



C A P Í T U L O 4

O ÁTOMO

 <https://doi.org/10.22533/at.ed.178260603>

Alaide De Sá Barreto

Já estudamos que a Química estuda a composição da matéria e tudo aquilo que está relacionado às suas transformações. Vimos também que a matéria é tudo que ocupa lugar no espaço e tem massa. Logo, a matéria é o material físico do universo. Portanto, estudar a estrutura da matéria significa estudar suas unidades fundamentais, propriedades, organização e as suas transformações.

Os átomos são as unidades fundamentais da matéria. Eles são os pilares centrais da química, no sentido de que quase todos os fenômenos químicos podem ser explicados em termos de suas propriedades. A natureza da matéria e suas propriedades sempre foram motivo de preocupações desde tempos remotos. Registros sobre o assunto foram encontrados em antigos povos que habitavam a Mesopotâmia. E ainda hoje existem vários pontos sobre a origem da vida que permanecem sem resposta. Esse é sem dúvida, um dos principais questionamentos feitos em todos os tempos pela humanidade.

Na antiga Grécia (460 a.C.) os filósofos Leucipo e Demócrito afirmavam que o mundo era formado por um número infinito de partículas muito pequenas e indivisíveis denominadas de átomos (do grego, a = “não” e tomo = “divisível”). Portanto, para os antigos gregos era impossível dividi-lo. Com o avanço da ciência vários cientistas tentaram definir o átomo quanto à sua forma. Surgiram no cenário científico várias teorias e modelos (Figura 10) sobre sua forma física, são eles:

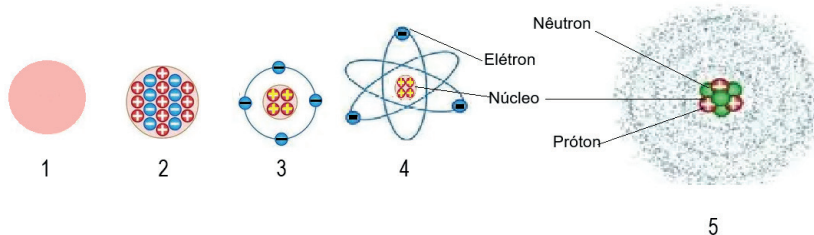
- **Modelo de Dalton.** O modelo baseado no conceito de Dalton ficou conhecido como modelo da bola maciça ou de bilhar (Figura 10). Este modelo (1803) tentou correlacionar às mudanças químicas que ocorrem durante as reações no nível de átomos individuais. O modelo de Dalton está fundamentado em cinco postulados:
 1. Toda a matéria é composta de átomos;

2. Átomos são permanentes e indivisíveis e não podem ser criados nem destruídos;
 3. Os átomos de um elemento são idênticos, mas são diferentes dos átomos de outro;
 4. Transformações químicas consistem de combinações, separação ou rearranjo de átomos;
 5. Compostos químicos são formados de átomos de dois ou mais elementos em uma razão fixa (lei da composição definida).
- **Modelo de Thomson.** O modelo baseado no conceito do físico britânico Joseph J. Thomson ficou conhecido como modelo de pudim de passas ou ameixa (Figura 10). Neste modelo (~1900) Thomson admitiu que o átomo era formado por uma massa uniforme de matéria carregada positivamente dentro do qual circulavam milhares de elétrons de cargas negativas presas com o igual número de carga elétrica. Thomson chegou à conclusão, durante seus estudos, que os elétrons têm massas e os átomos são divisíveis.
 - **Modelo de Rutheford.** O modelo baseado no conceito do químico britânico ficou conhecido como modelo do sistema planetário (Figura 10). Nesse modelo (1911) Ernest Rutherford sugeriu que o átomo seria formado de prótons e elétrons, dispostos semelhantemente ao sistema solar. No centro se concentrariam as cargas positivas (prótons) e os elétrons, com carga negativa, representariam os planetas girando em orbitas circulares. Esta orbita circular foi denominado de eletrosfera. O modelo de Rutheford não conseguiu explicar, por que número de partículas positivas localizadas no centro do átomo não se repelia. A resposta deste questionamento só foi respondida em 1932, quando o cientista James Chadwick descobriu o nêutron. Ele observou que o núcleo do elemento berílio radioativo emitia partículas sem carga elétrica e de massa, ligeiramente, maior à dos prótons. Estas partículas foram denominadas de nêutrons. Os nêutrons promovem o isolamento dos prótons, evitando, conseqüentemente, aproximação e a repulsão das cargas positivas.
 - **Modelo de Bohr.** Em 1913 Niels Bohr, cientista dinamarquês, intensificou o conhecimento da estrutura interna da eletrosfera incorporando as ideias de outros cientistas. As contribuições dos estudos Bohr complementaram o trabalho de Rutherford. O modelo atômico de Bohr propôs que a eletrosfera é formada por camadas de energia nas quais se distribuem os elétrons (Figura 10). Utilizando os conceitos da Mecânica quântica (disciplina recém-descoberta), ele sugeriu um modelo de átomo similar ao sistema planetário

de Rutheford e, determinou que os elétrons ocupam camadas eletrônicas com valores de energia constante (definidos previamente) ao longo do seu movimento em orbitas circulares. Estas camadas eletrônicas são mais energéticas à medida que se afastam do núcleo. Os elétrons apenas se deslocam para uma camada de maior energia ao absorver energia (por meio de uma descarga elétrica, calor entre outros, de uma fonte externa. Contudo, esses elétrons ficam instáveis. Ao retornar a sua camada de origem, os elétrons liberam a energia absorvida sob a forma de luz ou calor. Vale ressaltar que são sete as camadas eletrônicas. Elas (camadas eletrônicas) são representadas pelas letras K, L, M, N, O, P e Q.

