



TABELA PERIÓDICA

HISTÓRICO DA TABELA PERIÓDICA

Compreender os diversos elementos químicos descobertos, suas generalizações e suas aplicações era uma busca incessante de muitos cientistas do século XIX. Com todas as informações que surgiam na época sobre os elementos químicos, novos e já conhecidos, outros cientistas buscaram generalizações para essa gama gigantesca de propriedades; ou seja, como de que maneira sistematizar e organizar todo esse conhecimento?

Para responder à pergunta anterior, surgiram cientistas ímpares Johann Dobereiner, Alexandre Emile Beguyer de Chancoutois, John Alexander Reina Newlands, Dmitri Ivanovich Mendeleiev e Henry G. J. Moseley que com muita imaginação, intuição e conhecimento propuseram organizar os elementos químicos conforme suas propriedades ou até mesmo conforme suas atividades pessoais. Iniciamos a linha histórica da tabela periódica por:

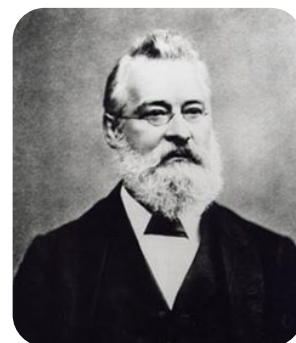
Johann Dobereiner, propôs uma lei chamada de, Lei das tríades. Sua lei estava relacionada com uma quantidade de três elementos, sendo que os elementos químicos apresentavam uma certa relação de proporção entre as massas atômicas e as propriedades químicas semelhantes. Na imagem abaixo, o cientista é homenageado na cédula alemã por volta de 1980.



Alexandre Emile Beguyer de Chancoutois, considerou os elementos químicos descobertos até então (1862) ao redor de um cilindro e em ordem crescente de massa atômica. Observou que as propriedades químicas se repetiam a cada sete elementos.



John Alexander Reina Newlands, responsável por a chamada “lei das oitavas”, pois um elemento químico apresentaria comportamento análogo ao oitavo elemento consecutivo. Sua lei era uma analogia aos sete intervalos da escala musical.



Dmitri Ivanovich Mendeleiev, filho caçula de um total de 17 irmãos, no começo de seus estudos não foi um aluno exemplar, devido a instrução se concentrar em línguas mortas (latim e grego). Mas quando teve o seu primeiro contato com a ciência, logo demonstrou todo o seu potencial científico. Filho de Maria Dmitrievna, uma mulher que fez o possível e impossível para garantir os estudos de seus filhos foi quem iniciou a brilhante carreira de seu filho, por acreditar em seu potencial. Antes de morrer deixou as seguintes palavras a Mendeleiev:



“Abstenha-se de ilusões, insista no trabalho e não em palavras. Busque pacientemente a verdade divina e científica”.

Após continuar seus estudos iniciais em São Petersburgo, traçou uma carreira com grandes cientistas da época como Bunsen, Canizarro, Kirchhoff, entre outros, que o forneceram muitas informações sobre os novos elementos químicos que estavam sendo descobertos na época. Em 1869, organizou os elementos químicos em ordem crescente de peso atômico, e percebeu que suas propriedades se repetiam em uma série de intervalos periódicos. Por essa razão chamou sua descoberta de Tabela Periódica dos Elementos..

Henry G. J. Moseley, com seus trabalhos com espectros de raios X dos elementos, verificou que a raiz quadrada da frequência dos raios x emitidos pelo núcleo deles eram proporcionais ao número atômico (Z). Partindo das informações, propôs que o número atômico representava a quantidade de prótons no núcleo do átomo de um elemento químico.



Por volta de 1920, a hipótese foi comprovada por James Chadwick com os estudos das partículas alfas emitidas e medidas.

Hoje a tabela periódica está em ordem crescente de número atômico.

Elemento químico é um conjunto de átomos com o mesmo número atômico.

