

Química

Aluno

Caderno de Atividades Pedagógicas de Aprendizagem Autorregulada - 03

1ª Série | 3º Bimestre

Disciplina	Curso	Bimestre	Série
Química	Ensino Médio	3º	1º
Habilidades Associadas			
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.			



GOVERNO DO
Rio de
Janeiro

SECRETARIA
DE EDUCAÇÃO

SOMANDO FORÇAS

Apresentação

A Secretaria de Estado de Educação elaborou o presente material com o intuito de estimular o envolvimento do estudante com situações concretas e contextualizadas de pesquisa, aprendizagem colaborativa e construções coletivas entre os próprios estudantes e respectivos tutores – docentes preparados para incentivar o desenvolvimento da autonomia do alunado.

A proposta de desenvolver atividades pedagógicas de aprendizagem autorregulada é mais uma estratégia pedagógica para se contribuir para a formação de cidadãos do século XXI, capazes de explorar suas competências cognitivas e não cognitivas. Assim, estimula-se 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.

Estas atividades pedagógicas autorreguladas propiciam aos alunos o desenvolvimento das habilidades e competências nucleares previstas no currículo mínimo, por meio de atividades roteirizadas. Nesse contexto, o tutor será visto enquanto um mediador, um auxiliar. A aprendizagem é efetivada na medida em que cada aluno autorregula sua aprendizagem.

Destarte, as atividades pedagógicas pautadas no princípio da autorregulação objetivam, também, equipar os alunos, ajudá-los a desenvolver o seu conjunto de ferramentas mentais, ajudando-o a tomar consciência dos processos e procedimentos de aprendizagem que ele pode colocar em prática.

Ao desenvolver as suas capacidades de auto-observação e autoanálise, ele passa a ter maior domínio daquilo que faz. Desse modo, partindo do que o aluno já domina, será possível contribuir para o desenvolvimento de suas potencialidades originais e, assim, dominar plenamente todas as ferramentas da autorregulação.

Por meio desse processo de aprendizagem pautada no princípio da autorregulação, contribui-se para o desenvolvimento de habilidades e competências fundamentais para o aprender-a-aprender, o aprender-a-conhecer, o aprender-a-fazer, o aprender-a-conviver e o aprender-a-ser.

A elaboração destas atividades foi conduzida pela Diretoria de Articulação Curricular, da Superintendência Pedagógica desta SEEDUC, em conjunto com uma equipe de professores da rede estadual. Este documento encontra-se disponível em nosso site www.conexaoprofessor.rj.gov.br, a fim de que os professores de nossa rede também possam utilizá-lo como contribuição e complementação às suas aulas.

Estamos à disposição através do e-mail curriculominimo@educacao.rj.gov.br para quaisquer esclarecimentos necessários e críticas construtivas que contribuam com a elaboração deste material.

Secretaria de Estado de Educação

Caro aluno,

Neste caderno, você encontrará atividades diretamente relacionadas a algumas habilidades e competências do 3º Bimestre do Currículo Mínimo de Química da 1ª Série do Ensino Médio. Estas atividades correspondem aos estudos durante o período de um mês.

A nossa proposta é que você, Aluno, desenvolva estas Atividades de forma autônoma, com o suporte pedagógico eventual de um professor, que mediará as trocas de conhecimentos, reflexões, dúvidas e questionamentos que venham a surgir no percurso. Esta é uma ótima oportunidade para você desenvolver a disciplina e independência indispensáveis ao sucesso na vida pessoal e profissional no mundo do conhecimento do século XXI.

Neste Caderno de Atividades, os alunos estudarão sobre as **Características dos Elementos Químicos** segundo sua localização na Tabela Periódica, relacionando-as com as propriedades de materiais que se encontram em nosso cotidiano. Na primeira parte deste caderno, os alunos conhecerão como **Classificar os Elementos Químicos** segundo suas características e localização na Tabela Periódica. Já na segunda parte deste Caderno, reconhecerão como a organização da Tabela Periódica está diretamente relacionada com algumas propriedades, tais como **Raio Atômico, Eletronegatividade e Potencial de Ionização**. Por fim, estudarão a relação existente entre as características dos elementos químicos e suas possíveis combinações por meio de **Ligações Químicas**.

Este documento apresenta 5 (cinco) Aulas. As aulas podem ser compostas por uma **explicação base**, para que você seja capaz de compreender as principais ideias relacionadas às habilidades e competências principais do bimestre em questão, e **atividades** respectivas. Leia o texto e, em seguida, resolva as Atividades propostas. As Atividades são referentes a dois tempos de aulas. Para reforçar a aprendizagem, propõe-se, ainda, uma **pesquisa** e uma **avaliação** sobre o assunto.

Um abraço e bom trabalho!

Equipe de Elaboração

Sumário

+ Introdução	03
+ Aula 01: Tabela Periódica colorida, porquê?.....	05
+ Aula 02: Quais são suas propriedades, Sr. Átomo?.....	11
+ Aula 03: A união faz... Substâncias!	18
+ Aula 04: Avaliação	23
+ Pesquisa	26
+ Referências	27

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. Vamos a eles!

Metal

Os elementos classificados como metais são maioria no sistema periódico. De um total de 115 elementos dispostos na Tabela Periódica, 86 deles são classificados como metal.



