

Caro(a) aluno(a),

Por que os metais conduzem corrente elétrica, mas a madeira não? Neste Caderno, você irá conhecer as explicações dadas pela Ciência para essa propriedade dos materiais, verificando que o domínio desse conhecimento permitiu ao homem desenvolver equipamentos e tecnologias utilizados atualmente por todas as pessoas.

O segundo assunto estudado neste volume permitirá a compreensão de um importante conceito químico: as ligações químicas. Depois desse estudo, você poderá relacionar as propriedades dos materiais com o modelo de ligação química que ocorre com os átomos que constituem esses materiais. Assim, você terá elementos para explicar fatos como por que o álcool evapora mais rapidamente do que a água ou por que uma mesma substância pode ser sólida, líquida ou gasosa a certa temperatura.

O terceiro assunto deste volume permitirá que você aprofunde seus conhecimentos sobre as ligações químicas, estudando as relações entre esse conceito químico e as transformações químicas que têm sido estudadas desde a 1ª série do Ensino Médio. O papel da energia nessas transformações também será retomado neste Caderno, e você poderá compreender, por exemplo, por que a queima da madeira libera calor – conhecimento que revolucionou o modo de vida das pessoas.

Finalmente, você irá aprender como o envolvimento da energia em uma transformação química é representado na linguagem científica. Conhecer formas de expressar fenômenos da natureza é importante para expandir o repertório de conhecimentos que lhe possibilitará não só entender melhor novos conceitos científicos, como também explicá-los a outras pessoas com outros recursos além da linguagem verbal.

Coordenadoria de Estudos e Normas Pedagógicas – CENP
Secretaria da Educação do Estado de São Paulo
Equipe Técnica de Ciências da Natureza





SITUAÇÃO DE APRENDIZAGEM 1 EXPLICANDO O COMPORTAMENTO DE MATERIAIS: MODELOS SOBRE A ESTRUTURA DA MATÉRIA

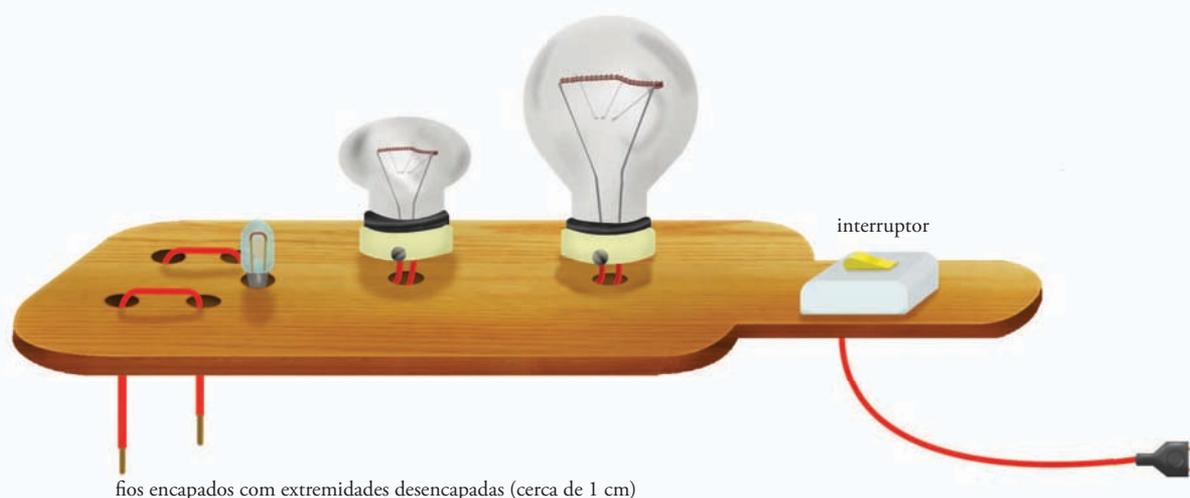
As propriedades dos materiais podem ser entendidas a partir do conhecimento da estrutura da matéria. O modelo atômico de Dalton, que você estudou na 1ª série, mostrou-se útil para o entendimento da transformação química e de suas relações proporcionais de massa. No entanto, essas ideias são limitadas quando se procura explicar, por exemplo, as manifestações de energia, como luz, calor e eletricidade, que geralmente a acompanham. Assim, é importante que você conheça outras ideias sobre a estrutura da matéria que permitem a explicação desses fatos.

1.1 – O modelo de Rutherford-Bohr para explicar o comportamento da matéria

Atividade 1 – Natureza elétrica da matéria – Condutibilidade elétrica: um critério para classificar os materiais

Uma das manifestações da eletricidade associada à matéria é a propriedade de conduzir corrente elétrica – condutibilidade elétrica –, que difere de um material para o outro. Como se sabe, alguns materiais são bons condutores de corrente elétrica, outros não. Neste experimento, você vai testar, avaliar e comparar o grau de condutibilidade elétrica de vários materiais. Para isso, será utilizado o dispositivo apresentado na figura a seguir, constituído por um circuito interrompido entre os eletrodos – um circuito aberto. A condutibilidade elétrica será observada na forma de luz e calor das lâmpadas.

© Samuel Silva



Dispositivo para medida de condutibilidade elétrica.

No dispositivo de teste existe uma lâmpada de neon (2,5 W) e duas outras lâmpadas, de 10 ou 15 W e de 60 W, respectivamente, ligadas em paralelo, tendo um resistor intercalado no circuito e um fio terminal para ser ligado a uma tomada.



ROTEIRO DE EXPERIMENTAÇÃO

Materiais

- 1 dispositivo de teste (conforme a figura apresentada);
- lâminas de alguns metais, como ferro, alumínio, cobre e zinco;
- pedaços de madeira, plástico e mármore;
- água potável e água destilada;
- etanol;
- açúcar (sacarose);
- cloreto de sódio;
- carbonato de cálcio;
- hidróxido de sódio em pastilhas;
- naftalina triturada;
- 1 colher (de chá) para medir quantidades;
- 10 frascos pequenos de boca larga (do tipo usado para patês ou comida de bebê) ou béqueres pequenos (50 mL a 100 mL);
- 5 béqueres de 100 mL;
- 1 cápsula de porcelana;
- 5 bastões de vidro ou dispositivos para agitar as soluções;
- 3 lâmpadas: uma de 2,5 W, uma de 10 W ou 15 W e uma de 60 W;
- 1 pedaço de esponja de aço;
- 1 pinça;
- 1 tripé e tela de amianto;
- 1 fonte de calor (lâmparina ou bico de Bunsen);
- fita crepe.

Recomendações

- Não tocar nos dois eletrodos (fios desencapados) simultaneamente quando o dispositivo estiver ligado à tomada.
- Sempre que for limpar os eletrodos, desligue o dispositivo.
- Ao testar materiais líquidos, mantenha os eletrodos sempre paralelos e imersos até a mesma altura (controle de variáveis).

Leia o procedimento apresentado na página seguinte.

Procedimento

- Com o dispositivo desligado, limpe os eletrodos com a esponja de aço.
- Prenda as duas lâmpadas no dispositivo e ligue-o à tomada. As lâmpadas acendem? O que é preciso fazer para acendê-las?
- Com o dispositivo ligado à tomada, usando uma lâmpada de cada vez (mantendo uma rosqueada e a outra desrosqueada), coloque os eletrodos em contato com as amostras de metais (ferro, alumínio, cobre e zinco), de madeira, de plástico e de mármore. Anote na tabela as observações sobre o acendimento ou não da lâmpada em uso.
- Em cada um dos frascos pequenos, coloque os seguintes materiais e identifique-os usando rótulos: água potável, água destilada, etanol, e pequena quantidade (uma colherinha rasa) dos sólidos: cloreto de sódio, hidróxido de sódio, carbonato de cálcio, naftalina triturada e açúcar (sacarose). Inicie os testes usando o aparelho de condutibilidade com todas as lâmpadas rosqueadas. Caso nenhuma lâmpada acenda, desenrosque a de 60 W e observe novamente. Se não ocorrer nenhum acendimento, desenrosque a de 10 W ou 15 W e observe. Teste a condutibilidade elétrica, iniciando pelos materiais sólidos, usando uma lâmpada de cada vez. Anote na tabela de dados suas observações sobre o surgimento ou não de luz e sua intensidade.
- Coloque na cápsula de porcelana cerca de 2,0 g de hidróxido de sódio (20 pastilhas). Monte um suporte para aquecimento e aqueça o sistema suavemente, até a fusão do sólido. Teste a condutibilidade do hidróxido de sódio no estado líquido (fundido) e anote sua observação.
- Prepare soluções aquosas de sacarose, cloreto de sódio, hidróxido de sódio e etanol, acrescentando a mesma quantidade de água aos frasquinhos que as contêm. Agite e teste a condutibilidade das soluções obtidas, usando uma lâmpada de cada vez. Anote suas observações.

Registre os dados coletados na tabela seguinte:

Materiais	Observação das lâmpadas		
	2,5 W	10 W ou 15 W	60 W
Ferro			
Alumínio			
Cobre			
Zinco			
Madeira			
Plástico			
Mármore			

Cloreto de sódio (NaCl)			
Sacarose (C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁)			
Carbonato de cálcio (CaCO ₃)			
Naftalina triturada (C ₁₀ H ₈)			
Hidróxido de sódio sólido (NaOH)			
Hidróxido de sódio fundido			
Etanol (C ₂ H ₅ OH)			
Água destilada			
Água potável			
Solução aquosa de cloreto de sódio			
Solução aquosa de açúcar			
Solução aquosa de hidróxido de sódio			
Solução aquosa de etanol			

Utilize as notações (+), (++) e (+++) para expressar a condutibilidade e a intensidade da luz, e a notação (–) no caso do material não ser condutor.

