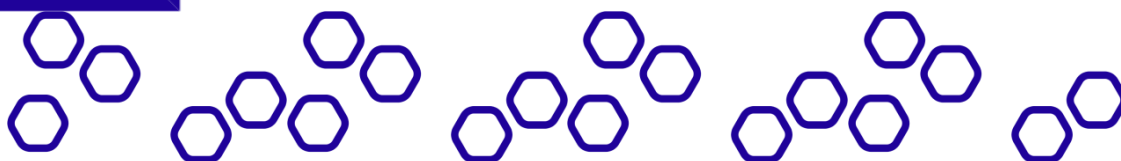


¹História da ⁷³Tabela Periódica



Por Iago Ferreira Espir

Uberlândia
2021

¹⁶Sumário

Apresentação	3
Semana 01	4
Aula 01	4
Aula 02	6
Semana 02	8
Aula 03	8
Aula 04	10
Semana 03	13
Aula 05	13
Aula 06	17
Atividades	17
Bibliografia	19
Apêndice A	20
Apêndice B	21

Proposta de Sequência Didática – História da Tabela Periódica

A⁵⁰ Apresentação

Esta sequência didática que está em suas mãos é fruto da dissertação de mestrado *Proposta de Ensino de Tabela Periódica: Uma Abordagem Alternativa a Partir da História da Ciência*, como pré-requisito do Programa de Pós Graduação em Ensino de Ciências e Matemática da Universidade Federal de Uberlândia – PPGEEM-UFU para o autor alcançar o título de mestre em ensino de ciências. O tema central, como o caro leitor perceberá, é o desenvolvimento histórico da Lei Periódica, abordando o conteúdo geralmente trabalhado nos 1º anos do Ensino Médio sob o título Tabela Periódica por um viés histórico. O momento de realização deste trabalho foi logo após as comemorações do *Ano Internacional da Tabela Periódica (International Year of Periodic Table of Chemical Elements*, em inglês, tendo como sigla IYPT 2019)¹, em 2019, um evento proclamado pela UNESCO em parceria com a *International Union of Pure and Applied Chemistry – IUPAC*.

As aulas focam nos seguintes tópicos: explicar o contexto histórico da construção do instrumento, discutir o surgimento da ideia de *periodicidade*, os muitos trabalhos que surgiram que contribuíram para a formação da TP, discutir o surgimento da ideia de Lei Periódica e mostrar a TP atualmente utilizada. Com essa abordagem histórica acredita-se que os alunos terão uma visão mais crítica e contextualizada da construção da Tabela Periódica, bem como do uso deste instrumento. Além disso, os estudantes terão melhor visão da natureza da Ciência, isto é, da forma como se fez e se faz Ciência, e dos cientistas também, entendendo que são seres humanos tão influenciados por seus contextos histórico, político e social quanto qualquer um de nós.

A estrutura desta SD é de 6 aulas, divididas em 3 semanas (no contexto de Minas Gerais as escolas têm 2 aulas de Química por semana), trabalhando os objetivos por meio de textos, tabelas e outras atividades. Damos a sugestão de usar os textos da SD que fazem a abordagem histórica por meio de leituras com os alunos seguidos de discussões dos textos, onde nessas discussões o/a professor/a destaca os pontos importantes junto aos alunos. De qualquer forma, esta SD é uma base, não necessariamente um guia a ser seguido à risca; logo, onde você, caro leitor, achar necessário, vale o esforço de adaptação do aqui proposto para a realidade da sua sala de aula. De qualquer forma, esta SD traz, além dos textos, desenhos de várias versões de tabelas dos muitos cientistas que trabalharam com isso e outras dicas de leitura para deixarem suas aulas mais ricas e que envolvam mais os estudantes para a discussão do conteúdo.

Espero que esta sequência possa ser útil em suas aulas e desde já agradeço pelo tempo dedicado a pelo menos estudar este material. Boas aulas!

Tema Central: Desenvolvimento histórico da Lei Periódica

Turmas: 1º ano do Ensino Médio

Objetivos: a. Proporcionar momentos para ajudar os alunos a compreenderem a Lei Periódica e o seu desenvolvimento; b. Proporcionar momentos de aprendizagem sobre como utilizar a Tabela Periódica como instrumento para enxergar a Lei Periódica.

Conteúdos: a. Lei Periódica; b. Tabela Periódica; c. Propriedades Periódicas.

Pré-requisitos: a. Modelos Atômicos; b. Partículas subatômicas; c. Elemento Químico; d. Reações Químicas.

¹2019 – Ano Internacional da Tabela Periódica dos Elementos Químicos. Disponível em: <<http://www.unesco.org/new/pt/brasil/ia/about-this-office/prizes-and-celebrations/2019-international-year-of-the-periodic-table-of-chemical-elements/>>.

Introdução

No decorrer das aulas sobre modelos atômicos, nós vimos o conceito moderno de *elemento químico*, que é o conjunto de todos os átomos que possuem o mesmo número de prótons (ou número atômico (Z)) e, por consequência, apresentarão iguais números de prótons e elétrons (se for um átomo em estado fundamental) e as mesmas características químicas. Foi visto também durante as aulas anteriores que todas as substâncias na natureza são formadas por átomos desses elementos químicos, sempre na mesma proporção e, quando acontece uma reação química, as substâncias reagentes se transformam em outras substâncias (produtos) pelo rearranjo desses átomos entre si. Agora, como essas propriedades desses elementos são estudadas?

Desafio

1. Considerando a lista de elementos químicos das fichas entregues (Apêndice A) e algumas de suas características químicas destacadas, proponha uma organização desses elementos, da forma que achar melhor.
(entrega na aula 3)

Aula 01: A Organização dos Elementos Químicos

Primeiras propostas de organização dos elementos químicos

Dica de leitura: o artigo *Alguns Aspectos Históricos da Classificação Periódica dos Elementos*, listado nas referências bibliográficas, mostra os vários trabalhos que surgiram relacionados à Tabela Periódica. Vale a pena a leitura, principalmente pela quantidade de tabelas que os autores apresentam ao longo do texto.

Na história da ciência, à medida que os cientistas iam descobrindo cada vez mais elementos químicos, eram elaboradas “listas” com os elementos já descobertos. No século XVIII, vemos o químico Antoine-Laurent de Lavoisier apresentar no seu livro *Tratado Elementar de Química* (1789) uma tabela com os elementos químicos até então conhecidos e estabelecer uma nova nomenclatura para eles (um detalhe que chama a atenção nessa tabela é que ele considera a luz e o calor como sendo elementos químicos!). Porém, não há nenhum tipo de classificação ou comparação entre os elementos. Como, então, surgem as classificações dos elementos?

Nota: a tabela do Lavoisier NÃO É UMA TABELA PERIÓDICA! Ele não organiza a sua tabela, só lista os elementos conhecidos.