Metais²

Os metais estão bem presentes em nosso dia a dia. Ao comprar balas com moedas de cinquenta centavos e, encontraremos em nossas mãos o níquel (Ni), que é um dos metais que a compõe. Os fios elétricos, o aço, o ferro, as panelas e talheres são constituídos também por metais. E, perceberemos que eles possuem algumas características em comum como, por exemplo, o brilho, que é um das características dos metais. A seguir temos algumas outras características dos metais, são elas:

- ✓ Os metais são sólidos a temperatura ambiente, exceto pelo mercúrio (Hg) que é o único metal no estado líquido;
- ✓ Os metais geralmente são duros e dúcteis, porém maleáveis, ou seja, é possível transformá-los em lâminas ou fios, à exemplo dos fios de tungstênio (W) presente em algumas lâmpadas;
- ✓ Os metais são bons condutores de eletricidade e calor, e graças a isso a eletricidade é conduzida e chega em nossas casas por fios do metal cobre (Cu);
- ✓ Os metais também possuem temperaturas altas de fusão e ebulição, uma barra de ferro (Fe) para ser derretida, por exemplo, necessita de uma temperatura de 1538⁰C;
- ✓ Possuem grande tendência em formar cátions, ou seja, íons que doam elétrons.

² Disponível em: <<http://www.alunosonline.com.br/quimica/ligacao-metalica.html>>. Acesso em: 17 ago. 2013.

Ametal ou Não Metal



Carbono na composição de bicicletas.³

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 utilizado 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.

Gás Nobre

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).



Gás hélio em balões de festas.⁴

³ Disponível em: <http://pt.made-in-china.com/co_mtbbike/product_88mm-Clincher-Carbon-Bicycle-Rims-FRX-R88C-_hohyongsg.html>. Acesso em: 15 ago. 2013.

⁴ Disponível em: <<http://www.o-que-e.com/o-que-e-gas-helio/>>. Acesso em: 15 ago. 2013.

Possuem esse nome, gases nobres, porque 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. Entretanto, alguns compostos sintetizados em laboratório foram produzidos com esses elementos.

Hidrogênio



Hidrogênio no Universo.⁵

O hidrogênio é um dos elementos mais abundantes do Universo. Ele possui características bem particulares, e por isso não se encaixa nas demais classificações que estudamos. Apesar de possuir em sua única camada K um único elétron, ele não possui as mesmas características que os outros elementos químicos pertencentes à mesma família 1A ou 1.

O hidrogênio se encontra no estado gasoso e altamente inflamável a temperatura ambiente. Possui a capacidade de se combinar com metais e ametais e, pode tornar-se metálico como supercondutor. Com esses atributos podemos perceber, mais uma vez, que essas características são bem distintas daquelas que já estudamos anteriormente.

Ops! Antes de encerrarmos esta aula, precisamos deixar mais uma informação sobre a Tabela Periódica. Já estávamos esquecendo que as famílias do grupo A na Tabela podem ser identificadas por nomes especiais, como descritos a seguir.

Famílias	Elementos Químicos	Nome
1A - 1	Li, Na, K, Rb, Cs e Fr	Metais alcalinos
2A - 2	Be, Mg, Ca, Sr, Ba e Ra	Metais alcalinos terrosos
3A - 13	B, Al, Ga, In, Tl	Família do boro
4A - 14	C, Si, Ge, Sn e Pb	Família do carbono
5A - 15	N, P, As, Sb e Bi	Família do nitrogênio
6A - 16	O, S, Se, Te e Po	Calcogênios
7A - 17	F, Cl, Br, I e At	Halogênios
8A - 18 - zero	He, Ne, Ar, Kr, Xe e Rn	Gases nobres

⁵ Disponível em: <http://www.berlinistin.com/2009_05_01_archive.html>. Acesso em: 15 ago. 2013.

Atividade 1

1. 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.

Vamos responder juntos?!

Para respondermos essa questão analisaremos cada um dos itens apresentados, vamos a eles.

I. Os elementos cálcio e ferro são representados pelos símbolos, Ca e Fe, respectivamente. → Correto. Ao procurarmos esses elementos na Tabela Periódica, encontraremos os símbolos Ca para o cálcio e Fe para o ferro.

II. O ferro é um metal e por isso é um bom condutor de eletricidade. → Correto. O ferro se encontra na família 8B ou 8, logo, ele 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. → Falso. A descrição desse item indica que tanto o ferro quanto o cálcio se encontram na família dos metais alcalinos terrosos, ou seja, na família 2A ou 2, não sendo isto uma verdade, pois como já até respondemos no item II, o ferro se encontra na família 8B ou 8.

Assim os itens corretos somente I e II, e por isso o gabarito desta questão é a letra A.

2. 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.

3. 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: _____

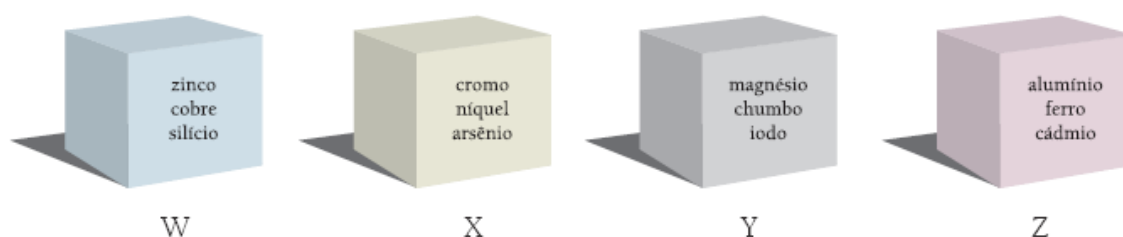
b) Não metais: _____

c) Gases nobres: _____

4. Nas condições ambientes os metais são sólidos, uma exceção é o

- (A) sódio.
- (B) magnésio.
- (C) ouro.
- (D) mercúrio.
- (E) cobre.

5. (UERJ/2º Exame de Qualificação - 2011)



A única caixa que contém apenas metais está indicada pela seguinte letra

- (A) W
- (B) X
- (C) Y
- (D) Z

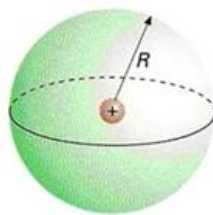
Aula 2: Quais são suas propriedades, Sr. Átomo?