Elaborado especialmente para o *São Paulo faz escola*.

Questões para a análise dos dados experimentais

1. Com base nas observações coletadas, classifique os materiais testados como condutores, maus condutores ou isolantes.

2. Justifique por que os fios elétricos, bem como os cabos das ferramentas usadas pelos eletricitistas, são revestidos de plástico.

3. Os materiais considerados condutores conduzem corrente elétrica com a mesma intensidade? Explique.

4. Entre os materiais testados, há algum que possa ser classificado, ao mesmo tempo, como condutor e como isolante? Explique.

5. Considerando suas observações registradas na tabela, reagrupe os materiais testados de acordo com os estados físicos e com as soluções em que eles são considerados condutores de corrente elétrica (sólido, líquido e dissolvido).

6. Analisando os dados coletados, pode-se perceber que alguns materiais no estado sólido, como a madeira, são isolantes, e outros, como o ferro e o alumínio, são condutores. Considerando a corrente elétrica como movimento de cargas elétricas, que suposição é possível fazer sobre a natureza e a liberdade de movimento das partículas que constituem os materiais condutores (sólidos, líquidos e dissolvidos)?

7. Nas mesmas condições, que suposição é possível fazer em relação aos materiais isolantes?



LIÇÃO DE CASA



No seu caderno, elabore um pequeno texto sobre as ideias desenvolvidas nessa atividade, levando em conta a movimentação de cargas elétricas e sua relação com a organização e a liberdade de movimento das partículas nos sólidos, nos líquidos e nas soluções aquosas.

Atividade 2 – Elaboração de um modelo: de onde vêm as cargas elétricas?

Refletindo sobre as observações

Retome e analise as observações sobre os testes de condutibilidade do hidróxido de sódio (sólido, líquido e dissolvido), do cloreto de sódio (sólido e dissolvido) e do açúcar (sólido e dissolvido) para responder às seguintes situações:

1. O hidróxido de sódio sólido não é condutor, mas sua solução aquosa apresenta alta condutibilidade elétrica. Comparando o grau de condutibilidade que a água apresenta antes da adição de hidróxido de sódio com a sua condutibilidade após a dissolução, o que é possível afirmar sobre a quantidade de cargas elétricas presentes na solução que se movimentaram conduzindo a corrente elétrica?

2. Quando se colocam as extremidades dos fios do aparelho de medida de condutibilidade elétrica no hidróxido de sódio no estado líquido (aquecendo-se o hidróxido a 318 °C, ele se funde), as lâmpadas se acendem, indicando que é um bom condutor de corrente elétrica. Compare os processos de fusão e de dissolução do hidróxido de sódio em água em termos de “surgimento” de cargas elétricas. Diante dos fatos observados, que suposição você pode fazer: as cargas elétricas surgiram na dissolução ou estavam “presas” no sólido e foram separadas como resultado de sua interação com a água? Justifique a resposta.

3. O efeito causado pela dissolução do açúcar em água foi igual ao causado pela dissolução do cloreto de sódio em água? As partículas presentes na solução de açúcar são da mesma natureza que as partículas presentes na solução de cloreto de sódio? Justifique.

4. Considerando que o cloreto de sódio apresenta comportamento similar ao do hidróxido de sódio em termos de condutibilidade elétrica, nos estados sólido e líquido e em solução aquosa, é possível admitir a ideia de que esse sal seja constituído de partículas portadoras de cargas elétricas (íons)? Qual das suposições feitas no início da atividade mostra-se mais coerente com os fatos?



LIÇÃO DE CASA



1. Elabore um quadro-síntese (diagrama) que mostre a classificação dos materiais testados em condutores e não condutores, relacionando o estado físico e as soluções aquosas.

2. Considere as propriedades dos materiais apresentados na tabela que segue:

Propriedades de alguns materiais				
Material	Temperatura de fusão (°C)	Temperatura de ebulição (°C)	Solubilidade em água	Condutibilidade elétrica do material em água
Cloreto de sódio (NaCl)	801	1 401	Solúvel	
Açúcar (sacarose) (C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁)	185	Decompõe a 250	Solúvel	
Água (H ₂ O)	0	100		
Hidróxido de sódio (NaOH)	318	1 390	Solúvel	
Hidróxido de potássio (KOH)	380	1 320	Solúvel	
Carbonato de sódio (Na ₂ CO ₃)	851		Solúvel	
Ácido butanoico (C ₄ H ₈ O ₂)	-5,7	163	Pouco solúvel	
Etanol (C ₂ H ₆ O)	-114	78	Solúvel	
Carbonato de cálcio (CaCO ₃)			Pouco solúvel	

Fonte: *Química*: módulo 3. Programa de Educação Continuada. Construindo sempre. Aperfeiçoamento de professores. Ensino Médio. São Paulo: SEE, 2003.

- a) Complete a tabela com os dados de condutibilidade dos materiais que você conhece.
- b) Estabeleça relações entre os dados da tabela e o grau de condutibilidade elétrica. Justifique as relações estabelecidas.

- c) É possível fazer uma previsão para a condutibilidade elétrica do carbonato de sódio, do carbonato de cálcio, do hidróxido de potássio e do ácido butanoico? Explique.

1.2 – Evolução das ideias: do átomo de Dalton ao átomo de Rutherford-Bohr



Leitura e Análise de Texto

Ideias de Thomson sobre o átomo – Parte I

Maria Eunice R. Marcondes e Yvone M. Esperidião

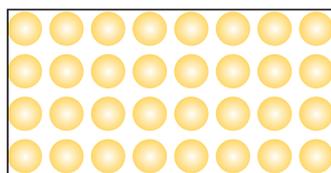
Embora o modelo atômico de Dalton explicasse as relações de massa em uma transformação química, suas ideias não foram aceitas por toda a comunidade de cientistas. Propriedades como a natureza elétrica da matéria necessitavam ainda de explicações que o modelo atômico de Dalton não fornecia. Em fins do século XIX e início do século XX, cientistas realizaram inúmeras experiências com a finalidade de investigar a constituição da matéria. Essas experiências evidenciaram a existência de partículas subatômicas dotadas de carga elétrica. Em 1897, Joseph John Thomson (1856-1940), um cientista inglês, havia comprovado experimentalmente que o elétron era um dos constituintes fundamentais de toda e qualquer espécie de matéria.

Em 1898, ele propôs uma nova representação para o átomo. Segundo suas ideias, o átomo poderia ser representado como uma esfera maciça de eletricidade positiva, na qual a massa e as partículas positivas estariam uniformemente distribuídas por todo o seu volume, e os elétrons, corpúsculos de carga negativa, presentes em igual número ao de cargas positivas, estariam incrustados nessa esfera. Pode-se fazer uma analogia com ameixas em um pudim.

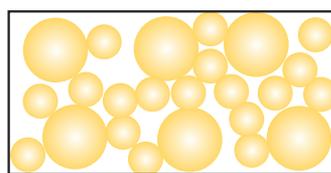
Elaborado especialmente para o *São Paulo faz escola*.

Questões para análise do texto

1. Qual das representações a seguir poderia corresponder a uma lâmina de ouro segundo as ideias de Dalton? Justifique.



I



II

© Samuel Silva

2. Represente a lâmina de ouro supondo que seja constituída por átomos, segundo o modelo de Thomson.

3. Segundo esse modelo, se um átomo contém quatro cargas positivas, quantas cargas negativas ele deve conter? Justifique.



Leitura e Análise de Texto

Ideias de Rutherford: modelo do átomo nuclear – Parte II

Maria Eunice R. Marcondes e Yvone M. Esperidião

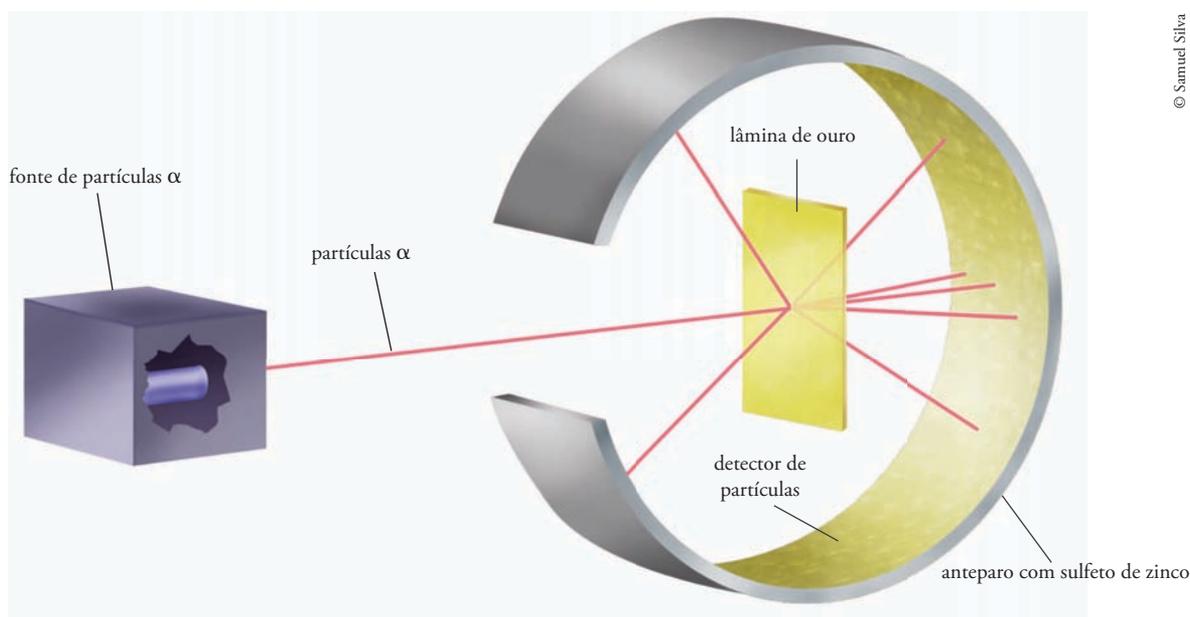
O conhecimento de que a matéria apresenta natureza elétrica propiciou uma nova maneira de pensar sobre os átomos. Outro conhecimento, fundamental para que se elaborassem outros modelos, foi a descoberta da radioatividade.

