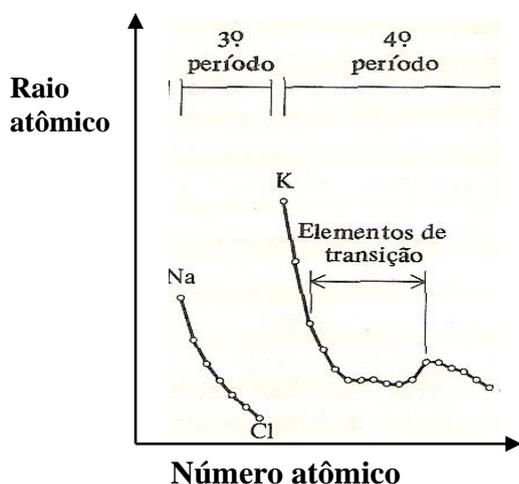
A cor da banda (linha do espectro) está relacionada à energia da onda (luz) emitida pelo elétron ao retornar a sua posição de origem (estado fundamental), o que demonstra os vários níveis de energia percorridos pelos elétrons. O modelo de Bohr explica muito bem os diferentes níveis de energia. Sendo que, cada transição implica numa emissão com frequência diferente que explica o surgimento das linhas com cores diferentes no espectro discreto dos elementos. Note que cada transição corresponde a uma cor no espectro.

6. Apesar do modelo de Bohr explicar satisfatoriamente o espectro de emissão do hidrogênio e de algumas espécies contendo somente 1 elétron (He^+ , Li^+ , etc), ele falha em explicar o comportamento de espécies mais complexas, pois aparecem uma quantidade e cores de linhas que o modelo de Bohr não consegue explicar. A partir do desenvolvimento da mecânica quântica e da natureza ondulatória da matéria chegamos ao modelo atômico considerado atualmente. Com base nessas afirmativas pede-se explicar: 1) as falhas do modelo de Bohr; b) em linhas gerais como é o modelo atômico atual e como este modelo pode explicar o espectro discreto de emissão de espécies complexas.

1) No modelo de Bohr, os elétrons possuem trajetórias fixas. Entretanto, os elétrons não possuem trajetória fixa, e sim orbitais atômicos (subníveis de energia), que são regiões do espaço onde tem-se determinada probabilidade de se encontrar o elétron.

2) Atualmente, os estados de energia de um elétron em uma molécula ou átomo são descritos por um conjunto de números, chamados de números quânticos. Assim aparecem vários níveis de energia para os elétrons de espécies complexas.

7. A Figura abaixo apresenta o raio atômico dos elementos químicos do 3º e do 4º. período da tabela periódica. Pede-se explicar: a) a razão dos elementos do 3º. período apresentarem uma relação inversa entre raio atômico e numero atômico e b) a razão de alguns elementos de transição (4º. Período) apresentarem uma relação direta entre raio e numero atômico (aumenta raio e aumenta no. atômico).



- a) O raio atômico nos diz a distância entre o núcleo e os elétrons da camada de Valência de um átomo. Os elétrons (carga negativa) são atraídos pelos prótons do núcleo (carga positiva). Assim, quanto maior o número de prótons maior será a atração dos elétrons da última camada pelo núcleo e conseqüentemente menor será o raio atômico. Portanto, nos elementos do 3º. período seguem essa relação maior número atômico (maior no. de prótons) menor é o raio atômico.
- b) Nos elementos de transição também seguem a mesma relação descrita anteriormente (aumenta o no. atômico e diminui o raio atômico). Porém, alguns elementos deste grupo fogem a essa regra devido ao efeito blindagem. O efeito blindagem ocorre quando ao aumentar o número atômico (aumenta o no. de prótons e elétrons) os elétrons são distribuídos na penúltima camada. Estes elétrons da penúltima camada impedem

(blindam) a atração do núcleo pelos elétrons da camada de valência.

Assim, aumenta o no. atômico e aumenta o raio atômico.

8. O boro tem energia de ionização menor do que a do berílio. Isso vale para o oxigênio comparado com o nitrogênio (Tabela extraída do livro do Russel). Explicar

Tabela 7.5 Primeiras energias de ionização dos elementos do segundo período.

Átomo	Carga nuclear	Configuração eletrônica	Energias de ionização kJ mol^{-1}
Li	3+	$1s^2 2s^1$	520
Be	4+	$1s^2 2s^2$	899
B	5+	$1s^2 2s^2 2p_x^1$	801
C	6+	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$	1086
N	7+	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$	1402
O	8+	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$	1314
F	9+	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$	1681
Ne	10+	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2$	2081

A **energia de ionização** é definida como a energia necessária para retirar um elétron da camada de valência de um átomo na fase gasosa. Na forma que a tabela foi organizada, a variação dessa energia segue a seguinte tendência: aumenta conforme o aumento da família e conforme a diminuição do período, ou seja, quanto maior a família e menor o período em que o elemento está, maior sua energia de ionização.

	No. Atômico	A configuração eletrônica:
Be	4 (carga nuclear = +4)	$1s^2 2s^2$
B	5 (carga nuclear = +5)	$1s^2 2s^2 2p^1$

A) Energia de ionização do Boro menor Berílio:

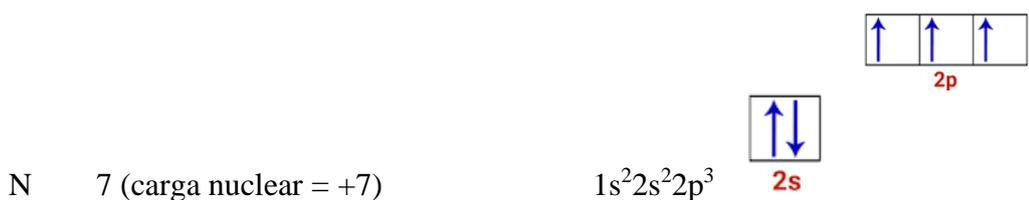
	No. Atômico	A configuração eletrônica:
Be	4 (carga nuclear = +4)	$1s^2 2s^2$
B	5 (carga nuclear = +5)	$1s^2 2s^2 2p^1$

Pelo diagrama de Linus Pauling temos que a energia do orbital 2p é maior que 2s pois apresenta a sequência de energia: $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p$. O que representa a ordem mais afastada do núcleo.

Neste caso, mesmo estando no mesmo período (camada 2) e ao aumentar a carga nuclear a energia de ionização diminui, por ser mais favorável retirar um elétron do orbital p do Boro (mais afastado do núcleo) que do orbital s do Berílio (mais próximo do núcleo). E ainda o orbital p possui apenas 1 elétron, o que favorece sua remoção.

B) Energia de ionização do Oxigênio menor Nitrogênio:

	No. Atômico	A configuração eletrônica:
--	-------------	----------------------------



Neste caso, ambos os elementos possuem elétrons no orbital p mas com simetria diferente. Pela regra, a energia de ionização do oxigênio deveria ser maior que a do nitrogênio, por apresentar maior número atômico. Porém, o subnível de valência do nitrogênio (2p) apresenta uma simetria com 3 elétrons que não aparece no oxigênio, que possui o mesmo subnível de valência, mas com 4 elétrons. Tal simetria confere ao nitrogênio maior estabilidade e faz com que sua energia de ionização seja maior