



**SECRETARIA MUNICIPAL DE EDUCAÇÃO E CULTURA
REDE MUNICIPAL DE ENSINO
ATIVIDADES PEDAGÓGICAS COMPLEMENTARES**

Escola: _____
Estudante: _____

Componente curricular: Ciências
Período: 05/04/2021 a 29/04/2021

Etapa: Ensino Fundamental II
Turma: 9º ano

- As atividades das APCs serão adequadas de acordo com a limitação e necessidade de cada estudante pelo professor (a) de Apoio e Supervisão do Departamento de Coordenação de Educação de Inclusão Social.

CADERNO 2

AULA 1 e 2 - Livro didático de Ciências: “Observatório de Ciências”, **páginas 86 e 93** com o tema “Modelos da estrutura da matéria”. *(Texto transscrito abaixo, para alunos que não possuem o livro didático)*



MODELOS DA ESTRUTURA DA MATÉRIA

Alguns filósofos gregos da Antiguidade já haviam proposto a ideia de que o mundo seria feito de partículas indivisíveis, enquanto outros filósofos preferiam a ideia de que tudo é composto de cinco elementos fundamentais: terra, água, ar, fogo e éter. Somente a partir do século XIX, a ideia de partículas indivisíveis foi resgatada e começou a ser testada. Nesta unidade, vamos estudar como o entendimento sobre o que compõe o Universo foi sendo modificado ao longo do tempo. Para verificar como esse entendimento foi construído, vamos utilizar um modelo para explicar um fenômeno da natureza.

Do que é feita a matéria?

A questão da divisibilidade da matéria gerou reflexões bastante interessantes desde a Antiguidade. Essa questão propunha que a matéria poderia ser dividida sucessivas vezes em partes cada vez menores. Filósofos da Antiguidade imaginaram que esse processo não poderia ser infinito, isto é, existiria um limite. Esse limite seria a partícula: a menor porção possível e indivisível da matéria. Leucipo de Abdera (559-450 a.C.) e seu discípulo Demócrito de Abdera (470-380 a.C.) sintetizaram essas ideias no que chamamos de teoria atomística. Ela sustenta que a matéria é composta de muitas partículas extremamente pequenas e indivisíveis, chamadas átomo.

Segundo Leucipo e Demócrito, as partículas se movimentam e interagem entre si (formando a matéria). Para que isso ocorra, é necessário assumir a existência de um espaço vazio entre elas. Portanto, segundo esses filósofos, todos os objetos físicos são constituídos por arranjos diferentes de átomos e vazio. Em alguns aspectos, a teoria atual sobre o átomo difere da proposta dos filósofos da Antiguidade, mas as ideias centrais permaneceram até hoje. Eles conseguiram explicar muito bem a divisibilidade da matéria, mas não conseguiram explicar completamente o movimento dos átomos. Na Antiguidade, uma teoria poderia ser aceita sem a necessidade de experimentos, ou seja, um modelo poderia ser construído com base, apenas, em ideias filosóficas, sem comprovação por meios experimentais. Por isso, até o início do século XIX, a concepção de átomo era apresentada

como uma ideia. Essa característica mudou, no entanto, quando, em 1808, o químico inglês John Dalton formulou uma nova teoria atômica com base em evidências experimentais que ele obteve estudando gases.

O modelo de Dalton

Enquanto buscava entender por que a massa dos reagentes e dos produtos em uma reação química eram iguais, John Dalton (1766-1844) propôs uma teoria baseada nos seguintes pressupostos:

- Todas as substâncias são formadas por partículas muito pequenas, indivisíveis e indestrutíveis, chamadas átomos.
- Existem diversos tipos de átomos, que se diferenciam em suas propriedades.
- Átomos que apresentam as mesmas propriedades, como a massa, pertencem a um mesmo elemento químico (conceito que será trabalhado no próximo capítulo).
- Um composto químico (conceito que será trabalhado no próximo capítulo) é uma substância formada de dois ou mais elementos químicos combinados em proporção fixa.
- As substâncias podem ser formadas por meio de união, separação e rearranjo de átomos, isto é: uma transformação ou reação química.

Segundo essa teoria, as diferenças entre os materiais eram resultado das diferentes combinações entre os átomos que os constituem. As transformações químicas, através das quais novas substâncias são obtidas, são o resultado do rearranjo dos átomos das substâncias reagentes. Para Dalton o átomo era como uma esfera maciça. Para diferenciar cada tipo de elemento químico, ele propôs uma série de símbolos baseados em esferas e a união entre eles na formação de diferentes compostos. Veja, abaixo, a representação da água e de outras substâncias, segundo o modelo de Dalton.



Modelos de Dalton para os átomos de hidrogênio, oxigênio e nitrogênio e para os compostos água e amônia. Hoje, sabemos que as partículas de água são formadas por dois átomos de hidrogênio ligados a um átomo de oxigênio, e que a amônia é formada por um átomo de nitrogênio e três de hidrogênio, diferentemente do modelo proposto por Dalton. Elementos fora de escala de tamanho e de proporção. Cores fantasia.

O modelo de Dalton, contudo, foi bastante contestado entre os cientistas de sua época. As críticas ao modelo de Dalton propiciaram o surgimento de novos modelos, propostos por outros pesquisadores, como o modelo de Thomson.

