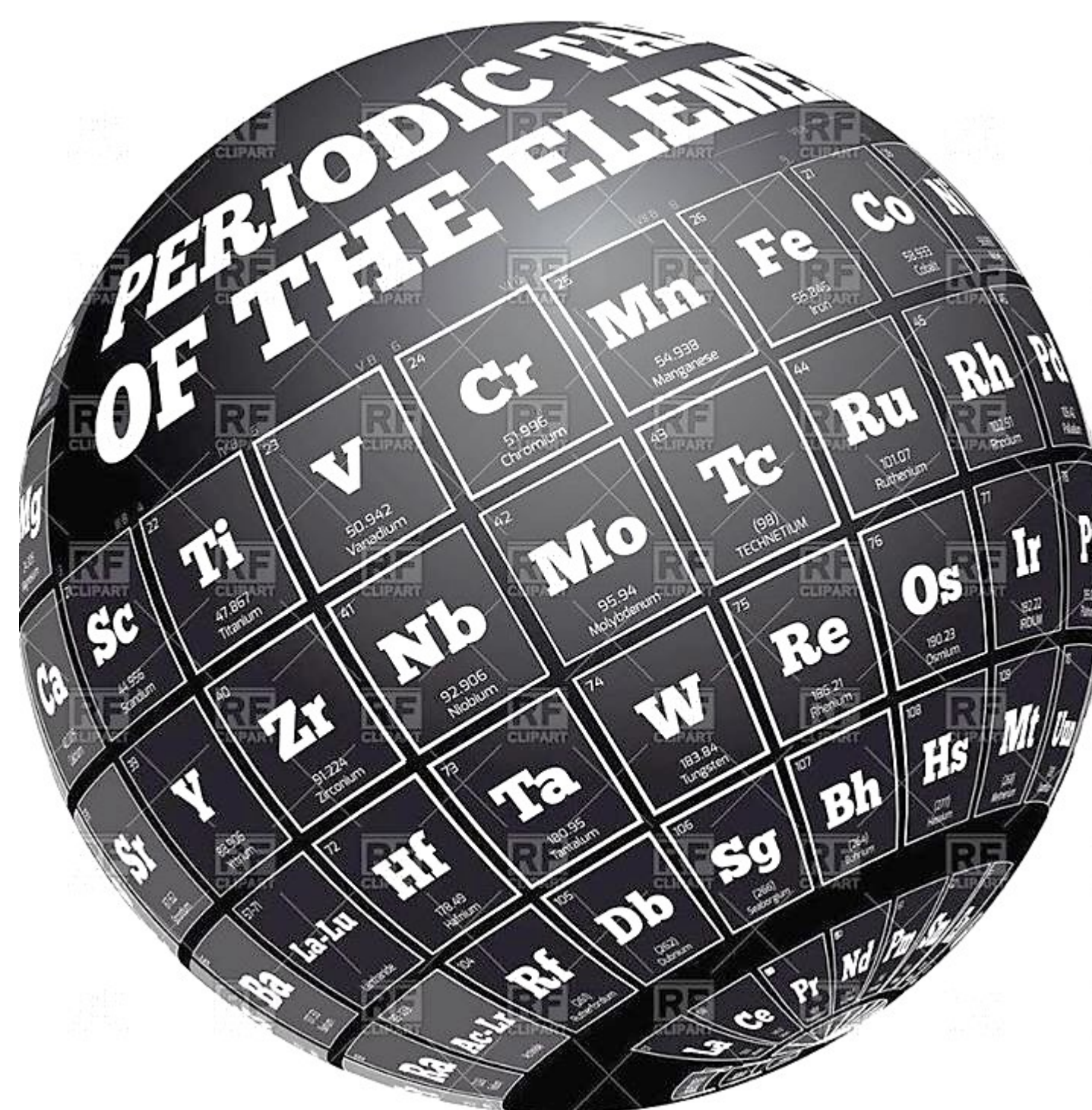


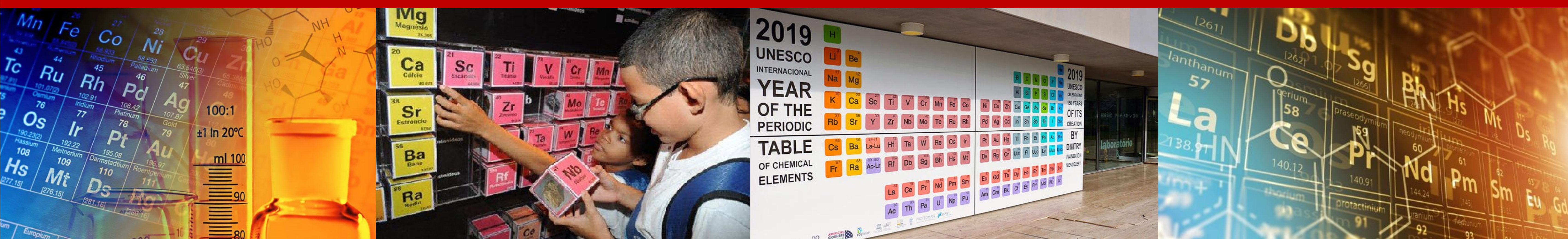
CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS



A TABELA COMO VOCÊ NUNCA VIU!

Mayana Ferreira da Cunha

Thiago Henrique Barnabé Corrêa



Apresentação

Este objeto educacional no formato de e-book é produto de uma dissertação do Mestrado Profissional em Química em Rede Nacional (PROFQUI/UFTM), intitulada “*A Dimensão Pedagógica da Tabela Periódica no Ensino de Conceitos Químicos*” e foi elaborado visando contribuir, significativamente, para a melhoria do ensino de Química. Para isso, foi elaborada e desenvolvida uma proposta didático-pedagógica (destinado aos professores de Química e alunos do ensino médio) versátil que promova, a partir de uma linguagem fluída, uma interlocução com os leitores, de modo que, estes possam explorar os conceitos químicos que versam o conteúdo da tabela periódica.

A escolha deste tema se justifica pelo fato de que a tabela periódica apresenta uma riqueza de informações e atua como um instrumento facilitador na compreensão de diversos conceitos químicos. Em outras palavras, a tabela periódica é um elo de comunicação que permite ao aluno perceber a inter-relação dos conceitos químicos

Vale dizer que, a construção deste e-book não tem a pretensão de substituir os livros didáticos, mas sim, de complementá-los.

Pontua-se que o material desenvolvido pode ser disponibilizado tanto no formato de um e-book – considerando a praticidade dos alunos em carregá-lo em seus dispositivos móveis – como, também, impresso, possibilitando a revisitação na articulação com futuros conteúdos químicos tratados pelos professores. Além disso, assim como o material desenvolvido pode se tornar um aporte didático para professores e alunos, enfatizamos a sinergia do mesmo com o conteúdo teórico da dissertação, a qual se faz como um recurso adicional para os docentes que buscam maiores informações acerca da tabela periódica na elaboração de suas aulas.

Este objeto educacional contempla 32 tópicos norteadores, sendo 27 centrais e 5 complementares, os quais podem ser explorados em sequência ou independentes. É importante ressaltar que, há, também, nos tópicos complementares, um breve resumo com o intuito de reforçar alguns conceitos importantes do conteúdo abordado, trazendo esquemas e ilustrações.

Complementar ao material, convidamos os interessados a visitar os capítulos da dissertação que servem de base teórica para o aprofundamento conceitual do material desenvolvido.

Dentre os diversos temas abordados, podem ser destacados: a origem dos elementos; os aspectos históricos; o conceito de elementos através dos tempos; as mulheres na Ciência; a descoberta do lítio e sua relação com o Brasil; as diferentes formas de representação da tabela periódica e suas organizações; as tríades de Döbereiner; e, a relação entre as propriedades (a)periódicas dos elementos e outros conteúdos químicos.

Ideias de uso

Vale dizer que, este material é direcionado para professores e alunos do ensino médio, podendo ser um recurso de estudo complementar e de fácil acesso, tanto em meio digital ou impresso (fichário). Pretende-se que este objeto educacional seja disponibilizado nas escolas de Educação Básica, busquemos contribuir para a ressignificação do ensinar, em particular, no que tange ao conteúdo da tabela periódica.

Com o intuito de auxiliar os docentes no manuseio deste material, segue algumas ideias:

- ❖ Proporcionar discussões e rodas de conversas em sala de aula sobre diversos temas que circundam a tabela periódica intercaladas com a teoria;
- ❖ Utilizar os tópicos como introdução da aula a fim de catalisar as discussões;
- ❖ Incentivar a criticidade por meio das perguntas e curiosidades presentes nos tópicos;
- ❖ Discutir sobre a importância da mulher na Ciência, explorando os aspectos sociais;
- ❖ Promover o diálogo dos tópicos com os conteúdos do material didático adotado pela escola;
- ❖ Explorar os aspectos históricos e os personagens que contribuíram na história da tabela periódica.

Aprecie a Tabela Periódica **COMO VOCÊ NUNCA VIU!**

Sumário

❑ TÓPICOS CENTRAIS

Tópico 1: OS ELEMENTOS	5
Tópico 2: CONCEITOS QUÍMICOS	6
Tópico 3: ORIGEM CÓSMICA	9
Tópico 4: MAIS HISTÓRIA	10
Tópico 5: A DIGITAL BRASILEIRA	11
Tópico 6: OS PRECURSORES	12
Tópico 7: AS TRÍADES	13
Tópico 8: O PARAFUSO TELÚRICO	14
Tópico 9: A HARMONIA DOS ELEMENTOS	15
Tópico 10: QUASE LÁ	16
Tópico 11: MENDELEIEV	17
Tópico 12: MEYER	18
Tópico 13: MODERNIZAÇÃO	19
Tópico 14: CLASSIFICAÇÃO NATURAL DOS ELEMENTOS	20
Tópico 15: CLASSIFICAÇÃO ATUAL	21
Tópico 16: BATENDO O MARTELO	22
Tópico 17: ORGANIZAÇÃO ESTRUTURAL	23
Tópico 18: O BLOCO DOS ELEMENTOS	24
Tópico 19: PREVENDO LIGAÇÕES	25
Tópico 20: RAIOS ATÔMICOS	26
Tópico 21: ENERGIA DE IONIZAÇÃO	27
Tópico 22: ELETRONEGATIVIDADE	28
Tópico 23: AFINIDADE ELETRÔNICA	29
Tópico 24: ELETROPOSITIVIDADE	30
Tópico 25: ELEMENTOS EM ÓRBITA	31
Tópico 26: APERIODICIDADE	32
Tópico 27: MULHERES NA CIÊNCIA	33

❑ TÓPICOS COMPLEMENTARES

Tópico 1: RESUMINDO	34
Tópico 2: PROPRIEDADES PERIÓDICAS	35
Tópico 3: AGORA É SÓ EXPLORAR	36
Tópico 4: QUÍMICA PARA TODOS!	37
Tópico 5: NÍVEIS DE ENERGIA	38

❑ VEM PRA QUÍMICA!

❑ REFERÊNCIAS

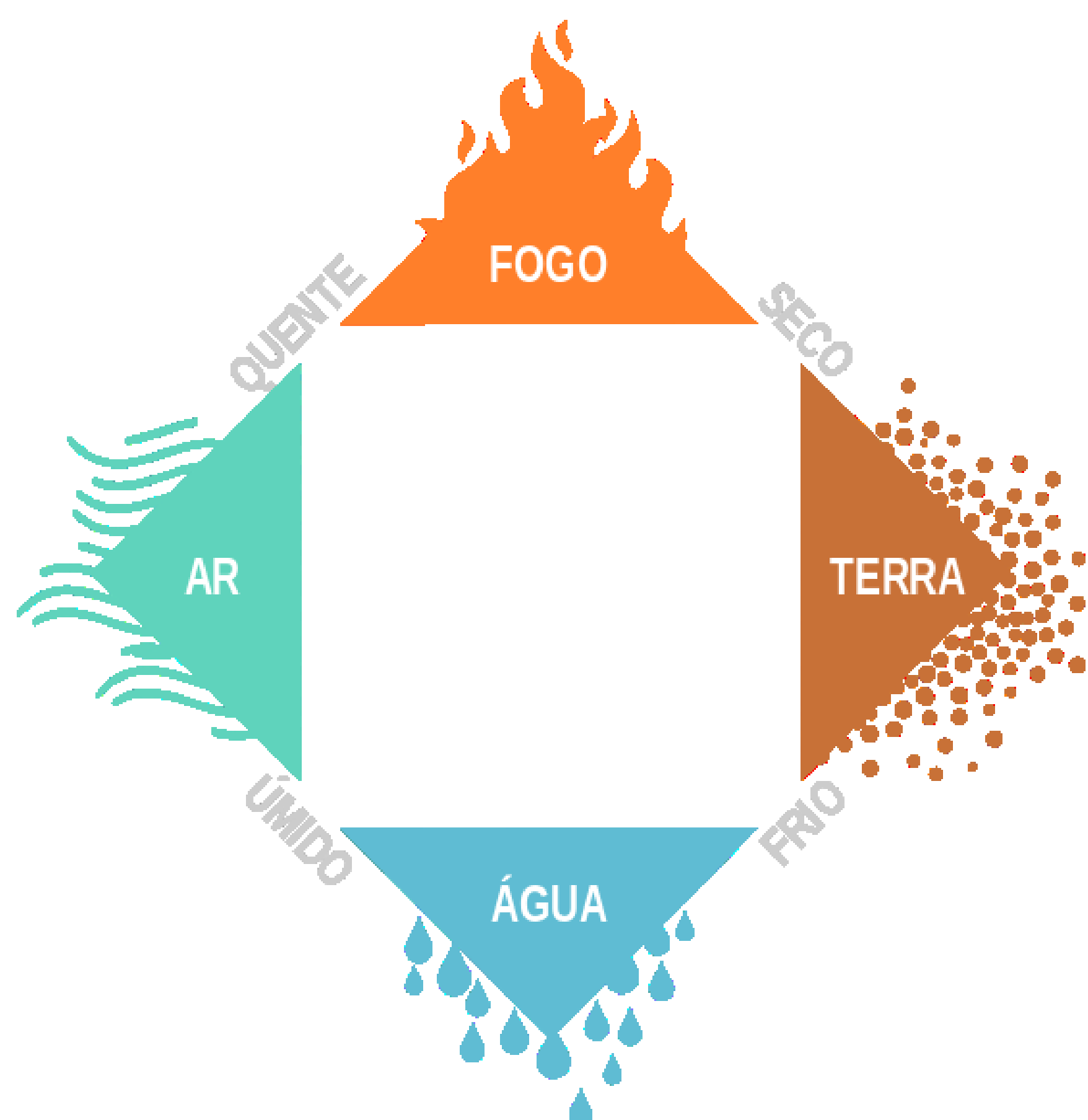
Aprender Química é Fácil !

OBJETIVO

Trazer uma breve perspectiva da classificação periódica dos elementos, assim como, demonstrar o caráter provisório das ideias científicas.

É FEITO DO QUÊ?

Herança dos filósofos da Grécia Antiga (antes de Cristo), como Empédocles (490 – 430 a.C) e Aristóteles, por muito tempo acreditou-se que tudo no universo fosse constituído pela combinação de quatro elementos: ar, terra, fogo e água.



A ideia de átomo também surge neste período, sendo retomada muitos séculos depois (século XIX).

Saiba mais em: p. 31-33 da dissertação*.

UM OLHAR MAIS DE PERTO

Dentre os 118 elementos conhecidos, até então, há os denominados **elementos essenciais** para vida. Sendo que, a ausência de um deles pode resultar na morte, anormalidades severas de desenvolvimento ou em doenças crônicas.

Cerca de 95% da massa dos seres vivos é atribuída a 6 elementos – oxigênio, carbono, hidrogênio, nitrogênio, fósforo e enxofre.

Além disso, mais 23 elementos estão presentes em diversos seres vivos. Dos quais, 5 são vitais: Ca^{2+} , Cl^- , Mg^{2+} , K^+ e Na^+ .

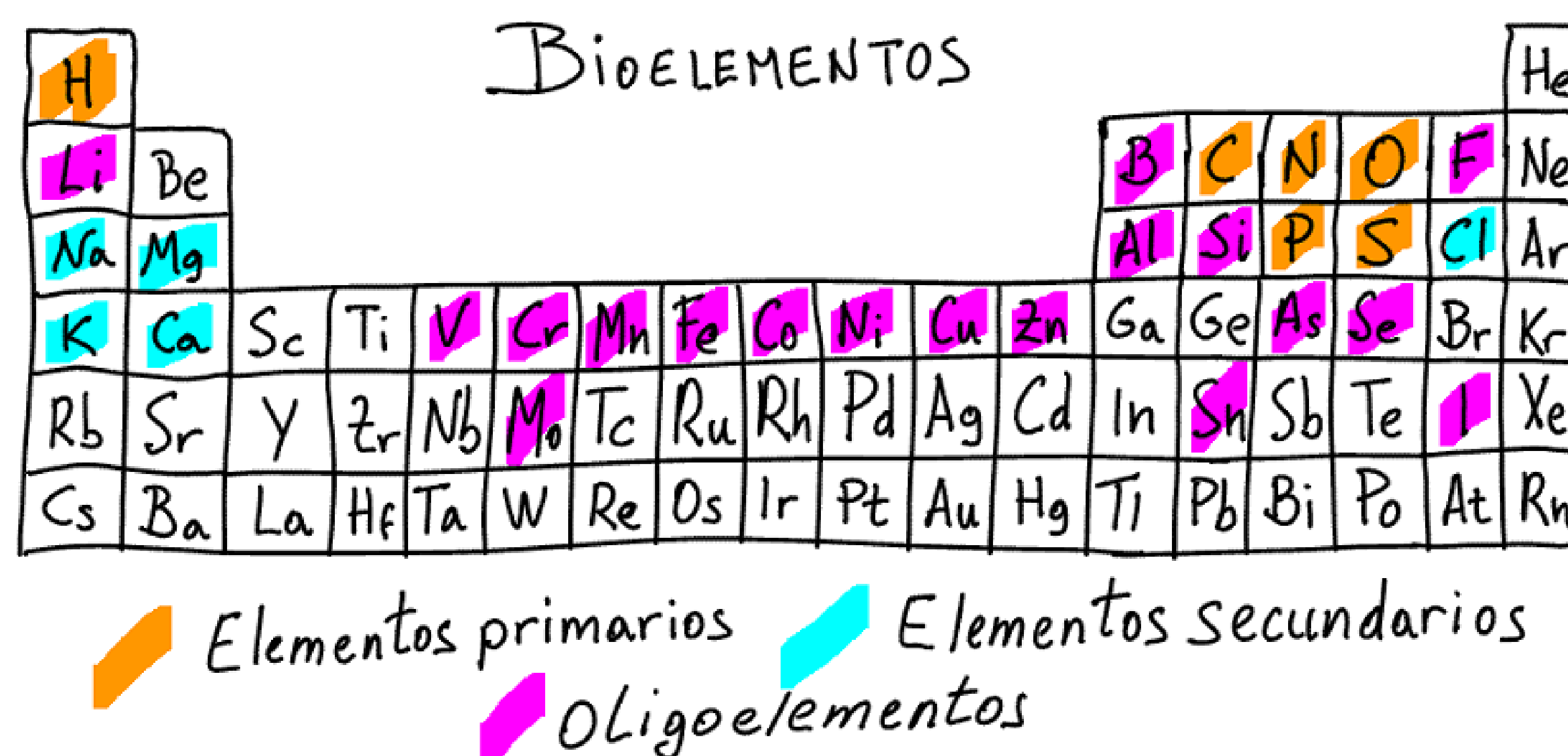
A CIÊNCIA SE TRANSFORMA

Durante o século XVIII, cientistas como o inglês Joseph Priestley (1733-1804) e o francês Antoine Lavoisier (1743-1794) trazem uma valiosa contribuição ao estudo da matéria demonstrando que o ar e a água não eram elementos, mas um composto formado pela “mistura” de outras unidades. A combustão é outro processo elucidado neste período, contrariando também a ideia de fogo como elemento. Com isso, este conceito passa a ser ressignificado.

Hoje, sabe-se que elemento é o conjunto dos átomos com o mesmo n° atômico, ou seja, com a mesma quantidade de prótons em seu núcleo.

PARA PENSAR!

De que somos feitos? Pensando nessa constituição elementar, o que nos diferencia de uma planta ou de qualquer outro animal?



Elementos primários: 95% da massa dos seres vivos.

Elementos secundários: 4% da massa dos seres vivos.

Oligoelementos: Estão presentes em quantidades muito pequenas, mas, cumprem funções essenciais no organismo.

Saiba mais em: p. 72 da dissertação.

Quantidades Relativas dos Elementos Essenciais no Corpo Humano

ELEMENTO	% EM MASSA
Oxigênio	65
Carbono	18
Hidrogênio	10
Nitrogênio	3
Cálcio	1,5
Fósforo	1,2
Potássio, enxofre, cobre	0,2
Sódio	0,1
Magnésio	0,05
Ferro, cobalto, cobre, zinco, iodo	< 0,05
Selênio, flúor	< 0,01

Aprender Química é Fácil !

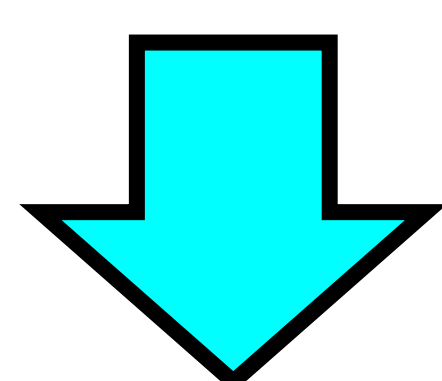
OBJETIVO

Dialogar sobre a importância dos conceitos químicos precursores da classificação periódica dos elementos.

PARA QUÊ?

Compreender a (inter)relação desses conceitos químicos na construção do **conhecimento químico** e, sobretudo, da **tabela periódica**.

ÁTOMO NEUTRO



$$Z = \text{prótons} = \text{elétrons}$$

PARA PENSAR!

A presença dos elétrons permite a neutralidade do átomo. Mas, por quê?

VAMOS CONHECER!

Para iniciar o estudo da classificação periódica dos elementos, é importante discutir conceitos químicos considerados estruturantes e fundamentais no ensino de Química, tais como: átomos, elementos, compostos, moléculas e substâncias.

ENTENDENDO MAIS

□ ÁTOMO

É um sistema energético estável, eletricamente neutro, que consiste em um núcleo denso, carregado positivamente, no qual há as **partículas** conhecidas como **prótons** (carga positiva) e **nêutrons** (não tem carga elétrica), envolvido por **elétrons** (carga negativa).

➤ Curiosamente, os **prótons** e **nêutrons** são formados por outras partículas denominadas **quarks** e **glúons**.

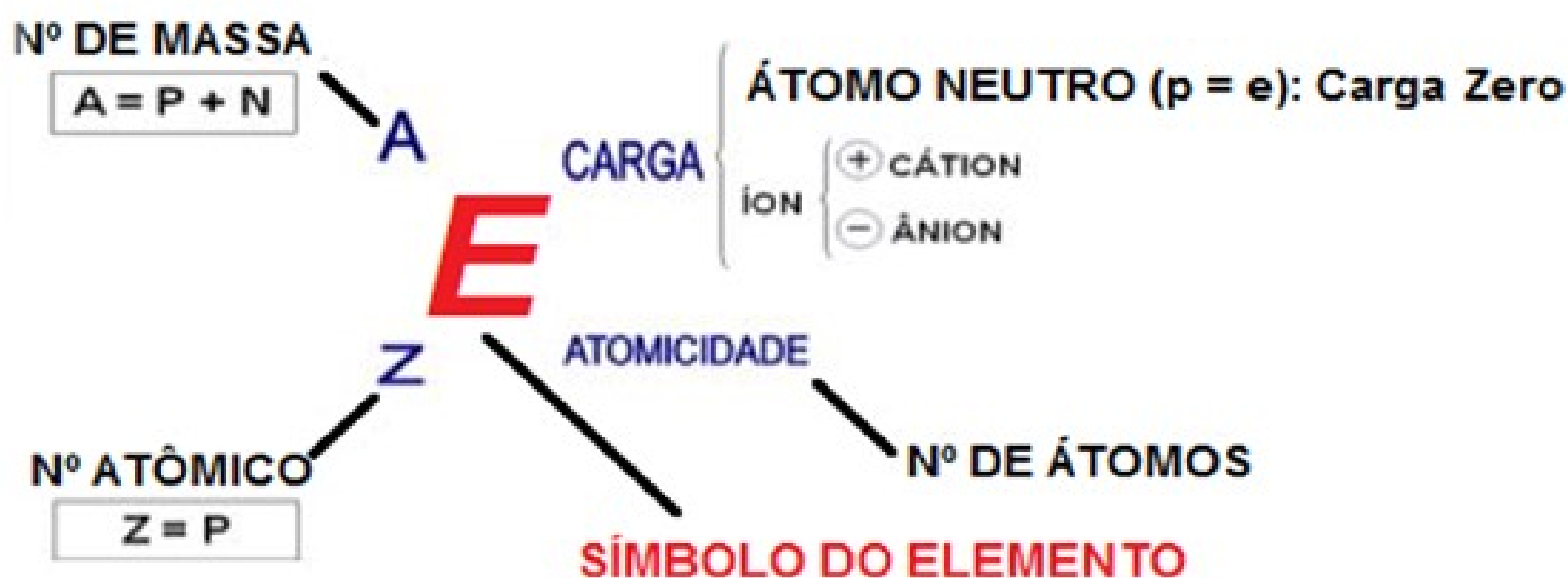
➤ **NÚMERO ATÔMICO DE UM ÁTOMO (Z):**
número de prótons em seu núcleo.

➤ **NÚMERO DE MASSA (A):**
número de prótons + nêutrons em seu núcleo.

➤ **CÁTION:**
íon com carga **positiva**, quando um átomo **“perde”** elétrons.

➤ **ÂNION:**
íon com carga **negativa**, quando um átomo **“ganha”** elétrons.

REPRESENTAÇÃO



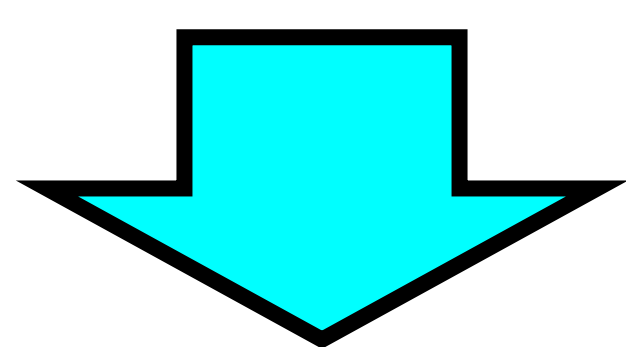
VOCÊ SABIA?

No início do século XX, os cientistas esperavam usar a **mecânica clássica** (leis de movimento propostas por Newton) no século XVII, para **descrever a estrutura dos átomos**.

Porém, logo detectaram falha quando a mesma era aplicada aos elétrons!

Assim, novas leis foram desenvolvidas – conhecidas como **mecânica quântica**.

De tal maneira que:



o **número atômico (Z)** é o que **identifica** o **elemento**.

❑ ELEMENTO:

É um agrupamento de átomos constituído por somente um tipo de átomo, isto é, com o **mesmo número atômico**.

❑ MASSA ATÔMICA DE UM ELEMENTO:

É determinada pelo valor médio dos diferentes isótopos desse elemento.

ENTENDENDO MAIS

Quanto à classificação, os átomos, podem ser:

ISÓTOPOS: nº de prótons (Z) =
 nº de massa (A) ≠
 nº de nêutrons (N) ≠

Ex:
 ${}_6\text{C}^{12}$, ${}_6\text{C}^{13}$

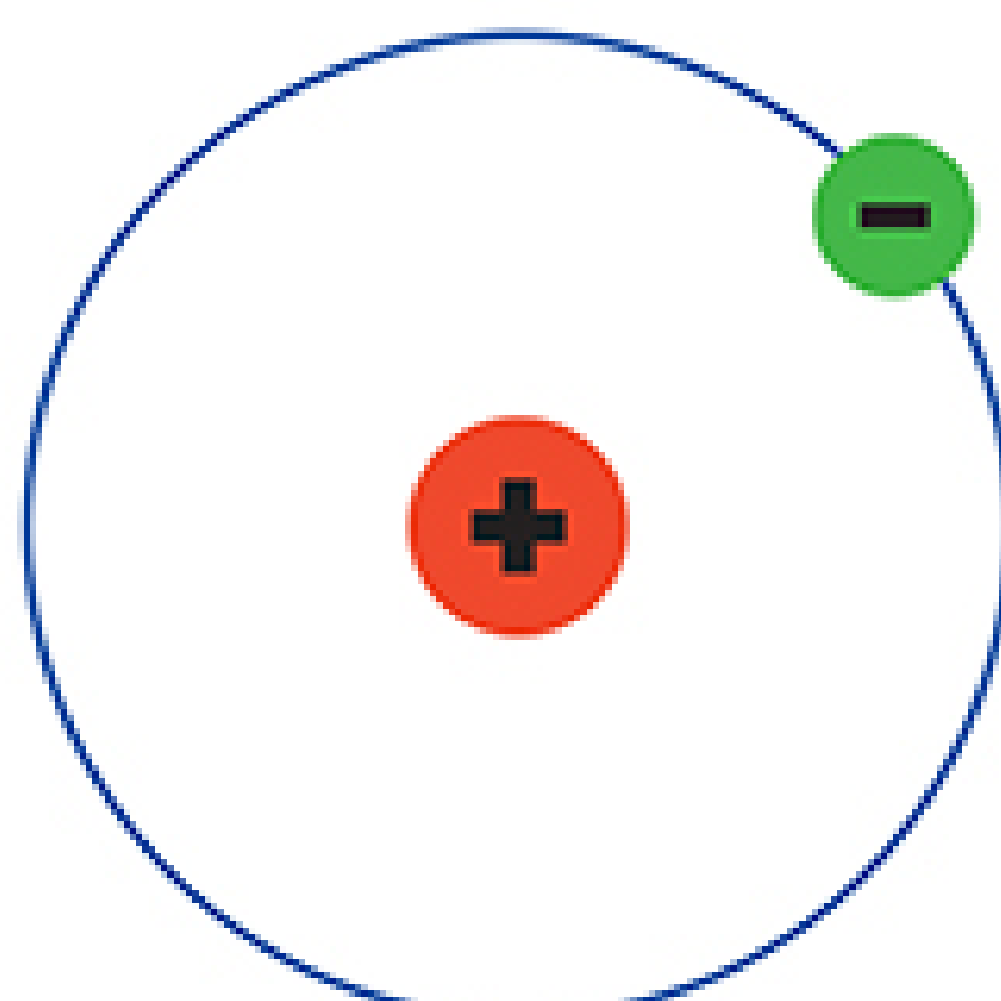
ISÓBAROS: nº de prótons (Z) ≠
 nº de massa (A) =
 nº de nêutrons (N) ≠

Ex:
 ${}_{19}\text{K}^{40}$, ${}_{20}\text{Ca}^{40}$

ISÓTONOS: nº de prótons (Z) ≠
 nº de massa (A) ≠
 nº de nêutrons (N) =

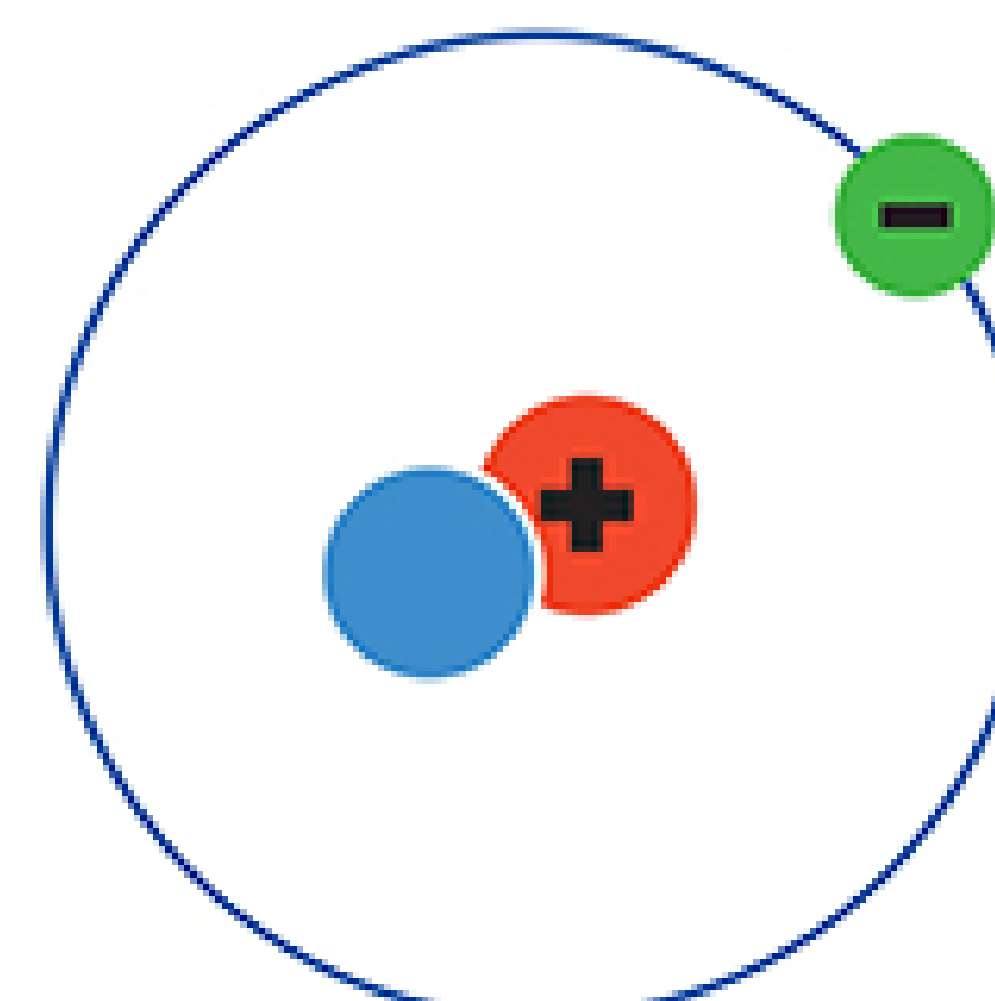
Ex:
 ${}_6\text{C}^{13}$, ${}_8\text{O}^{16}$
 N=8, N=8

