

QUÍMICA GERAL E CIÊNCIA DOS MATERIAIS

INTRODUÇÃO À QUÍMICA GERAL

Autor: Dr. Willian Viana

Revisor: Leila Campos

INICIAR

introdução

Introdução

A química e a ciência dos materiais consistem no estudo da estrutura da matéria e suas transformações. Todos os materiais que nos rodeiam são formados por elementos químicos ligados de diferentes formas, tais como o solo, os alimentos, o corpo humano e o silício (utilizado na fabricação dos equipamentos tecnologia), entre outros. Nesse sentido, a química e a ciência dos materiais constituem a base dos conhecimentos voltados para os cursos de Engenharia e ciências exatas correlatas, relacionando-se com os demais conteúdos abordados nessa área de formação. Nesta unidade, serão apresentados os conteúdos iniciais de Química Geral, mostrando a importância do desenvolvimento e seleção de materiais, a estrutura atômica e a distribuição eletrônica, a tabela e as propriedades periódicas, além das ligações químicas iônica, covalente e metálica.

Importância do Desenvolvimento e Seleção de Materiais

A química é uma ciência que visa entender melhor alguns acontecimentos que ocorrem no nosso cotidiano, cujo estudo está associado à estrutura, composição e transformação da matéria. Trata-se de uma ciência central, comum às diversas áreas de formação, e está relacionada aos diversos bens de consumo utilizados por nossa sociedade, tais como produção de medicamentos, produtos de limpeza doméstica, materiais para automóveis, alimentos, cosméticos, combustíveis, plásticos e vidro, dentre outros, e graças às suas contribuições têm sido possíveis os avanços da tecnologia e da sociedade nas mais diversas áreas do conhecimento.

Durante muito tempo, a indústria química exerceu um papel significativo com relação à poluição do planeta, ocasionando, muitas vezes, danos irreversíveis, a exemplo da extração de minérios, descarte de materiais tóxicos, contaminação de efluentes, dentre outros. Dessa forma, um dos papéis importantes da química consiste em buscar soluções para o paradigma entre

a necessidade de consumo dos recursos naturais e a sua preservação. Entre os desafios a serem vencidos, podemos citar alguns exemplos, como:

- Desenvolvimento de produtos biodegradáveis.
- Recuperação de rios poluídos.
- Descarte ambientalmente adequado de resíduos.
- Tratamento de efluentes urbanos e industriais.
- Reutilização da água, reduzindo a demanda de água dos mananciais.
- Uso de tecnologias limpas.

A química também está diretamente relacionada às propriedades dos materiais utilizados para diferentes aplicações. O sucesso do produto final depende fortemente do material utilizado. A escolha do material deve levar em conta suas propriedades, estrutura interna, composição, comportamento frente a ataques químicos, térmicos ou esforços mecânicos, além do custo de fabricação. Nesse sentido, algumas propriedades do material podem ser predominantes na hora de fazer a escolha para determinada aplicação ou produto específico.

A escolha de um bom material vai determinar a confiabilidade, durabilidade e viabilidade econômica de um projeto. Portanto, é de extrema importância saber quais são os materiais mais adequados para um projeto específico, balanceando eficiência, qualidade e custo.

praticar

Vamos Praticar

A seleção de materiais deve seguir uma série de critérios. Com relação a esses critérios, são feitas algumas afirmações. Assinale a alternativa que corresponde a

um princípio correto relativo à seleção de materiais.

- ☐ **a)** A seleção de materiais deve dar prioridade à redução de custos, independentemente das propriedades desejadas para o produto final.
- ☐ **b)** A seleção de materiais deve levar em consideração uma soma de critérios, como sua composição, comportamento a ataques químicos, térmicos e esforços mecânicos, além de avaliar o menor custo que atenda às necessidades do projeto.
- ☐ **c)** A seleção do material deve ser feita sempre tendo como base o material com as melhores propriedades disponíveis, mesmo que o custo seja mais elevado.
- ☐ **d)** Um exemplo de redução de custos seria a troca do material de construção, por exemplo aço substituindo polímeros na indústria automotiva.
- ☐ **e)** A massa do material selecionado não influencia na sua escolha.

