

ORIENTAÇÕES DE ESTUDOS DE

QUÍMICA

3

1ª
SÉRIE



Ensino Médio

Secretaria de
Educação



GOVERNO DO ESTADO
RIO DE JANEIRO



/SeeducRJ



/seeducrj



/seeducrio

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 de 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 Luíze 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.

Secretaria de
Educação



GOVERNO DO ESTADO
RIO DE JANEIRO

Química – Orientações de Estudos

SUMÁRIO

1. INTRUDUÇÃO	6
2. Aula 1 – Vamos organizar os elementos químicos por cores	6
3. Aula 2 – Propriedades dos Átomos	10
4. Aula 3 – Formando Substâncias	13
5. Aula 4 – Ligações Químicas	14
6. Aula 5 – ATIVIDADES	16
7. CONSIDERAÇÕES FINAIS	18
8. RESUMO	19
9. INDICAÇÕES BIBLIOGRÁFICAS	19



ORIENTAÇÕES DE ESTUDOS

QUÍMICA

3º 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 metais e não metais, suas principais aplicações, evidenciando as particularidades dos gases nobres e do hidrogênio.
- Conceituar eletronegatividade, tamanho atômico e potencial de ionização e compreender a variação dessas propriedades ao longo de um período e/ou grupo da tabela periódica.
- Relacionar a teoria do octeto aos modelos de ligações iônicas e covalentes.
- Associar a existência de diferentes tipos de ligações químicas às propriedades de materiais do cotidiano.



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

Vamos organizar os elementos químicos por cores

Nesta aula, começaremos a estudar alguns conceitos básicos para o estudo da química, como a variedade de cores na Tabela Periódica, se referindo às diferentes características físicas e químicas dos elementos que nela se encontram.

Tabela Periódica e suas cores

As diferentes cores presentes na Tabela Periódica representam uma outra maneira de agrupar os elementos.

Nesta organização os elementos químicos são classificados de acordo com suas propriedades físicas e químicas em:

Metal, ametal, gás nobre e hidrogênio.

Diagrama esquemático da Tabela Periódica. O elemento H (Hidrogênio) está no canto superior esquerdo, em um bloco verde. O título "ESQUEMA" está no topo central, em um bloco amarelo. A tabela é composta por blocos amarelos (representando metais e gases nobres) e blocos magenta (representando ametais e semimetais). As divisões "Metais", "Semimetais", "Ametais" e "Gases Nobres" são indicadas por textos coloridos (azul e magenta) sobrepostos aos blocos correspondentes.

Legenda:

- ▶ **Amarelo** = Metais
- ▶ **Lilás** = Ametais
- ▶ **Rosa** = Semimetais
- ▶ **Azul** = Gases Nobres
- ▶ **Verde** = Hidrogênio

Metais

- ▶ Os elementos classificados como metais são maioria no sistema periódico.
- ▶ Os metais estão bem presentes em nosso dia a dia.
- ▶ Possuem algumas características em comum como por exemplo o brilho, que é uma das características dos metais.

Exemplos:



Fios



Talheres



Moedas



Ferros

- ▶ São sólidos a temperatura ambiente, exceto pelo mercúrio (Hg) que é o único metal no estado líquido;
- ▶ Geralmente são duros e dúcteis, porém maleáveis, ou seja, é possível transformá-los em lâminas ou fios;
- ▶ São bons condutores de eletricidade e calor, por exemplo os fios do metal cobre (Cu) utilizados nas instalações elétricas das residências;
- ▶ Possuem temperaturas altas de fusão e ebulição;
- ▶ Possuem grande tendência em formar cátions, ou seja, íons que doam elétrons.

Ametal ou Não metal

- ▶ Os ametais ou não metais possuem características físicas e químicas opostas aos metais. São elas:
- ▶ Não possuem brilho metálico, exceto o iodo (I) e carbono (C) em sua forma grafite;
- ▶ Não são condutores de calor ou eletricidade, sendo considerados isolantes térmicos e por isso, muito utilizados na confecção de borrachas;
- ▶ Não são sólidos, geralmente se encontram no estado gasoso à temperatura ambiente, como o oxigênio que respiramos;

- Os pontos de fusão e ebulição dos ametais são baixos quando comparados aos dos metais;

Possuem grande tendência em formar ânions, ou seja, íons que recebem elétrons.

Exemplos:



Carbono



Fósforo



Enxofre



Selênio

Gases Nobres

Os gases nobres são elementos químicos que se encontram na família 8A ou 18 da Tabela Periódica: **hélio (He)**, **neônio (Ne)**, **argônio (Ar)**, **criptônio (Kr)**, **xenônio (Xe)** e **radônio (Rn)**.