ISÓTOPOS DO HIDROGÊNIO



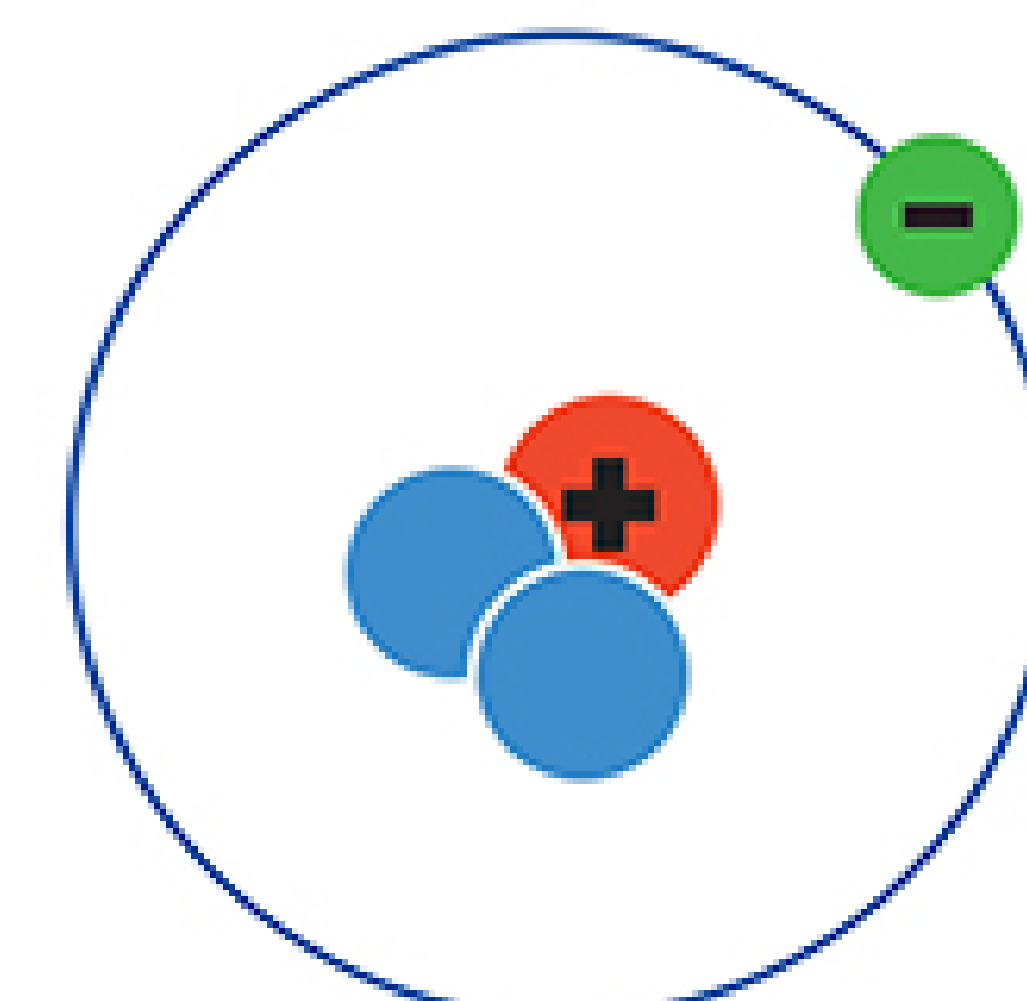
HIDROGÊNIO ${}_1^1\text{H}$

1 próton
1 elétron



DEUTÉRIO ${}_1^2\text{H}$

1 próton
1 elétron
1 nêutron



TRÍTIO ${}_1^3\text{H}$

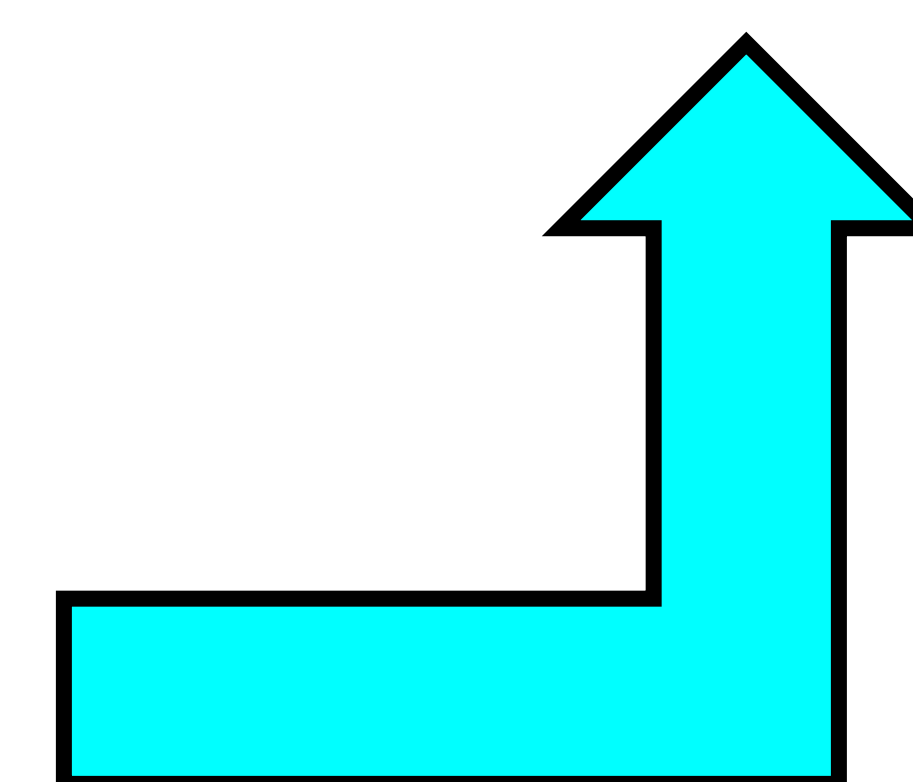
1 próton
1 elétron
2 nêutrons

HIDROGÊNIO = PRÓTIO

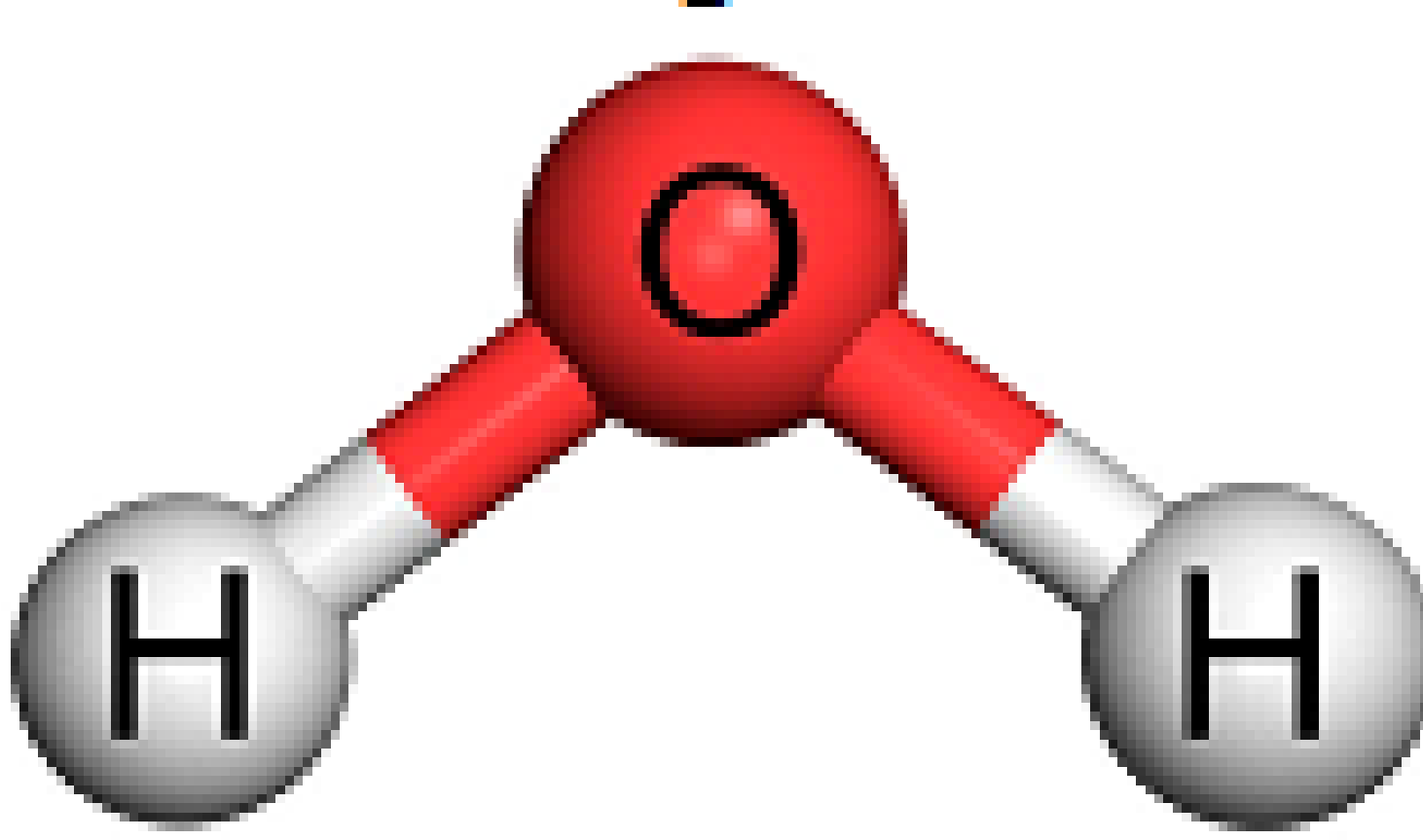
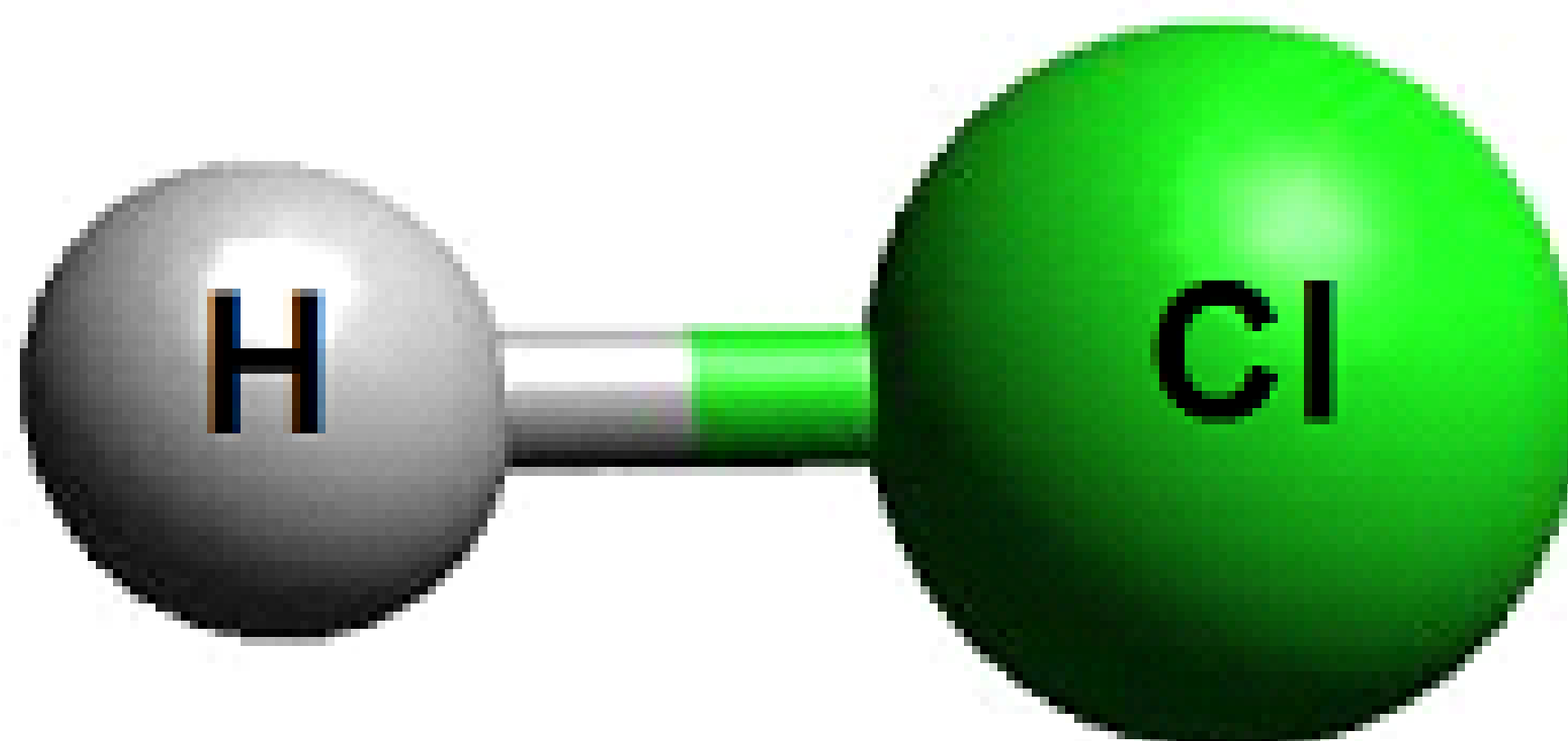
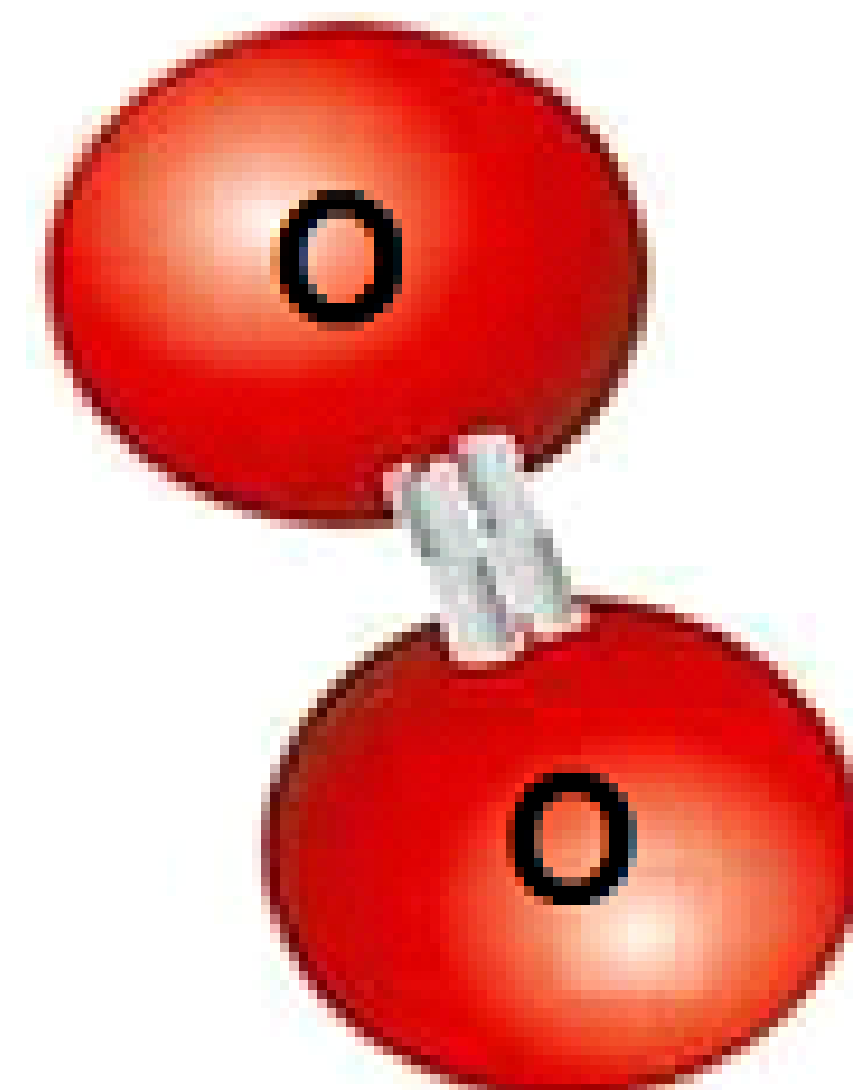
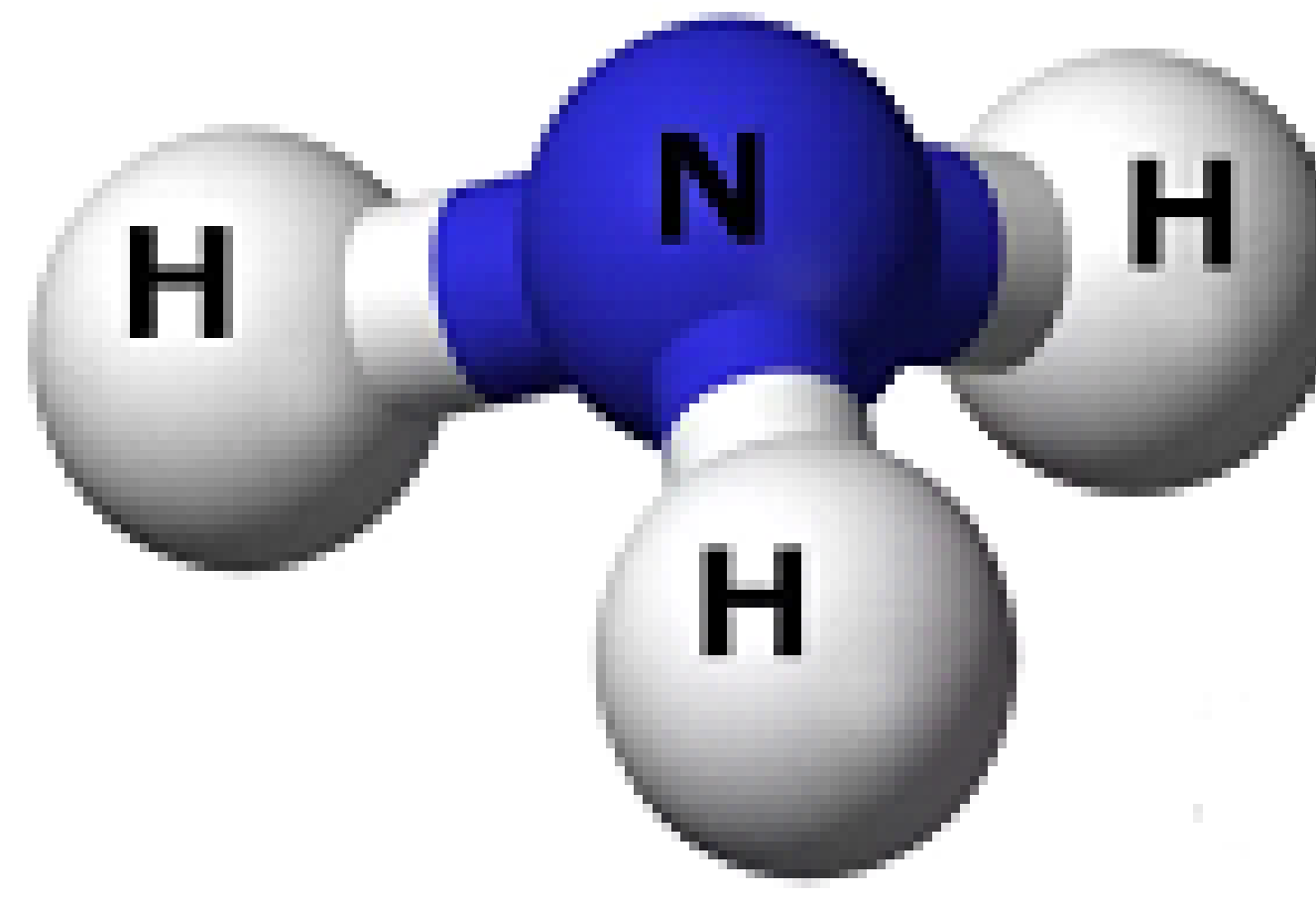
CÁLCULO DA MASSA ATÔMICA

Isótopos	Abundância
${}_{17}^{35}\text{Cl}$	75 % de ocorrência
${}_{17}^{37}\text{Cl}$	25 % de ocorrência

$$M. A = \frac{35 \cdot 75 + 37 \cdot 25}{100} = 35,50 \text{ u}$$



ENTENDENDO MAIS

❖ COMPOSTO	❖ MOLÉCULA	❖ SUBSTÂNCIA
É constituído por dois ou mais átomos de diferentes elementos unidos por ligações químicas. A separação dos átomos ocorre com o rompimento das ligações por meio de uma reação química, temperatura ou pressão. Exemplos: H₂O  HCl 	É formada por um agrupamento de átomos de um mesmo elemento ou por elementos diferentes. A classificação de uma molécula depende do tipo de ligação química que é formada quando seus átomos se unem. Exemplos: O₂  NH₃ 	É o agrupamento de moléculas iguais. Geralmente, representada, por meio de uma fórmula molecular, a qual indica a composição das moléculas que formam a substância, ao apresentar os símbolos dos elementos químicos e números que mostram a quantidade de átomos do elemento por molécula. Classificadas em substâncias simples e composta. Simples: átomos de mesmo elemento. Exemplos: H_{2(g)}, gás O_{2(g)}, C-grafite. Composta: átomos de elementos diferentes. Exemplos: H₂O_(l), CO_{2(g)}, NH_{3(g)}.

Saiba mais: p. 33-35 da dissertação.

Aprender Química é Fácil !

Autoria: Mayana Ferreira da Cunha e Thiago H. B. Corrêa

PARA REFLETIR!

Você sabe qual é a origem dos elementos químicos?



Todos os elementos químicos que conhecemos requererem grandes quantidades de energia para se formar. Curiosamente, nenhum processo natural na Terra é capaz de gerar energia suficiente para originar os elementos descritos na tabela periódica. Mesmo considerando o núcleo do nosso planeta, onde a temperatura é de aproximadamente 6000 K (5726 °C), ainda seria insuficiente para provocar a fusão do elemento químico mais simples - o Hidrogênio, em Hélio.

VOCÊ SABIA?

Há várias teorias conhecidas que discursam sobre como tudo começou!

Dentre elas, a do Criacionismo e a do *Big Bang*.

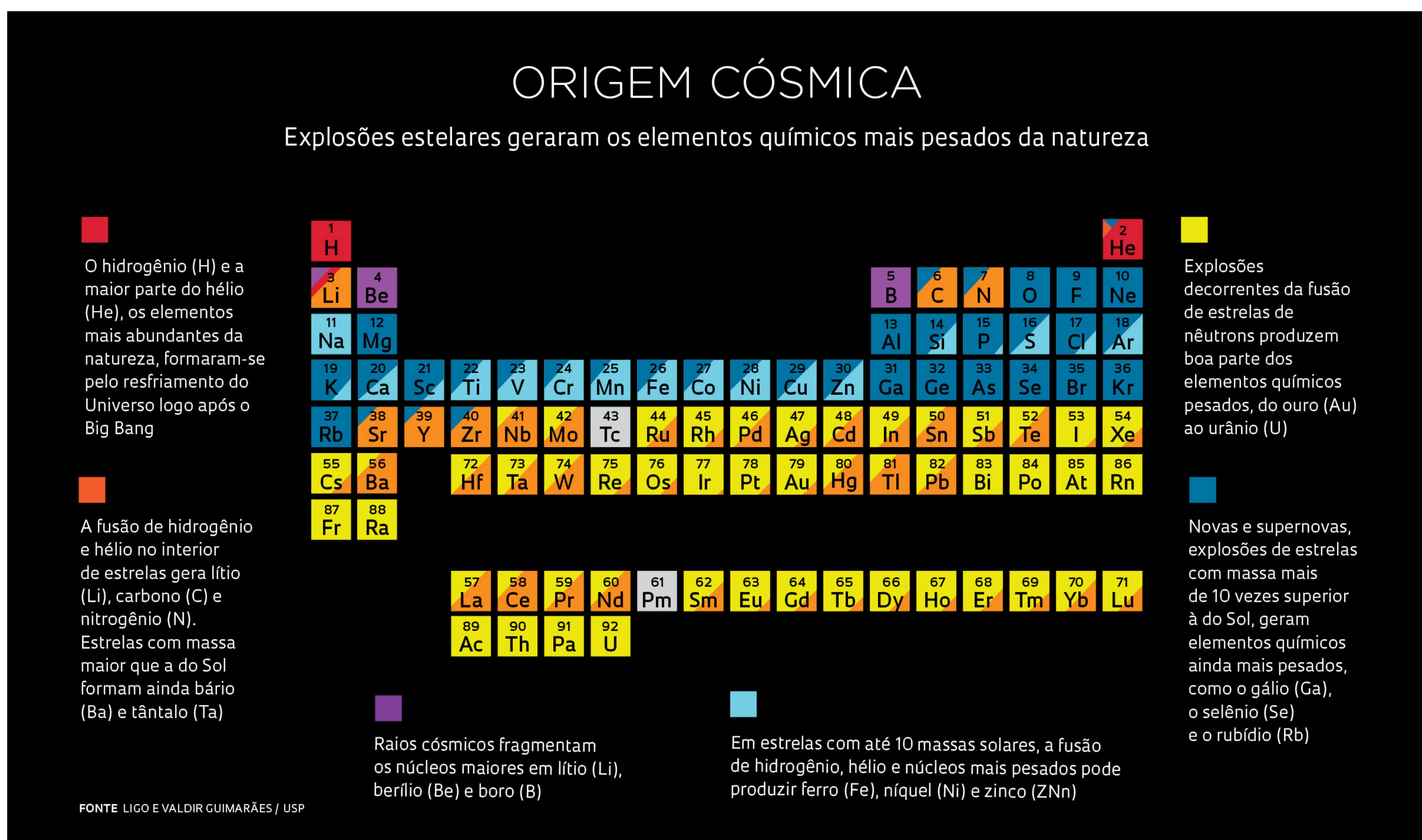
Aliás, ao longo da história, grandes criacionistas contribuíram, significativamente, para com as pesquisas científicas. Dentre eles: John Dalton com a teoria atômica e Gregor Mendel com a bases da genética.

NUCLEOSSÍNTESE

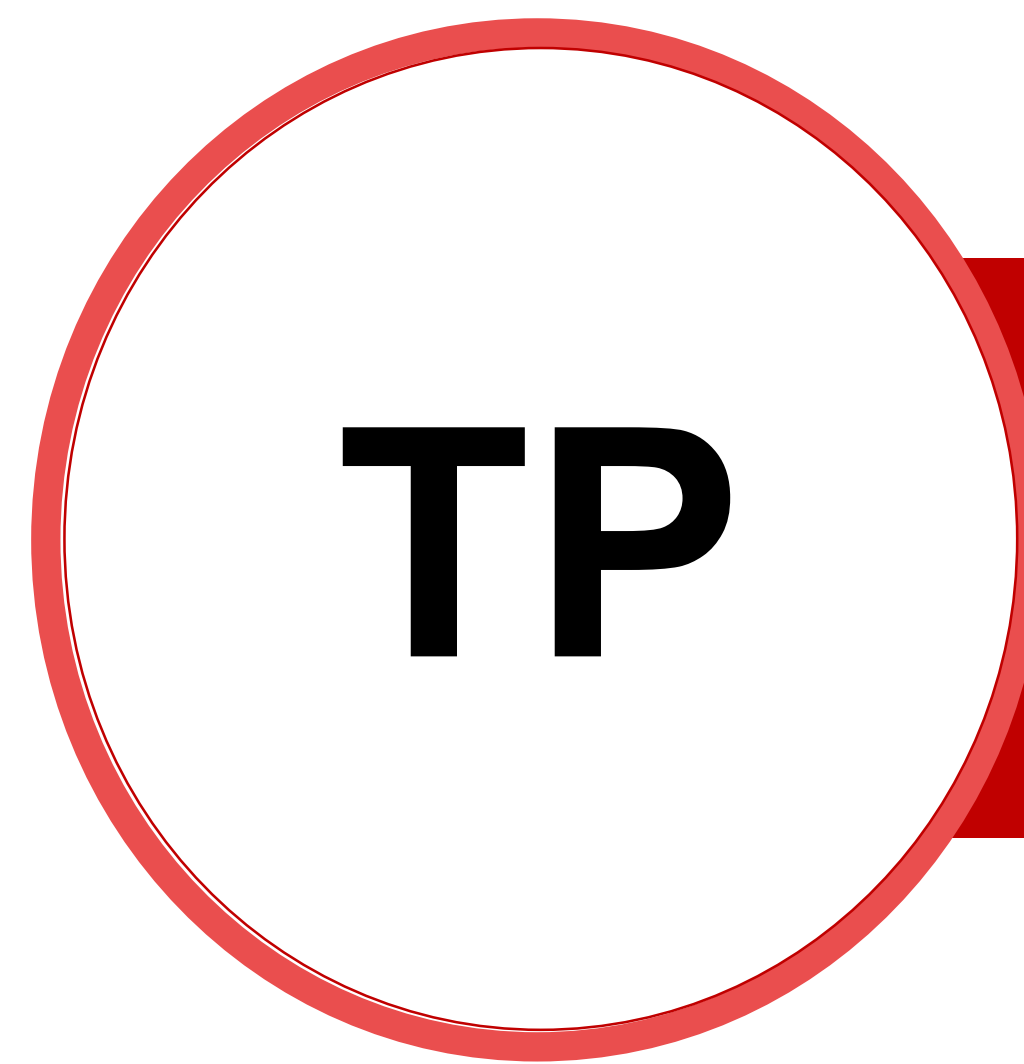
A nucleossíntese se refere ao período no qual, a partir de uma explosão primordial (*Big Bang*), se formaram os primeiros núcleos atômicos. Inicialmente, julgava-se que a nucleossíntese primordial pudesse explicar a formação de todo o elenco de elementos químicos, contudo, supõe-se que só os mais leves é que foram produzidos na sequência direta deste evento, uma vez que, com o arrefecimento (queda de temperatura) rápido do Universo em expansão, não houve condições para a síntese de elementos mais pesados.

Acredita-se que os outros elementos, como o carbono (C), oxigênio (O) e ferro (Fe), foram formados no interior das estrelas por processos de fusão ou fissão nuclear que se iniciaram pelo hidrogênio (H).

A origem dos elementos de acordo com a teoria do Big Bang



Aprender Química é Fácil !



MAIS HISTÓRIA

Autoria: Mayana Ferreira da Cunha e Thiago H. B. Corrêa

ELEMENTOS HISTÓRICOS

O marco inicial para a elaboração da tabela periódica, ou seja, da organização dos elementos conforme conhecemos hoje, está fundamentado, até o momento, na ideia de que os átomos representados pelos elementos químicos são os blocos constituintes da matéria.

Sabe-se que por volta de 1700 a.C., diversos elementos eram conhecidos como o ouro, cobre, ferro, estanho e prata.

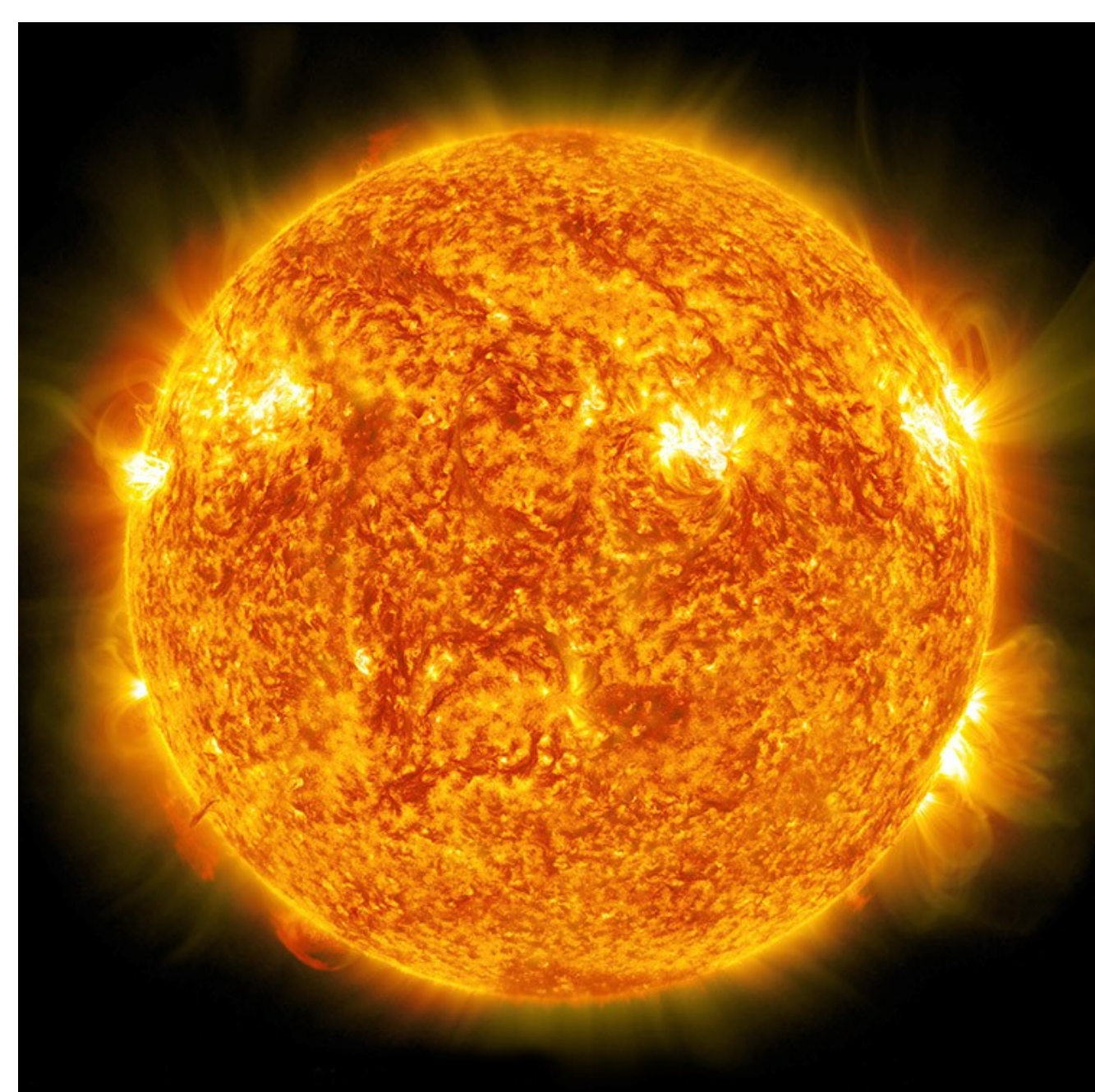
Dentre os diversos elementos químicos descobertos no século XVIII e XIX, é válido ressaltar a relevância de alguns desses elementos na história da Química, tais como: Hidrogênio (1766), Oxigênio (1772) e o Nitrogênio (1772).

VOCÊ SABIA?

O gás hélio foi isolado pela primeira vez, em 1895, por Willian Ramsay, através do tratamento do minério de urânio (cleveita) com ácidos minerais.

Ao mesmo tempo, na Suíça, e de forma independente, Per Cleve e seu aluno Nils Abraham Langlet investigavam a cleveita.