CARACTERÍSTICAS DOS ÁTOMOS

Estrutura Eletrônica do átomo: Como visto nos modelos atômicos, principalmente o de Rutherford, o átomo possui uma região bem compacta com concentração de massa e uma região gigantesca vazia (em relação ao núcleo), denominada eletrosfera. As massas das partículas fundamentais destacam as regiões específicas do átomo:

Partículas fundamentais do átomo			
	Próton (p)	Nêutron (n)	Elétron (e-)
Massa/kg	$1,673 \cdot 10^{-27}$	$1,675 \cdot 10^{-27}$	$9,110 \cdot 10^{-31}$
Massa/u (repouso)	1,00728	1,00866	$5,48579 \cdot 10^{-4}$
Massa relativa	1	$\cong 1$	$\cong 0$
Carga/C (coulomb)	$+1,602 \cdot 10^{-19}$	0	$1,602 \cdot 10^{-19}$
Carga relativa (uec)	+1	0	-1

$1u \Leftrightarrow 1,660566 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ 1 uec é a sigla que equivale a uma unidade elementar de carga elétrica.



Número atômico: Representado pela letra Z e expressa a quantidade de prótons (P) no núcleo.

Número de massa: é a soma das partículas que se encontram no núcleo (prótons e nêutrons) é representado por um número inteiro e pela letra A. Em termos de cálculo:

$$A = P + N \text{ ou } A = Z + N$$

Resumindo, podemos dizer que:

O número de massa (A) é um número inteiro que indica o total de partículas (prótons+nêutrons) do núcleo de um átomo

Geralmente nas tabelas periódicas, temos as seguintes representações para o número de massa (A) e para o número atômico (Z):



MASSA ATÔMICA

Devido à existência de isótopos na natureza, a massa atômica (ma) de um elemento químico é definida como: a massa média ponderada de seus átomos encontrados na natureza.

Veja o exemplo para o elemento químico magnésio:

Isótopos	Massa atômica (u)	% em massa
${}^{24}_{12}\text{Mg}$	23,9850423	${}^{24}_{12}\text{Mg} = (78,99 \pm 0,04) \%$
${}^{25}_{12}\text{Mg}$	24,9858374	${}^{25}_{12}\text{Mg} = (10,00 \pm 0,01) \%$
${}^{26}_{12}\text{Mg}$	25,98259370	${}^{26}_{12}\text{Mg} = (11,01 \pm 0,03) \%$

Na tabela encontramos informações sobre seus isótopos e a porcentagem de cada um deles na natureza. Para determinar a sua massa atômica é preciso fazer a média ponderada:

Isótopos	Massa atômica (u)	% em massa
${}^{24}_{12}\text{Mg}$	24	79%
${}^{25}_{12}\text{Mg}$	25	10%
${}^{26}_{12}\text{Mg}$	26	11%

A massa atômica oficial do elemento químico magnésio será:

$$\frac{24\text{u} \cdot 79\% + 25\text{u} \cdot 10\% + 26\text{u} \cdot 11\%}{100\%} = 24,32\text{u}$$

TABELA PERIÓDICA ATUAL

A tabela apresenta divisões bem definidas em linhas horizontais e verticais. Os elementos químicos dispostos em ordem crescente de número atômico ao longo de uma linha horizontal são chamados de períodos e quando visto em linhas verticais são chamados de famílias, grupos ou colunas.



PERÍODOS

Representam a quantidade de camadas ou níveis de energia que o átomo do elemento químico possui, por exemplo, o Neônio (Ne) está no 2º período, ou seja, apresenta dois níveis de energia. Lembre-se que os lantanídeos e actinídeos pertencem aos períodos 6º e 7º respectivamente.

GRUPOS, FAMÍLIAS OU CLASSES

Os grupos da tabela periódica são orientados de 1 a 18. Além de numeração, as famílias podem receber o nome do primeiro elemento químico ou algumas receberem nomes específicos, como:

- 1. Metais alcalinos (exceto o hidrogênio);
- 2. Metais alcalino-terrosos;
- 3-12. Metais de Transição;
- 13. Família do boro;
- 14. Família do carbono;
- 15. Família do nitrogênio;
- 16. Família do oxigênio, ou calcogênios;
- 17. Família do flúor, ou halogênios;
- 18. Gases nobres.