O modelo de Thomson

No final do século XIX, o cientista inglês Joseph John Thomson (1856-1940) investigava a natureza elétrica da matéria e elaborou um interessante experimento. Nele, utilizou um tubo de vidro preenchido com gás rarefeito que continha duas placas metálicas, uma em cada extremo (um polo negativo, ou cátodo, e o outro positivo, ou ânodo). Aplicando uma corrente elétrica em alta voltagem no tubo, Thomson observou o surgimento de feixes luminosos, os quais denominaram de raios catódicos. Querendo descobrir se o feixe de raios catódicos apresentava algum tipo de carga, ele o submeteu a um campo magnético (como o dos ímãs).

Fez isso porque sabia que os campos magnéticos apresentam polos com cargas positiva e com cargas negativas. Sabia também que corpos que apresentam mesma carga elétrica se repelem e, ao contrário, corpos que apresentam cargas diferentes, se atraem. Ao ser submetido a um campo magnético, o feixe se desviava em direção ao polo positivo. Esse fato fez com que Thomson concluisse que os raios catódicos eram formados por partículas com cargas negativas.

As propriedades do raio formado eram as mesmas independentemente do gás colocado no tubo.

Isso indicava que o tipo de gás não era relevante para a ocorrência do fenômeno, mas sim algo que era comum a todos eles, algo que os constituía. Thomson, então, concluiu que deveriam existir partículas de carga negativa nos átomos que formavam os gases no interior do tubo e que essas partículas se separavam deles quando a corrente elétrica era aplicada. Essas partículas de carga negativa receberam o nome de elétrons. Como as propriedades elétricas da matéria são observadas apenas em determinadas condições (por exemplo, depois de ela ser friccionada), Thomson supôs que a matéria fosse originalmente neutra (afinal, não tomamos choque a todo momento). Se isso fosse verdade, os átomos (que, pelos resultados do experimento, apresentavam partículas com carga negativa), deveriam também apresentar partículas com carga positiva, de modo a equilibrar o total de cargas, tornando-o neutro.

No modelo atômico proposto por Thomson, o átomo é formado por elétrons que estão mergulhados em uma esfera não macia e uniforme constituída de material com carga positiva. Apesar de explicar os fenômenos elétricos conhecidos até então, o modelo atômico de Thomson não foi capaz de abranger as observações feitas em alguns experimentos posteriores. E outro modelo precisou ser proposto. Aparelhos de televisão antigos são, na verdade, tubos de raios catódicos com vários refinamentos. Esse tipo de monitor é chamado CRT (sigla, em inglês, para cathode-ray tube; literalmente: tubo de raios catódicos, em português) e é, basicamente, um aparelho no qual um tubo de raios catódicos e um poderoso ímã trabalham em conjunto para formar imagens na tela. O sinal de vídeo é decodificado por um circuito que faz com que um feixe de elétrons seja disparado através de um tubo de raios catódicos.

Em um ponto desse tubo, eletroímãs fazem com que esses raios passem por toda a tela, de um lado para o outro, de cima para baixo, uma linha por vez. Como os elétrons se movem com velocidade gigantesca, não percebemos esse movimento de varredura do feixe e vemos o que parece ser uma imagem projetada inteira e de uma só vez na tela. Na tela, pontos com diferentes cores brilham quando atingidos pelo feixe de elétrons. Ao ligar e desligar o feixe de elétrons enquanto os eletroímãs realizam a varredura, diferentes pontos se iluminam ou ficam apagados, o que, em conjunto, gera a imagem que vemos.

O modelo de Rutherford

A capacidade de algumas substâncias emitirem radioatividade já era conhecida na comunidade científica na época em que Thomson propôs o seu modelo atômico. No entanto, o modelo atômico de Thomson não era capaz de explicar esse fenômeno.

O cientista neozelandês Ernest Rutherford (1871-1937) estudou com outros pesquisadores (Hans Geiger e Ernest Marsden) a natureza dos raios alfa (α), um tipo de radiação, que consistia em um fluxo de partículas carregadas positivamente, emitidas por materiais radioativos. Para tanto, utilizaram material emissor de raios α no interior de uma caixa de chumbo (que bloqueia os raios α) com um pequeno orifício. Nesse experimento, as partículas saem por esse orifício e se chocam contra uma lâmina de ouro muito fina.



(Elementos fora de escala de tamanho e de proporção. Cores fantasia.)

Ao redor da lâmina, foi colocado um aparato recoberto por uma substância que brilhava ao ser atingida pelas partículas α . Com isso, foi possível estimar a trajetória das partículas e após o choque

com a lâmina de ouro.