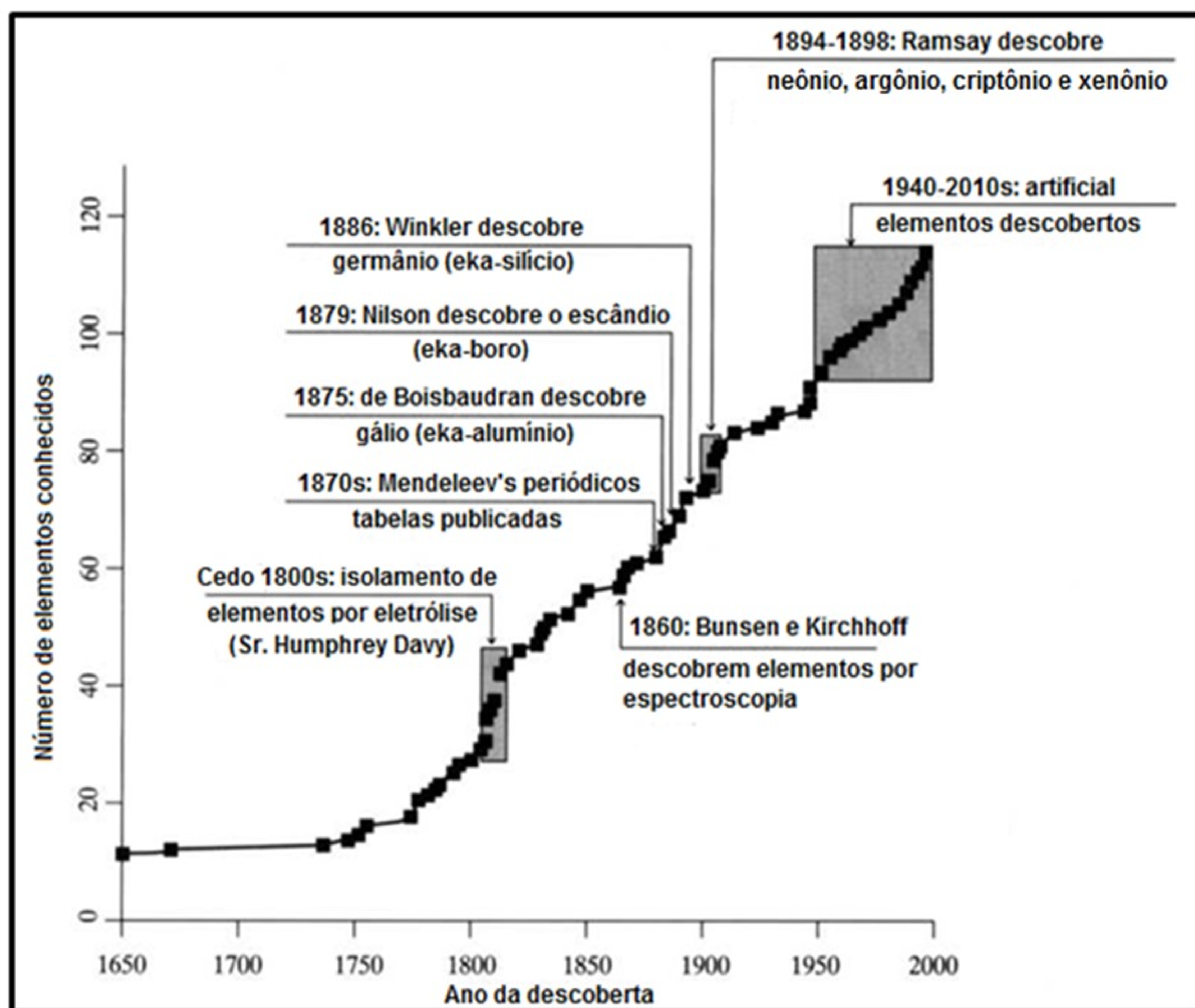
Do grego *helios*: sol.



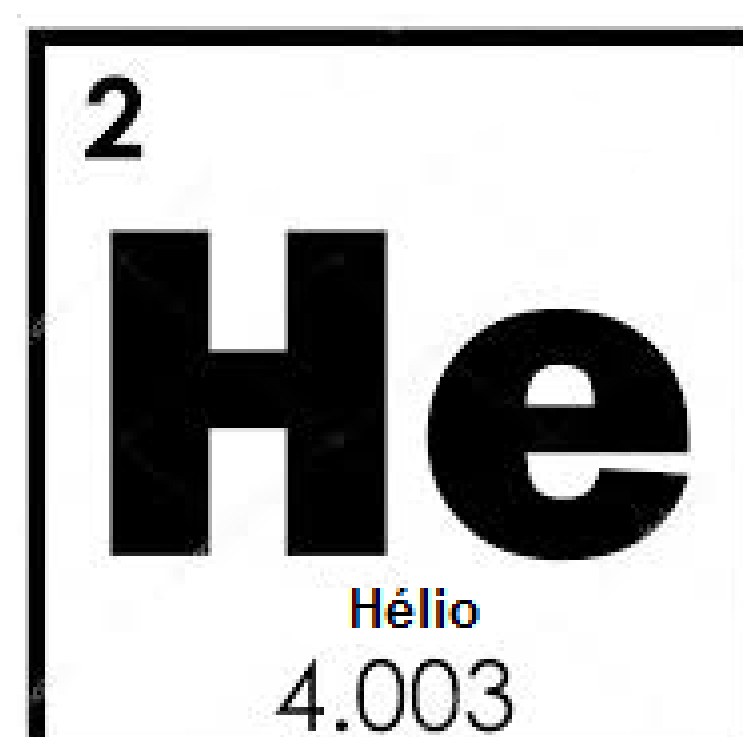
A DESCOBERTA DOS ELEMENTOS

No final do século XIX, a quantidade de novos elementos químicos descobertos foi elevada para 83, o que ocorreu graças à contribuição da espectroscopia atômica nos estudos.

O número de elementos descobertos em função do tempo, pode ser observado a seguir no gráfico elaborado por Rodgers (2011).



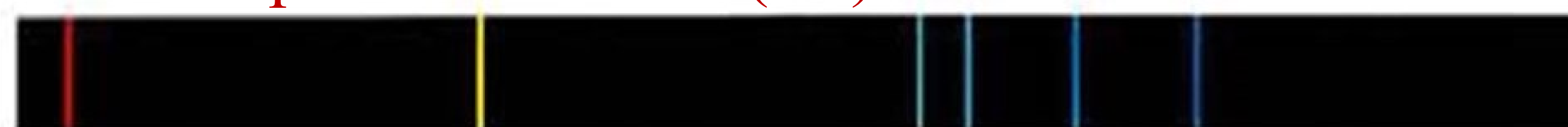
Em 1868, o astrônomo francês Pierre-Jules-César Janssen (1824 – 1907), ao realizar o 1º estudo da cromosfera solar durante um eclipse total do sol, notou uma nova radiação amarela (linha espectral) que não coincidia com a linha amarela do Sódio e nem com nenhuma outra reproduzida em laboratório. Simultaneamente, o astrônomo inglês Norman Lockyer (1836 – 1920), atribuiu à mesma, ao que seria o átomo de um novo elemento, o qual chamou de **Hélio**.



Linha espectral do Sódio (Na).



Linha espectral do Hélio (He).



Aprender Química é Fácil !

Autoria: Mayana Ferreira da Cunha e Thiago H. B. Corrêa

JOSÉ BONIFÁCIO: A DESCOBERTA DO LÍTIO

Considerado um filósofo natural de grande atuação na Europa, o brasileiro José Bonifácio de Andrada e Silva (1780–1819), figura entre os nomes “coadjuvantes” que fazem parte da história da tabela periódica, tendo significativa colaboração no estudo e descoberta de quatro novos minerais. Sendo que, a partir de um deles, a petalita, possibilitou, em 1817, o isolamento e, consequentemente, a identificação do elemento químico ‘**Lítio**’ pelo químico sueco Johan August Arfwedson (1792–1841).



José Bonifácio

O elemento **Lítio** recebeu este nome em alusão a palavra grega lithus, que significa **pedra**.



Petalita



Lítio

VOCÊ SABIA?

Durante o período que atuou como naturalista, José Bonifácio agregou grandes conhecimentos à Mineralogia, destacando-se na Europa por suas descobertas e engajamento científico.

Embora pouco conhecido como um estudioso das Ciências, o que poucos sabem é que Bonifácio foi o único brasileiro a figurar, mesmo que indiretamente, na descoberta de um elemento químico (o Lítio), o que leva esta pesquisa a considerar que a tabela periódica também é um pouco brasileira.

CURIOSAMENTE

O estudo realizado pelo Arfwedson, aconteceu enquanto Bonifácio ainda estava em Portugal.

O mesmo foi feito com o mineral espodumênio, que apresentou características semelhantes à petalita, como o lítio como componente químico principal, sendo então denominados de aluminossilicatos de lítio.

ENTENDENDO MAIS

O Lítio (Li) é um metal alcalino que foi descoberto a partir de um mineral, enquanto que os demais elementos deste grupo, a partir do tecido vegetal.

Abundância (mg/kg)	7,5	180,5
Estado de oxidação	+1	1342
Massa Atômica	6,941(2)	535
Configuração Eletrônica	[He]2s1	
Número Atômico	3	
Ponto de Fusão (°C)		180,5
Ponto de Ebulição (°C)		1342
Densidade (g/cm³)		535
Símbolo	Li	

Além de ser muito corrosivo, o lítio é considerado o metal mais leve!

APLICAÇÕES:

O Lítio e seus compostos têm diversas aplicações industriais, incluindo vidros e cerâmicas com resistência ao calor, ligas com alta força específica resistência-peso utilizadas em aeronaves e baterias de lítio e bateria de íon lítio (mais da metade da produção de lítio é consumida para este fim).

A maior reserva de Lítio no mundo está localizada na Província de Catamarca, região noroeste da Bolívia!

Saiba mais: Artigo: *As contribuições científicas de José Bonifácio e a descoberta do lítio: um caminhar pela história da ciência*. CHAGAS, C. S.; CORRÊA, T. H. B. (2017). **Disponível no Google.**

ENTENDENDO MAIS...

À medida que os trabalhos foram desenvolvidos e se descobria novos elementos químicos, sentiu-se a necessidade de organizar esses elementos.

A tabela periódica surgiu, então, da tentativa de agrupar elementos com propriedades químicas e físicas semelhantes [periódicas], e separar os que não tinham nada em comum, ou seja, organizar os elementos químicos de maneira que suas semelhanças, diferenças e tendências estivessem mais evidentes (OLIVEIRA et al, 2015).

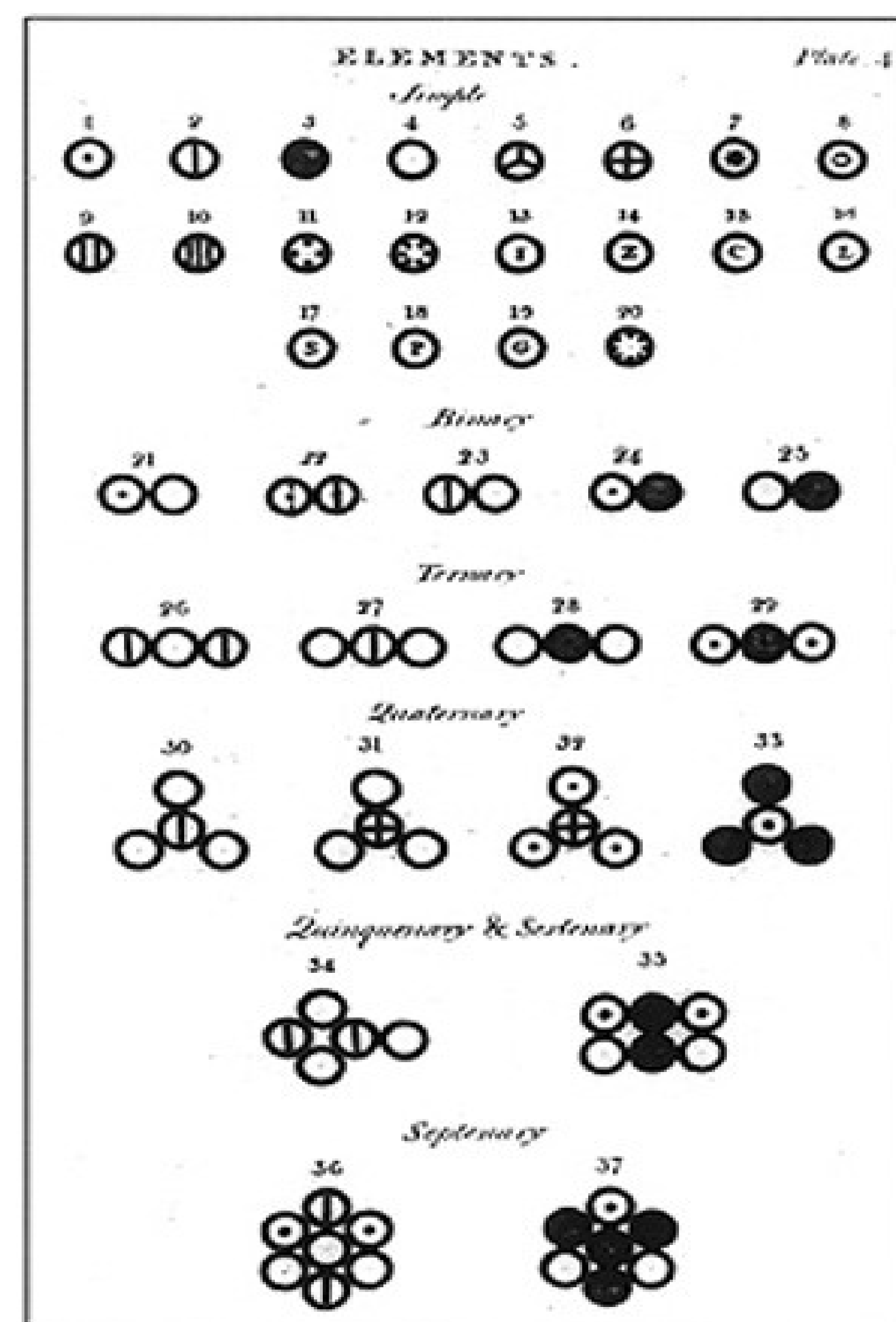
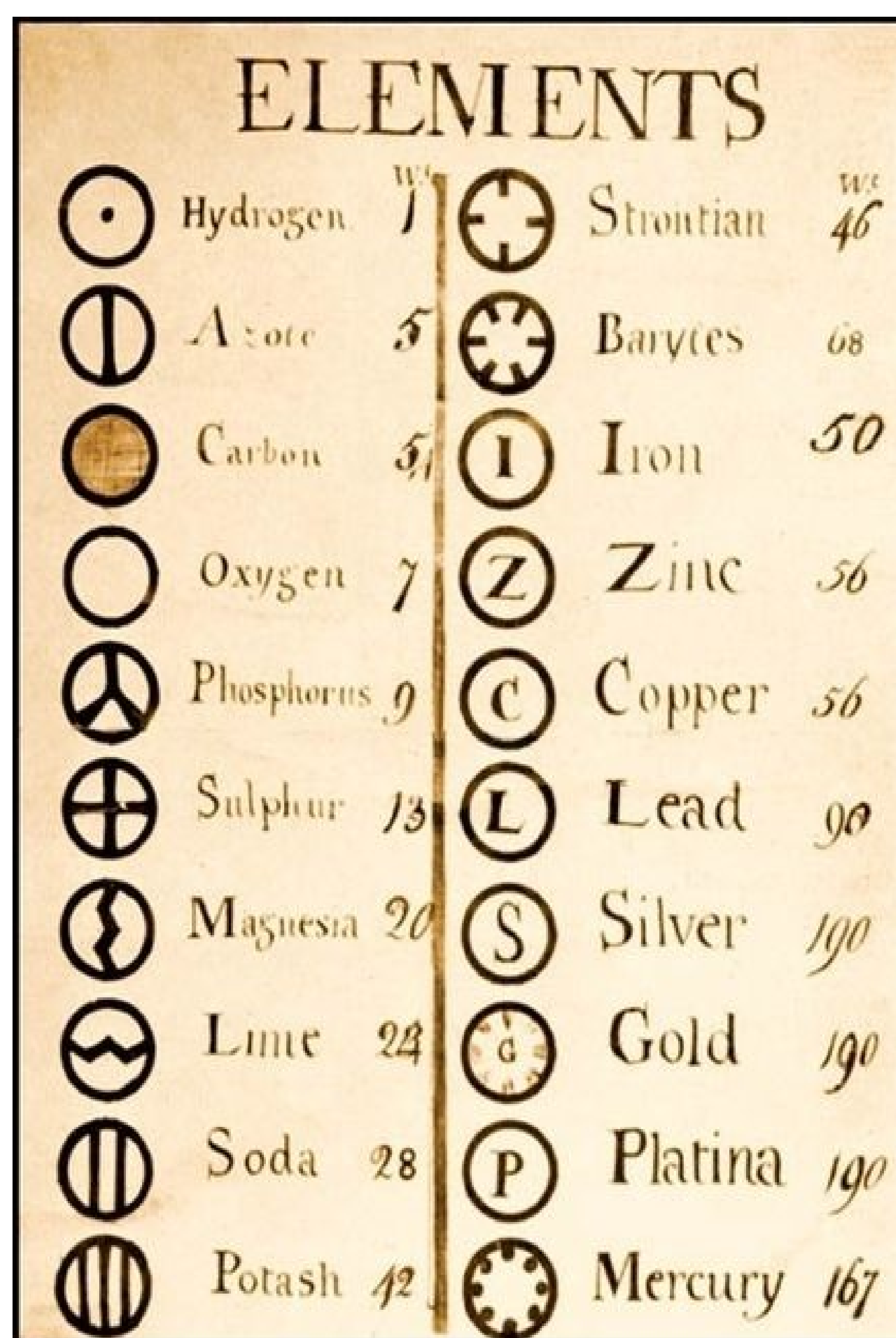
CONCEITO EM FOCO!

MASSA ATÔMICA DE UM ELEMENTO: é determinada pelo valor médio dos diferentes isótopos desse elemento.

PRIMEIRA TENTATIVA: JOHN DALTON

A primeira tentativa de classificação dos elementos, com simbologia característica, ocorreu em 1828, por John Dalton, que buscava encontrar uma resposta aos tantos questionamentos sobre como ordenar os elementos conhecidos e, para isso, listou-os em ordem crescente de massa atômica.

Porém, percebeu-se que esta classificação apresentava limitações, pois os elementos que tinham propriedades semelhantes possuíam massas atômicas muito distantes (BARRETO et al, 2016).



Representação dos átomos, do livro de Dalton: A new system of chemical philosophy.

VOCÊ SABIA?



Berzelius

Ele determinou os constituintes elementares exatos de um grande número de compostos.

O trabalho de Berzelius sobre massas atômicas resultou numa série de valores quase exatos. Nesse período havia acumulado informações importantes para dar uma ideia precisa das propriedades químicas de um número de elementos.

Jacob Berzelius (1779 - 1848), químico sueco, foi um discípulo de Dalton.

Aprender Química é Fácil !

Autoria: *Mayana Ferreira da Cunha e Thiago H. B. Corrêa*

JOHANN W. DÖBEREINER

Em 1829, Johann W. Döbereiner (1780-1849), professor em Jena (na Alemanha), observou que ao agrupar certos elementos químicos com propriedades semelhantes, em sequências de três (denominada tríades), ocorriam curiosas relações numéricas entre os valores de seus “pesos” atômicos (chamado hoje de massa atômica).

Conclusão: o que caracterizava uma tríade era as propriedades semelhantes de seus componentes e, principalmente, o fato do peso atômico do elemento central ser aproximadamente igual à média daqueles dos extremos, elaborando a ‘Tríades de Elementos Químicos’ (TOLENTINO; ROCHA-FILHO e CHAGAS, 1997; BARRETO et al, 2016).

TRIÁDES DE DÖBEREINER			
1ª Tríade	2ª Tríade	3ª Tríade	4ª Tríade
Cálcio (40,078)	Cloro (35,45)	Enxofre (32,06)	Manganês (54,938)
Estrôncio (87,62)	Bromo (79,904)	Selênio (78,971)	Ferro (55,845)
Bário (137,33)	Iodo (126,90)	Telúrio (127,60)	Cobalto (58,933)
Média = 88,70	Média = 81,18	Média = 79,83	Média = 56,94

Própria autora

[illegible]

Döbereiner

VOCÊ SABIA?

Alguns personagens que influenciaram as tentativas de classificação dos elementos no século XIX.



Dumas

Dentre os quais pode ser destacado o químico francês Jean Baptiste A. Dumas (1800–1884), o qual está entre aqueles que tentaram explicar as tríades de Döbereiner, mas não houve conclusões aceitáveis.



Ballard

Apesar de tudo, as tríades já ensaiavam uma certa capacidade de previsão, permitindo ao descobridor do bromo, o químico francês Antoine Ballard (1802–1876), em 1826, predizer que este elemento formaria uma tríade com o cloro e o iodo.

Aprender Química é Fácil !

Autoria: Mayana Ferreira da Cunha e Thiago H. B. Corrêa

CHANCOURTOES

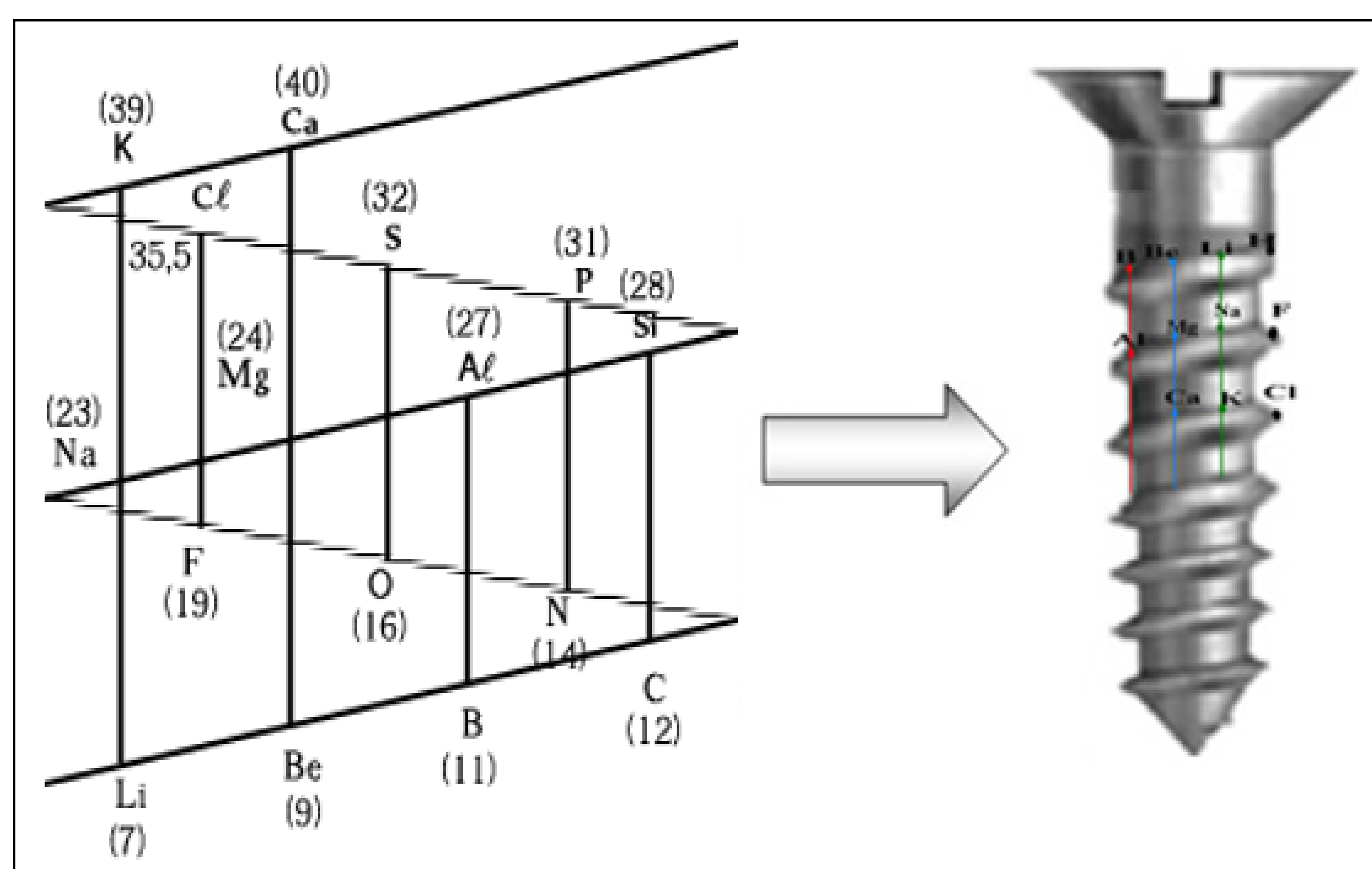
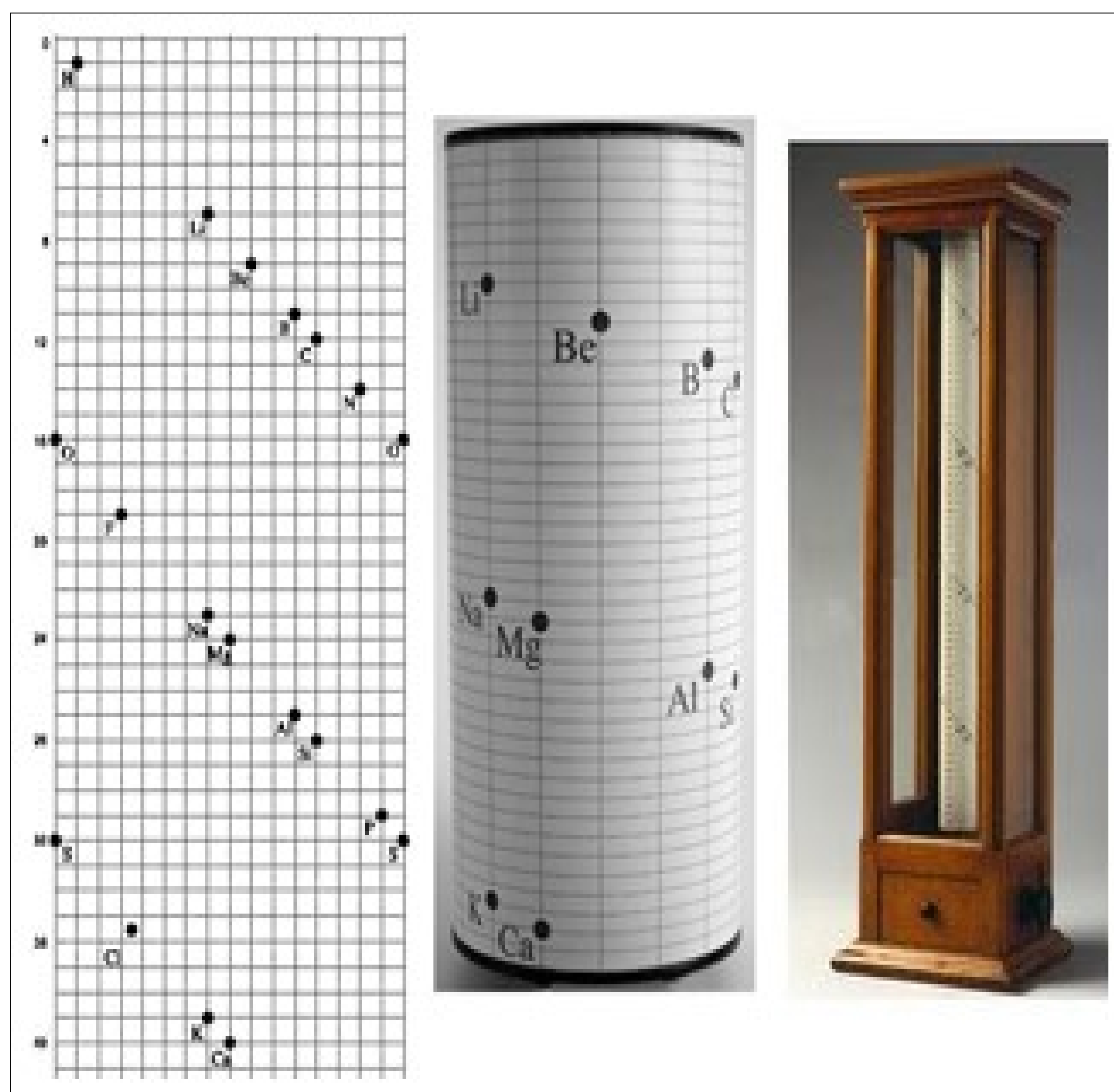
Em 1862, o geólogo francês Alexander Emile Beguyer de Chancourtoes (1820-1886), apresenta o primeiro esboço de periodicidade dos elementos químicos.

Ele propõe uma relação entre massa atômica e a propriedade dos elementos, dispondo-os em uma superfície cilíndrica inclinada, desenhando uma espiral, em uma linha diagonal formando um ângulo de 45° com a horizontal de modo que os elementos com propriedades semelhantes se situavam na mesma linha vertical.

Essa disposição dos elementos ficou conhecida como:

“Parafuso Telúrico”.

Parafuso Telúrico criado por Chancourtois



<http://dataphys.org/list/telluric-screw-of-de-chancourtois>

CURIOSAMENTE

O nome “**telúrico**” referia-se ao fato do elemento telúrio estar localizado na região mediana da disposição cilíndrica, como também decorria de considerações filosóficas e geognósticas, pois “tellus” tem também o sentido mais profundo de matriz, de terra que alimenta.

Além de sua linguagem ser mais mineralógica que química.

VOCÊ SABIA?

Chancourtoes reconheceu primeiro que a cada sete elementos as propriedades semelhantes reapareciam, assim, concluiu que as propriedades dos elementos eram expressas em função da sua massa atômica, o que o levou a propor que as propriedades dos elementos são as propriedades dos números e com esse esquema foi capaz de prever a estequiometria de vários óxidos metálicos.

A sua proposta não foi muito conhecida e divulgada porque o esquema era relativamente complexo, afinal, incluía também compostos.



Chancourtoes

Aprender Química é Fácil !

Autoria: Mayana Ferreira da Cunha e Thiago H. B. Corrêa

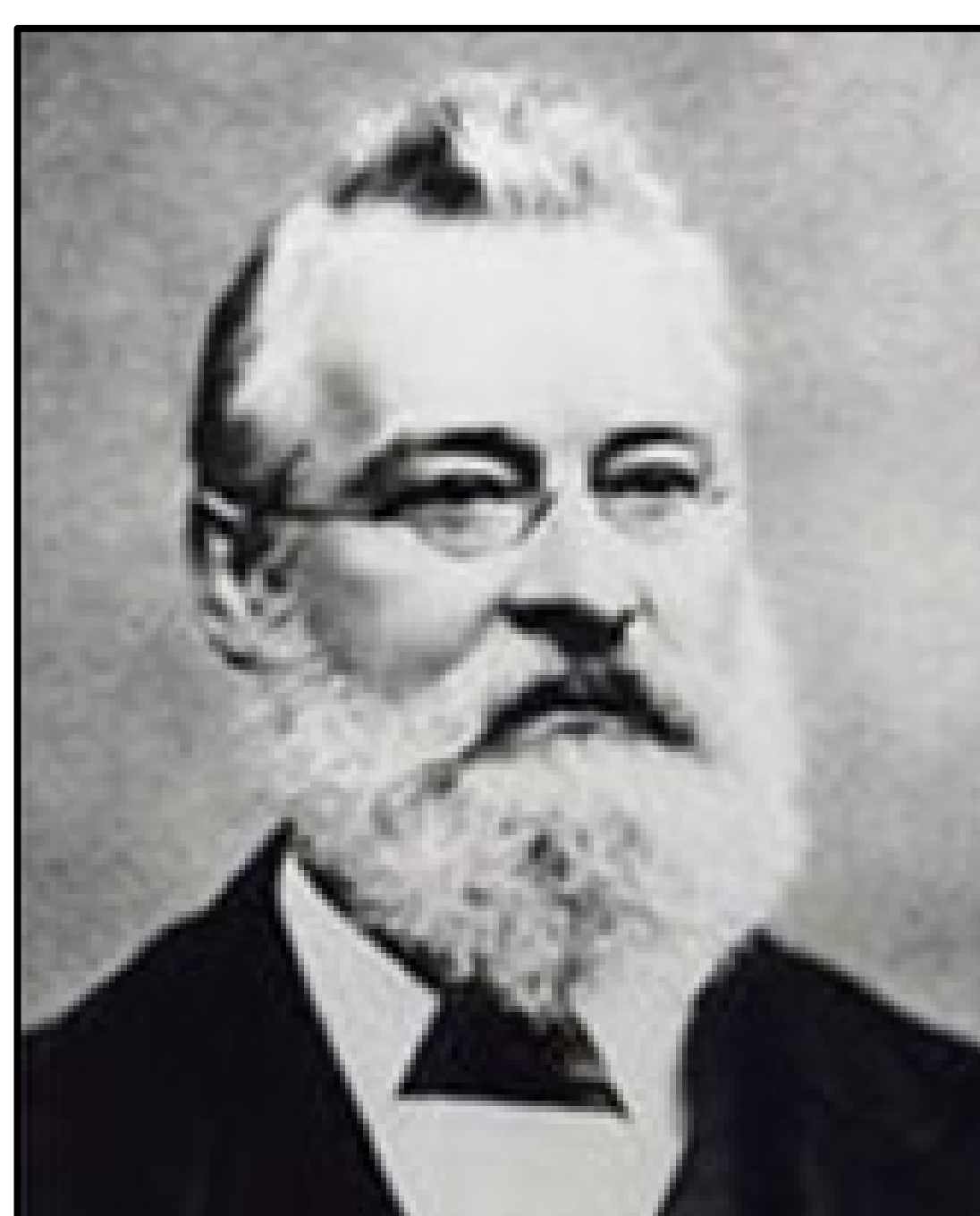
JOHN NEWLANDS

Em 1863, o químico britânico John Alexander Reina Newlands, enunciou uma classificação contendo 11 grupos baseados em analogias nas propriedades químicas, iniciando a noção de período. Os pesos atômicos de muitos pares de elementos com propriedades análogas eram múltiplos de 8.

OBSERVAÇÃO:

Peso atômico = Massa atômica.

A comparação com o que acontecia nas escalas musicais (dó, ré, mi, fá, sol, lá, si, dó, ré...), devia-se aos conhecimentos musicais de Newlands.