	Noms nouveaux.	Noms anciens correspondans.	
<i>Substances simples qui appartiennent aux trois règnes, & qu'on peut regarder comme les élémens des corps.</i>	Lumière	Lumière.	
	Calorique	Chaleur.	
		Principe de la chaleur.	
		Fluide igné.	
	Oxygène	Feu.	
		Matière du feu & de la chaleur.	
		Air déphlogistiqué.	
		Air empiréal.	
	Azote	Air vital.	
		Base de l'air vital.	
Gaz phlogistiqué.			
Hydrogène	Mofète.		
	Base de la mofète.		
	Gaz inflammable.		
<i>Substances simples métalliques, oxidables & acidifiables.</i>	Sulfre	Base du gaz inflammable.	
		Soufre.	
	Phosphore	Soufre.	
	Carbone	Phosphore.	
	Radical muriatique	Charbon pur.	
	Radical fluorique	Inconnu.	
	Radical boracique	Inconnu.	
	Antimoine	Inconnu.	
	Argent	Antimoine.	
	Arsenic	Argent.	
	Bismuth	Arsenic.	
	Cobalt	Bismuth.	
	Cuivre	Cobalt.	
	Etain	Cuivre.	
	<i>Substances simples métalliques, oxidables & acidifiables.</i>	Fer	Etain.
		Manganèse	Fer.
Mercur		Manganèse.	
Molybdène		Mercur.	
Nickel		Molybdène.	
Or		Nickel.	
Platine		Or.	
Plomb		Platine.	
Tungstène		Plomb.	
Zinc		Tungstène.	
<i>Substances simples métalliques, oxidables & acidifiables.</i>	Chaux	Zinc.	
	Magnésie	Terre calcaire, chaux.	
	Baryte	Magnésie, base du sel d'épsum.	
	Alumine	Baryte, terre pesante.	
Silice	Argile, terre de Falun, base de l'alun.		
		Terre siliceuse, terre vitrifiable.	

Figura 1: Tabela dos Elementos de Lavoisier publicada em 1789
 Fonte: Tolentino, Rocha-Filho e Chagas, 1997.

À medida que os cientistas estudavam os comportamentos de cada elemento conhecido e disponível, começaram a perceber semelhanças de comportamentos entre alguns elementos e começaram a surgir tentativas de “agrupá-los pelos semelhantes”. Uma dessas primeiras tentativas foi proposta por Johann W. Döbereiner (1780-1849), na Alemanha, em meados de 1824, época em que eram conhecidos cerca de 30 elementos químicos. Em suas observações, ele notou determinadas semelhanças a cada grupo de 3 elementos químicos (daí o nome de *Triades de Döbereiner*) e, então, organizou os elementos de três em três e nota que, por exemplo, a massa atômica (o conceito de massa atômica naquela época era diferente do conceito atual) do elemento central desta tríade era a média das massas atômicas dos outros dois elementos.

Exemplos de tríades (massa atômica entre parênteses):
 Lítio (7), Sódio (23) e Potássio (39)
 Cloro (35,5), Bromo (80) e Iodo (127)
 Podem fazer a conta da média das massas, vocês verão muitas semelhanças.

Nessa época em que Döbereiner fazia seus estudos existia em algumas áreas da Ciência uma tendência de se estabelecer uma sistematização do que é estudado e já havia alguns trabalhos de séculos anteriores que influenciavam isso. Por exemplo, Karl von Linneaus traz uma sistematização de características de plantas para a Botânica; Newton traz uma sistematização da mecânica de objetos; Lavoisier traz uma sistematização do saber metódico da Química e, junto com Guyton de Morveau, Berthollet e Fourcroy, traz uma sistematização das nomenclaturas químicas. Por conta desse impulso classificatório, os químicos ficaram cada vez mais interessados em entender, isto é, descobrir, uma classificação coerente para os elementos químicos. Dessa forma, muitos outros além de Döbereiner buscaram suas tríades ou outras formas de organizar os elementos químicos.

Aula 02: A Periodicidade

Descobrimo algo novo na organização dos elementos

Döbereiner, como já mencionado, organizou os elementos por tríades, destacando as características comuns entre eles e sua massa atômica. Mas em 1864 surge uma nova proposta de organização, um pouco diferente da anterior. John Alexander Reina Newlands (1837-1898), na Inglaterra, propôs uma distribuição dos elementos químicos em grupos de sete elementos, o que ficou conhecido como “A lei das oitavas de Newlands”.

Dica de leitura: procure a ideia de oitavas musicais antes dessa aula; vai enriquecer a aula saber fazer essa comparação

A ideia desta distribuição foi baseada que o oitavo elemento químico apresentava propriedades semelhantes ao primeiro elemento do grupo, tal qual ocorre na oitava nota de uma oitava musical. Apesar de Newlands ter sido alvo de comentários irônicos por parte dos colegas da Royal Society (instituição que promove conhecimentos científicos que foi fundada no ano de 1660, em Londres) pela comparação entre elementos químicos e notas musicais, ele nos deixa uma importante contribuição: na sua organização dos elementos surge o termo *periódico*, uma vez que a lei das oitavas estabeleceu uma *periodicidade* na repetição de certas propriedades.

Periodicidade

Quando Newlands surge com suas oitavas, vemos o termo *periódico* aparecendo pela primeira vez na Química. **Periódico** nada mais é que algo que acontece em certos intervalos; logo, dizer que a classificação dos elementos é periódica significa dizer que nessa classificação vemos alguma propriedade se repetindo periodicamente. É como um calendário, em que o primeiro dia da semana – domingo – sempre é marcado com uma cor diferente, por ser o dia de descanso do comércio; logo, os descansos comerciais no nosso calendário acontecem periodicamente todo domingo.

Dividindo os elementos químicos em grupos de 7, em ordem crescente de massa atômica, Newlands percebeu que os primeiros elementos de cada grupo compartilhavam algumas propriedades em comum, assim como os segundos elementos também compartilhavam algumas propriedades entre si, da mesma forma que os terceiros etc. Ele percebeu a periodicidade dos elementos químicos, embora a relação entre massa atômica e periodicidade tenha sido postulada por outro químico, Dmitri Ivanovic Mendeleev, anos depois.

H 1	F 8	Cl 15	Co-Ni 22	Br 29	Pd 36	I 42	Pb-Ir 50
Li 2	Na 9	K 16	Cu 23	Rb 30	Ag 37	Cs 44	Tl 53
Cl 3	Mg 10	Ca 17	Zn 14	Sr 31	Cd 38	Ba-V 45	Pb 54
B 4	Al 11	Cr 18	Y 25	Ce-La 32	U 40	Ta 46	Th 56
C 5	Si 12	Ti 19	In 26	Zr 33	Sn 39	W 47	Hg 52
N 6	P 13	Mn 20	As 27	Di-Mo 34	Sb 41	Nb 48	Bi 55
O 7	S 14	Fe 21	Se 28	Ro-Ru 35	Te 43	Au 49	Os 51

Figura 2: Representação da tabela de Newlands
 Fonte: Tolentino, Rocha-Filho e Chagas, 1997.