Agora que já estudamos algumas das características que auxiliaram na composição do formato da atual Tabela Periódica, analisaremos um pouco mais profundamente essas propriedades e perceberemos que algumas informações importantes podem ser recolhidas.

Atualmente entendemos que 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

Para que possamos entender o conceito de Raio Atômico, precisamos primeiramente idealizar o átomo como sendo uma esfera, e a partir de então entenderemos que o raio do átomo será a distância entre o centro da esfera, ou seja, o núcleo atômico, até sua extremidade, o elétron mais externo na eletrosfera.



Raio atômico.⁶

O tamanho dos átomos depende de dois fatores. Um deles refere-se ao número de camadas eletrônicas e o outro à quantidade de prótons existentes em seu núcleo, ou seja, à sua carga nuclear. A imagem a seguir mostra a variação de raio atômico de alguns elementos representativos, ou seja, aqueles que se encontram nas famílias do grupo A.

	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
2º período	Li	Be	B	C				
3º período	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4º período	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5º período	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6º período	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

Variação do Raio Atômico na Tabela Periódica.⁷

Analisaremos essa variação de Raio Atômico focando em dois pontos:

1º - 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. E, como já sabemos que o conceito de período está associado a quantidade de camada eletrônicas existentes na eletrosfera atômica, podemos assim concluir que, o raio tende a aumentar com o aumento de níveis eletrônicos;

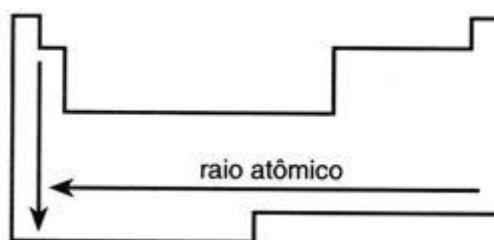
2º - Em um mesmo período, ou seja, analisando átomo que possuem o mesmo número de camadas eletrônicas, percebemos que o raio cresce a medida que andamos para a esquerda na Tabela Periódica. Sendo assim, os átomos que se localizam a esquerda na Tabela Periódica possuem raio atômico maior que aqueles que se encontram à direita. Isso ocorre porque a medida que o número atômico diminui, a quantidade de prótons no núcleo atômico aumenta,

⁶ Disponível em: <http://www.notapositiva.com/pt/trbestbs/fisica/10_tabela_periodica_d.htm>. Acesso em: 15 ago. 2013.

⁷ Disponível em: <<http://ludoquimica.blogspot.com.br/2012/04/questao-sobre-propriedades-periodicas.html>>. Acesso em: 15 ago. 2013.

fazendo com que a atração desses prótons (cargas positivas) sobre os elétrons (cargas negativas) nos níveis periféricos diminua. Portanto, se a atração entre núcleo-elétron é menor, os prótons e os elétrons tendem a ficar mais afastados, distanciando, assim, os níveis da eletrosfera ao núcleo, e conseqüentemente, o raio do átomo tende a aumentar.

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 a imagem a seguir.



Representação do Raio Atômico na Tabela Periódica.⁸

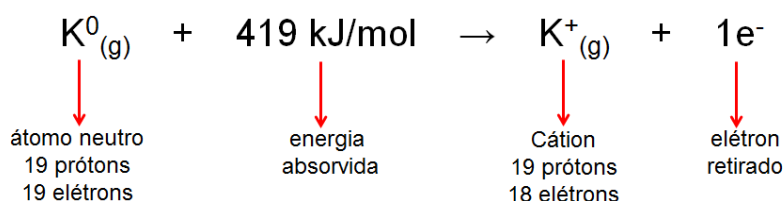
Potencial de Ionização

O termo ionização pode fazer você pensar em algo que já estudamos, lembra? Íons. Isso mesmo! A ionização vem do fato de trabalharmos com íons. 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:



Ao se retirar o elétron, o átomo neutro se transforma em um cátion. A equação química abaixo representa o processo para obtenção do Potencial de Ionização do potássio.

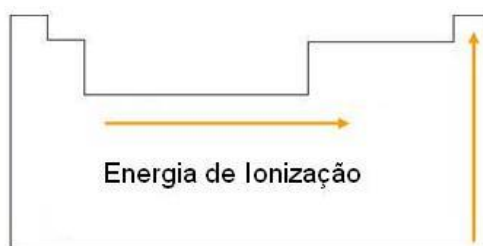


Os Potenciais de Ionização dos ametais é maior que o dos metais. Isso, porque os metais possuem tendência em liberar elétrons, logo é necessário pouca energia para a retirada desses elétrons. Já os ametais, possuem tendência em receber elétrons, por isso a energia necessária para se arrancar um elétron seu é muito grande, aumentando assim seu Potencial de Ionização.

⁸ Disponível em: <<http://www.tabelaperiodicacompleta.com/propriedades-periodicas>>. Acesso em: 15 ago. 2013.

É possível também relacionar esse conceito de Potencial de Ionização com o tamanho do átomo, ou seja, com o Raio Atômico. 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. O contrário também é verdadeiro, pois 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 assim sua energia 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 o esquema a seguir.