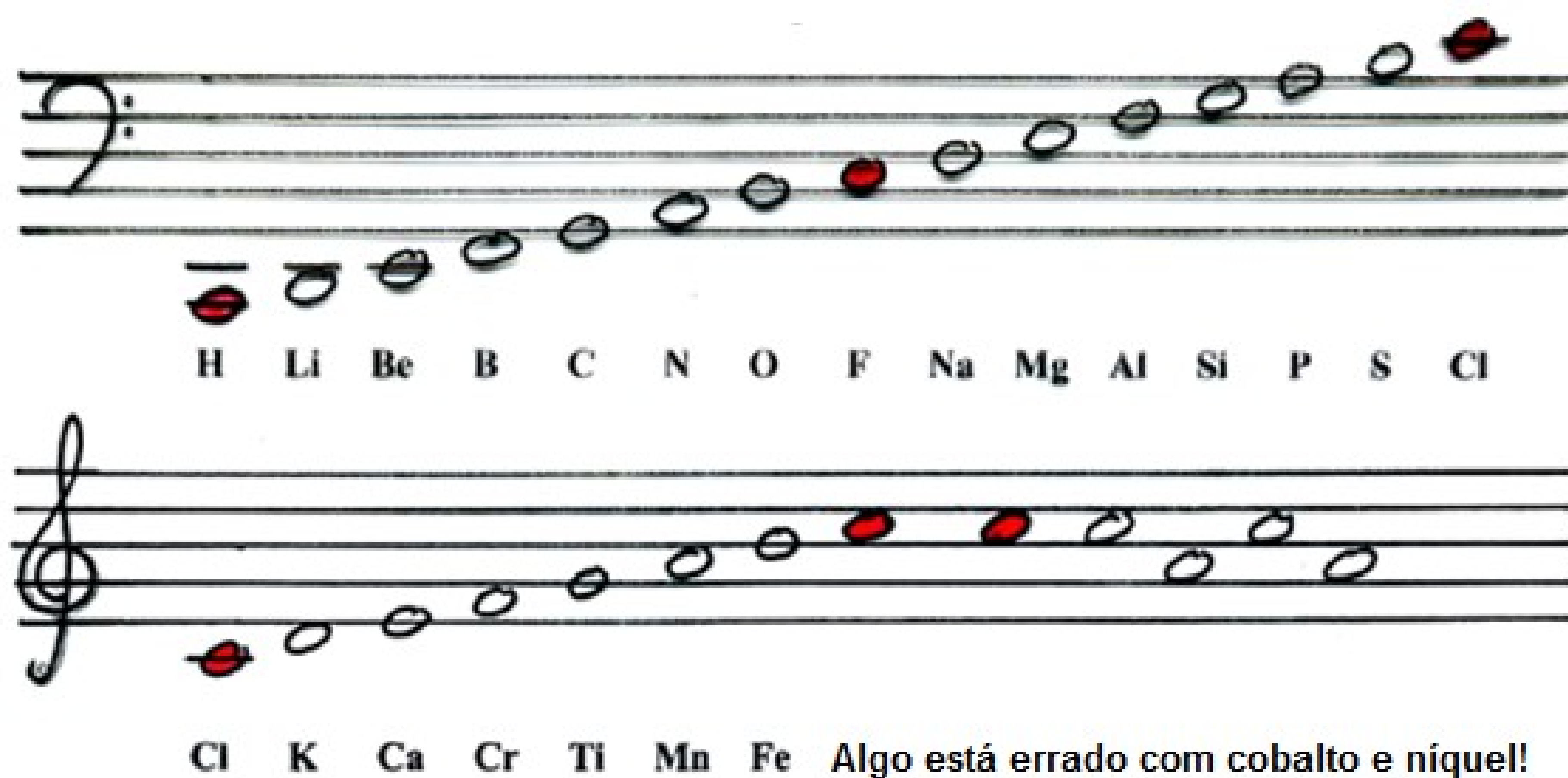
Newlands

ENTENDENDO MAIS

Daí surgiu a “**Lei das Oitavas**”, que estabelecia, em termos gerais, que as substâncias simples exibiam propriedades análogas de tal maneira que, considerada uma dada substância, essas propriedades repetiam-se na oitava substância seguinte (na ordem crescente dos pesos atômicos, propostos por Cannizzaro) e com números ordinais começando por H = 1.

CURIOSAMENTE

Cabe ilustrar que existem algumas falhas e contradições neste trabalho, pois nas sequências horizontais existem alguns elementos que normalmente não pertenceriam ao grupo, como ocorre com os metais **cobalto** e **níquel**, intercalados entre o bromo e o cloro; Além disso, o **telúrio** foi colocado antes do iodo, apesar de seu peso atômico ser maior.



Limitações da “Lei das Oitavas” de Newlands.

Elementos com diferentes propriedades alinhados com o Cl e o Br.

Escala Musical	Elementos Arranjados nas Oitavas de Newlands							
1ª – dó	H	F	Cl	Co/Ni	Br	Pd	I	Pt/Ir
2ª – ré	Li	Na	K	Cu	Rb	Ag	Cs	Tl
3ª – mi	Be	Mg	Ca	Zn	Sr	Cd	Ba/V	Pb
4ª – fá	B	Al	Cr	Y	Ce/La	U	Ta	Th
5ª – sol	C	Si	Ti	In	Zn	Sn	W	Hg
6ª – lá	N	P	Mn	As	Di/Mo	Sb	Nb	Bi
7ª – si	O	S	Fe	Se	Ro/Ru	Te	Au	Os

O Te foi colocado antes do I.

VOCÊ SABIA?

Apesar de ter sido ridicularizado pela Sociedade de Química de Londres, Newlands sugere uma classificação ordenada, em que se inicia as premissas abrangidas na tabela periódica atual.

WILLIAM ODLING

Em 1864, o químico britânico William Odling (1829-1921), organizou um sistema de classificação dos elementos conhecidos unindo-os em grupos com propriedades análogas, isto é, considerou as propriedades dos elementos e as dos seus compostos, seguindo a ordem crescente de seus pesos atômicos, deixando espaços vazios para os elementos que viriam a ser descobertos.

Percebeu, também, que parecia haver uma periodicidade das massas atômicas entre os elementos, embora ele não continuasse, tendo subsequentemente proposto uma outra classificação baseada na valência dos elementos.



Odling

Odling propôs uma tabela periódica muito semelhante à primeira tabela de Dmitri Ivanovich Mendeleev, com um total de 57 elementos ordenados com base em suas massas atômicas relativas, embora com certas irregularidades.

VOCÊ SABIA?

Essa classificação pode ser considerada uma das precursoras mais próximas da tabela periódica atual, devido a sua semelhança com as tabelas de Julius Lothar Meyer e Dimitri Ivanovitch Mendeleiev.

Além disso, faz uma separação entre os elementos que, hoje, são chamados de transição para destacar a maior similaridade entre os elementos do grupo principal.

Para estabelecer as semelhanças, ele estimou propriedades, tais como, as capacidades caloríficas atômicas (calores atômicos) e a regularidade dos volumes atômicos.

Também, realizou pesquisas sobre a massa atômica e suas propriedades químicas ao longo da tabela periódica.

Classificação dos elementos em grupos publicada por Odling

H 1	"	"	Ro 104	Pt 197
" 7	"	Zn 65	Ru 104	Ir 197
G 9	"	"	Pd 106,5	Os 199
B 11	Al 27,5	"	Ag 108	Au 196,5
C 12	Si 28	"	Cd 112	Hg 200
N 14	P 31	As 75	"	Tl 203
O 16	S 32	Se 79,5	U 120	Pb 207
F 19	Cl 35,5	Br 80	Sn 118	"
Na 23	K 39	Rb 85	Sb 122	Bi 210
Mg 24	Co 40	Sr 87,5	Te 129	"
	Ti 50	Zr 89,5	I 127	"
	"	Ce 92	Cs 133	"
	Cr 52,5	Mo 96	Ba 137	Th 231,5
	Mn 55		To 138	
	Fe 56		"	
	Co 59		V 137	
	Ni 59		W 184	
	Cu 63,5			

Foi uma das mais curiosas tentativas de classificação!

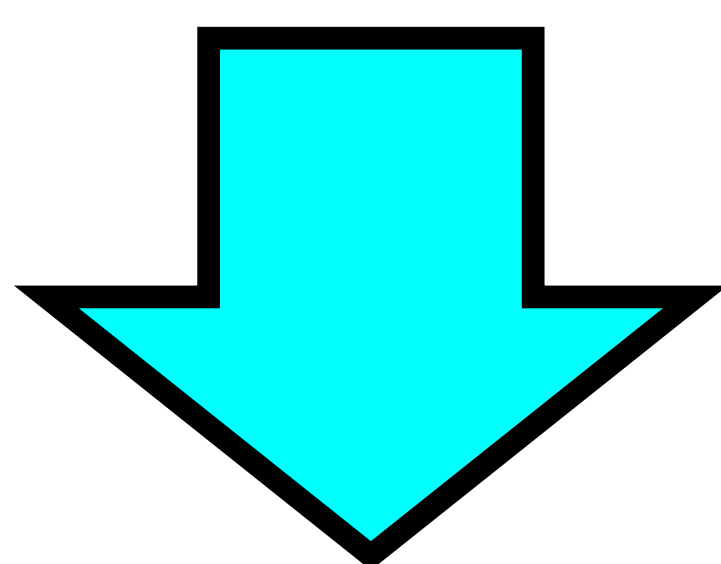
ENTENDENDO MAIS

Odling chegou a resolver o problema do telúrio (Te) e colocou corretamente mercúrio (Hg) e platina (Pt), descobertas que Mendeleiev falhou em sua primeira tentativa de escrever a tabela periódica.

No entanto, Odling teve pouco reconhecimento pelo seu trabalho!

CURIOSAMENTE

Foi demonstrado por Mendeleiev em sua tabela para prever as lacunas e as propriedades desses elementos, até então, ocultos. Dentre esses, podemos citar o *gálio*, *escândio* e *germânio*, chamados naquele momento por Mendeleiev de *eka-alumínio*, *eka-boro* e *eka-silício*, pois, segundo ele, sucederiam o boro, o alumínio e o silício, daí o uso do prefixo “eka” que em sânscrito significa “primeiro”.

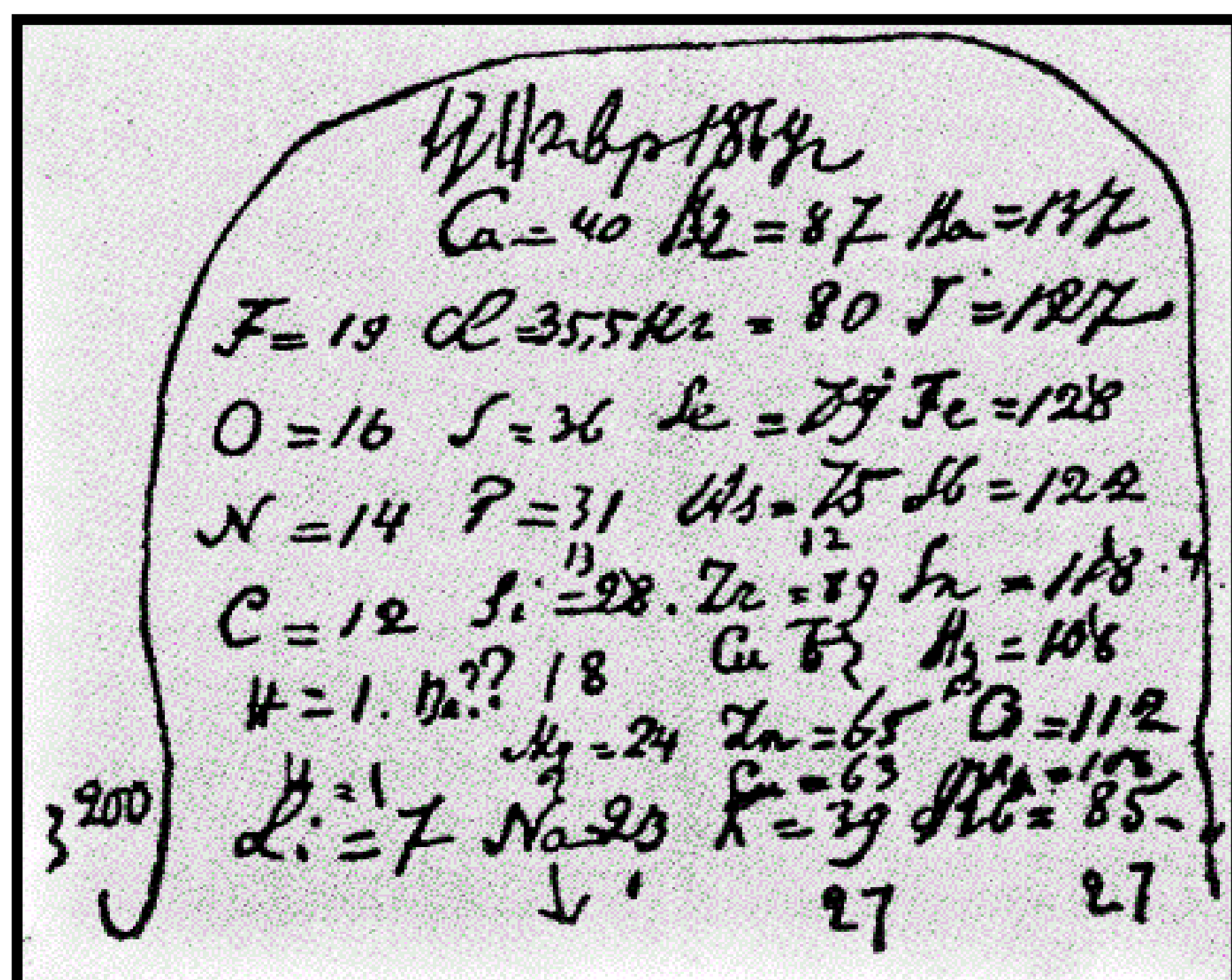


Com isso, uma característica peculiar da tabela de Mendeleiev e que aponta sua genialidade e audácia, foi a previsibilidade de elementos ainda desconhecidos, com propriedades semelhantes aos elementos pertencentes à mesma coluna. Seu trabalho foi tão importante para a história da Química que em 1955 um elemento foi batizado em homenagem ao seu nome: **Mendelévio (Md = 101)**.

VOCÊ SABIA?

Em 1869, Mendeleiev enquanto escrevia um livro de Química, pensava sobre as **propriedades químicas** e **físicas** dos elementos. Neste momento, notou que os colocando em uma fileira horizontal e em ordem crescente de peso atômico, os elementos com propriedades similares formavam um padrão regular.

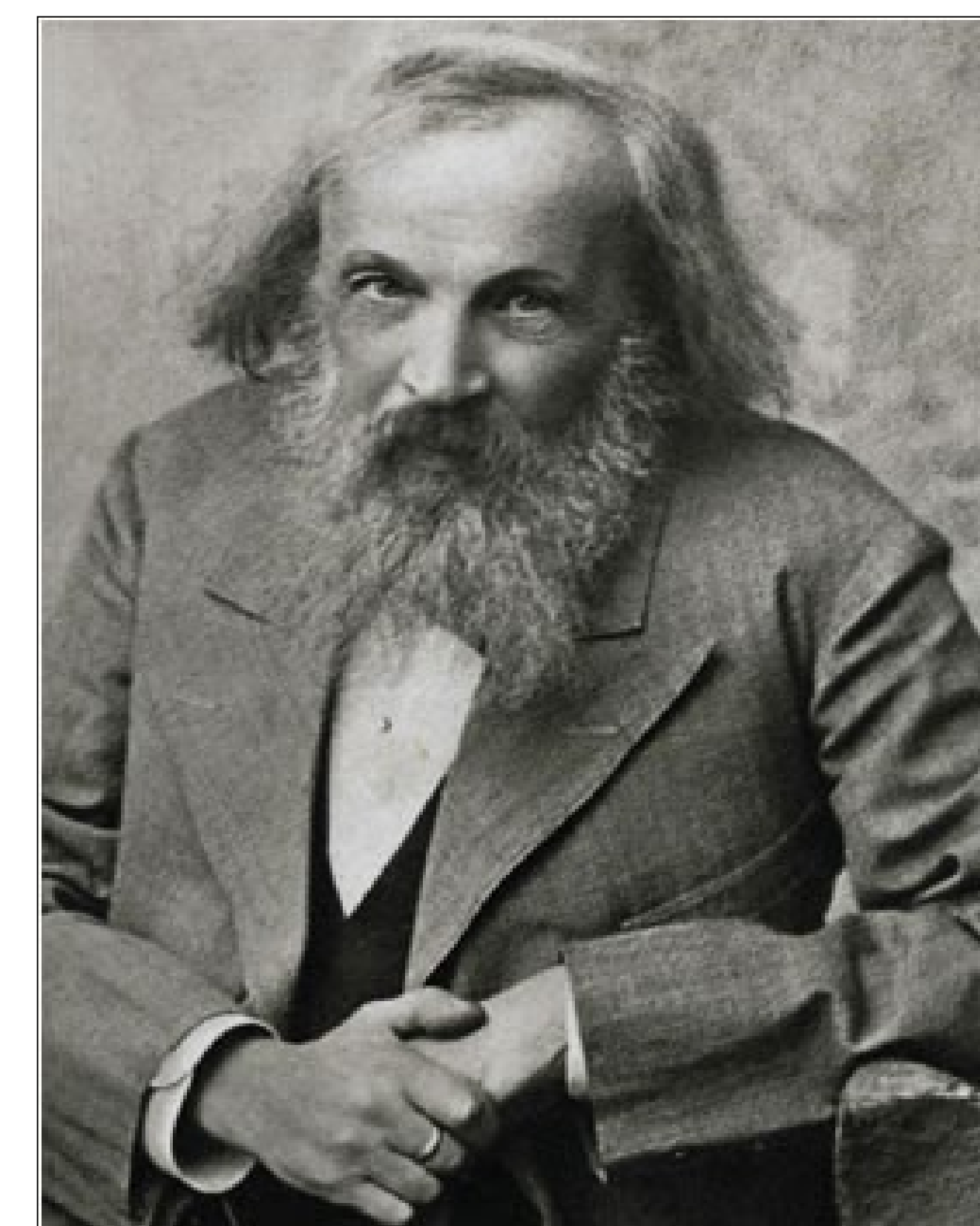
1º Esboço da Tabela Periódica em 1869



DMITRI IVANOVICH MENDELEIEV

Em 1º de março de 1869, o químico russo Mendeleiev (1834 – 1907) publicou o primeiro esboço de sua tabela periódica, quando escrevia o segundo volume do seu livro. Em 18 de março, uma versão melhorada foi apresentada à Sociedade Russa de Química em São Petersburgo.

De maneira que, Mendeleiev chegou a um grau de precisão científica que seus contemporâneos não atingiram e talvez, por isso, a “lei periódica das propriedades dos elementos” e a respectiva tabela acabaram ficando indelevelmente ligadas ao seu nome.



Mendeleiev

Tabela Periódica em 1869

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

			Ti = 50	Zr = 90	? = 180.
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182.
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186.
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,1.
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198.
			Ni = Co = 59	Pd = 106,8	Os = 199.
			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200.
			Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2
			Cd = 112		
			B = 11	Al = 27,1	? = 68
			Ur = 116	La = 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
			I = 127		
			Li = 7	Na = 23	K = 39
			Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204.
			Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137
			Pb = 207.		
			? = 45	Ce = 92	
			?Er = 56	La = 94	
			?Yt = 60	Di = 95	
			?In = 75,6	Th = 118?	

Д. Менделѣевъ

Aprender Química é Fácil !

CURIOSAMENTE

O trabalho de Mendeleiev foi publicado quase simultaneamente ao do químico germânico Julius Lothar Meyer (1830-1895), o qual também apresentou uma classificação periódica dos elementos químicos semelhante e independente.

VOCÊ SABIA?

Meyer passou o artigo para um colega com intuito de que fizesse comentários. No entanto, seu colega demorou para devolvê-lo e, infelizmente, o artigo de Mendeleev foi publicado neste intervalo. Como os químicos reconheceram imediatamente a importância do artigo de Mendeleev, Meyer não recebeu os créditos que, também, merece.

JULIUS LOTHAR MEYER

Em 1868, Meyer havia classificado 52 elementos em 15 colunas, mas seu artigo foi publicado somente em 1870, com a omissão de alguns dados e após a publicação da tabela de Mendeleiev, em 1869.



Meyer

Meyer demonstrou a variação de propriedades periódicas como o volume, ponto de ebulição e dureza sendo uma função da massa atômica.

No mesmo ano, Mendeleiev publicou os resultados de seu trabalho e sua versão da tabela periódica, lembrando que ambos organizaram os elementos em ordem crescente de peso atômico.

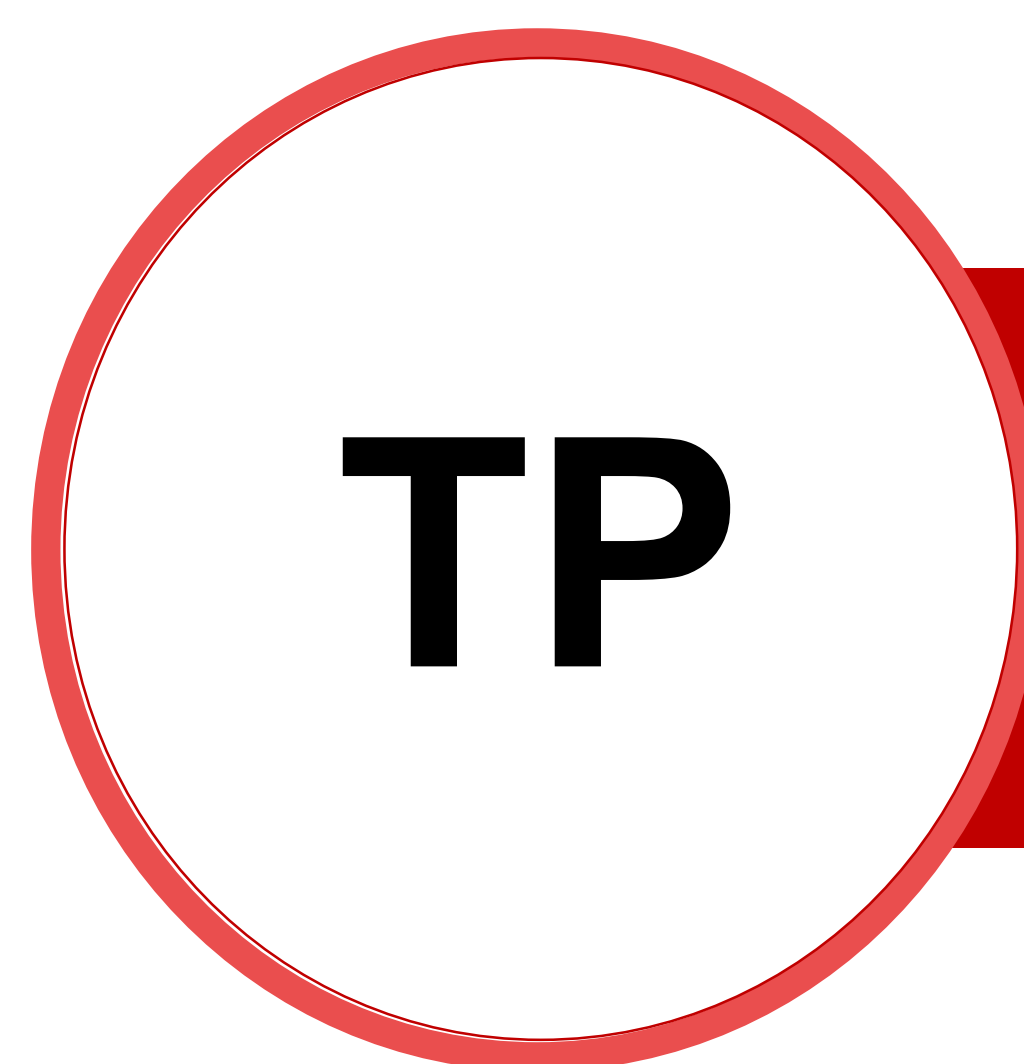
ENTENDENDO MAIS

Entre as razões apontadas na literatura que justificam a primazia de Mendeleiev está o fato de seu trabalho ter sido publicado alguns meses antes de Meyer e por apresentar previsões a respeito de elementos, até então, desconhecidos e que preencheriam os espaços vazios na tabela conferindo um caráter preditivo à sua classificação.

Tabela Periódica de Meyer 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								

Aprender Química é Fácil !



MODERNIZAÇÃO

Autoria: Mayana Ferreira da Cunha e Thiago H. B. Corrêa

OBJETIVO

Compreender os acontecimentos que contribuíram para modernização da classificação periódica dos elementos.

ENTENDENDO MAIS

Embora as tabelas de Mendeleiev e Meyer tenham demonstrado a natureza periódica dos elementos, apenas no século XX, foram encontradas explicações para as razões das propriedades dos elementos variarem periodicamente.

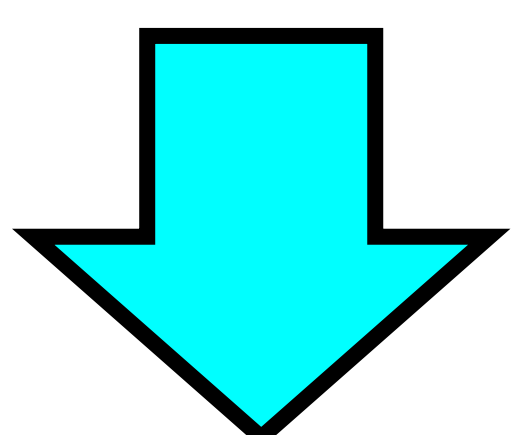
O desenvolvimento, nomeadamente dos modelos atômicos e teoria quântica, permitiram racionalizar o conhecimento das propriedades dos elementos e chegar à configuração da atual tabela periódica. Esta foi ampliada ao longo do tempo, à medida que novos elementos foram sendo descobertos.

VOCÊ SABIA?

Com a descoberta de Moseley, as inconsistências existentes na tabela de Mendeleiev desapareceram, tornando o número atômico (Z) a base organizacional da classificação periódica moderna.

Transurânico é o elemento químico artificial com número atômico maior do que 92, o número atômico do urânio.

Todos estes átomos são instáveis devido aos seus grandes núcleos, portanto, são **RADIOATIVOS.**



Conhecidos como **elementos artificiais!**

Saiba mais: p. 56-59 da dissertação.

A DESCOBERTA REVOLUCIONÁRIA (Z)

Mas, afinal, por que “Classificação Periódica dos Elementos” e não “Classificação Periódica dos Átomos”?

Para responder essa pergunta, precisamos entender que as primeiras classificações periódicas foram baseadas em amostras reais dos elementos químicos, como por exemplo, o elemento cobre (Cu), mercúrio (Hg) e enxofre (S).

Isso porque, nos séculos XVIII e XIX, não havia uma clara compreensão dos átomos, o que foi elucidada com os experimentos do inglês Henry Moseley, em 1913, ao descobrir uma relação entre o espectro de raios X de um elemento químico e seu número atômico, determinando este com precisão.

Essa descoberta foi tão significativa, de modo que, Moseley identificou a existência de lacunas a serem preenchidas na tabela periódica, o que modificou a configuração da mesma permanecendo até os dias atuais.

Ainda que Mendeleiev ganhe o protagonismo na história da classificação periódica, outros nomes fundamentam este cenário.



SEABORG: LANTANÍDEOS E ACTÍNÍDEOS

Em 1945, o químico norte-americano Glenn Seaborg (1912 – 1999), teve a transformadora ideia de que os actínídeos, assim como os lantanídeos, preenchem um subnível f. Além disso, Seaborg e sua equipe da Universidade da Califórnia em Berkeley, pela primeira vez, prepararam nove desses elementos (número atômico 94 a 102).

Em 1951, recebeu o Prêmio Nobel de química, posteriormente, em 1997, o elemento 106 recebeu o nome de Seabórgio (Sg).

Aprender Química é Fácil !

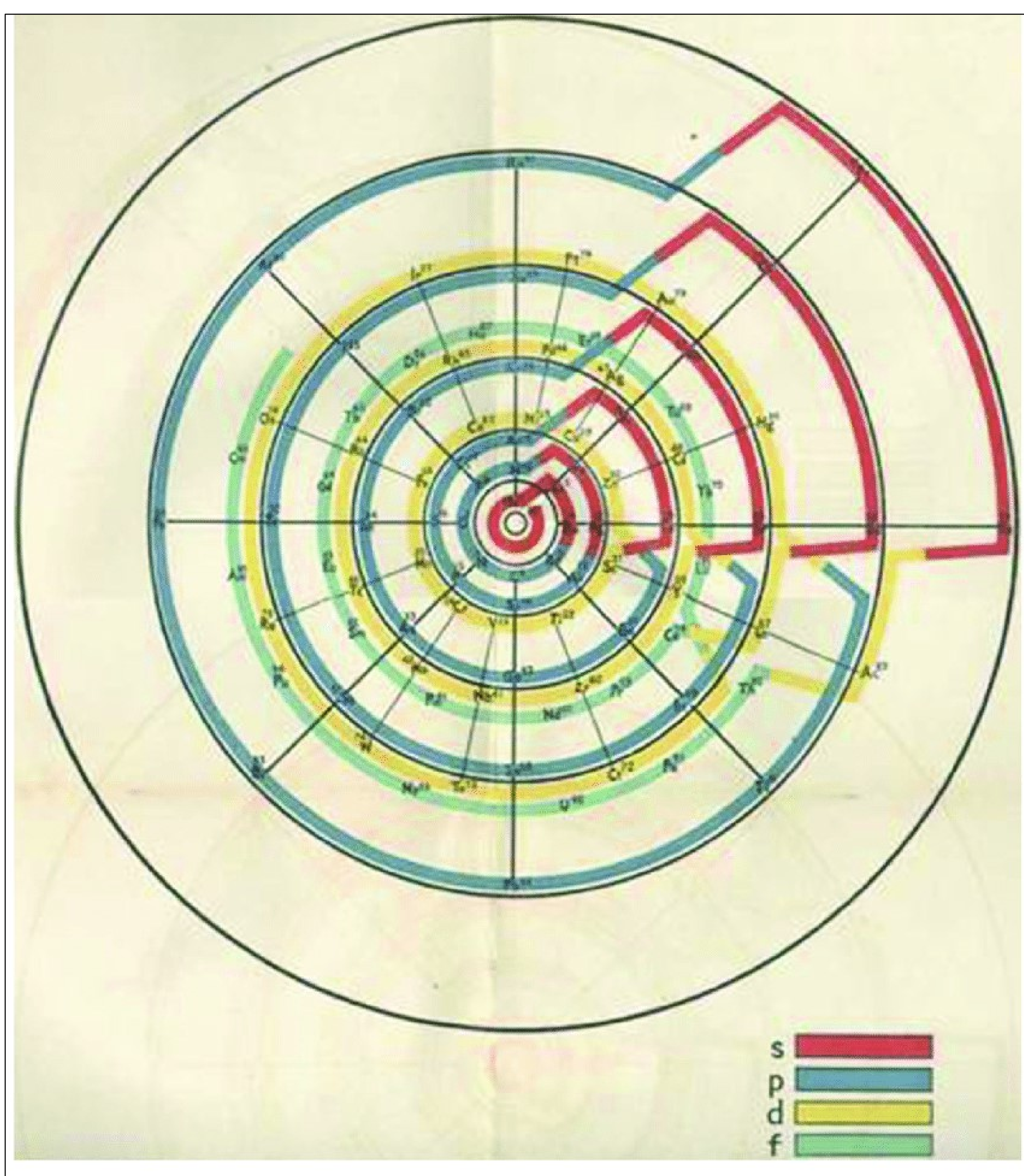
A CONTRIBUIÇÃO BRASILEIRA

O engenheiro agrônomo brasileiro Alcindo Flores Cabral (1907-1982), professor de química analítica da Escola de Agronomia Eliseu Maciel, atualmente incorporada à Universidade Federal de Pelotas, teve uma contribuição ao ensino de química quase desconhecida pela própria comunidade científica brasileira, embora reconhecida e elogiada por diversos químicos estrangeiros, como Edward S. Amis (University of Arkansas), W. F. Luder (Northeastern University), Elisabeth Fessenden (autora renomada de livros-texto de Química) e outros.

A inovadora representação helicoidal de Cabral é apresentada não só em conexão com representações contemporâneas, mas traz um importante elo com os primeiros sistemas helicoidais propostos: em 1867, por Hinrichs (1836–1923) e, em 1870, por Baumhauer (1848–1926).

A primeira contribuição brasileira no desenvolvimento da classificação periódica, em **1946**, foi intitulada **Classificação natural dos elementos**, sendo possivelmente a primeira descrição do arranjo periódico dos elementos químicos em uma forma atômica levando em consideração a distribuição eletrônica, inspirando o desenvolvimento de novas versões de sua tabela, mais elaboradas e publicadas, posteriormente.

REPRESENTAÇÃO



Nesta representação, Cabral escreveu tratar-se de um gráfico "tão claro e elucidativo que parecia estar destinado à ampla aceitação e emprego pelos que se dedicam à química, tanto no terreno didático como no técnico, em vista da importância primacial que as publicações mais recentes dão aos orbitais atômicos para o conhecimento da valência".

Mesmo que isso não tenha acontecido, há quase 60 anos, no extremo sul do Brasil, o professor Cabral teve a ousadia de criar uma nova e atraente maneira de mostrar a seus alunos a periodicidade química.

*Versão final da Classificação Natural dos Elementos
que acompanhava o Boletim Didático nº 1, 1951.*

Saiba mais: Artigo: *A contribuição brasileira de Alcindo Flores Cabral à classificação periódica dos elementos.* MAAR, J. H.; LENARDÃO, E. J. A. (2012). *Disponível no Google.*

Aprender Química é Fácil !

NOMENCLATURA

Desde 1947, as diretrizes de nomeação dos elementos químicos são de responsabilidade da União Internacional de Química Pura e Aplicada (sigla em inglês: **IUPAC**).

Mantendo a tradição, os elementos recém descobertos podem ser nomeados seguindo:

- a)** um conceito ou personagem mitológico;
- b)** uma substância mineral ou similar;
- c)** um lugar ou região geográfica;
- d)** uma propriedade do elemento; ou,
- e)** um cientista.

CUIDADO! NEM TUDO QUE PARECE É!

Os símbolos químicos são representados por uma ou duas letras! O nome e/ou o símbolo podem ser originários de diferentes idiomas. O uso da 2ª letra evita duplicidade na simbologia dos elementos.

Por exemplo:

S: Enxofre (do latim Sulphur)

Na: Sódio (Natrium, nome latino referente ao vale de Natron, perto do Cairo e de Alexandria).

NOVOS ELEMENTOS - (2016) PELA IUPAC

PROPOSED NEW ELEMENT NAMES

¹¹³ Nh NIHOINIUM Japan	¹¹⁵ Mc MOSCOVIUM Moscow	¹¹⁷ Ts TENNESSINE Tennessee	¹¹⁸ Og OGANESSON Yuri Oganessian
---	--	--	---

These are the proposed symbols and names for elements 113, 115, 117 and 118, along with their origins. After a five month public review period, they will be officially confirmed.

© COMPOUND INTEREST 2016 - WWW.COMPOUNDCHEM.COM | Twitter: @compoundchem | Facebook: www.facebook.com/compoundchem
This graphic is shared under a Creative Commons Attribution-NonCommercial-NoDerivatives licence

TP

CLASSIFICAÇÃO ATUAL

Autoria: *Mayana Ferreira da Cunha e Thiago H. B. Corrêa*

ENTENDENDO MAIS

A tabela periódica foi construída empiricamente mediante uma enorme quantidade de observações experimentais dos elementos, a partir da necessidade de agrupá-los com propriedades químicas e físicas semelhantes [periódicas], ou seja, organizá-los de maneira que suas semelhanças, diferenças e tendências estivessem mais evidentes (OLIVEIRA et al, 2015).

