

ORIENTAÇÕES DE ESTUDOS DE

QUÍMICA

1^a
SÉRIE




Ensino Médio


Secretaria de
Educação



GOVERNO DO ESTADO
RIO DE JANEIRO

 /SeeducRJ

 /seeducrj

 /seeducrj0

Secretaria de
Educação



GOVERNO DO ESTADO
RIO DE JANEIRO

Governo do Estado do Rio de Janeiro
Secretaria de Estado de Educação

Comte Bittencourt
Secretário de Estado de Educação

Andrea Marinho de Souza Franco
Subsecretária de Gestão de Ensino

Elizângela Lima
Superintendente Pedagógica

Coordenadoria de Áreas do Conhecimento
Maria Claudia Chantre

Assistentes

Carla Lopes
Fabiano Farias de Souza
Roberto Farias
Verônica Nunes

Texto e conteúdo

Prof. Fernando Renato Vicente Ferreira **C.E.**

Alfredo Neves

Prof. Muller da Silva Paulino

C.E. Barão de Tinguá

Prof. Wilhermyson Lima

C.E. Professor Murilo Braga

Capa

Luciano Cunha

Revisão de texto

Prof^a Alexandra de Sant Anna Amancio

Pereira

Prof^a Andreia Cristina Jacurú Belletti

Prof^a Andreza Amorim de Oliveira Pacheco.

Prof^a Cristiane Póvoa Lessa

Prof^a Deolinda da Paz Gadelha

Prof^a Elizabete Costa Malheiros

Prof^a Ester Nunes da Silva Dutra

Prof^a Isabel Cristina Alves de Castro Guidão

Prof José Luiz Barbosa

Prof^a Karla Menezes Lopes Niels

Prof^a Kassia Fernandes da Cunha

Prof^a Leila Regina Medeiros Bartolini Silva

Prof^a Lidice Magna Itapeassú Borges

Prof^a Luize de Menezes Fernandes

Prof Mário Matias de Andrade Júnior

Paulo Roberto Ferrari Freitas

Prof^a Rosani Santos Rosa

Prof^a Saionara Teles De Menezes Alves

Prof Sammy Cardoso Dias

Prof Thiago Serpa Gomes da Rocha

Esse documento é uma curadoria de materiais que estão disponíveis na internet, somados à experiência autoral dos professores, sob a intenção de sistematizar conteúdos na forma de uma orientação de estudos.

© 2021 - Secretaria de Estado de Educação. Todos os direitos reservados.

Secretaria de
Educação



GOVERNO DO ESTADO
RIO DE JANEIRO

Química – Orientação de Estudos

SUMÁRIO

1. INTRUDUÇÃO	6
2. Aula 1 – Modelos Atômicos	6
3. Aula 2 – Vamos Organizar os Elétrons?	12
4. Aula 3 – Diagrama de Linus Pauling	14
5. Aula 4 – Tabela Periódica	16
6. Aula 5 – ATIVIDADES	20
7. CONSIDERAÇÕES FINAIS	21
8. RESUMO	22
9. INDICAÇÕES BIBLIOGRÁFICAS	22



DISCIPLINA: Química

ORIENTAÇÕES DE ESTUDOS para Química

2º Bimestre de 2020 - 1ª série do Ensino Médio

META:

Explorar suas competências cognitivas e não cognitivas estimulando a busca do conhecimento de forma autônoma, por meio dos diversos recursos bibliográficos e tecnológicos de modo a encontrar soluções para desafios da contemporaneidade, na vida pessoal e profissional.

OBJETIVOS:

Ao final destas Orientações de Estudos você deverá ser capaz de:

- Caracterizar os constituintes fundamentais do átomo (próton, elétron e nêutron) e compreender a construção do modelo atômico como um processo histórico (isto é, reconhecer a existência do elétron para a concepção do modelo atômico de Thompson; compreender a radioatividade como um fenômeno natural e sua importância na evolução e o reconhecimento da existência do núcleo atômico do modelo atômico de Rutherford)
- Conhecer e aplicar a distribuição eletrônica usando o diagrama de Linus Pauling para átomos e íons.
- Compreender os critérios utilizados na organização da tabela periódica.
- Relacionar a posição dos elementos na tabela com o subnível mais energético da distribuição eletrônica classificando os elementos em representativos e de transição.