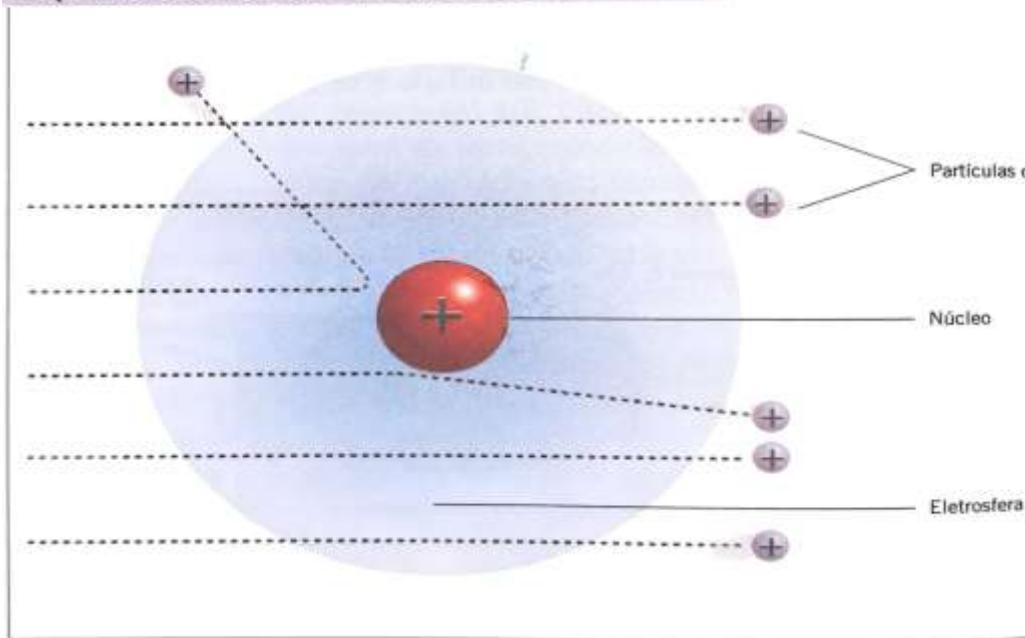
A partir desse experimento, foi possível verificar que:

- a maioria das partículas a atravessou a lâmina de ouro sem sofrer um desvio significativo de sua trajetória.
- uma pequena proporção de partículas a sofreu desvio após atravessar a lâmina – Rutherford sabia que as partículas a tinham carga positiva, portanto, concluiu que existiam partículas positivas (prótons) nos átomos da lâmina que causavam, por terem cargas de mesmo sinal, esses desvios na trajetória das partículas α .

- uma porção ainda menor de partículas a foi rebatida pela lâmina, tendo seu curso desviado para trás – esse resultado levou Rutherford a concluir que existiam regiões maciças e muito densas nos átomos (os núcleos).

Integrando suas observações, Rutherford propôs que o átomo apresentava um núcleo pequeno, denso (concentrando, praticamente, toda a massa do átomo e que seria responsável pelas partículas que foram rebatidas), com carga positiva (o que faria as partículas α , que são carregadas positivamente, sofrerem desvios ao passar pela lâmina). Ao redor do núcleo, existiria uma nuvem de elétrons (ou eletrosfera) que ocuparia uma área bem maior.

Esquema do modelo atômico de Rutherford



Explicação dos resultados obtidos por Rutherford com base no modelo proposto.
As partículas α que passam próximas do núcleo, ou que colidem com ele, têm sua trajetória desviada. A maioria das partículas α atravessa os grandes espaços vazios sem sofrer desvios.
Elementos fora de escala de tamanho e de proporção. Cores fantasia.

Apesar de seu modelo conseguir explicar uma série de fenômenos observados na época, Rutherford recebeu diversas críticas. Uma delas era de que, se o núcleo fosse composto apenas de prótons, ele não seria estável, pois os prótons, todos positivos, iriam se repelir. Rutherford, então, supôs a existência de outro tipo de partícula nuclear, que não teria carga e se encarregaria de manter os prótons unidos, neutralizando a repulsão entre as partículas positivas. Essa suposição foi confirmada em 1932 pelo físico britânico James Chadwick (1891-1974), que comprovou a existência de um segundo tipo de partícula no núcleo atômico, o nêutron, que não apresenta carga elétrica.

Estados físicos da matéria e modelos de interação entre partículas

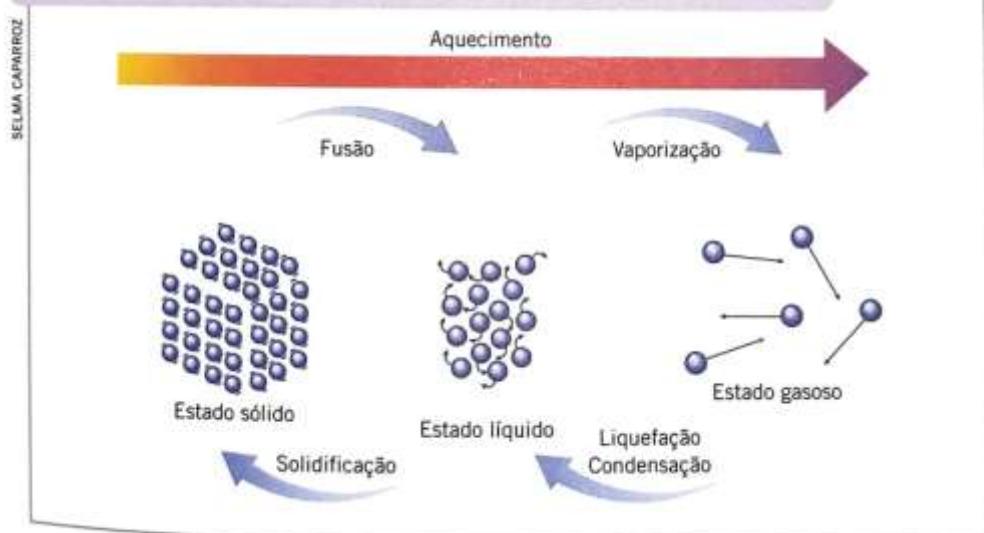
Cada um dos estados físicos mais comuns no cotidiano (sólido, líquido e gasoso) reflete certa organização espacial dos átomos. Para entender esse fenômeno é necessário lembrar que os átomos estão sempre vibrando (mesmo nos sólidos), que a temperatura é uma medida de seu grau de agitação, que eles podem se atrair ou se repelir (de acordo com o sinal de suas cargas) e que eles podem se movimentar no espaço e uns em relação aos outros.