Porém, hoje, a organização da TP está relacionada à configuração eletrônica dos elementos e como expõe Russell (2012), **a periodicidade é a base da estrutura da classificação periódica moderna.**

PROPIEDADES (A)PERIÓDICAS

Os valores destas propriedades variam à medida que o nº atômico aumenta, mas não obedecem à posição na TP, ou seja, não se repetem em períodos regulares.

Exemplos: calor específico, índice de refração, dureza e massa atômica.

Observação: a massa atômica sempre aumenta de acordo com o n° atômico, e não diz respeito à posição deste elemento na TP.

IUPAC Periodic Table of the Elements																		1						
1 H hydrogen 1.008 (1.007, 1.009)																		2 He helium 4.0026						
3 Li lithium 6.941 (6.938, 6.947)		4 Be beryllium 9.0122	Key: atomic number Symbol name standard atomic weight standard atomic weight																5 B boron 10.81 (10.806, 10.821)	6 C carbon 12.011 (12.009, 12.012)	7 N nitrogen 14.007 (14.006, 14.008)	8 O oxygen 15.999 (15.998, 15.999)	9 F fluorine 18.998	10 Ne neon 20.180
11 Na sodium 22.990		12 Mg magnesium 24.304 (24.304, 24.307)	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al aluminum 26.982	14 Si silicon 28.086 (28.085, 28.088)	15 P phosphorus 30.974	16 S sulfur 32.06 (32.059, 32.071)	17 Cl chlorine 35.45 (35.446, 35.457)	18 Ar argon 39.948						
19 K potassium 39.098		20 Ca calcium 40.078 (4)	21 Sc scandium 44.956	22 Ti titanium 47.867	23 V vanadium 50.942	24 Cr chromium 51.996	25 Mn manganese 54.938	26 Fe iron 55.845(2)	27 Co cobalt 58.933	28 Ni nickel 58.693	29 Cu copper 63.546(3)	30 Zn zinc 65.38(2)	31 Ga gallium 69.723	32 Ge germanium 72.630(8)	33 As arsenic 74.922	34 Se selenium 78.971(8)	35 Br bromine 79.904 (79.901, 79.907)	36 Kr krypton 83.798(2)						
37 Rb rubidium 85.468		38 Sr strontium 87.62	39 Y yttrium 88.906	40 Zr zirconium 91.224(2)	41 Nb niobium 92.906	42 Mo molybdenum 95.96	43 Tc technetium 98.07(2)	44 Ru ruthenium 101.07(2)	45 Rh rhodium 102.91	46 Pd palladium 106.42	47 Ag silver 107.87	48 Cd cadmium 112.41	49 In indium 114.82	50 Sn tin 118.71	51 Sb antimony 121.76	52 Te tellurium 127.60(3)	53 I iodine 126.90	54 Xe xenon 131.29						
55 Cs cesium 132.91		56 Ba barium 137.33	57-71 lanthanoids	72 Hf hafnium 178.49(2)	73 Ta tantalum 180.95	74 W tungsten 183.84	75 Re rhenium 186.21	76 Os osmium 190.23(2)	77 Ir iridium 192.22	78 Pt platinum 195.08	79 Au gold 196.97	80 Hg mercury 200.59	81 Tl thallium 204.38 (204.38, 204.39)	82 Pb lead 207.2	83 Bi bismuth 208.98	84 Po polonium	85 At astatine	86 Rn radon						
87 Fr francium		88 Ra radium	89-103 actinoids	104 Rf rutherfordium	105 Db dubnium	106 Sg seaborgium	107 Bh bohrium	108 Hs hassium	109 Mt meitnerium	110 Ds darmstadtium	111 Rg roentgenium	112 Cn copernicium	113 Nh nihonium	114 Fl flerovium	115 Mc moscovium	116 Lv livermorium	117 Ts tennessine	118 Og oganeson						

[illegible]

Fonte: IUPAC (2018)

Foram ratificados, no dia 13 de julho de 2017, durante o 46º Congresso Mundial de Química Pura e Aplicada (IUPAC) realizada na cidade de São Paulo, Brasil.

A LÓGICA DE ORGANIZAÇÃO

A tabela periódica é o alfabeto da Química que organiza os elementos sistematicamente, de acordo com as propriedades químicas e físicas!

O número atômico facilita a localização e previsão das propriedades químicas de qualquer elemento da TP!

A posição do elemento também auxilia na representação da configuração eletrônica e na identificação dos elétrons na camada de valência do átomo!

CLASSIFICAÇÃO

Os elementos são classificados em **metais**, **não metais (ametais)** ou **metalóides (semimetais)**, de acordo com as respectivas **propriedades químicas**, as quais são **determinadas** pelos elétrons da camada de valência.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1,00794 1 H Hidrogênio																	4,0026 2 He Hélio
6,941(4) 3 Li Lítio	9,0122 4 Be Berílio											10,811(8) 5 B Boro	12,011 6 C Carbono	14,007 7 N Nitrogênio	15,999 8 O Oxigênio	18,998 9 F Fluor	20,180 10 Ne Neônio
22,990 11 Na Sódio	24,305 12 Mg Magnésio											26,982 13 Al Alumínio	28,086 14 Si Silício	30,974 15 P Fósforo	32,06(6) 16 S Enxofre	35,45 17 Cl Cloro	39,948 18 Ar Argônio
39,098 19 K Potássio	40,078(4) 20 Ca Cálcio	44,956 21 Sc Escândio	47,867 22 Ti Titânio	50,942 23 V Vanádio	51,996 24 Cr Cromo	54,938 25 Mn Mangâneso	55,845(2) 26 Fe Ferro	58,933 27 Co Cobalto	58,933 28 Ni Níquel	63,546(3) 29 Cu Cobre	65,38(2) 30 Zn Zinco	69,723 31 Ga Gálio	72,61(2) 32 Ge Germano	74,91(2) 33 As Arsênio	75,909 34 Se Selênio	78,96 35 Br Bromo	83,80 36 Kr Criptônio
85,468 37 Rb Rubídio	87,62 38 Sr Estrôncio	88,906 39 Y Ítrio	91,224(2) 40 Zr Zircônio	92,906 41 Nb Níbio	95,94 42 Mo Molibdênio	98,906 43 Tc Técnetio	101,07(2) 44 Ru Rútenio	102,91 45 Rh Ródio	106,87 46 Pd Paládio	107,87 47 Ag Prata	112,41 48 Cd Cádmio	114,82 49 In Índio	118,71 50 Sn Estanho	121,76 51 Sb Antimônio	127,60 52 Te Telúrio	126,90 53 I Iodo	131,29(2) 54 Xe Xenônio
132,91 55 Cs Césio	137,33 56 Ba Bário		178,48(2) 72 Hf Háfio	180,95 73 Ta Tântalo	183,84 74 W Tungstênio	186,21 75 Re Rênio	190,23(2) 76 Os Osmio	193,22 77 Ir Írídio	195,08(2) 78 Pt Platina	196,97 79 Au Ouro	200,59(2) 80 Hg Mercúrio	204,38 81 Tl Tálio	207,98 82 Pb Chumbo	208,98 83 Bi Bismuto	209 84 Po Polônio	209,98 85 At Astato	222,02 86 Rn Radônio
223,02 87 Fr Frâncio	226,025 88 Ra Rádio		261 104 Rf Rutherfordio	262 105 Db Dubnio	263 106 Sg Seabórgio	267 107 Bh Bório	271 108 Hs Háscio	272 109 Mt Meitnerio	280 110 Ds Darmstadtio	272 111 Rg Roentgênio	285 112 Cn Copernício	289 113 Nh Nihônio	289 114 Fl Fleróvio	289 115 Mc Moscóvio	291 116 Lv Livermório	294 117 Ts Tenessio	294 118 Og Oganessônio
		LANTANÍDEOS	138,91 57 La Lantânio	140,91 58 Ce Cério	140,91 59 Pr Praseodímio	144,24(2) 60 Nd Néodímio	146,92 61 Pm Promécio	150,36(2) 62 Sm Samaritônio	151,96 63 Eu Európio	157,25(2) 64 Gd Gadolínio	158,93 65 Tb Terbório	162,50(2) 66 Dy Dísprio	164,93 67 Ho Hólio	167,26(2) 68 Er Erbório	168,93 69 Tm Tulio	172,94(2) 70 Yb Ítalo	174,95 71 Lu Lutécio
		ACTINÍDEOS	227,03 89 Ac Actínio	232,04 90 Th Tório	231,04 91 Pa Protactínio	238,03 92 U Urânio	237,05 93 Np Neptúnio	239,05 94 Pu Plutônio	241,06 95 Am Americônio	244,06 96 Cm Cúrio	247,08 97 Bk Berquélio	252,08 98 Cf Califórnia	252,08 99 Es Eisentério	257,10 100 Fm Férmio	261,10 101 Md Mendelevio	265,10 102 No Nobelio	269,11 103 Lr Lawrêncio

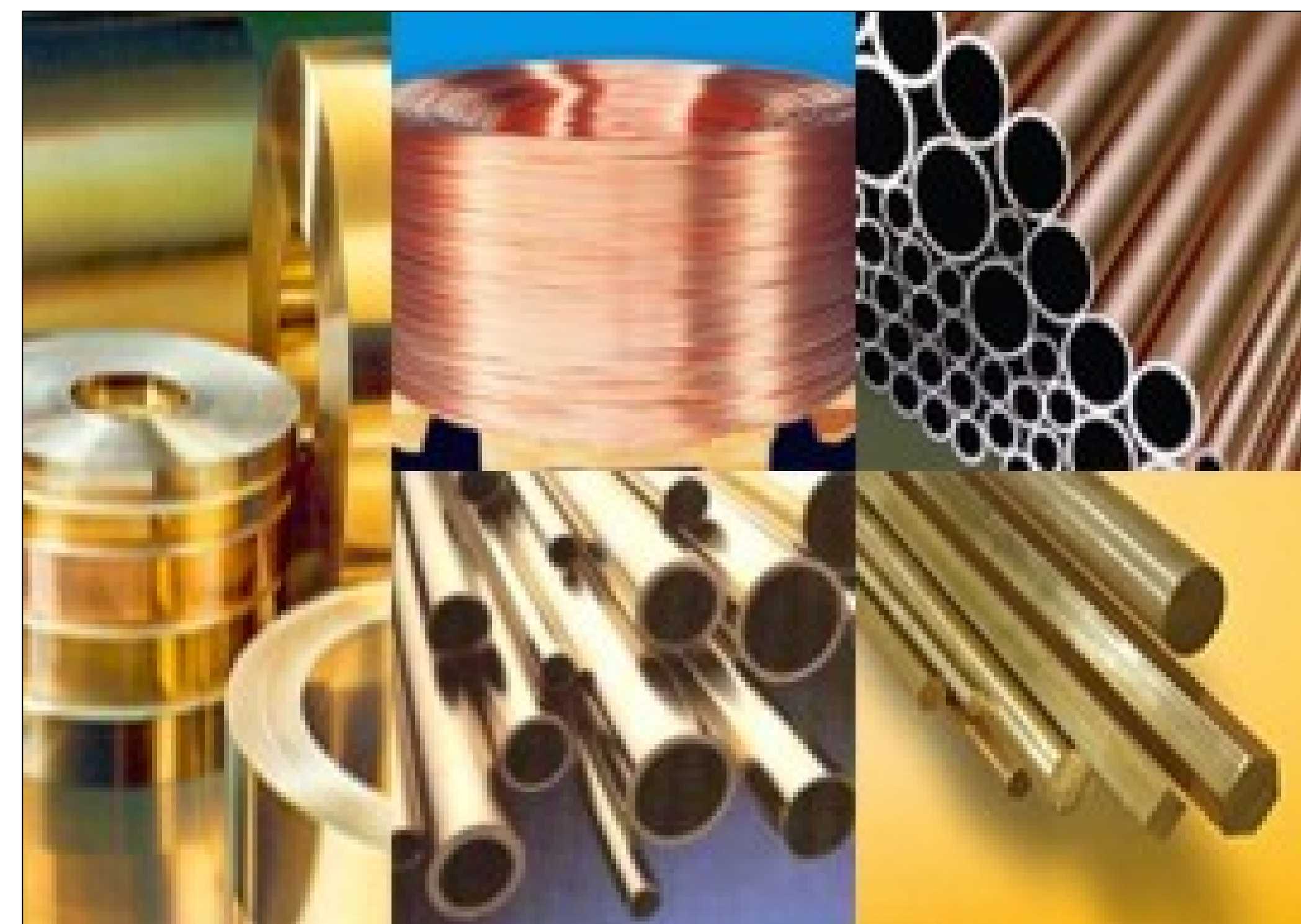
☐ Hidrogênio
☐ Metais Alcalinos
☐ Metais Alcalinos Terrosos

☐ Metais de Transição
☐ Lantanídeos
☐ Actinídeos

☐ Semimetais
☐ Não Metais
☐ Gases Nobres

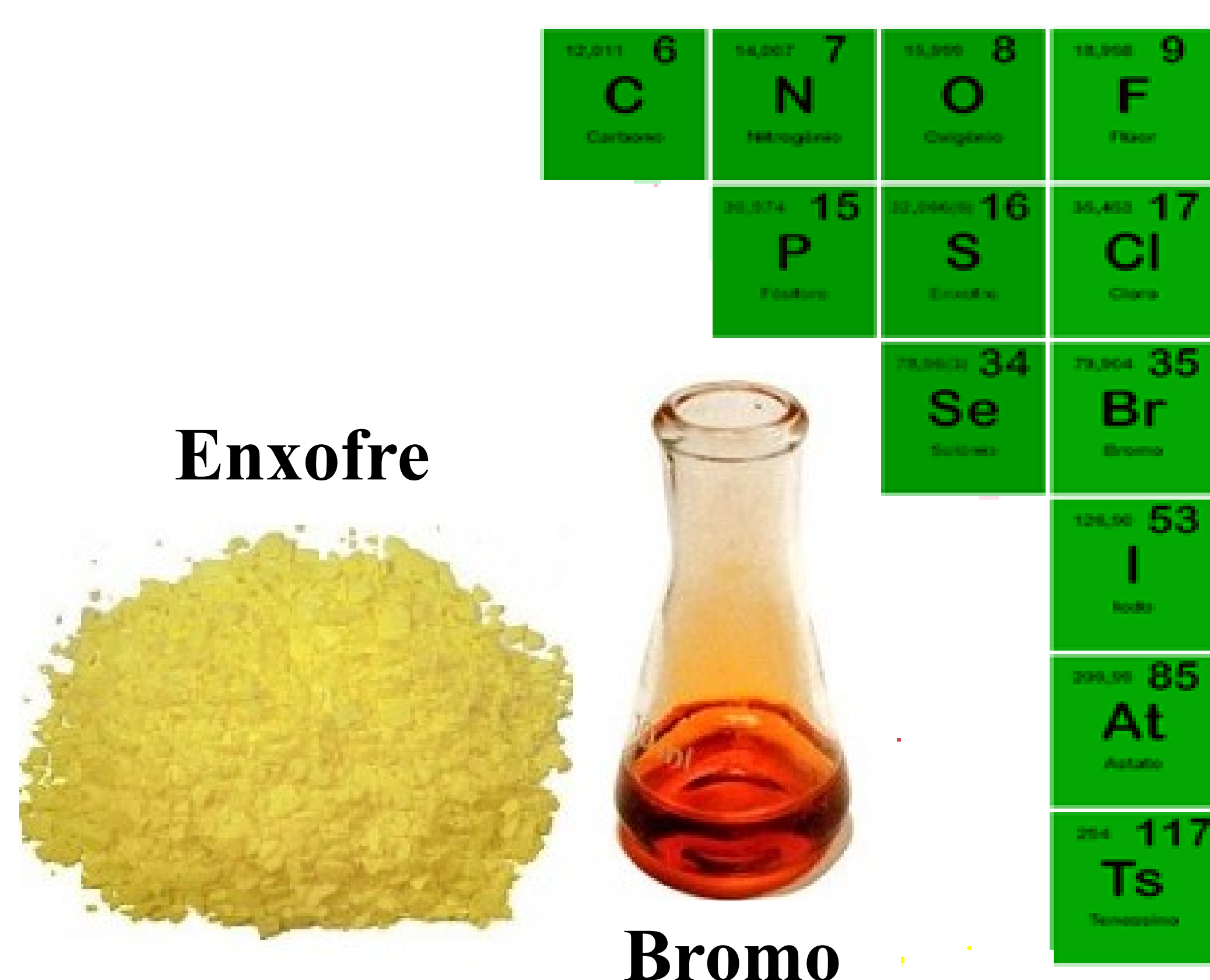
METAIS

- ✓ Tendem a perder elétrons, formando cátions (íons com carga positiva).
- ✓ Possuem brilho característico.
- ✓ Bons condutores de calor e eletricidade.
- ✓ São sólidos à temperatura ambiente, com exceção do mercúrio (Hg) que é um líquido (ponto de fusão = $-39\text{ }^{\circ}\text{C}$).
- ✓ São maleáveis (podem ser transformados em folhas finas).
- ✓ São dúcteis (podem ser transformados em fios).
- ✓ Representa **a maioria dos elementos** presentes na tabela periódica.



O mercúrio (Hg) é o **único metal** que à temperatura ambiente encontra-se o estado **líquido**!

NÃO METAIS (AMETAIS)



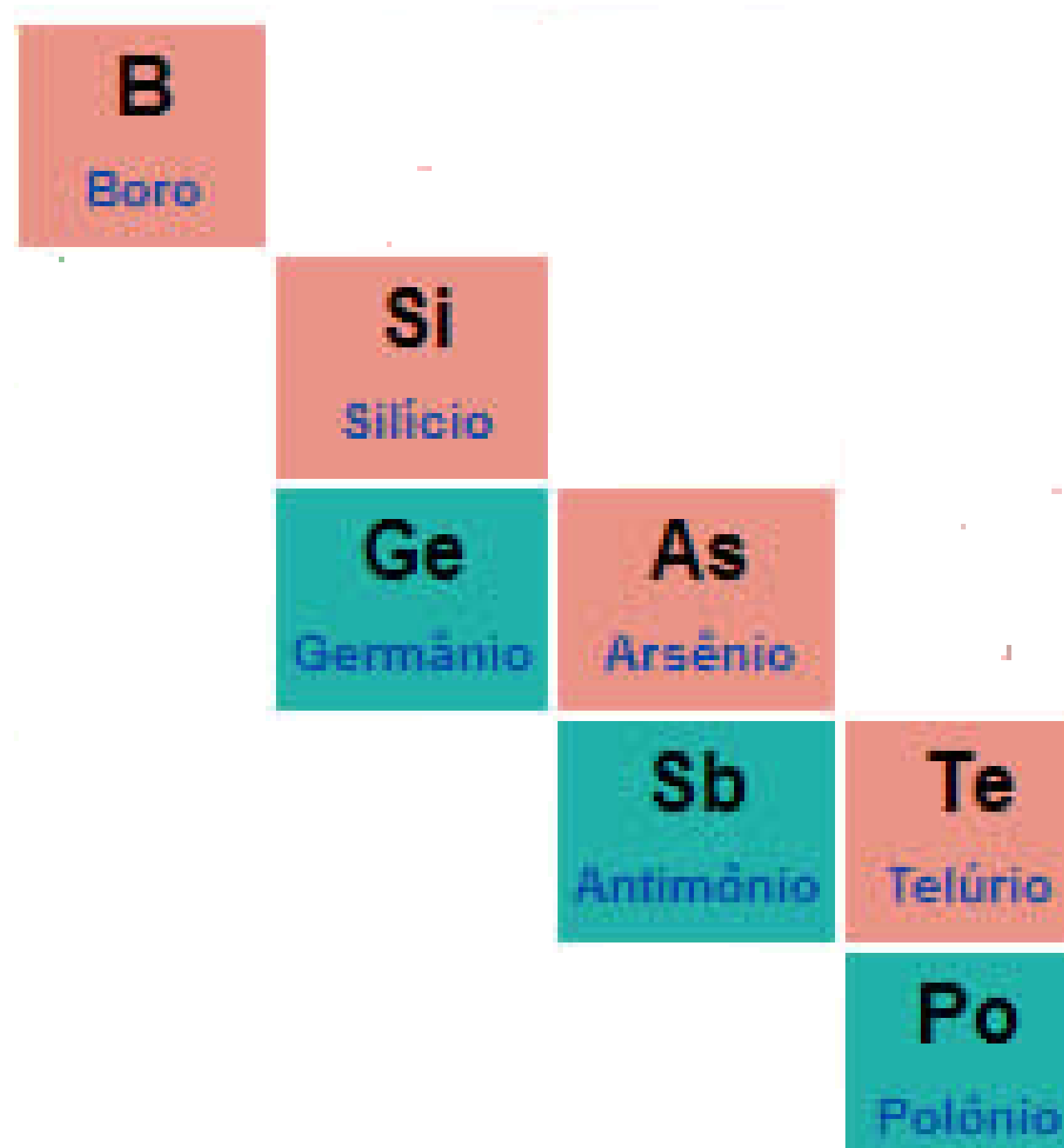
- ✓ Tendem a receber elétrons, formando ânions (íons com carga negativa).
- ✓ Não possuem brilho característico (opacos).
- ✓ Péssimos condutores de calor e eletricidade.
- ✓ Podem ser sólidos, líquidos ou gasosos, à temperatura ambiente.
- ✓ Não são maleáveis.
- ✓ Não são dúcteis.

METALÓIDES (SEMIMETAIS)

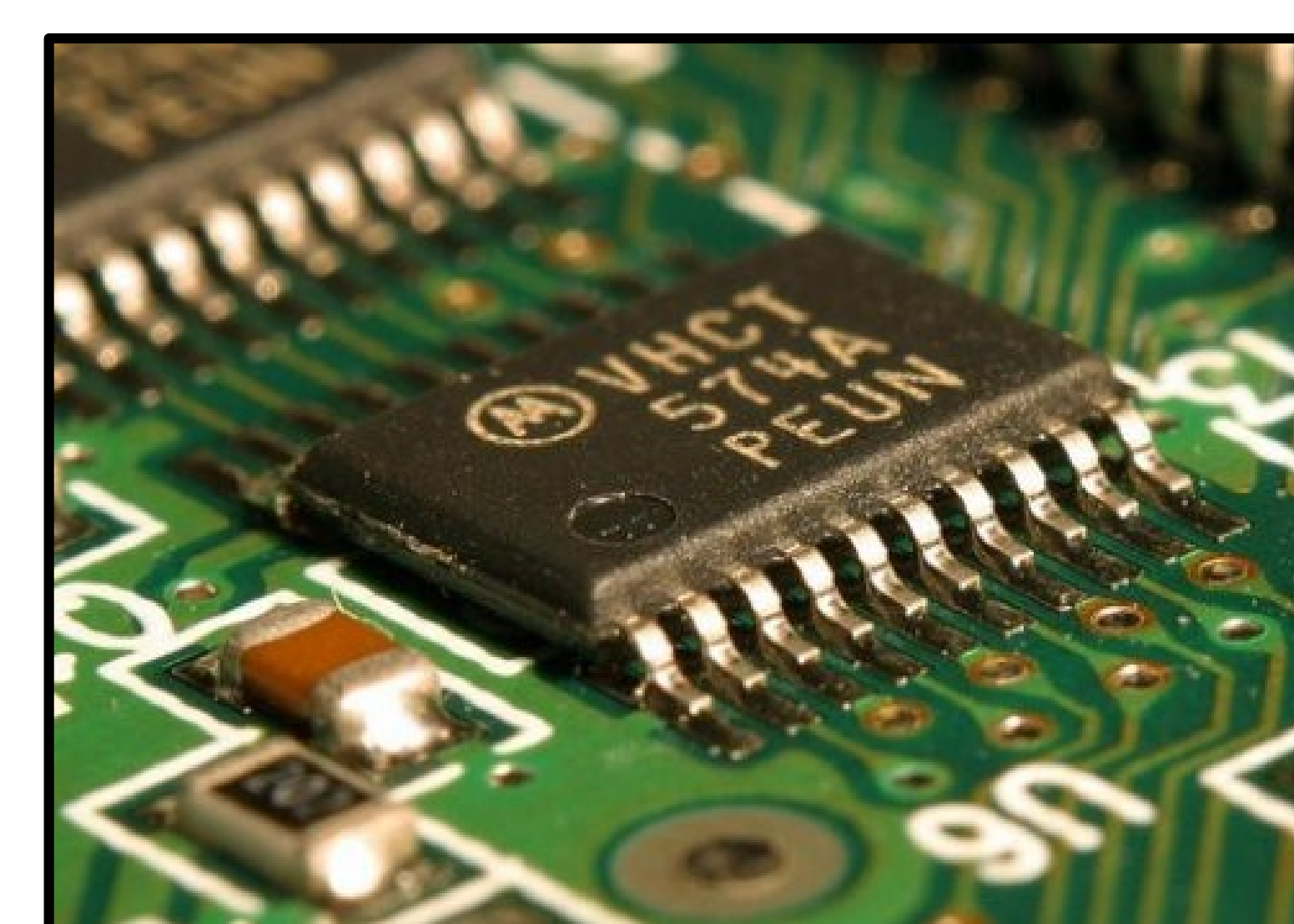
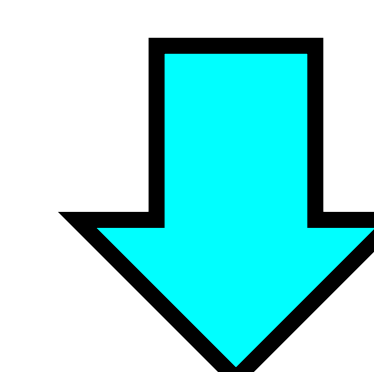
- ✓ Possuem propriedades intermediárias entre as dos metais e as dos não metais.
- ✓ Diversos metalóides são semicondutores elétricos.
- ✓ São os principais elementos usados na fabricação de circuitos integrados e chips de computador. Como é o caso do **silício**!
- ✓ **São eles:** Boro; Silício; Germânio; Astatina; Antimônio; Telúrio; Polônio.

Na literatura, alguns autores como os Kotz, Treichel e Weaver (2012) não consideram o **polônio** como semimetal.

Afinal, os isótopos de polônio são radioativos, e por isso não são adequados aos processos metabólicos que ocorrem nos sistemas biológicos, pois originam reações que degradam as biomoléculas, como consequência do seu decaimento radioativo.



Silício



VOCÊ SABIA?

Os nomes dos blocos foram propostos para representar a qualidade das linhas espectroscópicas (a radiação eletromagnética absorvida e emitida pelos átomos) dos orbitais atômicos:

s = sharp.

p = principal.

d = diffuse.

f = fundamental.

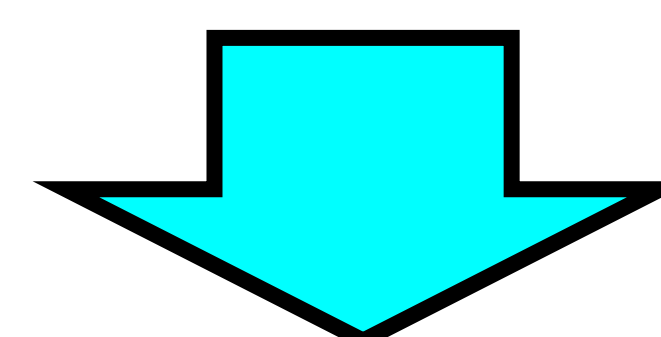
Os metais do bloco **s** são **mais reativos** que os do bloco **p**!

Muitos metais do bloco **d**, formam cátions com mais de 1 estado de oxidação!

BLOCOS: s, p, d, f.

A tabela periódica é dividida em quatro regiões principais (blocos) conforme o preenchimento dos subníveis: **s, p, d, f**.

Os grupos classificados como **representativos** ou **principais** são formados pelos blocos **s** e **p**.



São chamados de elementos **representativos** devido à grande abundância na terra e no universo.

Já, os grupos menores presentes na região central da TP são denominados como de transição e são formados pelo bloco **d**.

Os metais do bloco **d** tem características intermediárias!

Quanto aos grupos dos lantanídeos (terras raras) e actinídeos (terras raras pesados) são formados pelo bloco **f**.

Sendo, simultaneamente, designados como elementos de transição interna e usualmente colocados abaixo da tabela principal para uma representação mais compacta da TP.

Bloco s

1	H		
3	Li	4	Be
11	Na	12	Mg
19	K	20	Ca
37	Rb	38	Sr
55	Cs	56	Ba
87	Fr	88	Ra

Bloco p

5	B	6	C	7	N	8	O	9	F	10	Ne
13	Al	14	Si	15	P	16	S	17	Cl	18	Ar
31	Ga	32	Ge	33	As	34	Se	35	Br	36	Kr
49	In	50	Sn	51	Sb	52	Te	53	I	54	Xe
81	Tl	82	Pb	83	Bi	84	Po	85	At	86	Rn
113	Nh	114	Fl	115	Mc	116	Lv	117	Ts	118	Og

Bloco d

21	Sc	22	Ti	23	V	24	Cr	25	Mn	26	Fe	27	Co	28	Ni	29	Cu	30	Zn
39	Y	40	Zr	41	Nb	42	Mo	43	Tc	44	Ru	45	Rh	46	Pd	47	Ag	48	Cd
		72	Hf	73	Ta	74	W	75	Re	76	Os	77	Ir	78	Pt	79	Au	80	Hg
		104	Rf	105	Db	106	Sg	107	Bh	108	Hs	109	Mt	110	Ds	111	Rg	112	Cn

Bloco f

57	La	58	Ce	59	Pr	60	Nd	61	Pm	62	Sm	63	Eu	64	Gd	65	Tb	66	Dy	67	Ho	68	Er	69	Tm	70	Yb	71	Lu
89	Ac	90	Th	91	Pa	92	U	93	Np	94	Pu	95	Am	96	Cm	97	Bk	98	Cf	99	Es	100	Fm	101	Md	102	No	103	Lr

LEGENDA:

Verde: estado sólido.

Amarelo: estado gasoso.

Azul: estado líquido.

Observação: à temperatura ambiente.

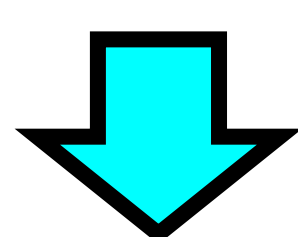
Aprender Química é Fácil !

GASES NOBRES

São os elementos do grupo 18 da tabela periódica.

Tem esse nome porque reagem com pouquíssimos elementos – NEUTROS. Isto é, quimicamente, ESTÁVEL.

Essa **ESTABILIDADE** está relacionada ao **número de elétrons na camada de valência!**



(8 elétrons, exceto, o gás hélio (He), com 2 elétrons).

Daí, o fato de serem **monoatômicos** – Átomos isolados!

Eles foram considerados “**gases inertes**” até a década de 1960!

São **incolors** e **inodoros**.

4,0026	2	He	Hélio
20,180	10	Ne	Neônio
39,948	18	Ar	Argônio
83,80	36	Kr	Criptônio
131,29(2)	54	Xe	Xenônio
222,02	86	Rn	Radônio
294	118	Og	Oganessônio

Os gases **He, Ne, Ar**: não reagem.

Os demais gases nobres: baixíssima reatividade.

REGRA DO OCTETO

Os átomos tendem a perder, receber ou compartilhar elétrons até que estejam circundados por oito elétrons na camada de valência!

Exceto, o hidrogênio que imita a configuração eletrônica do gás hélio.

TP

PREVENDO LIGAÇÕES

Autoria: Mayana Ferreira da Cunha e Thiago H. B. Corrêa

SE UM NÃO QUER, DOIS NÃO SE LIGAM!

Sempre que átomos ou íons estão unidos a outros, há uma **ligação química!**

Essa descoberta foi feita por **Walther Kossel** e **Gilbert Lewis**.

VAMOS PENSAR!

Mas, de que maneira os átomos se combinam para formar moléculas e por quê os átomos formam ligações?

Kossel e Lewis (1916): Observaram que apenas os gases nobres existiam isoladamente. Assim, suas configurações eletrônicas deveriam justificar esse comportamento.

Mais tarde: Verificaram que os demais elementos formavam ligações químicas para alcançar a configuração idêntica a dos gases nobres.

NATUREZA DA LIGAÇÃO QUÍMICA

A natureza da ligação química é revelada a partir da configuração eletrônica dos átomos ligantes, mostrando como esta afeta as **propriedades macroscópicas** das substâncias.

As propriedades macroscópicas **dependem**, essencialmente, do **tipo de ligação** entre os átomos.

O tipo de ligação **depende**, fundamentalmente, dos **elétrons da camada de valência**., estes, por sua vez, determinam as propriedades químicas dos átomos.

☐ **CAMADA DE VALÊNCIA**: é a camada mais externa da configuração eletrônica!

TIPOS DE LIGAÇÃO

☐ **IÔNICA (ELETROVALENTE)**: Há transferência de elétrons da camada de valência.