Representação da Energia de Ionização na Tabela Periódica.⁹

Eletronegatividade

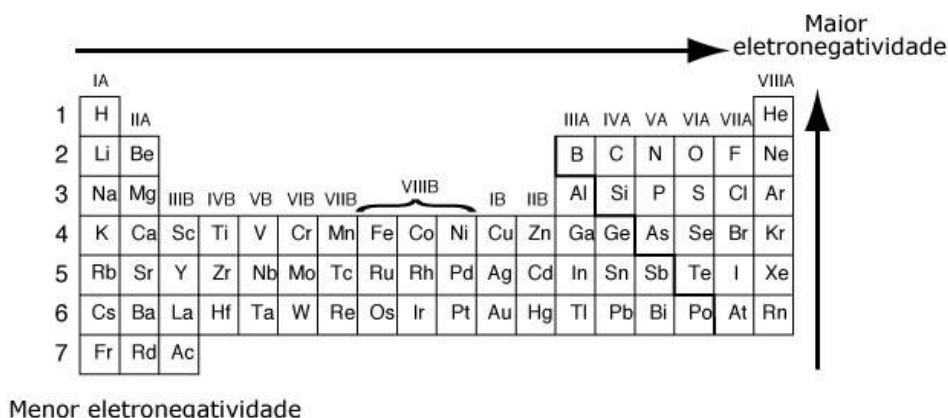
Essa propriedade periódica se encontra associada a tendência, seja ela maior ou menor, de um átomo atrair os elétrons para si, em uma ligação química. Portanto, através da Eletronegatividade é possível comparar a força de atração exercida pelos átomos sobre os elétrons de uma ligação.

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

Cuidado! Como a Eletronegatividade está associada a força de atração eletrônica numa ligação química, os gases nobres, então, 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.

⁹ Disponível em: <<http://www.tabelaperiodicacompleta.com/propriedades-periodicas>>. Acesso em: 15 ago. 2013.



Representação da Eletronegatividade na Tabela Periódica.¹⁰

Atividade 2

1. (Unaerp-SP) Considere os átomos dos seguintes elementos:

I – Átomo de ${}_3\text{Li}^6$

II – Átomo de ${}_9\text{F}^{18}$

III – Átomo de ${}_{11}\text{Na}^{23}$

Considere as seguintes bolas:

A – bola de tênis

B – bola de pingue-pongue

C – bola de gude

Para representar, com as bolas, os átomos, a melhor sequência seria

(A) I-B, II-A, III-C.

(B) I-B, II-C, III-A.

(C) I-C, II-A, III-B.

(D) I-C, II-C, III-A.

(E) I-C, II-C, III-B.

Vamos responder juntos?!

Podemos perceber que item trabalha com o conceito que envolve o tamanho dos átomos, ou seja, o Raio Atômico. Isto, porque o item pede uma comparação entre os elementos citados com as bolas de tamanhos diferentes. Assim, é necessário que entendamos a bola de tênis é maior que a de pingue-pongue, que é maior que a de gude e, por isso, concluímos, a bola de tênis possui maior tamanho e a de gude menor.

¹⁰ Disponível em: < <http://www.infoescola.com/quimica/eletronegatividade-e-eletropositividade/>>. Acesso em: 15 ago. 2013.

Para que possamos dizer quais dos átomos pedidos é maior ou menor, precisamos analisar sua eletrosfera, ou seja, a configuração de seus elétrons em níveis. E então teremos...

${}^3\text{Li}^6 \rightarrow$ possui $3e^- \rightarrow 1s^2 2s^1 \rightarrow K = 2e^- | L = 1e^- \rightarrow$ duas camadas eletrônicas.

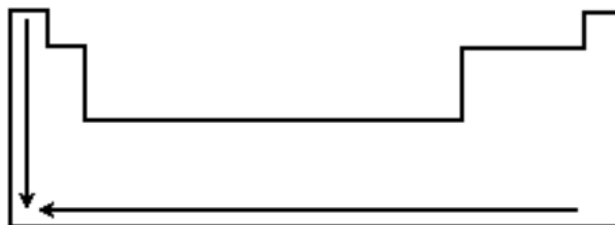
${}^9\text{F}^{18} \rightarrow$ possui $9e^- \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5 \rightarrow K = 2e^- | L = 6e^- \rightarrow$ duas camadas eletrônicas.

${}^{11}\text{Na}^{23} \rightarrow$ possui $11e^- \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow K = 2e^- | L = 6e^- | M = 1e^- \rightarrow$ três camadas eletrônicas.

A partir daqui, já podemos afirmar que o sódio possui o maior raio atômico, pois possui o maior número de camada que os demais e por isso podemos compará-lo a bola de tênis.

Entretanto, quanto ao átomo de menor raio devemos analisar a atração existente entre o núcleo e os elétrons do lítio e do flúor. Como o flúor possui maior número de prótons no núcleo que o lítio, a atração núcleo-elétron nele é maior, e por e com isso seu raio tende a diminuir. Portanto o raio do flúor é menor que o do lítio, assim, analogamente, podemos afirmar que o flúor pode ser representado pela bola de gude e o lítio pela de pingue-pongue. Portanto, o gabarito para esse item é a letra C.

2. (UFTPR-PR/Adaptado) 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) raio atômico.

3. (PUC-RJ/Adaptado) Considere as afirmações sobre elementos do grupo IA da Tabela Periódica:

- I- São chamados metais alcalinos.
- II- Seus raios atômicos crescem com o número atômico.
- III- Seu potencial de ionização aumenta com o número atômico.
- IV- Sua eletronegatividade aumenta com o número atômico.

Dentre as afirmações, são verdadeiras:

- (A) I e II.
- (B) III e IV.
- (C) I, II e IV.
- (D) II, III e IV.
- (E) I, II, III e IV.

4. (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 céσιο (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).

5. X, Y e Z representam três elementos da tabela periódica que têm raios, em nanômetros:

X: 0,0080 nm Y: 0,123 nm Z : 0,157 nm

Estes elementos podem ser, respectivamente:

- (A) Li, Be e Na.
 (B) Li, Na e Be.
 (C) Na, Be e Li.
 (D) Na, Li e Be.
 (E) Be, Li e Na.