- **Modelo de Schrödinger.** Em 1926, o físico austríaco Erwin Schrödinger (1887-1961) inseriu o conceito de orbital atômico (Figura 10). Logo, orbital é a região do espaço em torno do núcleo onde é máxima a probabilidade de se encontrar elétrons. Esta região foi definida através de uma equação, conhecida como equação de onda de Schrödinger, que incorpora a contribuição de outros cientistas e suas descobertas. Schrödinger concluiu que a eletrosfera não é formada de trajetórias determinadas, mas sim por regiões que se parecem a nuvens eletrônicas. Vale ressaltar que a teoria mais aceita na atualidade é a de Erwin Schrödinger.

Figura 10. Modelos atômicos. 1- Modelo da bola maciça ou de bilhar (Dalton 1808), 2- Modelo pudim de passas (Thomson, 1897); 3- Modelo planetário (Rutheford, 1911); 4- Modelo de órbitas estacionárias (Bohr, 1913); 5- Modelo quântico (Schrödinger, 1926)



Fonte Adaptado: <https://brasilecola.uol.com.br/fisica/modelos-atomicos.htm>

As principais experiências, observações e cálculos de outros cientistas que contribuíram para o modelo atômico atual foram:

- **Orbitas elíptica.** O físico Arnold Sommerfeld propôs que as órbitas eletrônicas não seriam circulares, mas sim elípticas, os elétrons teriam

velocidades diferentes uma vez que percorriam distancias diferentes em torno do núcleo;

- **Princípio da dualidade do elétron (partícula-onda).** Em 1924, o físico francês Louis Victor De Brooglie baseando-se na proposta que todo elétron possui trajetória constante quando se comporta com uma partícula ele determinou matematicamente, através uma equação de função de onda, que o elétron apresenta movimento ondulatório quando se comporta como onda característica (princípio da dualidade ou de De Broglie).
- **Princípio da Incerteza ou Indeterminação de Heisenberg.** Em 1926, Werner Heisenberg mostrou através de equações matemáticas que era impossível prever com absoluta precisão, a posição, a velocidade e a quantidade de movimentos de um elétron.

4.1- Origem dos átomos: Teoria do átomo primordial

A busca da origem do universo promoveu e, ainda proporciona debates, teorias e várias pesquisas. A teoria mais aceita sobre a origem diz que o universo teve início há cerca de pouco mais de 14 bilhões de anos. Esta teoria é denominada de teoria da Grande Expansão, em inglês Big Bang.

A teoria do Big Bang foi proposta em 1948, pelo cientista russo naturalizado estadunidense, George Gamow (1904-1968) e o padre e astrônomo belga Georges Lemaître (1894-1966). Estes pesquisadores propuseram que após esta grande explosão (BB, Big Bang), o Universo se resfriou e houve a fusão de partículas subatômicas (prótons e nêutrons), dando origem ao núcleo de átomos mais leves como, hidrogênio e o hélio, e a gigantescas nuvens dispersas no vácuo. Esses átomos se fundiram, liberando grandes quantidades de energia.

As primeiras estrelas nasceram após 3×10^8 anos, depois do surgimento dos primeiros elementos químicos (H e He). No interior dessas estrelas, maiores que o do Sol, houve a (e ainda há) fusão dos núcleos atômicos dando origem a elementos novos e mais complexos. A enorme gravidade dessas estrelas permitiu a fusão dos núcleos atômicos cada vez maiores (e, portanto, com uma carga elétrica maior). Isto resultou na formação dos elementos químicos como mais pesado, como por exemplo, o oxigênio, o nitrogênio e o carbono. Mais tarde, outros elementos ainda mais pesados e mais complexos formaram-se, chegando quase a totalidade dos elementos descritos na tabela periódica.

Explosões estelares (supernovas) dispersaram esses elementos químicos mais pesados no espaço sideral. Esses diferentes elementos, acabariam por começar a se unir entre si e a se esfriar, formando moléculas e substâncias químicas complexas.

Esses aglomerados de matéria complexa formariam mais tarde planetas, asteróides e todos os corpos astrais que conhecemos, incluindo o planeta Terra e novos sóis jovens, como o nosso. Essa matéria também é aquela que dentro de nosso planeta se combinaria em substâncias cada vez mais complexas e, eventualmente, em cadeias de moléculas que dariam início à própria vida. Portanto, como todos os seres vivos da Terra são formados por elementos químicos, podemos concluir que nós somos verdadeiramente filhos de estrelas que provavelmente nem existem mais.

4.2- A Identificação do Átomo

Os átomos são constituídos por partículas elementares: elétrons, os prótons e os nêutrons (Tabela 1). Estes dois últimos (prótons e nêutrons) formam o núcleo central denso positivamente carregado do átomo. As massas dos prótons e dos nêutrons são praticamente iguais (Tabela 1). Já a massa do elétron é aproximadamente 1836 vezes menor que a massa do próton. O núcleo atômico representa 99,9% da massa do átomo. Enquanto os elétrons, que rodeiam o núcleo, determinam o tamanho do átomo. Os elétrons são atraídos pelo núcleo através de forças eletrostáticas que impedem a sua separação do núcleo. Logo, os átomos são eletricamente neutros. Os nêutrons têm carga nula, os prótons apresentam a carga positiva e os elétrons têm carga negativa.