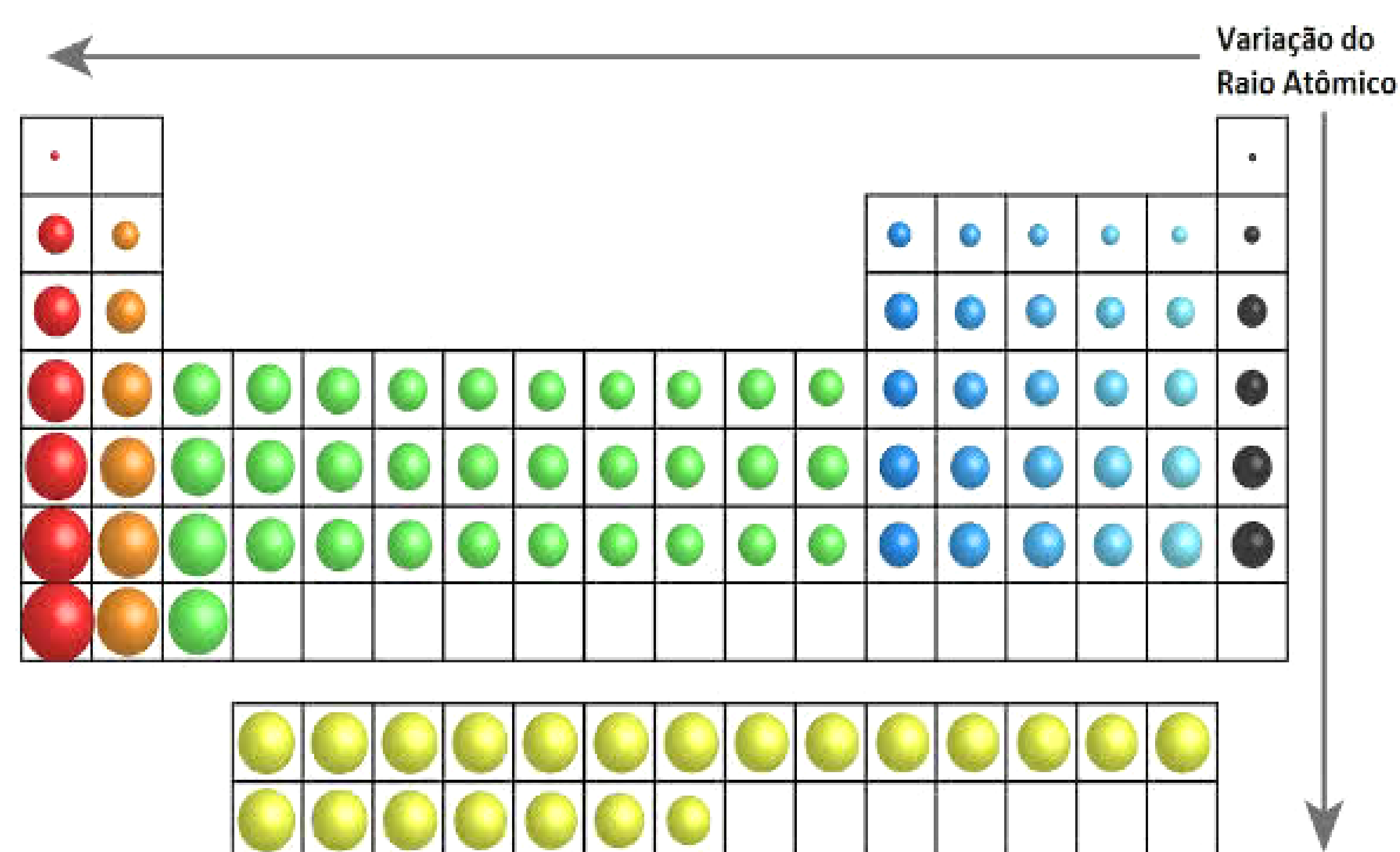
❖ Refere-se às forças eletrostáticas “Coulombiana” que existem entre íons de cargas de sinais contrários (cátions e ânions).

☐ **COVALENTE (MOLECULAR)**: Há um compartilhamento de elétrons da camada de valência entre átomos.

☐ **METÁLICA**: Os elétrons ligantes estão relativamente livres para mover-se pela estrutura tridimensional do metal.

Aprender Química é Fácil !

REPRESENTAÇÃO



CARGA NUCLEAR EFETIVA (Z_{ef})

A carga nuclear efetiva não é igual à carga do núcleo devido ao efeito dos elétrons internos da eletrosfera.

Apenas uma parte da carga nuclear atua realmente sobre os elétrons: é a carga nuclear efetiva (Z_{ef}).

$$Z_{ef} = Z - S$$

Onde, Z = carga nuclear (número de prótons)

S = constante de blindagem

☐ Quando aumenta o número médio de elétrons protetores (S), a Z_{ef} diminui.

Cada elétron de um átomo é protegido (blindado) do efeito de atração da carga nuclear pelos elétrons do mesmo nível de energia e, principalmente, pelos elétrons dos níveis mais internos.

Você acha que o raio atômico pode influenciar a carga nuclear efetiva (Z_{ef})?

☐ Quando aumenta a distância do núcleo, S aumenta e Z_{ef} diminui.

TP

RAIO ATÔMICO

Autoria: Mayana Ferreira da Cunha e Thiago H. B. Corrêa

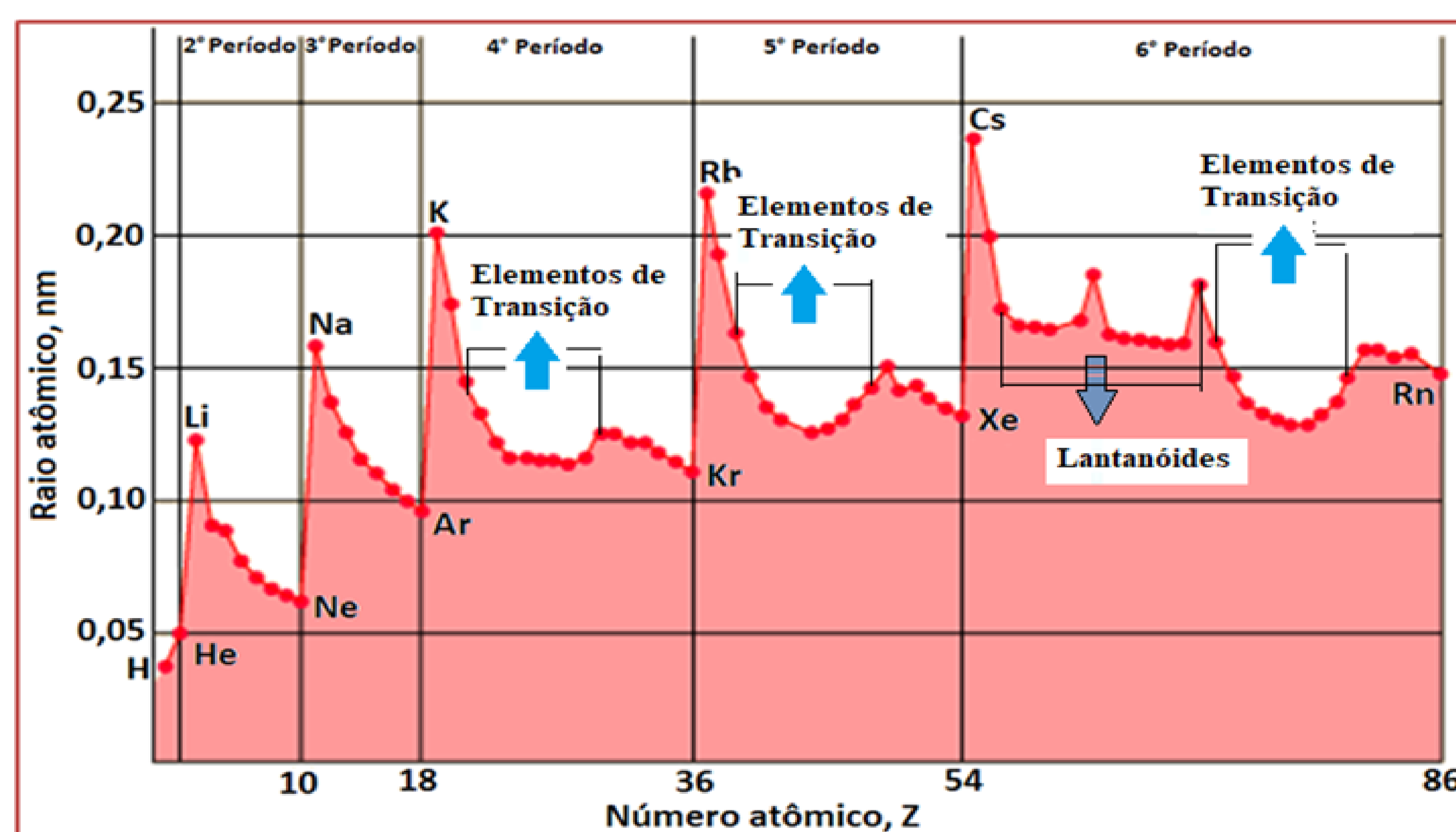
VAMOS PENSAR!

O **raio atômico** representa a distância entre o centro do núcleo de um átomo e a camada mais externa da eletrosfera (camada de valência).

Ao longo do período, da esquerda para a direita, os átomos ficam menores, enquanto no grupo, eles ficam maiores conforme descemos. **Qual seria o motivo?**

No período, a carga crescente do núcleo exerce maior atração sobre os elétrons, diminuindo o raio atômico. Porém, essa tendência não é observada nos elementos de transição: **Por quê? Como você explicaria isso?**

Já no grupo, os elétrons passam a ocupar camadas superiores cada vez mais afastadas do núcleo, aumentando o raio atômico.



Os íons (cátions e ânions) possuem o mesmo raio dos seus respectivos átomos neutros? Lembre-se: átomo neutro (nº de prótons e elétrons são iguais). Observe a figura e vamos pensar!

❖ Unidade de medida de comprimento = Ångström (Å)

Li ⁺ 0,68	Li 1,34	Be ²⁺ 0,31	Be 0,90	B ³⁺ 0,23	B 0,82	O 0,73	O ²⁻ 1,40	F 0,71	F ⁻ 1,33
Na ⁺ 0,97	Na 1,54	Mg ²⁺ 0,66	Mg 1,30	Al ³⁺ 0,51	Al 1,48	S 1,02	S ²⁻ 1,84	Cl 0,99	Cl ⁻ 1,81
K ⁺ 1,33	K 1,96	Ca ²⁺ 0,99	Ca 1,74	Ga ³⁺ 0,62	Ga 1,26	Se 1,16	Se ²⁻ 1,98	Br 1,14	Br ⁻ 1,96
Rb ⁺ 1,47	Rb 2,11	Sr ²⁺ 1,13	Sr 1,92	In ³⁺ 0,81	In 1,44	Te 1,35	Te ²⁻ 2,21	I 1,33	I ⁻ 2,20

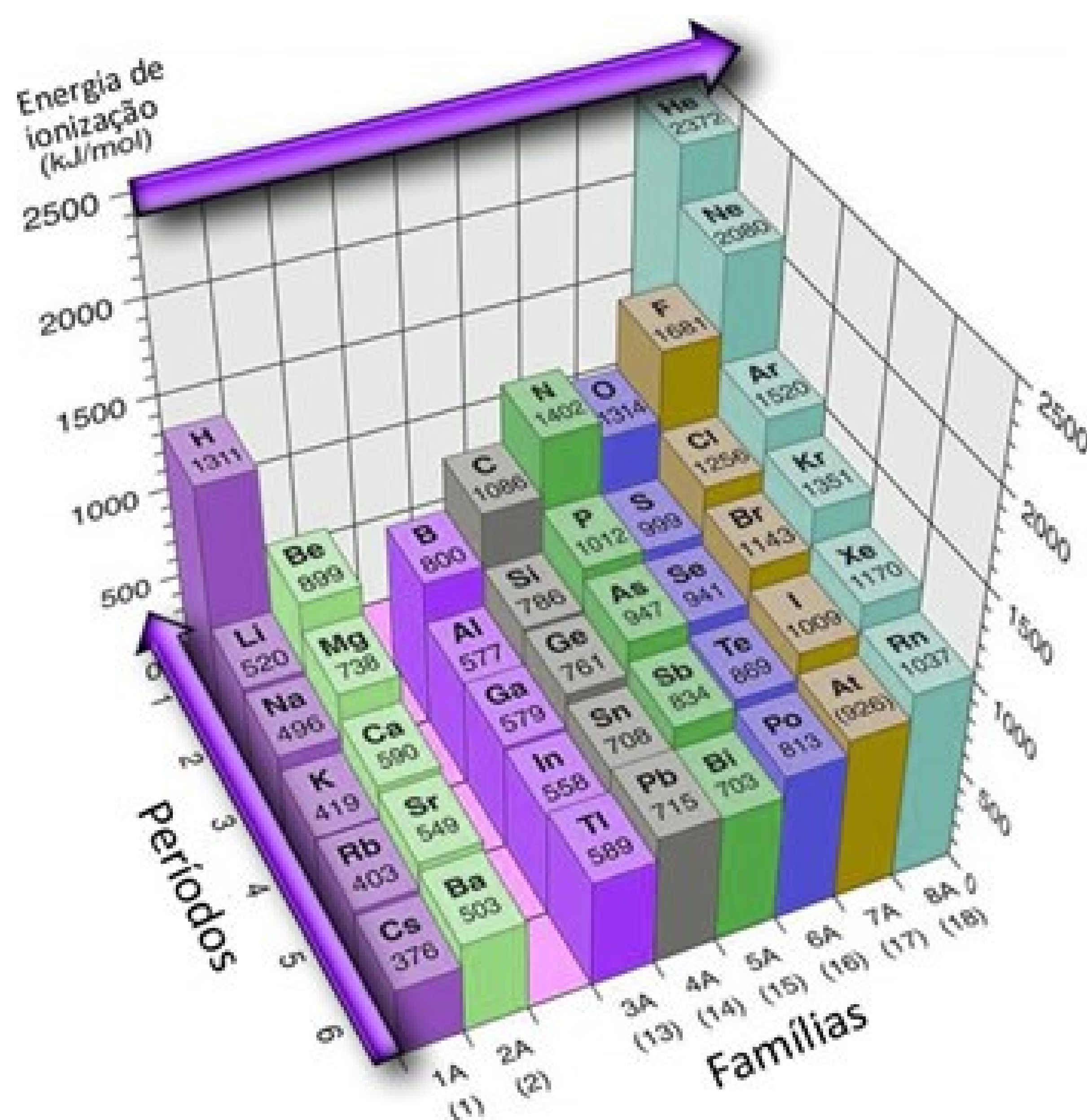
Aprender Química é Fácil !

OBJETIVO

Buscaremos neste tópico fazer com que você perceba que não é preciso decorar as propriedades periódicas dos elementos como, por exemplo, que a Energia de Ionização (EI) cresce de cima para baixo e da esquerda para a direita na tabela periódica.

Mas, que entenda o porquê isso ocorre.

REPRESENTAÇÃO



VAMOS PENSAR!

Quando falamos de **Energia de Ionização (EI)** de um átomo, estamos nos referindo à **energia necessária para remover um elétron da “camada” mais externa (camada de valência)**.

É POSSÍVEL PREVER ALGO SOBRE A ENERGIA DE IONIZAÇÃO (EI) A PARTIR DO TAMANHO (RAIO) DO ÁTOMO?

SIM! Se pensarmos que quanto menor o tamanho do átomo, mais próximo estará o elétron do núcleo, podemos prever, então, que maior será a energia necessária para retirá-lo devido a força de atração entre o núcleo positivo (próton) e o elétron (carga negativa).

Sendo assim, não é difícil entender que o sentido crescente do tamanho do átomo é inverso ao sentido da EI. Em outras palavras, conforme aumenta o tamanho do átomo (raio), a EI diminui! Por isso, a EI diminui ao longo do grupo

1	1	H	32
1	H	Hidrogênio	
2	3	Li	152
2	Li	Lítio	
3	11	Na	186
3	Na	Sódio	
4	19	K	227
4	K	Potássio	
5	37	Rb	248
5	Rb	Rubídio	
6	55	Cs	265
6	Cs	Césio	
7	87	Fr	
7	Fr	Frâncio	

VAMOS APLICAR!

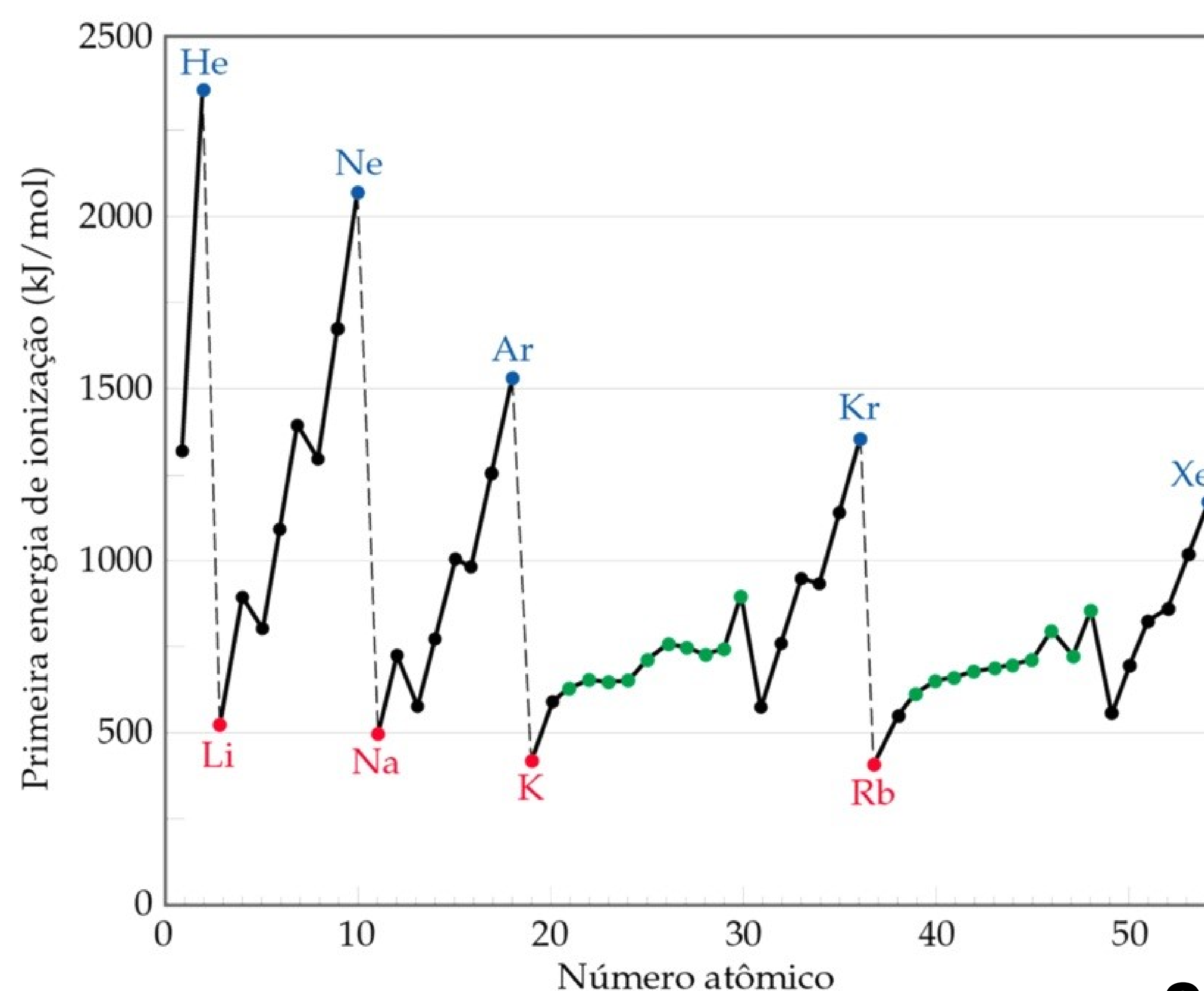
EI NO GRUPO

Sabendo que o raio / tamanho do átomo de Césio (Cs) é maior que a do átomo de Lítio (Li), qual apresentará maior EI?

Se você pensou o Lítio, acertou! Como os elétrons do Césio passam a ocupar camadas (níveis) superiores, ou seja, mais afastadas do núcleo, torna-se mais fácil a retirada de um elétron.

EI NO PERÍODO

Ao longo do período, conforme a figura ao lado, a EI, em geral, aumenta devido ao sucessivo aumento da carga nuclear (prótons presentes no núcleo), o que faz aumentar a força atrativa (núcleo-elétrons), e mais difícil se torna a remoção de um elétron.



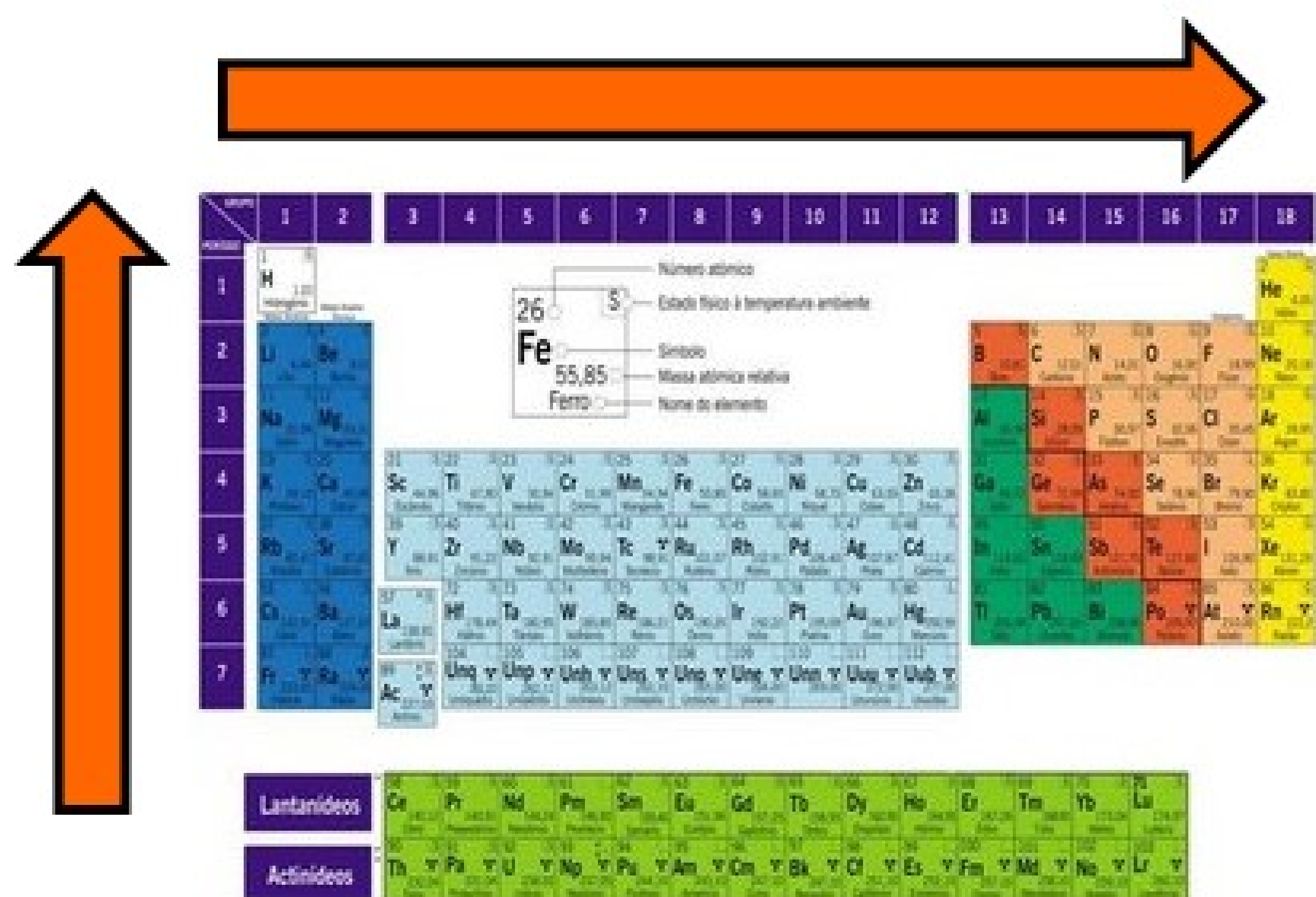
Aprender Química é Fácil !

TP

ELETRONEGATIVIDADE

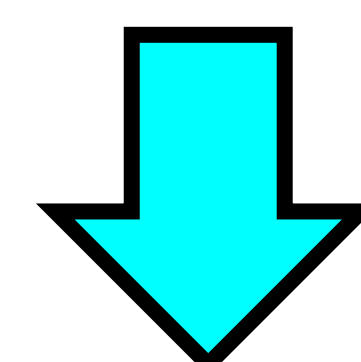
Autoria: Mayana Ferreira da Cunha e Thiago H. B. Corrêa

REPRESENTAÇÃO



VAMOS PENSAR!

ELETRONEGATIVIDADE: é uma grandeza que mede a tendência de um átomo em atrair elétrons da valência em uma molécula.



Foi conceituada, em 1931, pelo químico norte-americano Linus Pauling (1901 – 1994). Porém, em 1958, Allred e Rochow a imaginaram de uma maneira diferente, calculando valores para 69 elementos, definindo-a como a força de atração entre o núcleo e um elétron, conhecida como **força eletrostática**.

Está relacionada com a sua energia de ionização e afinidade eletrônica, as quais são propriedades de átomos isolados.

A eletronegatividade é muito utilizada para determinar o tipo de ligação química (iônica, covalente polar ou covalente apolar) e, conseqüentemente, a polaridade da ligação.

☐ IÔNICA: Se a diferença de eletronegatividade é muito grande.

☐ COVALENTE POLAR: Há uma diferença de eletronegatividade no compartilhamento dos elétrons.

☐ COVALENTE APOLAR: Há uma igualdade de eletronegatividade no compartilhamento dos elétrons.

As estimativas numéricas das eletronegatividades podem ser baseadas em várias propriedades.

A **1ª escala** e **mais utilizada** foi desenvolvida por Linus Pauling, que fundamentou-a em dados termodinâmicos.

ENTENDENDO MAIS

De modo geral, a eletronegatividade aumenta ao longo de um período, da esquerda para direita. Já, em um grupo, aumenta de baixo para cima.

Observação:

☐ O **flúor** é o elemento **mais eletronegativo!**

F O N Cl Br I S C P H

← ELETRONEGATIVIDADE

VOCÊ SABIA?

Geralmente, átomos menores atraem mais fortemente os elétrons que os átomos maiores.

Portanto, os átomos menores são mais eletronegativos!

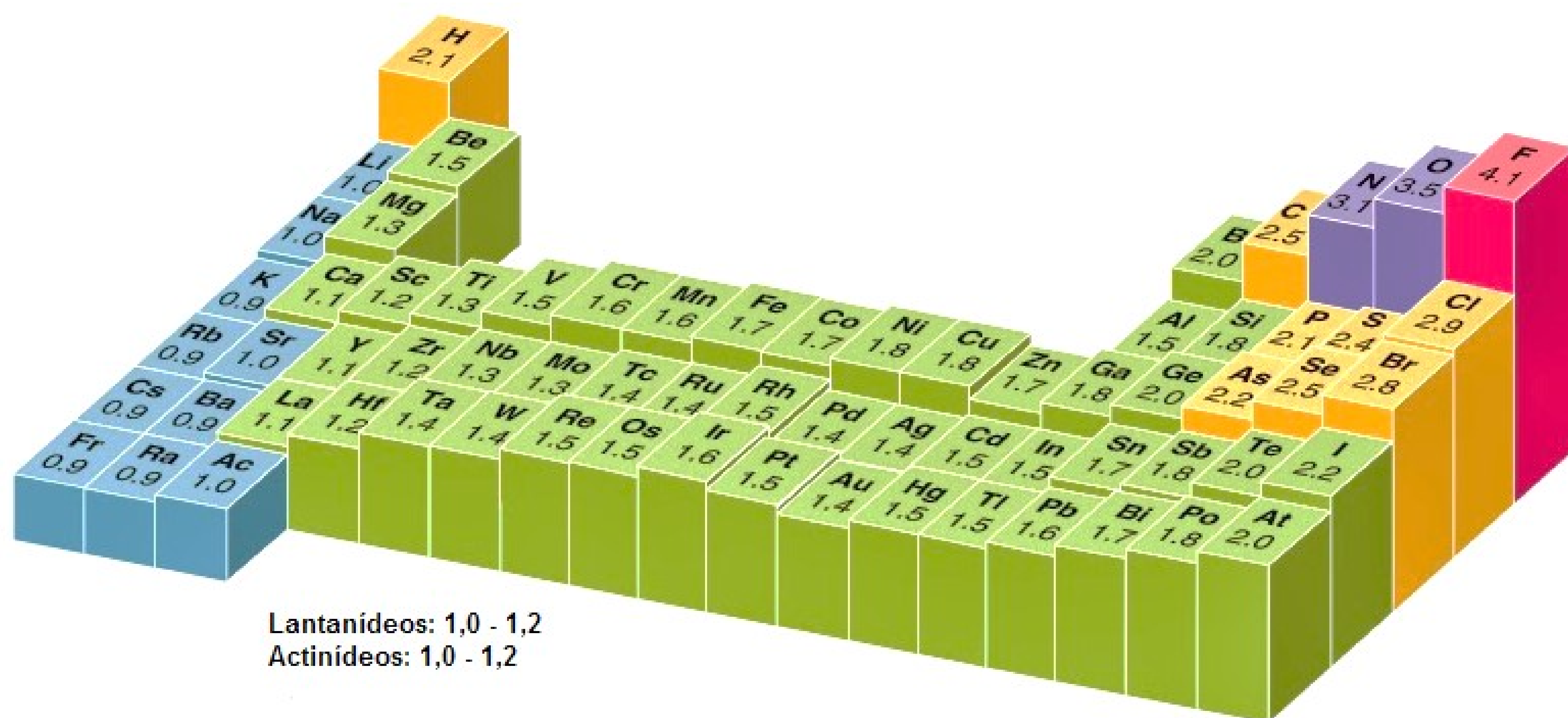
VAMOS APLICAR!

De acordo com os valores estimados de eletronegatividade.

Qual das seguintes ligações é mais polar?

S – Cl ; S – Br ; Se – Cl ou Se – Br?

Se pensou, Se – Cl acertou!



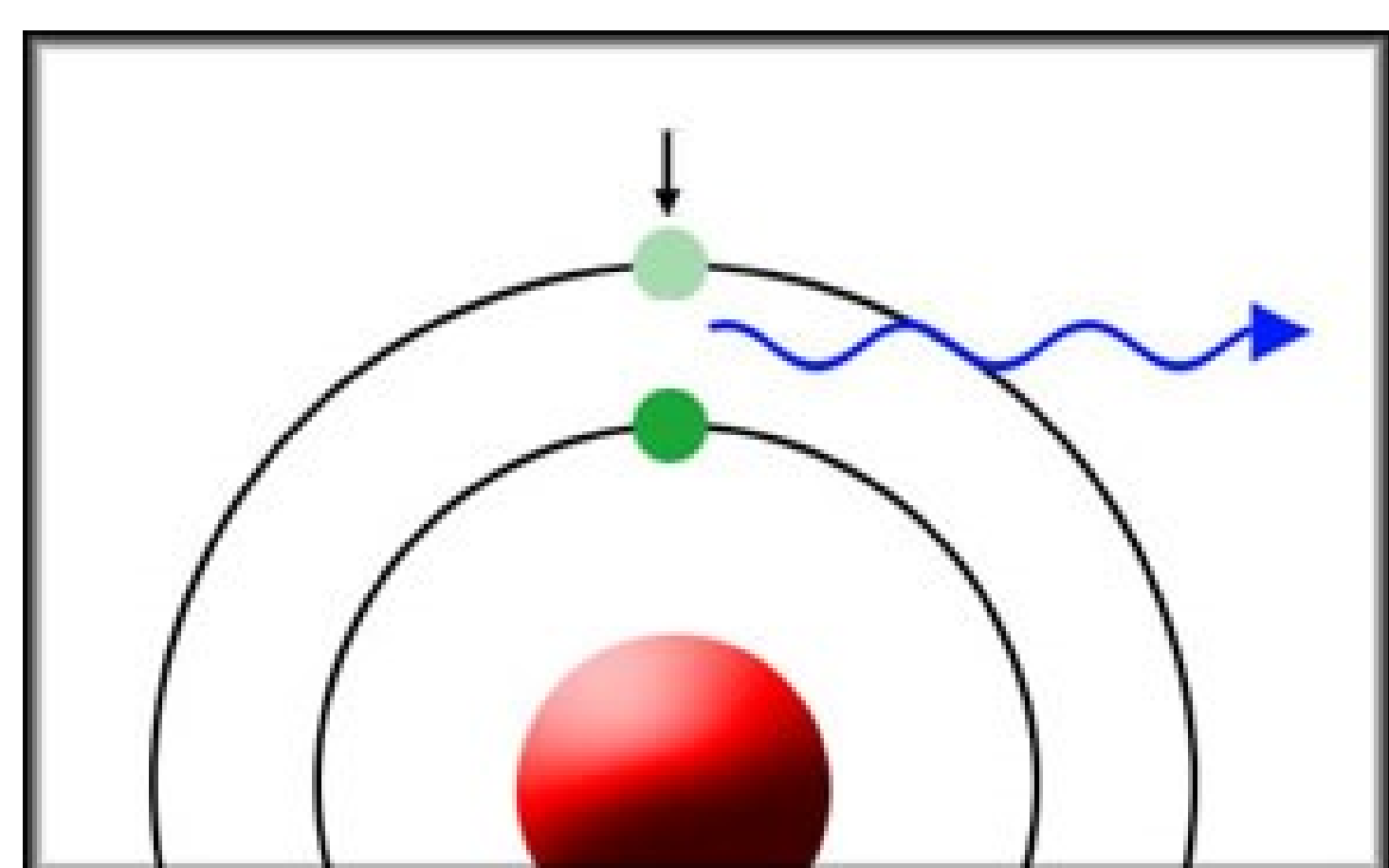
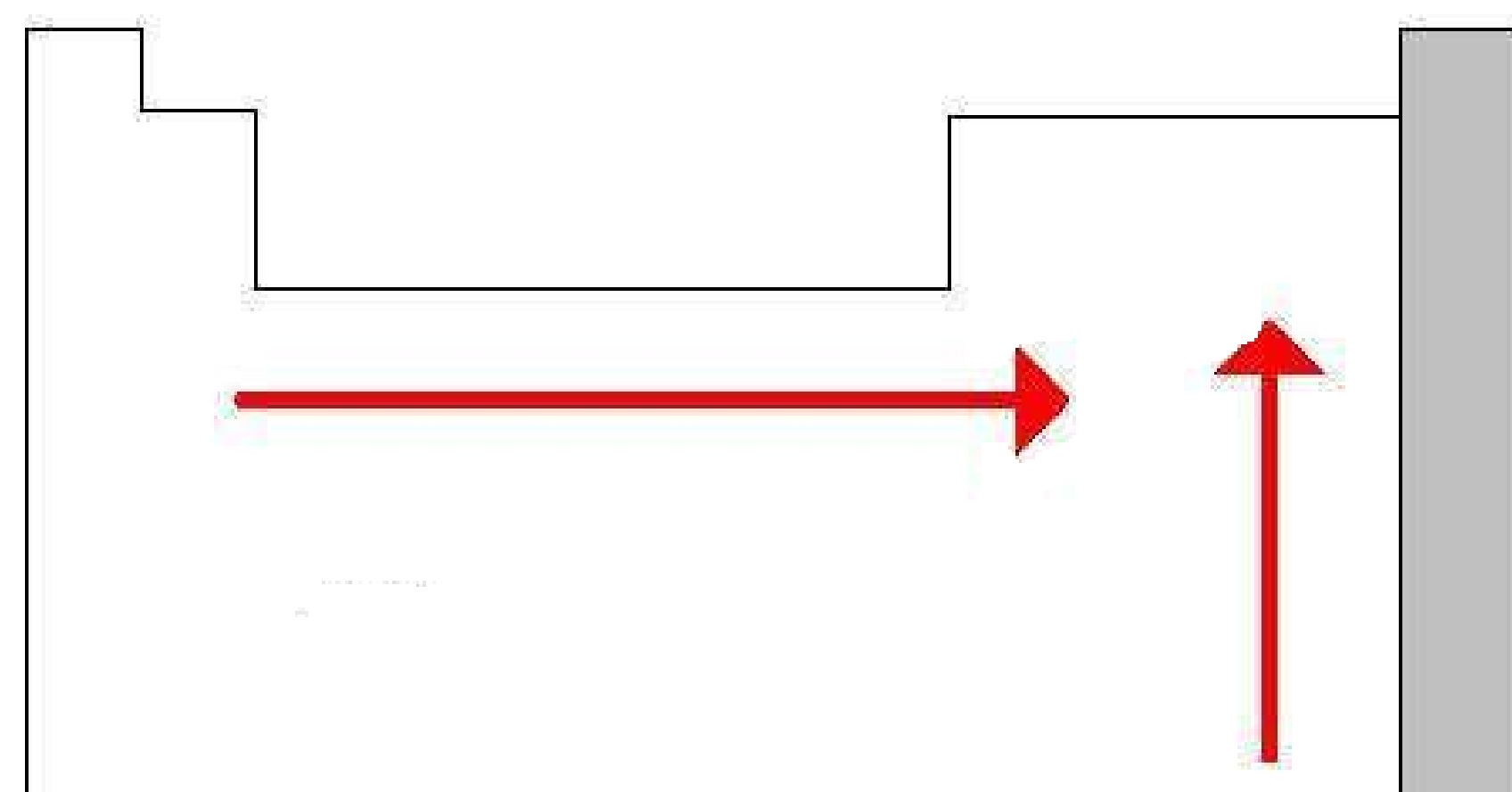
Aprender Química é Fácil !