São bastante estáveis, ou seja, não se unem a qualquer outro elemento da Tabela Periódica para formar compostos, pois não tendem a doar ou receber elétrons, e por isso são encontrados de forma isolada na natureza.

Exemplo:



Gás Hélio

Hidrogênio

- ▶ O hidrogênio é um dos elementos mais abundantes do Universo.
- ▶ Ele possui características bem particulares, e por isso não se encaixa nas demais classificações.
- ▶ O hidrogênio se encontra no estado gasoso e altamente inflamável à temperatura ambiente.
- ▶ Possui a capacidade de se combinar com metais e ametais.



3. Aula 2

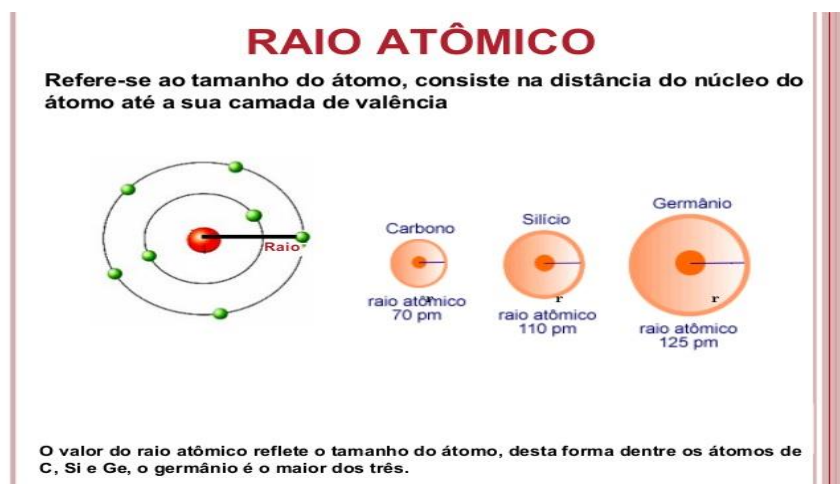
Propriedades dos Átomos

A Tabela é denominada Periódica porque existem características que se repetem de período em período.

A partir deste momento, estudaremos três das várias propriedades periódicas: **o raio atômico, a eletronegatividade e o potencial de ionização.**

Raio Atômico

É a distância entre o centro da esfera, ou seja, o núcleo atômico, até sua extremidade, o elétron mais externo na eletrosfera.



O tamanho dos átomos depende de dois fatores:

O Número de camadas eletrônicas;

A quantidade de prótons existentes em seu núcleo, ou seja, à sua carga nuclear.

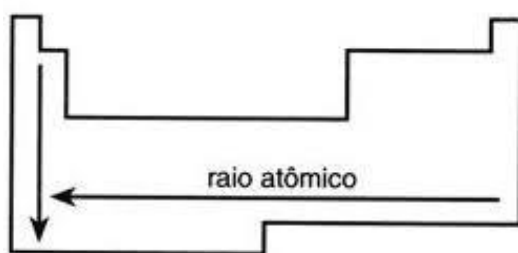
O Raio Atômico foca em dois pontos:

Em uma mesma família o Raio Atômico tende a aumentar em direção aos períodos mais abaixo da Tabela Periódica, crescendo assim de cima para baixo.

Átomos que possuem o mesmo Período, o mesmo número de camadas eletrônicas, o Raio cresce à medida que andamos para a esquerda na Tabela Periódica.

Sendo assim, os átomos que se localizam à esquerda na Tabela Periódica possuem raio atômico maior que aqueles que se encontram à direita.

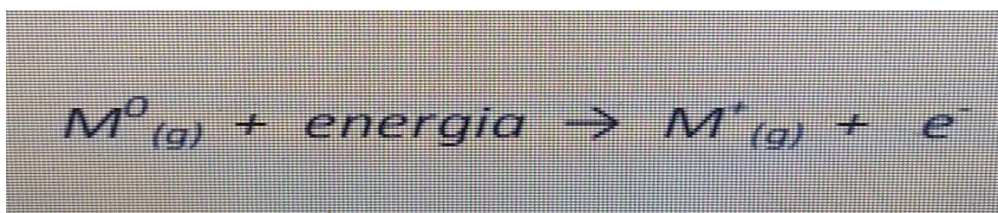
Portanto, de uma forma geral podemos afirmar que o Raio Atômico no sistema periódico cresce da direita para esquerda e, de cima para baixo, como mostra as imagens a seguir:



Potencial de Ionização

O Potencial de Ionização ou a Energia de Ionização é a energia necessária para se retirar um elétron da eletrosfera de um átomo em seu estado fundamental, isolado e gasoso.