Observe a tabela 1. Note que a massa do elétron é muito menor do que a do próton e do nêutron. Portanto, se um átomo ganhar ou perder elétrons transformando-se, respectivamente em um íon negativo (ganhou elétrons) e um íon positivo (perdeu elétrons) não irá alterar em nada sua massa final.

Tabela 1. Características das três partículas subatômicas

Partícula	Massa		Carga	Símbolo
	Gramas	Massa relativa		
Próton	$1,672623 \times 10^{-24}$	1,007276	+1	p
Nêutron	$1,674986 \times 10^{-24}$	1,008665	0	e
Elétron	$9,109389 \times 10^{-28}$	0,0005485799	-1	n

4.2.1- Número atômico e Massa atômica

O número de prótons, de nêutrons e de elétrons constituem dados importantes para identificar um átomo. O número de massa (A) corresponde a soma do número de prótons (Z) e de nêutrons (n) existentes no núcleo (Tabela 2). Já a identificação de um átomo de um determinado elemento químico é feito a partir de seu número atômico (Z).

Tabela 2. Estrutura atômica

Número	Símbolo	Definição
Atômico	Z	Número de prótons
Nêutrons	N	$n = A - Z$
Massa	A	$A = Z + n$

4.2.2. Isótopos, Isóbaros, Isótonos e Isoletrônicos

Os átomos podem apresentar semelhanças em sua estrutura atômica, tais como a mesma quantidade de prótons ou igual número de massa, podendo se dividir em grupos, de acordo com a similaridade identificada. Deste modo, há quatro tipos básicos de átomos: isótopos, isóbaros, isótonos e isoletrônicos.

Existem na natureza átomos de um mesmo elemento químico, portanto com mesmo número atômico (Z) que possuem diferentes números de massa (A). Estes átomos apresentam quantidades de nêutrons diferentes (Tabela 3). Átomos com essa característica são chamados de isótopos, ou seja, possuem mesma quantidade de prótons (p).

Diversos elementos químicos possuem isótopos. Os átomos de estanho (Sn), por exemplo, podem ter dez massas diferentes. Contudo, somente em alguns casos [alumínio (Al), flúor (F) e o fósforo (P)] os átomos de um elemento químico oriundos de uma amostra natural, apresentam a mesma massa atômica. Vale ressaltar que existem isótopos, de um elemento químico, que são radioativos. Um bom exemplo de isótopo radioativo é o carbono-14, muito utilizado na datação arqueológica. O hidrogênio é o único elemento químico que possui uma nomenclatura especial para cada um dos seus três isótopos (Tabela 3).

A abundância isotópica de cada isótopo corresponde a fração do número de átomos de cada isótopo de determinado elemento químico em relação ao número total de átomos desse elemento presentes em uma amostra. Já a abundância relativa (ou abundância natural) corresponde ao valor obtido na abundância isotópica multiplicada por cem.

A massa de um átomo é expressa em unidade de massa atômica (u.m.a.). A unidade de massa atômica (u.m.a.) corresponde quantas vezes um determinado átomo é mais pesado do que é um doze avos ($1/12$) do isótopo 12 do carbono (Tabela 3). Por exemplo, a massa de um átomo de sódio (Na) é 1,92 vezes mais pesado que o átomo de carbono, portanto, 12 vezes a 1,92 é igual a 23,04, que corresponde a massa relativa do átomo de sódio. Quando há isotopia, isto é, o mesmo elemento químico é constituído de átomos com massas diferentes, a massa atômica desse elemento é a média ponderada das massas atômicas dos isótopos naturais que constituem

o elemento. Ela pode ser calculada pela equação: $A_r = w(1) \times A_r(1) + w(2) \times A_r(2) + w(3) \times A_r(3) + \dots w(n) \times A_r(n) / 100$, em que $w(i)$ massa atômica do isótopo i e $A_r(i)$ é a abundância relativa do isótopo de massa (i) . Portanto, se utilizarmos a equação descrita acima $[A_r = w(1) \times A_r(1) + w(2) \times A_r(2) + w(3) \times A_r(3) + \dots w(n) \times A_r(n) / 100]$, para o átomo de cloro $[A_{Cl} = 34,9689 \times (75,77) + 36,9659 \times (24,23)] / 100 = 35,453$ u.m.a.] chegaremos ao mesmo resultado descrito na tabela 3.

Tabela 3. Abundância isotópica e massas atômicas de alguns elementos químicos

Elemento Químico	Símbolo/ Isótopos	Abundância natural (%)	M. isotópica (u.m.a)	M. atômica	Nº. de massa (A)
Hidrogênio	H	99,985	1,0078	1,0094	1
	D (Deutério)	0,015	2,0141		2
	T (Trítio)	Traços	3,0161		3
Carbono	C	98,9	12,00	12,011	12
	C-13	1,1	13,003355		13
	C-14	Traços	14,00827		14
Cloro	Cl-35	75,77	34,9689	35,453	35
	Cl-37	24,23	36,9659		37
Nitrogênio	N-14	99,63	14,003074	14,0067	14
	N-15	0,37	15,000108		15

M.= Massa; Nº. = Número; u.m.a= unidade de massa atômica

Os átomos de diferentes elementos químicos podem apresentar-se com os números de massa (A) idênticos. Átomos com essa característica são chamados de isóbaros (Tabela 4). Observe na tabela 4 que a massa atômica de um elemento é ligeiramente menor que o número de massa (soma dos prótons e nêutrons). Esta diferença é denominada na física nuclear de defeito de massa nuclear.