A organização periódica

Pouco tempo depois da tentativa de organização dos elementos de Newlands, surgem outras tentativas de organização periódica dos elementos, como os trabalhos de Alexandre de Chancourtois, Lothar Meyer e Dmitri Ivanovic Mendeleev. Todos tinham em comum propostas de organizar os elementos de forma a relação entre as massas atômicas dos elementos químicos e suas propriedades químicas, como reatividade, comportamento em certos ambientes etc.

Em todas as propostas os elementos químicos foram distribuídos em ordem crescente de massa atômica, a do Chancourtois em uma linha espiral e as outras em tabelas suas linhas e colunas. Todos perceberam que as propriedades desses elementos assim distribuídos apresentavam determinadas periodicidades, ou seja, repetições, como, por exemplo, todos os elementos de uma mesma coluna reagir da mesma forma (embora em intensidades diferentes) com água. Por alguns motivos (que veremos nas próximas aulas), o trabalho de Mendeleev acabou sendo o mais divulgado e conhecido, sendo que hoje ele é reconhecido como um grande nome no desenvolvimento da organização dos elementos químicos.

Desafio

2. Baseado nos mesmos elementos químicos da atividade 01, mas agora com novos elementos e adicionadas mais características de cada um (Apêndice B), proponha uma nova organização destes elementos.

(Entregar na aula 05)

Aula 03: O Congresso de Karlsruhe e a influência na Construção da Tabela Periódica

Karlsruhe

Em 1860 ocorreu o primeiro congresso internacional de Química: o Congresso de Karlsruhe. Este evento, que ocorreu em cidade homônima na Alemanha e reuniu mais de 140 químicos de vários países, foi organizado com o objetivo de resolver um grande problema de consenso que existia na época: estabelecer uma solução para o problema “peso atômico x peso equivalente”. Esse problema existiu, sobretudo, porque a ideia de átomo proposta por Dalton não foi facilmente aceita por todos os químicos, sendo que as dúvidas e especulações sobre a realidade dos átomos eram, em parte, de natureza filosófica e não envolviam aspectos científicos da questão, justificando a alternância entre o ceticismo e a confiança na então chamada hipótese atômica (nem todos consideravam uma teoria, mas sim uma hipótese).

Lembre-se das aulas de modelos atômicos aqui

Uma vez que muitos cientistas não confiavam totalmente no átomo, todos os trabalhos destes em Química que envolvia trabalho acurado com as massas dos reagentes e produtos levavam em conta o *peso equivalente*, que é a massa de uma dada substância que irá combinar com ou deslocar uma quantidade fixa de outra substância. Por exemplo, o peso equivalente de Cloro (Cl) seria a quantidade deste que reagiria com 1g de Hidrogênio (H); por meios experimentais, foi percebido que 35,5g de Cl reagem com 1g de H, então o peso equivalente de Cl = 35,5g. Para os adeptos do átomo, os trabalhos com massas de reagentes e produtos levavam em conta o *peso atômico*, que é o número de vezes que um átomo de um elemento é mais pesado que um átomo de Hidrogênio. O peso atômico do H é considerado como a unidade (1 u.m.a), então, por exemplo, o Oxigênio (O), cujo átomo é 16 vezes mais pesado que o átomo de H, possui peso atômico igual a 16 u.m.a. O Cloro, que é 35,5 vezes mais pesado que o H, possui peso atômico igual a 35,5 u.m.a.

Aparentemente em Karlsruhe não chegaram a um acordo sobre a importância do átomo e qual peso deveria ser usado e vimos uma bifurcação entre os químicos franceses (antiatomistas) e os alemães (atomistas). Entretanto, no último dia do congresso um italiano chamado Cannizzaro defende uma ideia de peso atômico (baseada nas publicações de outro italiano, Amedeo Avogadro) e, mesmo que não tendo sido muito ouvido durante o congresso, cópias de seu artigo foram distribuídas por seu amigo Angelo Pavesi e alcançou muitos químicos, que ficaram tocados pela ideia de peso atômico (equivalente à nossa atual massa atômica).

Logo após esse Congresso, muitos químicos enxergaram alguma relação entre as variações das propriedades dos elementos e sua massa atômica (na época, peso atômico). A publicação de Newlands, assim como as publicações de outros cientistas, foram posteriores a esse congresso, influenciados pelos panfletos divulgando as ideias de Cannizzaro. Dentre estes, temos os trabalhos de Alexandre de Chancourtois, Lothar Meyer e Dmitri Mendeleev.

As Tabelas Periódicas

Chancourtois (1820-1886) organizou os elementos numa linha espiral em volta de um cilindro, de cima para baixo, em ordem crescente de peso atômico. Ele dividiu a circunferência do

cilindro em 16 partes e mostrou que os elementos com propriedades semelhantes apareciam uns sobre os outros em voltas adjacentes da espiral – representação chamada de “Parafuso Telúrico” (“Telúrico” porque o elemento que aparecia na região média do desenho era o Telúrio). Apesar de esta representação demonstrar bem a periodicidade dos elementos, assim como as oitavas de Newlands, Chancourtois teve dificuldades para divulgar seu trabalho pela dificuldade em representar sua estrutura tridimensional e por sua linguagem mais mineralógica que química (ele era geólogo).

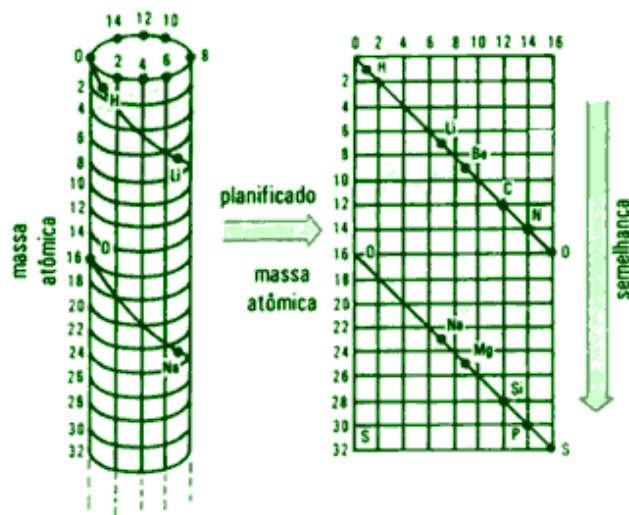


Figura 3: Representação da tabela de Chancourtois
 Fonte: Tolentino, Rocha-Filho e Chagas, 1997.

Julius Lothar Meyer (1830-1895), que foi professor de Química em várias universidades ao longo do século XIX (inclusive na de Karlsruhe), se dedicou ao estudo da Química, tendo escrito o livro *As Teorias Modernas da Química*. Sua dedicação passou a ser especificamente a de encontrar a relação entre propriedades das substâncias e pesos atômicos e calculou o “volume atômico” dos elementos conhecidos (equivalente ao “volume molar” que conhecemos hoje em dia). Ele acumula várias tentativas de organizar suas ideias em uma tabela que refletisse a periodicidade de algumas propriedades dos elementos e publica uma versão na segunda edição de seu livro, datado de 1868, porém só publicado em 1872.

