

# **03 – Tabela Periódica**

*Colégio Naval – 2021*

Autor:  
Prof. Thiago Cardoso

*Aula 03*

# Sumário

<b>Apresentação da Aula</b> .....	<b>4</b>
<i>Classificações Periódicas nas provas do Colégio Naval</i> .....	4
<b>1. Precursores da Tabela Periódica</b> .....	<b>5</b>
1.1. <i>Tríades de Döbereiner</i> .....	5
1.2. <i>Parafuso Telúrico</i> .....	7
1.3. <i>Lei das Oitavas</i> .....	8
1.4. <i>Tabela Periódica de Mendeleiev</i> .....	8
<b>2. Tabela Periódica Atual</b> .....	<b>10</b>
2.1. <i>Períodos</i> .....	14
2.2. <i>Famílias</i> .....	17
2.3. <i>Dicas para Decorar os Elementos Representativos</i> .....	24
2.4. <i>Metais, Semimetais, Ametais e Gases Nobres</i> .....	25
2.4.1. <i>Metais</i> .....	25
2.4.2. <i>Ametais</i> .....	25
2.4.3. <i>Semimetais</i> .....	27
2.4.4. <i>Gases Nobres</i> .....	27
2.5. <i>Estados Físicos</i> .....	28
<b>3. Propriedades Periódicas</b> .....	<b>34</b>
3.1. <i>Raio Atômico</i> .....	34
3.2. <i>Raio Iônico</i> .....	41
3.3. <i>Energia de Ionização</i> .....	44
3.4. <i>Afinidade Eletrônica</i> .....	50
3.5. <i>Estabilidade Eletrônica dos Gases Nobres</i> .....	55
<b>4. Lista de Questões Propostas</b> .....	<b>62</b>
<b>5. Gabarito</b> .....	<b>78</b>
<b>6. Lista de Questões Comentadas</b> .....	<b>79</b>





## Apresentação da Aula

Olá, Alunos, sejam bem-vindos a mais uma aula de Química. Nessa aula, vamos falar sobre as Propriedades Periódicas.

Classificar, de acordo com o Dicionário Houaiss, significa “dividir em grupos ou classes que possuam características parecidas.” Por isso, classificar é importante para compreender melhor o comportamento de algumas propriedades.

Se um indivíduo pertence a uma determinada classe com propriedades específicas, é possível obter rapidamente muita informação sobre ele. Por exemplo, por que classificar os seres vivos em animais, plantas, fungos, bactérias e protozoários?

Cada uma dessas classes apresenta características específicas. Então, ao observar um ser vivo produzindo seu próprio alimento a partir de folhas, podemos assumir que é uma planta. Se observarmos a folha e notarmos que ela possui nervação reticulada, saberemos que é uma dicotiledônea, por isso, deverá apresentar raiz axial também. Com base nisso, um jardineiro saberá melhor como cultivá-la.

Para classificar, é necessário agrupar propriedades de acordo com um certo critério. Nas plantas, esse critério é o número de cotilédones nas sementes. Da mesma forma, na Química, sempre se procurou uma maneira de classificar os elementos com base em algumas propriedades rotineiramente observadas, entre elas:

- Raio Atômico;
- Energia de Ionização;

### Classificações Periódicas nas provas do Colégio Naval

Esse é um dos assuntos de incidência média nas provas do Colégio Naval.

Vale ressaltar que esse tópico serve de base para vários outros, como Funções Inorgânicas, por isso, é vital aprendê-lo.

As questões do Colégio Naval, quando aparecem, são bastante diversificadas, podendo se limitar ao básico da Tabela Periódica ou até cobrar algumas Propriedades Periódicas. Por isso, fique de olho nesses dois pedaços da matéria.



# 1. Precursores da Tabela Periódica

A atual Tabela Periódica segue padrões estabelecidos pela IUPAC (sigla em inglês da União Internacional de Química Pura e Aplicada).

Ela resultou de uma evolução de estudos de diversos químicos que buscavam classificar os elementos químicos.

Um dos pressupostos do Modelo Atômico de Dalton de 1808 era que **todos os átomos de um mesmo elemento químico possuíam a mesma massa**.

Por muito tempo, essa concepção vigorou na Química e influenciou grande parte dos cientistas nas suas observações, inclusive, na classificação dos elementos químicos.

O nêutron somente foi teorizado pela primeira vez por Ernest Rutherford em 1909 e descoberto por James Chadwick em 1932.

Antes disso, ainda não se tinha a noção de número atômico e de que a massa atômica não determinava o elemento químico. Por exemplo, o cálcio ( $Z = 20$ ) e o argônio ( $Z = 18$ ) possuem massas atômicas aproximadamente iguais a 40. Embora tenham a mesma massa atômica, são elementos com propriedades bastante diferentes.

## 1.1. Tríades de Döbereiner

Dalton construiu sua tabela de elementos simplesmente listando os diversos elementos químicos por ordem crescente de massa atômica. Com o tempo, vários cientistas entenderam que vários elementos com propriedades semelhantes apareciam muito distantes na ordem de massa atômica. Nasceu, então, a necessidade de organizá-los.

Em 1829, o químico alemão Johann Wolfgang Döbereiner analisou o cálcio, estrôncio e bário, percebendo uma relação muito simples entre suas massas atômicas: a massa do estrôncio era aproximadamente a média das massas do cálcio e do bário.

Ao analisar outros elementos químicos, Döbereiner concluiu que havia outras **tríades** de elementos químicos em que se notava a mesma relação. Como exemplos de Tríades de Döbereiner, pode-se listar:



Tabela 1: Exemplos de Tríades de Döbereiner

Cloro	35,5	Lítio	7
Bromo	80	Sódio	23
Iodo	127	Potássio	39
Enxofre	32	Cálcio	40
Selênio	79	Estrôncio	88
Telúrio	128	Bário	137

Na Tabela 1, podemos notar que a massa do elemento central é aproximadamente igual à média aritmética das massas dos outros dois elementos.

Döbereiner imaginou que os elementos pertencentes a uma mesma tríade deveriam apresentar propriedades físicas e químicas semelhantes.

Com os conhecimentos modernos, sabemos que, de fato, os agrupamentos que foram agrupados na Tabela 1 pertencem à mesma família da Tabela Periódica, portanto, apresentam, de fato, propriedades físicas e químicas semelhantes.

Porém, na época, as tríades de Döbereiner foram consideradas apenas como uma coincidência pela comunidade científica.

O fato de Döbereiner ter conseguido agrupar apenas 9 – já que o lítio não era conhecido na época – dos 54 elementos conhecidos contribuiu para que sua tese caísse no ostracismo.

## 1.2. Parafuso Telúrico

Em 1862, o geólogo francês Alexandre Chancourtois tomou por base a massa atômica do elemento químico **oxigênio**, que já era conhecida na época como sendo igual a 16.

Ele construiu um cilindro com 16 segmentos iguais e marcou uma hélice na sua superfície com um eixo de 45°. Sobre essa hélice, dispôs os elementos químicos em ordem crescente de suas massas atômicas

Chancourtois percebeu que a hélice atravessa as geratrizes do cilindro a distâncias cujos valores eram múltiplos de 16 e que os elementos na mesma geratriz, cujas massas atômicas diferiam em 16 unidades, apresentavam propriedades físicas e químicas semelhantes.

Vejamos algumas situações em que o parafuso telúrico funciona.

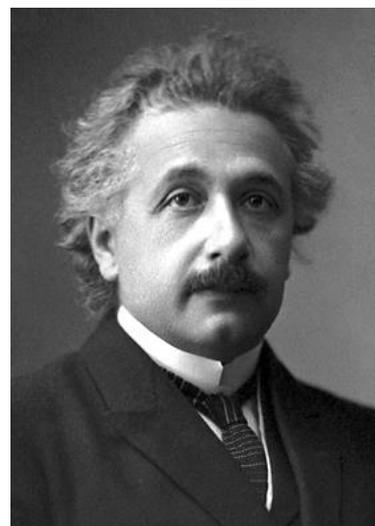


Figura 1: Albert Einstein  
(fonte: [2])

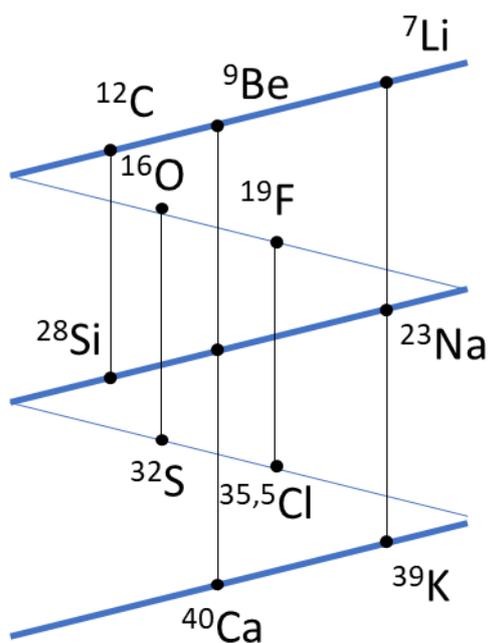


Tabela 2: Exemplos do Parafuso Telúrico

Magnésio	24	Lítio	7
Cálcio	40	Sódio	23
		Potássio	39

Carbono	12	Nitrogênio	14
Silício	28	Fósforo	31

Entretanto, o trabalho de Chancourtois não recebeu maior atenção da comunidade científica da época devido ao grande número de irregularidades que eram encontradas. Por exemplo, extrapolando a massa do enxofre, o próximo elemento teria massa  $32 + 16 = 48$ , que corresponde ao Titânio (Ti).

Porém, o Titânio é um metal, portanto, apresenta propriedades radicalmente diferentes do oxigênio e do enxofre.

### 1.3. Lei das Oitavas

Em 1864, o químico e músico inglês John Newlands (1837-1898) trouxe a hipótese de que, se todos os elementos fossem dispostos em ordem crescente, dois elementos situados a uma distância de 8 passos apresentariam propriedades físicas e químicas semelhantes.

A sua proposta em que via certa conexão da Química com a música foi ridicularizada. Porém, até a sua época, dentro de algumas limitações, era a que mais se parecia com o que conhecemos atualmente.

No entanto, podemos notar sérias irregularidades, como o fato de que as propriedades do ferro (Fe) em nada se parecem com as propriedades do oxigênio (O) e do enxofre (S).

*Tabela 3: Lei das Oitavas de Newlands*

Dó	Ré	Mi	Fá	Sol	Lá	Si
H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe

### 1.4. Tabela Periódica de Mendeleiev



Mendeleiev, apesar de não ter descoberto nenhum elemento, deu uma significativa contribuição à Química por meio de sua tabela periódica.

A grande importância da Tabela Periódica de Mendeleiev foi de ser a primeira forma de classificar os elementos, com isso, ele foi capaz de prever a existência de alguns elementos, inclusive relatando algumas de suas propriedades físicas e químicas.

O químico Julius Meyer também foi um importante estudioso da periodicidade. Trabalhando independente, ele e Mendeleiev propuseram uma classificação dos elementos químicos em ordem crescente de massas atômicas.

Meyer publicou primeiro em 1864, e em 1869 expandiu sua tabela para mais de 50 elementos. Meyer estudou a variação de propriedades, como o volume molar, o ponto de ebulição e a dureza como função da massa atômica. [1] A figura a seguir mostra a versão de Mendeleiev, um pouco mais sofisticada.

	I R <sub>2</sub> O	II RO	III R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	IV RH <sub>4</sub> RO <sub>2</sub>	V RH <sub>3</sub> R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	VI RH <sub>2</sub> RO <sub>3</sub>	VII RH R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	VIII RO <sub>4</sub>
1	H 1							
2	Li 7	Be 9.4	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19	
3	Na 23	Mg 24	Al 27.3	Si 28	P 31	S 32	Cl 35.5	
4	K 39	Ca 40	? 44	Ti 48	V 51	Cr 52	Mn 55	Fe, Co, Ni, Cu 56, 59, 59, 63
5	Cu 63	Zn 65	? 68	? 72	As 75	Se 78	Br 80	
6	Rb 85	Sr 87	? Yt 88	Zr 90	Nb 94	Mo 96	? 100	Ru, Rh, Pd, Ag 104, 104, 106, 108
7	Ag 108	Cd 112	In 113	Sn 118	Sb 122	Te 125	I 127	
8	Cs 133	Ba 137	? Di 138	? Ce 140	? ?	? ?	? ?	?, ?, ?, ?
9	? ?	? ?	? ?	? ?	? ?	? ?	? ?	
10	? ?	? ?	? Er 178	?? La 180	Ta 182	W 184	? ?	Os, Ir, Pt, Au 195, 197, 198, 199
11	Au 199	Hg 200	Tl 204	Pb 207	Bi 208	? ?	? ?	
12	? ?	? ?	? ?	Th 231	? ?	U 240	? ?	

Figura 2: Tabela de Mendeleiev

Uma importante observação a respeito dessa tabela é a respeito das lacunas que ela contém. As lacunas dizem respeito a elementos que ainda não eram conhecidos, mas que deveriam existir e

um dia seriam descobertos. Além disso, eles deveriam apresentar propriedades físicas e químicas semelhantes ao grupo em que estavam previamente classificados.

A Tabela continha lacunas entre o Silício e o Estanho. Então, o elemento faltante foi denominado Eka-silício e, mais tarde, foi descoberto e denominado Germânio. Continha também uma lacuna após o Alumínio, sendo o elemento faltante denominado Ekaalumínio e, mais tarde, descoberto e denominado Gálio. [2]

Na Tabela 4, tem-se uma comparação entre as propriedades previstas por Mendeleiev para o Eka-Silício (Germânio) e as propriedades atualmente conhecidas desse elemento. [2]

Tabela 4: Predições de Mendeleiev para o Eka-Silício (Germânio)

Propriedade	Eka-Silício	Germânio, Ge
Massa Molar	72 g/mol	72,59 g/mol
Densidade	5,5 g/cm <sup>3</sup>	5,32 g/cm <sup>3</sup>
Ponto de fusão	Alto	937°C
Aparência	Cinza-escuro	Cinza-claro
Óxido	$EO_2$ ; sólido branco; anfotérico; densidade 4,7g/cm <sup>3</sup>	$GeO_2$ ; sólido branco; anfotérico; densidade 4,23g/cm <sup>3</sup>
Cloreto	$ECl_4$ ; ferve acima de 100°C; densidade 1,9g/cm <sup>3</sup>	$GeCl_4$ ; ferve acima de 84°C; densidade 1,84g/cm <sup>3</sup>

## 2. Tabela Periódica Atual

A Tabela Periódica atual lista os elementos em **ordem crescente de número atômico**.

Essa é uma grande diferença entre a Tabela Atual e as suas predecessoras. Por muito tempo, as tabelas periódicas se basearam em ordens de massas atômicas. Porém, o trabalho de Moseley fixou o conceito de número atômico.

Para a organização dos elementos na Tabela Periódica, de acordo com o número de elétrons na sua **camada de valência**.



Nesse livro digital, fazemos uma distância entre camada de valência e camada externa. Vale destacar que algumas obras de renome não o fazem ou até mesmo não se preocupam em conceituar. Porém, eu considero que essa distinção facilitará bastante o seu aprendizado – e é pouco provável que alguma questão de prova venha a se aprofundar em um tema tão específico que ainda não é um completo consenso na literatura.

- **Camada Externa:** Corresponde ao maior nível de energia que possui pelo menos um elétron.

$F: [He]2s^22p^5$	é o nível 2 (camada L).
$Ti: [Ar]4s^23d^2$	é o nível 4 (camada N).
$Se: [Ar]4s^23d^{10}4p^4$	é o nível 4 (camada N).
$Sm: [Xe]6s^24f^4$	é o nível 6 (camada P).

É importante observar que os subníveis (n-1)d e (n-2)f são, de maneira geral, mais energéticos que o subnível ns. Por conta disso, a camada externa nem sempre é a última a ser preenchida. Quando isso acontece, o elemento é denominado **metal de transição**.

- **Camada de Valência:** É a camada externa adicionada dos elétrons do subnível (n-1)d ou (n-2)f, **somente** no caso dos **metais de transição e transição interna**, que são aqueles, cujos elétrons mais energéticos se situam em orbitais **d** ou **f**.

$F: [He]2s^22p^5$	é o nível 2 (camada L).
$Ti: [Ar]4s^23d^2$	é o nível 4 (camada N).
$Se: [Ar]4s^23d^{10}4p^4$	é o nível 4 (camada N).
$Sm: [Xe]6s^24f^4$	é o nível 6 (camada P).

Mais uma vantagem da forma sintética de escrever configurações eletrônicas é que já evidenciamos a camada de valência do metal.

Os diferentes elementos são organizados em períodos e famílias, cujas definições estão esquematizadas.

Vale observar que muitos autores definem que a camada de valência é a camada externa, inclusive para os metais de transição. Caso você encontre essa definição em alguma outra literatura, saiba que não é uma questão unânime na Química.

Na Tabela Periódica, os elementos são dispostos em ordem crescente de número atômico, na forma de uma tabela com linhas e colunas, denominadas **períodos e famílias**.

A visão geral da Tabela Periódica que vamos trabalhar nesse curso para resolver a maioria das questões está ilustrada na Figura 3, em que são mostrados os elementos representativos e seus respectivos números atômicos.

Como sempre frisamos no Capítulo sobre Modelos Atômicos, é importante que você saiba os números atômicos dos gases nobres para determinar as configurações eletrônicas dos elementos.

I-A	II-A	III-A	IV-A	V-A	VI-A	VII-A	VIII-A	
1	2	13	14	15	16	17	18	
1 H							2 He	
3 Li	4 Be		5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg		13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca		31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr		49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	65 Ba		81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn

Figura 3: Visão Geral da Tabela Periódica com os Números Atômicos dos Principais Elementos dispostos em Ordem Crescente

## Período

- As configurações eletrônicas dos elementos terminam na mesma camada externa
- São dispostos em linhas

## Família

- Os elementos possuem o mesmo número de elétrons na camada de valência
- São dispostas em colunas

Figura 4: Conceitos de Período e Família na Tabela Periódica

Na Figura 5, temos uma ilustração básica da Tabela Periódica.

## PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

The periodic table shows elements arranged by atomic number (1 to 118) and grouped into 18 columns (I A to VIII A). A legend at the bottom identifies various groups: Post-transition metals, Transition metals, Lanthanoids, Alkaline earth metals, Metalloids, Alkali metals, Other nonmetals, Halogens, Actinoids, Noble gases, Radioactive element, Synthetic element, H Gas, Hg Liquid, and Li Solid.

Figura 5: Tabela Periódica Atual (fonte: [3])



## 2.1. Períodos

Os períodos correspondem às linhas horizontais. É interessante observar que o número de elementos presentes em cada período é limitado pela quantidade de elétrons que cabem naquele nível de energia.

Por exemplo, no primeiro nível de energia ( $n = 1$ ) só cabem dois elétrons. Portanto, existem apenas dois elementos nesse período, sendo eles o hidrogênio ( $H: 1s^1$ ) e o hélio ( $He: 1s^2$ ).

<b>1° Período</b>	-----																	
<b>2° Período</b>	-----																	
<b>3° Período</b>	-----																	
<b>4° Período</b>	-----																	
<b>5° Período</b>	-----																	
<b>6° Período</b>	-----																	
<b>7° Período</b>	-----																	

Figura 6: Períodos na Tabela Periódica

O segundo período apresenta exatamente 8 elementos, porque pode ser enchido com 8 elétrons ( $2s^22p^6$ ).

É interessante observar que o terceiro período também apresenta exatamente 8 elementos, sendo o último elemento desse período o argônio, cuja configuração eletrônica termina em  $3s^23p^6$ . Observe que o terceiro nível apresenta orbitais d, portanto, pode comportar até 18 elétrons.