O cientista francês Henri Becquerel (1852-1908) havia observado (1896) que todos os sais de urânio até então conhecidos geravam uma impressão em uma chapa fotográfica, mesmo que ela estivesse no escuro. O fato foi interpretado considerando-se que o elemento químico urânio pode emitir “raios invisíveis”, capazes de penetrar certos materiais. Em 1896, o casal de cientistas Pierre (1859-1906) e Marie Sklodowska Curie (1867-1934) descobriu e isolou outros elementos radioativos, como o polônio e o rádio. Em 1899, Marie Curie sugeriu que os átomos que produzem radiações são instáveis e desintegram-se, transformando-se em outros elementos, com emissão de energia.

Pouco antes, em 1898, Ernest Rutherford (1871-1937), estudando também a radioatividade, descobriu que as radiações eram de dois tipos, denominando-as alfa (α) e beta (β), e, em 1907, trabalhando com o físico Hans Geiger, descobriu também que, independentemente do elemento radioativo de que proviessem, os raios α eram sempre de mesma natureza. Estudos das propriedades dessas radiações levaram à ideia de que elas fossem constituídas por partículas pesadas e de carga positiva. A radiação β foi considerada constituída por partículas “leves” e de carga negativa (feixe de elétrons de alta velocidade).

Entre 1909 e 1911, Ernest Rutherford e seus colaboradores, Geiger e Marsden, estudavam o comportamento das partículas α , emitidas por uma fonte radioativa, como o rádio ou o polônio, quando lançadas como projéteis, em alta velocidade (10 000 km/s), sobre lâminas muito finas de ouro ou de platina.

As partículas eram detectadas pelas cintilações que produziam em um anteparo recoberto de sulfeto de zinco. O material radioativo era colocado em uma cavidade profunda de um bloco de chumbo, provido de um orifício por onde saía um fino feixe de radiações, em uma única direção. O restante delas era absorvido pelo chumbo. A lâmina metálica era intercalada no trajeto dos raios, entre a fonte de partículas α e o anteparo (veja a figura a seguir).



© Samuel Silva

Experimento de Rutherford.

Os resultados surpreenderam os cientistas, pois algumas das partículas α não apresentavam o comportamento esperado – atravessar o anteparo sem se dispersar –, sofrendo desvio, e outras, em número muito menor, eram refletidas. Pode-se imaginar, para fazer uma analogia, um dardo pesado que, quando lançado contra uma folha de papel, em vez de atravessá-la, retorna.

Em 1911, Rutherford propôs um modelo para o átomo, que considerou coerente com suas observações experimentais. Nesse modelo, a massa do átomo estaria concentrada em um núcleo muito menor que o próprio átomo, e esse núcleo apresentaria carga positiva. Ao redor desse núcleo estariam os elétrons, em órbitas circulares, em número suficiente para assegurar um átomo neutro. Usando esse modelo, era possível explicar o fato da maioria das partículas α atravessar a lâmina de metal sem ser desviada, pois existiriam espaços vazios entre o núcleo e as órbitas e entre as próprias órbitas. Mesmo que essas partículas colidissem com os elétrons, estes, por serem leves, não ofereceriam resistência à sua passagem. Os grandes desvios observados podem ser entendidos como resultantes da repulsão eletrostática entre as partículas α , positivamente carregadas, e os núcleos também positivos. O retorno das partículas α é explicado como resultado da colisão frontal, seguida de repulsão, dessas partículas com os próprios núcleos diminutos, mas de grande massa.

A carga positiva do núcleo dos átomos é devido aos prótons, cuja existência foi evidenciada experimentalmente por Rutherford em 1911. Ele obteve, por meio de cálculos, a carga nuclear de alguns elementos e constatou que os valores encontrados eram aproximadamente a metade do valor da massa atômica relativa do elemento correspondente. Com base nesses dados, previu a existência no núcleo de outra partícula, cuja massa deveria ser igual à do próton, mas desprovida de carga elétrica: o nêutron.

Elaborado especialmente para o *São Paulo faz escola*.

Questões para análise do texto

1. Faça um desenho que represente o modelo para o átomo proposto por Rutherford.

2. Os modelos atômicos propostos por Dalton e por Thomson podem explicar os dados experimentais obtidos por Rutherford no experimento descrito? Explique.

3. Descreva o modelo atômico proposto por Rutherford e apresente as evidências experimentais que justificam tal modelo.

4. O modelo atômico de Rutherford pode ser utilizado para explicar a conservação da massa numa transformação química? Justifique.



Leitura e Análise de Texto

Ampliando os conhecimentos sobre o átomo: novas ideias sobre o núcleo e a eletrosfera – Parte III

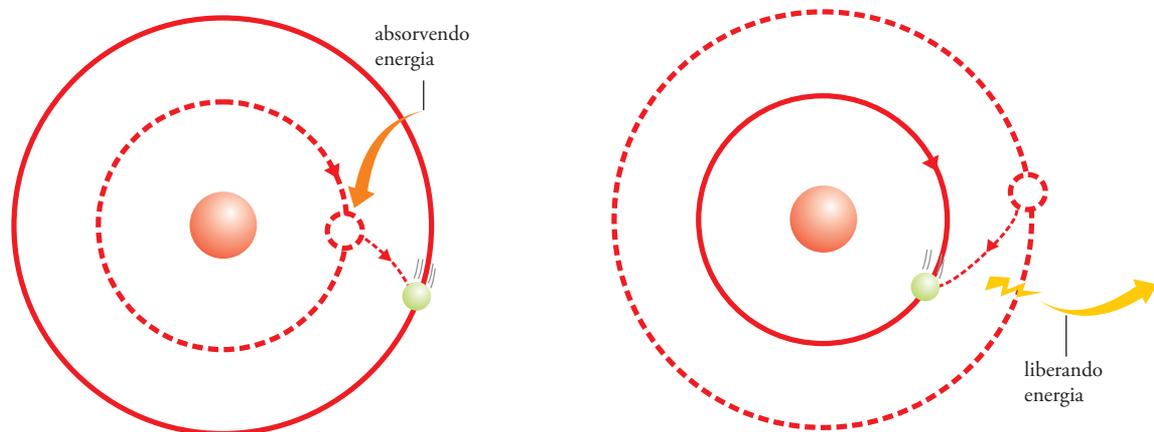
Maria Eunice R. Marcondes e Yvone M. Esperidião

Embora o modelo de Rutherford tenha trazido novas explicações sobre a estrutura da matéria, apresentava alguns problemas perante os conhecimentos da época. Sendo os prótons partículas de carga positiva, seria razoável esperar que eles se repelissem. No entanto, eles se mantinham dentro do núcleo, e as ideias de Rutherford revelaram-se insuficientes para explicar a natureza das forças de interação entre eles, as quais dão ao núcleo uma relativa estabilidade.

Além disso, o modelo admitia os elétrons movendo-se em órbitas circulares ao redor do núcleo. Mas uma carga elétrica, ao girar em torno de outra de sinal contrário, perde energia progressivamente. Assim, os elétrons de um átomo deveriam perder energia e acabariam atingindo o núcleo.

Nessa época, o físico dinamarquês Niels Bohr (1885-1962), baseando-se também em conhecimentos sobre a radiação luminosa (espectros atômicos), propôs, em 1913, uma série de postulados que aprimoraram o modelo de Rutherford:

- No átomo, os elétrons giram em órbitas determinadas, chamadas níveis de energia ou camadas eletrônicas.
- Enquanto giram em determinada órbita, os elétrons não irradiam energia.
- Em cada órbita, os elétrons têm uma quantidade de energia permitida. Quanto mais próximos estiverem do núcleo, menor a energia dos elétrons em relação ao núcleo. Quanto mais afastados, maior a energia em relação ao núcleo.
- Os elétrons podem passar de uma órbita para outra. Para que passem de uma órbita mais próxima do núcleo para uma mais afastada, é necessário absorver energia; quando os elétrons passam de uma órbita mais afastada para outra mais próxima do núcleo, há liberação de energia (veja a figura a seguir).



Representação, segundo o modelo de Bohr, da transição do elétron de uma órbita para outra.

© Claudio Ripinskas

Bohr percebeu que a energia dos elétrons não é emitida de maneira contínua, como era esperado segundo os conhecimentos da época, mas que eles emitem (ou absorvem) certos valores de energia apenas quando mudam de órbita. A organização dos elétrons nos vários níveis de energia, segundo Bohr, levava em conta um número fixo de elétrons em um dado nível. Baseado em uma relação matemática estabelecida pelo cientista sueco Rydberg, no final do século XIX, para o número de elétrons dos gases nobres, Bohr notou uma regularidade: os números 2, 8, 18 e 32 representavam as diferenças entre o total de elétrons de um dado gás nobre e o total de elétrons de seu anterior. Levando em conta a pouca reatividade manifestada pelos gases nobres, Bohr considerou que esses números correspondiam ao número máximo de elétrons permitido em cada nível e apresentou o seguinte quadro:

Distribuição eletrônica segundo o modelo atômico de Bohr							
Camada eletrônica	K	L	M	N	O	P	Q
Nível de energia	1	2	3	4	5	6	7
Número máximo de elétrons	2	8	18	32	32	18	2

Essas ideias contribuíram para ampliar os conhecimentos sobre a estrutura dos átomos.