1. INTRODUÇÃO

A ideia é oferecer uma seleção de competências e habilidades que resgate maior interesse pelos sentidos e representações do imaginário social do aluno, mas sem deixar de lado temas essenciais ao ensino de Química. Assim, entendemos que o professor deve privilegiar os fenômenos químicos e suas relações com o cotidiano. Por meio da exemplificação, em vez da apresentação da extensa nomenclatura de compostos orgânicos e inorgânicos, damos lugar às principais propriedades e aplicações de diferentes grupos de moléculas, algumas já selecionadas pela sua importância. Buscamos atrelar as inúmeras funções orgânicas a grupos de biomoléculas vitais; Com o mesmo intuito de renovação responsável, incluímos habilidades mais atuais, como as relacionadas à identificação de subpartículas bem como ao conhecimento de novas tecnologias.

Nosso convite é para que exerçamos a arte da escuta do desejo de nossos alunado e consigamos reacender a chama de seu interesse educacional, mesmo que, às vezes, fatigado pelas dificuldades da vida.

2. Aula 1

Modelos Atômicos

Nesta aula, começaremos a estudar alguns conceitos básicos para o estudo da química, como os modelos atômicos. Para isso, precisamos nos situar historicamente.

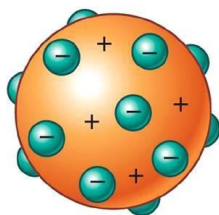
Modelo de Dalton (bola de bilhar)

O átomo é uma minúscula esfera maciça, impenetrável, indestrutível, indivisível e sem carga.



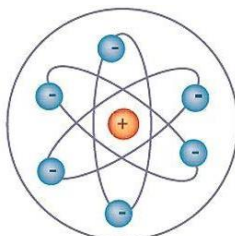
Modelo de Thomson (Pudim de passas)

Sugeria que os elétrons se situavam numa parte do átomo que apresentava carga positiva.



Modelo de Rutherford (Sistema Solar)

O átomo teria um núcleo de carga elétrica positiva de tamanho muito pequeno em relação ao seu tamanho total (que conteria praticamente toda a massa do átomo) e estaria sendo rodeado por elétrons de carga elétrica negativa.

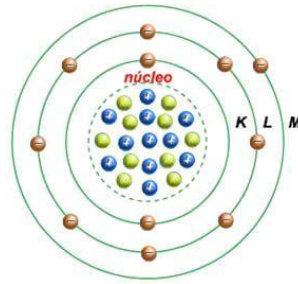


Modelo de Bohr (Sistema Solar com órbitas)

Apresenta o aspecto de órbitas onde existem elétrons e, no seu centro,

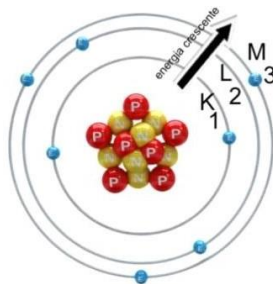
um pequeno núcleo.

Veio complementar o modelo de Rutherford.



Existem duas regiões distintas: o núcleo, onde estão os prótons (partículas de carga positiva) e os nêutrons (partículas sem carga); e a eletrosfera, onde se encontram os elétrons (partículas de carga negativa).

Núcleo = Prótons (+) com Nêutrons (0)



Eletrosfera = Elétrons (-)

Número Atômico (Z)

Refere-se à quantidade de prótons (p) no núcleo de um átomo. Sendo assim, esse número atômico é quem caracteriza um elemento químico.

$$Z = p$$

Z = Número atômico

P = Prótons

Número de Massa (A)

Refere-se à soma dos prótons (p) e nêutrons (n) do núcleo de um átomo, pois estas são as únicas partículas que possuem uma massa relativamente considerável no átomo.