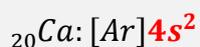
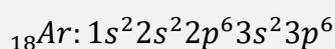
É vital registrar que, com o terceiro nível apresenta orbitais d, os elementos do 3° período terão algumas propriedades diferentes dos elementos do 2° período. Esse é um ponto que sempre traz muita confusão entre os alunos.

No Capítulo de Ligações Químicas, falaremos sobre a expansão da Camada de Valência, fenômeno que só é possível com os elementos do terceiro período em diante, justamente por causa dos orbitais **d**.

Também falaremos sobre as ligações pi, que são diferentes no caso do elementos do 2° e do 3° período. Portanto, fique muito atento ao fato que acabamos de comentar.

Os elementos do 3° período podem utilizar **orbitais d**, mas os elementos do 2° período **não podem**.

No entanto, antes de povoar os orbitais **3d**, devem ser povoados os orbitais 4s devido ao **Diagrama de Pauling**. Portanto, os elementos que seguem o argônio (Z = 18) são:



Os elementos que seguem o argônio são todos do quarto período. Mas é interessante observar que, devido ao Diagrama de Pauling, depois do cálcio, o subnível **4s** fica fixo em  $4s^2$  e os próximos elétrons são adicionados ao subnível **3d**.

Diante disso, devemos fazer uma importante distinção:

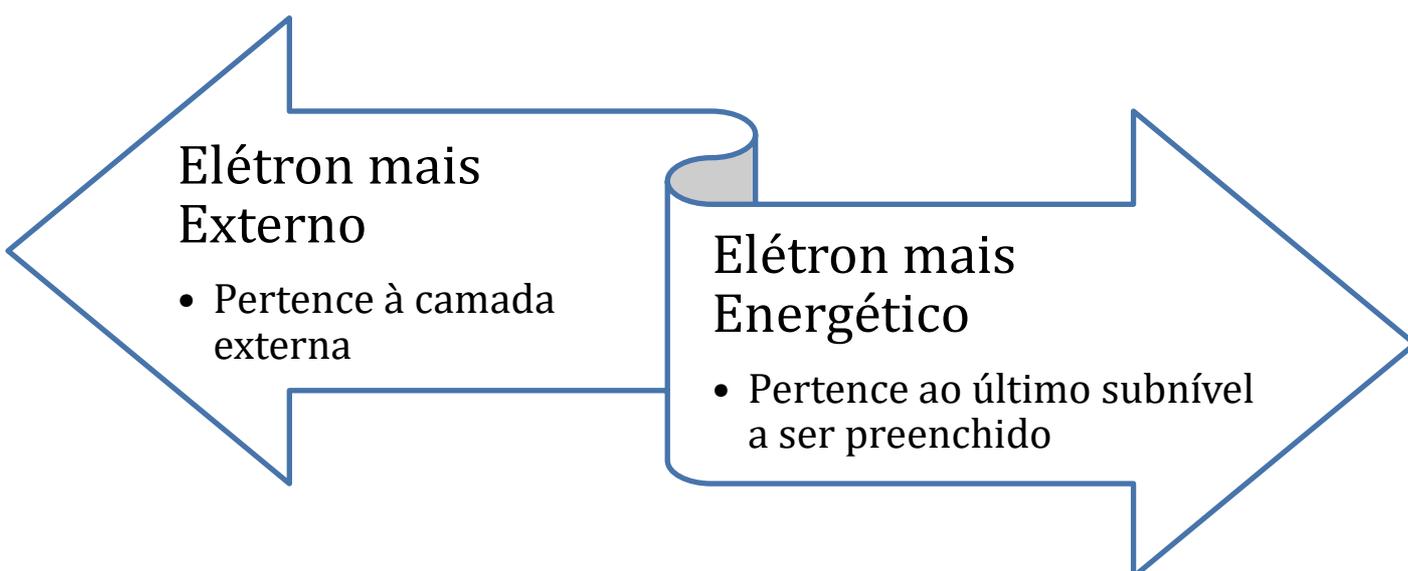
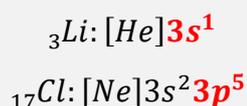


Figura 7: Elétron mais Externo versus Elétron mais Energético

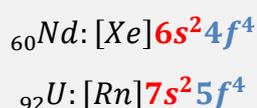
Quando a configuração eletrônica do elemento se encerra em um subnível **s** ou **p**, o elétron mais externo e o mais energético são exatamente os mesmos. Esses elementos são chamados genericamente de **elementos representativos**. São exemplos o lítio e o cloro.



Por outro lado, quando a configuração eletrônica do elemento se encerra em um subnível **d** ou **f**, o elétron mais externo será aquele que pertence ao subnível **s** anterior. Esses elementos são chamados genericamente de **metais de transição**. Vejamos alguns exemplos em que destacamos em vermelho o elétron **mais externo** e em azul o elétron **mais energético**.



É interessante observar o que acontece no sexto e no sétimo períodos. É exatamente nesses períodos que podemos encontrar os primeiros elementos que possuem elétrons em orbitais **f**. Os elementos, cujos elétrons mais energéticos ocupam orbitais **4f** ou **5f** são classificados todos em uma mesma família (III-B ou 3). Esse conjunto de elementos é chamado de **metais de transição interna**.



Dentre os metais de transição interna, destacam-se o neodímio e o urânio.

O primeiro é muito utilizado na fabricação de ímã, pois é um dos materiais de caráter paramagnético mais acentuado, sendo capaz de sustentar milhares de vezes seu próprio peso.

O neodímio é muito utilizado em diversos sistemas magnéticos do dia a dia, como fones de ouvido, alto falantes e sensores.



Figura 8: Ímã de Neodímio  
(fonte: [5])

Também já se usa, sobretudo na China, os íons  $\text{Nd}^{3+}$  como fertilizantes em substituição ao  $\text{Ca}^{2+}$ .

Já o urânio é uma das fontes radioativas mais conhecidas no mundo, sendo bastante utilizado nas usinas nucleares para a produção de energia elétrica a partir do processo de fissão nuclear.

Os metais de transição interna formam duas séries: a série dos lantanídeos, que pertence ao sexto período, e a série dos actinídeos, que pertence ao sétimo período.

Os lantanídeos, em conjunto com o escândio e o ítrio (ambos também da família III-B), são denominados **terras-raras**.

Os actinídeos são elementos radioativos, não possuindo isótopos estáveis. Todos os que possuem número atômico maior que o do urânio são elementos artificiais. Por esse motivo, eles são excluídos do grupo das terras-raras.

## 2.2. Famílias

As famílias, também chamadas de **grupos**, são as diversas colunas da Tabela Periódica. Reveja a tabela, focando seus olhos nas colunas.

O que caracteriza uma família é o **número de elétrons na camada de valência**. Os elementos representativos podem ter sua camada de valência bem representada, já que não existem exceções nas suas configurações eletrônicas.

	I-A 1	II-A 2	III-A 3	IV-A 4	V-A 5	VI-A 6	VII-A 7	VIII-A 8
1°	H 1							He 2
2°	Li 3	Be 4	B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
3°	Na 11	Mg 12	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
4°	K 19	Ca 20	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36
5°	Rb 37	Sr 38	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54
6°	Cs 55	Ba 65	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86

$ns^1$        $ns^2$        $ns^2np^1$     $ns^2np^2$     $ns^2np^3$     $ns^2np^4$     $ns^2np^5$     $ns^2np^6$

### Configuração Eletrônica da Camada de Valência

Figura 9: Configuração Eletrônica da Camada de Valência dos Elementos Representativos



Uma família é caracterizada por um conjunto de átomos que, **no estado fundamental**, possuem o mesmo número de elétrons na camada de valência. É uma tendência que os elementos da mesma família possuam características semelhantes, porém, isso não é um requisito para que dois elementos pertençam ao mesmo grupo.

Tome cuidado com isso, pois questões de prova podem querer te induzir ao erro afirmando que elementos com propriedades diferentes não podem pertencer à mesma família.

# PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

The periodic table displays elements from Hydrogen (1) to Oganesson (118). A callout box for Hydrogen (H) provides the following information:

- Atomic number: 1
- Symbol: H
- Name: Hydrogen
- Atomic weight: 1.00794
- Electrons per shell: 1

Legend for element categories:

- Post-transition metals
- Transition metals
- Lanthanoids
- Alkaline earth metals
- Metalloids
- Alkali metals
- Other nonmetals
- Halogens
- Actinoids
- Noble gases
- Radioactive element
- Synthetic element
- Gas
- Liquid
- Solid

Como visto anteriormente, a Tabela Periódica é dividida em dois grandes grupos de elementos químicos: os representativos e os metais de transição.



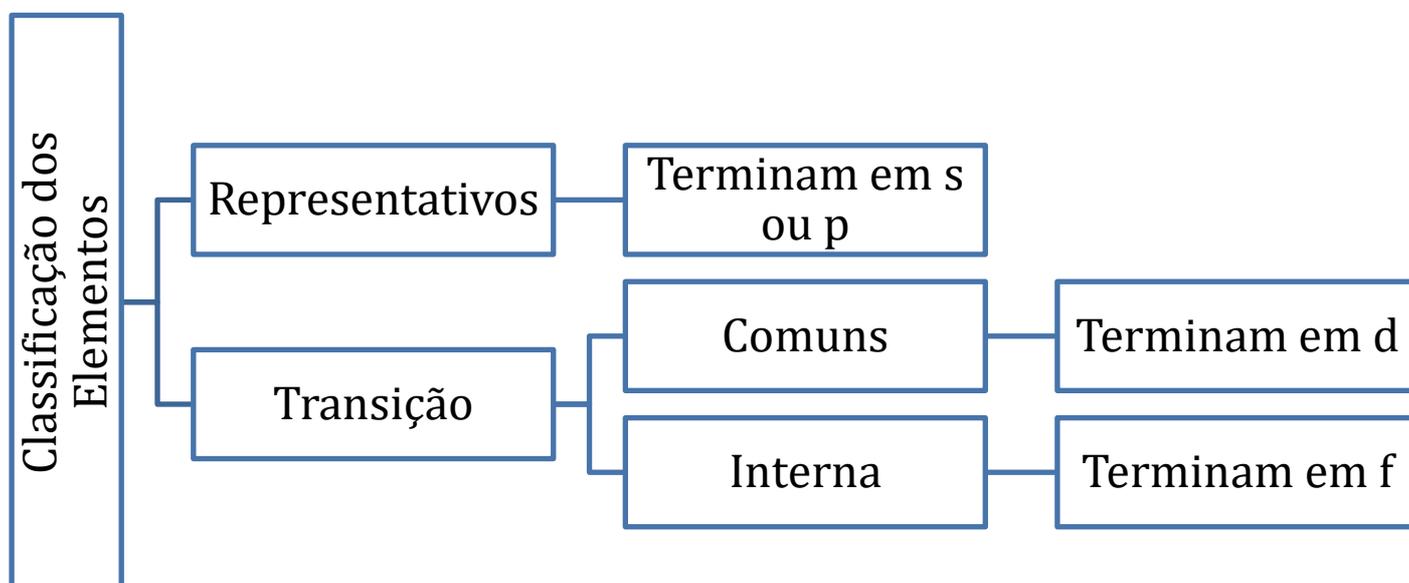


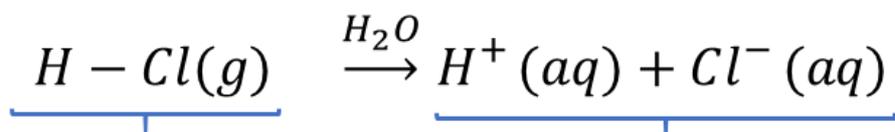
Figura 10: Elementos da Tabela Periódica

Os elementos dos blocos s e p são chamados *elementos representativos* ou do *grupo A*. Esses elementos são os mais importantes da tabela periódica. Além disso, veremos no Capítulo sobre Ligações Químicas que o comportamento **deles em compostos é bem mais previsível**.

**A nomenclatura antiga das famílias** atribuía os nomes dos elementos representativos em algarismos romanos de I a VIII, acrescentando-se o termo “A”. No caso dos elementos representativos, o número de elétrons de valência é igual ao algarismo em romanos associado à sua família. Por exemplo, o flúor da família VII-A possui sete elétrons de valência. O sódio (família I-A) possui apenas um elétron de valência.

O hélio é uma exceção importante a essa regra. Esse elemento possui apenas dois elétrons na camada de valência, no entanto, é representado na família VIII-A. O hélio é bem mais parecido com os elementos da família VIII-A, os gases nobres, porque é um gás à temperatura ambiente e é bastante inerte. Os elementos da família II-A são metais muito reativos, como o magnésio e cálcio.

O hidrogênio, por sua vez, costuma ser colocado à parte na tabela periódica. Em muitos compostos, ele se comporta como se fosse um halogênio (família VII-A ou 17). Em outros, comporta-se como se fosse um metal alcalino (família I-A ou 1). Um exemplo é a molécula de cloreto de hidrogênio ou ácido clorídrico, cuja fórmula é  $\text{HCl}$ .



**Cloreto de Hidrogênio:**

Molécula no Estado Gasoso  
Hidrogênio se comporta  
como um **halogênio** típico

**Ácido Clorídrico:**

Ionizado em solução aquosa  
Hidrogênio se comporta  
como um **metal alcalino**

O cloreto de hidrogênio é uma molécula no estado gasoso, formada por uma ligação covalente. Nessa situação, o hidrogênio se comporta como um halogênio típico. No entanto, essa molécula se ioniza em água liberando o cátion  $H^+$ , exatamente como acontece com compostos entre o cloro e metais alcalinos.



A diferença de comportamento do hidrogênio é tão interessante que o próprio  $HCl$  costuma ser chamado de nomes diferentes, dependendo da situação.

Esse composto somente deve ser chamado de ácido clorídrico quando em solução aquosa. Caso esteja fora da água, no estado gasoso, ele deve ser chamado de cloreto de hidrogênio.

O bloco d compreende os **metais de transição**. A nomenclatura antiga previa que as famílias seriam contadas começando de III-B até VIII-B, em que esta última abrangia 3 colunas, seguindo para I-B e II-B.

A nomenclatura I-B e II-B serve para lembrar que, em alguns casos, esses metais se comportam como se fossem metais alcalinos (I-A) e alcalino-terrosos (II-B), principalmente em relação aos cátions mais comuns formados em diversas reações.

Vale lembrar que esses metais da família I-B (ouro, cobre e prata) são pouco reativos e os da família II-B são bem menos reativos que os correspondentes da família II-A.

**Tabela 5: Cátions mais comuns dos elementos das famílias I-B e II-B**

	Elemento	Mais comum	Menos comum
<b>I-B</b>	<i>Cu</i>	$Cu^{2+}$	$Cu^+$
	<i>Ag</i>	$Ag^+$	$Ag^{2+}$

	<i>Au</i>	<i>Au</i> <sup>+</sup>	<i>Au</i> <sup>3+</sup>
<b>II-B</b>	<i>Zn</i>	<i>Zn</i> <sup>2+</sup>	
	<i>Cd</i>	<i>Cd</i> <sup>2+</sup>	
	<i>Hg</i>	<i>Hg</i> <sup>2+</sup>	<i>Hg</i> <sub>2</sub> <sup>2+</sup>

Por fim, o bloco f que compreende os *metais de transição interna* inclui os elementos de comportamento químico mais difícil de compreender. Todos eles estão inclusos na família III-B, porque tem propriedades muito parecidas, uma vez que diferem uns dos outros apenas por elétrons do subnível f – que estão dois níveis abaixo da camada externa.



## TOME NOTA!

A nomenclatura moderna da IUPAC recomenda que as famílias sejam contadas de 1 a 18 na sequência da esquerda para a direita.

Nesse caso, o número de elétrons de valência será igual ao algarismo das unidades da família a que é associado.

Por exemplo, o flúor (família 17) possui sete elétrons de valência. O sódio (família 1) possui apenas um elétron de valência.

As exceções são apenas as famílias 11 e 12 (antigas I-B e II-B), cujas configurações eletrônicas são terminadas com 11 e 12 elétrons de valência, mas, que, de fato, raramente utilizam mais de 1 ou 2 elétrons, respectivamente.

Além disso, a correspondência entre o sistema antigo e o novo pode ser feita facilmente. Os elementos representativos abrangem as famílias 1, 2 e após a 13. Além disso, lembre-se do algarismo das unidades que marca o número de elétrons de valência.

Sendo assim, a família 1 é correspondente a I-A. A família 14 é correspondente a IV-A (mesmo algarismo das unidades). A família 6 é correspondente à família VI-B – já que 6 está fora dos números associados aos elementos representativos.

A seguir, temos as configurações eletrônicas das diferentes famílias. Vale lembrar que, nos metais de transição, existem muitas configurações irregulares.

Mas, buscamos reunir

I-A    ns<sup>1</sup>    Alcalinos

II-A	$ns^2$	Alcalino-terrosos
III-A	$ns^2np^1$	Família do Boro
IV-A	$ns^2np^2$	Família do Carbono
V-A	$ns^2np^3$	Família do Nitrogênio
VI-A	$ns^2np^4$	Calcogênios
VII-A	$ns^2np^5$	Halogênios
VIII-A	$ns^2np^6$	Gases nobres

III-B	$ns^2(n-1)d^1$	Inclui os metais de transição interna
IV-B	$ns^2(n-1)d^2$	
V-B	$ns^2(n-1)d^3$	
VI-B	$ns^2(n-1)d^4$	
VII-B	$ns^2(n-1)d^5$	
VIII-B	$ns^2(n-1)d^6$	
	$ns^2(n-1)d^7$	
	$ns^2(n-1)d^8$	
I-B	$ns^1(n-1)d^{10}$	
II-B	$ns^2(n-1)d^{10}$	

Os metais de transição interna todos pertencem à família III-B ou 3. São divididos em duas séries: a série dos lantanídeos, que abrange os elementos do 6º período, e a série dos actinídeos, que abrange os elementos do 7º período.

É interessante observar que as configurações eletrônicas do lantânio e do actínio são irregulares e não terminam em orbitais **f**.



Porém, como eles possuem 3 elétrons na camada de valência terminada em **d** ou **f**. Por isso, eles pertencem necessariamente à família III-B.

Por estarem localizados na família III-B além do 6° período, eles são sim classificados como **terras raras ou metais de transição interna**.



Atualmente, não se conhecem elementos que precisem de orbitais **g** para sua distribuição no estado fundamental. Porém, já se busca produzir o elemento de número atômico 121, que seria o primeiro a apresentar elétrons no orbital **5g**.

Caso os cientistas tenham sucesso em sintetizá-lo, esse elemento inaugurará a série dos superactinídeos.

### 2.3. Dicas para Decorar os Elementos Representativos

Em muitas situações, é extremamente você reconhecer qual a família de um elemento químico, principalmente em relação aos representativos.

1A – Hoje **Li Na Karas** que **Roberto Carlos** está na **França**.

2A – **Bela Margarida Casou** com o **Sr Barão** do **Rádio**

3A – **Boa Alimentação Garante** **Inteligência Total**

4A – **Comi Siri Gelado Sendo** **Proibido**

5A – **Na Padaria Assei** **Saborosos Biscoitos**

6A – **OS SeTe** **Porquinhos**

7A – **Ficou Claro** que a **Brahma** **Imitou** a **Antártica**

8A – **Helio** **Negou** **Arroz** a **Kristina** e **Xerém** a **Renata**.

Não se preocupe, porque você não precisa enfiar tudo isso agora na sua cabeça. Aqui, utilizaremos a palavra **decorar** no seu sentido original.

“Decorar” vem do latim “de core”, que significa “de coração”. No mesmo sentido, em inglês, “decorar” se traduz como “know by heart”, ou seja, “saber de coração”.

Você vai decorar os elementos representativos, porque você vai vê-los tanto ao longo do nosso estudo de Química que você vai aprendê-los de coração.