A natureza utiliza esta diferença de massa para unir as partículas subatômicas no núcleo durante a formação do átomo. Em outras palavras, este defeito de massa é denominado na física nuclear como energia de ligação, isto é, a natureza utiliza um pedaço de massa dos núcleos para convertê-la em energia de união ou ligação do núcleo coeso e sem repulsão ou separação. Vale ressaltar que quem descobriu esta dedução atômica foi Albert Einstein em 1905 em seu trabalho sobre a teoria da relatividade. Os átomos de elementos químicos diferentes que apresentam números de nêutrons iguais são chamados de isótonos (Tabela 4). Finalmente os átomos de elementos químicos diferentes que apresentam o mesmo número elétrons são denominados isoletrônicos.

Tabela 4. Isotopia, isobaria, isotonia e isoeletrônicos

Semelhança Química	Representação do Elemento Químico ${}_Z\text{X}^A$	A= número de massa; X= Átomo; Z= número atômico
Isótopos	Cloro; ${}_{17}\text{Cl}^{35}$	A=35; Z= 17; n= 18
	Cloro; ${}_{17}\text{Cl}^{37}$	A=37; Z= 17; n= 20
Isóbaros	Potássio; ${}_{19}\text{K}^{40}$	A=40; Z= 19; n= 21
	Argônio; ${}_{18}\text{Ar}^{40}\dots\dots$	A=40; Z= 18; n= 22
Isótonos	Boro; ${}_5\text{B}^{11}$	A=11, Z= 5, n= 6
	Carbono; ${}_6\text{C}^{12}$	A= 12; Z= 6; n= 6
Isoeletrônicos	Cátion Sódio, A= 23; ${}_{11}\text{Na}^{1+}$	A= 23; Z= p= 11; n= 12; e= 10
	Neônio; ${}_{10}\text{Ne}^{20}$	A= 20; p= 10; n= 10; e= 10

4.3- Íons

Átomos em seu estado fundamental apresentam a carga elétrica igual a zero isto é, o número de prótons é igual ao número de elétrons. Portanto, quando dizemos que o átomo de cloro (cloro) tem número atômico igual 17, isto quer dizer que, no núcleo desse átomo, existem 17 prótons e na eletrosfera 17 elétrons. Um átomo isolado ou unido a um grupo de átomos formando uma molécula podem ganhar ou perder elétrons da eletrosfera, sem sofrer alterações em seu núcleo. O resultado é a formação de partículas denominadas íons.

Quando os átomos ganham elétrons tornam-se um íon negativo, também chamado ânion. Já quando perde elétrons, tornam-se um íon positivo, também chamado cátion. Quando um átomo ganha elétrons, seu volume (tamanho) aumenta; quando ele perde elétrons o seu volume diminui. Vale ressaltar que durante o processo de perda ou ganho de elétrons não há alteração da massa do átomo, pois a massa do elétron é desprezível.

Os íons estão sempre presentes em nossa vida diária. Um perfeito equilíbrio entre os íons sódio (Na^+) e potássio (K^+), por exemplo, é fundamental para o funcionamento das células de nosso organismo. Ao colocarmos sal (cloreto de sódio ou NaCl) em nossos alimentos ou ao banharmos no mar em um dia de calor estamos na verdade

diante de íons de sódio (Na^+) e de cloro (Cl^-). Portanto, somente os elétrons são capazes de entrar ou sair da eletrosfera. Os prótons permanecem fixos no núcleo exceto, em processos radioativos no qual ocorrem a fissão ou fusão nuclear ambas com grande liberação de energia e radiação. Um exemplo de fusão nuclear foi a bomba atômica uma arma de destruição em massa que utilizou a energia liberada (fissão nuclear ou pela fusão nuclear) para gerar uma explosão extremamente poderosa. A bomba atômica foi empregada pelos Estados Unidos da América (EUA) para bombardear as cidades japonesas de Hiroshima e Nagasaki, em agosto de 1945, durante a segunda guerra mundial.

4.4- A tabela periódica

Grande parte dos elementos químicos foi descoberta entre 1669 e 1843 por vários cientistas. Contudo um dos grandes desafios foi ordenar esses elementos químicos respeitando as suas propriedades químicas e físicas e ainda possibilitasse a inclusão e a previsão de novos elementos ainda não descobertos.

Em 1869, Dmitri Ivanovitch Mendeleev da Universidade de São Petersburgo, na Rússia, (1834-1907) estava escrevendo um livro de química quando percebeu que, se os elementos químicos conhecidos fossem colocados em ordem crescente de massa atômica, tomando o cuidado de colocar na mesma vertical os elementos químicos com propriedades físicas e químicas semelhantes, estes apresentavam um padrão regular, isto é, uma periodicidade ou repetição periódica das propriedades dos elementos.