1 IA	2 IIA											13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA	
H Hydrogen 1.008	He Helium 4.002602																	
3 Li Lithium 6.94	4 Be Beryllium 9.012182											5 B Boron 10.81	6 C Carbon 12.011	7 N Nitrogen 14.007	8 O Oxygen 15.999	9 F Fluorine 18.99840323	10 Ne Neon 20.1797	
11 Na Sodium 22.98976928	12 Mg Magnesium 24.305											13 Al Aluminum 26.9815385	14 Si Silicon 28.0855	15 P Phosphorus 30.973761998	16 S Sulfur 32.06	17 Cl Chlorine 35.45	18 Ar Argon 39.948	
19 K Potassium 39.0983	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.955912	22 Ti Titanium 47.88	23 V Vanadium 50.9415	24 Cr Chromium 51.9961	25 Mn Manganese 54.938044	26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.933194	28 Ni Nickel 58.6934	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.6305	33 As Arsenic 74.9216	34 Se Selenium 78.9718	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 83.798	
37 Rb Rubidium 85.4678	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.90584	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.90638	42 Mo Molybdenum 95.94	43 Tc Technetium (98)	44 Ru Ruthenium 98.9062	45 Rh Rhodium 101.07	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.8682	48 Cd Cadmium 112.414	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.710	51 Sb Antimony 121.757	52 Te Tellurium 127.60	53 I Iodine 126.90447	54 Xe Xenon 131.29	
55 Cs Cesium 132.90545196	56 Ba Barium 137.327	57 - 71 Lanthanoids		72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.94786	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.222	78 Pt Platinum 195.084	79 Au Gold 196.966569	80 Hg Mercury 200.59	81 Tl Thallium 204.38	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.98040	84 Po Polonium (209)	85 At Astatine (210)	86 Rn Radon (222)
87 Fr Francium (223)	88 Ra Radium (226)	89 - 103 Actinoids		104 Rf Rutherfordium (261)	105 Db Dubnium (268)	106 Sg Seaborgium (266)	107 Bh Bohrium (264)	108 Hs Hassium (265)	109 Mt Meitnerium (268)	110 Ds Darmstadtium (285)	111 Rg Roentgenium (282)	112 Cn Copernicium (285)	113 Nh Nihonium (286)	114 Fl Flerovium (289)	115 Mc Moscovium (288)	116 Lv Livermorium (293)	117 Ts Tennessine (294)	118 Og Oganesson (294)
																		6º período
																		7º período
																		6º período
																		7º período
57 La Lanthanum 138.90547	58 Ce Cerium 140.12	59 Pr Praseodymium 140.90766	60 Nd Neodymium 144.24	61 Pm Promethium (145)	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.964	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.92535	66 Dy Dysprosium 162.50	67 Ho Holmium 164.93033	68 Er Erbium 167.259	69 Tm Thulium 168.93486	70 Yb Ytterbium 173.054	71 Lu Lutetium 174.967				
89 Ac Actinium (227)	90 Th Thorium 232.0377	91 Pa Protactinium 231.03688	92 U Uranium 238.02891	93 Np Neptunium (237)	94 Pu Plutonium (244)	95 Am Americium (243)	96 Cm Curium (247)	97 Bk Berkelium (247)	98 Cf Californium (251)	99 Es Einsteinium (252)	100 Fm Fermium (257)	101 Md Mendelevium (258)	102 No Nobelium (259)	103 Lr Lawrencium (260)				
																		6º período
																		7º período

- Elementos representativos
- Elementos de transição ou transição externa
- Elementos de transição interna
- Elementos considerado à parte. Não correspondem a nenhuma classificação na tabela periódica.

Uma última classificação para a tabela pode ser em termo de metais, não metais (ametais), gases nobres e hidrogênio:

Metais: As principais características dos metais são:

- 1. São bons condutores de corrente elétrica e de calor;



2. Apresentam brilho característico;
3. São transformados em lâminas (maleáveis) e também em fios (dúcteis);
4. São sólidos nas condições ambientais (25°C e 1 atm, exceto o mercúrio);
5. Tendência de formar cátions.



Não metais ou ametais: formam um grupo de 15 elementos (B, C, N, Si, P, O, S, Se, F, Cl, As, Br, Te, I e At). Apresentam a tendência de formar ânions e as principais características são:

1. Não são bons condutores de corrente elétrica e de calor;
2. Não possuem brilho característico.

Gases nobres: formado por 6 elementos químicos (família 18). São considerados inertes quimicamente, raros e os únicos encontrados na natureza na forma de átomos.

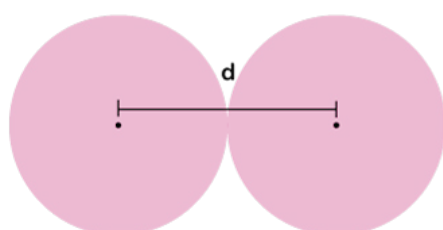


Hidrogênio: Destaque para as características exclusivas do elemento químico H, pois por mais que seja representado ao lado esquerdo da tabela periódica, acima do lítio, não tem características de metais alcalinos. É encontrado na natureza em forma de gás hidrogênio $H_2(g)$.