## 2.4. Metais, Semimetais, Ametais e Gases Nobres

Os elementos podem ser genericamente classificados em quatro categorias:

- Metais;
- Semi-metais, que, por vezes, são incluído no conjunto dos ametais;
- Ametais ou não-metais;
- Gases Nobres: família VIII-A ou 18.

### 2.4.1. Metais

Os metais são a maioria dos elementos da Tabela Periódica. Apresentam as seguintes propriedades gerais.

- **Boa Condutividade Térmica e Elétrica:** são os melhores condutores de calor e eletricidade que se conhece, com destaque para a prata;
- **Ductibilidade:** podem ser transformados em fios;
- **Maleabilidade:** se deformam quando sofrem impactos mecânicos;
- **Brilho Metálico:** é decorrente de uma grande capacidade de refletir a luz incidente sobre a sua superfície;
- **Formam Cátions:** quando reagem com ametais, formam compostos iônicos em que aparecem como cátions.
- **Estado Sólido:** com exceção do mercúrio e do frâncio, que é radioativo, todos os metais são sólidos à temperatura ambiente.

Essas propriedades podem ser explicadas pela Ligação Metálica, que será estudada mais adiante. Por hora, é importante você saber quais elementos são metais e quais não são.

Como os metais são a grande maioria, recomendo você aprender quais elementos não são metais.

### 2.4.2. Ametais

Os ametais, também denominados não-metais, por sua vez, formam uma escada na Tabela Periódica, sendo limitados por C, P e Se (carbono, fósforo e selênio) e incluindo todos os halogênios (família VII-A ou 17). Verifique na Tabela.



Na Figura 11, os elementos em laranja e em vermelho são os não-metais.

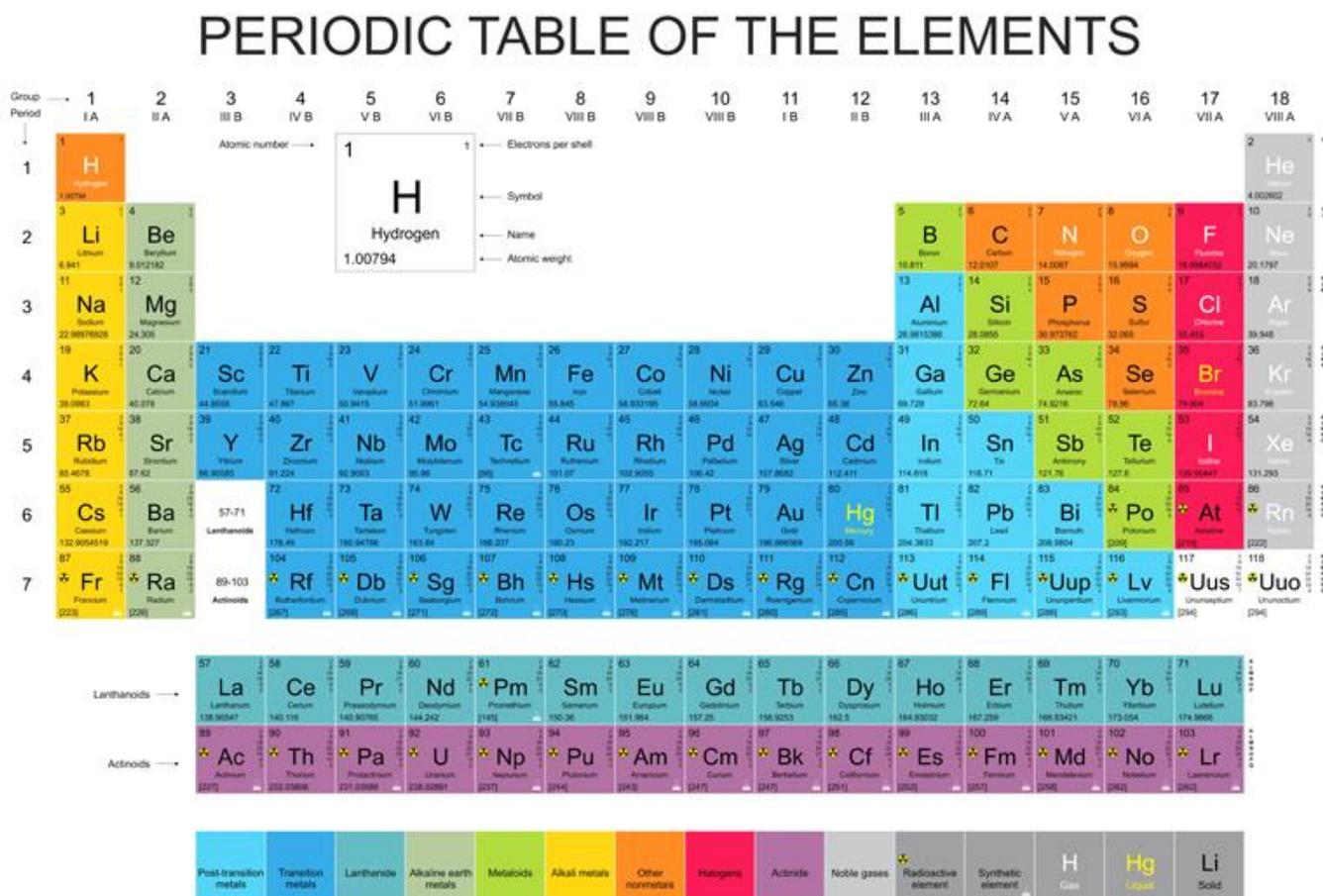


Figura 11: Tabela Periódica Enfocando o Caráter Metálico

O hidrogênio é um caso a parte na Tabela Periódica. Apesar de sua configuração eletrônica ser  $1s^1$ , o que configura a camada de valência de um metal alcalino, ele também apresenta propriedades de halogênio, pois forma o ânion  $H^-$  (hidreto).

Por conta disso, muitas vezes, ele é classificado à parte na Tabela Periódica. De qualquer modo, é consenso que **o hidrogênio é não-metal**.

Os não-metais não compartilham das propriedades dos metais. Não apresentam brilho, são, em regra, maus condutores térmicos e elétricos.

Quando formam compostos iônicos, normalmente formam ânions. Porém, somente os ametais com maior afinidade eletrônica – veremos esse conceito mais adiante – formam ânions simples, como exemplo, podemos apresentar  $F^-$  (fluoreto),  $Cl^-$  (cloreto),  $Br^-$  (brometo),  $I^-$  (iodeto),  $O^{2-}$  (óxido) e  $S^{2-}$  (sulfeto).

Os demais somente formam ânions acompanhados por algum elemento com elevada afinidade eletrônica, geralmente, o oxigênio, por exemplo,  $\text{PO}_4^{3-}$  (fosfato) e  $\text{SeO}_4^{2-}$  (seleniato).

### 2.4.3. Semimetais

Os semi-metais também formam uma escada, que inclui apenas 7 elementos pouco abordados em questões de prova.

A maioria dos seus compostos são covalentes, portanto, **raramente formam compostos iônicos.**

Nos poucos compostos iônicos envolvendo semimetais, eles estão sempre acompanhados por algum elemento com maior afinidade eletrônica, em geral, o oxigênio. O ânion mais conhecido é o silicato ( $\text{SiO}_4^{2-}$ ). Outros ânions de semimetais são: arseniato ( $\text{AsO}_3^-$ ) e o hexafluoroantimoniato ( $\text{SbF}_6^-$ ).

É interessante observar os casos das famílias IV-A e V-A, pois essas famílias possuem elementos que pertencem a três categorias diferentes: metal, semimetal e ametal.

Em decorrência desse fato, as propriedades químicas do carbono (não-metal) são diferentes das propriedades químicas do chumbo (metal). Apesar disso, eles são classificados na mesma família, porque apresentam configuração semelhante na sua camada de valência, ou seja, ambos terminam em  **$ns^2np^2$** .

### 2.4.4. Gases Nobres

Os gases nobres são os elementos da família VIII-A. São os únicos elementos da Tabela Periódica que são encontrados na forma de átomos isolados ou moléculas monoatômicas.

Todos eles são gases com baixíssimo ponto de ebulição. O hélio, por exemplo, é a substância da natureza com menor ponto de ebulição ( $-269^\circ\text{C}$ ), o que é muito próximo do zero absoluto ( $-273^\circ\text{C}$ ). Conseguir imaginar o quão fria é a temperatura necessária para liquefazer esse elemento.

Os gases nobres são pouco reativos e raramente formam compostos, tanto iônicos como moleculares. Comentaremos mais sobre essa característica na Seção sobre a Estabilidade dos Gases Nobres.



Para fins de frisar sobre onde se encontram os metais, semimetais, não-metais e gases nobres, vamos desenhar o esqueleto da Tabela Periódica com as escadas que representam cada uma dessas classes.

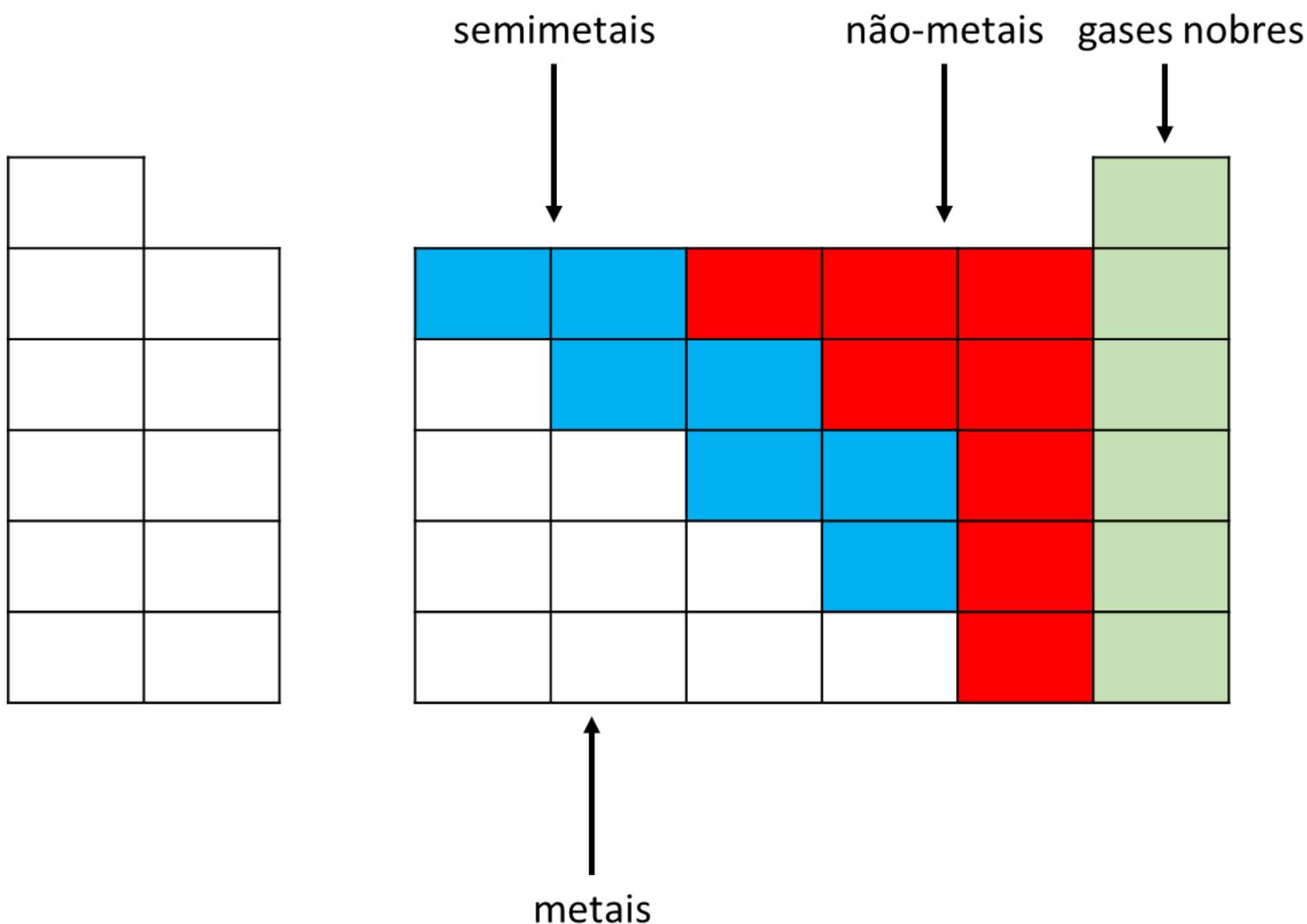


Figura 12: Localização dos Metais, Semimetais, Não-Metais e Gases Nobres

## 2.5. Estados Físicos

A imensa maioria dos elementos da Tabela Periódica são sólidos. Por isso, é útil você decorar apenas os que não são.

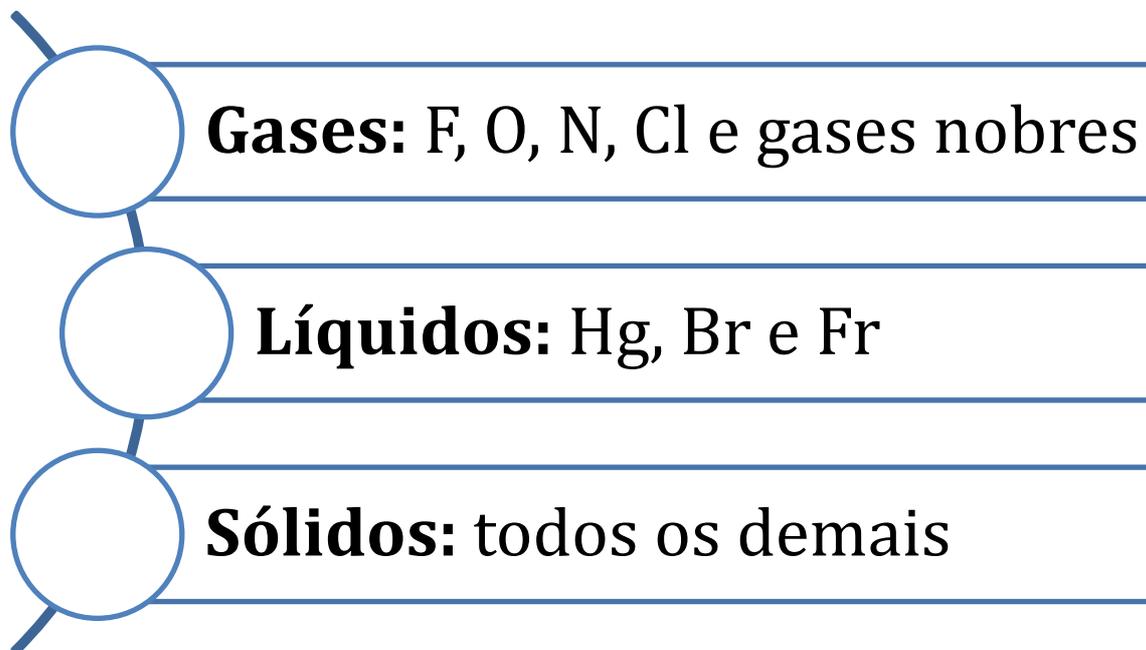


Figura 13: Estados Físicos dos Elementos da Tabela Periódica

Vai ser relativamente fácil você se lembrar da sequência F, O, N, Cl, porque ela também vai aparecer na **Fila de Eletronegatividade**, que veremos ainda nesse capítulo.



### 1. (TFC – 2019 – Inédita)

Assinale a alternativa que apresenta o número atômico de um elemento frequentemente encontrado na natureza na forma de gás monoatômico:

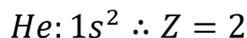
- a) 50
- b) 51
- c) 52
- d) 53
- e) 54

### Comentários

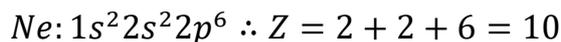
Os gases nobres são encontrados na natureza na forma de gases monoatômicos. Esses elementos pertencem à família 18 ou VIII-A, logo apresentam 8 elétrons na sua camada de valência. Portanto, a sua configuração eletrônica deve terminar em  **$ns^2np^6$** .



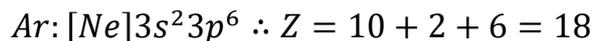
O primeiro gás nobre é o hélio, cujo número atômico é igual a 2.



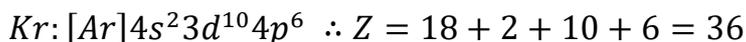
O segundo gás nobre é o neônio, que pertence ao segundo período.



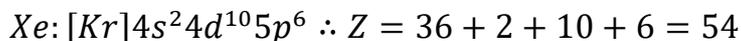
A configuração eletrônica do terceiro gás nobre já pode ser construído com base no neônio.



Depois do argônio, temos que o gás nobre do quarto período é o criptônio.

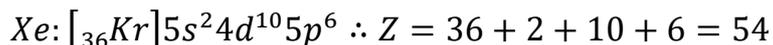


A partir do criptônio, podemos construir a configuração eletrônica do gás nobre do quinto período.



Sendo assim, o gás nobre do quinto período possui 54 elétrons.

A resolução dessa questão poderia ter sido facilitada se o aluno conhecesse algum dos gases nobres anteriores. Por exemplo:



Aliás, eu recomendo bastante que você saiba decorados os números atômicos dos gases nobres, pois facilita bastante a escrita das configurações eletrônicas dos demais elementos.

### **Gabarito: E**

---

## **2. (TFC – 2019 – Inédita)**

Considere as seguintes afirmativas sobre a Tabela Periódica:

I – É impossível que um metal e um não-metal pertençam a mesma família, em virtude de apresentarem propriedades químicas radicalmente diferentes.

II – Dois elementos pertencem à mesma família quando suas configurações eletrônicas na camada de valência são semelhantes, independentemente de possuírem propriedades semelhantes.

III – Os metais são bons condutores de calor e eletricidade. Além disso, são maleáveis e podem ser transformados em fios.

Das afirmações, está(ão) CORRETAS:

a) Apenas I.



- b) Apenas I e II.
- c) Apenas II.
- d) Apenas II e III.
- e) Apenas III.

### Comentários

Vamos analisar individualmente cada uma das afirmativas.

I – A família é definida pela configuração eletrônica da camada de valência. Por exemplo, o carbono (não-metal) e o chumbo (metal) pertencem à mesma família IV-A, porque possuem a mesma configuração eletrônica na camada de valência. Item errado.

II – Isso é algo que o aluno precisa frisar. A família é definida pela configuração eletrônica da camada de valência. Item correto.

III – É isso mesmo! O item resumiu bem tudo o que precisamos saber a respeito dos metais.

### Gabarito: E

---

### 3. (TFC – 2019 – Inédita)

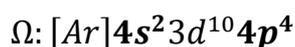
Assinale a alternativa CORRETA a respeito das propriedades dos elementos:

- a) O elemento de configuração eletrônica  $\Omega$ :  $[\text{Ar}]4s^23d^94p^5$  é um halogênio.
- b) O elemento de configuração eletrônica  $\Omega$ :  $[\text{Xe}]6s^24f^2$  é um bom condutor de calor.
- c) O elemento de configuração eletrônica  $\Omega$ :  $[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^6$  forma ânions nos seus compostos iônicos.
- d) O elemento de configuração eletrônica  $\Omega$ :  $[\text{Ar}]3d^{10}4s^1$  pertence à família dos metais alcalinos.
- e) O elemento de configuração eletrônica  $\Omega$ :  $1s^22s^2$  normalmente se apresenta na forma de átomos isolados.

### Comentários

Vamos analisar individualmente cada uma das afirmativas.

- a) É importante observar que a configuração em apreço corresponde a um elemento representativo no estado excitado.



No estado fundamental, o átomo em questão apresenta apenas 6 elétrons na camada de valência, portanto, se trata de um membro da família VI-A. Como é do quarto período, o átomo é o Selênio (Se). Portanto, a letra A está errada.