Estrutura Atômica e Distribuição Eletrônica

A ideia de átomo foi proposta pelo filósofo Leucipo (478 a.C.) e aperfeiçoada e propagada pelo seu discípulo Demócrito. Eles descreveram os átomos como pequenas partículas que constituíam a matéria. Tais partículas representavam a menor porção possível da matéria e, portanto, eram indivisíveis. Somente após milhares de anos, essa ideia foi substituída por modelos baseados em estudos experimentais.

Modelo Atômico de Dalton

Esse modelo, desenvolvido por John Dalton, em 1808, baseou-se em reações químicas e pesagens minuciosas, chegando à conclusão de que os átomos realmente existiam e que possuíam algumas características, entre elas:

- Toda matéria é composta por partículas extremamente pequenas e indivisíveis denominadas átomos.
- Todos os átomos de um elemento são idênticos. Alguns exemplos de elementos são: ferro, alumínio, zinco etc.
- Os compostos químicos são formados quando dois ou mais átomos se combinam. Alguns exemplos são: H_2O , NaCl , $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (sacarose) etc.
- Os átomos não podem ser criados nem destruídos, o que atende à chamada “Lei de Conservação das Massas”. Dessa forma, eles são simplesmente rearranjados, formando novas substâncias (por meio de reações químicas).

Dalton determinou que os átomos são maciços, esféricos e indivisíveis, semelhantes a uma bola de bilhar (Figura 1.1).

Modelo Atômico de Thomson

Esse modelo foi desenvolvido por Joseph John Thomson, em 1897. Thomson verificou que o átomo não é indivisível, mas possui partículas carregadas negativamente. Essas partículas de carga negativa são os elétrons. Sugeriu que o átomo poderia ser uma esfera maciça carregada positivamente na qual alguns elétrons estariam uniformemente distribuídos. Como um todo, o átomo seria eletricamente neutro, tendo o mesmo número de cargas positivas (na massa do átomo) e cargas negativas (elétrons mergulhados) (Figura 1.2).

Modelo Atômico de Rutherford

Esse modelo foi desenvolvido por Ernest Rutherford, em 1911, cujo experimento consistiu em bombardear uma fina lâmina de ouro (0,00001 cm) com pequenas partículas portadoras de carga elétrica positiva, chamadas de partículas alfa, emitidas por certos materiais radioativos, como o polônio.

A partir desse experimento, Rutherford observou que:

- a maioria das partículas atravessou a lâmina sem sofrer desvios, concluindo que a maior parte do átomo deveria ser constituída por espaços vazios. Poucas partículas não atravessaram a lâmina e retornaram, concluindo que deveria existir, no átomo, uma pequena região onde estaria concentrada toda a sua massa (núcleo);
- algumas partículas, ao atravessarem a lâmina, sofreram desvios, concluindo que o núcleo do átomo deveria conter cargas positivas, responsáveis pelo desvio das partículas.

A Figura 1.3 mostra, esquematicamente, o experimento realizado.

A partir dos experimentos de Rutherford, verificou-se que o átomo é formado por um núcleo denso, que contém prótons e nêutrons, rodeado pelos elétrons distribuídos por todo o volume restante do átomo (eletrosfera). De

maneira esquemática, as regiões do átomo estão divididas conforme mostra a Figura 1.4.

Rutherford constatou que o átomo é constituído por três partículas subatômicas, sendo elas: o próton, o nêutron e o elétron. Dentre as partículas subatômicas, os prótons e nêutrons possuem massa significativa, e o elétron possui massa desprezível. Com relação às cargas, o próton possui carga positiva, o elétron possui carga negativa e o nêutron não possui carga. A Tabela 1.1 apresenta as características dessas partículas.

Tabela 1.1 - Características das partículas subatômicas

Fonte: Adaptada de Brown (2017).

O modelo atômico de Rutherford ficou conhecido como “modelo planetário”, uma vez que nele, o átomo se assemelha ao Sistema Solar com os elétrons girando ao redor do núcleo (Figura 1.5), assim como os planetas giram ao redor do Sol.

Características dos Átomos

A partir do modelo atômico de Rutherford, foi possível estabelecer algumas características para os átomos dos diferentes elementos, sendo elas o número atômico e número de massa.

1. Número atômico (Z):

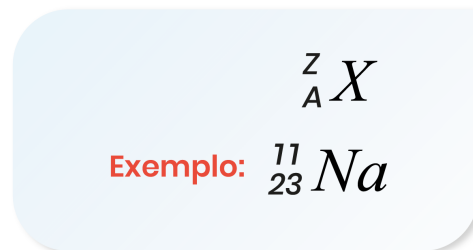
O número atômico indica a quantidade de prótons existentes no núcleo de um átomo. É representado pela letra “Z”.