I								H 1	Li 7,01	Be 9,3
II	B 11,0	C 11,97	N 14,01	O 15,96	F 19,1				Na 22,99	Mg 23,94
III	Al 27,3	Si 28	P 30,46	S 31,98	Cl 35,37				K 39,04	Ca 39,90
IV	? 47?	Ti 48	V 51,2	Cr 52,4	Mn 54,8	Fe 55,9	Co 58,6	Ni 58,6	Cu 64,9	Zn 63,3
V	? 70?	? 72?	As 74,9	Se 78	Br 79,75				Rb 85,2	Sr 87,2
VI	? 88?	Zr 90	Nb 94	Mo 95,6	? 98?	Ru 103,5	Rh 104,1	Pd 106,2	Ag 107,66	Cd 111,6
VII	In 113,4	Sn 117,8	Sb 122	Te 128	I 126,53				Cs 132,7	Ba 136,8
VIII	? 173?	? 178?	Ta 182	W 184	? 186?	Os 198,6	Ir 196,7	Pt 196,2	Au 196,7	Hg 199,8
IX	Tl 202,7	Pb 206,4	Bi 207,6							

Figura 4: Representação da tabela de Meyer
 Fonte: Tolentino, Rocha-Filho e Chagas, 1997.

Dmitri Ivanovich Mendeleev (1834-1907), químico russo nascido em São Petesburgo, participou do Congresso de Karlsruhe e, também influenciado pelos panfletos de Cannizzaro,

apresenta sua proposta de Tabela Periódica enquanto escrevia seu livro *Princípios da Química*. Em 1869 ele publica a primeira versão da sua tabela Periódica, que conseguia relacionar propriedades dos elementos e massa atômica e, ainda no mesmo ano, atualiza a Tabela para sua segunda versão, publicada no “Jornal de Química”.

			Ti = 50	Zr = 90	? = 180
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198
			Ni = Co = 59	Pd = 106,6	Os = 199
H = 1			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116	Au = 197?
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?	
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	J = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204
		Ca = 40	Cr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207
		? = 45	Ce = 92		
		?Er = 56	La = 94		
		?Yt = 60	Di = 95		
		?In = 75,6	Th = 118		

Figura 5: Representação da segunda tabela de Mendeleev
Fonte: Tolentino, Rocha-Filho e Chagas, 1997.

O trabalho de Mendeleev chama a atenção por dois motivos: 1º alguns espaços vazios que ele deixou na Tabela propositalmente e 2º a alegação de que algumas massas atômicas foram calculadas incorretamente e, por isso, deveriam ser invertidas. Na próxima aula veremos o porquê de essas características serem tão importantes para a construção da Tabela Periódica como conhecemos hoje.

Aula 04: A Tabela Periódica de Mendeleev

Como visto na última aula, o Congresso de Karlsruhe influenciou diretamente o trabalho de alguns químicos que se dedicaram a entender a relação entre os elementos químicos conhecidos. Após o referido evento vimos que alguns químicos enxergaram alguma relação entre as variações das propriedades dos elementos e sua massa atômica (na época, peso atômico), dos quais recebem maior destaque John Newlands, Alexandre de Chancourtois, Lothar Meyer e Dmitri Mendeleev. Dentre os citados, o trabalho publicado por Mendeleev chamou a atenção por alguns motivos – e isso foi importante para a formulação de uma nova lei científica...

Surge então a Tabela Periódica como conhecemos – ou quase

Quando Mendeleev publica seu trabalho duas coisas chamam atenção: em primeiro lugar, os espaços vazios que ele deixa na Tabela, o que justificou alegando que haveria elementos a serem descobertos que se encaixariam nessas lacunas, tendo inclusive previsto algumas propriedades destes elementos graças à posição que estes ocupariam na tabela (espaços indicados com ponto de interrogação na Tabela acima) e às propriedades associadas aos elementos vizinhos (e ainda mais surpreendente é que ele realmente acertou em algumas de suas descobertas, como visto nos dois exemplos abaixo).

	<i>Propriedades Previstas</i>	<i>Propriedades Encontradas</i>	<i>Eka-silício</i>	<i>Germânio</i>
<i>Peso atômico</i>	44	44	72	72,32
<i>Óxido formado</i>	Eb_2O_3	Sc_2O_3	5,5	5,47
<i>Peso específico do óxido</i>	3,5	3,86	13	13,22
<i>Óxido mais básico que o do alumínio</i>	Sim	Sim	4	4
<i>Óxido não solúvel em álcalis</i>	Sim	Sim	0,073	0,076
<i>Sais incolores</i>	Sim	Sim	4,7	4,703
<i>Carbonatos insolúveis em água</i>	Sim	Sim	22	22,16
<i>Provável método de descoberta</i>	Não espectroscópico	Não espectroscópico	< 100 °C	86 °C
			1,9	1,887
			113	113,35

Figura 5: Comparação entre as propriedades previstas por Mendeleev para o Eka-boro (à esquerda) e o Eka-silício (à direita) e as propriedades encontradas para o Escândio e Germânio
 Fonte: Tolentino, Rocha-Filho e Chagas (1997).

Em segundo, o russo alegou que algumas massas atômicas estavam incorretas e inverteu a ordem de alguns elementos na Tabela. Por exemplo, o Telúrio (Te) é apresentado com peso atômico 128 (com um ponto de interrogação à frente), enquanto o Iodo, o elemento seguinte (representado por “J”), é apresentado com peso atômico 127. Pela ordem adotada, o Iodo deveria aparecer antes do Telúrio, não depois, porém as semelhanças de propriedades dos elementos com as linhas em que aparecem na tabela fizeram com que Mendeleev mantivesse a ordem “invertida” para os dois. Vemos ainda o Ouro (Au), massa atômica 197, colocado após o Mercúrio (Hg), massa atômica 200 e o Bismuto (Bi), 210, sendo colocado antes do Tálcio (Tl), 204. As semelhanças de propriedades com as linhas e os vizinhos e a alegação de massas mal calculadas fizeram com que Mendeleev adotasse esse posicionamento como o correto.

			Ti = 50	Zr = 90	? = 180
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198
			Ni = Co = 59	Pd = 106,6	Os = 199
			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
			Zn = 65,2	Cd = 112	Au = 197?
			? = 68	Ur = 116	
			? = 70	Sn = 118	Bi = 210?
			As = 75	Sb = 122	
			Se = 79,4	Te = 128?	
			Br = 80	J = 127	
			Rb = 85,4	Cs = 133	
			Cr = 87,6	Ba = 137	
			Ce = 92		
			La = 94		
			Di = 95		
			Th = 118		
H = 1					
	Be = 9,4	Mg = 24			
	B = 11	Al = 27,4			
	C = 12	Si = 28			
	N = 14	P = 31			
	O = 16	S = 32			
	F = 19	Cl = 35,5			
	Li = 7	K = 39			
	Na = 23	Ca = 40			
		? = 45			
		?Er = 56			
		?Yt = 60			
		?In = 75,6			

Figura 6: Representação da segunda tabela de Mendeleev com destaque para os espaços vazios (circulados de vermelho) e para os elementos invertidos por causa das massas atômicas “erradas” (destacados em azul)
 Fonte: Tolentino, Rocha-Filho e Chagas, 1997.