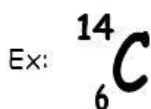
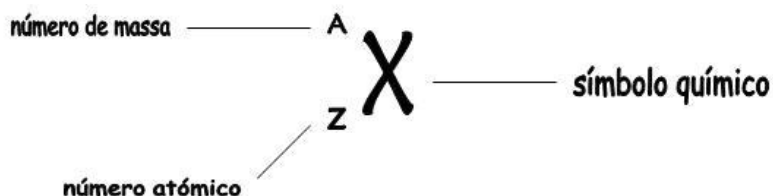
$$A = p + N \text{ ou } A = Z + N$$

A = Número de massa

P e/ou Z = Prótons

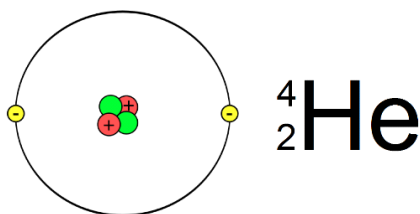
N = Nêutrons

Representação do Átomo



Sendo o número de massa sempre indicado na parte superior ao símbolo do elemento e o número atômico na parte inferior.

Átomo Neutro: refere-se aos átomos que possuem a quantidade de prótons iguais a de elétrons, não havendo no átomo excesso de qualquer tipo de carga (positiva ou negativa).



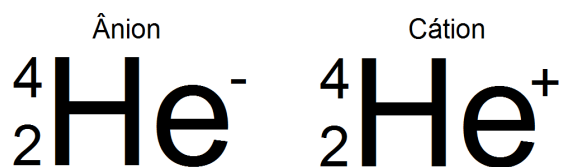
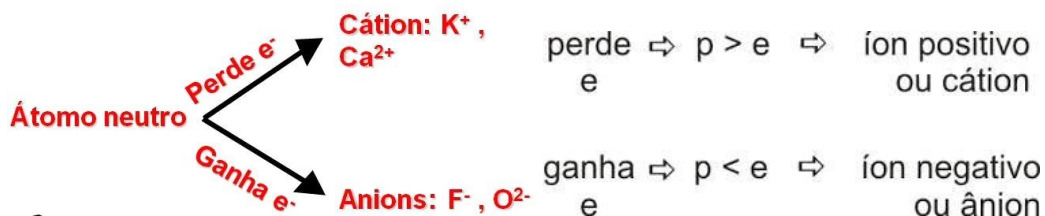
Exemplo:

Íons: são espécies químicas cujo número de prótons é diferente do número de elétrons. Existem dois tipos de íons, os cátions e os ânions.

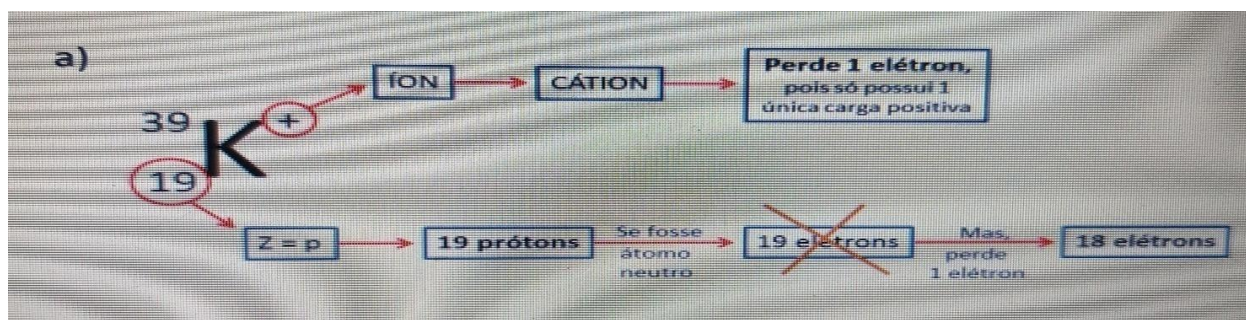
Cátion: são espécies químicas carregadas positivamente, ou seja, apresentam uma carga positiva que indica a retirada de elétrons da eletrosfera de um átomo.