Como os átomos são neutros, temos que: N° de prótons = N° de elétrons.

2. Número de massa (A):

O número de massa (A) é a soma do número de prótons (p) e o número de nêutrons (n), logo: $A = p + n$.

A representação de um elemento químico, quanto ao seu número atômico e número de massa, é feita da seguinte maneira:



Onde “X” é um elemento genérico com número de massa “A” e número atômico “Z”.

Modelo Atômico de Rutherford-Böhr

O modelo atômico de Rutherford foi aperfeiçoado por Böhr. Baseado na teoria quântica proposta por Planck, Bohr elaborou os seguintes postulados:

- I) Os elétrons que giram ao redor do núcleo não giram ao acaso, mas descrevem órbitas determinadas sem emitirem nem absorverem energia.
- II) Ao receber energia, o elétron pode saltar para outra órbita, mais energética. Quando o átomo retorna à sua órbita original, ele libera a energia que foi absorvida, em forma de luz ou calor.

Essas órbitas foram denominadas níveis de energia ou camadas eletrônicas e apresentam valores de energia específicos para cada átomo. Sete níveis de energia foram definidos pelas letras K, L, M, N, O, P e Q e sua energia aumenta à medida que os níveis se afastam do núcleo. A Figura 1.6 mostra a distribuição das camadas eletrônicas ao redor do núcleo. Para a camada mais externa, dá-se o nome de camada de valência.

Cada camada energética comporta um número máximo de elétrons. Os elétrons sempre vão ocupar os níveis energéticos mais baixos, para então ocupar níveis de maior energia. A Tabela 1.2 mostra o número máximo de elétrons por níveis de energia.

Tabela 1.2 - Número máximo de elétrons por nível de energia
Fonte: Adaptada de Brown (2017).

Contribuição de Sommerfeld para o Modelo Atômico

Ao pesquisar o átomo, Sommerfeld concluiu que os elétrons de um mesmo nível ocupam órbitas de trajetórias diferentes (circulares e elípticas). Essas trajetórias foram denominadas subníveis. Os subníveis podem ser de quatro tipos: s , p , d , f, estando em ordem crescente de energia ($s < p < d < f$). Elétrons situados no mesmo subnível contêm a mesma quantidade de energia e se distribuem pela eletrosfera, ocupando o subnível de menor energia. O número máximo de elétrons por subnível está mostrado na Tabela 1.3.

Tabela 1.3 - Número máximo de elétrons por subnível

Fonte: Adaptada de Brown (2017).

Diagrama de Linus Pauling

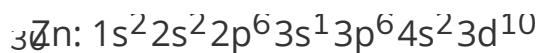
Para tornar mais fácil a distribuição dos elétrons nos níveis e subníveis de energia dos átomos, o cientista Linus Pauling (1901-1994) criou uma representação gráfica com o objetivo de facilitar a distribuição eletrônica por ordem crescente de energia, que ficou conhecida como diagrama de Pauling (Figura 1.7). O uso desse diagrama consiste em distribuir os elétrons seguindo a ordem mostrada pelas setas nas diagonais, começando pelo topo até atingir o número de elétrons correspondente a um determinado átomo.



Figura 1.7 - Diagrama de Linus Pauling

Fonte: DMacks / Wikipedia.

Exemplos: ${}_{11}\text{Na}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$



Modelo Atômico Atual

Schrödinger apresentou um modelo atômico no qual os elétrons eram considerados como partículas-onda. Esse modelo era baseado na teoria da mecânica ondulatória, que determinou o conceito de "orbital", a região do espaço ao redor do núcleo onde existe a máxima probabilidade de se encontrar o elétron. O modelo de Schrödinger, válido até hoje, procura determinar os valores permitidos de energia para os elétrons de um átomo e mostra que é impossível conhecermos a trajetória de um elétron.

praticar

Vamos Praticar

Um determinado átomo, em seu estado fundamental, apresenta número atômico igual a 13 e o número de massa igual a 27. Sobre ele, é correto afirmar que:

- ☐ a) Apresenta 27 elétrons.
- ☐ b) Apresenta 15 prótons.
- ☐ c) Apresenta 14 nêutrons.
- ☐ d) Apresenta 26 nêutrons.
- ☐ e) Apresenta 14 elétrons.