- b) Como sua configuração eletrônica termina no subnível **4f**, o elemento é um metal de transição. Como todo metal, é um bom condutor de calor. Afirmativa correta.
- c) O elemento é um gás nobre, portanto, não forma cátions nem ânions normalmente. Afirmativa errada.
- d) O metal alcalino do quarto período tem a configuração eletrônica  $[\text{Ar}]4s^1$ . Ao incluir os elétrons do subnível **3d**, temos um metal de transição da família I-B, mais especificamente, o cobre (Cu). Afirmativa errada.
- e) Como a camada de valência tem apenas 2 elétrons, o elemento citado é um metal alcalino-terroso (família II-A). Portanto, é um metal, não um gás nobre. Somente os gases nobres se apresentam como átomos isolados normalmente. Item errado.

**Gabarito: B**

---

#### 4. (TFC – 2019 – Inédita)

Numa sala de aula com ar condicionado, a parte metálica de uma cadeira é, ao toque da mão, mais fria que a parte de plástico. Isso se deve ao fato de que o metal está a uma temperatura inferior, porque é um melhor condutor de calor? Justifique a sua resposta.

#### Comentários

Vale lembrar que o calor é a energia térmica em movimento, não estando diretamente relacionado com a temperatura de um corpo.

Devido ao princípio do Equilíbrio Térmico, o metal está na mesma temperatura do restante da sala. Porém, como o metal é um melhor condutor de calor, ele rouba mais calor da sua mão, produzindo uma sensação de frio.

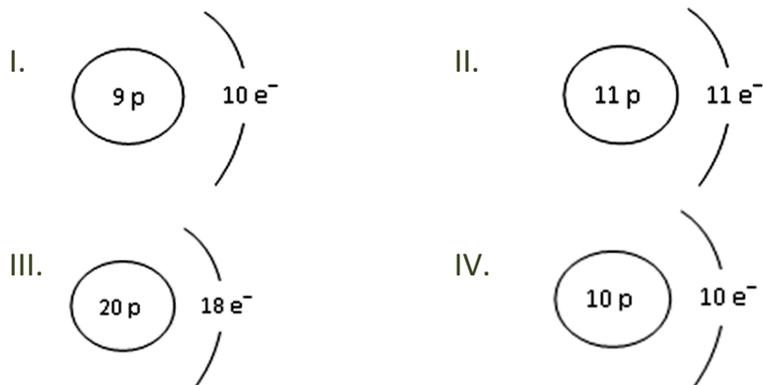
**Gabarito: Errado**

---

#### 5. (IME – 2011)

Considere as espécies de (I) a (IV) e o arcabouço da Tabela Periódica representados a seguir. Assinale a alternativa correta.





- a) A espécie (II) é um gás nobre.
- b) A camada de valência da espécie (I) pode ser representada por:  $ns^2 np^5$ .
- c) A camada de valência da espécie (III) pode ser representada por:  $ns^2 np^6$ .
- d) A espécie (IV) é um metal eletricamente neutro.
- e) As espécies (I) e (III) são cátions.

### Comentários

É natural que o aluno estranhe uma questão com um nível de dificuldade diferente do que estamos acostumados no vestibular do IME. Porém, isso pode acontecer. É importante não se enrolar em questões fáceis. Aproveite para resolver rápido e passar para a próxima. Economize seu precioso tempo na hora da prova.

- a) O neônio é o gás nobre do segundo período, com  $Z = 10$ . Portanto, o elemento (II) possui a configuração eletrônica  $[\text{Ne}]3s^1$ , logo é um metal alcalino. Afirmativa errada.
- b) A espécie (I) possui dez elétrons, logo deve ter a configuração eletrônica de gás nobre. Afirmativa errada.
- c) A espécie (III) tem 18 elétrons, portanto, é isoeletrônica do argônio, que também é gás nobre e possui  $Z = 18$ . Logo, de fato, a sua configuração eletrônica termina em  $3s^2 3p^6$ . Afirmativa correta.
- d) A espécie (IV) possui 10 elétrons, logo, é um gás nobre, mais especificamente, o neônio. Afirmativa errada.



- e) A espécie (I) é um ânion, porque possui carga total negativa e igual a -1. A espécie (II) é, de fato, um cátion, porque possui carga total positiva e igual a +2. Portanto, a afirmativa está errada.

**Gabarito: C**

## 3. Propriedades Periódicas

São as aquelas que **estão relacionadas ao átomo isolado**. Portanto, não dependem da substância em que ele está localizado.

De maneira geral, elas são medidas com o átomo isolado no estado gasoso, pois, nessa situação, liberta-se a espécie química de forças intermoleculares e ligações químicas que poderiam influenciar nas medidas.

No nosso curso digital, estudaremos:

- Raio Atômico;
- Energia de Ionização;

É importante registrar que todas essas propriedades são diretamente influenciadas pela

**Carga Nuclear Efetiva.**

### 3.1. Raio Atômico

À luz da Teoria do Orbital Atômico, os átomos não têm limites, pois existe uma probabilidade, mesmo que muito pequena, de encontrar elétrons a distâncias muito grandes do núcleo. A probabilidade de encontrar o elétron só é nula no infinito.

No entanto, afirmar que o raio atômico de todos os átomos seria infinito não acrescentaria nenhum conhecimento químico significativo.

Por esse motivo, os químicos precisavam encontrar outras formas de definir essa grandeza.

- No caso de metais, o raio atômico (ou raio metálico) é dado pela metade da distância entre núcleos vizinhos numa amostra sólida;
- No caso de não-metais ou semimetais, o raio atômico (ou raio covalente) é definido como a metade da distância de uma ligação simples.



- No caso dos gases nobres, o raio atômico é definido como a metade da distância mínima entre dois átomos em uma amostra.

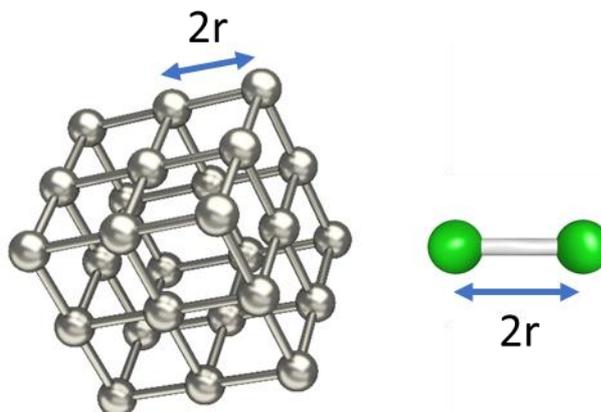


Figura 14: Raio Atômico: Metálico e Covalente (fontes: [8] e [9])

Para fins de determinação do raio atômico, uma ligação covalente ou metálica é interpretada como ilustrado na Figura 15.

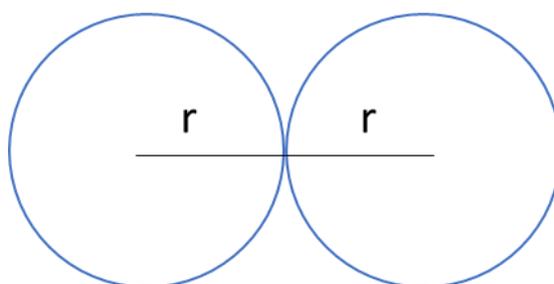


Figura 15: Interpretação das Ligações para a Determinação do Raio Atômico

Os dois principais fatores que influenciam no raio atômico são:

- O período em que está o elemento**, pois quanto mais camadas eletrônicas ele tiver, maior tenderá a ser o seu raio atômico. Sendo assim, o raio atômico **crece para baixo** na Tabela Periódica.
- Quanto maior a **carga nuclear efetiva** sobre o elétron mais externo, mais intensa será a atração que o núcleo exerce sobre ele. Portanto, mais próximo do núcleo, ele tenderá a permanecer. Logo, quanto maior a carga nuclear efetiva, menor será o raio atômico. Como ela cresce para a direita, **o raio atômico cresce para a esquerda**.

Sendo assim, o raio atômico cresce para a direita da tabela periódica, no sentido dos gases nobres, e para baixo.

H 30											He 120	
Li 123	Be 89											Ne 160
Na 157	Mg 136	B 80	C 77	N 74	O 74	F 72						Ar 191
K 203	Ca 14	Al 125	Si 117	P 110	S 104	Cl 99						Kr 200
Rb 216	Sr 191	Ga 125	Ge 122	As 121	Se 114	Br 114						Xe 220
Cs 235	Ba 198	In 150	Sn 140	Sb 141	Te 137	I 133						Rn -
		Tl 155	Pb 146	Bi 152	Po 190	At 200						

Figura 16: Raio Atômico (em pm) dos elementos representativos da Tabela Periódica

Como era de se esperar, numa mesma família, o raio atômico cresce para baixo, no sentido do elemento de maior período.

Além disso, a variação do raio **atômico diminui com o aumento do período**. Vamos examinar o que acontece nos metais alcalinos, por exemplo.

Tabela 6: Raios Metálicos dos Metais Alcalinos

Elemento	Raio atômico (pm)	Varição em Relação ao Elemento Anterior	Carga Nuclear Efetiva (Regra de Slater)
Li	123	-	1,30
Na	157	+27,6%	2,20
K	203	+29,3%	2,20
Rb	216	+6,4%	2,20
Cs	235	+8,8%	2,20

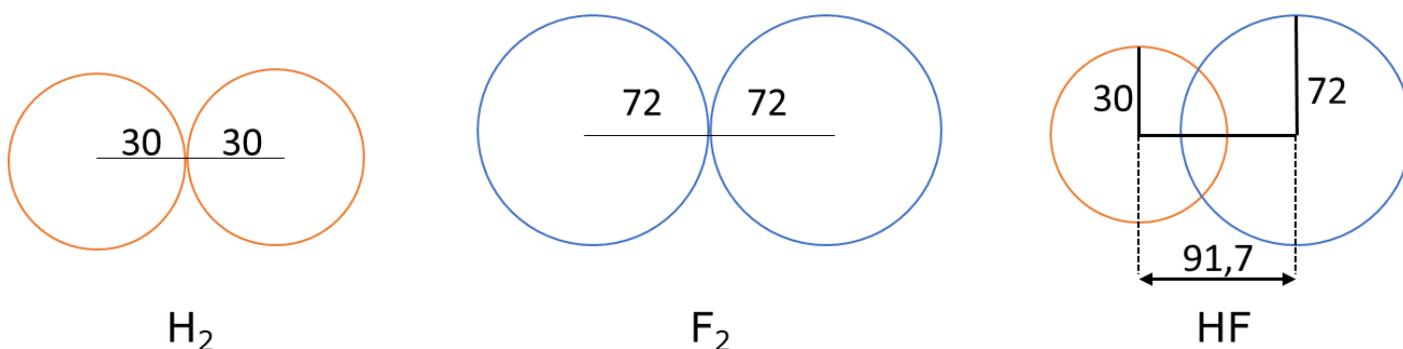
A explicação para essa redução na variação dos raios atômicos decorre do fato que a carga efetiva, calculada pela Regra de Slater, varia pouco a partir do terceiro período.



## PEGADINHA

É importante observar que o raio atômico não pode ser usado para estimar comprimentos de ligação entre moléculas diatômicas. Por exemplo, o raio covalente do hidrogênio é 37 pm e o raio covalente do flúor é 71 pm.

No entanto, a distância de ligação no HF (fluoreto de hidrogênio) é de 91,7 pm que não corresponde à soma dos raios covalentes conhecidos (108 pm).



Com o conhecimento de Ligações Químicas, é, inclusive, bastante compreensível por que a molécula de fluoreto de hidrogênio é mais curta que a soma dos raios covalentes do flúor e do hidrogênio.

Isso acontece, porque, como a ligação HF é mais forte que as ligações  $H_2$  e  $F_2$ , os átomos tendem a se aproximar mais.

No caso dos metais de transição, o efeito da pequena variação de carga efetiva é sentido com ainda maior intensidade. Por exemplo, na família IV-B, os raios atômicos pouco variam. Ainda assim, seguem a regra geral sobre o sentido de crescimento dessa propriedade na tabela periódica.

III-B 3	IV-B 4	V-B 5	VI-B 6	VII-B 7	VIII-B 8	VIII-B 9	VIII-B 10	I-B 11	II-B 12
Sc 144	Ti 132	V 122	Cr 117	Mn 117	Fe 117	Co 116	Ni 115	Cu 117	Zn 125
Y 162	Zr 145	Nb 134	Mo 129	Tc -	Ru 124	Rh 125	Pd 128	Ag 134	Cd 141
La 169	Hf 144	Ta 134	W 130	Re 128	Os 126	Ir 126	Xe 220	Au 134	Hg 144

Figura 17: Raios Atômicos dos Elementos de Transição

O zircônio e o háfnio apresentam muitas propriedades parecidas, como pontes de fusão, ebulição e solubilidades de seus compostos.



#### CURIOSIDADE

O háfnio (Hf) é considerado um dos maiores sucessos de Niels Bohr e foi um dos principais responsáveis por sua projeção internacional.

Em 1922, já se conheciam vários elementos, denominados **terras-raras**, que se situavam entre o 57 (lantânio) e o 71 (lutécio). Porém, o espaço reservado ao elemento de número atômico 72 estava em branco, e não se sabia se aquele elemento seria uma nova terra-rara ou se seria um metal de transição comum.

Niels Bohr elaborou uma previsão teórica de que o elemento 72 não seria uma terra-rara, mas sim que deveria ter propriedades muito parecidas com o zircônio (Zr).

Com o auxílio o físico Dirk Coster e do químico György Hevesy, Bohr conseguiu isolar o elemento 72 de uma amostra de zircônio. Mostrou empiricamente que as propriedades dos dois elementos eram muito parecidas e, portanto, o 72 não seria uma terra-rara, mas sim um metal de transição como o zircônio.

O elemento 72 foi batizado de háfnio em homenagem à cidade de Copenhague, que se chama *hafnia* em latim, onde Bohr desenvolveu seus trabalhos.

Você deve se lembrar que Niels Bohr foi o primeiro a realizar o cálculo experimental do raio da primeira órbita do átomo de hidrogênio, obtendo o valor de 53 pm. O raio atômico do hidrogênio obtido pelo método ilustrado na Figura 15, no entanto, é de 30 pm. Trata-se de um número bastante inferior ao que foi previsto teoricamente por Bohr.

Será que esse resultado é uma refutação ao Modelo Atômico de Bohr? Ou existe algo que podemos inferir a respeito?

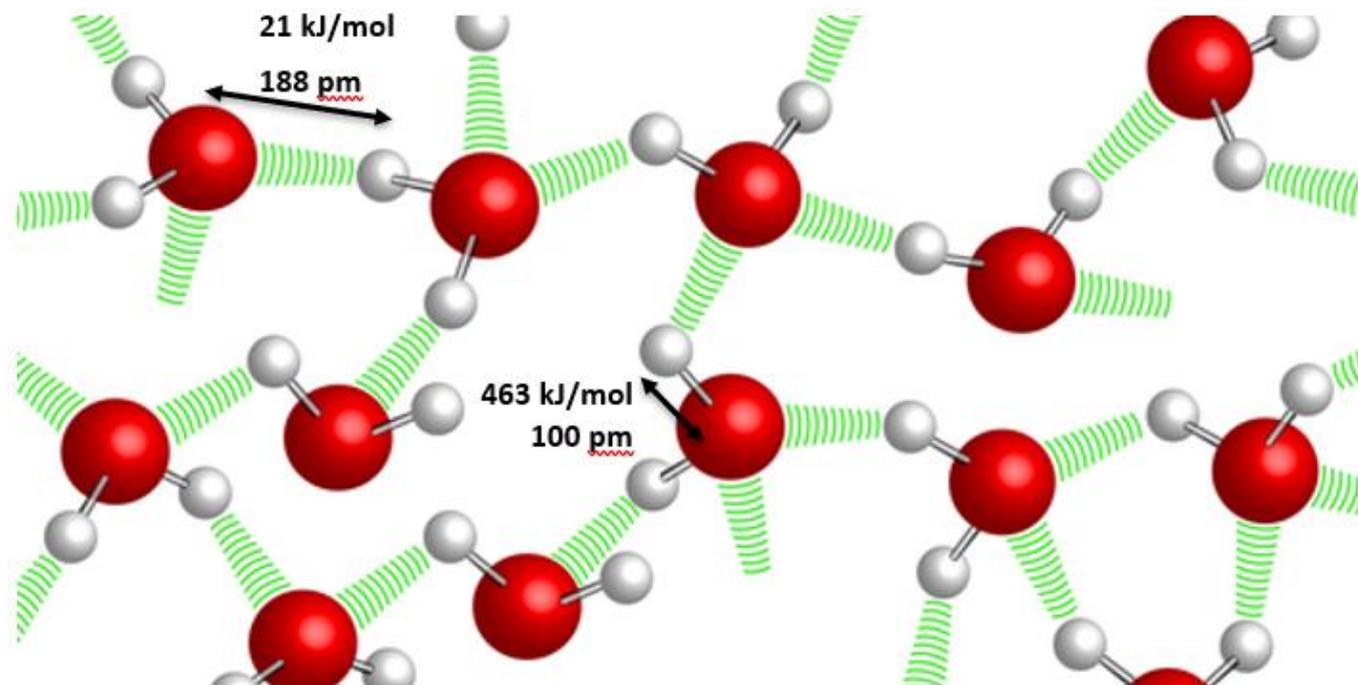


Podemos interpretar essa diferença de resultados como resultante da própria definição moderna do raio atômico. Dois átomos de hidrogênio separados por uma distância grande realmente podem apresentar o raio próximo de 53 pm.

Porém, como eles se atraem para formar uma ligação química, é natural imaginar que as suas eletrosfera vão se comprimir. Em outras palavras, eles vão se aproximar mais, porque o núcleo de um átomo atrai o elétron do outro.

O mesmo efeito podemos observar nos raios atômicos dos gases nobres, que é muito superior ao raio dos halogênios do mesmo período. Isso acontece, porque houve uma mudança grande na forma como é avaliado o raio atômico dos elementos dessa família.

No caso dos gases nobres, o raio atômico é avaliado como metade da distância de uma ligação intermolecular, que é naturalmente muito superior à distância que ocorre normalmente em uma ligação química. Para fins de ilustração desse efeito, vejamos o que acontece com as moléculas de água.



Perceba que a distância de ligação intermolecular nas moléculas de água é 88% maior que a distância de ligação covalente.

É interessante observar o gráfico do Raio Atômico (em pm) em função do número atômico.