Mendeleev demonstrou intrepidez ao deixar espaços vazios em sua tabela. Ele previu que esses espaços poderiam ser preenchidos por elementos ainda não descobertos, com propriedades físicas e químicas similares aos citados na tabela. Um exemplo disto foram a previsão das propriedades do elemento de massa 72, denominado por Mendeleev de “eka-silício” (significa abaixo do silício). Este elemento químico foi descoberto por Clemens A. Winkler em Freiberg, na Alemanha, em 1886. Mendeleev que previu seu peso atômico, massa atômica e sua densidade. Vale ressaltar que além do germânio Mendeleev previu os elementos químicos gálio (massa atômica 68; denominado de “eka-alumínio” ou acima do alumínio; descoberto 1875) e escândio (massa atômica 44; denominado de “eka-boro” ou acima do boro; descoberto em 1879).

Tabela 5. Elemento químico Germânio Previsão de Mendeleev

	Previsão de Mendeleev para o eka-silício	Propriedades encontradas para o germânio
Massa atômica (u.m.a)	72	72,59
Volume atômico (cm ³)	13	13,22
Densidade (g/ cm ³)	5,5	5,47
Cor	cinza	Cinza-claro

Fonte adaptada: FEITOSA, E.M.A.; BARBOSA, F.G.; SAMPAIO, A.F.
química geral i, 3. ed. - fortaleza : eduece, 2016. 133 p.

4.4.1- A classificação periódica moderna

Apesar do mérito tabela de Mendeleev ela apresentava o inconveniente de ter sido classificada de acordo com a ordem crescente das massas atômicas. A perspectiva da descoberta de novos isótopos, a classificação baseado na massa atômica tornou-se confusa e obsoleta. Pois quais dos isótopos deveriam estar listados na tabela? Desse modo, a necessidade em se buscar novas relações entre os elementos químicos tornou-se fundamental para comunidade científica. Em 1913, Henry Gwyn Jeffreys Moseley, sob a orientação de Ernest Rutherford, estabeleceu o conceito de número atômico, verificando que esse valor descrevia melhor um elemento químico do que sua massa atômica. A tabela atual apresenta 118 elementos. Muitos desses elementos químicos são os resultados de reações de fusões entre elementos mais leves para obter elementos cada vez mais pesados. A nova tabela foi proposta durante a Reunião da IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada) no dia 13 de julho de 2017. A IUPAC ratificou os nomes em inglês de quatro novos elementos químicos, que já estavam em uso desde janeiro de 2016, que são, em português, o nipoônio (Z=113), o moscóvio (Z=115), o tennesso (Z=117) e o oganessônio (Z=118).

4.4.2- Períodos

As linhas horizontais existentes na tabela periódica são denominadas de períodos. Há sete períodos na tabela periódica. A tabela 6 seguir mostra o início e o término de cada período. O sexto e o sétimo períodos são os mais longos.

Tabela 6. Número de períodos na Tabela periódica

Período	Tamanho	Número total de Elementos	Elemento Inicial ao Elemento Final
1º	Muito curto	2	H ao He
2º	Curto	8	Li ao Ne
3º	Curto	8	Na ao Ar

4º	Médio	18	K ao Kr
5º	Médio	18	Rb ao Xe
6º	Longo	32	Cs ao Rn
7º	Longo	32	Fr ao Og

Na terceira “casa” do sexto período há um espaço vazio. Neste espaço vazio existem quinze elementos químicos. Estes quinze elementos estão descritos na linha fora e abaixo da tabela periódica, iniciando-se com o elemento lantânio até o lutécio (ou do La ao Lu). Esta primeira linha fora e abaixo da tabela periódica; começando com o lantânio até o lutécio, formam a chamada série dos lantanídeos. Já no sexto período existe também uma terceira “casa” vazia. Neste espaço vazio existem quinze elementos químicos. Estes quinze elementos estão descritos na segunda linha fora e abaixo da tabela periódica, iniciando-se com o elemento Início do actínio até o laurêncio. Esta segunda linha fora e abaixo da tabela; começando com actínio até o laurêncio, formam a chamada série dos actínídeos.

4.4.3- Colunas

A tabela periódica apresenta-se dividida em dezoito linhas verticais denominadas de colunas, grupos ou famílias de elementos químicos. Na tabela periódica os elementos químicos estão arrumados de modo que aqueles com propriedades químicas e físicas similares encontrem-se nas mesmas colunas verticais, grupos ou famílias. Vale a pena ressaltar que as duas formas de designar as colunas verticais, grupos ou famílias na Tabela Periódica, são estes:

- Os grupos, colunas verticais, ou famílias são organizados em números que variam de 1 a 8, com cada número junto com a letra A ou B. As colunas A correspondem aos elementos químicos mais importantes da tabela (ou representativos). Seus elementos são denominados elementos típicos, ou característicos, ou representativos da Classificação Periódica. Em cada coluna A, a semelhança de propriedades químicas entre os elementos químicos é máxima. Já os elementos das colunas, grupos, ou famílias denominadas de 3B, 4B, 5B, 6B, 7B, 8B, 1B e 2B correspondem a os chamados elementos de transição. A coluna 8B é uma coluna tripla.
- Os grupos, colunas verticais, ou famílias são numerados de 1 a 18, da esquerda para a direita. Segundo as regras da União Internacional da Química Pura e Aplicada (IUPAC), as famílias da tabela periódica devem ser ordenadas de 1 a 18. Os elementos que constituem os grupos são denominados, atualmente, pelos números de 1 a 18, sendo que alguns

grupos dos elementos representativos possuem alguns nomes especiais, são eles:

- Grupo 1, os metais alcalinos: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr. O termo alcalino deriva da palavra árabe “ál-qali” que significa cinza de plantas. Todos são metais e sólidos a temperatura ambiente. O hidrogênio (H) não é um metal. Contudo, ele (H) é descrito no grupo um pois, semelhante aos demais elementos do grupo, ele possui apenas um elétron na última camada. Na Terra, o hidrogênio é o nono elemento em abundância. Ele é responsável por 0,9% da massa de nosso planeta. No universo, a concentração de hidrogênio é superior. Calcula-se que 75% de toda a massa do universo contenha hidrogênio em sua composição.
- Grupo 2, os metais alcalino-terrosos: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra. O termo terroso significa existente na terra. O magnésio (Mg) e o cálcio (Ca) são, respectivamente, o sétimo e o quinto elementos químicos mais abundantes na superfície da terra.
- Grupos 3 a 12, Elementos de transição. Os elementos de transição são divididos em elementos de transição interna (série dos lantanídeos e dos actinídeos) e de transição externa (elementos do grupo 3 ao 12, exceto os elementos da série dos lantanídeos e dos actinídeos). Os elementos de transição externa são todos metais, bons condutores de eletricidade e de calor. São dúcteis e maleáveis. São abundantes na natureza e a grande maioria encontra-se combinados com outros elementos químicos. Contudo, existem elementos de transição que são poucos reativos e podem ser encontrados na natureza como substância simples pura, são eles: ouro (Au), prata (Ag) e platina (Pt). Os elementos de transição interna também, são metais, muito utilizados em produtos tecnológicos, como por exemplo, na produção de fornos auto-limpantes, nas lentes que protegem contra a radiação ultravioleta e nos tubos de imagem em aparelhos de TV coloridos.
- Grupo 13 a 15, a família do boro (B), Carbono (C) e Nitrogênio (N). Os grupos de 13 a 15 não tem um nome especial. Quando a família não tem nome especial costuma-se a chamá-la pelo nome do primeiro elemento que nela aparece.
- Grupo 16, a família dos Calcogênios: O, S, Se, Te, Po, Lv. A maior parte das reações que promovem a formação de vida No planeta é proveniente das reações em que o oxigênio se combina com outros elementos químicos. Na antiguidade o Se (selênio), Te (telúrio), e S (enxofre) eram conhecidos como calcogênicos (da palavra grega, “khalkos”, que significa cobre), porque a maioria dos minérios de cobre (Cu) contém esses elementos.

- Grupo 17, a família dos Halogênios: F, Cl, Br, I, At, Ts. O termo halogênio deriva das palavras gregas “hals”, que significa sal e “genes”, que significa formador. Eles são um dos elementos mais reativos da tabela periódica. Eles reagem com os metais alcalinos formando sais, como por exemplo, o sal de cozinha (NaCl). Eles reagem com outros metais. Eles podem reagir com outros metais e elementos da tabela periódica formando várias substâncias. O tennesso (Ts), foi descoberto em 2009 e incluído na tabela periódica no final de 2015. Este elemento foi produzido artificialmente as suas propriedades químicas ainda não foram definidas.
- Grupo 18, a família dos Gases nobres: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn. . A maioria dos gases nobres foi encontrado no século 19. São os elementos químicos menos reativos. Contudo, sob condições especiais de pressão e de temperatura, é possível formar algumas substâncias com esses elementos. Todos os elementos são gases e muito pouco abundantes no planeta. apesar de do elemento oganessônio (Og) estar na mesma coluna dos gases nobres, ele não pertence a esse grupo. Ele foi produzido, artificialmente, em um acelerador de partículas. As suas propriedades químicas ainda não foram definidas. Acredita-se que o oganessônio (Og) seja sólido à temperatura ambiente. O hélio é o segundo elemento, depois do hidrogênio, mais abundante no Universo. Através da análise do espectro solar o hélio foi detectado no sol. O nome do elemento químico hélio é derivado da palavra grega “helios” que significa sol.

4.4.4- Metais, metaloides (semimetais), ametais (não metais), gases nobres e hidrogênio

De acordo com as propriedades dos elementos químicos, a Tabela Periódica pode ser dividida em: metais, metaloides (semimetais), ametais (não metais), gases nobres e hidrogênio (Tabela 7).

Tabela 7. Representação dos metais, metaloides (semimetais), ametais (não metais), gases nobres e hidrogênio

Divisão	Características do elemento químico
Metais	• Brilho metálico quando polidos; • São sólidos (exceto mercúrio que é líquido), dúcteis (podem ser transformado em fios) e maleáveis (podem ser enrolados em folhas); • São bons condutores de calor e eletricidade e apresentam elevadas temperaturas de fusão e de ebulição; • Apresentam tendência de perder elétrons e formar cátions.

Ametais (não metais)	• Têm propriedades completamente oposta aos metais e são encontrados nos três estados físicos da matéria (gasoso: nitrogênio, oxigênio, flúor e cloro; líquido: bromo e sólido: os outros ametais). • Apresentam 4 (Grupo 14, família do Carbono), 5 (Grupo 15, família do Nitrogênio), 6 (Grupo 16, família dos Calcogênios) ou 7 elétrons na camada de valência (Grupo 17, família do Halogênio); • Apresentam a tendência para ganhar elétrons e formar ânions.
Metaloides (semimetais)	• Apresentam propriedades intermediárias entre os metais e os não-metais. • Os metaloides são apenas o B, Si, Ge, As, Sb e Te.
Gases nobres	• São pouco reativos. Reagem apenas sob condições especiais de pressão e de temperatura para formar algumas substâncias. Todos são exceto oganessônio (Og). Acredita-se este elemento seja sólido à temperatura ambiente.
Hidrogênio	• Não é metal alcalino e forma compostos com muitos elementos químicos.