Elaborado especialmente para o *São Paulo faz escola*.

Questões para análise do texto

1. Quais são as semelhanças e diferenças entre as ideias de Rutherford e as de Bohr?

2. O teste de chama é um procedimento muito usado na identificação de substâncias químicas. Sabe-se que uma substância, quando aquecida a determinada temperatura, emite luz de frequências bem definidas, que são características dos átomos que a constituem. Assim, por exemplo, o átomo de sódio emite luz amarela; o de cálcio, alaranjada; o de estrôncio, vermelho carmim. Utilizando as ideias de Rutherford e de Bohr, procure explicar essa característica apresentada por certos átomos.

O número atômico e a descoberta do nêutron

As ideias de Bohr permitiram que se entendesse a organização dos elétrons na eletrosfera. Quanto ao núcleo atômico, embora tivesse carga positiva e concentrasse a massa do átomo, não se sabia ainda a magnitude dessas cargas, e Rutherford havia previsto a existência de outras partículas, além dos prótons, responsáveis também pela massa do átomo.

Por volta de 1914, um jovem cientista, Henry Moseley, quando estudava os raios X, verificou experimentalmente ser possível associar a cada elemento um valor que representava a carga nuclear desse elemento e que correspondia ao número de ordem do elemento na tabela periódica de Mendeleev. Esse número, chamado número atômico, representa o número de prótons do átomo do elemento. Levando isso em conta, pode-se definir elemento químico como um conjunto de átomos de mesmo número atômico (Z).

A questão da massa nuclear só foi resolvida em 1932, vinte anos depois das ideias apresentadas por Rutherford sobre a estrutura do átomo. O cientista James Chadwick, estudando o bombardeamento de átomos com partículas α , descobriu os nêutrons, partículas constituintes do núcleo atômico, desprovidas de carga elétrica e com massa igual à do próton. A questão da massa nuclear apresentada por Rutherford havia, assim, sido solucionada.

O total de prótons e de nêutrons do núcleo é chamado de número de massa do átomo (A).

A notação A_ZX tem sido adotada para representar os átomos; X é o símbolo do elemento químico; A, seu número de massa; e Z, seu número atômico.

No entanto, átomos de um mesmo elemento, embora tenham números atômicos idênticos e comportem-se quimicamente de modo semelhante, podem apresentar diferentes números de nêutrons. Átomos desse tipo, com o mesmo número atômico e que diferem apenas pelo número de nêutrons presentes no núcleo atômico, são chamados isótopos. Na natureza, a maioria dos elementos químicos é constituída por uma mistura de isótopos (mistura isotópica). Alguns exemplos são dados a seguir:

Alguns elementos químicos e seus isótopos				
Notação do isótopo	Número de massa	Número de prótons	Número de nêutrons	% na natureza
1_1H	1	1	0	99,99
2_1H (deutério)	2	1	1	0,01
3_1H (trítio)	3	1	2	—
${}^{16}_8O$	16	8	8	99,76
${}^{17}_8O$	17	8	9	0,04
${}^{18}_8O$	18	8	10	0,20
${}^{206}_{82}Pb$	206	82	124	24,1
${}^{208}_{82}Pb$	208	82	126	52,4

Elaborada pelas autoras especialmente para o São Paulo faz escola.

Questões para análise do texto

1. Número atômico é o mesmo que número de massa?

2. Complete o quadro a seguir, preenchendo os espaços em branco:

Nome do elemento	Prótons	Nêutrons	Elétrons	Número atômico	Número de massa
Neônio		10	10	10	
	11		11		23
			17	17	35
Estrôncio			38		87

3. O que são isótopos? Cite exemplos e apresente argumentos que justifiquem por que isótopos têm o mesmo comportamento químico.



Desafio!

Busque informações sobre a utilização de alguns radioisótopos naturais, como o carbono-14 (C-14 ou $^{14}_6\text{C}$) na determinação da idade de fósseis, ou o U-238 (ou $^{238}_{92}\text{U}$) na determinação da idade da Terra ou das rochas, ou o I-131 em medicina.



LIÇÃO DE CASA



Construa um quadro com a síntese das ideias contidas nos textos sobre Thomson, Rutherford e Bohr para compará-las. Um esboço é mostrado a seguir.

Ideias sobre a constituição do átomo	
Ideias de Thomson (1898)	
Ideias de Rutherford (1911)	
Ideias de Bohr (1913)	

1.3 – A tabela periódica revisitada

Você já pensou como os conhecimentos sobre a estrutura da matéria que acabamos de conhecer se refletem na tabela periódica dos elementos químicos? Nesta atividade, vamos revisitar a tabela periódica tendo em vista a constituição dos átomos.

© Claudio Ripinskas

Metals Não metais Gases nobres

Elementos de transição

1 1A 1,0079 1 H Hidrogênio	2 2A 9,0122 4 Be Berílio	Elementos de transição										13 3A 10,811(6) 5 B Boro	14 4A 12,011 6 C Carbono	15 5A 14,007 7 N Nitrogênio	16 6A 15,999 8 O Oxigênio	17 7A 16,998 9 F Fluor	18 8A 4,0026 2 He Hélio									
3 3B 6,941(2) 3 Li Lítio	4 4B 24,305 12 Mg Magnésio	3 3B 22,990 11 Na Sódio	4 4B 44,956 21 Sc Escândio	5 5B 47,867 22 Ti Titânio	6 6B 50,942 23 V Vanádio	7 7B 51,996 24 Cr Cromo	8 8B 54,938 25 Mn Manganês	9 9B 55,845(3) 26 Fe Ferro	10 10B 58,933 27 Co Cobalto	11 11B 58,693 28 Ni Níquel	12 12B 63,546(3) 29 Cu Cobre	13 3A 26,982 13 Al Alumínio	14 4A 28,086 14 Si Silício	15 5A 30,974 15 P Fósforo	16 6A 32,06(6) 16 S Enxofre	17 7A 35,453 17 Cl Cloro	18 8A 39,948 18 Ar Argônio									
19 19A 39,098 19 K Potássio	20 20A 40,078(4) 20 Ca Cálcio	21 3B 44,956 21 Sc Escândio	22 4B 47,867 22 Ti Titânio	23 5B 50,942 23 V Vanádio	24 6B 51,996 24 Cr Cromo	25 7B 54,938 25 Mn Manganês	26 8B 55,845(3) 26 Fe Ferro	27 9B 58,933 27 Co Cobalto	28 10B 58,693 28 Ni Níquel	29 11B 63,546(3) 29 Cu Cobre	30 12B 65,39(2) 30 Zn Zinco	31 3A 69,723 31 Ga Gálio	32 4A 72,61(2) 32 Ge Germânio	33 5A 74,922 33 As Arsênio	34 6A 78,96(3) 34 Se Selênio	35 7A 79,904 35 Br Bromo	36 8A 83,80 36 Kr Criptônio									
37 37A 85,468 37 Rb Rubídio	38 38A 87,62 38 Sr Estrôncio	39 3B 88,906 39 Y Ítrio	40 4B 91,224(2) 40 Zr Zircônio	41 5B 92,906 41 Nb Nióbio	42 6B 95,94 42 Mo Molibdênio	43 7B 98,906 43 Tc Tecnécio	44 8B 101,07(2) 44 Ru Rutênio	45 9B 102,91 45 Rh Ródio	46 10B 106,42 46 Pd Paládio	47 11B 107,87 47 Ag Prata	48 12B 112,41 48 Cd Cádmio	49 3A 114,82 49 In Índio	50 4A 118,71 50 Sn Estanho	51 5A 121,76 51 Sb Antimônio	52 6A 127,60 52 Te Telúrio	53 7A 126,90 53 I Iodo	54 8A 131,29(2) 54 Xe Xenônio									
55 55A 132,91 55 Cs Césio	56 56A 137,33 56 Ba Bário	Série dos Lantanídeos										57 3A 132,91 57 La Lantânio	58 4A 140,12 58 Ce Cério	59 5A 140,91 59 Pr Praseodímio	60 6A 144,24(3) 60 Nd Neodímio	61 7B 145,92 61 Pm Promécio	62 8B 150,36(3) 62 Sm Samário	63 9B 151,96 63 Eu Európio	64 10B 157,25(3) 64 Gd Gadolínio	65 11B 158,93 65 Tb Térbio	66 12B 162,50(3) 66 Dy Disprósio	67 3A 164,93 67 Ho Hólmio	68 4A 167,26(3) 68 Er Érbio	69 5A 168,93 69 Tm Tulio	70 6A 172,04(3) 70 Yb Íterbio	71 7A 174,95 71 Lu Lutécio
87 87A 223,02 87 Fr Frâncio	88 88A 226,03 88 Ra Rádio	Série dos Actinídeos										89 3A 227,03 89 Ac Actínio	90 4A 232,04 90 Th Tório	91 5A 231,04 91 Pa Protactínio	92 6A 238,03 92 U Urânio	93 7B 237,05 93 Np Netúnio	94 8B 239,05 94 Pu Plutônio	95 9B 241,06 95 Am Americônio	96 10B 244,06 96 Cm Cúrio	97 11B 249,08 97 Bk Berquélio	98 12B 252,08 98 Cf Colfórnio	99 3A 252,08 99 Es Einstênio	100 4A 257,10 100 Fm Férmio	101 5A 258,10 101 Md Mendelévio	102 6A 259,10 102 No Nobelônio	103 7A 262,11 103 Lr Laurêncio

Massa atômica	138,91	140,12	140,91	144,24(3)	145,92	150,36(3)	151,96	157,25(3)	158,93	162,50(3)	164,93	167,26(3)	168,93	172,04(3)	174,95
Simbolo	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Nº atômico	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Nome do elemento	Lantânio	Cério	Praseodímio	Neodímio	Promécio	Samário	Európio	Gadolínio	Térbio	Disprósio	Hólmio	Érbio	Tulio	Íterbio	Lutécio

227,03	232,04	231,04	238,03	237,05	239,05	241,06	244,06	249,08	252,08	252,08	257,10	258,10	259,10	262,11
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Actínio	Tório	Protactínio	Urânio	Netúnio	Plutônio	Americônio	Cúrio	Berquélio	Colfórnio	Einstênio	Férmio	Mendelévio	Nobelônio	Laurêncio

Tabela periódica dos elementos.