De uma forma geral, podemos representar esse processo através da seguinte equação química:



Os Potenciais de Ionização dos ametais são maiores que o dos metais.

Os metais possuem tendência em liberar elétrons, logo é necessária pouca energia para a retirada desses elétrons.

Já os ametais, possuem tendência em receber elétrons, por isso a energia necessária para se arrancar um elétron seu é muito grande, aumentando assim seu Potencial de Ionização.

Quanto maior for o raio do átomo, a atração existente entre o núcleo e o elétron da eletrosfera será menor e os elétrons se encontrarão mais afastados do núcleo e, portanto, mais “livres”, assim, a energia necessária para sua retirada é menor. Menor O POTENCIAL DE IONIZAÇÃO.

Quanto menor o tamanho de um átomo, a atração núcleo-elétron existente é maior e o elétron se encontrará “preso”, o que dificultaria a sua retirada, aumentando seu POTENCIAL DE IONIZAÇÃO.

De uma forma geral, podemos afirmar que o Potencial de Ionização na Tabela Periódica tende a crescer da esquerda para a direita e, de baixo para cima, como mostra nas imagens a seguir:



Eletronegatividade

Essa propriedade periódica se encontra associada à tendência, seja ela maior ou menor, de um átomo atrair os elétrons para si, em uma ligação química.

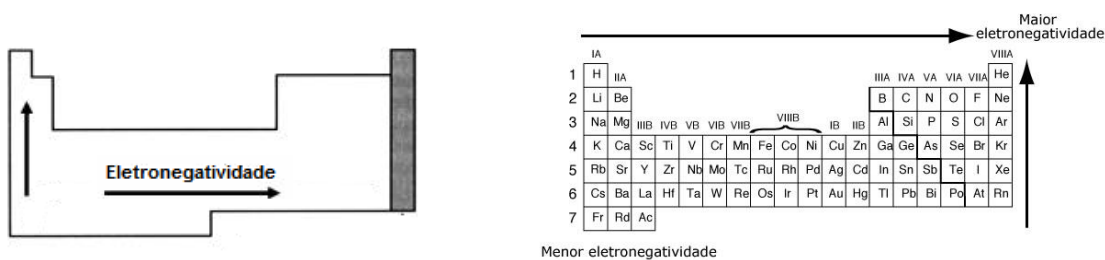
Portanto, através da Eletronegatividade, é possível comparar a força de atração exercida pelos átomos sobre os elétrons de uma ligação.

A Eletronegatividade está diretamente relacionada com o raio do átomo, pois quanto menor for o Raio Atômico, maior será sua força de atração sobre os elétrons.

Assim, podemos afirmar que quanto menor for o Raio Atômico, maior será a sua Eletronegatividade, e vice-versa.

OBS: Os gases nobres não possuem essa propriedade, já que não se combinam com outros átomos, não estabelecendo assim, ligações.

De uma forma geral, a Eletronegatividade na Tabela Periódica cresce da esquerda para a direita e, de baixo para cima, como representado no esquema a seguir:



4. Aula 3

Formando Substâncias

Os átomos podem se unir a outros e formar substâncias.

Exemplos de substâncias que temos contato no dia a dia:



Água (H₂O)



Sal de cozinha (NaCl)



Gás oxigênio (O₂)

Teoria do Octeto

Um grupo de átomos se encontravam estáveis quando isolados, sem que houvesse combinação com outros átomos e que possuíam uma certa semelhança em sua distribuição eletrônica como mostra a tabela a seguir:

	K	L	M	N	O	P
Hélio	2					
Neônio	2	8				
Argônio	2	8	8			
Criptônio	2	8	18	8		
Xenônio	2	8	18	18	8	
Radônio	2	8	18	32	18	8

Ao analisarmos as configurações eletrônicas dos gases nobres (família 8A ou 18), percebemos que possuem a mesma quantidade de elétrons no último nível eletrônico, ou seja 8 elétrons, exceto o hélio, que possuem 2 elétrons na camada de valência.

E, com essa conclusão foi constituída uma teoria denominada Regra do Octeto ou Teoria do Octeto.

A partir de então, a distribuição eletrônica dos gases nobres passou a ser uma referência para outros átomos, indicando que os átomos somente se estabilizariam quando adquirissem 8 elétrons em sua última camada tal como um gás nobre.

5. Aula 4

Ligações Químicas

Os átomos então, conseguiriam atingir a estabilidade por meio da combinação com outros átomos, participando de ligações químicas, com objetivo de obter uma estabilidade similar a dos gases nobres.