Aula 3: A união faz... Substâncias!

Além dos átomos possuírem propriedades e características que já estudamos, eles também podem se unir a outros e formar substâncias. Vamos estudar isso, então?!

Não temos como quantificar todas as substâncias que temos contato. A água (H₂O), o sal de cozinha (NaCl) e o gás oxigênio (O₂) que respiramos, são apenas alguns exemplos de substâncias que temos contato em no dia a dia.

Sabemos que essas substâncias são formadas por átomos, mas por que os átomos se combinam com outros? Essa resposta você só terá se continuar estudando conosco, pois para ela precisamos compreender a Teoria do Octeto.

Teoria do Octeto

Os cientistas alemão Walter Kossel e o americano Gilbert Lewis em seus trabalhos preceberam que 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.

Nome	Representação	K	L	M	N	O	P	Q
Hélio	${}^2\text{He}$	2e ⁻						
Neônio	${}^{10}\text{Ne}$	2e ⁻	8e ⁻					
Argônio	${}^{18}\text{Ar}$	2e ⁻	8e ⁻	8e ⁻				
Criptônio	${}^{36}\text{Kr}$	2e ⁻	8e ⁻	18e ⁻	8e ⁻			
Xenônio	${}^{54}\text{Xe}$	2e ⁻	8e ⁻	18e ⁻	18e ⁻	8e ⁻		
Radônio	${}^{86}\text{Rn}$	2e ⁻	8e ⁻	18e ⁻	32e ⁻	18e ⁻	8e ⁻	

Ao analisarmos as configurações eletrônicas dos gases nobres (família 8A ou 18), que se encontram nessa tabela, 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. Esses dois cientistas associaram, então, que a estabilidade presente nos gases nobres está no fato desses átomos possuírem 8 elétrons em sua valência. E, com essa conclusão foi constituída uma teoria denominada Regra 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.

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. Lembramos, novamente, que átomos de hélio (He) são uma exceção a esta teoria do octeto, pois sua estabilidade é se dá com apenas 2 elétrons em seu nível de valência.

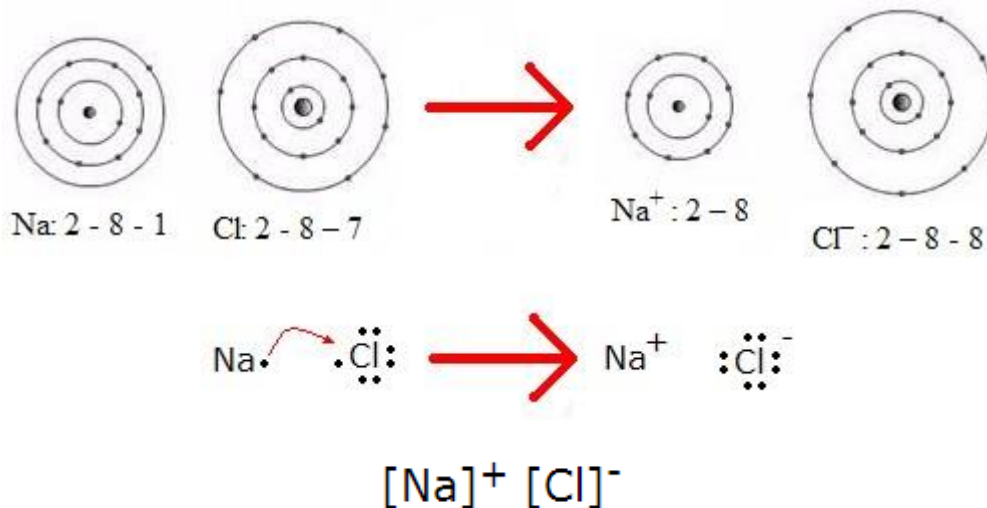
Sabemos que existem 3 tipos de ligações entre átomos: iônicas, covalentes e metálicas.

Ligação Iônica ou Eletrovalente

O termo “iônica” também é derivado da palavra e do conceito de íons. Neste tipo de ligação os átomos doam elétrons para outros que precisam receber, afim de ambos se estabilizarem, ou seja, com o objetivo de adquirir 8 elétrons em suas últimas camadas, segundo a Teoria do Octeto.

Assim, teremos uma ligação entre um cátion, que doa elétrons e adquire uma carga positiva e, um ânion, que recebe elétrons e adquire uma carga negativa. Esse tipo de ligação química é uma das mais fortes, pois é estabelecida pela atração entre cargas de sinais opostos. Também é possível afirmar que esse tipo de ligação se estabelecerá entre metais, que possuem tendência em doar elétrons e, ametais, que tendem a receber elétrons. Lembramos que o hidrogênio, na maioria dos casos, tende a receber 1 elétron em seu nível de valência, fazendo, então, papel de um ametal.

Vamos ver como essa ligação se estabelece?



Ligação Iônica existente no NaCl.¹¹

Agora vamos interpretar como a ligação iônica entre o sódio e o cloro foi estabelecida?

Vamos lá! A ligação estabelecida entre os átomos de sódio (Na) e cloro (Cl), forma o cloreto de sódio (NaCl), mais conhecido em nosso cotidiano como sal de cozinha.

A princípio em seu estado neutro, o átomo de sódio (Na), pertence a família 1A, possuindo 1 elétron em seu nível de valência. Portanto, ele precisa perder este elétron para ficar com oito na sua última camada e assim se tornar estável, pois já sabemos que o sódio é um metal e possui tendência em ceder elétron. Já o átomo de cloro (Cl) possui sete elétrons na seu nível de valência, e por isso precisa receber um elétron para se estabilizar. Assim, o átomo de sódio doa um elétron para o átomo de cloro. E, desse modo, temos um íon positivo (cátion sódio (Na⁺)) e um íon negativo (ânion cloreto (Cl⁻)), ambos com o octeto completo.