Fonte adaptada: https://www.google.com/url?sa=i&url=https%3A%2F%2Fwww.todamateria.com.br%2Fexercicios-tabela-periodica%2F&psig=AOvVa-w138ksTd5_WHxq6uP2EdFAQ&ust=1694445956976000&source=images&cd=v-fe&opi=89978449&ved=0CBAQjRxqFwoTCKCgrZytoIEDFQAAAAAdAAAAABBBW

4.5- Elementos essenciais

Existem elementos químicos que são essenciais na manutenção da vida. O elemento essencial é aquele que quando a deficiência de sua ingestão produz desordens em certas funções, e quando sua recuperação aos níveis fisiológicos é capaz de reverter essas desordens. Sem sua participação, o organismo não pode exercer as suas atividades com normalidade e nem completar seu ciclo vital, pois sua função não pode ser realizada de forma completa por outro sistema ou elemento. Atualmente, existem cerca de trinta elementos essenciais para os seres vivos.

Na tabela 8 abaixo observamos a composição elementar média normal para um ser humano adulto. Segundo a sua abundância relativa no organismo, esses elementos são classificados como: majoritários, traços e ultramicro-traços. O hidrogênio, carbono, nitrogênio e oxigênio assim como o enxofre, o fósforo, o cloro e os metais sódio, potássio, magnésio e cálcio são os constituintes majoritários. O ferro, zinco e cobre (elementos de transição) e os elementos flúor, silício, boro e bromo são os elementos - traços. Já os elementos ultramicro- traços correspondem alguns elementos não metálicos, como por exemplo o selênio e o iodo (Se e I) e, os alguns metais.

Tabela 8. Composição elemental média de um humano adulto normal de 70 Kg

ELEMENTOS	ELEMENTO QUÍMICO	g/ 70 kg.peso
MAJORITÁRIOS	O	43.500
	C	12.600
	H	7.000
	N	2.100
	Ca	1050
	P	700
	S	175
	K	140
	Na	105
	Cl	105
	Mg	35
TRAÇOS	Fe	4,2
	Zn	2,3
	Cu	0,1
	F, Si, B, Br	< (menor) 0,5
ULTRAMICRO-TRAÇOS	Vn, Mn, Ni	?
	Cr, Co, Mo	?
	Se, As, I	?

4.6- Aplicação prática - A química nos fogos de artifícios

Os chineses no século X foram responsáveis pela criação dos fogos de artifício. Os fogos de artifício quando explodem, eles emitem diversas cores de acordo com a composição dos sais empregados. Os brilhos que vemos em concertos de música, por exemplo, são misturas de Mg/ KClO_4 (magnésio/ perclorato de potássio). Já a luz vermelha é produzida por sais de estrôncio, o verde produzido por sais de bário [$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, nitrato de bário] e a amarela é produzida pelos sais de sódio que emitem luz intensa com o comprimento de onda de 589 nm.

Mas qual a razão de nos interessarmos por fogos de artifícios? Porque as suas cores provêm de átomos e moléculas energeticamente excitadas e desta forma podemos vislumbrar a estrutura do átomo. Lembremo-nos que modelo atômico de Bohr propõem que os elétrons apresentam certos estados de energia bem determinados, que diferem uns dos outros por quantidades de energia múltiplas de um quantum. Baseado nesta ideia Niels Bohr sugeriu que os elétrons emitem ou absorvem uma quantidade bem definida de energia (térmica, elétrica ou luminosa),

chamada quantum de energia, quando saltam de uma órbita estacionária para outra. Deste modo, quando os átomos de um elemento são colocados na chama, o calor excita os elétrons, isto é, faz com que passem para níveis de maior energia. Eles liberam energia na forma de luz, ao voltarem aos seus níveis iniciais. Vale ressaltar que cada elemento químico é formado por um átomo diferente, que possuem orbitais com níveis de energia diferentes. A luz liberada por cada elemento químico terá um comprimento de onda e cor diferente.

A temperatura da chama do bico de Bunsen é suficiente para excitar uma quantidade de elétrons de certos elementos que emitem luz ao retornarem ao estado fundamental de cor e intensidade, que podem ser detectados com considerável certeza e sensibilidade através da observação visual da chama (Tabela 9; Figura 11). Portanto, o objetivo desta prática é demonstrar, experimentalmente, os conceitos teóricos do modelo de Bohr através da introdução da amostra em uma chama e a observação da cor resultante.