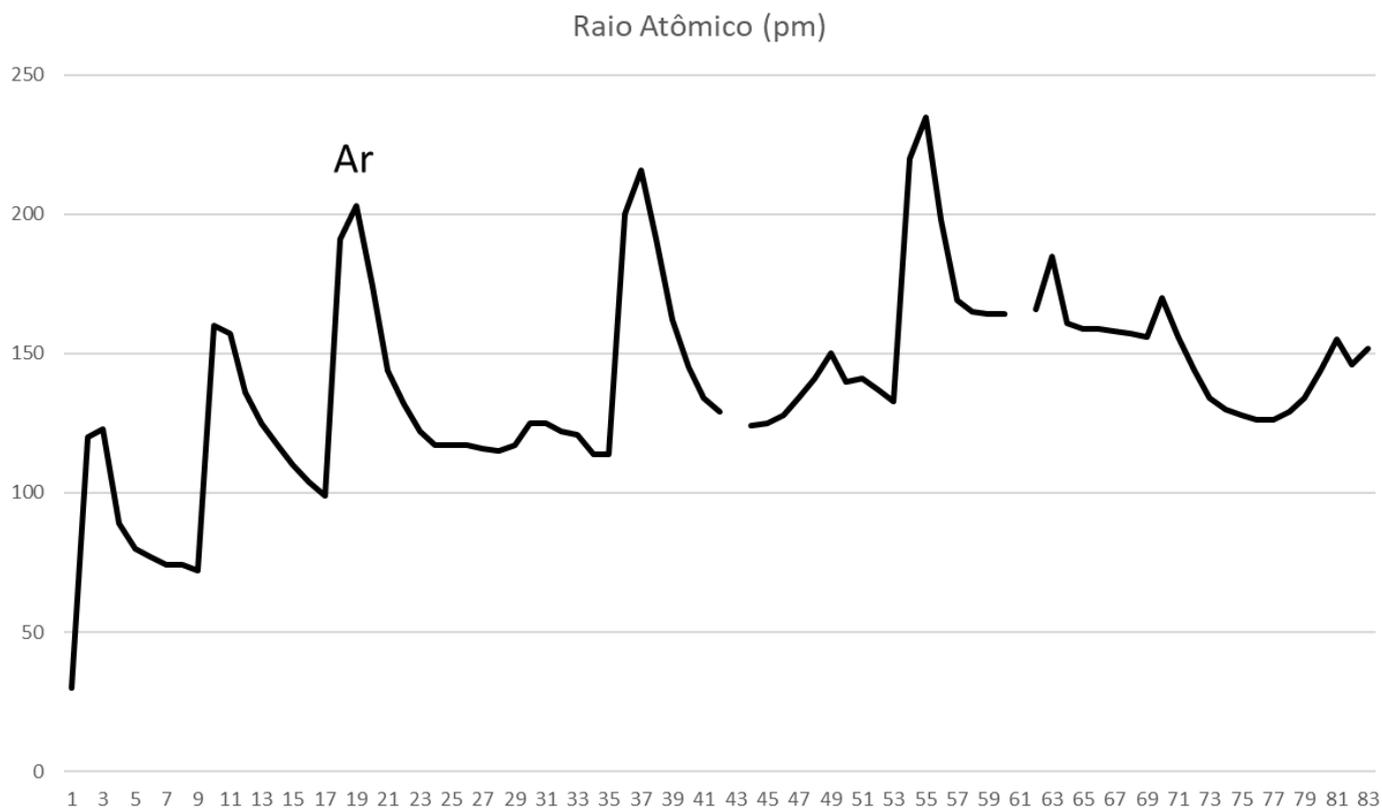


Figura 18: Raio Atômico (em pm) em função do Número Atômico

Nesse gráfico, deixamos dois buracos devido aos elementos tecnécio (Tc) e promécio (Pm), que são artificiais. Portanto, é muito difícil de obter experimentalmente suas propriedades periódicas.

O gráfico mostrado na Figura 18 é o típico das propriedades periódicas. Elas não crescem continuamente com o número atômico.

Em vez disso, podemos observar que o raio atômico:

- cresce persistentemente com o aumento do período;
- decresce da família I-A para VIII-A;
- pouco varia entre os metais de transição.

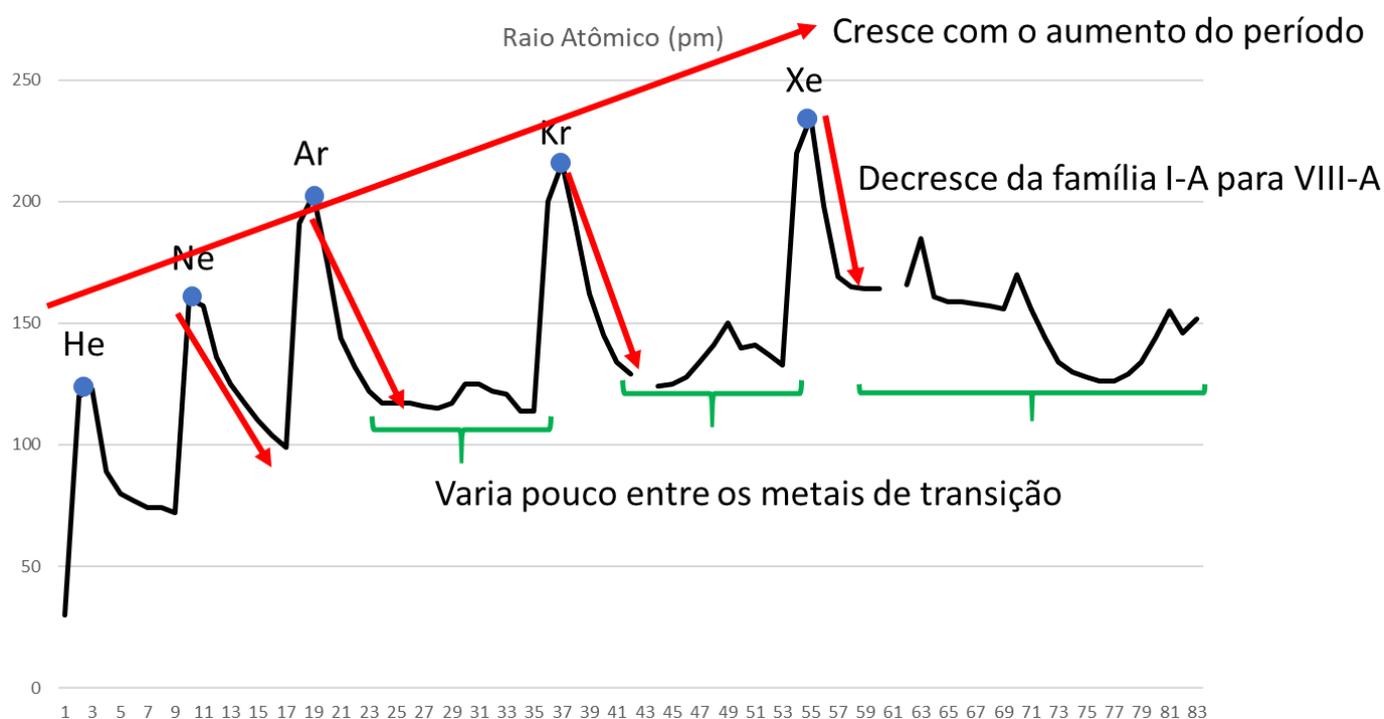


Figura 19: Observações sobre o Gráfico do Raio Atômico em Função do Número Atômico

### 3.2. Raio Iônico

Outra importante propriedade relacionada é o raio iônico, que diz respeito ao raio de íons. Nesse caso, no entanto, existe bastante controvérsia a respeito da definição. Em geral, costuma-se escolher um composto iônico e atribuir uma parte da distância de ligação ao raio de cada elemento.

Embora seja relativamente fácil medir em laboratório a distância entre o cátion e o ânion em um composto iônico, é bastante difícil dividir essa distância em duas partes, atribuindo uma parte ao cátion e outra ao ânion.

O raio iônico de cátions sempre será menor que o raio atômico do elemento correspondente, porque:

- A redução do número de elétrons diminui a blindagem, portanto a carga nuclear efetiva aumenta;
- Em muitos cátions, a camada externa é removida, provocando uma diminuição de período, como é o caso dos metais alcalinos e alcalino-terrosos.

Uma das técnicas mais conhecidas para a determinação dos raios iônicos é a de Landé, que supõe que os íons próximos entram em contato. Por exemplo, considere um corte de um cristal iônico XY de um composto de metal alcalino com halogênios, como LiF, NaCl, KCl.

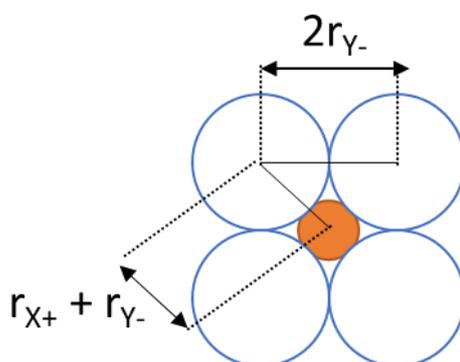


Figura 20: Determinação do Raio Iônico de uma Espécie Química

O raio do ânion pode ser obtido como a metade da distância entre dois ânions no composto. Já a distância entre o cátion e o ânion corresponde à soma dos raios do cátion e do ânion. Como essas distâncias podem ser determinadas facilmente em experimentos, é relativamente fácil determinar os raios iônicos tanto do metal alcalino do haleto.

A Tabela 7 mostra os raios iônicos dos metais alcalinos. Compare com os respectivos raios atômicos.

Tabela 7: Raios Iônicos dos Metais Alcalinos

Cátion	Raio Iônico (pm)
Li <sup>+</sup>	82

Na <sup>+</sup>	110
K <sup>+</sup>	159
Rb <sup>+</sup>	168
Cs <sup>+</sup>	180

Dois pontos importantes a se observar:

- O raio iônico de um cátion é sempre menor que o raio atômico.

*Tabela 8: Comparação entre o Raio Iônico e o Raio Atômico dos Metais Alcalinos*

Cátion	Raio Iônico (pm)	Raio Atômico (pm)
Li <sup>+</sup>	82	123
Na <sup>+</sup>	110	157
K <sup>+</sup>	159	203
Rb <sup>+</sup>	168	216
Cs <sup>+</sup>	180	235

Isso acontece, porque teremos a mesma quantidade de prótons atraindo um número menor de elétrons. Em alguns casos, como os próprios metais alcalinos, quando o elétron é removido, o íon perde uma camada inteira em relação ao átomo neutro.

Extrapolando essa tendência, no caso de elementos que podem formar vários íons, quanto maior for a carga do íon, menor será o seu raio iônico. Tomemos o cromo como exemplo.

*Tabela 9: Raios Iônicos dos Íons Cromo*

Cátion	Raio Iônico (pm)
Cr <sup>2+</sup>	80
Cr <sup>3+</sup>	61
Cr <sup>4+</sup>	55
Cr <sup>5+</sup>	49
Cr <sup>6+</sup>	44

- O raio iônico cresce com o período. Esse comportamento também é esperado, tendo em vista que, quanto maior for o período do elemento, mais camadas de elétrons o seu cátion apresentará. É a mesma lógica do raio atômico.

No caso de raios iônicos, não faz muito sentido estudar o comportamento ao longo da tabela periódica, porque o raio iônico depende da carga do íon.

Porém, é muito importante comparar **os raios iônicos de íons isoeletrônicos**. Em especial, quando os íons possuem exatamente a mesma quantidade de elétrons de um gás nobre, que, em geral, é o íon mais estável de um elemento representativo.

Nesse caso, a regra é muito simples. Na comparação de íons isoeletrônicos, quanto maior for a carga nuclear, menor será o raio iônico. A razão para isso é que teremos **a mesma quantidade de elétrons** sendo atraída por **mais prótons**, portanto, a intensidade da atração será maior, logo o raio iônico será menor.

Vejamos alguns exemplos de tamanhos de raios iônicos.

Tabela 10: Raios iônicos de íons com 18 elétrons

Íon	Número Atômico	Número de Elétrons	Raio Iônico (pm)
S <sup>2-</sup>	16	18	174
Cl <sup>-</sup>	17	18	181
K <sup>+</sup>	19	18	159
Ca <sup>2+</sup>	20	18	106

### 3.3. Energia de Ionização

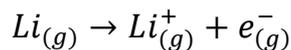
A energia de ionização é uma das propriedades atômicas mais importantes, pois exerce grande influência na forma como os elementos se ligam. Por isso, vamos estudar com bastante calma a sua definição.



**TOME NOTA!**

A energia de ionização é a energia necessária para **retirar um elétron** de uma espécie química **no estado gasoso**.

Por exemplo, a energia de ionização do lítio é a energia necessária para que a seguinte reação aconteça.



Retirar um elétron teoricamente significa colocá-lo a uma distância infinita do núcleo. Porém, considerando que a dimensão nuclear é de alguns fentômetros ( $10^{-15}$  m), uma distância de alguns nanômetros ( $10^{-9}$  m) já pode ser considerada infinitamente grande.

O estado gasoso é necessário, pois é a situação em que o átomo está o mais isolado possível. **Não se pode falar, portanto, da energia de ionização no estado sólido.**

Como só é retirado um elétron no processo de ionização e também deve estar no estado gasoso pelo mesmo motivo.

É possível também obter a energia de ionização de moléculas, caso elas estejam no estado gasoso. É importante que você não confunda com a energia de ionização do átomo.

<b>Energia de Ionização do Cloro (Atômico)</b>	$Cl(g) \rightarrow Cl^+(g) + e^-(g)$
<b>Energia de Ionização da Molécula de Cloro</b>	$Cl_2(g) \rightarrow Cl_2^+(g) + e^-(g)$

Como a maioria dos elementos não se encontra no estado gasoso como átomos isolados, em geral, é necessário fazer algumas transformações físicas e/ou químicas antes de proceder à ionização.

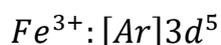
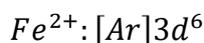
<b>Vaporização de Metais</b>	$Li(s) \rightarrow Li(g)$
<b>Quebra da Ligação de Moléculas de Ametais</b>	$Cl_2(g) \rightarrow 2 Cl(g)$

Esse tipo de tratamento prévio é muito importante para a construção do **Ciclo de Haber-Born**, que será estudado no Capítulo sobre Ligação Iônica. Portanto, é interessante você já começar a se habituar a esses detalhes da Química.



Um cátion é formado sempre retirando **o elétron mais externo**, porque ele é o que sente a menor carga nuclear efetiva, como previsto pela Regra de Slater e mostrado na Questão **Erro! Fonte de referência não encontrada.**

Dessa maneira, considerando que a configuração eletrônica do ferro no estado fundamental é  $Fe: [Ar]4s^23d^6$ , os seus cátions de carga +2 e +3 terão as seguintes configurações eletrônicas.



Alguns elementos formam cátions polivalentes, isto é, com várias cargas positivas. Nesse caso, é necessário destrinchar as várias ionizações que acontecem. Por exemplo, considere a formação do cátion  $Fe^{3+}$ .

<b>Primeira Ionização</b>	$Fe(g) \rightarrow Fe^+(g) + e^-(g)$
<b>Segunda Ionização</b>	$Fe^+(g) \rightarrow Fe^{2+}(g) + e^-(g)$
<b>Terceira Ionização</b>	$Fe^{2+}(g) \rightarrow Fe^{3+}(g) + e^-(g)$

O fator mais importante sobre a **primeira** energia de ionização é o raio atômico. Quanto maior for o raio atômico, mais distante estará o elétron mais externo do núcleo. Portanto, menor será a atração entre eles, logo, menor será a energia necessária para arrancar o elétron.

Dessa maneira, a primeira energia de ionização cresce no sentido **oposto** ao raio atômico. Ela cresce para a direita e para cima.



Erro! Indicador não definido.

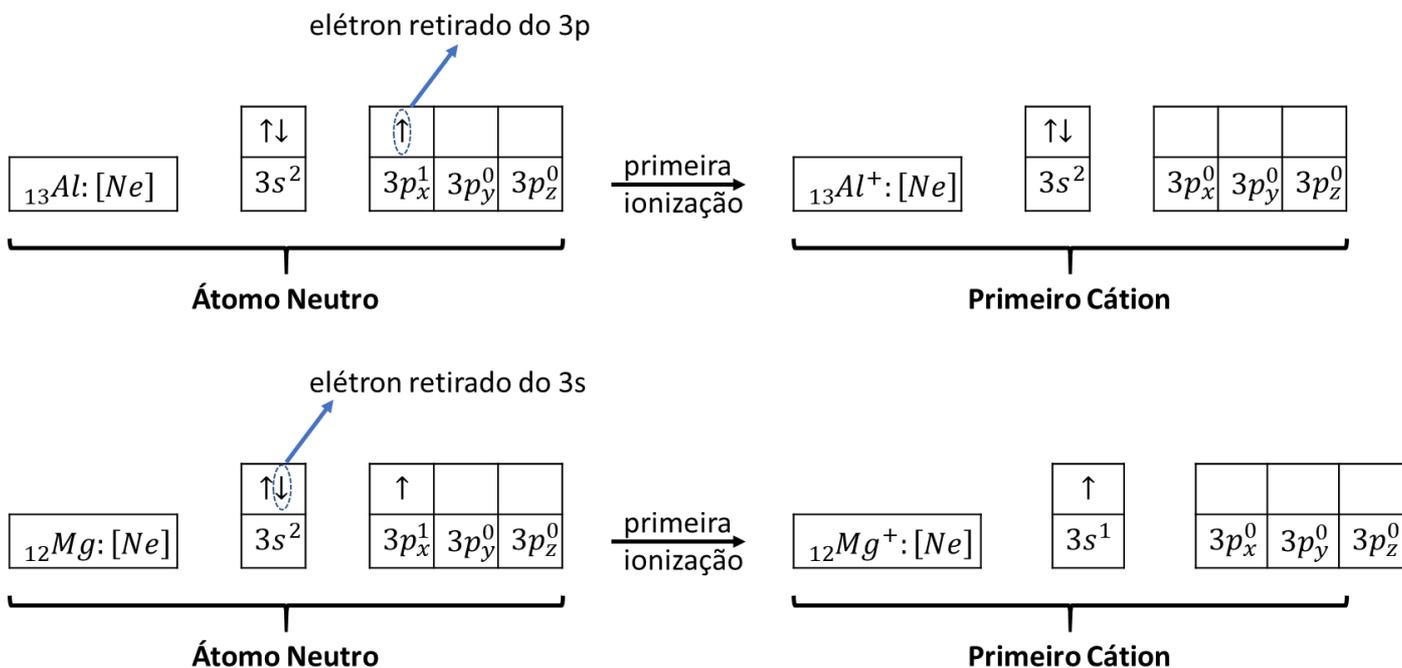
H 1331								He 2372
Li 520	Be 899	B 801	C 1086	N 1403	O 1410	F 1681		Ne 2080
Na 496	Mg 737	Al 577	Si 786	P 1012	S 999	Cl 1255		Ar 1512
K 419	Ca 590	Ga 579	Ge 760	As 947	Se 941	Br 1142		Kr 1351
Rb 403	Sr 549	In 558	Sn 708	Sb 834	Te 869	I 1191		Xe 1170
Cs 376	Ba 503	Tl 589	Pb 715	Bi 703	Po 813	At 912		Rn 1037

Figura 21: Primeiras Energias de Ionização dos Elementos Representativos (em  $\text{kJ mol}^{-1}$ ) – fonte [5]

A respeito das primeiras energias de ionização, temos duas exceções bem interessantes de se comentar:

- A primeira energia de ionização dos elementos da família III-A é inferior à primeira energia de ionização dos elementos da família II-A do mesmo período.