No estado sólido, as partículas estão tão próximas e exercem tanta atração entre si que praticamente, não se movem umas em relação às outras. As partículas ainda vibram, mas ficam, geralmente, no mesmo lugar. Esse conjunto de características faz com que os sólidos tenham uma forma fixa, sejam praticamente incompressíveis e sem fluidez.

No estado líquido, as partículas ainda estão relativamente próximas entre si, mas muito menos do que no estado sólido. A atração entre as partículas é o suficiente para mantê-las próximas e coesas, mas não é forte o bastante para mantê-las fixas em um ponto e impedi-las de se movimentar umas em relação às outras. Esse conjunto de características faz com que os líquidos não tenham forma fixa e fluam com facilidade. Assim como os sólidos, os líquidos são, praticamente, incompressíveis.

No estado gasoso, as partículas estão muito distantes (na escala atômica) entre si. Elas se movimentam veloz e livremente umas em relação às outras. Esse conjunto de características faz com que os gases não tenham forma fixa, fluam com facilidade e ocupem todo o espaço do recipiente que os contém. Diferentemente dos sólidos e dos líquidos, os gases são compressíveis, isto é, podem ter seu volume alterado facilmente.

Estrutura da matéria dos diferentes estados físicos



Observe a distância entre as partículas e a velocidade com que se movimentam (quanto maior a velocidade das partículas, maior a seta que sai de cada esfera). Nesta ilustração, as esferas representam as menores partículas de uma substância. Elementos fora de escala de tamanho e de proporção. Cores fantasia.

- Fazer a Leitura e interpretação do texto e imagens. Responder as questões do livro didático do número 1, 2, 3, 4 e 5 da página 94.

1 - Explique com suas palavras:

a) Como a ideia de que a divisibilidade tinha um limite pode ter influenciado na concepção da ideia de partícula;

b) Por que o conceito de “vazio” era uma necessidade para a teoria de Leucipo e Demócrito sobre os átomos.

2 - Explique as diferenças entre o modelo atômico proposto por Leucipo e Demócrito e o de Dalton.

3 - Lembrando que eletricidade é o movimento de partículas com carga elétrica por um meio e que, de acordo com o modelo atômico de Dalton, o átomo era indivisível, deduza por que o modelo atômico proposto por ele não explicava a eletricidade.

4 - Explique por que os resultados do experimento com lâminas de ouro de Rutherford e sua equipe permitiram deduzir que:

a) O núcleo era muito pequeno, denso e positivo?

b) Existiam grandes espaços vazios entre os núcleos?

5 - Qual foi a principal suposição feita por Rutherford ao elaborar seu modelo atômico?

AULA 3 e 4 - Livro didático de Ciências: “Observatório de Ciências”, **páginas 96 e 103** com o tema “Substâncias simples e compostas e a tabela periódica”.(Texto transcrito abaixo, para alunos que não possuem o livro didático)

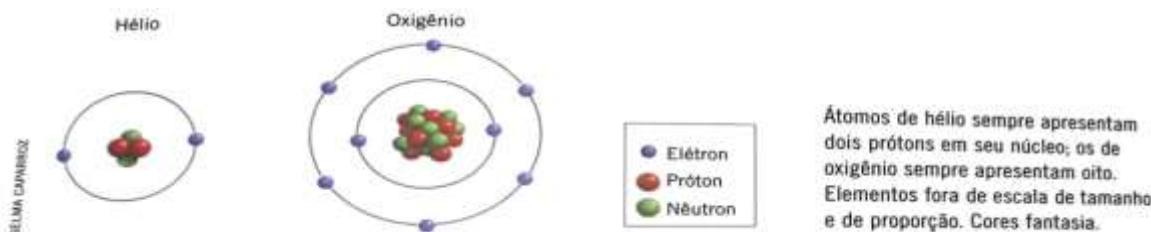


SUBSTÂNCIAS SIMPLES E COMPOSTAS E A TABELA PERIÓDICA

Com a proposição de seu modelo atômico, Dalton agrupou átomos de mesmas propriedades em uma categoria que ele chamou de elemento químico. Compreendendo as propriedades desses elementos, será possível explicar, agora, as propriedades das substâncias formadas por eles. Antes disso, vamos ver como os elementos químicos são classificados e organizados na tabela periódica dos elementos.

Organizando os elementos químicos: a tabela periódica

Átomos com mesmo número de prótons se comportam de modo previsível e similar e, por isso, são considerados um elemento químico.