Exceto os átomos de hélio (He), pois sua estabilidade se dá com apenas 2 elétrons em seu nível de valência.

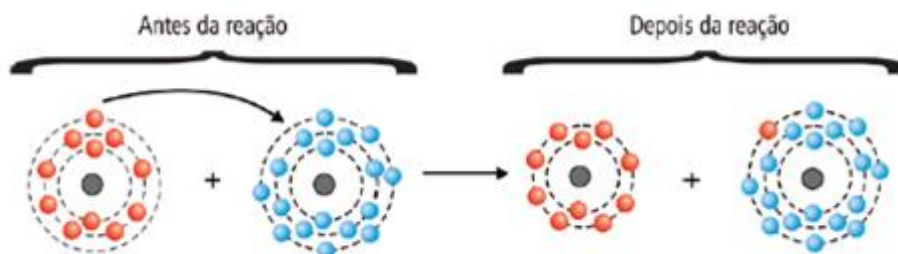
Existem 3 tipos de ligações entre átomos: **iônicas, covalentes e metálicas.**

Ligação Iônica ou Eletrovalente

É derivado da palavra e do conceito de íons.

Os átomos doam elétrons para outros que precisam receber, afim de ambos se estabilizarem (adquirir 8 elétrons em suas últimas camadas, segundo a Teoria do Octeto).

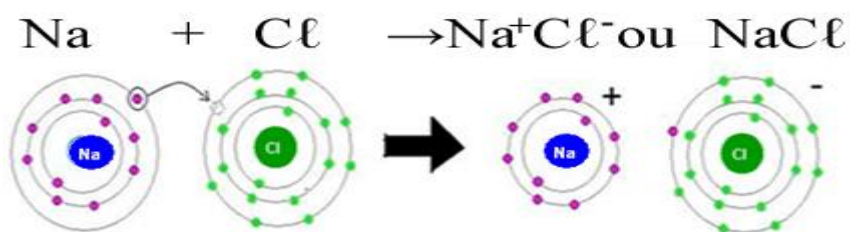
Ligação entre Cátion (perde elétron) e Ânion (ganha elétron).



É estabelecida pela atração entre cargas de sinais opostos.

Esse tipo de ligação se estabelecerá entre metais, que possuem tendência em doar elétrons e, ametais, que tendem a receber elétrons.

Exemplo (sal de cozinha):



Ligação Covalente ou Molecular

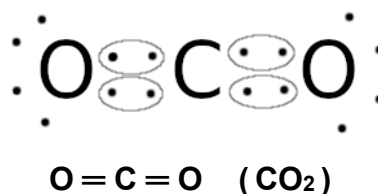
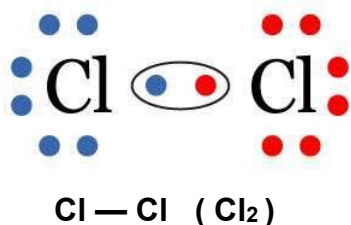
Ela se realiza por meio de um compartilhamento de elétrons que se encontram na camada de valência dos átomos.

Na ligação covalente não há formação de cargas positivas (cátions) e negativas (ânions), pois os átomos nessa ligação não doam ou recebem elétrons, mas os compartilham.

Cada compartilhamento é representado por um traço (—) e se refere sempre a 2 elétrons (um par).

Forma realmente Moléculas.

Exemplos:



Ligação Metálica

A ligação metálica ocorre entre metais e suas características não podem ser explicadas pela ligação covalente e nem pela ligação iônica.

Os metais têm por característica ser um bom condutor de eletricidade.

Elas formam uma estrutura cristalina chamadas de “ligas metálicas” (união de dois ou mais metais).

Origina diversas propriedades importantes, como a maleabilidade e a ductibilidade.

6. Aula 5

Atividades

• Leia as considerações a seguir sobre os minerais cálcio e ferro citados no texto e, em seguida, responda ao que se pede:

- I. Os elementos cálcio e ferro são representados pelos símbolos, Ca e Fe, respectivamente.
- II. O ferro é um metal e por isso é um bom condutor de eletricidade.
- III. O Ca e o Fe estão localizados na família dos metais alcalinos terrosos da tabela periódica.

Estão **corretas** as alternativas:

- (A) I e II apenas;
- (B) I e III apenas;
- (C) I, II e III;
- (D) II e III apenas.

• Analise a afirmativa a seguir:

“São maus condutores de calor e eletricidade, apresentam em estado sólido, líquido ou gasoso, nas condições ambiente.”