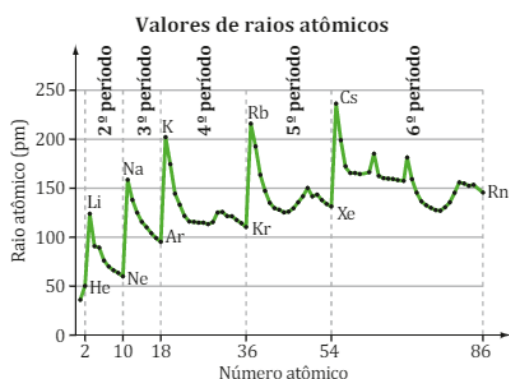
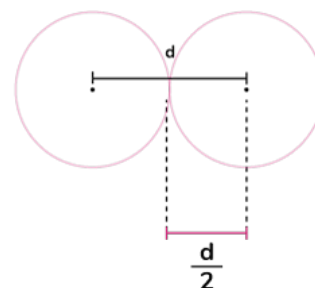
PROPRIEDADES PERIÓDICAS:

Raio Atômico:

É a metade da medida entre a distância de dois núcleos atômicos, $d \div 2$:



Raio aparente do átomo



Num grupo, o raio atômico aumenta de cima para baixo porque há um aumento do número de camadas ocupadas por elétrons.

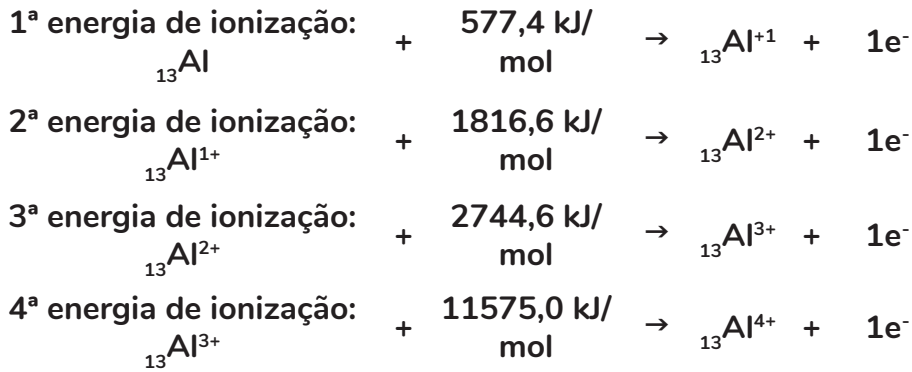
Num período, o raio atômico aumenta da direita para a esquerda, porque, para um mesmo número de camadas ocupadas, os elementos situados à esquerda possuem uma carga nuclear menor.



Energia (ou potencial) de ionização (EI):

É a energia necessária para retirar um elétron de um átomo (ou íon) isolado, portanto, no estado gasoso.

Veja o exemplo para o alumínio:



$$1^{\text{a}} \text{ EI} < 2^{\text{a}} \text{ EI} < 3^{\text{a}} \text{ EI} \lll 4^{\text{a}} \text{ EI}$$

Afinidade eletrônica:

É a quantidade de energia liberada quando um átomo isolado no seu estado fundamental (na fase gasosa) recebe 1 elétron.

A afinidade eletrônica aumenta conforme o raio atômico diminui. Aumenta em direção ao flúor e excluindo os gases nobres.

Eletronegatividade:

Um conceito bem importante é a eletronegatividade, pois a mesma será usada em diversos outros momentos para explicar propriedades físicas e químicas das substâncias e dos materiais. Em linhas gerais é definido por:

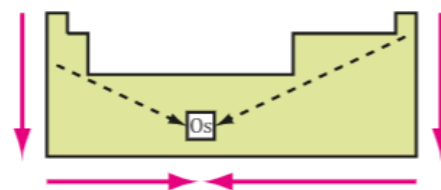
É a tendência que um átomo possui de atrair elétrons para perto de si, quando se encontra “ligado” a outro átomo de elemento químico diferente, em uma substância composta.





Densidade:

Lembre-se que a densidade é a razão da massa pelo volume. Nesse caso, tratamos de substâncias simples dos elementos químicos da tabela periódica. Ela cresce no sentido do elemento químico Ósmio (Os).