Questões para a sala de aula

1. A tabela periódica proposta por Mendeleev, em 1869, foi organizada considerando as massas atômicas dos elementos. A tabela atual segue essa mesma organização?

2. Explique o significado da expressão “camada de valência”.

3. Faça um resumo de como os elétrons devem ser distribuídos nos níveis de energia conforme o modelo de Bohr.

4. Localize na tabela periódica um dos grupos de elementos relacionados a seguir ou aquele que o professor designar.

- a) Li, Na, K b) F, Cl, Br c) Be, Mg, Ca d) B, Al, Ga
e) C, Si, Ge f) O, S, Se g) Ne, Ar, Kr

A que grupo da tabela periódica esses elementos pertencem? Há um nome característico para esse grupo?

5. Para cada um dos elementos do grupo escolhido, distribua os elétrons nos níveis de energia dos átomos do elemento.

6. Que regularidade você observou ao comparar o número de elétrons de valência dos átomos dos elementos do grupo estudado?

7. Considere os elementos da segunda linha (período) da tabela periódica ($Z = 3$ a $Z = 10$). Como varia o número de elétrons de valência ao longo desse período? O que você observou é válido para os elementos que formam a terceira linha da tabela periódica? E para as demais linhas (períodos)?



LIÇÃO DE CASA



O cálcio reage com a água, resultando em hidrogênio gasoso e uma solução ligeiramente turva, que torna azul o papel de tornassol vermelho, e também liberando grande quantidade de calor.

a) Represente essa transformação por meio de uma equação química.

b) Por que o papel de tornassol vermelho adquire a cor azul?

c) Quais outros elementos você esperaria que tivessem comportamento semelhante ao cálcio? Explique.

**Desafio!**

Energia de ionização é a energia necessária para remover um elétron de um átomo. Compare os valores das energias de ionização sucessivas dos átomos dos elementos Na e Mg e explique, utilizando as ideias de Bohr, por que o íon de sódio é Na^+ e o íon de magnésio é Mg^{2+} .

Energias de ionização sucessivas dos átomos de sódio e de magnésio

Elemento	E_1 (kcal/mol)	E_2 (kcal/mol)	E_3 (kcal/mol)	E_4 (kcal/mol)
Na	118	1091	1453	
Mg	175	345	1838	2526



SITUAÇÃO DE APRENDIZAGEM 2

EXPLICANDO O COMPORTAMENTO DE MATERIAIS: AS LIGAÇÕES ENTRE ÁTOMOS, ÍONS E MOLÉCULAS

É muito importante o conhecimento das propriedades dos materiais, pois auxilia a decidir sobre sua produção e seus usos e a conhecer alguns aspectos ambientais relacionados a esses processos. Com os conhecimentos que você já tem sobre a estrutura da matéria, vamos procurar estabelecer relações entre as propriedades das substâncias e as partículas que as constituem, para poder prever certos comportamentos das substâncias.

2.1 – As ideias sobre estrutura da matéria para explicar a existência das substâncias: as ligações químicas

Questão para a sala de aula – reflexão sobre as propriedades dos materiais

A tabela a seguir apresenta propriedades físicas de algumas substâncias.

Substância	Estado físico a 25 °C	Solubilidade em água	Temperatura de fusão °C	Temperatura de ebulição °C (1 atm)
Açúcar (C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁)	sólido	solúvel	185	decompõe a 250
Etanol (C ₂ H ₆ O)	líquido	solúvel	-114	78,5
Cloreto de sódio (NaCl)	sólido	solúvel	801	1 401
Butano (C ₄ H ₁₀)	gás	pouco solúvel	-135	0,48
Octano (C ₈ H ₁₈)	líquido	insolúvel	-57	126

Tabela elaborada pelas autoras especialmente para o *São Paulo faz escola*. Fonte dos dados: LIDE, D. R. (editor-in-chef). *Handbook Chemistry and Physics*. 73rd edition, 1992-1993.

Compare as propriedades e a composição dessas substâncias com base nos elementos que as constituem. Como você explicaria as semelhanças e diferenças observadas, levando em consideração a composição dessas substâncias?

Atividade 1 – Ligações químicas na molécula de água

A molécula de água, como você já sabe, é constituída por dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio. Mas como esses átomos se ligam de maneira a conferir à água as propriedades que conhecemos? Para saber mais sobre a estrutura da água, utilize as informações a seguir e responda às questões apresentadas.



H – 1 próton, 1 elétron

O – 8 prótons, 8 elétrons

1. Represente a água por meio de sua fórmula química.

2. Estudando algumas das propriedades da água, o arranjo dos átomos mais adequado para explicá-las é aquele em que o átomo de oxigênio se liga a cada um dos átomos de hidrogênio. Represente um possível arranjo para a molécula H_2O .

3. Dê o número de prótons e de elétrons de cada um dos elementos constituintes da água.

4. Dê o número de elétrons da órbita mais externa do oxigênio (camada de valência).

5. Considere as repulsões e atrações possíveis entre esses elétrons e os núcleos dos átomos. Para que ocorra uma ligação, quais forças devem ser mais fortes?

6. Faça um desenho que represente a molécula H_2O e, considerando as intensidades das forças de atração e repulsão entre núcleos e elétrons, discuta se os elétrons das camadas mais externas (camada de valência) dos átomos de H e O poderiam estar mais deslocados para um dos átomos.

7. Compare sua representação com a de seus colegas e, após a discussão em classe, desenhe novamente a molécula de água, representando a possível distribuição de cargas.

Atividade 2 – Obtenção de cristais

Neste experimento, você vai acompanhar a formação de cristais de um sal.



ROTEIRO DE EXPERIMENTAÇÃO

Materiais

- 2 béqueres ou copos;
- água;
- papel de filtro ou coador de papel;
- folha de papel ou filme plástico;
- suporte para o papel ou coador;
- 1 colher ou outro material para agitar;
- sal de cozinha (NaCl) ou sulfato de cobre II ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$).

Procedimento

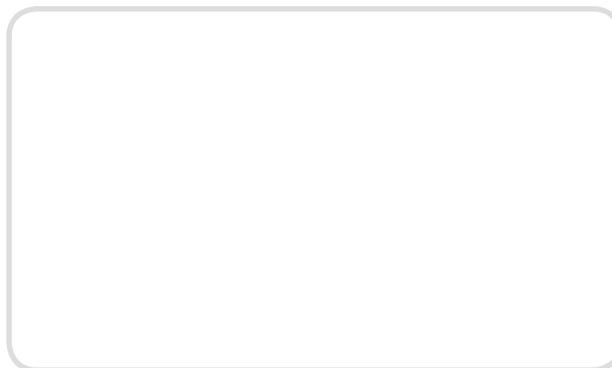
- Prepare uma solução saturada do sal, adicionando-o aos poucos em um dos béqueres (ou copo) contendo água até, aproximadamente, a metade de sua capacidade. Agite constantemente.
- Quando todo o sal se dissolver, adicione mais uma pequena quantidade e agite. Repita esse procedimento até que o sal não se dissolva mais.
- Filtre, utilizando o papel de filtro, recolhendo o que foi filtrado no outro béquer.
- Tampe com uma folha de papel ou filme plástico, fazendo pequenos orifícios para permitir a evaporação da água. Coloque o béquer (ou copo) em um lugar onde seja possível observá-lo, sem removê-lo. Observe-o diariamente, por vários dias, registrando suas observações.

Não se esqueça de colocar um rótulo no copo, identificando seu conteúdo. Se fizer o experimento em casa, escreva um lembrete para evitar que alguém mexa ou jogue fora.

Elaborado pelas autoras especialmente para o São Paulo faz escola.

Questões para a análise do experimento

1. Faça um pequeno relato de suas observações e, com seus conhecimentos de Química, procure explicar o que pode ter ocorrido. Represente por meio de um desenho o sólido obtido.



2. O processo de obtenção de sal de cozinha nas salinas (por exemplo, as de Cabo Frio, no Estado do Rio de Janeiro) pode ser comparado à formação do NaCl no experimento? Explique.

Questão para a sala de aula – síntese dos modelos de ligação química

Elabore um texto para explicar cada um dos modelos de ligação química que você aprendeu.



LIÇÃO DE CASA



1. Comparando as propriedades do cloreto de sódio (NaCl) e do açúcar ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), pode-se dizer que ambas as substâncias apresentam o mesmo tipo de ligação entre os átomos? Explique. (Veja a tabela de algumas propriedades do cloreto de sódio e do açúcar apresentada na página 23.)

2. Para explicar a formação do metal magnésio (Mg), admite-se que cada um de seus átomos apresenta dois elétrons livres que compõem o “mar de elétrons”. Faça um desenho que represente as ligações existentes nesse metal.

3. Que tipo de ligação você esperaria que ocorresse entre átomos de cálcio e de cloro para explicar a existência do sal CaCl_2 , sabendo que esse sal conduz corrente elétrica quando fundido?

4. Butano (C_4H_{10}) e octano (C_8H_{18}) são formados por ligações covalentes entre seus átomos (C-H e C-C). Comparando suas propriedades, pode-se perceber certas semelhanças, mas não igualdade. Como você explicaria esse fato? (Veja tabela de algumas propriedades do butano e do octano apresentada na página 23.)