TP

AFINIDADE ELETRÔNICA

Autoria: Mayana Ferreira da Cunha e Thiago H. B. Corrêa

REPRESENTAÇÃO

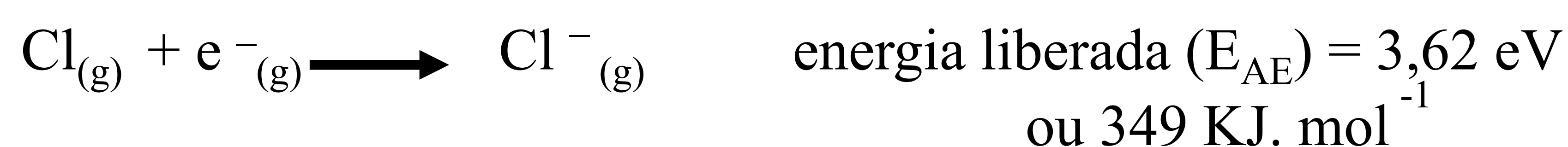


VAMOS PENSAR!

A **Afinidade Eletrônica (AE)** é a **energia liberada** quando um elétron se liga a um átomo no estado gasoso.

Cada elemento tem uma quantidade de energia liberada específica!

Por exemplo:



A afinidade eletrônica é registrada em elétron-volts ou em joules por mol de átomos.

Além disso, pode ser positiva ou negativa!

POR CONVENÇÃO: De acordo com Atkins (2012).

- ☐ **AE positiva:** a energia é liberada quando um elétron se liga a um átomo.
- ☐ **AE negativa:** é necessário fornecer energia para fazer um elétron se ligar a um átomo.

Apesar disso, uma tendência é nítida, com exceção dos gases nobres, que as afinidades eletrônicas são maiores à direita da tabela periódica.

Portanto, os elementos dos grupos 16 e 17 têm afinidades eletrônicas mais altas!

VAMOS APLICAR!

A afinidade eletrônica (AE) do carbono é maior que a do nitrogênio. Na verdade, a do nitrogênio é negativa.

Por quê?

Deve-se considerar as cargas nucleares efetivas (Z_{ef}). A Z_{ef} sobre os elétrons da valência dos átomos neutros é 3,8 para o N e 3,1 para o C.

A Z_{ef} no íon N^{-3} é, portanto, muito menor que 3,8 e, por isso, é necessário dar energia para a formação de N^{-3} e a AE do nitrogênio é menor que a do carbono.

VOCÊ SABIA?

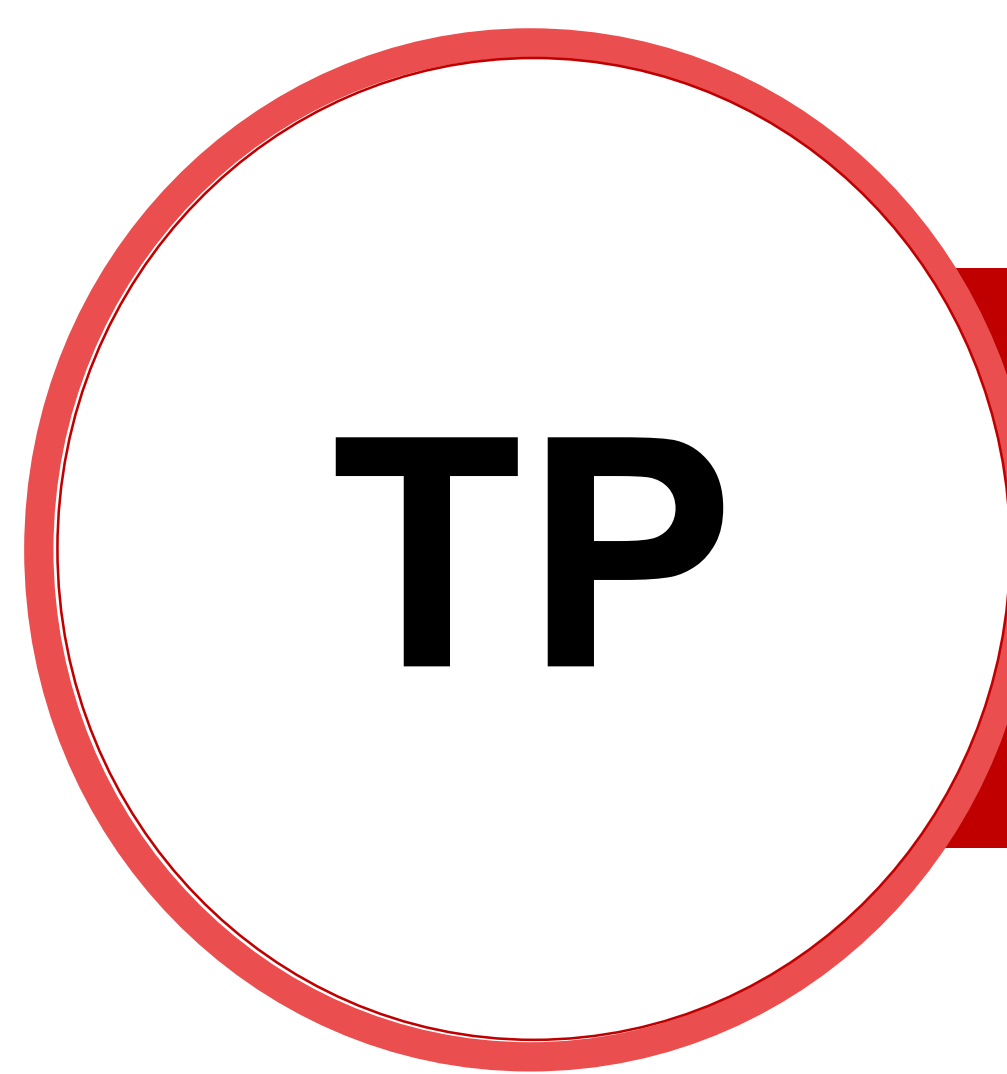
Essa propriedade é muito menos periódica que a variação do raio e da energia de ionização!

O elemento químico que possui maior afinidade eletrônica é o **Cloro (Cl)**, com o valor de 349 KJ/mol.

				H +73			18/VIII He <0
1	2	13/III	14/IV	15/V	16/VI	17/VII	
2	Li +60	Be ≤0	B +27	C +122	N -7	O +141 -844	F +328
3	Na +53	Mg ≤0	Al +43	Si +134	P +72	S +200, -532	Cl +349
4	K +48	Ca +2	Ga +29	Ge +116	As +78	Se +195	Br +325
5	Rb +47	Sr +5	In +29	Sn +116	Sb +103	Te +190	I +295
6	Cs +46	Ba +14	Tl +19	Pb +35	Bi +91	Po +174	At +270
							Xe <0
							Rn <0

Atkins (2012)

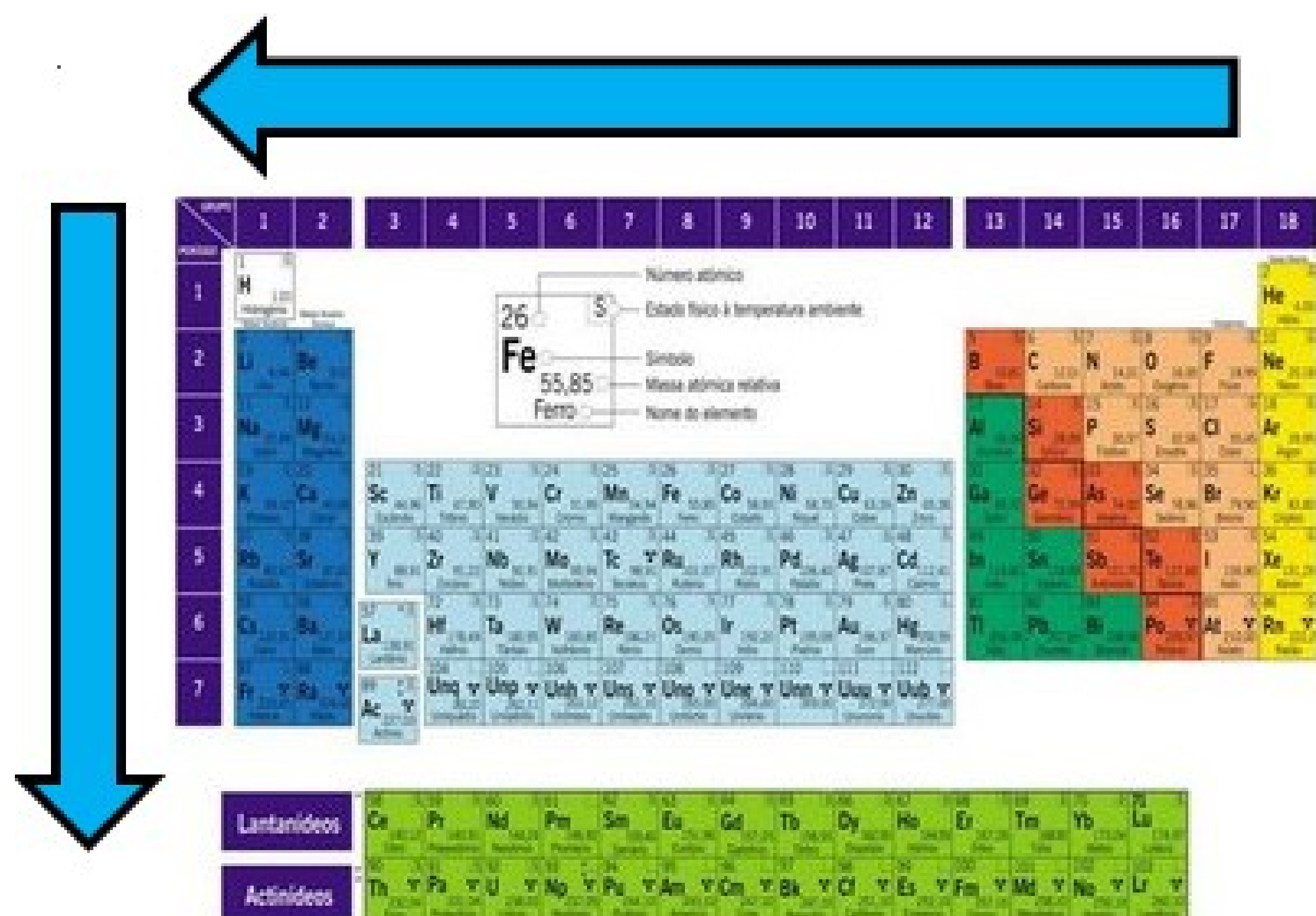
Aprender Química é Fácil !



ELETROPOSITIVIDADE

Autoria: Mayana Ferreira da Cunha e Thiago H. B. Corrêa

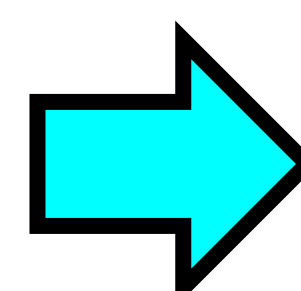
REPRESENTAÇÃO



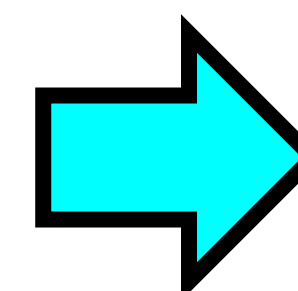
VAMOS PENSAR!

ELETROPOSITIVIDADE: Também conhecida como “**caráter metálico**” é a propriedade periódica que relaciona a **tendência de perder elétrons**, a qual depende da energia de ionização.

Quanto maior
essa tendência



Mais
eletropositivo



Maior será o
caráter metálico

Isto é, a **eletropositividade** está relacionada aos **metais**!

De tal maneira que, é mais fácil remover um elétron de um átomo maior que de um átomo menor!

Com isso, ao longo de um período o caráter metálico aumenta da direita para esquerda. Já, em um grupo, aumenta de cima para baixo.

Daí o fato de os elementos mais eletropositivos estarem localizados na parte esquerda inferior da tabela periódica.

VOCÊ SABIA?

O grupo 14, apresenta características peculiares:

O carbono é um não metal. Já, o germânio possui algumas propriedades metálicas. Enquanto que, o estanho e o chumbo são metais!

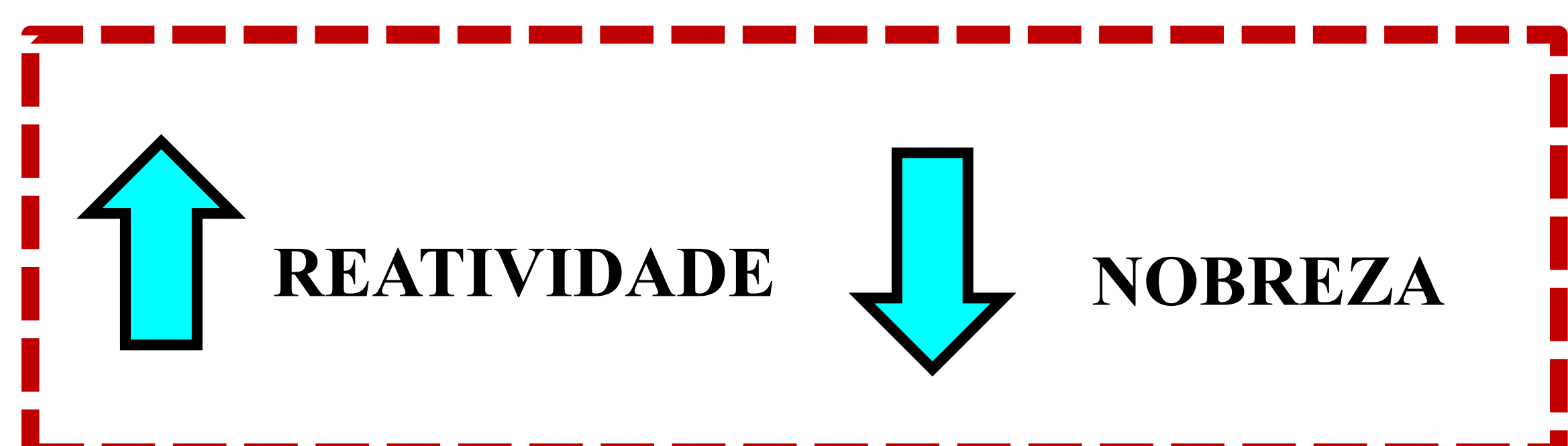
Quanto mais um elemento demonstra as propriedades físicas e químicas de metais, maior seu caráter metálico!

VAMOS APLICAR!

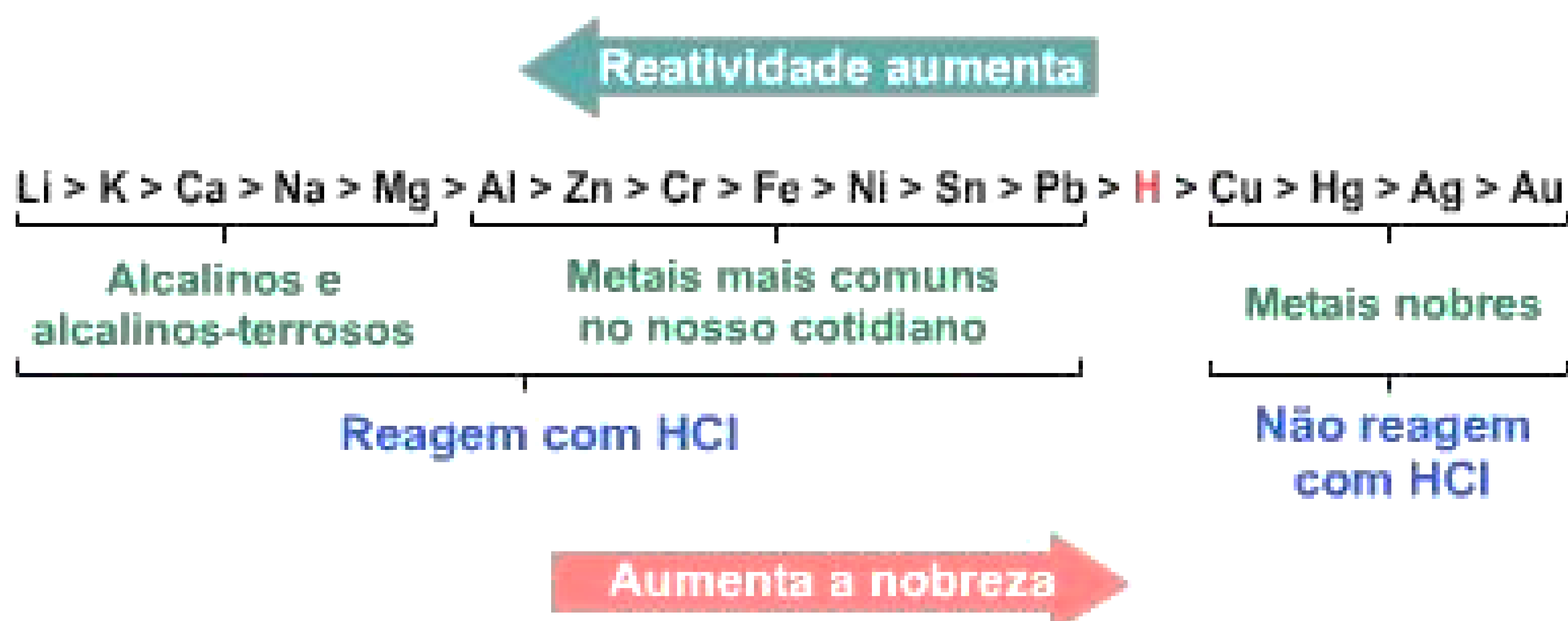
O grau de caráter metálico se manifesta de diversas maneiras:

- ☐ **Elementos fortemente eletropositivos:** reagem com água e ácidos.
- ☐ **Elementos fracamente eletropositivos:** não reagem com água e lentamente reagem com ácidos.

QUANTO AOS METAIS:



Reatividade dos Metais



Aprender Química é Fácil !

TP

ELEMENTOS EM ÓRBITA

Autoria: Mayana Ferreira da Cunha e Thiago H. B. Corrêa

VOCÊ SABIA?

Atualmente, há inúmeras variações da tabela periódica e, dentre elas, está o modelo circular idealizado inicialmente sob a forma espiral elíptica por Chancourtois em 1862, sendo, posteriormente, adaptada em 1949, pelo químico John D. Clark (1907 – 1988) que alocou os lantanídeos e actinídeos, antes sem espaço, para acima do boro.

ENTENDENDO MAIS

Em 2006, o professor Philip Stewart, da Universidade de Oxford, criou um modelo de Tabela Periódica, no formato espiral chamada de Galáxia Química.

Os elementos são dispostos em uma só espiral, com número atômico crescente formando uma sequência contínua, no qual as características químicas determinadas voltam periodicamente de forma regular.

Stewart tem como intuito, criar uma ligação entre os átomos e as estrelas, estimulando a imaginação dos químicos e expressando, ao mesmo tempo, o alcance astronômico da química.

Nas galáxias reais, o hidrogênio e hélio são os principais componentes e os elementos mais pesados são encontrados em estrelas ou espalhados pela explosão entre poeiras estelares.

AO INFINITO E ALÉM...

Atualmente, sabe-se que a Tabela apresenta 118 elementos conhecidos, contudo, **teria o sistema periódico um fim? Ou seja, uma limitação?** Não podemos deixar de considerar que, ainda, o nosso limite de amostragem se restringe ao planeta Terra, o que abre uma ampla possibilidade da existência de elementos “extraterrenos” se considerarmos o restante do universo.

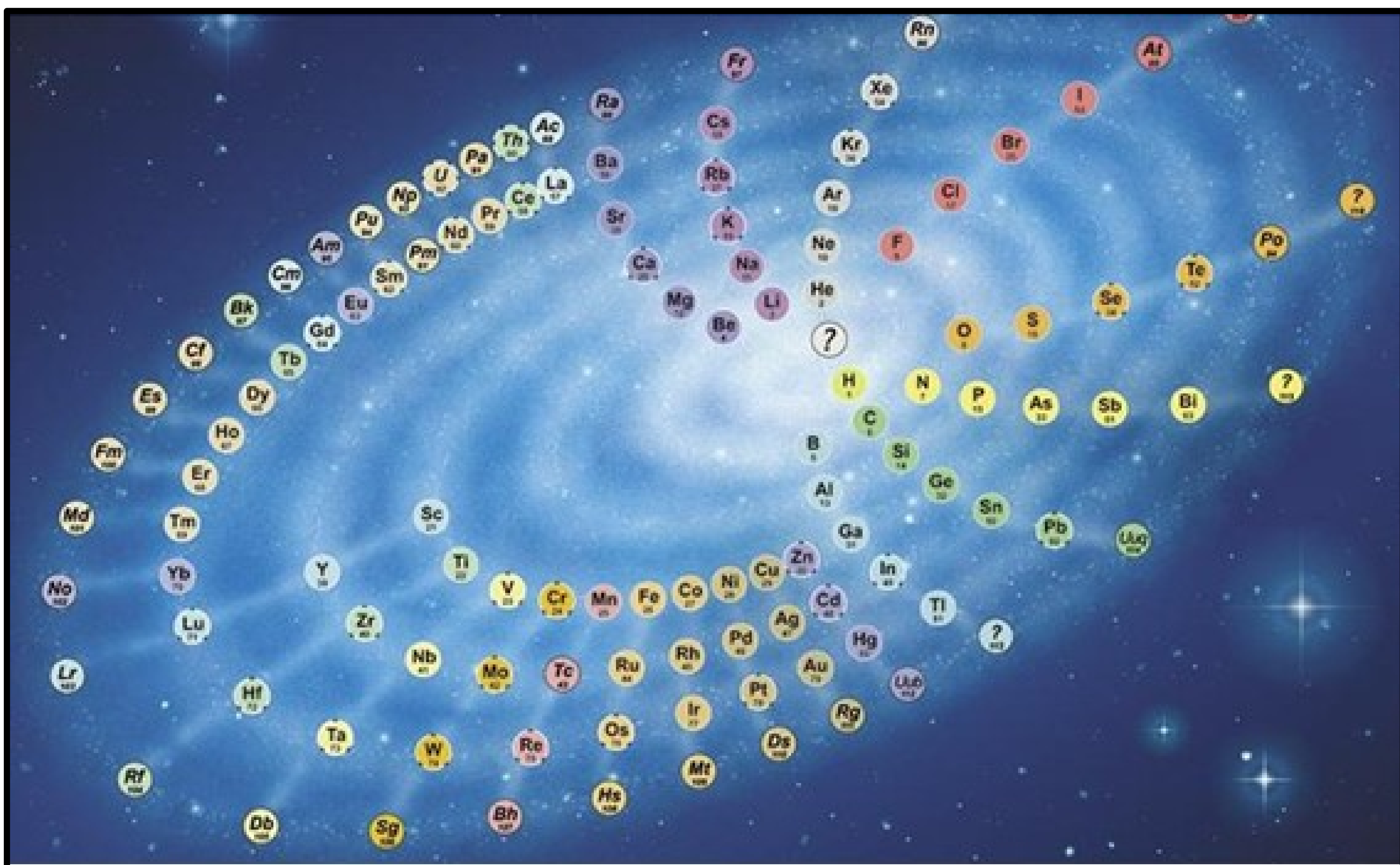
Da mesma forma que questionamos se há vida lá fora, você já parou para pensar se há diferentes elementos em outros planetas?

Embora a classificação periódica traga o Hidrogênio (H) como o primeiro elemento ($Z = 1$), será possível que um dia a Tabela seja reorganizada com elementos negativos ou de número atômico zero?

Curiosamente, alguns estudos já trazem especulações dessa realidade, apontando o neutrônio (Nu, $Z = 0$) como sugestão.

NEUTRÔNIO

Stewart, propõe um novo elemento, no centro, que não faz parte da tabela periódica padrão: o neutrônio, também chamado de “elemento zero”, que tem apenas nêutrons em seu núcleo neutrônio e representado pelo ponto de interrogação por ainda ser alvo de discussões acerca de sua origem. Além disso, é tão pesado que deve existir somente no interior de estrelas de nêutrons.



Aprender Química é Fácil !

TP

APERIODICIDADE

Autoria: Mayana Ferreira da Cunha e Thiago H. B. Corrêa

PARA REFLETIR!

Teria o sistema periódico um fim?



“Nenhuma tabela é, em definitiva, a ‘correta’ ou ‘a melhor’”

“... É a pessoa utilizando a tabela quem realmente determina se satisfaz suas necessidades”.

(G. Jeffery Leigh, “Periodic Tables and IUPAC”, Chemistry International, 2009).

Na literatura, há diferentes sugestões, quanto ao futuro do sistema periódico.

De acordo com Seaborg (2006), o limite seria no elemento 137.

Todavia, segundo Pyykkö (2011), o limite seria no elemento 172.

Em contrapartida, para Greiner (2010), não existe um limite!

VOCÊ SABIA?

Apesar de o hidrogênio (H) ser o elemento mais abundante do universo (~92%), a sua quantidade na atmosfera terrestre é muito pequena!

Mas, por quê?

Porque o campo gravitacional da Terra é bem pequeno para reter um elemento tão leve.

CADA UM NO SEU QUADRADO!

Afinal, onde dispor o H e He?

❑ QUANTO À POSIÇÃO DO HIDROGÊNIO (H):

Embora o hidrogênio (H) seja, habitualmente, apresentado no grupo 1 (Metais Alcalinos), sabe-se que este elemento não é, como esperado, um metal.

Pela tendência de formar cátions (1+), o hidrogênio é disposto no grupo dos Metais Alcalinos.

Geralmente, o hidrogênio compartilha o único elétron da valência para formar moléculas, tais como, H₂, HCl. Por sua vez, ao receber um elétron, o hidrogênio apresenta uma configuração eletrônica do gás nobre hélio (He).

Além da capacidade que o H tem de formar **hidretos** com o grupo 1!

Hidretos: compostos inorgânicos binários (2 elementos químicos) apresentando na sua constituição o hidrogênio, quase sempre, com carga (1-) e sendo o mais eletronegativo.

Em contrapartida, alguns autores preferem retratar o H flutuando na tabela periódica, sem pertencer a qualquer grupo.

❑ QUANTO À POSIÇÃO DO HÉLIO (He):

Diferente dos demais gases nobres do grupo 18, os quais apresentam 8 elétrons na camada de valência, o hélio (He) possui uma configuração atípica (2 elétrons). Mas, **por que não considerar este elemento junto ao grupo 2 (Metais Alcalinos Terrosos) já que dispõe de uma configuração eletrônica similar?**

A resposta para esta pergunta está na baixa reatividade química desse elemento, graças ao seu pequeno tamanho e energia de ionização muito elevada, dificultando que outros átomos retirem elétrons.

Ainda que os gases nobres tenham o octeto completo (exceto o He), já se sabe que estes podem formar compostos em determinadas condições extremas, como é o caso do XeF₄ (tetrafluoreto de xenônio).

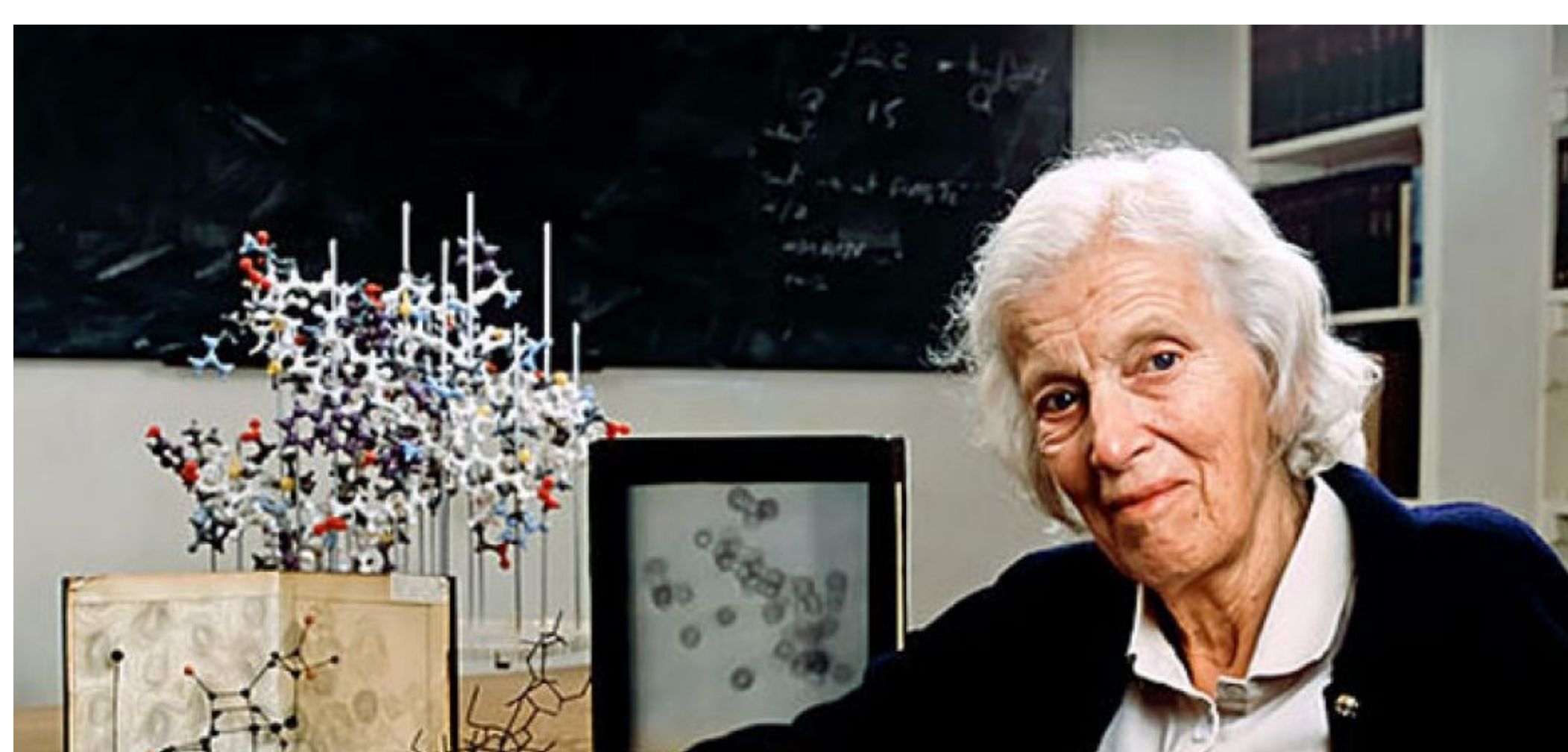
Aprender Química é Fácil !

OBJETIVO

Trazer à luz a participação das mulheres na história da classificação periódica dos elementos. Afinal, **Ciência(s) é ‘coisa de menina’ e o lugar de grandes mulheres.**

PRÊMIO NOBEL

Desde a sua criação (1901), o prestigioso Prêmio Nobel laureou, das 148 nomeações de Química, apenas 3 mulheres, sendo que em 1964 uma o recebeu sozinha: a britânica Dorothy Crowfoot Hodgkin (1910-1994) pelos seus estudos sobre determinações por técnicas de raios-X das estruturas de importantes substâncias bioquímicas: penicilina, vitamina B₁₂ e insulina.



O PROTAGONISMO OCULTO

Curiosamente, dos 118 elementos químicos descritos na tabela periódica, somente 5 tiveram o envolvimento de mulheres em suas descobertas, contudo, pouca importância é dada a essa informação.

Elementos químicos que tiveram em suas descobertas a atuação de mulheres.

Rênio (Re): Z = 75	Descoberto em 1925 pela química e física alemã Ida Tacke (1896-1978) e pelos químicos alemães Walter Noddack (1893-1960) e Otto Berg (1873-1939).
Polônio (Po): Z = 84	Descoberto em 1898 por Marie Sklodowska Curie (1867-1934).
Frâncio (Fr): Z = 87	Descoberto em 1939 pela física e química francesa Marguerite Catherine Perey (1909-1975).
Rádio (Ra): Z = 88	Descoberto em 1898 pelo casal Curie: Marie Sklodowska Curie e o físico francês Pierre Curie (1859-1906).
Protactínio (Pa): Z = 91	Descoberto em 1918 pela física austríaca Lise Meitner (1878-1968) e pelo químico alemão Otto Hahn (1879-1968).

De todos os elementos da tabela periódica conhecidos até hoje, apenas 1 - Meitnério (Mt) = 109 - teve o seu nome batizado em homenagem a uma mulher: Lise Meitner - por seus trabalhos sobre fissão nuclear. Vale lembrar que, o elemento Cúrio (Cm): Z = 96 foi batizado em homenagem ao casal Curie, o que nos leva a considerar, mesmo que indiretamente, uma alusão à Madame Curie.

VAMOS PENSAR!