Tabela e Propriedades Periódicas

A tabela periódica é um instrumento de consulta que relaciona as estruturas dos elementos químicos conhecidos com o modelo atômico de subníveis e explica algumas de suas propriedades periódicas. Em 1869, Dmitri Mendeleev elaborou uma forma de organizar os elementos químicos de acordo com suas propriedades, deixando espaços em branco, de forma que pudessem ser preenchidos por novos elementos que viessem a ser descobertos. Mendeleev organizou os elementos de acordo com a ordem crescente de suas massas atômicas e notou que, nessa sequência, apareciam a intervalos regulares elementos com propriedades semelhantes, daí a denominação de propriedades periódicas.

Em 1913, Moseley, ao trabalhar com uma técnica envolvendo raios X, descobriu uma característica numérica dos átomos de cada elemento, conhecida como “número atômico”, que, posteriormente, foi associado ao número de prótons. Dessa forma, verificou-se que, ao organizar os elementos em função da ordem crescente de seus respectivos números atômicos, corrigiam-se algumas inconsistências da tabela elaborada por Mendeleev. E,

assim, a tabela periódica foi reformulada e, atualmente, os elementos químicos estão dispostos em ordem crescente de número atômico. A Figura 1.8 mostra a organização dos elementos químicos na tabela periódica.

The image shows a standard periodic table of elements, color-coded by groups. The title 'Tabela Periódica' is at the top. The table is organized into rows (periods) and columns (groups). The legend at the bottom identifies the color-coding: yellow for alkali metals, orange for alkaline earth metals, green for transition metals, light blue for post-transition metals, purple for metalloids, pink for nonmetals, and light green for noble gases. The table includes elements from Hydrogen (H) to Oganesson (Og).

Figura 1.8 - Tabela periódica

Fonte: Rottoni / Wikipedia.

Na tabela periódica, as colunas, ou linhas verticais, são chamadas de grupos ou famílias, sendo numeradas de 1 a 18. Os elementos localizados na mesma família possuem, em geral, o mesmo número de elétrons na camada de valência. Já as linhas horizontais são chamadas de períodos, variando de 1 a 7. Os elementos localizados em um mesmo período possuem o mesmo número de camadas eletrônicas.

A simbologia utilizada para cada elemento na tabela periódica está mostrada na Figura 1.9, sendo composta de:

- **Símbolo:** iniciais do nome, em latim.
- **Número atômico (Z):** número de prótons.
- **Massa atômica:** média ponderada das massas de seus isótopos, levando em consideração as abundâncias relativas desses isótopos.

Classificação dos Elementos da Tabela Periódica

Os elementos presentes na tabela periódica podem ser classificados sob diferentes formas. As Figuras 1.10 e 1.11 apresentam duas formas diferentes de classificação.

reflita

Reflita

Conheça as principais características das diferentes classificações dos elementos químicos:

- Metais: apresentam brilho, são bons condutores de calor e de eletricidade, são sólidos à temperatura ambiente (à exceção do mercúrio), são dúcteis (capazes de se transformar em fios) e maleáveis (formam chapas).
- Ametais: possuem propriedades opostas às dos metais, não conduzem calor nem eletricidade (exceção carbono), não possuem brilho e podem se apresentar nos estados sólido, líquido ou gasoso.
- Semimetais: possuem propriedades intermediárias entre metais e ametais. São todos sólidos, apresentam brilho e são semicondutores de calor e de eletricidade.

- Gases nobres: recebem essa denominação em função de, dificilmente fazerem ligações com átomos de outros elementos. São estáveis e possuem a camada de valência completa, são todos gases e usados, principalmente, em lâmpadas especiais.
- Hidrogênio: é considerado um elemento à parte. Pode se combinar com metais, ametais e semimetais. É um gás isolante e extremamente inflamável. É o elemento mais abundante do universo, sendo a água a maior fonte de hidrogênio.

Fonte: Adaptado de Bettelheim *et al.* (2012).