Como ilustrar a imagem acima, temos um aumento na densidade de cima para baixo na mesma família e aumento crescente em direção ao ósmio no mesmo período. A densidade do ósmio é de $22,6 \text{ g/cm}^3$.

RELAÇÃO ENTRE A TABELA E O DIAGRAMA DE ENERGIA

A primeira relação entre o diagrama de energia de Pauling e a tabela periódica, está entre os níveis de energia e os períodos da tabela periódica. Em linhas gerais temos que:

O número de níveis eletrônicos para um átomo em seu estado fundamental, indica o período em que o elemento se encontra na tabela periódica.

Veja alguns exemplos a seguir:

Elemento	Distribuição eletrônica no estado fundamental em ordem geométrica	Níveis de energia ocupados por elétrons	Período que ocupa na tabela periódica
Carbono	${}^{12}_6\text{C}: 1s^2/2s^2/2p^2$	2 níveis de energia	2º período
Magnésio	${}^{24}_2\text{Mg}: 1s^2/2s^2/2p^6/3s^2$	3 níveis de energia	3º período
Titânio	${}^{48}_2\text{Ti}: 1s^2/2s^2/2p^6/3s^2/3p^6/3d^2/4s^2$	4 níveis de energia	4º período
Tungstênio	${}^{184}_{74}\text{W}: 1s^2/2s^2/2p^6/3s^2/3p^6/3d^{10}/4s^2/4p^6/4d^{10}/4f^{14}/5s^2/5p^6/5d^4/6s^2$	6 níveis de energia	6º período

Além dos períodos é possível identificar a família em que o elemento químico se encontra na tabela periódica de acordo com o elétron de valência (apenas para os representativos). Veja o esquema abaixo:

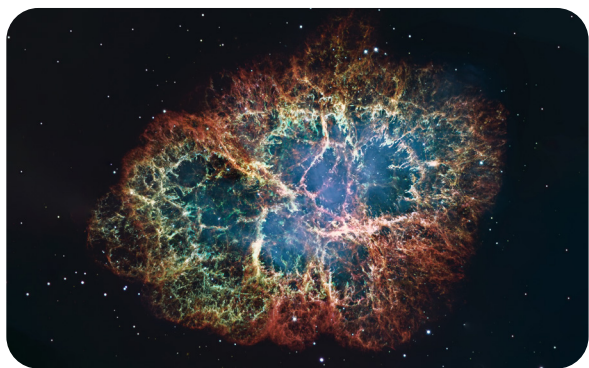
Grupo	Elementos	Família	Configuração terminando em
1	Li, Na, K, Rb, Cs e Fr	Metais alcalinos	ns^1 (com $n \neq 1$)
2	Be, Mg, Ca, Sr, Ba e Ra	Metais alcalinoterrosos	ns^2 (com $n \neq 1$)
13	B, Al, Ga, In e Tl	Família do boro	$ns^2 np^1$
14	C, Si, Ge, Sn e Pb	Família do carbono	$ns^2 np^2$
15	N, P, As, Sb e Bi	Família do nitrogênio	$ns^2 np^3$
16	O, S, Se, Te e Po	Calcogênios	$ns^2 np^4$
17	F, Cl, Br, I, At	Halogênios	$ns^2 np^5$
18	He, Ne, Ar, Kr, Xe e Rn	Gases nobres	$1s^2$ ou $ns^2 np^6$ (se $n > 1$)



De acordo com os elementos químicos na tabela anterior, os subníveis energéticos são s e p.

DE ONDE VEIO A TABELA PERIÓDICA?

Existe uma frase que diz o seguinte: “somos todos poeira de estrelas”. O que será que isso quer dizer, JubiLeitor? Quem introduziu esse pensamento foi um astrônomo e biólogo chamado **Carl Edward Sagan**. O cientista atribuiu esse pensamento poético ao fato de que muitos átomos de elementos químicos, encontrados no corpo humano, só são possíveis devido às explosões das estrelas. Esse evento foi chamado de supernova.



É graças a eventos como um céu estrelado que, de acordo com a ciência, podemos explicar a criação de átomos de elementos químicos com número atômico acima de 26!