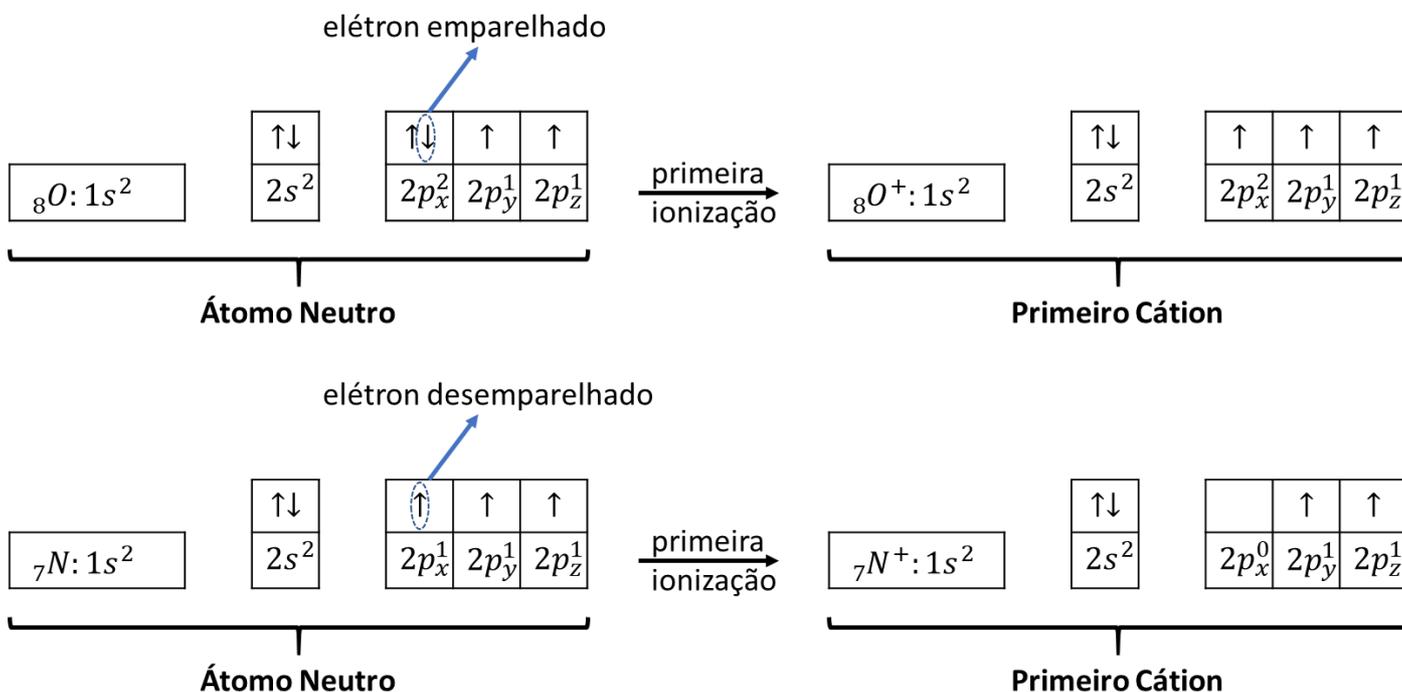
Para entender essa exceção, devemos levar em consideração que o elétron mais externo do **alumínio** está localizado no subnível **3p**, enquanto que o elétron mais externo do **magnésio** está localizado no subnível **3s**.



O subnível **3s** é mais penetrante, ou seja, os seus elétrons estão mais próximos do núcleo que os elétrons do subnível **3p**. Sendo assim, como o alumínio tem seu primeiro elétron retirado de um subnível mais externo, sua primeira energia de ionização acaba sendo menor que a primeira energia de ionização do magnésio.

- A primeira energia de ionização dos elementos da família VI-A é menor que a primeira energia de ionização dos elementos da família V-A do mesmo período.

Para entender essa exceção, vamos observar que o oxigênio apresenta um par de elétrons emparelhados em um de seus orbitais **2p**, enquanto que o nitrogênio não apresenta elétrons emparelhados no seu estado fundamental.



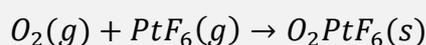
Como elétrons são cargas negativas, eles se repelem, portanto, a situação de um **par de elétrons emparelhados** não é plenamente confortável. Outro ponto que podemos comentar é que o cátion  $O^+$  é mais simétrico que o cátion  $N^+$ . Essa maior simetria torna mais favorável a ionização do oxigênio em detrimento da ionização do nitrogênio.

Quando ionizados, os elementos da família VI-A se livram de um par de elétrons desemparelhados e adquirem uma configuração eletrônica **semiestável**, que é aquela em que existem três elétrons desemparelhados em orbitais **p** separados.

Essa configuração semiestável é importante, pois a mesma exceção não ocorre entre o magnésio e o sódio. Embora o magnésio, ao se ionizar, esteja se liberando de uma situação em que existe um par de elétrons emparelhados, ele não adquire nenhuma configuração semiestável. Por isso, entre o sódio e o magnésio, vale a regra geral.

Retornando ao caso do oxigênio, uma indagação muito frequente entre os químicos era se seria possível obter algum composto em que o oxigênio aparecesse como cátion, devido ao fato de a sua energia de ionização ser menor que o esperado.

Em 1962, o químico Neil Bartlett demonstrou que a reação do oxigênio atmosférico com o hexafluoreto de platina à temperatura ambiente produz um interessante composto iônico.



O composto iônico  $O_2PtF_6$  é extremamente interessante, pois é formado pelo íon dioxigenilo ( $O_2^+$ ), que é um interessante cátion formado pelo átomo de oxigênio.

Como falamos anteriormente, os metais tendem a formar cátions e os não-metais tendem a formar ânions. O próprio oxigênio normalmente aparece nos compostos iônicos na forma de diversos ânions oxigenados, como óxido ( $O^{2-}$ ) e hidróxido ( $OH^-$ ). Porém, existem algumas raras exceções em que um não-metal pode formar um cátion. Tema quentíssimo para uma questão de prova, não acha?

### 3.4. Afinidade Eletrônica

Assim como a energia de ionização, a afinidade eletrônica é muito importante para definir as propriedades reacionais de um elemento, pois determina a sua tendência a formar **ânions**.

Lembre-se que a energia de ionização está relacionada com a tendência de um elemento a formar cátions, enquanto que a afinidade eletrônica está relacionada com a tendência de formar ânions.

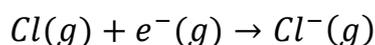
Então, vamos também anotar o conceito dessa propriedade atômica?



**TOME NOTA!**

A energia de ionização é a energia liberada por uma espécie química quando ela **absorve um elétron no estado gasoso**.

Por exemplo, a afinidade eletrônica do cloro é a energia liberada na seguinte reação.



A afinidade eletrônica cresce, em regra, para a direita, no sentido dos halogênios, **experimentando uma brusca redução nos gases nobres**. Também cresce para cima. O cloro é o elemento da tabela periódica de maior afinidade eletrônica – essa é uma exceção, pois o esperado seria o flúor.

É interessante destacar que a afinidade eletrônica está relacionada à energia liberada. Na Física, energia liberada é normalmente assinalada com o sinal negativo. Por isso, dizemos que um elemento possui maior afinidade eletrônica quando a energia envolvida na reação é **mais negativa**.

H -0,76						He +0,22	
Li -0,62	Be +0,20	B -0,28	C -1,26	N +0,07	O -1,46	F -3,40	Ne +0,30
Na -0,55	Mg +0,20	Al -0,45	Si -1,9	P -0,75	S -2,07	Cl -3,62	Ar +0,36
K -0,50	Ca +0,10	Ga -0,30	Ge -1,20	As -0,81	Se -2,02	Br -3,37	Kr +0,40
Rb -0,49	Sr +0,05	In -0,30	Sn -1,20	Sb -1,07	Te -1,97	I -3,06	Xe +0,43
Cs -0,47	Ba +0,15	Tl -0,21	Pb -0,36	Bi -0,94	Po -1,90	At -2,80	Rn +0,43

Figura 22: Comportamento da Afinidade Eletrônica na Tabela Periódica

Na Figura 22, vemos que a afinidade eletrônica de um elemento pode ser negativa ou positiva. Por outro lado, a energia de ionização é **sempre positiva**, ou seja, um elemento qualquer no estado gasoso sempre vai precisar absorver energia para perder um elétron.

A baixa afinidade dos gases pode ser facilmente compreendida se notarmos que os ânions  $He^-$ ,  $Ar^-$ ,  $Kr^-$ ,  $Xe^-$ ,  $Rn^-$  têm eletrosferas de metais alcalinos, respectivamente,  $Li$ ,  $Na$ ,  $K$ ,  $Rb$ ,  $Cs$ . Por isso, esses ânions apresentam a mesma blindagem, porém um próton a menos.

Tabela 11: Cargas Nucleares Efetivas sobre o Sódio e o ânion Neoneto

Subnível	Na	$Ne^-$
1s	10,65	9,65
2s	6,55	5,75
2p	6,80	5,75
3s	2,50	1,50

Da Tabela 11, temos que a carga nuclear efetiva sobre o último elétron do íon  $Ne^-$  é muito pequena, portanto ele é facilmente ionizável, regenerando o átomo de gás nobre Ne.

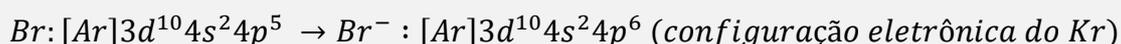
De maneira sucinta, podemos afirmar que a Regra do Octeto também se aplica para não-metals.

**Regra do Octeto para não-metals:** em compostos iônicos, os não-metals tendem a absorver elétrons, formando ânions, cuja configuração eletrônica é a mesma de um gás nobre.

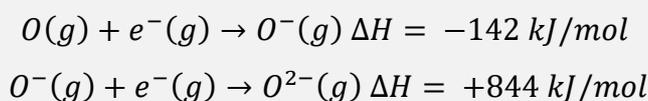
Dessa maneira, o oxigênio da família VI-A possui 6 elétrons na camada de valência, logo precisa absorver dois elétrons para chegar à mesma configuração eletrônica de um gás nobre, no caso, o neônio (Ne:  $1s^2 2s^2 2p^6$ ).



No caso de um halogênio (família VII-A), como o bromo, que apresenta 7 elétrons na camada de valência, ele precisa absorver um elétron para chegar à configuração eletrônica de um gás nobre. Nesse caso, o criptônio.



A segunda afinidade eletrônica de um elemento qualquer com certeza será negativa. Sempre será necessário absorver energia para aproximar um ânion de carga negativa de um elétron. Mas esse fato não altera a Regra do Octeto.



Não faremos um estudo tão aprofundado da Afinidade Eletrônica como fizemos para a Energia de Ionização, porque existem raras exceções do lado dos não-metals. Em compostos iônicos, é muito raro que um não-metal forme íons que não sigam a Regra do Octeto.

Da mesma forma que vimos para a Energia de Ionização, existem exceções bastante análogas para a Afinidade Eletrônica.

As afinidades eletrônicas dos elementos da família II-A são anormalmente baixas, porque a sua afinidade eletrônica implicaria absorver um elétron para inaugurar o subnível **p**. O elétron lá localizado sofreria, portanto, uma baixíssima carga nuclear efetiva.

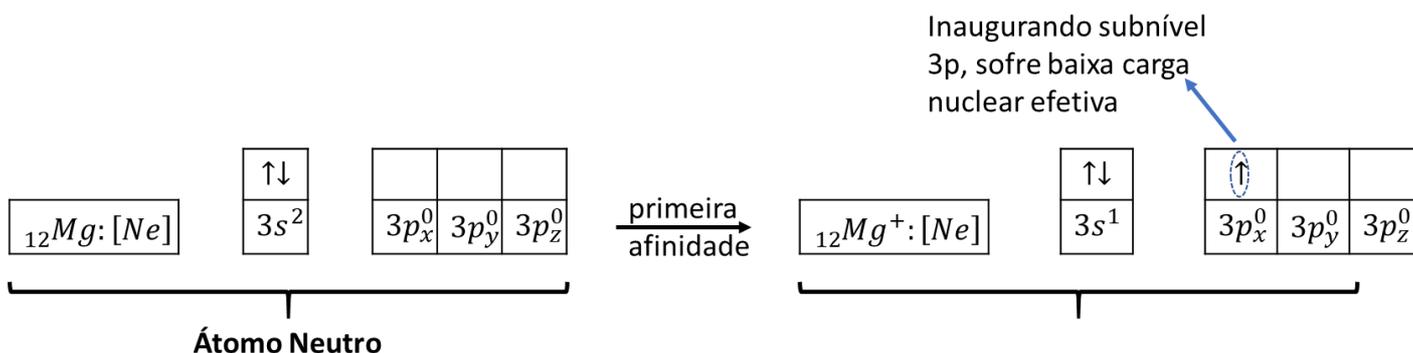


Figura 23: Baixa Afinidade Eletrônica do Magnésio (Mg)

A segunda exceção que podemos observar é que o cloro possui maior afinidade eletrônica que o flúor. Gostaria de lhe pedir licença para falar sobre isso no Capítulo sobre Acidez e Basicidade, pois é lá que esse fato terá maior relevância.

Outro fato notável é que as afinidades eletrônicas dos elementos da família V-A são muito baixas. O nitrogênio, por exemplo, tem uma afinidade eletrônica menor que a do carbono. Isso acontece, porque o nitrogênio já possui o orbital 2p com vários elétrons desemparelhados. Absorver um novo elétron implicaria emparelhar elétrons, o que é uma situação desconfortável.

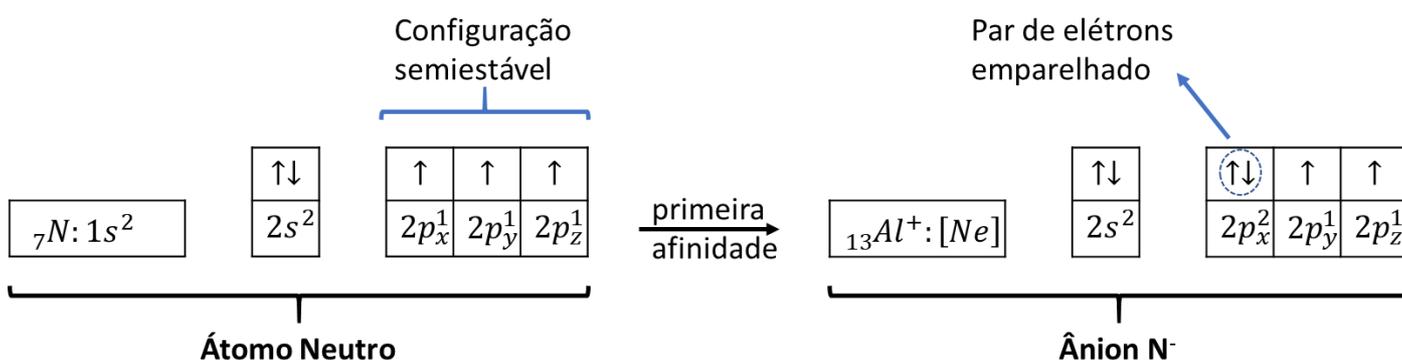


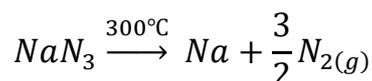
Figura 24: Baixa Afinidade Eletrônica do Nitrogênio (N)

A principal consequência disso é que, embora seja não-metal típico, **o nitrogênio raramente forma ânions**, como o nitreto  $\text{N}^{3-}$ .



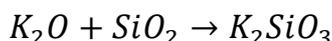
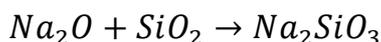
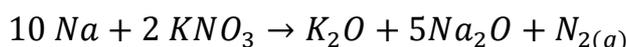
### Azida de Sódio e os airbags de automóveis

Um dos poucos ânions formados pelo nitrogênio é o  $N_3^-$ , conhecido como azida, azoteto ou trinitreto, que forma, por exemplo, a azida de sódio:  $NaN_3$ . Esse composto é bastante solúvel em água e em amônia líquida, porém se decompõe por aquecimento:



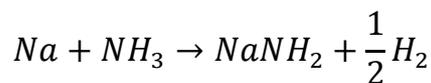
Por conta dessa propriedade, o azoteto de sódio é frequentemente utilizado em airbags de veículos. Observe que esse sal é uma maneira muito eficiente de transportar volumes de gás. Quando estudarmos o Capítulo sobre Gases, veremos que 1 mol de fórmulas de azoteto de sódio (65 g ou 0,035L), ao se decompor, produz 33,6L de gás à pressão atmosférica. É por isso que os airbags se expandem tanto.

O sódio metálico formado como subproduto é um potencial perigo, pois, em contato com a pele, reage vigorosamente com a água formando soda cáustica. Por isso, os airbags contém outros reagentes, como o nitrato de potássio ( $KNO_3$ ) e a sílica ( $SiO_2$ ), que convertem o sódio em um inerte “vidro alcalino”. [4]



Outra aplicação importante da azida de sódio é o transporte do sódio metálico. O sódio metálico reage vigorosamente tanto com o oxigênio atmosférico, formando óxidos, como com a água, formando soda cáustica. No entanto, a azida de sódio é bastante relativamente inerte à temperatura ambiente e pode ser transportada em solução aquosa ou amoniacal. O sódio metálico, por fim, é facilmente regenerado pelo aquecimento da solução.

O método mais comum de síntese da azida de sódio é o “Processo Wislicenus”, partindo do sódio metálico e da amônia, liberando hidrogênio. Essa é uma reação de deslocamento – reações semelhantes serão estudadas no Capítulo sobre Oxirredução.



A amida de sódio ( $\text{NaNH}_2$ ) é um importante reagente em Química Orgânica. Ela pode ser combinada com óxido nitroso ( $\text{N}_2\text{O}$ ) para formar a azida de sódio.



Vamos sintetizar o que aprendemos sobre Afinidade Eletrônica.

Deve ser aferida no estado gasoso

Cresce no sentido da Carga Nuclear Efetiva

O nitrogênio possui afinidade eletrônica muito menor que o esperado, por isso raramente forma ânions

### 3.5. Estabilidade Eletrônica dos Gases Nobres

Os gases nobres apresentam elevadas energias de ionização e baixas afinidades eletrônicas. Por conta disso, eles têm grande dificuldade de formar compostos iônicos, seja como cátions ou como ânions.

Eles são os únicos elementos que se apresentam normalmente na natureza na forma de átomos isolados.

Por essas razões, foi proposta a Regra do Octeto. Segundo essa regra, os gases nobres já apresentam sua camada de valência estável. Todos os demais elementos precisam reagir para atingir a configuração eletrônica semelhante a um gás nobre.

A Regra do Octeto para compostos iônicos pode ser sintetizada pela Figura 25.





O gálio (Ga) é um interessante metal, que é sólido à temperatura ambiente, porém apresenta baixa temperatura de fusão (29,8 °C). Devido a isso, ele se funde quando segurado por uma mão humana. O cromo (Cr) é um metal usado na proteção contra a corrosão do ferro, sendo um elemento constituinte de aços inoxidáveis. O potássio (K), por sua vez, é muito importante nos sistemas biológicos, como a bomba de sódio e potássio.

Assinale a alternativa que apresenta esses elementos em ordem crescente de tamanho.

- a)  $Ga < Cr < K$ .
- b)  $Cr < K < Ga$ .
- c)  $Ga < K < Cr$ .
- d)  $Cr < K < Ga$ .
- e)  $K < Cr < Ga$ .

### Comentários

Nas questões que nos pedem para ordenar elementos de acordo com suas propriedades, é útil criar um rascunho da Tabela Periódica na sua prova. Para isso, são muito úteis as frases.

**1A** – Hoje **Li Na Karas** que **Roberto Carlos** está na **França**.

**3A** – Boa **Alimentação** **Garante** **Inteligência** **Total**

O cromo, por sua vez, é um metal de transição. Quando uma questão cobrar um metal de transição, sem fornecer a sua localização na Tabela Periódica, recomendamos considerar que está no mesmo período que os elementos representativos que foram fornecidos. E, de fato, o cromo pertence ao quarto período. Assim, podemos localizar o potássio e o célio na família I-A e o gálio na família III-A.



		←							
		I-A	II-A	III-A	IV-A	V-A	VI-A	VII-A	VIII-A
		1	2	3	4	5	6	7	8
<b>Raio atômico</b>	↓	H							
		Li		B					
		Na		Al					
		<b>K</b>		<b>Ga</b>					
		Rb		In					
		<b>Cs</b>		Tl					

Como o raio atômico cresce para a esquerda na Tabela Periódica, o potássio apresenta raio maior que o cromo e o gálio. Como o céσιο está abaixo do potássio, o seu raio é maior. Portanto, a ordem de crescimento do raio atômico é:



**Gabarito: A**

### 7. (TFC – 2019 – Inédita)

Considere as seguintes proposições a respeito das propriedades periódicas.

I – O raio iônico em espécies químicas isoeletrônicas cresce com o aumento do número atômico.

II – O raio atômico do hidrogênio é igual à metade da menor distância entre duas moléculas nas condições padrão.

III – Num mesmo período, o raio atômico aumenta com o aumento do número atômico.