A importância da Tabela de Mendeleev

Mendeleev publicou mais algumas atualizações da sua Tabela Periódica, cada vez mais detalhada na sua organização, porém sempre em ordem crescente (ou quase sempre) de massa atômica. Entretanto, os trabalhos do russo não foram os que finalizaram a Tabela Periódica tal como é conhecida hoje, uma vez que houve trabalhos posteriores que ajudaram a resolver alguns problemas de forma satisfatória, como os posicionamentos corretos de alguns elementos. Em todo caso, graças aos interessantes fatos do trabalho de Mendeleev e pelo fato de a segunda versão de sua tabela ter sido publicada em 1869, 1 ano antes da tabela do Meyer, o químico russo acaba levando os louros pela “descoberta” da Lei Periódica em detrimento de Meyer e dos outros: “as propriedades físicas e químicas dos elementos tendem a repetir-se sistematicamente conforme aumenta a massa atômica”.

Dica: no artigo sugerido na aula 01, *Alguns Aspectos Históricos da Classificação Periódica dos Elementos*, é possível ver algumas dessas versões atualizadas da sua TP; se o professor achar conveniente mostrá-las é só buscar o artigo

Lista de exercícios: no final desta semana tem uma lista com 4 exercícios que abordam o conteúdo trabalhado ao longo de toda esta sequência didática. Ela pode ser entregue aos estudantes com antecedência ou separar um momento na última aula só para trabalhar os exercícios com eles. (Sugestão de entrega: logo após a aula 06)

Aula 05: Moseley e a Tabela Periódica atual

A Tabela Periódica pós-Mendeleev

A Lei Periódica, como enunciada na aula anterior, é em função da massa atômica e confirmamos isso no fato de a Tabela Periódica do Mendeleev ser organizada em ordem crescente dessas massas. A Tabela Periódica atual, porém, é um pouco diferente da proposta por Mendeleev, pois os elementos estão distribuídos em ordem crescente de número atômico, já que a comunidade científica discutia as várias incongruências em estabelecer uma distribuição dos elementos químicos baseado apenas nos valores de massa atômica.

Henry Moseley e a hipótese de Van der Broek

Você deve ter percebido que, ao contrário dos outros nomes citados, Moseley faleceu muito jovem. Ele serviu o Exército Britânico na Primeira Guerra Mundial e morreu na Batalha de Galípoli em 1915.

Em 1913 Henry Gwyn Jeffreys Moseley (1887 – 1915), físico inglês, aluno do Rutherford e convicto de que o estudo da estrutura atômica iria resolver de vez os problemas ainda existentes na Tabela Periódica, realizou uma série de testes, inicialmente com seu amigo, Charles G. Darwin (neto do Darwin da Teoria da Evolução) e posteriormente sozinho. Em linhas gerais, ele bombardeou elementos químicos com raios-x e, analisando os resultados, percebeu que cada elemento químico tinha um valor associado e único para cada elemento. Deste modo, ele sugere a distribuição dos elementos na tabela periódica por ordem crescente deste valor e, assim, percebe que a periodicidade de várias propriedades, ou seja, elas repetem nos grupos e nos períodos. Este valor foi reconhecido como um valor sugerido por um advogado e “físico amador” holandês chamado Antonius Van Der Broek.

Van Der Broek sugeriu à *Nature* (em carta) que todas as propriedades químicas e ópticas (incluindo os raios X) de um elemento químico seriam determinadas pelo seu número de ordem da posição na Tabela Periódica. Esta ordem, que o holandês chamou de “número atômico” e representou pela letra “Z”, seria a grande variável independente organizadora da Tabela, não o peso atômico (como se pensava até então). Sugeriu ainda que estas duas grandezas seriam independentes e que o número atômico seria igual às unidades de carga elétrica do núcleo do átomo de um elemento.

Dica de Leitura: para saber mais sobre os trabalhos de Moseley, sugerimos mais uma vez o artigo citado na aula 01, além do artigo *Talento de Moseley: desvendando os segredos do átomo*.

Quando Moseley e Darwin fizeram suas medições de comprimentos de ondas de raios X, escolheram um grupo de elementos em ordem crescente de posição na Tabela Periódica da época de

propósito, para confirmarem – ou não – a hipótese de Van Der Broek. Na sequência escolhida por Moseley foi observado que a frequência da radiação emitida pelos elementos investigados aumentava de forma regular de acordo com o número atômico, não com a massa atômica. A Lei Periódica agora passa a ser em função de Z. Com essas mudanças explica-se porque Mendeleev precisou inverter alguns elementos de posição na Tabela Periódica dele: a inversão de massas atômicas colocava os elementos na ordem correta de seus números atômicos.

Nota: não achamos necessário aprofundar no tema da difração de raios X; se for de seu interesse, os artigos da nossa bibliografia que falam de Moseley trabalham isso mais a fundo.

A Tabela Atual

A partir dessa mudança de padrão de organização da Tabela da massa atômica para o número atômico a Lei Periódica passa a ser enunciada como: “as propriedades físicas e químicas dos elementos tendem a repetir-se sistematicamente conforme aumenta seu número atômico”. Para a correta representação dessa Lei, a Tabela Periódica passa a ser apresentada na ordem crescente dos números atômicos.

Portanto, a Tabela Periódica atual e referendada pela União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) é a tabela proposta por Moseley acrescida das observações e resultados de Glenn Theodore Seaborg (1912-1999), que adicionou a série dos Lantanídeos e Actinídeos, que são os elementos químicos pertencentes ao sexto e sétimos períodos do grupo 3 da Tabela Periódica.