Ânion: são espécies químicas carregadas negativamente, ou seja, apresentam uma carga negativa indicando o ganho de elétrons da eletrosfera do átomo.

Exemplos:



Cátion



A quantidade de nêutrons pode ser obtida pela fórmula $A = Z + N$, pois nela já possuímos os valores de A, que é 39, e de Z, que é 19.

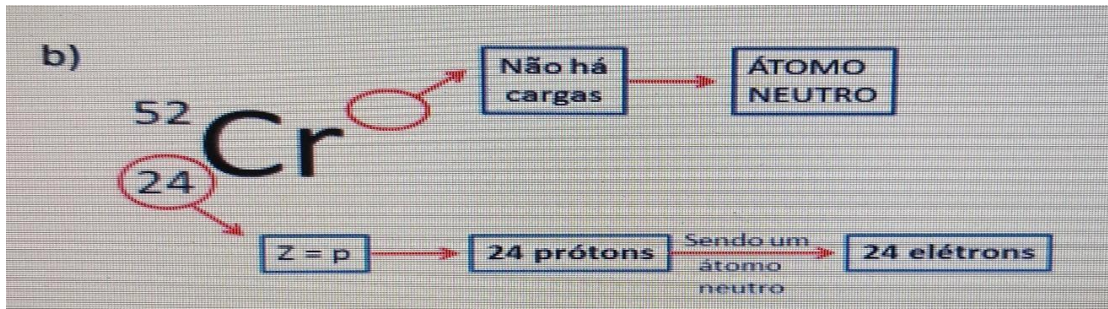
Substituindo esses valores, temos:

$$A = Z + N$$

$$39 = 19 + N$$

$$39 - 19 = N \rightarrow N = 20 \text{ Esse íon possui em seu núcleo 20 nêutrons.}$$

Átomo Neutro



Para o átomo neutro de crômio afirmamos que em sua estrutura há 24 elétrons em sua eletrosfera, 24 prótons e 28 nêutrons no núcleo.

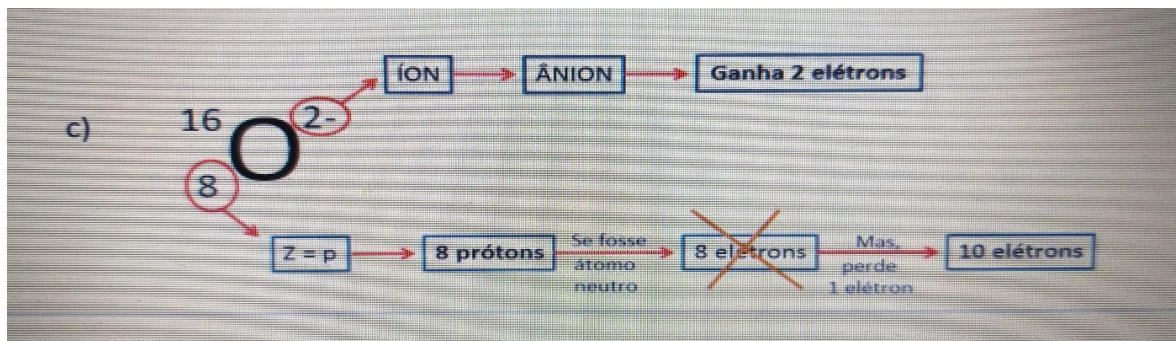
Esse último pôde ser encontrado pela fórmula $A = Z + N$.

$$A = Z + N$$

$$52 = 24 + N$$

$$52 - 24 = N \rightarrow N = 28$$

Ânion



O íon oxigênio apresenta 10 elétrons distribuídos em sua Eletrosfera e 8 prótons e 8 nêutrons em seu núcleo. Observando a fórmula referente ao número de massa.

$$A = Z + N$$

$$16 = 8 + N$$

$$16 - 8 = N \rightarrow N = 8$$

3. Aula 2

Vamos Organizar os Elétrons?

Eletrósfera = É nela que encontramos os elétrons, mas como eles realmente se distribuem nesta região?