O número de prótons de um átomo é designado número atômico e é representado pela letra Z. Atualmente, são conhecidos 92 elementos químicos naturais (isto é, que ocorrem espontaneamente) e mais alguns que só podem ser criados em laboratório, os chamados elementos artificiais.

A soma do número de prótons (Z) e de nêutrons (n) – que têm massas semelhantes – de um átomo é seu número de massa, representado pela letra A. O elétron tem 1837 vezes menos massa do que um próton e não soma para o número de massa do átomo. Assim, pode-se dizer que:

$$A = Z + n$$

A tabela periódica dos elementos é uma forma de organizar os elementos químicos de um modo informativo e prático. Por meio dela, você pode buscar elementos químicos, e localizá-los, pelas suas características, sem ao menos saber seu nome.

A tabela periódica atual é organizada da seguinte maneira:

- Em cada célula, os elementos químicos são representados por seu símbolo (uma ou duas letras), como ilustrado abaixo. Além do símbolo, cada quadro costuma conter o nome, o número atômico e a massa atômica do elemento.
- Elementos químicos com propriedades químicas semelhantes estão agrupados em uma mesma coluna (chamada de família ou grupo). Os grupos são numerados de 1 a 18.
- Existem sete linhas horizontais denominadas períodos ou séries.
- Os elementos estão organizados em ordem crescente de número atômico, que para os períodos aumentam da esquerda para a direita e, para os grupos, de cima para baixo.
- Os elementos da série dos lantanídeos e dos actinídeos fazem parte do grupo 3, mas são colocados separadamente na parte de baixo da tabela para que ela não fique muito larga.

número atômico	5	símbolo
nome	Boro	
massa atômica	10,8	
		Representação na tabela periódica do elemento químico boro.

Grupamento	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
PERÍODO																		
1	1 H hidrogênio	3	4 Be berílio	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
2	Li lítio	Be berílio	Li lítio	Be berílio	Li lítio	Be berílio	Li lítio	Be berílio	Li lítio	Be berílio	Li lítio	Be berílio	Li lítio	Be berílio	Li lítio	Be berílio	Li lítio	
3	Na sódio	Mg magnésio	Al álumínio	Si silício	P fósforo	S enxofre	Cl clorina	Ar argônio	Ne neônio	He helíio	He helíio	He helíio	He helíio	He helíio	He helíio	He helíio	He helíio	
4	K potássio	Ca calcio	Sc escandílio	Ti titânio	V vanádio	Cr cromo	Mn manganês	Fe ferro	Co cobalto	Ni níquel	Cu cobre	Zn zincos	Ga gálio	Ge germanio	As arséniio	Se selênio	Kr xenô	
5	Rb rubálio	Sr estritônio	Y lantânio	Zr zirconio	Nb núbio	Tc técneto	Ru rufo	Rh ródio	Pd palladio	Ag prata	Cd cadmio	In indígio	Sn estâncio	Sb stibônio	Te telúrio	Xe xenô	Rn xônio	
6	Cs césio	Ba baritônio	Lr láterio	Hf hafnio	Ta tântalo	W tungsteno	Re ruthénio	Os osmio	Pt platina	Au ouro	Pt platina	Tl talio	Hg mercurio	Pb plumbio	Bi bismuto	Po polônio	At astônio	
7	Fr frônio	Ra radio	Ra radio	Rf radio	Dy radio	Sg samarium	Bh bário	Hs hassio	Mt metastólio	Rg rutherfordio	Rg rutherfordio	Cn californio	Nh neptônio	Mf mendelevio	Lv lawrencio	Ts tesseri	Og oganesson	
Grupamento 1: metálicos atômicos.																		
Grupamento 2: metálicos alcalinotratônicos.																		
Grupos 3 a 12: metais de transição.																		
Nos grupos 13 e 17, os elementos que comparametem reações de desarranjo e transferência de elétrons que desarranjam os grupos. Assim, no grupo 13, todos são metálico e só o silício é não-metálico e não-metálico. No grupo 17, os compõem todos são não-metálicos e só o flúor é gás nobre.																		
Grupamento 18: gases nobres.																		
Legenda:																		
■ sólido																		
■ líquido																		
■ gasoso																		
■ antimônio																		
Fonte: CHACAS, A.; F. ROCHA FILHO, R. C. Normas recomendadas para os elementos químicos. Química Nova na Escola. Disponível em: < http://quimica.ufsc.br/pesq/abq/eq/online/apescl/01an01.pdf >. Acesso em: set. 2018. IUPAC: Iupac periodic table of the elements. Disponível em: < https://iupac.org/what-we-do/periodic-table-of-elements/ >. Acesso em: set. 2018.																		
Legenda alternativa:																		
■ metálico atômico																		
■ não-metálico atômico																		
■ metálico molecular																		
■ não-metálico molecular																		
■ iônico																		
■ covalente																		
■ covalente polar																		
■ covalente forte																		
■ covalente fraco																		
■ iônico forte																		
■ iônico fraco																		
■ iônico polar																		
■ iônico forte e polar																		
■ iônico fraco e polar																		
■ iônico forte e polar e covalente forte																		
■ iônico fraco e polar e covalente fraco																		
■ iônico forte e polar e covalente forte e iônico forte																		
■ iônico fraco e polar e covalente fraco e iônico fraco																		
■ iônico forte e polar e covalente forte e iônico fraco																		
■ iônico fraco e polar e covalente fraco e iônico forte																		
■ iônico forte e polar e covalente fraco e iônico fraco e iônico forte																		
■ iônico forte e polar e covalente forte e iônico fraco e iônico fraco																		
■ iônico forte e polar e covalente forte e iônico fraco e iônico forte																		
■ iônico forte e polar e covalente fraco e iônico forte e iônico forte																		
■ iônico forte e polar e covalente forte e iônico forte e iônico fraco																		
■ iônico forte e polar e covalente fraco e iônico forte e iônico forte e iônico forte																		
■ iônico forte e polar e covalente forte e iônico forte e iônico forte e iônico fraco																		
■ iônico forte e polar e covalente fraco e iônico forte e iônico forte e iônico forte e iônico forte																		
■ iônico forte e polar e covalente forte e iônico forte e iônico forte e iônico forte e iônico fraco																		
■ iônico forte e polar e covalente fraco e iônico forte																		
■ iônico forte e polar e covalente forte e iônico fraco																		
■ iônico forte e polar e covalente fraco e iônico forte																		
■ iônico forte e polar e covalente forte e iônico fraco																		
■ iônico forte e polar e covalente fraco e iônico forte																		
■ iônico forte e polar e covalente forte e iônico fraco																		
■ iônico forte e polar e covalente fraco e iônico forte																		
■ iônico forte e polar e covalente forte e iônico forte																		
■ iônico forte e polar e																		