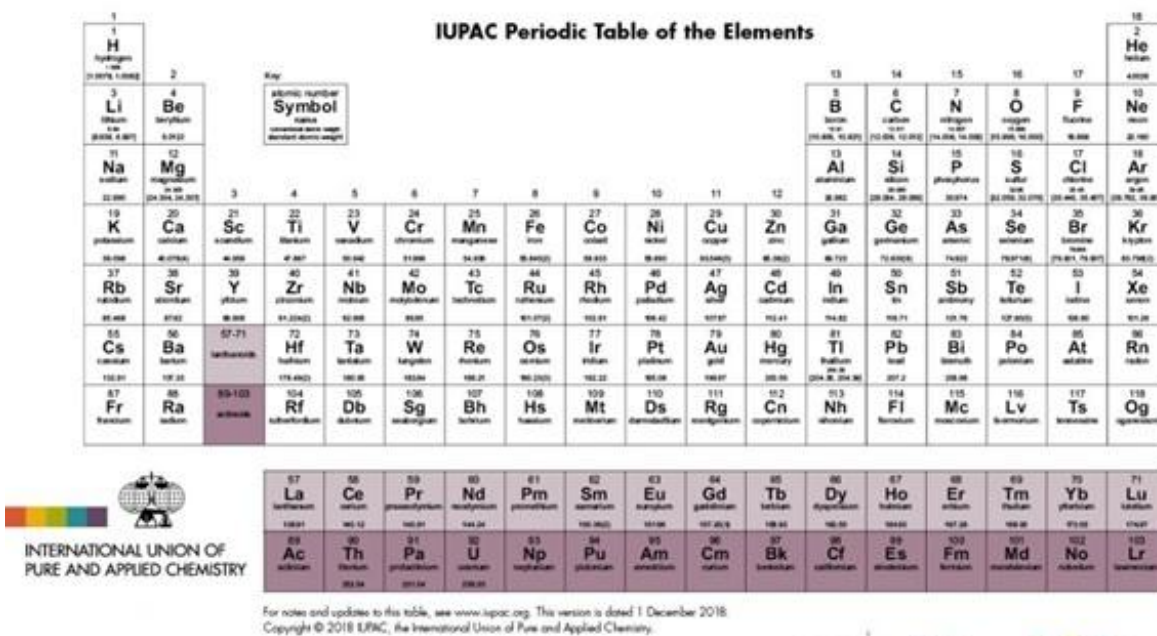


Figura 7: Tabela Periódica dos Elementos Químicos atualizada pela IUPAC em dezembro de 2018 (última atualização). Disponível em: < <https://iupac.org/what-we-do/periodic-table-of-elements/> >.

O que é a Tabela Periódica?

Agora que vimos toda construção do conhecimento desde o impulso classificatório até a formulação da Tabela Periódica dos Elementos Químicos, fica um questionamento no ar: o que exatamente é essa tabela? A Tabela Periódica é um instrumento usado para representação e compreensão da Lei Periódica, que observa regularidades na variação de propriedades físicas e químicas dos diferentes elementos. De acordo com esta Lei Periódica, **as propriedades físicas e químicas dos elementos tendem a repetir-se sistematicamente conforme aumenta o número atômico**. A tabela é, portanto, um esquema que apresenta os elementos químicos segundo a ordem crescente do número atômico.

Atualmente utilizamos a Tabela Periódica dos Elementos Químicos dividida entre 18 colunas, chamadas de *grupos* e 7 linhas, chamadas *períodos*, conforme a representação abaixo:

Tabela periódica

1 H hidrogênio 1,008																	2 He hélio 4,0026
3 Li lítio 6,94	4 Be berílio 9,0122											5 B boro 10,81	6 C carbono 12,011	7 N nitrogênio 14,007	8 O oxigênio 15,999	9 F flúor 18,998	10 Ne neônio 20,180
11 Na sódio 22,990	12 Mg magnésio 24,305											13 Al alumínio 26,982	14 Si silício 28,085	15 P fósforo 30,974	16 S enxofre 32,06	17 Cl cloro 35,45	18 Ar argônio 39,95
19 K potássio 39,098	20 Ca cálcio 40,078(4)	21 Sc escândio 44,956	22 Ti titânio 47,887	23 V vanádio 50,942	24 Cr cromio 51,996	25 Mn manganês 54,938	26 Fe ferro 55,845(2)	27 Co cobalto 58,933	28 Ni níquel 58,693	29 Cu cobre 63,546(3)	30 Zn zinco 65,38(2)	31 Ga gálio 69,723	32 Ge germânio 72,630(8)	33 As arsênio 74,922	34 Se selênio 78,971(8)	35 Br bromo 79,904	36 Kr criptônio 83,798(2)
37 Rb rubídio 85,468	38 Sr estrôncio 87,62	39 Y ítrio 88,906	40 Zr zircônio 91,224(2)	41 Nb nióbio 92,906	42 Mo molibdênio 95,95	43 Tc tecnécio	44 Ru rútenio 101,07(2)	45 Rh ródio 101,07	46 Pd paládio 106,42	47 Ag prata 107,87	48 Cd cádmio 112,41	49 In índio 114,82	50 Sn estanho 118,71	51 Sb antimônio 121,76	52 Te telúrio 127,6(2)	53 I iodo 126,90	54 Xe xenônio 131,29
55 Cs césio 132,91	56 Ba bário 137,33	57 a 71										81 Tl talho 204,38	82 Pb chumbo 207,2	83 Bi bismuto 208,98	84 Po polônio	85 At ástato	86 Rn radônio
87 Fr frâncio	88 Ra rádio	89 a 103										113 Nh nihônio	114 Fl fleróvio	115 Mc moscóvio	116 Lv livermório	117 Ts tennesso	118 Og oganesônio
57 La lantanídeo 138,91	58 Ce cério 140,12	59 Pr praseodímio 140,91	60 Nd neodímio 144,24	61 Pm promécio	62 Sm samário 150,36(7)	63 Eu europio 151,96	64 Gd gadolínio 157,25(3)	65 Tb terbio 158,93	66 Dy disprósio 162,50	67 Ho hólmio 164,93	68 Er erbio 167,26	69 Tm tulio 168,93	70 Yb ítrio 173,05	71 Lu lutécio 174,97			
89 Ac actínio	90 Th tório 232,04	91 Pa protactínio 231,04	92 U urânio 238,03	93 Np néptunio	94 Pu plutônio	95 Am amério	96 Cm cúrio	97 Bk berquélio	98 Cf califórnio	99 Es einstênio	100 Fm fêrmio	101 Md mendelévio	102 No nobélio	103 Lr laurêncio			

Figura 8: Tabela Periódica atual, colorida de acordo com os blocos: elementos dos grupos A de verde (IA e IIA) à esquerda e amarelo (IIIA a VIIIA) à direita; elementos dos grupos B (metais de transição) de magenta no centro e os elementos chamados metais de transição interna de azul abaixo.

Imagem da Internet.

A tabela é organizada em ordem crescente de números atômicos na horizontal e os elementos de um mesmo grupo compartilham de várias propriedades em comum. Por isso era comum chamar cada grupo de **família**, sendo que algumas carregam nomes específicos e outras carregam os nomes do primeiro elemento do grupo. Além disso, algumas propriedades variam periodicamente, ou seja, em intervalos regulares em função do aumento (ou da diminuição) dos números atômicos seja comparando uma mesma coluna ou um mesmo período (uma linha). As propriedades que se comportam dessa forma são chamadas de **propriedades periódicas**.