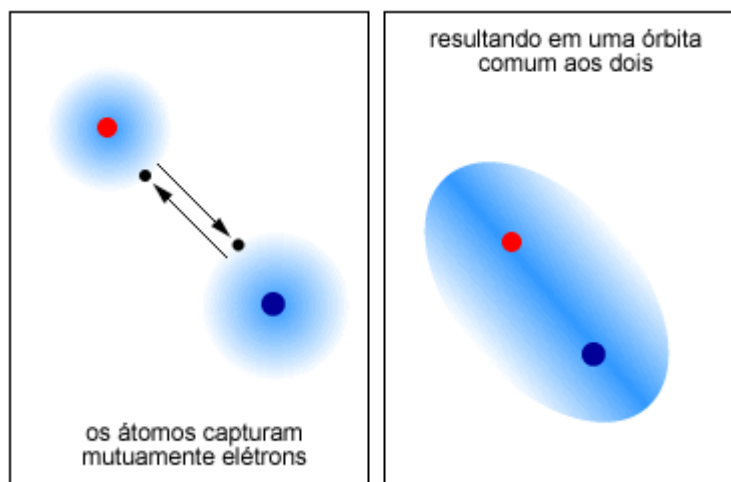
Com a formação desses íons (Na⁺¹ e Cl⁻¹) que são eletronicamente estáveis, há uma atração eletrostática, devido suas cargas opostas. A reunião desses íons formam o composto iônico NaCl.

Os compostos iônicos são sólidos e formam retículos cristalinos, em condições ambientes. Seus pontos de fusão e ebulição são bem altos e, as substâncias iônicas fundidas ou em solução aquosa conduzem corrente elétrica.

Ligação Covalente ou Molecular

O nome deste tipo de ligação já o define, o prefixo “CO” indica cooperação, compartilhar, já o termo “VALENTE” relaciona-se a valência, ao nível de valência. Ao reunir essas informações compomos o conceito de ligação covalente, ela se realiza por meio de um compartilhamento de elétrons que se encontram na camada de valência dos átomos.

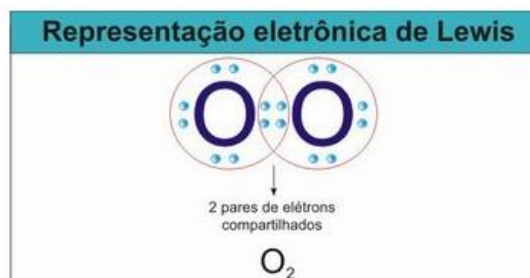
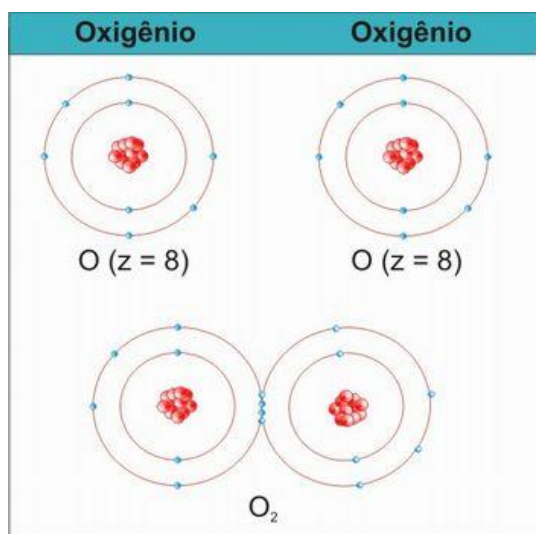
¹¹ Disponível em: <<http://www.infoescola.com/quimica/ligacao-ionica-eletrovalente/>>. Acesso em: 15 ago. 2013. Adaptado para fins didáticos.



Ligação Covalente¹²

Na ligação covalente não há formação cargas positivas (cátions) e negativas (ânions), pois os átomos nessa ligação não doam ou recebem elétrons, mas os compartilham. Isto ocorre porque os átomos que se unem por esse tipo de ligação química tendem a receber elétrons (ametais ou hidrogênio). A ligação covalente, então, pode ser estabelecida entre ametais ou, entre um ametal e hidrogênio.

Vamos ver como a ligação molecular se estabelece?



Ligação Covalente existente no Gás Oxigênio (O_2).¹³

Agora vamos interpretar como a ligação covalente entre átomos de oxigênio foi estabelecida?

¹² Disponível em: <<http://educacao.uol.com.br/disciplinas/quimica/ligacoes-quimicas-metais-nao-metais-ligacoes-ionicas-e-ligacoes-covalentes.htm>>. Acesso em: 15 ago. 2013. Adaptado para fins didáticos.

¹³ Disponível em: <<http://portaldoprofessor.mec.gov.br/fichaTecnicaAula.html?aula=18389>>. Acesso em: 15 ago. 2013.

Os átomos de oxigênio (O) possuem, quando neutro, 6 elétrons em sua valência, já que se encontram na família 6A ou 16 da Tabela Periódica. Como o oxigênio é um ametal e precisa atingir o octeto e se estabilizar, esse átomo tenderá a receber 2 elétrons. Cada oxigênio deverá compartilhar, então, 2 elétrons que se encontram em sua última camada.