2.2 – Explorando a tabela periódica: a previsão dos modelos de ligação química

É possível prever o tipo de ligação química que uma substância apresenta? Para responder a essa questão, vamos relacionar os modelos que explicam as interações entre os átomos numa substância, as propriedades das substâncias e as posições dos elementos que as constituem na tabela periódica.

Atividade 1 – Análise de informações sobre algumas substâncias

Analise os três conjuntos de substâncias cujas propriedades são apresentadas a seguir.

Conjunto 1

Substância	Propriedades	Algumas aplicações
Cloreto de potássio (KCl)	É sólido à temperatura ambiente, solúvel em água, apresenta temperatura de fusão de 773 °C, quando fundido conduz corrente elétrica; a solução aquosa também é condutora de eletricidade.	É usado na agricultura (fertilização do solo) e obtido de minerais, principalmente a silvinita (mineral que contém NaCl e KCl), encontrada em Sergipe e no Amazonas.
Cloreto de magnésio (MgCl ₂)	É sólido à temperatura ambiente, solúvel em água, apresenta temperatura de fusão de 712 °C; conduz corrente elétrica no estado líquido e em solução aquosa.	É utilizado para a obtenção de magnésio metálico, na produção de um tipo de cimento e em tinturaria; é obtido da água do mar.
Cloreto de bário (BaCl ₂)	É sólido à temperatura ambiente, solúvel em água, apresenta temperatura de fusão de 963 °C; tanto a solução aquosa quanto o sal fundido conduzem corrente elétrica.	É utilizado na fabricação de aço, em fogos de artifício e em tinturaria; é obtido mediante a transformação química de minerais como a barita (sulfato de bário).

Tabela elaborada pelas autoras especialmente para o *São Paulo faz escola*. Fonte dos dados: LIDE, D. R. (editor-in-chef). *Handbook Chemistry and Physics*. 73rd edition, 1992-1993.

1. Leia as informações apresentadas e aponte as similaridades e as diferenças entre as substâncias.

2. Considerando seus conhecimentos sobre o cloreto de sódio (um sólido iônico) e as informações fornecidas na tabela, você consideraria que essas substâncias, à semelhança do cloreto de sódio, se formam por meio de ligação iônica entre os elementos constituintes? Explique.

3. Localize na tabela periódica os elementos constituintes desses compostos. O que você observa? É possível estabelecer alguma generalização?

4. Qual seria a fórmula do brometo de sódio e do brometo de magnésio? Explique como se dariam as ligações entre os elementos constituintes desses sais. Faça uma representação.

5. Escreva um pequeno texto com as conclusões a que você chegou nessa atividade para apresentar à classe, na discussão geral.

Conjunto 2

Substância	Propriedades	Algumas aplicações
Óxido de cálcio (CaO)	É sólido à temperatura ambiente, reage com água produzindo o hidróxido de cálcio, funde a 2 614° C.	É usado na produção de cimento e materiais de construção; é obtido por meio da decomposição térmica do calcário (CaCO ₃).
Óxido de magnésio (MgO)	É sólido à temperatura ambiente, apresenta temperatura de fusão de 2 800 °C, é pouco solúvel em água.	É utilizado na manufatura de materiais refratários e na produção de cimento; é obtido pela calcinação dos minerais que contêm carbonato de magnésio, como a magnesita e a dolomita.
Óxido de sódio (Na ₂ O)	É sólido à temperatura ambiente, funde a 1 275 °C (ocorre sublimação), reage com água formando o hidróxido de sódio.	É utilizado na fabricação de vidros e cerâmicas, como agente desidratante; pode ser obtido pela decomposição térmica do Na ₂ CO ₃ .

Tabela elaborada pelas autoras especialmente para o *São Paulo faz escola*. Fonte dos dados: LIDE, D. R. (editor-in-chef). *Handbook Chemistry and Physics*. 73rd edition, 1992-1993.

1. Leia as informações apresentadas e aponte as similaridades e as diferenças entre as substâncias.

2. Localize na tabela periódica os elementos constituintes desses compostos. O que você observa?

3. Você consideraria que essas substâncias poderiam se formar por meio de ligação iônica entre os elementos constituintes? Justifique. Procure explicar como se daria essa ligação.

Conjunto 3

Substância	Propriedades	Algumas aplicações
Dióxido de enxofre (SO ₂)	É gás não inflamável à temperatura ambiente; sua temperatura de fusão é -72 °C e de ebulição, -10 °C; é solúvel em água, reagindo com ela para formar o ácido sulfuroso; é um dos óxidos responsáveis pela formação da chuva ácida e é emitido na queima de óleo diesel.	É utilizado na preservação de frutas, vegetais, sucos e vinhos e como desinfetante; é produzido pela combustão do enxofre (S) e do mineral pirita (FeS ₂).
Pentóxido de difósforo (P ₂ O ₅)	É sólido à temperatura ambiente, funde a 340 °C, reage com água formando o ácido fosfórico (H ₃ PO ₄).	É utilizado como agente secante e desidratante; é preparado comercialmente pela queima do fósforo (P) em uma corrente de ar seco.
Dióxido de nitrogênio (NO ₂)	É gás à temperatura ambiente; apresenta temperatura de fusão de -9,3 °C e de ebulição de 21,15 °C; reage com água formando ácido nítrico (HNO ₃) e monóxido de nitrogênio; é um dos responsáveis pela formação da chuva ácida, sendo emitido na queima de combustíveis automotivos.	É utilizado na fabricação de certos compostos orgânicos e de explosivos; é intermediário na produção do ácido nítrico; é preparado industrialmente pela reação de monóxido de nitrogênio (NO) e oxigênio do ar.

Tabela elaborada pelas autoras especialmente para o *São Paulo faz escola*. Fonte dos dados: LIDE, D. R. (editor-in-chef). *Handbook Chemistry and Physics*. 73rd edition, 1992-1993.

1. Leia as informações apresentadas e aponte as similaridades e as diferenças entre as substâncias.

2. Tendo em vista seus conhecimentos sobre a água e as informações fornecidas, você consideraria que essas substâncias se formam por meio de ligação covalente entre os elementos constituintes? As temperaturas de fusão e de ebulição são mais próximas às apresentadas pela água ou mais próximas às temperaturas das substâncias formadas por ligações iônicas?

3. Localize na tabela periódica os elementos constituintes desses compostos. O que você observa?

4. É possível estabelecer alguma generalização?

5. Localize o elemento carbono na tabela periódica. O monóxido de carbono se formaria por ligação covalente entre C e O? Você esperaria que esse composto fosse sólido à temperatura ambiente? Explique.

6. Escreva um pequeno texto com as conclusões a que você chegou nesta atividade para apresentar à classe, na discussão geral.

Atividade 2 – Aprendendo sobre eletronegatividade

Como acabamos de aprender, as posições relativas dos elementos na tabela periódica podem auxiliar a prever o tipo de ligação química que ocorrerá entre eles. Podemos utilizar, também, para fazer tais previsões, os valores de eletronegatividade.

Questões para a sala de aula

1. Defina eletronegatividade.

2. Apresenta-se, a seguir, uma parte da tabela periódica com os valores de eletronegatividade de alguns átomos.

3 Li 1,0	4 Be 1,5							1 H 2,2					5 B 2,0	6 C 2,5	7 N 3,0	8 O 3,5	9 F 4,0
11 Na 0,9	12 Mg 1,2												13 Al 1,5	14 Si 1,8	15 P 2,1	16 S 2,5	17 Cl 3,0
19 K 0,8	20 Ca 1,0	21 Sc 1,3	22 Ti 1,5	23 V 1,6	24 Cr 1,6	25 Mn 1,5	26 Fe 1,8	27 Co 1,8	28 Ni 1,8	29 Cu 1,9	30 Zn 1,6	31 Ga 1,6	32 Ge 1,8	33 As 2,0	34 Se 2,4	35 Br 2,8	
37 Rb 0,8	38 Sr 1,0								46 Pd 2,2	47 Ag 1,9	48 Cd 1,7	49 In 1,7	50 Sn 1,8	51 Sb 1,9	52 Te 2,1	53 I 2,5	
55 Cs 0,7	56 Ba 0,9								78 Pt 2,2	79 Au 2,4	80 Hg 1,9	81 Tl 1,8	82 Pb 1,8	83 Bi 1,9	84 Po 2,0	85 At 2,2	

Valores da eletronegatividade de alguns átomos.

- a) Escreva uma frase que indique a variação da eletronegatividade no grupo dos metais alcalinos (grupo 1) e dos metais alcalinoterrosos (grupo 2).

- b) Escreva uma frase que indique a variação da eletronegatividade no grupo dos halogênios (grupo 17).

3. Complete a tabela a seguir e responda às questões.

Eletronegatividade dos elementos constituintes	Diferença de eletronegatividade	Eletronegatividade dos elementos constituintes	Diferença de eletronegatividade
NaCl Na: 0,9 Cl: 3,0	$3,0 - 0,9 = 2,1$	N ₂ N:	
KBr K: Br:		SO ₂ S: O:	
MgCl ₂ Mg: Cl:		NH ₃ N: H:	
CaO Ca: O:		CO C: O:	

- a) Há alguma regularidade quando se comparam as diferenças de eletronegatividade em substâncias que se formam por ligação iônica e em substâncias que se formam por ligação covalente? Explique.

- b) Localize na tabela periódica os elementos que apresentam as maiores e as menores eletronegatividades. Você pode estabelecer alguma relação entre eletronegatividade e localização na tabela?

- c) Pode-se estabelecer um valor para a diferença de eletronegatividade dos elementos que formam uma substância, a partir da qual seria possível classificar a ligação como iônica ou covalente?