Uma divisão mais simples da Tabela pode ser feita entre metais (à esquerda e ao centro, semi-metais e não-metais (à direita). Acerca das divisões dos grupos da Tabela Periódica, as famílias, temos:

Família 1A (Grupo 1, exceto o H): Metais Alcalinos (em verde)

Família 2A (Grupo 2): Metais Alcalino-Terrosos (em verde)

Família B (Grupo 3 à 12): Metais de Transição (em vermelho)

*Dentro dos metais de transição temos, no grupo 3, dois sub-grupos, chamados de séries: série dos lantanídeos e série dos actinídeos (primeira e segunda linhas em azul, abaixo da Tabela, respectivamente)

Família 3A (Grupo 13): Família do Boro (em laranja)

Família 4A (Grupo 14): Família do Carbono (em laranja)

Família 5A (Grupo 15): Família do Nitrogênio (em laranja)

Família 6A (Grupo 16): Calcogênios (em laranja)

Família 7A (Grupo 17): Halogênios (em laranja)

Família 0 ou 8A (Grupo 18): Gases Nobres (em laranja)

As propriedades químicas dependem diretamente do número de elétrons na camada de valência do átomo no estado fundamental. O número de elétrons na camada de valência determina não só os tipos de ligação que os átomos podem estabelecer para formar substâncias como também as propriedades e os tipos de reação que essas substâncias apresentam. Isso nos leva à seguinte conclusão:

As propriedades químicas dos elementos podem ser previstas com base na distribuição eletrônica do átomo no estado fundamental. Concluimos então que o diagrama de energia fornece indicações claras sobre as propriedades químicas dos elementos.

Esta proposta não abrange uma aula de propriedades periódicas, apesar de que em algumas aulas elas podem aparecer como exemplo para alguma colocação (principalmente na aula 02, de periodicidade); entretanto, acreditamos que, com essas aulas, os alunos conseguirão entender as propriedades periódicas e sua variação ao longo da TP.

⁸⁵ Atividades

1. Nos desafios da Semana 1 foi proposto fazer duas organizações periódicas diferentes de elementos químicos. Baseado nelas, responda:

a) Descreva quais os critérios que foram usados para você montar cada uma de suas classificações.

b) Quais foram as diferenças entre a primeira e a segunda organizações? Quais as diferenças de critérios usados entre as organizações?

2. Quais as semelhanças que você enxerga entre as tabelas que você construiu na Semana 1 e a Tabela Periódica atual? E quais as diferenças?

3. Considere as tabelas abaixo que nos dão informações sobre a) quantidade de elétrons na última camada eletrônica do átomo e b) valores de eletronegatividade e diga, em cada caso, se as informações oferecidas constituem um caso de periodicidade. Use uma Tabela Periódica para

identificar a localização de cada elemento nela e, assim, poder responder se existe uma variação periódica em cada caso.

a)

Número de elétrons na última cada eletrônica	
Elemento (símbolo)	n° de elétrons
Li	1
Be	2
B	3
C	4
N	5
O	6
F	7
Na	1
Mg	2
Al	3
Si	4
P	5
S	6
Cl	7

Existe uma variação periódica neste caso? Por quê?

b)

Valores de eletronegatividade	
Elemento (símbolo)	Eletronegatividade (em eV)
B	2,0
C	2,5
N	3,0
O	3,5
F	4,0
P	2,1
S	2,5
Cl	3,0
As	2,0
Se	2,4
Br	3,0

Existe uma variação periódica neste caso? Por quê?

4. Como visto nas aulas da Semana 2, a Lei Periódica na época de Mendeleev era definida em função do aumento de massa atômica, porém com os trabalhos de Moseley a Lei Periódica passou a ser definida em função do aumento de número atômico. Por que a Lei Periódica funcionou bem em função da massa atômica?

ASIMOV, I. **A Short History of Chemtstry– An Introduction to the Ideas and Concepts of Chemtstry**. New York: Doubleday&Co., Inc, 1975. Tradução p/ espanhol: Alfredo Cruz e María Isabel Villena. Madrid: Alianza Editorial, 2003.

CUNHA, M. F. da. **A Dimensão Pedagógica da Tabela Periódica no Ensino de Conceitos Químicos**. Dissertação (Mestrado) – Universidade Federal do Triângulo Mineiro, Uberaba-MG, 2019.

TARGINO, A. R. L. **Textos Literários de Divulgação Científica na Elaboração e Aplicação de uma Sequência Didática sobre a Lei Periódica dos Elementos Químicos**. Dissertação (Mestrado) – Universidade de São Paulo, Faculdade de Educação, São Paulo-SP, 2017.

_____; BALDINATO, J. O. Abordagem histórica da lei periódica nas coleções do PNLD 2012. **Química Nova na Escola**, vol. 38, nº 4, p. 324 a 333. São Paulo, Novembro de 2016.

TAVARES, O. A. P. Talento de Moseley: desvendando os segredos do átomo. **Ciência e Sociedade (CS)**, vol. 1, nº 1. Rio de Janeiro, CBPF, 2013.

TOLENTINO, M.; ROCHA-FILHO, R. C.; CHAGAS, A. P. Alguns Aspectos Históricos da Classificação Periódica dos Elementos. **Química Nova**, vol. 20, nº1, p. 103 a 117. São Paulo, 1997.

APÊNDICE A – FICHAS DOS ELEMENTOS QUÍMICOS – DESAFIO 01

<p>Berílio – Be</p> <p>Peso atômico: 9</p> <p>Metal macio e branco-prateado</p> <p>Não reage em contato com a água</p> <p>Reage ligeiramente em contato com o ar</p>	<p>Bromo – Br</p> <p>Peso atômico: 80</p> <p>Líquido com coloração marrom-avermelhada</p> <p>É relativamente reativo e altamente tóxico</p> <p>Podem ser letais para organismos vivos</p>	<p>Cálcio – Ca</p> <p>Peso atômico: 40</p> <p>Metal macio e branco-prateado</p> <p>Reage espontaneamente em contato com a água</p> <p>Reage espontaneamente em contato com o ar</p>
<p>Carbono – C</p> <p>Peso atômico: 12</p> <p>Encontrado em mais de uma forma sólida (alótropos)</p> <p>Todas as formas apresentam brilho (grafite ou diamante)</p> <p>Elemento essencial para todos os seres vivos</p>	<p>Cloro – Cl</p> <p>Peso atômico: 35,5</p> <p>Gás com coloração levemente esverdeada</p> <p>É reativo com odor forte e tóxico</p> <p>Podem ser letais para organismos vivos</p>	<p>Enxofre – S</p> <p>Peso atômico: 32</p> <p>Encontrado em mais de uma forma na natureza (alótropos)</p> <p>Todas as suas formas são sólidas (geralmente em pó)</p> <p>Encontrado em substâncias essenciais para os humanos</p>
<p>Estanho – Sn</p> <p>Peso atômico: 118</p> <p>Encontrado como metal ou em pó (menos de 13°C)</p> <p>Apresenta um brilho branco-cinza</p> <p>Encontrado em substâncias essenciais para as plantas</p>	<p>Flúor – F</p> <p>Peso atômico: 19</p> <p>Gás com coloração amarelo-esverdeada</p> <p>É altamente reativo e ligeiramente tóxico</p> <p>Podem ser letais para organismos vivos</p>	<p>Lítio – Li</p> <p>Peso atômico: 7</p> <p>Metal macio e de coloração prateada</p> <p>Reage vigorosamente em contato com a água</p> <p>Reage espontaneamente em contato com o ar</p>
<p>Magnésio – Mg</p> <p>Peso atômico: 24</p> <p>Metal macio e branco-prateado</p> <p>Reage em contato com a água (se estiver em ebulição)</p> <p>Reage em contato com o ar (se pulverizado, inflama)</p>	<p>Oxigênio – O</p> <p>Peso atômico: 16</p> <p>Encontrado em mais de uma forma na natureza (alótropos)</p> <p>Todas as suas formas são gasosas e sem cor</p> <p>É um elemento essencial para os humanos</p>	<p>Potássio – K</p> <p>Peso atômico: 39</p> <p>Metal macio e de coloração prateada</p> <p>Reage violentamente em contato com a água</p> <p>Reage espontaneamente em contato com o ar</p>
<p>Selênio – Se</p> <p>Peso atômico: 79</p> <p>Encontrado em mais de uma forma na natureza (alótropos)</p> <p>Todas as suas formas são sólidas (em pó ou metal)</p> <p>Encontrado em substâncias essenciais para os humanos</p>	<p>Silício – Si</p> <p>Peso atômico: 28</p> <p>Encontrado na forma sólida, metálica</p> <p>Apresenta um brilho cinza-azulado</p> <p>Elemento essencial para as plantas</p>	<p>Sódio – Na</p> <p>Peso atômico: 23</p> <p>Metal macio e de coloração prateada</p> <p>Reage muito vigorosamente em contato com a água</p> <p>Reage espontaneamente em contato com o ar</p>