O movimento de cada elétron é definido por **4 estados quânticos**:

Nível Energético (número quântico principal ► n)

Subnível Energético (número quântico secundário ► l)

Orbital (número quântico magnético orbital ► m ou m_l)

Spin (número quântico magnético de spin ► s ou m_s)

Níveis Energéticos (n): Temos 7 níveis energéticos ou camadas.



Nível (n)	Camada	Nº máximo de elétrons
1	K	2
2	L	8
3	M	18
4	N	32
5	O	32
6	P	18
7	Q	8

Subníveis (l): Os elétrons se distribuem em, no máximo, 4 subníveis de

energia, que são representados, em ordem crescente de energia, pela letras s, p, d e f.

Esses subníveis também possuem um número máximo de elétrons que comportam, são eles 2, 6, 10 e 14, respectivamente.

Subnível de Energia	Número Quântico Secundário
s	$\ell = 0$
p	$\ell = 1$
d	$\ell = 2$
f	$\ell = 3$

Subníveis	Quantidade máxima de elétrons
s	2
p	6
d	10
f	14

Orbitais (m ou ml): Região do espaço onde há maior probabilidade de se encontrar os elétrons.

Tipo de Subnível	Valores de ℓ	Quantidade de orbitais	Valores para o número quântico magnético	Representação gráfica dos orbitais
s	0	1	0	
p	1	3	-1, 0, +1	
d	2	5	-2, -1, 0, +1, +2	
f	3	7	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	

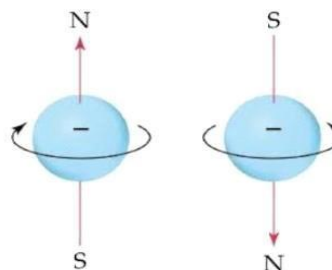
subnível s			0				
subnível p		-1	0	+1			
subnível d		-2	-1	0	+1	+2	
subnível f	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3

Spin(s ou ms): Movimento de rotação do elétron em torno de si.

NÚMERO QUÂNTICO SPIN (s OU m_s)

Os elétrons se comportam como um ímã em função da sua **rotação no sentido horário ou anti-horário**

$$M_s = +\frac{1}{2} \text{ ou } -\frac{1}{2}$$



4. Aula 3

Digrama de Linus Pauling

A distribuição de elétrons nos níveis eletrônicos através dos subníveis foi

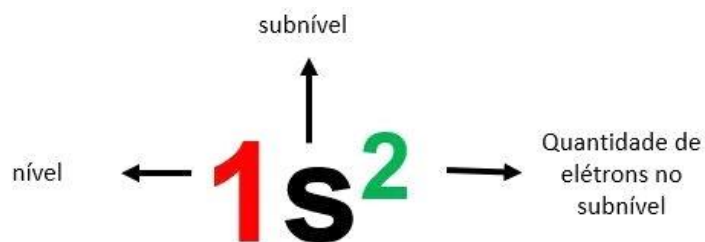


enunciada pelo Digrama de Linus Pauling

Camadas	Níveis	Subníveis
K	n = 1	1s
L	n = 2	2s 2p
M	n = 3	3s 3p 3d
N	n = 4	4s 4p 4d 4f
O	n = 5	5s 5p 5d 5f
P	n = 6	6s 6p 6d
Q	n = 7	7s 7p

K	1 s ²			
L	2 s ²	2 p ⁶		
M	3 s ²	3 p ⁶	3 d ¹⁰	
N	4 s ²	4 p ⁶	4 d ¹⁰	4 f ¹⁴
O	5 s ²	5 p ⁶	5 d ¹⁰	5 f ¹⁴
P	6 s ²	6 p ⁶	6 d ¹⁰	
Q	7 s ²	7 p ⁶		

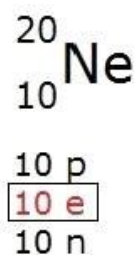
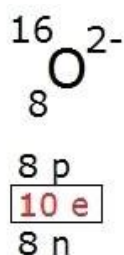
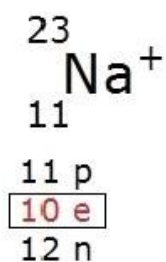
Notação