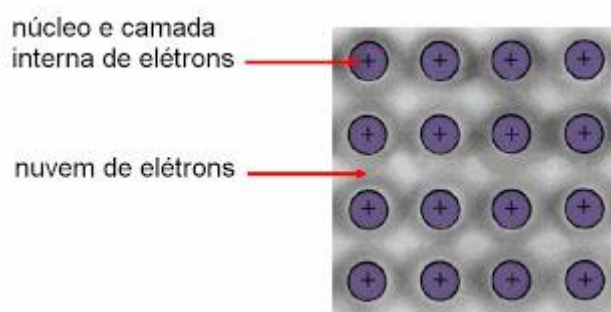
No modelo de ligação covalente precisamos considerar que quando os dois átomos se aproximam, há ao mesmo tempo forças de repulsão, entre os elétrons de ambos os átomos e entre o núcleo dos átomos, e atração, entre o núcleo de cada átomo e o elétron do outro, que se equilibram. Assim, os elétrons de cada átomo de oxigênio continua preso a suas respectivas eletrosferas, que se encontram compartilhadas pelo dois átomos que compoem a ligação covalente. Devido a isso, cada um dos átomos de oxigênio interage com os 4 elétrons compartilhados, fazendo com que cada um totalize 8 elétrons em seu nível de valência, atingindo assim sua estabilidade.

Os compostos moleculares são encontrados nos três estados físicos, em condições ambientes. Seus pontos de fusão e ebulição são baixos quando comparados a substância iônicas e, em suas formas puras, líquidos e sólidos não conduzem corrente elétrica, com exceção da grafita, que conduz corrente elétrica na forma sólida, porque seus elétrons das ligações duplas fazem ressonância e, por isso, possuem certa mobilidade.

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 tem por característica ser um bom condutor de eletricidade.

Essa eletricidade nada mais é do que um fluxo de elétrons, e pode ser explicada pela Teoria da Nuvem Eletrônica ou “Mar” de Elétrons. Tal teoria indica que o metal seria formado por um aglomerado de átomos neutros e cátions, mergulhados em uma nuvem, ou “mar”, onde os elétrons circulariam livremente. Sendo este “mar” de elétrons o estabelecimento da ligação metálica, mantendo os átomos unidos.



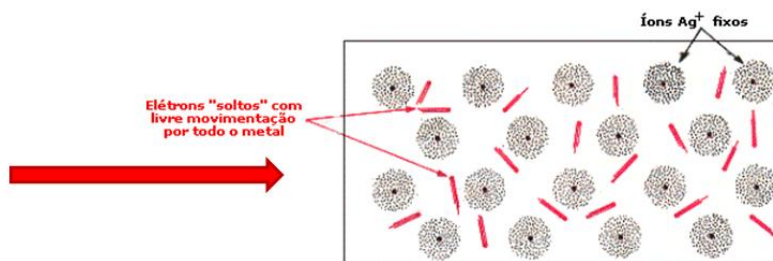
O “mar” de elétrons.¹⁴

Em um anel de prata a ligação metálica entre os átomos de prata (Ag) se estabelecem como representado no esquema a seguir.

¹⁴ Disponível em: <<http://corro4v072.blogspot.com.br/2008/02/glossrio-de-materiais.html>>. Acesso em: 15 ago. 2013.



Anel de Prata (Ag)



Ligação Metálica em um anel de prata.¹⁵

Atividade 3

1. (Vunesp) Os elementos X e Y têm, respectivamente, 2 e 6 elétrons na camada de valência. Quando X e Y reagem, forma-se um composto
- (A) covalente, de fórmula XY.
 - (B) covalente, de fórmula XY₂.
 - (C) covalente, de fórmula X₂Y₃.
 - (D) iônico, de fórmula X²⁺Y²⁻.
 - (E) iônico, de fórmula X¹⁺Y²⁻.

Vamos responder juntos?!

Para responder esta questão, precisamos entender que os átomos possuem tendência em formar compostos químicos por meio de ligações, a fim de adquirir a configuração eletrônica de um gás nobre, como descrito na Teoria do Octeto. Assim, como o átomo X possui somente 2 elétrons em seu nível de valência sua tendência seria doar esses elétrons, pois isso seria mais fácil do que receber 6 elétrons para então ficar com os 8 elétrons em sua valência. Logo, o átomo X cederia esses dois elétrons, ficando com uma carga elétrica de 2+, ao átomo Y, que por já possuir 6 elétrons em sua última camada, receberia esses dois elétrons para assim atingir a estabilidade, adquirindo, então, carga de 2-.

Como neste caso, há doação e recebimento de elétrons, uma troca de elétrons, temos então, uma ligação tipicamente iônica, cujos íons são o X²⁺ e o Y²⁻. Assim, o gabarito mais apropriado a essa questão é a letra D.

2. (Uel) Podem ser citadas como propriedades características de substâncias iônicas:
- (A) baixa temperatura de ebulição e boa condutividade elétrica no estado sólido.

¹⁵ Disponível em: < <http://www.lojasimonejoias.com.br/view-content/29/alianca-de-prata.html>>. Acesso em: 15 ago. 2013. Adaptado para fins didáticos.

Disponível em: < <http://200.156.70.12/sme/cursos/EQU/EQ20/modulo1/aula0/aula08/01.html>>. Acesso em: 15 ago. 2013. Adaptado para fins didáticos.

- (B) baixa temperatura de fusão e boa condutividade elétrica no estado sólido.
- (C) elevada temperatura de fusão e boa condutividade elétrica quando em fusão.
- (D) estrutura cristalina e pequena solubilidade em água.
- (E) formação de soluções aquosas não condutoras da corrente elétrica e pequena solubilidade em água.

3. 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.

4. O fósforo (P) e o cloro (Cl) se encontram nas famílias 5A e 7A e, respectivamente, possuem 5 e 7 elétrons na camada de valência.

a) Quantos átomos de fósforo e cloro serão necessários para que ao estabelecer uma ligação química entre eles, atinjam a estabilidade?

b) Qual é o tipo de ligação formada entre esses átomos?