A representação de um elemento químico X de número de massa A e número atômico Z, em um texto corrido, é Z AX, enquanto na tabela periódica essas informações podem estar em posições diferentes, em geral indicadas em uma legenda, como ao lado.

Número atômico
Símbolo
Nome do elemento

Massa atômica

Os diferentes grupos da tabela periódica

Os grupos da tabela periódica (famílias) diferenciam-se entre si pelas propriedades químicas e físicas; elementos do mesmo grupo apresentam propriedades semelhantes. Por exemplo, os elementos de alguns grupos são muito reativos, enquanto os de outros são praticamente inertes; alguns conduzem eletricidade, outros são isolantes. Além da classificação em grupos ou famílias, os elementos químicos também podem ser agrupados, de maneira mais simples, em metais, não metais e gases nobres. Essa classificação geralmente é identificada por diferentes cores na tabela periódica. Vamos conhecer essa classificação.

Metais

Três quartos de todos os elementos são metais. A seguir, listamos algumas das suas principais características:

- Brilho característico.
- Boa condutividade do calor e da eletricidade.
- Ductilidade: são bastante resistentes a deformação plástica – por exemplo, podem ser bastante esticados, formando fios, sem se romper.
- Maleabilidade: podem ser comprimidos, formando lâminas ou folhas.
- Solidez à temperatura ambiente. Se fundem a altas temperaturas (a única exceção é o mercúrio, cuja temperatura de fusão é de 239 °C).

Não metais

Embora seja difícil generalizar as propriedades dos não metais, por elas serem muito variadas, é possível fazer as seguintes afirmações sobre esses elementos:

- São maus condutores de calor e de eletricidade.
- Podem ser sólidos, líquidos ou gasosos a temperatura ambiente.
- Os não metais sólidos são, em sua maioria, frágeis: o iodo, por exemplo, forma escamas que se rompem facilmente.
- Apresentam temperaturas de fusão e ebulição baixas quando comparadas às dos metais.

Gases nobres

A maioria dos átomos é muito reativa (isto é, se combinam, ou reagem, facilmente uns com os outros formando grupos ligados quimicamente). Portanto, não é comum encontrar átomos “sozinhos” (que não estão ligados a outros átomos) no ambiente. Ao se combinarem, eles ficam mais estáveis, se tornam menos reativos, e dão origem às substâncias. No entanto, um grupo de elementos químicos (que sempre são encontrados no estado gasoso) não necessita estabelecer ligações para se estabilizar. São os chamados gases nobres.

Hidrogênio: um caso à parte

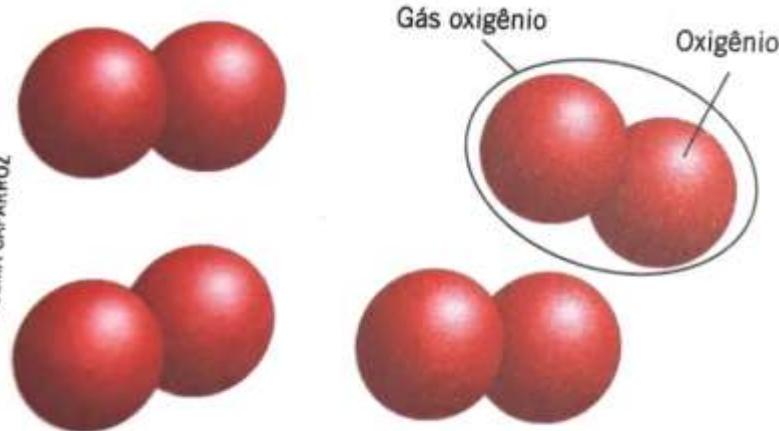
O hidrogênio (H), responsável por mais de 70% da massa do Universo, é um caso especial na classificação dos grupos. Ele apresenta algumas características e propriedades semelhantes às dos elementos do grupo 17 (halogênios) e outras semelhantes às dos elementos do grupo 1 (metais alcalinos), apesar de não ser um metal. Por esse motivo, embora esteja posicionado acima do grupo 1 em várias tabelas, ele não pertence a esse grupo, sendo classificado como um grupo à parte.