Propriedades Periódicas

As propriedades periódicas são aquelas que, à medida que o número atômico aumenta, assumem valores crescentes ou decrescentes em cada período. Algumas das propriedades periódicas são:

STEP
01

STEP
02

STEP
03

praticar

Vamos Praticar

Dados os elementos químicos:

G: $1s^2$

J: $1s^2 2s^1$

L: $1s^2 2s^2$

M: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Assinale a alternativa cujos elementos químicos apresentam propriedades químicas semelhantes aos apresentados:

- ☐ **a)** G e L, pois são gases nobres.
- ☐ **b)** G e M, pois têm dois elétrons no subnível mais energético.
- ☐ **c)** J e G, pois são metais alcalinos.
- ☐ **d)** L e M, pois são metais alcalinos terrosos.
- ☐ **e)** J e L, pois são metais alcalinos.

Ligações Iônica, Covalente e Metálica

Os átomos ligam-se, isto é, eles tendem a perder, ganhar ou compartilhar elétrons, procurando adquirir configuração eletrônica do gás nobre mais próximo e, com isso, alcançar sua estabilidade. Isso ocorre em decorrência de os gases nobres possuírem sua camada de valência completa, com oito elétrons. O átomo pode adquirir uma configuração de gás nobre doando, recebendo ou compartilhando elétrons da camada de valência.

Os átomos que possuem 1, 2 ou 3 elétrons na camada de valência tendem a ceder seus elétrons. Os átomos que possuem 5, 6 ou 7 elétrons na camada de valência tendem a atrair elétrons. Os átomos que possuem 4 elétrons na camada de valência compartilham seus elétrons, dependendo do elemento químico em questão.

Ao doar ou receber elétrons, formam-se os íons. As espécies que doam elétrons se transformam em cátions, e as espécies que recebem elétrons se transformam em ânions. Os cátions são representados por X^{+n} , onde n é o número de elétrons doados, e os ânions são representados por XX^{-n} , onde n é o número de elétrons recebidos.

Existem três tipos de ligações químicas intramoleculares (ligações entre átomos):

- Ligação iônica: envolve a transferência de elétrons.
- Ligação covalente: envolve o compartilhamento de elétrons.
- Ligação metálica: cátions envolvidos por uma “nuvem” de elétrons.

Numa ligação química, só são transferidos ou compartilhados os elétrons de valência, ou seja, os elétrons da camada mais externa do átomo. Para representar esses elétrons, utilizamos a representação de Lewis. A Figura 1.12 mostra exemplos da representação de Lewis.

Ligações Iônicas

Ocorrem entre átomos de metais e ametais:

- Metais: possuem menos de quatro elétrons na camada de valência, apresentam alta eletropositividade, adquirem o octeto perdendo elétron(s) e estabilizam-se na forma de cátions.
- Ametais: possuem mais de quatro elétrons na camada de valência, apresentam alta eletronegatividade, adquirem o octeto ganhando elétron(s) e estabilizam-se na forma de ânions.

Essa ligação acontece por atração eletrostática de íons com cargas opostas, formando os compostos iônicos.

A fórmula dos compostos iônicos é escrita seguindo as regras apresentadas:

1. Escreve-se sempre primeiro o cátion e depois o ânion.
2. Como todo composto iônico é eletricamente neutro, as cargas individuais dos íons não precisam ser escritas.
3. Os números em subscrito que aparecem do lado direito de cada íon indicam a proporção entre o cátion e o ânion. Esses números são chamados de índices, e o número 1 não é escrito.

Exemplo de representação da fórmula do composto iônico (Figura 1.13):

Ligações Covalentes

Na ligação covalente, o par de elétrons passa a pertencer simultaneamente aos dois átomos, ocorrendo um compartilhamento de elétrons. Ocorre entre átomos que têm tendência para receber elétrons, ou seja, entre ametais, ametal + Hidrogênio e Hidrogênio + Hidrogênio. Os átomos compartilham elétrons, formando pares eletrônicos. Como consequência desse

compartilhamento, formam-se as moléculas. A Figura 1.14 mostra dois exemplos de ligação covalente, utilizando a representação de Lewis.