Aula 4: Avaliação

1. Leia o texto abaixo.



K

Potássio

- 1- Metal alcalino muito utilizado como fertilizante.
- 2- Auxilia na manutenção da pressão arterial.
- 3- Seu nitrato é usado em explosivos.
- 4- Seu permanganato é um bom bactericida.

Disponível em:
<<http://www.educadores.diaadia.pr.gov.br/arquivos/File/tvmultimedia/imagens/2011/quimica/junho/04potassio.jpg>>. Acesso em 17 ago. 2013.

Agora, responda os itens abaixo segundo os dados descritos nesse texto.

a) Em qual a família encontramos esse elemento químico?

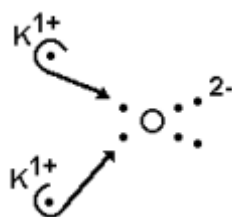
b) Cite uma característica desse metal.

c) Por que esse elemento possui maior raio atômico que o sódio (Na)?

2. Qual dos grupos abaixo possui apenas ametais?

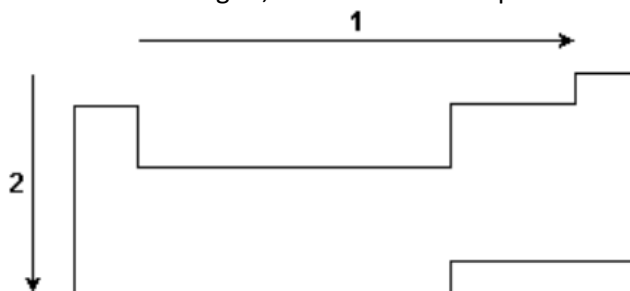
- (A) B, Al e Ne.
- (B) Na, Ge e Rn.
- (C) W, Os e Po.
- (D) Si, Ge e As.
- (E) Br, S e O.

3. (Mackenzie) Da fórmula eletrônica na figura adiante, pode-se concluir que:



- (A) o potássio pertence à família dos metais alcalino-terrosos.
- (B) o átomo de oxigênio tem seis elétrons na camada de valência e, ao ligar-se, adquire uma configuração eletrônica igual à de um gás nobre.
- (C) ocorre somente uma ligação iônica.
- (D) a substância formada não é eletricamente neutra.
- (E) o átomo de oxigênio cede dois elétrons para dois átomos de potássio.

4. (UFRS-RS) Considere o desenho a seguir, referente à tabela periódica dos elementos.



A setas 1 e 2 referem-se, respectivamente, ao aumento de valor das propriedades periódicas

- (A) eletronegatividade e raio atômico.
- (B) raio atômico e eletroafinidade.

- (C) raio atômico e caráter metálico.
- (D) potencial de ionização e eletronegatividade.
- (E) potencial de ionização e potencial de ionização.

5. Dados os elementos químicos com seus símbolos e números atômicos:

- I) Hidrogênio → H (Z = 1)
- II) Oxigênio → O (Z = 8)
- III) Sódio → Na (Z = 11)
- IV) Enxofre → S (Z = 16)
- V) Cálcio → Ca (Z = 20)

Unem-se por ligações covalentes, átomos de:

- (A) H/O e H/Na
- (B) O/Na e O/S
- (C) Na/S e S/Ca
- (D) S/H e S/O
- (E) Ca/Na e Ca/H

Pesquisa

Caro aluno, agora que estudamos todos os principais assuntos relativos ao 3º bimestre, é o momento de discutir um pouco sobre eles que se encontram constantemente em nosso redor. Esta pesquisa deve ser realizada individualmente. Vamos começar?

Neste bimestre trabalhamos sobre as características e organização dos elementos químicos na Tabela Periódica e suas respectivas interações entre si. Por isso, com as letras de seu nome, encontre dois símbolos de elementos químicos que podem ser encontrados na Tabela Periódica. Escreva-os nas quadrículas abaixo.



Elemento 1



Elemento 2

Agora que você encontrou seus elementos químicos, responda as perguntas que se seguem sobre eles.

I – Qual a família e período em que se encontram?

Elemento 1 - _____
Elemento 2 - _____

II – Classifique-os como sendo metal, ametal, gás nobre ou hidrogênio.

Elemento 1 - _____

Elemento 2 - _____

III – Qual deles possui maior raio atômico? Justifique sua resposta.

IV – Se algum desses elementos se combinasse ao oxigênio (O), estabeleceriam uma ligação do tipo iônica? Justifique sua resposta.

Referências

- [1] BRADY, Joel W.; RUSSELL, John W.; HOLUM, John R.. Química: a Matéria e Suas Transformações, vol.1, 3ª. edição. Rio de Janeiro: LTC , 2006.
- [2] FELTRE, Ricardo. Fundamentos de Química, vol. 1, 4ª.ed. São Paulo: Moderna, 2005.
- [3] USBERCO, João; Salvador, Edgard. Química, vol. Único, 12ª.ed. São Paulo: Saraiva, 2006.
- [4] LISBOA, Julio Cesar Foschini. Ser Protagonista – Química, vol. 1, 1ª. ed. São Paulo: Sm, 2011.

COORDENADORES DO PROJETO

Diretoria de Articulação Curricular

Adriana Tavares Maurício Lessa

Coordenação de Áreas do Conhecimento

Bianca Neuberger Leda
Raquel Costa da Silva Nascimento
Fabiano Farias de Souza
Peterson Soares da Silva
Marília Silva

PROFESSORES ELABORADORES

Elaine Antunes Bobeda
Marco Antonio Malta Moure
Renata Nascimento dos Santos