PESQUISA INDIVIDUAL

Escolha uma substância – ou peça indicação de seu professor – e procure obter informações sobre ela. Você pode pesquisar:

- fórmula química;
- propriedades físicas;
- tipo de ligação entre os átomos e correlacionar com algumas das propriedades;
- estrutura;
- usos;
- efeitos no ambiente e para os seres humanos.

Escreva um texto com as informações obtidas. Apresente uma tabela com as propriedades. Se achar conveniente, faça um desenho que represente a estrutura da partícula que compõe a substância pesquisada. Destaque as informações que você considerar mais importantes.

O que eu aprendi...

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....





SITUAÇÃO DE APRENDIZAGEM 3

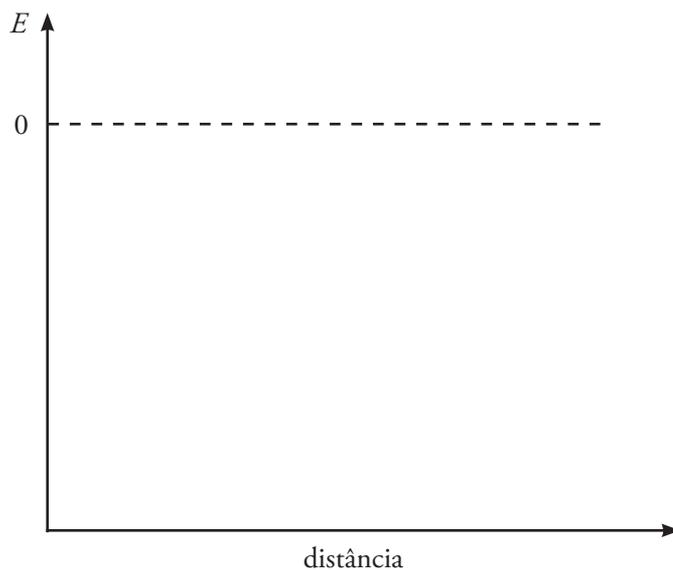
TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS: UMA QUESTÃO DE QUEBRA E FORMAÇÃO DE LIGAÇÕES

Sabemos que nas transformações químicas se formam novos materiais e que podemos explicar essa formação por meio do rearranjo dos átomos que constituem as substâncias reagentes. Você pode se perguntar, admitindo a ideia de formação de ligação entre os átomos, como esses rearranjos ocorrem. Assim, vamos estudar a quebra e a formação de ligações químicas.

Atividade 1 – Entendendo a formação das substâncias do ponto de vista da energia

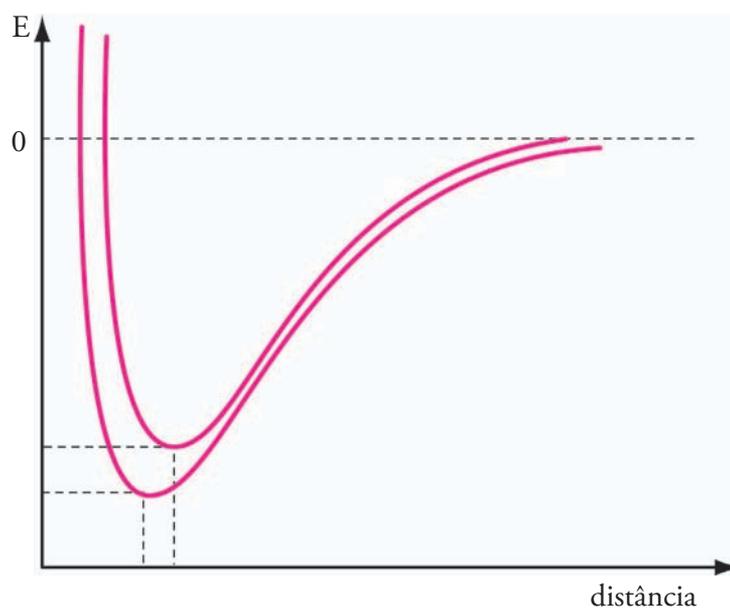
Questões para a sala de aula

1. Represente, por meio de um gráfico de energia \times distância entre dois átomos, a variação de energia desde a situação em que os átomos estão separados e vão se aproximando para formar a ligação, até estarem a uma distância em que passem a se repelir.



A formação de uma ligação é um processo endotérmico ou exotérmico? E a ruptura de uma ligação, é um processo exotérmico ou endotérmico?

2. O ar é constituído de vários gases, entre eles o nitrogênio (N_2) e o oxigênio (O_2). É necessária uma quantidade de energia maior para separar os átomos de nitrogênio que compõem o N_2 do que para separar os átomos de oxigênio que compõem o O_2 . Admitindo que os átomos separados têm energia igual a zero, aponte, nas curvas apresentadas, qual deve ser a que corresponde à formação do N_2 e do O_2 . Justifique sua escolha e discuta com seus colegas suas justificativas.



3. Dê o significado de energia de ligação.



LIÇÃO DE CASA



A tabela a seguir apresenta valores médios de energia de ligação.

Energia média de ligação a 25 °C e 1 atm			
Ligação	Energia média de ligação a 25 °C e 1 atm (kJ/mol)	Ligação	Energia média de ligação a 25 °C e 1 atm (kJ/mol)
H-H	436	C=O (CO ₂)	802
O=O	497	C-O	351
H-O	463	H-Cl	432
C-C	348	H-N	388
H-C	412	Cl-Cl	242
H-I	297	F-F	154

Tabela elaborada pelas autoras especialmente para o *São Paulo faz escola*. Fonte dos dados: LIDE, D. R. (editor-in-chef). *Handbook Chemistry and Physics*. 73rd edition, 1992-1993.

Utilize esses valores para responder às questões apresentadas.

1. Calcule a energia liberada na formação de 1 mol de amônia e de 1 mol de etanol.

<p>NH₃ (amônia)</p> <pre> H-N-H H </pre>	<p>Ligações existentes na molécula: _____</p> <p>Energia de ligação: _____</p> <p>Energia liberada na formação de 1 mol de NH₃: _____</p>
<p>C₂H₅OH (etanol)</p> <pre> H H H-C-C-O-H H H </pre>	<p>Ligações existentes na molécula: _____</p> <p>Energias de ligação: _____</p> <p>Energia liberada na formação de 1 mol de C₂H₅OH: _____</p>

2. Quanta energia seria necessária para romper as ligações na amônia e no etanol?



Desafio!

Sabendo que na decomposição de hidrazina* em seus átomos constituintes são rompidas ligações N–N e N–H e que há envolvimento de 1720 kJ/mol de hidrazina, calcule o valor da energia de ligação N–N.



* A hidrazina é um combustível usado como propelente de foguetes.

Atividade 2 – Explicando a energia liberada na combustão

O metano (CH_4) é gás à temperatura ambiente (ponto de fusão: -182°C , ponto de ebulição: -161°C), pouco solúvel em água, e é um dos principais constituintes do gás natural. Também é produzido na decomposição de matéria orgânica (biomassa). O metano é um dos gases que provocam o aumento do efeito estufa. Sua combustão fornece 212,8 kcal/mol, ou seja, 889,5 kJ/mol.

Nesta atividade, vamos procurar explicar o valor da energia de combustão do metano considerando seus conhecimentos sobre a energia envolvida na quebra e na formação de ligações.

Questão para a sala de aula

O quadro a seguir resume cálculos sobre a combustão do metano. Complete-o.

$\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$	
Ligações rompidas nos reagentes:	_____ mol de ligações C–H _____ mol de ligações O=O
Ligações formadas nos produtos:	_____ mol de ligações O–H _____ mol de ligações C=O
Energia envolvida na quebra das ligações:	_____
Energia envolvida na formação das ligações:	_____
Saldo de energia: energia liberada – energia fornecida:	_____
Liberação de _____	na combustão de 1 mol de metano

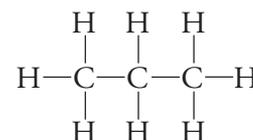
Reescreva a equação incluindo a variação de energia.



LIÇÃO DE CASA



1. O gás propano, C_3H_8 , é um dos componentes do GLP, gás liquefeito de petróleo. Aplique seus conhecimentos para calcular a energia liberada na queima de 1 mol desse gás.



- a) Escreva a equação que representa a queima do propano.

- b) Considerando a queima de 1 mol de propano, calcule a energia necessária para a quebra das ligações nos reagentes. (Energia da ligação C–C = 348 kJ/mol; veja a tabela da página 39.)

- c) Calcule a energia liberada na formação das ligações dos produtos.

- d) Calcule o saldo energético. O valor encontrado explica o fato da transformação ser exotérmica?

- e) Reescreva a equação da combustão incluindo a variação de energia, ou seja, o calor de combustão do propano.



APRENDENDO A APRENDER

Procure conhecer o calor de combustão e a estrutura molecular de alguns dos combustíveis utilizados atualmente e relacione-os às ideias desenvolvidas sobre a energia envolvida na quebra e na formação de ligação.

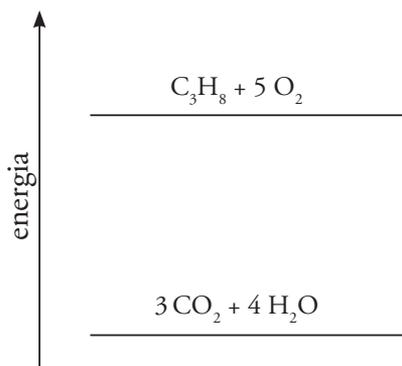


SITUAÇÃO DE APRENDIZAGEM 4 REPRESENTANDO A ENERGIA ENVOLVIDA NAS TRANSFORMAÇÕES: O USO DE DIAGRAMAS DE ENERGIA

A variação de energia que acontece em uma transformação química pode ser representada por meio de diagramas que facilitam a interpretação. Nesta atividade, vamos representar, por meio desses diagramas, as energias envolvidas em alguns dos processos já estudados.