A combinação dos elementos químicos produz substâncias simples ou compostas

Substâncias puras são compostas de apenas um tipo de constituinte (um tipo de átomo ou de molécula, por exemplo). Por isso, apresentam propriedades específicas definidas, como densidade, pontos de fusão e de ebulição, condutividade, cor etc., que as diferenciam de outras substâncias. Ao analisar essas propriedades específicas, é possível saber se uma substância se encontra em estado puro ou se faz parte de uma mistura (composta de mais de um tipo de átomo ou de molécula). Substâncias puras formadas por um único elemento químico são classificadas como substâncias simples. O gás oxigênio, por exemplo, é formado somente pelo elemento químico oxigênio (no caso,

por dois átomos dele), o que é escrito assim O₂ – o número subscrito indica quantos átomos, do elemento à esquerda dele, estão presentes na molécula. As substâncias metálicas, como o ouro, o ferro e a prata, também são exemplos de substâncias simples.

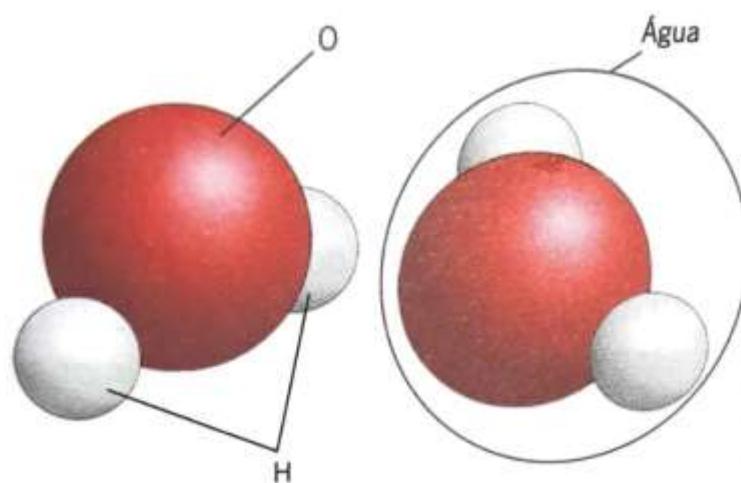
SELMA CAPARROZ



O gás oxigênio é uma molécula formada por dois átomos de oxigênio. Nessa representação, há quatro moléculas de gás oxigênio. Por ser formado por um único tipo de átomo, ele é uma substância simples. Elementos fora de escala de tamanho e de proporção. Cores fantasia.

Substâncias puras formadas por diferentes elementos químicos são chamadas de substâncias compostas e podem ser decompostas em substâncias simples se submetidas a procedimentos químicos adequados. São exemplos de substâncias compostas a água (H₂O) e o cloreto de sódio (NaCl), o principal componente do sal de cozinha.

SELMA CAPARROZ

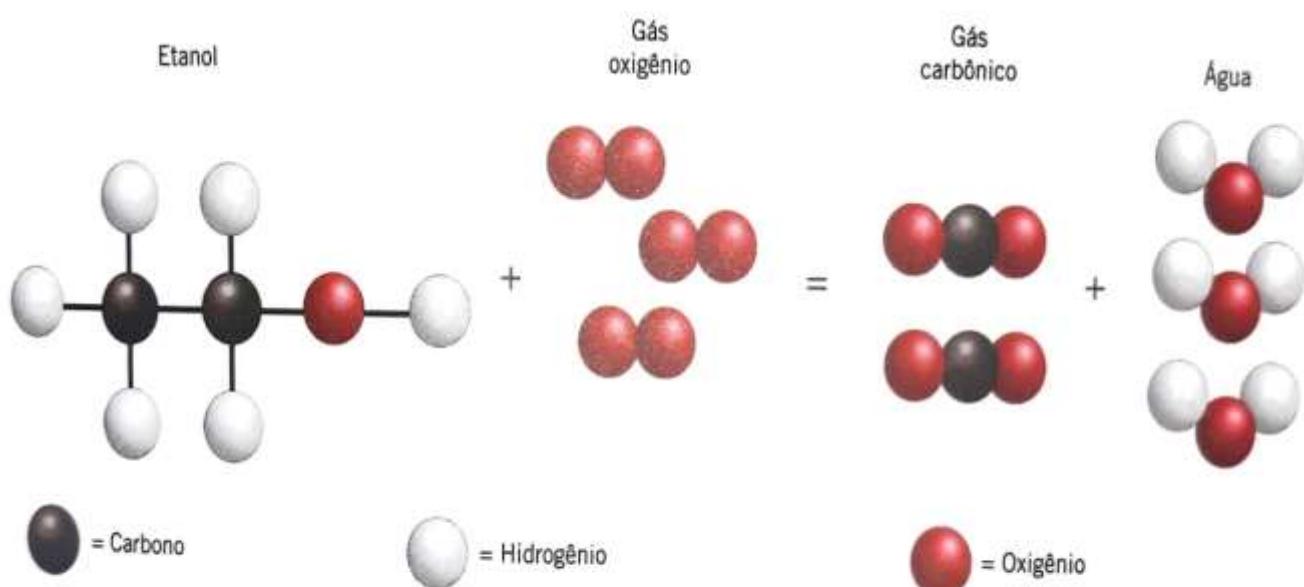


Representação molecular da água, formada por dois elementos químicos: oxigênio e hidrogênio. A água é uma substância composta. Elementos fora de escala de tamanho e de proporção. Cores fantasia.