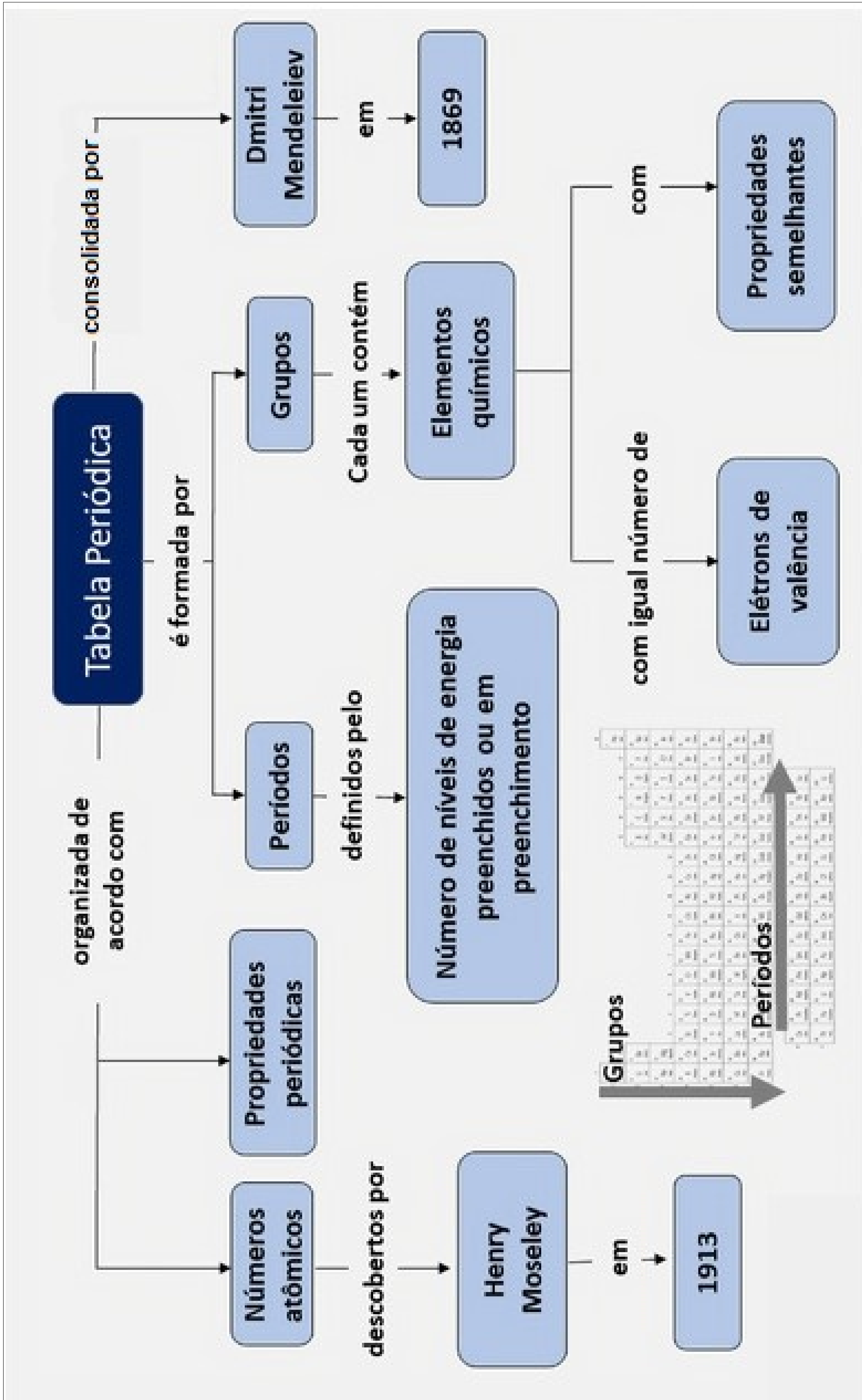
A atuação das mulheres em atividades preestabelecidas como masculinas é, ainda hoje, uma realidade social assimétrica. Ainda que as mulheres tenham conquistado espaços culturalmente “definidos” como impróprios para o “sexo frágil”, nota-se a cristalização de um preconceito amparado, sobretudo, em narrativas religiosas e ideias que enalteciam o homem em força, intelectualidade e distinção fisiológica e anatômica. O mesmo pode ser facilmente identificado na Filosofia, Artes, Teologia e Ciências, onde os grandes nomes de homens marcam o protagonismo intelectual produtivo.

A desconstrução dos discursos e da hegemonia masculina na ciência passa a ganhar alento em meados do século XX, demonstrando a insustentável visão que a sociedade “possuía” da posição subalterna da mulher.

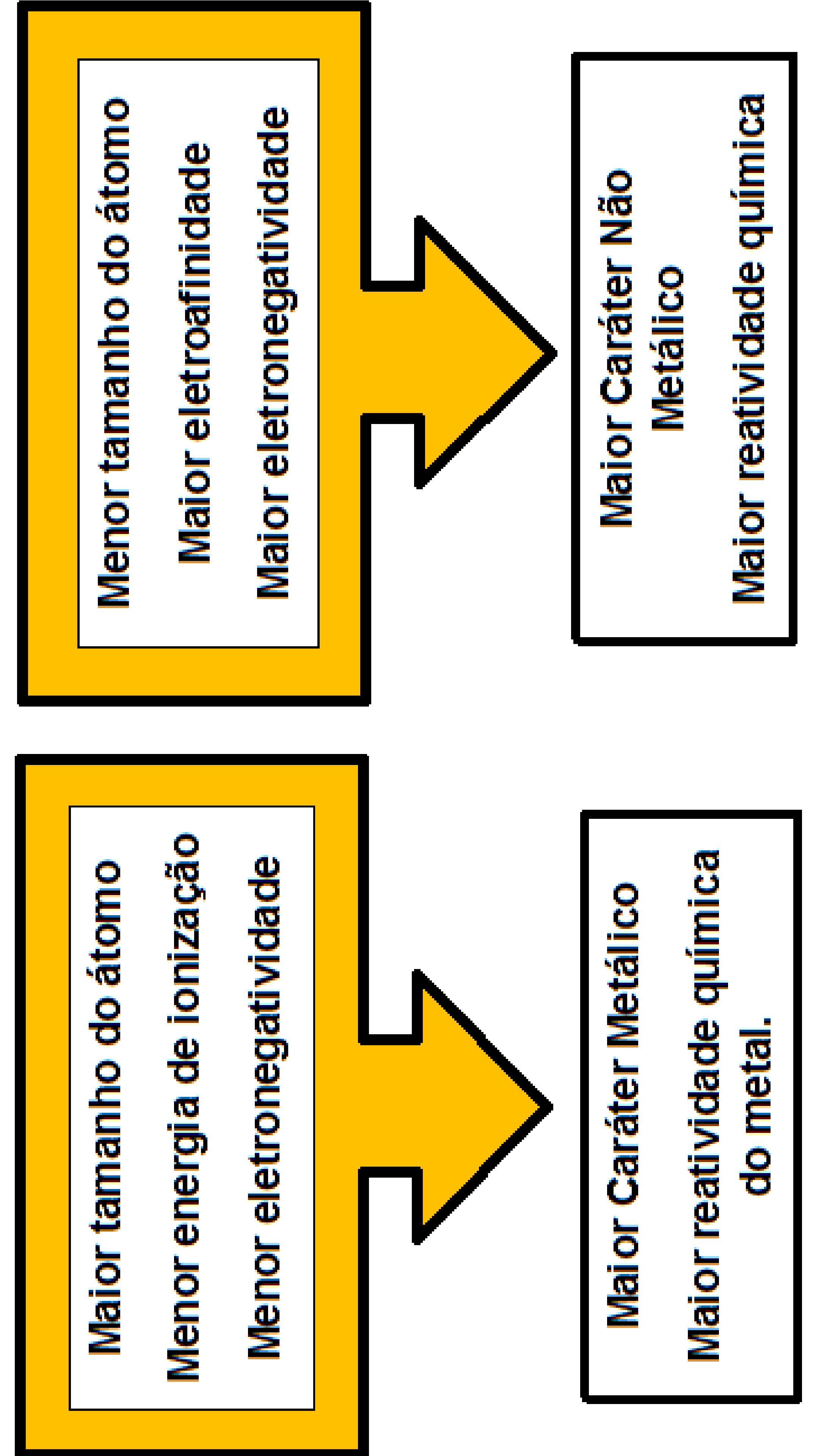
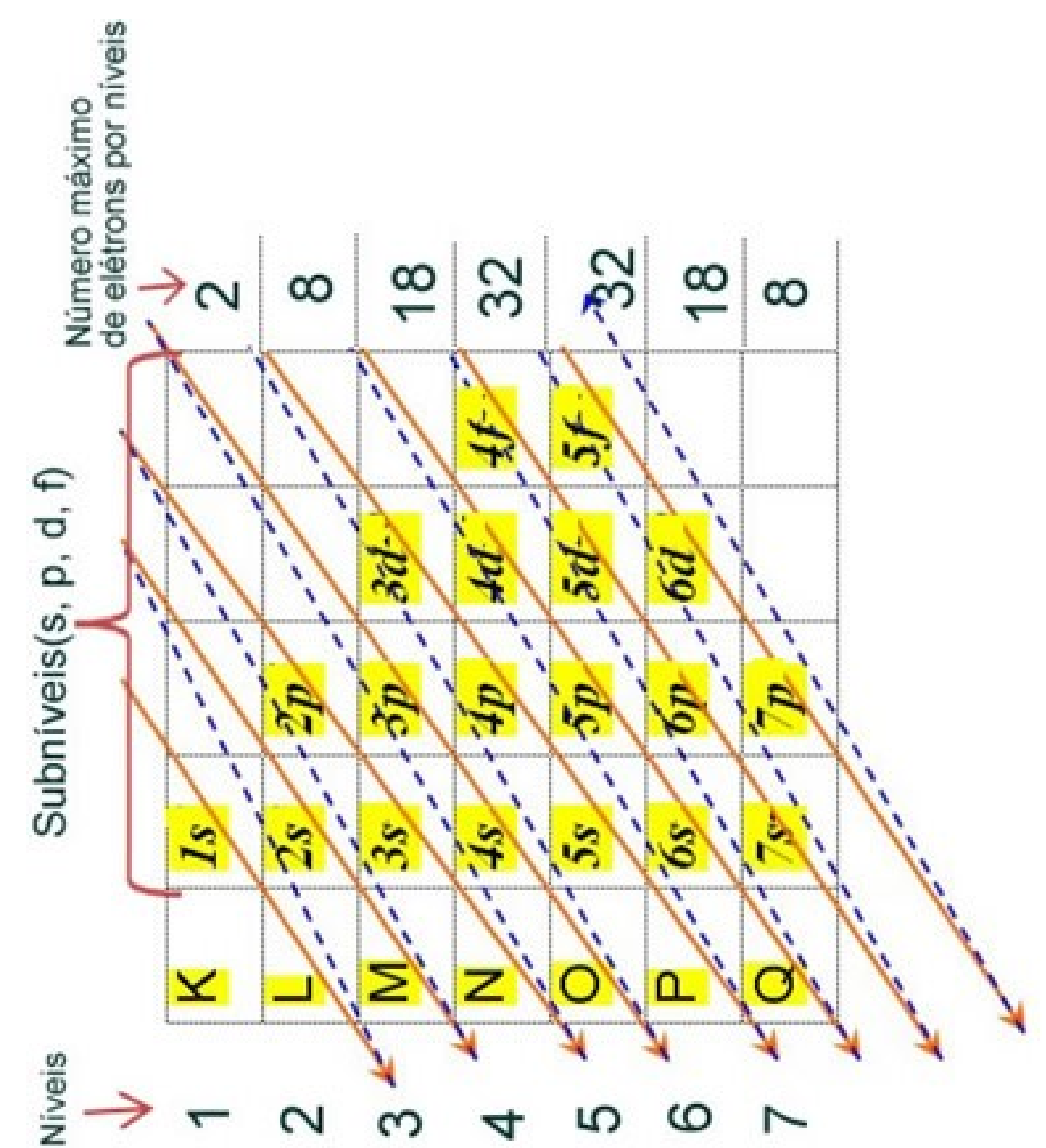
Embora o papel da mulher na produção científica seja divulgado nos livros e na mídia, percebe-se a discreta pontualidade dessas referências e a limitação da abordagem histórica no ensino. À exemplo disso, as duas mulheres que mais aparecem nos contextos dos livros de química, são: Marie-Anne Paulze Lavoisier, mais citada como mulher de Lavoisier; e, a polonesa Madame Curie.

PARA REFLETIR!

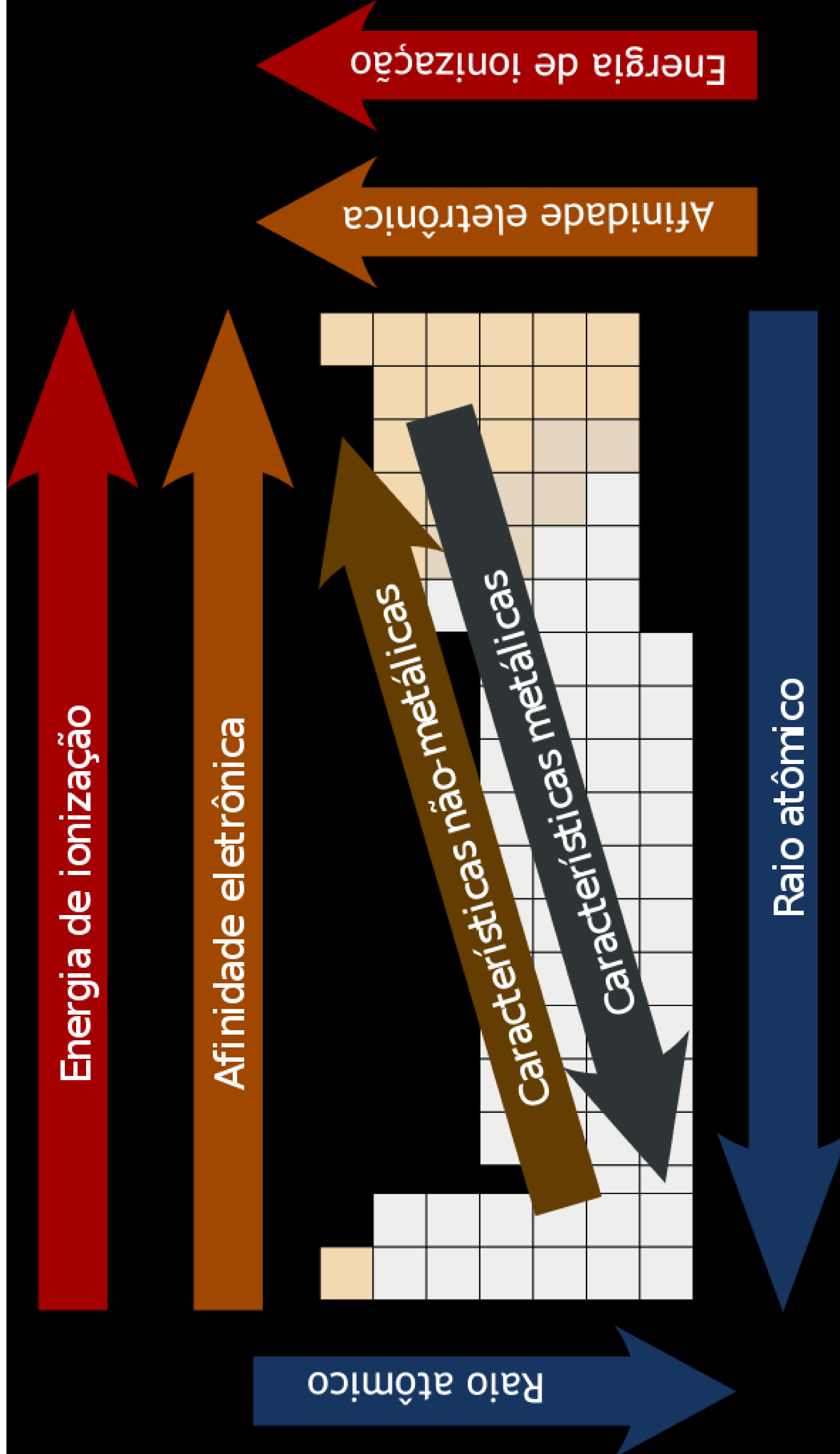
Atualmente, mulheres e homens têm direitos iguais no mundo?



Disponível em: <<https://www.todamateria.com.br/tabela-periodica>>. Acesso em: 20 mai. 2019. Adaptada.



As setas indicam o aumento das propriedades periódicas.



Disponível em: <https://pt.wikipedia.org/wiki/Tabela_periódica/File:Periodic_trends_-_pt_edition.svg>. Acesso em: 20 mai. 2019.



Aprender Química é Fácil !

Já pensou em propor uma organização para a classificação periódica? O que acha de tentar?

IUPAC Periodic Table of the Elements

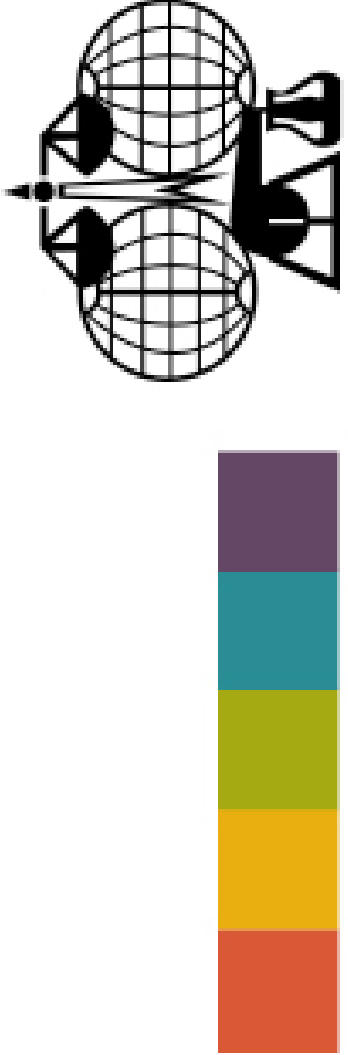
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H hydrogen 1.008 [1.0078, 1.0082]	2 He helium 4.0026	3 Li lithium 6.94 [6.938, 6.987]	4 Be beryllium 9.0122	5 B boron 10.81 [10.806, 10.821]	6 C carbon 12.011 [12.009, 12.012]	7 N nitrogen 14.007 [14.006, 14.008]	8 O oxygen 15.999 [15.999, 16.000]	9 F fluorine 18.998	10 Ne neon 20.180	11 Na sodium 22.990	12 Mg magnesium 24.305 [24.304, 24.307]	13 Al aluminum 26.982	14 Si silicon 28.085 [28.084, 28.086]	15 P phosphorus 30.974	16 S sulfur 32.06 [32.059, 32.076]	17 Cl chlorine 35.45 [35.446, 35.457]	18 Ar argon 39.948
19 K potassium 39.098	20 Ca calcium 40.078(4)	21 Sc scandium 44.956	22 Ti titanium 47.867	23 V vanadium 50.942	24 Cr chromium 51.996	25 Mn manganese 54.938	26 Fe iron 55.845(2)	27 Co cobalt 58.933	28 Ni nickel 58.693	29 Cu copper 63.546(3)	30 Zn zinc 65.38(2)	31 Ga gallium 69.723	32 Ge germanium 72.630(6)	33 As arsenic 74.922	34 Se selenium 78.971(8)	35 Br bromine 79.904 [79.901, 79.907]	36 Kr krypton 83.798(2)
37 Rb rubidium 85.468	38 Sr strontium 87.62	39 Y yttrium 88.906	40 Zr zirconium 91.224(2)	41 Nb niobium 92.906	42 Mo molybdenum 95.95	43 Tc technetium	44 Ru ruthenium 101.07(2)	45 Rh rhodium 102.91	46 Pd palladium 106.42	47 Ag silver 107.87	48 Cd cadmium 112.41	49 In indium 114.82	50 Sn tin 118.71	51 Sb antimony 121.76	52 Te tellurium 127.60(3)	53 I iodine 126.90	54 Xe xenon 131.29
55 Cs caesium 132.91	56 Ba barium 137.33	57-71 lanthanoids	72 Hf hafnium 178.49(2)	73 Ta tantalum 180.95	74 W tungsten 183.84	75 Re rhenium 186.21	76 Os osmium 190.23(3)	77 Ir iridium 192.22	78 Pt platinum 195.08	79 Au gold 196.97	80 Hg mercury 200.59	81 Tl thallium 204.38 [204.38, 204.39]	82 Pb lead 207.2	83 Bi bismuth 208.98	84 Po polonium	85 At astatine	86 Rn radon
87 Fr francium	88 Ra radium	89-103 actinoids	104 Rf rutherfordium	105 Db dubnium	106 Sg seaborgium	107 Bh bohrium	108 Hs hassium	109 Mt meitnerium	110 Ds darmstadtium	111 Rg roentgenium	112 Cn copernicium	113 Nh nihonium	114 Fl flerovium	115 Mc moscovium	116 Lv livermorium	117 Ts tennessine	118 Og oganesson
57 La lanthanum 138.91	58 Ce cerium 140.12	59 Pr praseodymium 140.91	60 Nd neodymium 144.24	61 Pm promethium	62 Sm samarium 150.36(2)	63 Eu europium 151.96	64 Gd gadolinium 157.25(3)	65 Tb terbium 158.93	66 Dy dysprosium 162.50	67 Ho holmium 164.93	68 Er erbium 167.26	69 Tm thulium 168.93	70 Yb ytterbium 173.05	71 Lu lutetium 174.97	72 Hf hafnium 178.49(2)	73 Ta tantalum 180.95	74 W tungsten 183.84
89 Ac actinium 227.03	90 Th thorium 232.04	91 Pa protactinium 231.04	92 U uranium 238.03	93 Np neptunium	94 Pu plutonium	95 Am americium	96 Cm curium	97 Bk berkelium	98 Cf californium	99 Es einsteinium	100 Fm fermium	101 Md mendelevium	102 No nobelium	103 Lr lawrencium	104 Rf rutherfordium	105 Db dubnium	106 Sg seaborgium

For notes and updates to this table, see www.iupac.org. This version is dated 28 November 2016. Copyright © 2016 IUPAC, the International Union of Pure and Applied Chemistry.

2019: Ano Internacional da Tabela Periódica

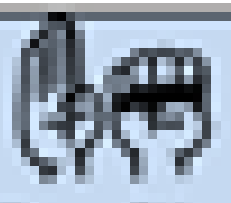
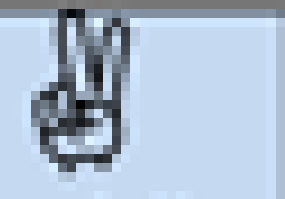
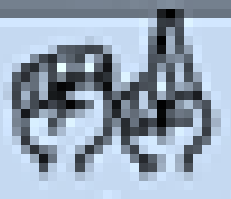
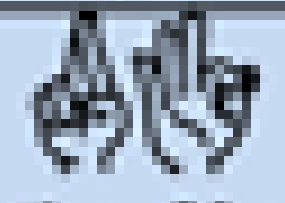
A construção da tabela periódica teve a participação de diversos estudiosos, ao longo da história.

O mérito de Mendeleiev, é devido à sua audácia e genialidade!



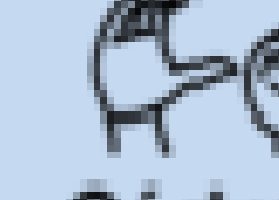
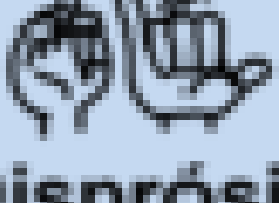
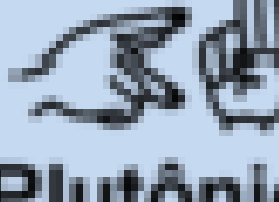
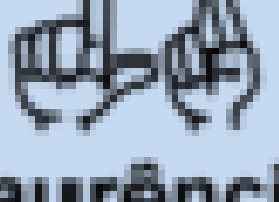
INTERNATIONAL UNION OF
 PURE AND APPLIED CHEMISTRY

Autoria: *Mayana Ferreira da Cunha e Thiago H. B. Corrêa*

 Hidrogênio 1											
 Lítio 3	 Berílio 4										
 Sódio 11	 Magnésio 12										
 Potássio 19	 Cálcio 20	 Escândio 21	 Titânio 22	 Vanádio 23	 Cromo 24	 Manganês 25					
 Rubídio 37	 Estrôncio 38	 Ítrio 39	 Zircônio 40	 Nióbio 41	 Molibdênio 42	 Tecnésio 43					
 Césio 55	 Bário 56	Série dos Lantanídios 57-71	 Háfnio 72	 Tantálo 73	 Tungstênio 74	 Rênio 75					
 Frâncio 87	 Rádio 88	Série dos Actinídios 89-103	 Rutherfordórdio 104	 Dúbnio 105	 Seabórguio 106	 Bóhrio 107					
			 Lantânio 57	 Cério 58	 Praseodímio 59	 Neodímio 60					
			 Actínio 89	 Tório 90	 Protactínio 91	 Urânio 92					


Lítio
3
(6,997)

→ Símbolo químico
→ Nome
→ Número atômico
→ Peso atômico

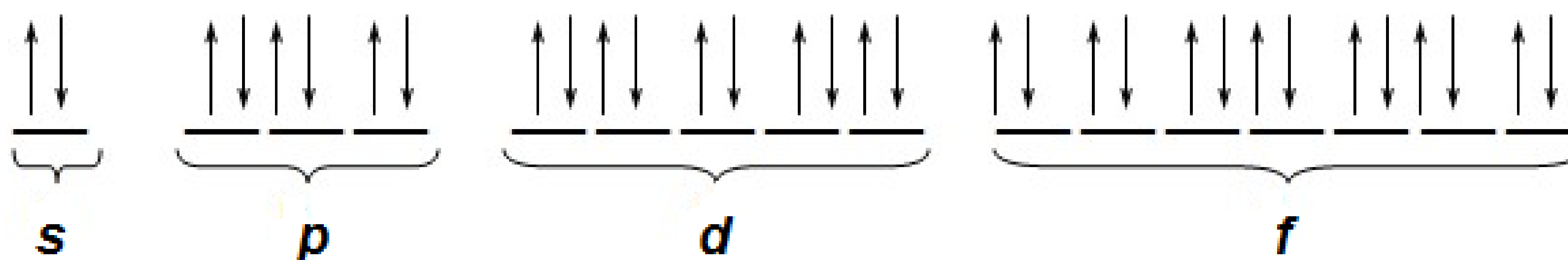
					 Hélio 2					
					 Neônio 10					
					 Argônio 18					
 Ferro 26	 Cobalto 27	 Niquel 28	 Cobre 29	 Zinco 30	 Gálzio 31	 Germânico 32	 Arsênio 33	 Selênio 34	 Bromo 35	 Criptônio 36
 Rutênio 44	 Ródio 45	 Paládio 46	 Prata 47	 Cádmio 48	 Índio 49	 Estanho 50	 Antimônio 51	 Telúrio 52	 Iodo 53	 Xenônio 54
 Ósmio 76	 Iridio 77	 Platina 78	 Ouro 79	 Mercúrio 80	 Tália 81	 Chumbo 82	 Bismuto 83	 Polônio 84	 Astató 85	 Radônio 86
 Hássio 108	 Meitnério 109	 Ununílio 110	 Ununúnio 111	 Unúbio 112	 Unúntrio 113	 Unúnquádio 114	 Unúmpêntio 115	 Unumhéxio 116	 Ununsépito 117	 Ununócio 118
 Promécio 61	 Samário 62	 Európoo 63	 Gadolínio 64	 Térbio 65	 Disprósio 66	 Hólmio 67	 Érbio 68	 Túlio 69	 Itérbio 70	 Lutécio 71
 Netúnio 93	 Plutônio 94	 Americio 95	 Cúrio 96	 Berquélio 97	 Califórnio 98	 Einstênio 99	 Férmio 100	 Mendelévio 101	 Nobélio 102	 Laurêncio 103

❑ **Número Quântico Principal (n):** também conhecido como nível energético são representados pelos números inteiros correspondentes às camadas K, L, M, N, O, P, Q.

❑ **Número Quântico Azimutal(l):** é comumente conhecido como subnível energético e representado por (**s**, **p**, **d**, **f**), respectivamente, **s** (Sharp), **p** (Principal), **d** (diffuse) e **f** (fundamental).

Observação: Os subníveis energéticos são formados por orbitais, que comportam 2 elétrons com spins opostos segundo o Princípio da exclusão de Pauli.

❑ **Número Quântico Magnético(m):** o número quântico magnético é útil para identificação dos orbitais. Onde o orbital da direita tem valor (+) e os da esquerda valor (-). Por exemplo, utilizando o subnível f que possui um maior número de orbitais, temos:



$s^2 = 1$ orbital e 2 spins

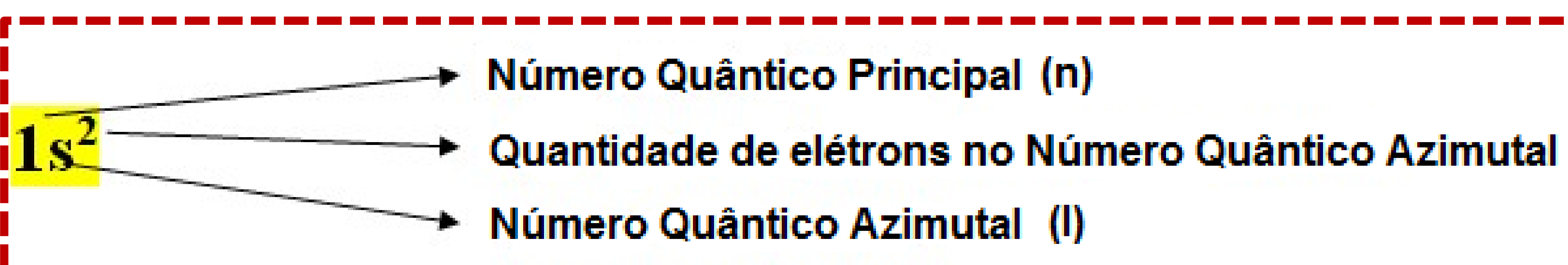
$d^{10} = 5$ orbitais e 10 spins

$p^6 = 3$ orbitais e 6 spins

$f^{14} = 7$ orbitais e 14 spins

❑ **Número Quântico de Spin (Ms):** são representações em forma de seta dos elétrons distribuídos nos orbitais. O valor dos de cada spin é:

↑ Para cima é positivo $M_s = +\frac{1}{2}$ (meio) e ↓ Para baixo é negativo e $M_s = -\frac{1}{2}$ (meio)



Camadas	Nº de e ⁻	Níveis	Subníveis
K	2	1	1s ²
L	8	2	2s ² 2p ⁶
M	18	3	3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰
N	32	4	4s ² 4p ⁶ 4d ¹⁰ 4f ¹⁴
O	32	5	5s ² 5p ⁶ 5d ¹⁰ 4f ¹⁴
P	18	6	6s ² 6p ⁶ 6d ¹⁰
Q	8	7	7s ² 7p ⁶

“Uma tabela periódica ótima é aquela que representa a periodicidade química da melhor maneira possível, mesmo que essa tabela possa não ter sido descoberta ainda” (SCERRI, 2007).



“A tabela periódica teve algumas reformulações interessantes...” (SCERRI, 2012, p.16)

ATKINS, P. W.; JONES, L. **Princípios de química**: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 5. ed., Porto Alegre: Bookman, 2012. 1048 p.

BERBAUM, L. C. M; MALDANER, O. A. Estratégias de ensino do conteúdo tabela periódica e sua relação com a aprendizagem conceitual em aulas de química. In: XVII JORNADA DE EXTENSÃO, 2016. **Anais...** Ijuí: Unijuí, 2016. p. 1-5.

BORSCHIVER, S.; TAVARES, A.; VERLY, N. A tabela periódica circular, núcleo de estudos industriais e tecnológicos. **Núcleo de Estudos Industriais e Tecnológicos - NEITEC - UFRJ**, Rio de Janeiro, jan. 2018. Disponível em: <<http://neitec.com/o-nucleo/>>. Acesso em: 03 mai. 2019.

BROWN, T L.; LEMAY, H. E.; BURSTEN, B. E. **Química**: a ciência central. 9. ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2010. 987 p.

CABRAL, A. F. **Classificação natural dos elementos**. Pelotas: Escola de Agronomia Eliseu Maciel (UFPel), p. 4, 1951.

CHAGAS, C. S.; CORRÊA, T. H. B. As contribuições científicas de José Bonifácio e a descoberta do lítio: um caminhar pela história da ciência. **Revista de Educação, Ciências e Matemática**, v. 7, n. 1, p. 1-12, jan/abr. 2017.

CHASSOT, A. **A ciência é masculina? É, sim senhora!** 8. ed., São Leopoldo: Unisinos, 2017. 152 p.

_____. **Para que (m) é útil o ensino?** 4. ed., Ijuí: Unijuí, 2018. 189 p.

Galáxia Química. Disponível em: <<http://www.chemicalgalaxy.co.uk>>. Acesso em: 18 abr. 2019

GREENBERG, A. **Uma breve história da química**: da alquimia às ciencias moleculares modernas. 5. ed., São Paulo: Blucher, 2009. 400 p.

GREINER, J. T. **Extended elements**: new periodic table. Royal Society of Chemistry, London, 2010.

KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M.; WEAVER, G. C. **Química geral e reações químicas**. 6. ed., v. 1, São Paulo: Cengage Learning, 2012. 708 p.

LAVOISIER, A. L. **Traité Élémentaire de Chimie** (réimpression de l'édition originale, 1789). Édition Jaques Gabay, Paris, 1992.

LEE, J. D. **Química inorgânica não tão concisa**. 5. ed., São Paulo: Blucher, 2011.

MAAR, J. H.; LENARDÃO, E. J. A contribuição brasileira de Alcindo Flores Cabral à classificação periódica dos elementos. **Scientiae Studia**, v. 10, n. 4, p. 773-798, 2012.

PEIXOTO, E. M. A. Elemento químico – hidrogênio e hélio. **Revista Química Nova na Escola**, n. 1, mai. 1995.

_____. Elemento químico – oxigênio. **Revista Química Nova na Escola**, n. 7, mai. 1998.

_____. Elemento químico – enxofre. **Revista Química Nova na Escola**, n. 16, nov. 2002.

PYYKKÖ, P. A suggested periodic table up to $Z \leq 172$, based on Dirac–Fock calculations on atoms and ions. **Physical Chemistry Chemical Physics**, v. 13, n. 1, p. 161-168, 2011.

RODGERS, G. E. **Descriptive inorganic**, coordination and solid-state chemistry. 3. ed., Cengage Learning, 2011. 656 p.

RUSSELL, J. B. **Química geral**. 2. ed., v. 1, São Paulo: Pearson, 2012. 822 p.

SEABORG, G. T. **Transuranium element**. Encyclopedia Britannica, 2006.

SCERRI, E. R. **The periodic table**: its story and its significance. UK: Oxford University Press, 2007. 368 p.

_____. Trouble in the periodic table. **Education In Chemistry**, v. 49, p. 13-17, jan. 2012.

SILVA, F. F.; RIBEIRO, P. R. C. A participação das mulheres na ciência: problematizações sobre as diferenças de gênero. **Revista Labrys Estudos Feministas**, n. 10, jul./dez. 2011.

SHRIVER, D. F.; ATKINS, P. W. **Química inorgânica**. 4. ed. Porto Alegre: Bookman, 2008. 847 p.

TARGINO, A.R.L; BALDINATO, J.O. A Tabela Periódica de Mendeleev no Ensino de Química. In: 15º SEMINÁRIO NACIONAL DE HISTÓRIA DA CIÊNCIA E DA TECNOLOGIA, 2016, Florianópolis. **Anais...** Florianópolis, 2016. p. 1-16.

TOLENTINO, M.; ROCHA-FILHO, R.; CHAGAS, A. P. Alguns aspectos históricos da classificação periódica dos elementos químicos. **Revista Química Nova**, v. 20, n. 1, p. 103-117, fev. 1997.