Exemplo:

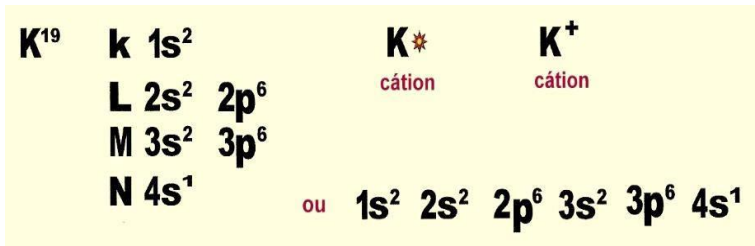
Distribuição Eletrônica

Sabemos que em um átomo o número atômico (Z) corresponde também ao número de elétrons, assim, ao conhecermos o número atômico, poderemos começar a distribuir os elétrons em subníveis

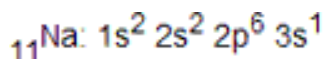


Exemplo:

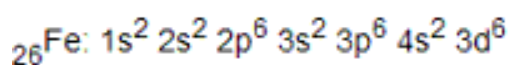
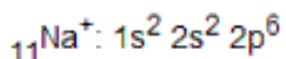
K	1 s ²			
L	2 s ²	2 p ⁶		
M	3 s ²	3 p ⁶	3 d ¹⁰	
N	4 s ²	4 p ⁶	4 d ¹⁰	4 f ¹⁴
O	5 s ²	5 p ⁶	5 d ¹⁰	5 f ¹⁴
P	6 s ²	6 p ⁶	6 d ¹⁰	
Q	7 s ²	7 p ⁶		



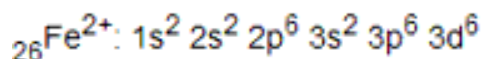
Exemplo 2:



↓ perde 1e da camada de valência



↓ perde 2e da camada de valência



K	1 s ²			
L	2 s ²	2 p ⁶		
M	3 s ²	3 p ⁶	3 d ¹⁰	
N	4 s ²	4 p ⁶	4 d ¹⁰	4 f ¹⁴
O	5 s ²	5 p ⁶	5 d ¹⁰	5 f ¹⁴
P	6 s ²	6 p ⁶	6 d ¹⁰	
Q	7 s ²	7 p ⁶		

5. Aula 4

Tabela Periódica

Qual a necessidade de se fazer uma tabela periódica?

Organizar os elementos químicos que já eram conhecidos através de:

- Propriedades
- Características
- Densidade
- Ponto de Fusão
- Ponto de Ebulição
- Reatividades, etc...

6. Aula 5

Atividades

• **(UFG – GO)** O número de prótons, nêutrons e elétrons representados por ${}^{138}_{56}\text{Ba}^{2+}$ é, respectivamente:

- (A) 56, 82 e 56
- (B) 56, 82 e 54
- (C) 56, 82 e 58
- (D) 82, 138 e 56
- (E) 82, 194 e 56

• **(Saerjinho – 2012)** Atualmente, não há dúvidas de que toda a matéria seja formada por minúsculas partículas, denominadas átomos. Para explicar a constituição da matéria, em 1808, Dalton propôs um modelo atômico baseado nas Leis de Proust e Lavoisier. Para Dalton, os átomos:

- (A) formam moléculas quando se unem.
- (B) perdem ou ganham elétrons.
- (C) podem dar origem a íons.
- (D) possuem núcleos com prótons.
- (E) são indivisíveis e indestrutíveis.

• Qual o número de massa de um átomo de cálcio cujo número atômico é igual a 20 e possui no núcleo 20 nêutrons?

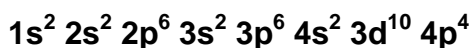
• Quando um átomo em estado natural perde elétrons, ele se transforma em:

- (A) um átomo de número atômico (Z) maior.
- (B) um ânion, cujo número de elétrons é maior que o de prótons.
- (C) um cátion, cujo número de prótons é maior que o número de elétrons.
- (D) uma partícula com excesso de carga negativa, denominada ânion.
- (E) uma partícula que num campo eletrostático não sofre ação.