Está(ão) CORRETA(s):

- a) Apenas I.
- b) Apenas I e II.
- c) Apenas II.
- d) Apenas II e III.
- e) I, II e III.

### Comentários



Vamos analisar os itens:

I – Se duas espécies químicas apresentam o mesmo número de elétrons, quanto maior o número atômico, maior é a força de atração entre o núcleo e esses elétrons. Logo, menor será o raio iônico. Afirmativa correta.

II – O raio atômico do hidrogênio é igual à metade da distância de ligação química, ou seja, entre dois átomos da mesma molécula. Afirmativa errada.

III – O raio atômico cresce para a direita e para baixo. No mesmo período, portanto, o raio atômico cresce para esquerda, ou seja, ele diminui com o aumento do número atômico. Afirmativa errada.



Portanto, somente o item I está correto.

**Gabarito: A**

## 8. (TFC – Inédita)

A organização dos metais alcalinos, por ordens crescentes para o aumento do raio atômico e da energia de ionização, são respectivamente:

- a)  $Li < Na < K < Rb < Cs$  e  $Li > Na > K > Rb > Cs$
- b)  $Li < Na < K < Rb < Cs$  e  $Cs < Rb < K < Na < Li$
- c)  $Li > Na > K > Rb > Cs$  e  $Li > Na > K > Rb > Cs$
- d)  $Li > Na > K > Rb > Cs$  e  $Cs < Rb < K < Na < Li$

## Comentários

Em uma família qualquer, o raio atômico cresce para baixo e a energia de ionização cresce para cima na Tabela Periódica. Precisamos, portanto, apenas ordenar a família dos metais alcalinos (I-A).

Lembre-se da frase: “Hoje Li **Na** Karas que **Roberto Carlos** está na **França**”



H									
Li									
Na									
K									
Rb									
Cs									

Portanto, a ordem dos raios atômicos é:  $\text{Li} < \text{Na} < \text{K} < \text{Rb} < \text{Cs}$ . Já a ordem da energia de ionização é inversa:  $\text{Cs} < \text{Rb} < \text{K} < \text{Na} < \text{Li}$ .

**Gabarito: B**

### 9. (TFC – 2019 – Inédita)

Assinale a afirmativa ERRADA a respeito das propriedades periódicas de diversos elementos:

- O cálcio possui raio atômico maior que o magnésio.
- O lítio possui raio atômico maior que o berílio.
- Considerando as espécies químicas  $\text{Na}^+$ ,  $\text{O}^{2-}$  e Ne, a ordem crescente dos raios iônicos é:  $\text{O}^{2-} > \text{Ne} > \text{Na}^+$ .
- A energia de ionização do sódio corresponde à energia envolvida na reação  $\text{Na(s)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{g}) + \text{e}^-$ .
- A energia de ionização do íon  $\text{Mg}^+$  é menor que a energia de ionização do íon  $\text{Mg}^{2+}$ .

### Comentários

Primeiramente, você deve se lembrar que o raio atômico cresce para a esquerda e para baixo na Tabela Periódica.

- Na família II-A, devemos nos lembrar da frase: Bela **Margarida Casou** com o Sr Barão do Rádio. Portanto, o cálcio está abaixo do magnésio, logo apresenta raio atômico maior. Afirmativa correta.
- O lítio pertence à família I-A e o berílio à família II-A. Ambos no mesmo período. Como o raio atômico cresce para a esquerda, o raio do lítio é, de fato, maior que o raio do berílio. Afirmativa correta.

- c) As três espécies são isoeletrônicas, portanto, quanto maior o número atômico, menor será o raio iônico. Considerando os números atômicos  $_{11}\text{Na}$ ,  $_{8}\text{O}$  e  $_{10}\text{Ne}$ , temos que, de fato, o oxigênio é o maior e o sódio é o menor. Afirmativa correta.
- d) A energia de ionização deve ser aferida no estado gasoso, não no estado sólido. Afirmativa errada.
- e) A ionização do  $\text{Mg}^+$  requer separar um elétron de duas cargas positivas, enquanto que a ionização do  $\text{Mg}^{2+}$  requer separar um elétron de três cargas positivas.



Como as cargas envolvidas aumentaram, é natural que a energia de ionização também aumente. Somado a isso, podemos citar que o segundo elétron do magnésio é retirado do subnível **3p**, enquanto que o terceiro é retirado do subnível **3s**. Portanto, a mudança de subnível contribui para aumentar ainda mais a terceira energia de ionização.

Essa é uma regra que podemos estabelecer. A segunda energia de ionização é sempre maior que a primeira; a terceira é sempre maior que a segunda; e, assim, por diante.

Afirmativa correta.

**Gabarito: D**

---

Finalizamos aqui a nossa teoria por hoje. Agora, você terá uma bateria de exercícios.



## 4. Lista de Questões Propostas

### 1. (TFC – 2019 – Inédita)

Assinale a alternativa que apresenta o número atômico de um elemento frequentemente encontrado na natureza na forma de gás monoatômico:

- a) 50
- b) 51
- c) 52
- d) 53
- e) 54

### 2. (TFC – 2019 – Inédita)

Considere as seguintes afirmativas sobre a Tabela Periódica:

I – É impossível que um metal e um não-metal pertençam a mesma família, em virtude de apresentarem propriedades químicas radicalmente diferentes.

II – Dois elementos pertencem à mesma família quando suas configurações eletrônicas na camada de valência são semelhantes, independentemente de possuírem propriedades semelhantes.

III – Os metais são bons condutores de calor e eletricidade. Além disso, são maleáveis e podem ser transformados em fios.

Das afirmações, está(ão) CORRETAS:

- a) Apenas I.
- b) Apenas I e II.
- c) Apenas II.
- d) Apenas II e III.
- e) Apenas III.

### 3. (TFC – 2019 – Inédita)

Assinale a alternativa CORRETA a respeito das propriedades dos elementos:

- a) O elemento de configuração eletrônica  $\Omega$ :  $[\text{Ar}]4s^23d^94p^5$  é um halogênio.
- b) O elemento de configuração eletrônica  $\Omega$ :  $[\text{Xe}]6s^24f^2$  é um bom condutor de calor.





## 6. (TFC – Inédita)

O gálio (Ga) é um interessante metal, que é sólido à temperatura ambiente, porém apresenta baixa temperatura de fusão (29,8 °C). Devido a isso, ele se funde quando segurado por uma mão humana. O cromo (Cr) é um metal usado na proteção contra a corrosão do ferro, sendo um elemento constituinte de aços inoxidáveis. O potássio (K), por sua vez, é muito importante nos sistemas biológicos, como a bomba de sódio e potássio.

Assinale a alternativa que apresenta esses elementos em ordem crescente de tamanho.

- a)  $Ga < Cr < K$ .
- b)  $Cr < K < Ga$ .
- c)  $Ga < K < Cr$
- d)  $Cr < K < Ga$ .
- e)  $K < Cr < Ga$

## 7. (TFC – 2019 – Inédita)

Considere as seguintes proposições a respeito das propriedades periódicas.

I – O raio iônico em espécies químicas isoeletrônicas cresce com o aumento do número atômico.

II – O raio atômico do hidrogênio é igual à metade da menor distância entre duas moléculas nas condições padrão.

III – Num mesmo período, o raio atômico aumenta com o aumento do número atômico.

Está(ão) CORRETA(s):

- a) Apenas I.
- b) Apenas I e II.
- c) Apenas II.
- d) Apenas II e III.
- e) I, II e III.

## 8. (TFC – Inédita)

A organização dos metais alcalinos, por ordens crescentes para o aumento do raio atômico e da energia de ionização, são respectivamente:

- a)  $Li < Na < K < Rb < Cs$  e  $Li > Na > K > Rb > Cs$
- b)  $Li < Na < K < Rb < Cs$  e  $Cs < Rb < K < Na < Li$





*I – O elemento representado por 5 apresenta variantes alotrópicas quando forma moléculas de substâncias compostas.*

*II – A quantidade de elétrons que o elemento representado por 1 ganha é a mesma que aquele representado por 6 perde quando ambos sofrem ionização.*

*III – O elemento representado por 3 forma ligações covalentes quando se liga ao hidrogênio.*

*IV – O elemento indicado por 4 forma a substância simples mais abundante na atmosfera terrestre, e o elemento indicado por 2 faz parte da composição dos ossos humanos.*

*Assinale a opção correta.*

- a) Apenas as afirmativas I e II são verdadeiras.*
- b) Apenas as afirmativas III e IV são verdadeiras.*
- c) Apenas as afirmativas I, III e IV são verdadeiras.*
- d) Apenas as afirmativas I e III são verdadeiras.*
- e) Apenas as afirmativas II, III e IV são verdadeiras.*

## **12. (Colégio Naval – 2014)**

*A apresentação dos elementos na tabela periódica moderna é feita de forma que a principal característica de cada um determine a sua posição relativa aos demais elementos.*

*Quanto à sua ordenação dos elementos na tabela e ao significado da característica que determina sua posição, é correto afirmar que a organização se dá em ordem:*

- a) crescente de massa atômica, pois o aumento de prótons determina o aumento também da quantidade de nêutrons.*
- b) crescente de carga nuclear, pois não há átomos de elementos diferentes com o mesmo número de prótons.*
- c) decrescente de estabilidade dos elementos, pois quanto mais para baixo na tabela, maior a quantidade de elementos artificiais.*
- d) decrescente de tempo de identificação dos elementos, pois, na parte inferior da tabela, estão os elementos de descoberta mais recente.*
- e) aleatória de massa atômica, uma vez que diferentes átomos de um mesmo elemento podem apresentar diferentes cargas nucleares.*

## **13. (Colégio Naval – 2013)**



*"Cientistas podem ter encontrado a partícula de Deus." Com essa frase estampada em manchetes pelo mundo, o maior experimento científico do planeta recuperou parte de sua reputação. Devido a uma falha de soldagem, o CERN, uma máquina de US\$10 bilhões ficou inoperante por mais de um ano mas sua pista de 27 km enterrada sob a fronteira entre a França e a Suíça produziu resultados que podem justificar o investimento e uma das ideias mais importantes da física pode ser comprovada: o bóson de Higgs, mais conhecido por partícula de Deus.*

*Os cientistas provocaram no CERN, colisões frontais entre pedaços de átomos, criando explosões com intensidades similares à do Big Bang, mas confinadas a um espaço ínfimo. No meio dessas explosões deveriam aparecer bósons de Higgs soltos, assim como havia há 13,7 bilhões de anos, segundo a teoria idealizada por Petter Higgs em 1966. Naquele estágio inicial do Cosmos, o que chamamos massa ainda não existia: era uma coleção de partículas subatômicas movendo-se à velocidade da luz. Num certo momento, os chamados bósons de Higgs, que estavam espalhados por todo o universo, uniram-se e formaram um "oceano" invisível - o Oceano de Higgs, dando origem a matéria como a conhecemos hoje. Para algumas outras partículas que vagavam pelo universo - como os fótons - nada mudou mas para outras, como os quarks (que formam basicamente toda a matéria), fez toda a diferença. Atribui-se o nome de "massa" à força que os quarks fazem para atravessar esse oceano. Ou seja, sem os bósons, a matéria não existiria.*

*(texto adaptado do artigo publicado na Revista Superinteressante de fevereiro de 2012)*

*A partir das ideias de Higgs e dos experimentos apresentados no texto, é correto afirmar que:*

- a) as partículas elementares da matéria foram inicialmente formadas por bósons e fótons.*
- b) os quarks se fragmentaram no início do universo dando origem aos bósons.*
- c) os bósons deram origem aos quarks, e estes aos prótons, elétrons e nêutrons.*
- d) prótons, elétrons e neutrons uniram-se há 13, 7 bilhões de anos para formar os fótons, e destes originaram-se os quarks.*
- e) o oceano de Higgs originou a matéria como conhecida hoje a partir da associação de bósons, fótons e quarks.*

#### **14. (Colégio Naval – 2010)**

*Demorou muito tempo para que a descoberta da equipe alemã do Centro para Pesquisa de Íons Pesados, liderada por Sigurd Hofmann, fosse reconhecida oficialmente pela União Internacional*



de Química Pura e Aplicada (IUPAC, em inglês). Após mais de uma década de seu descobrimento, o elemento de número atômico 112, de nome temporário (unúmbio, que em latim quer dizer 112), foi aceito oficialmente na tabela periódica. É que sua existência teve que ser confirmada de maneira independente: até agora apenas quatro átomos foram observados, isso porque aláme de superpesado, ele é muito instável: existe por apenas alguns milionésimos de segundo e depois se desfaz.

Fonte: <http://noticias.terra.com.br/ciencia/interna/0,,OI3818860EI238,00.html> (texto adaptado)

Com base nas informações contidas no texto, analise as seguintes proposições e classifique-as com F (falso) ou V (verdadeiro), assinalando a opção correta.

- ( ) Este novo elemento químico de número atômico 112 será classificado como um metal de transição.
- ( ) O elemento químico de número atômico 112 pertence ao período 7 e à coluna 12 ou 2B da classificação periódica dos elementos.
- ( ) Considerando ser 277 o número de massa de seu isótopo mais estável, esta espécie apresenta 165 prótons e 112 nêutrons em seu núcleo.
- ( ) A 25 °C e pressão de 1 atm, seu estado físico deverá ser gasoso.

Assinale a opção que apresenta a sequência correta de resultados da classificação das afirmações.

- a) (V) (V) (V) (V)
- b) (F) (F) (V) (F)
- c) (F) (V) (F) (V)
- d) (V) (V) (F) (F)
- e) (F) (V) (V) (F)

## 15. (Colégio Naval – 2009)

Em 1869, Mendeleev, enquanto escrevia seu livro de química inorgânica, elaborou os pressupostos que conduziram à tabela periódica atual, organizando os 63 elementos então conhecidos em ordem crescente de suas massas atômicas e agrupando-os segundo a semelhança de suas propriedades químicas e físicas. Formou-se, então, uma tabela periódica coerente e que permitia até prever algumas propriedades de elementos químicos ainda desconhecidos na época.



Em 1913, Moseley retificou a tabela de Mendeleev colocando os elementos em ordem crescente de número atômico. A partir da descoberta do Plutônio (1940), a tabela recebeu uma última contribuição quando Seaborg reconfigurou a tabela periódica colocando a série dos actnídeos abaixo da série dos lantanídeos.

Sobre a Tabela Periódica, é correto afirmar que:

- a) é formada por 18 colunas verticais chamadas de períodos, contendo elementos cujos átomos têm a mesma quantidade de camadas eletrônicas.
- b) os elementos denominados calcogênios integram a família 17 e todos apresentam 17 elétrons na camada eletrônica mais externa.
- c) o hidrogênio encontra-se na família 1 e, assim como os demais elementos desta família, é classificado como metal alcalino.
- d) a tabela de Mendeleev em ordem crescente de massa atômica é tão eficiente quanto a de Moseley, porém é menos completa.
- e) os elementos com número atômico maior que 92 são chamados de transurânicos e, à exceção do netúnio e do plutônio, são artificiais.

## 16. (Colégio Naval – 2009)

Analise as espécies apresentadas na tabela.

	Espécie X	Espécie Y	Espécie Z
Prótons	17	17	18
Elétrons	18	16	18
Nêutrons	18	18	22

Acerca destas espécies, analise as afirmativas abaixo.

- I – as espécies X e Y são átomos isótopos.
- II – as espécies Y e Z estão lado a lado na classificação periódica.
- III – a espécie Z representa um elemento classificado como gás nobre.
- IV – as espécies X e Y são íons de um mesmo elemento.

Assinale a opção correta.

- a) Apenas as afirmativas I e II são verdadeiras.
- b) Apenas as afirmativas III e IV são verdadeiras.
- c) Apenas as afirmativas I e III são verdadeiras.
- d) Apenas as afirmativas II e IV são verdadeiras.
- e) Apenas as afirmativas I e IV são verdadeiras.

## 17. (TFC – Inédita)

*Em 2010, a NASA anunciou a descoberta de uma nova espécie de bactéria que no seu DNA apresenta ligações de arsênio ao invés de fósforo. O arsênio é um elemento químico fundamental para a vida, mesmo sendo extremamente venenoso. Apresenta três estados alotrópicos, é bom condutor de calor e péssimo condutor de eletricidade, reage com o cloro, com o enxofre, com o oxigênio, é altamente tóxico, volátil e insolúvel na água. Sobre o arsênio e o DNA, assinale a afirmação verdadeira.*

- a) A toxicidade, a volatilidade e a insolubilidade são propriedades químicas.*
- b) Os alótropos do arsênio diferem entre si em relação ao número de nêutrons nos seus átomos.*
- c) O fósforo pode ser substituído pelo arsênio no DNA, porque ambos têm características semelhantes e pertencem ao mesmo período da tabela periódica.*
- d) O nitrogênio, o fósforo e o arsênio possuem o mesmo número de elétrons na camada de valência.*

## 18. (TFC – Inédita)

*De acordo com o Modelo do Mar de Elétrons, os metais apresentam uma grande quantidade de “elétrons livres” dispersos em sua estrutura. Esses elétrons livres ajudam a explicar a boa condutividade térmica dos metais, tendo em vista que os elétrons:*

- a) deslocam-se rapidamente, através do metal, transferindo energia aos átomos de regiões mais frias.*
- b) entram em subníveis de maior energia, facilitando a formação de estruturas cristalinas mais complexas.*
- c) dirigem-se para as regiões mais internas, ocupando, preferencialmente, os orbitais dos tipos “d” e “f”.*
- d) ficam impossibilitados de se movimentarem, diminuindo a eletropositividade dos átomos.*
- e) são ejetados da peça metálica com altíssimas velocidades, diminuindo a eletronegatividade dos átomos periféricos.*

## 19. (ESPCEX – 2018)





Sobre tais elementos químicos, assinale a alternativa correta.

- a) He (hélio) é um calcogênio.
- b) Cr (cromo) pertence à Família 6 ou VI B e ao 4º período.
- c) O raio atômico do Fr (frâncio) é menor que o raio atômico do Hs (hássio).
- d) Fe (ferro) e Hs (hássio) pertencem ao mesmo período e à mesma família.
- e) Li (lítio), K (potássio) e Fr (frâncio) apresentam o seu elétron mais energético situado no subnível p.

## 21. (ESPCEX – 2009)

Os elementos químicos Be, Mg e Sr, de números atômicos 4, 12 e 38, respectivamente, situam-se no grupo 2 da Tabela Periódica dos Elementos Químicos.

Supondo-se as seguintes transformações:



Sabendo-se que:

- $E_1$  representa o valor da primeira energia de ionização (1ª E.I.) do átomo de Be;
- $E_2$  representa o valor da primeira energia de ionização (1ª E.I.) do átomo de Mg;
- $E_3$  representa o valor da primeira energia de ionização (1ª E.I.) do átomo de Sr.

Pode-se afirmar que, ocorridas as transformações, a relação entre os valores  $E_1, E_2$  e  $E_3$  será:

- a)  $E_1 > E_2 > E_3$
- b)  $E_3 > E_2 > E_1$
- c)  $E_3 > E_1 > E_2$
- d)  $E_2 > E_1 > E_3$
- e)  $E_2 < E_3 < E_1$

## 22. (ESPCEX – 2008)

Analise as afirmações I, II e III referentes aos metais, cujas posições na Tabela Periódica estão representadas no esquema abaixo:





- b) O elemento B é um metal de transição.
- c) Os elementos B e C pertencem ao mesmo período.
- d) O elemento B tem raio atômico menor que o elemento C.

#### 24. (IME – 2013)

Dados os íons  $_{16}S^{2-}$ ;  $_{19}K^{+}$ ;  $_{56}Ba^{2+}$ , indique qual das relações abaixo apresenta os íons isoeletrônicos em ordem correta de raio iônico.