Tudo se transforma

Nas transformações físicas, a natureza da substância se mantém a mesma, isto é, as moléculas de uma substância química no estado sólido são as mesmas no estado líquido ou no estado gasoso. Porém, há outro tipo de transformação em que é possível modificar a natureza da substância. Esse tipo de transformação é chamado de transformação química. Nela, há reagrupamento dos átomos que constituem a matéria, ou seja, uma substância forma outra, conferindo propriedades diferentes para a nova substância formada. Foi estudando as reações químicas que o químico francês Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794) chegou a uma importante conclusão. Realizando experimentos de combustão, ele percebeu que o gás oxigênio participava da transformação química que provocava a combustão das substâncias. Lavoisier sugeriu que o gás oxigênio era transformado, assim como a substância que queimava, em um processo que envolvia o rearranjo entre os átomos de todas as substâncias envolvidas – portanto, não havia perda ou desaparecimento de átomos, eles eram apenas rearranjados. Lavoisier propôs, então, a lei da conservação das massas. Essa lei enuncia que, em uma transformação química, a soma das massas das substâncias reagentes deverá ser a mesma que a soma das massas dos produtos da transformação (por manter a quantidade de átomos envolvidos). A lei da conservação das massas é conhecida pela seguinte frase: “Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma”. Para que uma transformação química possa ocorrer, é necessário fornecer energia suficiente para que seus átomos e moléculas possam se

separar e se rearranjar, formando novas substâncias.



Representação de rearranjo de átomos durante a reação química de combustão completa do etanol.
Elementos fora de escala de tamanho e de proporção. Cores fantasia.

- Fazer a Leitura e interpretação do texto e imagens. Responder as questões do livro didático do número 1 e 2 da página 104.

1 - Como pode ser definido um elemento químico?

2 - Analise os átomos A e B representados abaixo e faça o que se pede.



a) Quais números identificam elétrons, prótons e nêutrons?

b) Esses átomos pertencem ao mesmo elemento químico? Justifique.

c) Qual é o número atômico desse (s) elemento(s)?

d) Quais são os números de massa dos átomos A e B?

AULA 5 e 6 - Avaliação Bimestral de Ciências.

AULA 7 e 8 - Livro didático de Ciências: “Observatório de Ciências”, **página 104** com o tema “Substâncias simples e compostas e a tabela periódica”. (*Texto transcrito na aula anterior, para alunos que não possuem o livro didático*)

- Responder as questões do livro didático do número 3,4,5, 6 e 7 da **página 104**.

3 - Consultando a tabela periódica, indique a qual grupo pertence cada um dos elementos químicos listados abaixo.

a) N (nitrogênio) _____

b) C (carbono) _____

c) Na (sódio) _____

d) Xe (xenônio) _____

e) S (enxofre) _____

f) He (hélio) _____

g) I (iodo) _____

h) Cl (cloro) _____

4 - Classifique as substâncias abaixo como substâncias simples ou compostas.

a) H₂ (gás hidrogênio) _____

b) C₂H₆O (etanol) _____

c) Fe (ferro sólido) _____

d) N₂ (gás nitrogênio) _____

e) NH₃ (amônia) _____

f) He (gás hélio) _____

g) H₂O (água) _____

h) CH₄ (gás metano) _____

5 - Indique quantos elementos diferentes estão presentes em cada uma das substâncias abaixo.

a) Cl₂ (gás cloro) _____

- b) C₂H₆O (etanol) _____
- c) Fe (ferro sólido) _____
- d) O₂ (gás oxigênio) _____
- e) H₂SO₄ (ácido sulfúrico) _____
- f) NaCl (cloreto de sódio) _____
- g) C₆H₁₂O₆ (glicose) _____
- h) Ar (gás argônio) _____

6 - Um estudante realizou um experimento para investigar transformações químicas. Mediu a massa de um pedaço de papel em uma balança, registrou o valor e, em seguida, queimou o papel sobre a balança para verificar sua massa final. Os resultados do experimento, anotados pelo estudante, foram os seguintes: Massa do papel no início do experimento: 2,4 g Massa final do papel após a queima: 0,65 g. Com base nessas anotações do estudante, responda:

a) A transformação observada na queima do papel é uma transformação física ou química? Explique.

b) Como explicar a redução da massa do papel após a queima?

c) Os resultados obtidos neste experimento contrariam a lei da conservação das massas proposta por Lavoisier? Por quê?

7- Apesar de corriqueiro, se referir ao gás oxigênio da atmosfera somente como oxigênio (sem o uso do termo gás) pode induzir a um erro com relação à sua estrutura molecular. Explique que erro é esse.