APÊNDICE B – FICHAS DOS ELEMENTOS QUÍMICOS – DESAFIO 02

<p>Arsênio – As Peso atômico: 75 É encontrado como um sólido cinza-prateado Existe em pequenas quantidades em combustíveis É um elemento tóxico para os humanos Reage com o Oxigênio na proporção R_2O_3 e R_2O_5 Reage com Hidrogênio na proporção RH_3</p>	<p>Berílio – Be Peso atômico: 9 Metal macio e branco-prateado Não reage em contato com a água Reage ligeiramente em contato com o ar Reage com o Oxigênio na proporção R_1O_1 Tem tendência a reagir com não-metais</p>	<p>Bromo – Br Peso atômico: 80 Líquido com coloração marrom-avermelhada É relativamente reativo e altamente tóxico Podem ser letais para organismos vivos Reage com o Oxigênio na proporção R_2O_7 Tem tendência a reagir com metais</p>
<p>Cálcio – Ca Peso atômico: 40 Metal macio e branco-prateado Reage espontaneamente em contato com a água Reage espontaneamente em contato com o ar Reage com o Oxigênio na proporção R_1O_1 Tem tendência a reagir com não-metais</p>	<p>Carbono – C Peso atômico: 12 Encontrado em mais de uma forma sólida (alótropos) Todas as formas apresentam brilho (grafite ou diamante) Elemento essencial para todos os seres vivos Reage com o Oxigênio na proporção R_1O_2 Reage com Hidrogênio na proporção RH_4</p>	<p>Cloro – Cl Peso atômico: 35,5 Gás com coloração levemente esverdeada É reativo com odor forte e tóxico Podem ser letais para organismos vivos Reage com o Oxigênio na proporção R_2O_7 Tem tendência a reagir com metais</p>
<p>Enxofre – S Peso atômico: 32 Encontrado em mais de uma forma na natureza (alótropos) Todas as suas formas são sólidas (geralmente em pó) Encontrado em substâncias essenciais para os humanos Reage com o Oxigênio na proporção R_1O_2 e R_1O_3 Reage com Hidrogênio na proporção H_2R</p>	<p>Estanho – Sn Peso atômico: 118 Encontrado como metal ou em pó (menos de $13^\circ C$) Apresenta um brilho branco-cinzento Encontrado em substâncias essenciais para as plantas Reage com o Oxigênio na proporção R_1O_2 Reage com Hidrogênio na proporção RH_4</p>	<p>Flúor – F Peso atômico: 19 Gás com coloração amarelo-esverdeada É altamente reativo e ligeiramente tóxico Podem ser letais para organismos vivos Reage com o Oxigênio na proporção R_2O_7 Tem tendência a reagir com metais</p>

Fósforo – P
Peso atômico: 31
É encontrado em duas formas sólidas: branco e vermelho
A forma branca é um bom combustível
Encontrado em substâncias essenciais para os humanos
Reage com o Oxigênio na proporção R_2O_3 e R_2O_5
Reage com Hidrogênio na proporção RH_3

Lítio – Li
Peso atômico: 7
Metal de aparência macia e prateado
Reage vigorosamente em contato com a água
Reage espontaneamente em contato com o ar
Reage com o Oxigênio na proporção R_2O_1
Tem tendência a reagir com não-metais

Magnésio – Mg
Peso atômico: 24
Metal macio e branco-prateado
Reage em contato com a água (se estiver em ebulição)
Reage em contato com o ar (se pulverizado, inflama)
Reage com o Oxigênio na proporção R_1O_1
Tem tendência a reagir com não-metais

Nitrogênio – N
Peso atômico: 14
É encontrado como um gás incolor e inodoro
O gás nitrogênio é combustível
Encontrado em substâncias essenciais para os humanos
Reage com o Oxigênio na proporção R_2O_1 , R_1O_2 e R_2O_3
Reage com Hidrogênio na proporção RH_3

Oxigênio – O
Peso atômico: 16
Encontrado em mais de uma forma na natureza (alótropos)
Todas as suas formas são gasosas e sem cor
É um elemento essencial para os humanos
Pode formar moléculas tanto de O_2 quanto de O_3
Reage com Hidrogênio na proporção H_2R

Potássio – K
Peso atômico: 39
Metal de aparência macia e prateado
Reage violentamente em contato com a água
Reage espontaneamente em contato com o ar
Reage com o Oxigênio na proporção R_2O_1
Tem tendência a reagir com não-metais

Selênio – Se
Peso atômico: 79
Encontrado em mais de uma forma na natureza (alótropos)
Todas as suas formas são sólidas (em pó ou metal)
Encontrado em substâncias essenciais para os humanos
Reage com o Oxigênio na proporção R_1O_2 e R_1O_3
Reage com Hidrogênio na proporção H_2R

Silício – Si
Peso atômico: 28
Encontrado na forma sólida, metálica
Apresenta um brilho cinza-azulado
Elemento essencial para as plantas
Reage com o Oxigênio na proporção R_1O_2
Reage com Hidrogênio na proporção RH_4

Sódio – Na
Peso atômico: 23
Metal de aparência macia e prateado
Reage muito vigorosamente em contato com a água
Reage espontaneamente em contato com o ar
Reage com o Oxigênio na proporção R_2O_1
Tem tendência a reagir com não-metais