Essas são características pertencentes às propriedades químicas dos:

- (A) Ametais;
- (B) Gases nobres;
- (C) Metais;
- (D) Semimetais;

• **Classifique** os elementos abaixo segundo sua localização na Tabela Periódica:

Hg, He, Br, N, Kr, Sb, Rn, Ga, P, As, Zn e Ir.

- a) Metais: _____
- b) Não metais: _____
- c) Gases nobres: _____

Comentário: Nesta questão é necessário localizar cada um desses elementos na Tabela Periódica para que então seja possível definir sua classificação.

• **(UNB-DF/Adaptado)** Observe os elementos representados na Tabela Periódica parcial abaixo e julgue os itens em **verdadeiro (V)** ou **falso (F)**:

H											He		
Li	Be						B	C	N	O	F	Ne	
Na	Mg						Al		P	S	Cl	Ar	
K	Ca	Sc			...		Ni	Cu	Zn			Br	Kr
Rb	Sr	Y			...		Pd	Ag	Cd			I	Xe
Cs	Ba												Rn

- () O cézio (Cs) é o elemento de maior raio atômico dentre os representados;
- () O raio atômico do magnésio (Mg) é maior que o do sódio (Na) porque ele possui um elétron a mais;
- () Dentre os elementos representados, o níquel (Ni), escândio (Sc) e ítrio (Y) são metais;
- () A eletronegatividade dos elementos B, C, N, O, F aumenta da esquerda para a direita;
- () A energia de ionização do rubídio (Rb) é maior que a do xenônio (Xe).

• Nos compostos moleculares, os átomos se unem por **ligações covalentes** que são formadas por:

- A) doação de elétrons;
 B) recepção de elétrons;
 C) doação de prótons;
 D) recepção de prótons;
 E) compartilhamento de elétrons.

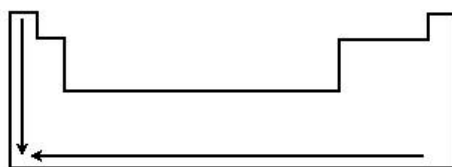
• **(PUC-RS)** Com relação à classificação periódica dos elementos, pode-se **afirmar** que o:

- A) hidrogênio é um metal alcalino localizado na 1ª coluna.
 B) nitrogênio é o elemento mais eletropositivo da 15ª coluna.
 C) sódio é o elemento mais eletronegativo do 3º período.
 D) mercúrio é um ametal líquido à temperatura ambiente.
 E) potássio tem maior raio atômico que o Br.

• **(UNISINOS-RS)** Em um mesmo grupo da Tabela Periódica, o raio atômico e a densidade dos elementos, de modo geral, crescem:

- A) de baixo para cima.
- B) de cima para baixo.
- C) da esquerda para a direita.
- D) da direita para a esquerda.
- E) de maneira inversa.

• **(UFTPR-PR)** Na tabela esquemática a seguir está apresentado o sentido de crescimento de uma propriedade periódica. Propriedade periódica é aquela cujos valores para os diversos elementos crescem e decrescem em função do número atômico crescente.



Assinale a propriedade que apresenta este sentido de crescimento.

- A) eletronegatividade (exceto os gases nobres).
- B) eletropositividade (exceto os gases nobres).
- C) energia de ionização.
- D) densidade.
- E) volume atômico.

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 3– Bimestre 3 de 2021, Química – 1ª série, os alunos vão na primeira aula, caracterizar metais e não metais, suas principais aplicações, evidenciando as particularidades dos gases nobres e do hidrogênio.

Na segunda aula, vai conceituar eletronegatividade, tamanho atômico, potencial de ionização e compreender a variação dessas propriedades ao longo de um período e/ou grupo da tabela periódica.

Na terceira aula, poderá relacionar a teoria do octeto aos modelos de ligações iônicas e covalentes.

Na quarta aula, irá associar a existência de diferentes tipos de ligações químicas às propriedades de materiais do cotidiano.

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

Metais, Disponível em: https://www.youtube.com/watch?v=Ss_n7L9-1-c

Acesso em 10 de fevereiro de 2021.

Ametais, Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=5-3GHBGAOM>

Acesso em 10 de fevereiro de 2021.

Ligações Iônicas, Disponível em: <https://www.youtube.com/watch?v=G1PY70G77a0> Acesso em 10 de fevereiro de 2021.

Ligações Covalentes, Disponível em:
https://www.youtube.com/watch?v=uMrl_mHi2NI Acesso em 10 de fevereiro de 2021.

Teoria do Octeto, Disponível em:
<https://www.youtube.com/watch?v=jD5mZGt1158> Acesso em 10 de fevereiro de 2021.