Tabela 9. Teste de Chama. Estrutura atômica

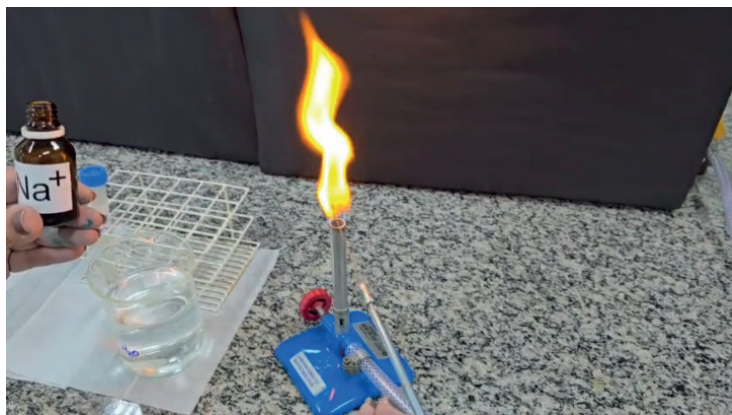
Elemento Químico	Símbolo	cor
Lítio	Li	Vermelho
Sódio	Na	Amarelo
Potássio	K	Violeta
Estrôncio	Sr	Vermelho
Cálcio	Ca	laranja
Ferro	Fe	Laranja dourado
Cobre	Cu	Verde
Cobalto	Co	Azul
Magnésio	Mg	Magnésio
Manganês	Mn	Branco brilhante

Figura 11. Teste de chama dos sais de cloreto de cálcio (a) e cloreto de sódio (b)

(a)



(b)



Fonte: Alaide de S. Barreto

Materiais e Reagentes

- Bico de Bunsen ou lamparina a álcool
- Alça de platina ou Fio de níquel-cromo
- Sais: cloreto de cálcio (CaCl_2) e cloreto de sódio (NaCl)
- Solução de HCl 6 mol/L.

Procedimento Experimental:

Inicialmente, limpar o fio de níquel-cromo ou alça de platina. A limpeza inicia-se com o mergulho da extremidade da alça de platina em uma solução de HCl 6,0 mol/ L. Em seguida, deve-se inserir a extremidade da alça de platina na zona oxidante inferior da chama. Observar a coloração da chama. Repetir este processo no mínimo três vezes ou até que a alça esteja completamente limpa. A alça estará limpa quando não transmitir coloração à chama.

Após a limpeza, mergulhar a extremidade da alça limpa na amostra. Em seguida levar a alça contendo a amostra à zona oxidante inferior da chama e, então, observar a cor transmitida. Repetir o procedimento de limpeza da alça e testar outro sal.

Conclusão:

Durante a realização do teste de chama, uma certa quantidade de energia é transferida a um determinado elemento químico. Na chama, os cátions de sais voláteis transformam-se em átomos livres. Estes átomos livres absorvem e depois emitem radiação eletromagnética com comprimentos de onda que correspondem às transições entre os níveis de energia dos átomos.

Como a energia da chama excita um elétron a um nível de energia mais alto ao retornar ao nível de energia mais baixo, esta energia adicional é emitida na forma de luz. Vale ressaltar que a quantidade de energia necessária para excitar um elétron é única para cada elemento.

A cor de cada cátions de sais voláteis (Tabela 9) é decorrente de transições eletrônicas, em espécies de vida curta, que se formam momentaneamente na chama, que é rica em elétrons. Por exemplo, em uma solução de cloreto de sódio, na chama do bico de Bunsen, os cátions de sódio são reduzidos (ganham elétrons) aos seus átomos ($\text{Na}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Na}^0$). O átomo de sódio (Na^0) formado absorveu um fóton de luz (estado excitado). O átomo de sódio no estado excitado emite o fóton absorvido e retorna para o seu estado fundamental (Na^+). Portanto, as diferentes cores são observadas quando os elétrons dos íons metálicos (Figura 11) retornam para níveis menores de energia (mais internos), emitindo radiações com a coloração característica de cada “salto” energético (diferentes comprimentos de onda).

REFERÊNCIAS

ATKINS, P.W.; JONES, Loretta. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 3.ed. Porto Alegre: Bookman, 2006. 965 p.

BARRETO, F.C.DE S. RIBEIRO VAZ, L.P.; FRANCO, G.A.P. O universo vivo. Revista da Universidade Federal de Minas Gerais, 9(1 e 2), 182-205, 2012.

BERNER, R.A.; LASAGA, A.C. Modelling the Geochemical Carbon Cycle. Scientific American, 260(3): 74-81, 1989.

BRADY J. E., HUMISTON, G. E. Química Geral. Vol. 1, 2ª ed. São Paulo: LTC, 1986.

BUSTILLO, O.V. O Defeito de Massa na Espectrometria de Massas. Revista Analytica, n.19, 18-20, 2021.

FEITOSA, E.M.A.; BARBOSA, F.G.; SAMPAIO, A.F. Química geral I, 3. ed. - Fortaleza: EdUECE, 2016. 133 p.

KOTZ, J. C.; TREICHEL JR., P.; WEAVER, G. C. Química geral e reações químicas. 6. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2010. 708 p. v. 1.

LIMA, G.M. de; BARBOSA, L.C.A.; FILGUEIRAS, C.A.L. Origens e consequências da Tabela Periódica, A mais concisa enciclopédia criada pelo ser humano. Química Nova, 42(10), 1125-1145, 2019.

TOMA, H.E. AITP 2019 - Ano Internacional da Tabela Periódica dos elementos químicos. Química. Nova, 42(4): 489-472, 2019.

VARELA, M.E. 2007. A química do Cosmo. Segredo revelado pelos meteoritos. Ciência Hoje, 40 (237): 18-23, 2007.

ZAIA, D.A.M. & ZAIA, C.T.B.V. Adsorção de Aminoácidos sobre minerais e a origem da vida. Química Nova, 29(4): 786-789, 2006.