Questão para a sala de aula

1. Para a combustão do propano, o seguinte diagrama foi elaborado.



a) Segundo a representação feita no diagrama, a energia dos reagentes é maior ou menor do que a dos produtos? Explique.

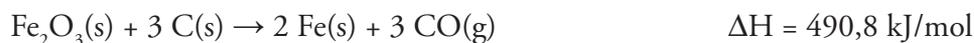
b) A reação é exotérmica ou endotérmica? Explique.

c) Retomando os dados obtidos sobre a energia liberada na combustão do propano, indique no diagrama a variação de energia (ΔE) e componha uma seta que mostre se o processo é endotérmico ou exotérmico. Justifique. Não se esqueça das unidades.



Desafio!

Tratando-se de reações endotérmicas como as que seguem, mostre como representá-las usando diagramas de energia. Explique por que o valor do ΔH é positivo.



Atividade-síntese

Elabore uma síntese das ideias sobre a energia envolvida nas transformações químicas. Para ajudá-lo, algumas questões são apresentadas a seguir.

1. Como é possível explicar o envolvimento de energia numa transformação química?
2. Como é possível relacionar formação e quebra de ligação à energia?
3. Considerando essas ideias, como é possível explicar que certas transformações químicas liberam energia e outras absorvem energia?
4. Qual é o significado de calor de uma reação? Como se pode expressá-lo?
5. Qual é o significado do sinal negativo que precede o valor do ΔH ?



ROTEIRO DE EXPERIMENTAÇÃO

Queima de combustíveis

Este experimento exige a supervisão do professor. Recomenda-se o uso de óculos de segurança. Nele, você vai comparar o poder calorífico de alguns combustíveis.

Materiais

- 1 latinha de refrigerante;
- fósforos de segurança;
- 1 lamparina;
- 1 béquer de 250 mL;
- 1 rolha furada no centro;
- balança;
- pedaços de arame;
- 1 termômetro;
- 1 suporte universal;
- 1 mufa;
- 1 argola.

Reagentes

- água;
- querosene ou etanol.

Procedimento

- Medir com o béquer 200 mL de água e transferir para a latinha de refrigerante.
- Adaptar o termômetro à rolha furada e colocar na latinha, de modo que o bulbo do termômetro esteja à altura equivalente à metade da altura da água contida na latinha.
- Montar o experimento conforme o esquema ao lado.
- Colocar o etanol na lamparina.
- Medir a massa do conjunto lamparina + combustível.
- Medir a temperatura inicial da água.
- Acender a lamparina e colocá-la sob a lata contendo a água.
- Apagar a lamparina quando a temperatura da água chegar a 90 °C; caso esse valor de temperatura tenha sido ultrapassado, anotar a temperatura final alcançada.
- Esperar o conjunto lamparina + combustível esfriar e medir sua massa novamente.
- Repetir o procedimento com o outro combustível.



© Samuel Silva

Questões para análise de dados

Registre os dados coletados na tabela que segue.

Combustível	Massa inicial (g)	Massa final (g)	Massa de combustível que reagiu (g)	Temperatura inicial da água (°C)	Temperatura final da água (°C)	Varição de temperatura (°C)

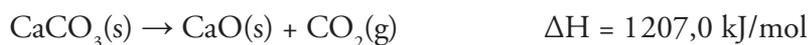


VOCÊ APRENDEU?

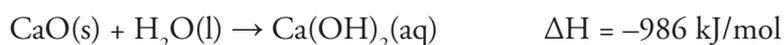


1. Ao preparar argamassa, o pedreiro mistura água à cal viva, CaO. Nessa reação, que provoca grande liberação de calor, ocorre a formação da cal extinta, Ca(OH)₂. A cal viva é produzida a partir do carbonato de cálcio, por sua decomposição térmica. As equações que representam as transformações citadas são:

I. decomposição do CaCO₃



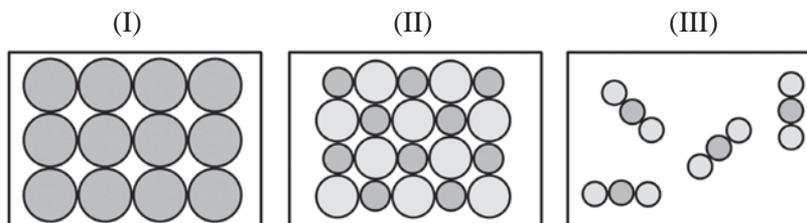
II. formação da cal extinta



Com relação aos processos I e II, pode-se afirmar que:

- os processos I e II são exotérmicos;
 - o processo I e o processo II apresentam entalpia dos produtos menor que a dos reagentes;
 - o processo I poderia ser representado da seguinte maneira:

$$\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + 1207,0 \text{ kJ/mol};$$
 - apenas o processo II apresenta entalpia dos produtos menor que a dos reagentes;
 - a energia liberada no processo II seria suficiente para que 1 mol de CaCO₃ sofresse decomposição.
2. (Fuvest – 2002) As figuras abaixo representam, esquematicamente, estruturas de diferentes substâncias à temperatura ambiente.



Sendo assim, as figuras I, II e III podem representar, respectivamente:

- cloreto de sódio, dióxido de carbono e ferro;
- cloreto de sódio, ferro e dióxido de carbono;
- dióxido de carbono, ferro e cloreto de sódio;
- ferro, cloreto de sódio e dióxido de carbono;
- ferro, dióxido de carbono e cloreto de sódio.

3. “Entre carbono e cloro, a ligação é iônica ou covalente?” Esta é uma questão apresentada por um internauta a uma página de perguntas e respostas. Algumas das respostas dadas à questão estão transcritas a seguir.

Resposta 1

A ligação iônica acontece entre um metal e um não metal.

Obs.: metal (lado esquerdo da tabela periódica) tende a perder elétrons, exceto o H; não metal (lado direito da tabela periódica) tende a ganhar elétrons.

A ligação covalente se dá entre não metal e não metal; portanto, os dois tendem a ganhar elétrons e ficam do lado direito da tabela periódica.

Para responder à sua pergunta é só verificar a posição dos átomos. O carbono fica do lado direito e, então, a chance é ser iônica ou covalente, mas é preciso saber onde fica o cloro; se ficar à direita, será ligação covalente; se ficar à esquerda, iônica.

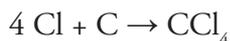
Resposta 2

Carbono = não metal

Cloro = não metal

não metal + não metal = ligação covalente

São necessárias 4 moléculas* de cloro para que cada elemento compartilhe um elétron do carbono.



Analise cada uma das respostas e, com base em seus conhecimentos, elabore uma que você consideraria boa para constar na página da internet.

4. Há mais de cem anos, Thomson determinou pela primeira vez a relação entre a carga e a massa do elétron, o que pode ser considerado a descoberta do elétron. É reconhecida como uma contribuição de Thomson ao modelo atômico:
- o átomo ser indivisível;
 - a existência de partículas subatômicas;
 - os elétrons ocuparem níveis discretos de energia;
 - os elétrons girarem em órbitas circulares ao redor do núcleo;
 - o átomo possuir um núcleo com carga positiva e uma eletrosfera.

* O autor dessa explicação deve estar se referindo a átomos de cloro, e não à molécula de cloro, a qual é formada por dois átomos de cloro (Cl_2).

5. O número de elétrons do cátion X^{2+} do elemento X é igual ao número de elétrons do átomo neutro de um gás nobre, cujo número atômico é 10 e o número de massa é 20. O número atômico do elemento X é:
- a) 8 b) 10 c) 12 d) 18 e) 20



PARA SABER MAIS

- AMBROGI, Angélica; VERSOLATO, Elena F.; LISBÔA, Júlio Cezar Foschini. *Unidades modulares de Química: unidade II: reações químicas: fontes de energia*. CECISP (Centro de Ensino de Ciências de São Paulo). São Paulo: Hamburg, 1987. Trata-se de um livro em que as reações de combustão são apresentadas como fontes de energia. É proposto um experimento como exemplo a partir do qual são desenvolvidos os conceitos relacionados ao tema.
- FARIAS, Robson Fernandes de. “A química do tempo: carbono-14”. *QNEESC*, n. 16, p. 6-8, 2002. Nesse artigo, o autor apresenta uma visão geral sobre a técnica de datação de objetos por meio de medidas do decaimento radioativo do isótopo com número de massa 14 do carbono, bem como sua importância para a sociedade.
- *Show atômico*. Disponível em: <http://www.labvirtq.fe.usp.br/simulacoes/quimica/sim_qui_showatomico.htm>. Acesso em: 3 dez. 2009. Essa animação interativa apresenta alguns filósofos e cientistas reunidos em um programa de auditório explicando suas ideias sobre o modelo atômico. Há desafios para resolver.
- STRATHERN, Paul. *O sonho de Mendeleev – a verdadeira história da Química*. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2002. Neste livro, o autor narra diversos aspectos históricos ligados à construção do conceito de elemento químico, às descobertas de diversos elementos e às tentativas de organizá-los de acordo com suas características e propriedades até chegar à proposta de Mendeleev.
- *Um passeio diferente*. Disponível em: <http://www.labvirtq.fe.usp.br/simulacoes/quimica/sim_qui_passeiodiferente.htm>. Acesso em: 3 dez. 2009. Nessa simulação, o personagem Pedro terá prova de Química sobre átomos, na segunda-feira, e descobre que na fazenda de seu avô poderia aprender mais sobre o assunto. Há desafios para resolver.