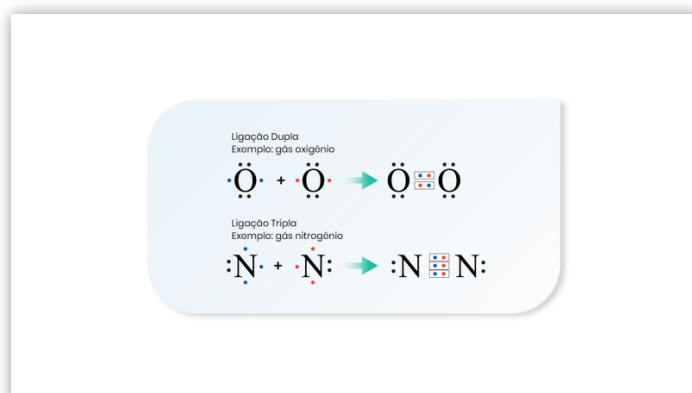


Figura 1.14 - Representação de Lewis de ligações covalentes

Fonte: Elaborada pelo autor.

Ligações Metálicas

É uma ligação que envolve um “amontoado” organizado de íons metálicos positivos mergulhados em um “mar de elétrons” livres, chamado “modelo do mar de elétrons”. Esse tipo de ligação apresenta uma grande movimentação eletrônica, o que acaba influenciando nas principais características dos metais: boa condutividade térmica e elétrica, além de alta maleabilidade e ductibilidade.

Pode ser formada uma grande quantidade de ligas combinando os metais entre si ou com outros elementos da tabela periódica.

Saiba mais

Saiba mais sobre as ligações químicas, fazendo a leitura do artigo a seguir, que apresenta detalhes interessantes sobre as ligações químicas:

ACESSAR

Vamos Praticar

As ligações químicas ocorrem entre os átomos para formar moléculas. Esse fenômeno ocorre com a intenção de tornar os elementos envolvidos mais estáveis. O tipo de ligação química depende dos elementos que estão se ligando. Dessa forma, as ligações químicas existentes entre os átomos dos compostos HI, NH_3 e NaCl são, respectivamente:

- ☐ a) Iônica, covalente, iônica.
- ☐ b) Covalente, iônica, iônica.

- ☐ **c)** lônica, covalente, covalente.
 - ☐ **d)** lônica, iônica, covalente.
 - ☐ **e)** Covalente, covalente, iônica.
-

indicações

Material Complementar



LIVRO

Princípios de Química

Peter William Atkins e Loreta Jones.

Editora: Bookman Companhia Editor

ISBN: 8540700387

Comentário: o livro mostra, de forma bastante completa, o conteúdo abordado nesta unidade, com diversas aplicações e exemplos práticos de uso dos conhecimentos de Química Geral.



FILME

Tudo se transforma, ligações químicas, ligações químicas

Ano: 2012

Comentário: o vídeo aborda, com uma linguagem simples e direta, os conceitos de ligações químicas iônica, covalente e metálica.

Para saber mais sobre o filme, acesse o link:

TRAILER

conclusão

Conclusão

Nesta unidade, aprendemos os princípios gerais da Química, iniciando com alguns exemplos de aplicação da química na atuação do profissional, e sua relação com a seleção de materiais. Vimos a evolução da teoria atômica, abordando as principais características do átomo, como o número atômico, o número de massa e a distribuição de elétrons nos níveis e subníveis energéticos, utilizando o diagrama de Linus Pauling. Vimos, também, que os elementos são organizados em ordem crescente de número atômico na tabela periódica. Essa organização permite que algumas propriedades apareçam de forma periódica na tabela, entre elas o raio atômico, a energia de ionização e a eletroafinidade. Por fim, aprendemos que as ligações químicas que ocorrem entre os átomos podem ser: iônicas, covalentes e metálicas.

referências

Referências Bibliográficas

BETTELHEIM, F.; BROWN, W. H.; CAMPBELL, M. K.; FARREL, S. O. **Introdução à química geral**. São Paulo: Cengage Learning, 2012.

BROWN, T. E. **Química**: a ciência central. 13. ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2017.

MODELO_budin_de_pasas_thumb_2_.jpg. DCC: **Ciencia de la Computación Universidad de Chile**. [2019]. Disponível em: https://wiki.dcc.uchile.cl/alice/lib/exe/detail.php?id=p4_2014_39_g3&media=modelo_budin_de_pasas_thumb_2_.jpg. Acesso em: 7 dez. 2019.

SECRETARIA DA EDUCAÇÃO. **Experimento de Rutherford**. [2019]. Disponível em: <http://www.quimica.seed.pr.gov.br/modules/galeria/detalhe.php?foto=1356&evento=>. Acesso em: 7 dez. 2019.