• O cobalto é um metal de coloração prata acinzentado, usado principalmente em ligas com o ferro. O aço alnico, uma liga de ferro, alumínio, níquel e cobalto, é utilizado para construir magnetos permanentes, como os usados. Precisamos de cobalto em nossa dieta, pois ele é um componente da vitamina B12. Sabendo que o número atômico do cobalto é 27, sua configuração eletrônica será:

- (A) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9$
- (B) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^9$
- (C) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6 3d^1$
- (D) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$
- (E) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^7$

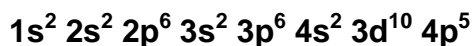
• Um átomo neutro possui seus elétrons distribuídos da seguinte forma:



Sobre esta configuração, responda:

- Qual seu número atômico?
- Quantas camadas eletrônicas esse átomo possui?
- Quantos elétrons há em seu nível de valência?

• **(Saerjinho – 2013)** A localização de um elemento na tabela periódica está associada à distribuição dos seus elétrons em níveis e subníveis. Um elemento apresenta a seguinte configuração eletrônica:



De acordo com essa configuração, esse elemento se encontra no:

- (A) 2º período e na coluna 7A.
- (B) 4º período e na coluna 7A.
- (C) 5º período e na coluna 5A.
- (D) 6º período e na coluna 8A.
- (E) 8º período e na coluna 6A.

7. CONSIDERAÇÕES FINAIS

Com relação ao estudo de química, descrevemos alguns pontos relevantes, com a finalidade de estimular a autonomia dos alunos nessa empreitada, mediando as trocas de conhecimentos, reflexões, dúvidas e questionamentos que venham a surgir no percurso podendo melhorar o processo de aprendizagem de conceitos de Química e visando o sucesso na vida pessoal e

profissional de nossos alunos no mundo do conhecimento do século XXI.

8.RESUMO

Nestas Orientações de Estudos 2– Bimestre 2 de 2021, Química – 1ª série, os alunos vão na primeira aula caracterizar os constituintes fundamentais do átomo (próton, elétron e nêutron) e compreender a construção do modelo atômico como um processo histórico (isto é, reconhecer a existência do elétron para a concepção do modelo atômico de Thompson; compreender a radioatividade como um fenômeno natural e sua importância na evolução e o reconhecimento da existência do núcleo atômico do modelo atômico de Rutherford).

Na segunda aula, conhecer e aplicar a distribuição eletrônica usando o diagrama de Linus Pauling para átomos e íons.

Na terceira aula, compreender os critérios utilizados na organização da tabela periódica.

Na quarta aula, relacionar a posição dos elementos na tabela com o subnível mais energético da distribuição eletrônica, classificando os elementos em representativos e de transição e, por fim, na quinta aula realizará atividades complementares para fixação de todo o conteúdo desta Orientação de estudos.

9.INDICAÇÕES BIBLIOGRÁFICAS

ARAGÃO, M. J. **História da Química**. 1 ed. São Paulo: Interciência, 2008

FELTRE, Ricardo. **Fundamentos de Química**: vol. único. 4ª.ed. São Paulo: Moderna, 2005.

_____. **Química**. 6.ed. São Paulo: Moderna, 2004. (3 volumes)

FONSECA, Martha Reis Marques da. **Completamente Química, Ciências, Tecnologia & Sociedade**. São Paulo: Editora FTD S.A., 2001.

MENDES, Aristênio. **Elementos de Química Inorgânica**, Fortaleza, 2005

PERUZZO. F.M.; CANTO. E.L., **Química na abordagem do cotidiano**, volume 1, 4ª edição, ed moderna, São Paulo, 2006

Modelos Atômicos, Disponível em:<https://www.youtube.com/watch?v=pXQyG1m8fPk>

Acesso em 14 de Janeiro de 2021.

Tabela Periódica, Disponível em:
https://www.youtube.com/watch?v=99b6_HneB64

Acesso em 14 de Janeiro de 2021.