Caro escritor... Beleza, você escreve sobre a origem, mas e a “mardita” da Tabela Periódica? Como foi possível sua organização? As propriedades periódicas (raio atômico, energia de ionização)? E aqueles “treco” de família? Como é que é mesmo??!!!! Ahhh, lembrei!! Metais alcalinos, Gases Nobres, eeeeeee laiaá... Grego é mais fácil que isso, viu?!! ;)

Falar sobre a tabela periódica e reconstruir os principais aspectos de como ela foi elaborada, torna-se impossível se não mencionarmos o nome de um “carinha” russo, chamado Dmitri Ivanovich Mendeleiev. Foi após a morte de seus pais que o jovem cientista começou a realizar novos experimentos e escrever artigos para a revista científica de São Petersburgo. Vale destacar que o brilhantismo de jovem cientista floresceu devido aos ensinamentos ímpares do Instituto Pedagógico Central (local que ensinava matemática e ciências naturais). Mendeleiev teve aula com professores de excelência em seu período de graduação, que detalhavam os elementos químicos que estavam sendo descobertos (urânio e rutênio, por exemplo). Mendeleiev estava maravilhado com tanto detalhamento das propriedades dos elementos químicos, e sua mente extremamente criativa e integradora começou a despertar a ideia de uma associação entre esses fragmentos isolados de conhecimentos.

Em 1855, ele se formou como professor secundário, recebendo a medalha de ouro como melhor aluno. Com seus 22 anos, foi designado como professor (sem contrato e salário) na Universidade de São Petersburgo. Como não havia praticamente nenhuma



oportunidade para pesquisa científica avançada na época, e com auxílio de uma bolsa e verba do governo russo, foi estudar no exterior. Como bom viajante, passou pela França e Alemanha conhecendo o fervor científico da época. Veja no infográfico o rastro científico que Mendeleiev traçou:



- **1855 - São Petersburgo**
Formação e medalha de ouro.
- **1855 - Criméia (Simferopol)**
Conhece um cirurgião famoso Perogov, isento de doença.
- **1859 - Paris**
Bolsa de estudos, auge da ciência e aulas com Henri Rengnaut (zero absoluto).
- **1859 - Karlsruhe**
Professor no instituto técnico, aulas sobre novas descobertas químicas.
- **1864 - São Petersburgo**
Professor titular, casou-se e teve dois filhos.
- **1869 - São Petersburgo**
Escrita do manual de Química Orgânica e Inorgânica.
- **1869 - São Petersburgo**
Após um sonho, organiza as fichas com os símbolos dos elementos em ordem de massa atômica.

Enquanto escrevia materiais didáticos, Dmitri organizava os elementos químicos em grupos conforme suas propriedades. Por exemplo, os halogênios (F, Cl, Br e I) receberam esse nome devido a sua capacidade de formar sais com o sódio ou potássio. E assim, continuou escrevendo sobre as propriedades dos elementos químicos. Ele começou a pensar em um padrão, porém não conseguia explicar as questões sistemáticas de cada grupo previamente separadas. A única coisa que se tinha uma lógica estava nos pesos atômicos.

Como Mendeleiev adorava jogos de cartas, ele resolveu escrever os nomes dos elementos químicos em uma série de fichas em branco, acrescentando suas propriedades e pesos atômicos. Buscando incansavelmente uma relação para aquele emaranhado de cartas, ele começou a organizar conforme as regras do jogo de cartas de baralho, separando conforme suas propriedades e dispoendo em ordem de seus pesos atômicos. Cansado, acabou adormecendo...

“Vi num sonho uma tabela em que todos os elementos se encaixavam como requerido. Ao despertar, escrevi-a imediatamente numa folha de papel”. Foi assim que sua intuição brilhante marcou seu nome na história da química. Conforme os elementos químicos eram dispostos em ordem crescente de peso atômico, suas propriedades se repetiam em uma série de intervalos periódicos. Por essa razão chamou sua descoberta de Tabela Periódica dos Elementos.

Todos os 63 elementos, que até então haviam sido descobertos, estavam dispostos conforme o seu peso atômico, e Mendeleiev já conseguia prever que novos elementos químicos precisavam ser descobertos, como foi o caso do gálio (Ga) e do germânio (Ge).

Após Mendeleiev, vieram estudos para complementar a compreensão da tabela periódica, como o do cientista Moseley, que redefiniu a ordem dos elementos químicos conforme o seu número atômico (Z).



-  contato@biologiatotal.com.br
-  /biologiajubilit
-  Biologia Total com Prof. Jubilut
-  @biologiatotaloficial
-  @Prof_jubilit
-  biologijubilit