- a)  $K^{+} > S^{2-}$
- b)  $Ba^{2+} = S^{2-}$
- c)  $Ba^{2+} > S^{2-}$
- d)  $K^{+} < S^{2-}$
- e)  $Ba^{2+} < S^{2-}$

#### 25. (TFC – Inédita)

Em 1839, o físico Alexandre Edmond Becquerel (1820–1891) descobriu, experimentalmente, o efeito fotoelétrico, aos 19 anos de idade. O efeito fotoelétrico tem até muitas aplicações, como o controle remoto.

A energia solar incide sobre uma chapa metálica, removendo seus elétrons, o que permite a criação de uma corrente elétrica. Para garantir maior eficiência, o material usado na fabricação de uma célula fotoelétrica deve ter:

- a) ductibilidade.
- b) elevado brilho metálico.
- c) baixo ponto de fusão.
- d) baixa energia de ionização.
- e) alta eletronegatividade

#### 26. (TFC – Inédita)

Com relação às propriedades periódicas, assinale o que for correto.

- a) No mesmo período, da esquerda para a direita na Tabela Periódica, devido ao aumento da carga nuclear, os elétrons da eletrosfera são mais fortemente atraídos, o que causa uma diminuição do raio atômico.
- b) Quanto maior for o raio atômico, maior será a afinidade eletrônica.



- c) O aumento da energia de ionização, com o aumento de  $Z$ , está diretamente relacionado ao aumento do raio atômico.
- d) A energia de ionização diminui de baixo para cima em uma família da Tabela Periódica, devido à diminuição da atração do núcleo sobre os elétrons mais externos.
- e) A eletronegatividade de um átomo é medida pela quantidade de energia liberada quando um átomo gasoso, isolado e no seu estado fundamental, recebe um elétron.

## 27. (TFC – Inédita)

No cultivo de plantas, os íons de potássio e de cálcio são utilizados como nutrientes, já os íons escândio são usados para a germinação de sementes. Os três íons são oriundos de átomos de elementos químicos constituintes de um mesmo período da Tabela Periódica. Apesar de apresentarem o mesmo número de níveis eletrônicos, esses elementos químicos diferem em outras propriedades, como mostrado na tabela.

Elemento químico	Configuração eletrônica, em ordem crescente de energia	Raio atômico, pm	1ª energia de ionização, $\text{kJmol}^{-1}$	2ª energia de ionização, $\text{kJmol}^{-1}$
potássio, ${}_{19}\text{K}$	$[\text{Ar}]4s^1$	186	419	3069
cálcio, ${}_{20}\text{Ca}$	$[\text{Ar}]4s^2$	197	590	1145
escândio, ${}_{21}\text{Sc}$	$[\text{Ar}]4s^23d^1$	144	631	1235

Considerando-se essas informações, é correto afirmar:

- a) A configuração eletrônica do íon  $\text{Sc}^+$  (g) é igual à configuração eletrônica do átomo  $\text{Ca}$  (g), quando ambas as espécies se encontram no estado gasoso e no estado fundamental.
- b) A atração entre os prótons e os elétrons no átomo de cálcio é maior do que entre essas partículas no átomo de potássio.
- c) A energia necessária para a retirada do terceiro elétron da camada de valência do átomo do escândio é menor do que  $1\,235\text{kJmol}^{-1}$ .
- d) A energia absorvida na formação do cátion bivalente do cálcio é maior do que a necessária para a formação do íon potássio com carga +2.
- e) O cátion  $\text{Ca}^{2+}$ , presente no cloreto de cálcio,  $\text{CaCl}_2(\text{s})$ , apresenta configuração eletrônica igual à do cátion  $\text{Sc}^{3+}$ , no fluoreto de escândio,  $\text{ScF}_3(\text{s})$ .

## 28. (IME – 2005)

Considerando os elementos químicos  $\text{Be}$ ,  $\text{B}$ ,  $\text{F}$ ,  $\text{Ca}$  e  $\text{Cs}$ , classifique-os em ordem crescente de acordo com as propriedades periódicas indicadas:



- a) raio atômico;
- b) primeira energia de ionização.

### 29. (TFC – Inédita)

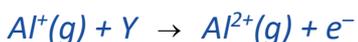
*O selênio é um antioxidante que tem se mostrado eficiente no combate ao câncer. Entre as principais fontes do elemento para o ser humano, encontram-se a castanha-do-pará e o feijão fradinho.*

*Considerando-se essas informações e a Tabela Periódica, é correto afirmar:*

- a) O raio iônico do íon  $\text{Se}^{2-}$  é menor do que o do íon  $\text{S}^{2-}$ .
- b) O raio atômico do átomo de selênio é maior que o do átomo de oxigênio.
- c) O átomo de selênio está localizado em um período inferior ao átomo de criptônio.
- d) A primeira energia de ionização do átomo de oxigênio é menor que a do átomo de selênio.

### 30. (TFC – Inédita)

*Considere as seguintes reações partindo do átomo de alumínio no estado gasoso:*



*X, Y e Z correspondem ao valor de energia necessária para remover um ou mais elétrons de um átomo isolado no estado gasoso. A alternativa que apresenta corretamente os possíveis valores de X, Y e Z, respectivamente, é:*

- a) 578 kJ, 1820 kJ e 2750 kJ.
- b) 2750 kJ, 1820 kJ e 578 kJ.
- c) 578 kJ, 820 kJ e 250 kJ.
- d) 2250 kJ, 820 kJ e 578 kJ.

### 31. (TFC – Inédita)

*Baseado nos seus conhecimentos sobre a Classificação Periódica dos Elementos, analise as afirmações a seguir.*

- I. O raio atômico do Criptônio (K) é maior que o raio atômico do Potássio (K).
- II. O raio atômico do Carbono (C) é menor que o raio atômico do Chumbo (Pb).
- III. A energia de ionização do Potássio (K) é menor que a energia de ionização do Sódio (Na).



IV. O raio atômico do cátion  $\text{Na}^+$  é maior que o raio atômico do ânion  $\text{O}^{2-}$ .

Assinale a alternativa correta.

- a) Apenas III está correta.
- b) Apenas I, II e III estão corretas.
- c) Apenas II, III e IV estão corretas.
- d) Apenas II e III estão corretas.

### 32. (TFC – Inédita)

O estrôncio-90 (ou  $^{90}_{38}\text{Sr}$ ) é um isótopo radioativo muito perigoso ao ser humano. Uma vez contaminado, o modo mais fácil de livrar a pessoa da radiação é ministrando-lhe doses de cálcio. O cálcio é capaz de substituir o estrôncio, permitindo que ele seja liberado pelo sistema excretor humano. A substituição do estrôncio pelo cálcio é possível, porque os dois elementos:

- a) apresentam aproximadamente o mesmo raio atômico.
- b) apresentam o mesmo número de elétrons.
- c) ocupam o mesmo grupo da Tabela Periódica, logo têm o mesmo número de elétrons na camada de valência e formam cátions com a mesma carga.
- d) estão localizados no mesmo período da Tabela Periódica.
- e) são radioativos, porém, o cálcio libera menor quantidade de radiação, sendo, portanto, mais facilmente tolerado pelo corpo humano.



## 5. Gabarito

- |     |        |     |            |
|-----|--------|-----|------------|
| 1.  | E      | 17. | D          |
| 2.  | E      | 18. | A          |
| 3.  | B      | 19. | C          |
| 4.  | Errado | 20. | B          |
| 5.  | C      | 21. | A          |
| 6.  | A      | 22. | A          |
| 7.  | A      | 23. | D          |
| 8.  | B      | 24. | D          |
| 9.  | D      | 25. | D          |
| 10. | E      | 26. | A          |
| 11. | B      | 27. | E          |
| 12. | B      | 28. | discursiva |
| 13. | C      | 29. | B          |
| 14. | D      | 30. | B          |
| 15. | E      | 31. | D          |
| 16. | E      | 32. | C          |



## 6. Lista de Questões Comentadas

### 10. (Colégio Naval – 2018)

Os elementos  ${}_xA$ ,  ${}_{x+1}B$  e  ${}_{x+2}C$  pertencem a um mesmo período da tabela periódica. Sendo assim, se B é um halogênio, é correto afirmar que A:

- a) tem 5 elétrons no último nível e C tem 7 elétrons no último nível.
- b) tem 6 elétrons no último nível e C tem 2 elétrons no último nível.
- c) é um metal e C é um não metal.
- d) é um metal alcalino e C é um gás nobre.
- e) é um calcogênio e C é um gás nobre.

### Comentários

Observe que A, B e C são elementos consecutivos na Tabela Periódica. Portanto, A está à esquerda de B, enquanto C está à direita.

Façamos uma ilustração na Tabela Periódica.

I-A	II-A	III-A	IV-A	V-A	VI-A	VII-A	VIII-A
					<b>A</b>	<b>B</b>	<b>C</b>

Portanto, o elemento A pertence à família VI-A (ou família dos calcogênios) e o elemento C pertence à família VIII-A (ou família dos gases nobres).

Logo, A possui 6 elétrons na camada de valência e C possui 8 elétrons na camada de valência.

Vamos, agora, analisar as afirmações apresentadas no enunciado.



e) Apenas as afirmativas II, III e IV são verdadeiras.

## Comentários

Podemos identificar os elementos de 1 a 6 com o auxílio das frases para decorar a Tabela Periódica.

**1A** – Hoje **Li Na Karas** que **Roberto Carlos** está na **França**.

**2A** – **Bela Margarida Casou** com o **Sr Barão do Rádio**

**3A** – **Boa Alimentação Garante Inteligência Total**

**4A** – **Comi Siri Gelado Sendo Proibido**

**5A** – **Na Padaria Assei Saborosos Biscoitos**

**6A** – **OS SeTe Porquinhos**

**7A** – **Ficou Claro** que a **Brahma** **Imitou** a **Antártica**

**8A** – **Helio** **Negou** **Arroz** a **Kristina** e **Xerém** a **Renata**.

Portanto, vamos identificar os elementos.

I-A	II-A	III-A	IV-A	V-A	VI-A	VII-A	VIII-A
H							
Li	Be		<sup>3</sup> C	<sup>4</sup> N	O	F	
Na	<sup>2</sup> Mg				<sup>5</sup> S	Cl	
<sup>1</sup> K						<sup>6</sup> Br	

Agora, vamos analisar as afirmações propostas no enunciado.

I – Variantes alotrópicas são necessariamente substâncias simples. Afirmação errada.

II – O potássio é um metal alcalino, portanto, possui um único elétron na camada de valência.

Logo, ele tende a perder 1 elétron.



Já o bromo é um halogênio, que possui 7 elétrons na camada de valência. Portanto, ele tende a ganhar 1 elétron para completar o octeto.

Afirmção correta.

III – O carbono (elemento 3) é um não-metal. Portanto, ele forma ligações covalentes com o hidrogênio, por exemplo, no metano (CH<sub>4</sub>). Afirmção correta.

IV – O nitrogênio (elemento 4) realmente forma o N<sub>2</sub>, que é a substância mais abundante da atmosfera. O magnésio (elemento 2) é um dos principais íons absorvidos pelo ser humano na sua alimentação. Tem diversas funções no corpo humano, entre elas, é constituinte dos ossos, servindo para fixar o cálcio nos ossos e dentes. Afirmção correta.

Portanto, somente as afirmações III e IV estão corretas.

**Gabarito: B**

---

## 12. (Colégio Naval – 2014)

A apresentação dos elementos na tabela periódica moderna é feita de forma que a principal característica de cada um determine a sua posição relativa aos demais elementos.

Quanto à sua ordenação dos elementos na tabela e ao significado da característica que determina sua posição, é correto afirmar que a organização se dá em ordem:

- crescente de massa atômica, pois o aumento de prótons determina o aumento também da quantidade de nêutrons.
- crescente de carga nuclear, pois não há átomos de elementos diferentes com o mesmo número de prótons.
- decrecente de estabilidade dos elementos, pois quanto mais para baixo na tabela, maior a quantidade de elementos artificiais.
- decrecente de tempo de identificação dos elementos, pois, na parte inferior da tabela, estão os elementos de descoberta mais recente.
- aleatória de massa atômica, uma vez que diferentes átomos de um mesmo elemento podem apresentar diferentes cargas nucleares.

## Comentários

A tabela periódica é organizada em ordem crescente de números atômicos (ou de carga nuclear).



Além disso, vale lembrar que o elemento químico é o conjunto de todos os atômicos que possuem o mesmo número de prótons. Portanto, realmente não existem átomos de elementos diferentes com o mesmo número de prótons.

## Gabarito: B

---

### 13. (Colégio Naval – 2013)

"Cientistas podem ter encontrado a partícula de Deus." Com essa frase estampada em manchetes pelo mundo, o maior experimento científico do planeta recuperou parte de sua reputação. Devido a uma falha de soldagem, o CERN, uma máquina de US\$10 bilhões ficou inoperante por mais de um ano mas sua pista de 27 km enterrada sob a fronteira entre a França e a Suíça produziu resultados que podem justificar o investimento e uma das ideias mais importantes da física pode ser comprovada: o bóson de Higgs, mais conhecido por partícula de Deus.

Os cientistas provocaram no CERN, colisões frontais entre pedaços de átomos, criando explosões com intensidades similares à do Big Bang, mas confinadas a um espaço ínfimo. No meio dessas explosões deveriam aparecer bósons de Higgs soltos, assim como havia há 13,7 bilhões de anos, segundo a teoria idealizada por Peter Higgs em 1966. Naquele estágio inicial do Cosmos, o que chamamos massa ainda não existia: era uma coleção de partículas subatômicas movendo-se à velocidade da luz. Num certo momento, os chamados bósons de Higgs, que estavam espalhados por todo o universo, uniram-se e formaram um "oceano" invisível - o Oceano de Higgs, dando origem a matéria como a conhecemos hoje. Para algumas outras partículas que vagavam pelo universo - como os fótons - nada mudou mas para outras, como os quarks (que formam basicamente toda a matéria), fez toda a diferença. Atribui-se o nome de "massa" à força que os quarks fazem para atravessar esse oceano. Ou seja, sem os bósons, a matéria não existiria.

(texto adaptado do artigo publicado na Revista Superinteressante de fevereiro de 2012)

A partir das ideias de Higgs e dos experimentos apresentados no texto, é correto afirmar que:

- as partículas elementares da matéria foram inicialmente formadas por bósons e fótons.
- os quarks se fragmentaram no início do universo dando origem aos bósons.
- os bósons deram origem aos quarks, e estes aos prótons, elétrons e nêutrons.
- prótons, elétrons e neutrons uniram-se há 13, 7 bilhões de anos para formar os fótons, e destes originaram-se os quarks.
- o oceano de Higgs originou a matéria como conhecida hoje a partir da associação de bósons, fótons e quarks.

## Comentários



Do texto, depreendemos que os bósons originaram os quarks que, por sua vez, originaram os prótons e os nêutrons. Vale ressaltar que os elétrons não são constituídos por quarks, ao contrário do que diz a letra C.

a) Os fótons são puramente radiação eletromagnética, não são constituintes da matéria. Afirmação errada.

b) Na verdade, os quarks se fundiram para formar os prótons e nêutrons.

c) É isso mesmo. O único erro é falar que os quarks constituem os elétrons. Porém, é a afirmação mais conexa com o que proposto pelo texto. Afirmação correta.

d) No início do Universo, não existiam prótons, elétrons e nêutrons. Afirmação errada.

e) A matéria conhecida como hoje é formada unicamente pelos quarks, que constituem os prótons e nêutrons, e não por fótons. Afirmação errada.

**Gabarito: C**

---

#### 14. (Colégio Naval – 2010)

Demorou muito tempo para que a descoberta da equipe alemã do Centro para Pesquisa de Íons Pesados, liderada por Sigurd Hofmann, fosse reconhecida oficialmente pela União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC, em inglês). Após mais de uma década de seu descobrimento, o elemento de número atômico 112, de nome temporário (unúmbio, que em latim quer dizer 112), foi aceito oficialmente na tabela periódica. É que sua existência teve que ser confirmada de maneira independente: até agora apenas quatro átomos foram observados, isso porque aláme de superpesado, ele é muito instável: existe por apenas alguns milionésimos de segundo e depois se desfaz.

Fonte: <http://noticias.terra.com.br/ciencia/interna/0,,OI3818860EI238,00.html> (texto adaptado)

Com base nas informações contidas no texto, analise as seguintes proposições e classifique-as com F (falso) ou V (verdadeiro), assinalando a opção correta.

( ) Este novo elemento químico de número atômico 112 será classificado como um metal de transição.

( ) O elemento químico de número atômico 112 pertence ao período 7 e à coluna 12 ou 2B da classificação periódica dos elementos.

( ) Considerando ser 277 o número de massa de seu isótopo mais estável, esta espécie apresenta 165 prótons e 112 nêutrons em seu núcleo.

( ) A 25 °C e pressão de 1 atm, seu estado físico deverá ser gasoso.



Assinale a opção que apresenta a sequência correta de resultados da classificação das afirmações.

- a) (V) (V) (V) (V)
- b) (F) (F) (V) (F)
- c) (F) (V) (F) (V)
- d) (V) (V) (F) (F)
- e) (F) (V) (V) (F)

### Comentários

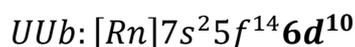
Vamos analisar as afirmações sobre o elemento 112.

I – Para saber se ele será classificado como metal de transição, devemos fazer a sua configuração eletrônica. Para isso, é útil nos lembrar dos números atômicos dos gases nobres.

Gás Nobre	Número Atômico	Termina em
2	Hélio	$1s^2$
10	Neônio	$2s^2 2p^6$
18	Argônio	$3s^2 3p^6$
36	Criptônio	$4s^2 4p^6$
54	Xenônio	$5s^2 5p^6$
86	Radônio	$6s^2 6p^6$

Portanto, podemos partir da configuração eletrônica do radônio. Devemos lembrar que, depois dos 86 elétrons do radônio, ainda faltam 26 elétrons para completar os 112 do novo elemento químico.

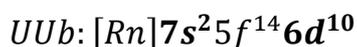
Pelo Diagrama de Pauling, depois do subnível **6p**, seguimos a configuração eletrônica com o subnível **7s**, **5f** e **6d**.



Portanto, o elétron mais energético ocupa um orbital **6d**. Logo, o novo elemento é um metal de transição. Afirmação verdadeira.



II – Já fizemos a configuração eletrônica do elemento 112. Agora, vamos destacar a sua camada de valência.



Observe que ele possui um total de 12 elétrons na camada de valência, incluindo os elétrons do subnível **d**. Portanto, ele realmente pertence à família 12 ou II – B. Afirmação verdadeira.

III – Como o número atômico do elemento é 112, ele possui 112 prótons no seu núcleo. Afirmação falsa.

IV – Por ser um metal, o seu estado físico será sólido. Afirmação falsa.

Portanto, a sequência correta é (V) (V) (F) (F).

### Gabarito: D

---

#### 15. (Colégio Naval – 2009)

Em 1869, Mendeleev, enquanto escrevia seu livro de química inorgânica, elaborou os pressupostos que conduziram à tabela periódica atual, organizando os 63 elementos então conhecidos em ordem crescente de suas massas atômicas e agrupando-os segundo a semelhança de suas propriedades químicas e físicas. Formou-se, então, uma tabela periódica coerente e que permitia até prever algumas propriedades de elementos químicos ainda desconhecidos na época.

Em 1913, Moseley retificou a tabela de Mendeleev colocando os elementos em ordem crescente de número atômico. A partir da descoberta do Plutônio (1940), a tabela recebeu uma última contribuição quando Seaborg reconfigurou a tabela periódica colocando a série dos actínidos abaixo da série dos lantanídeos.

Sobre a Tabela Periódica, é correto afirmar que:

- a) é formada por 18 colunas verticais chamadas de períodos, contendo elementos cujos átomos têm a mesma quantidade de camadas eletrônicas.
- b) os elementos denominados calcogênios integram a família 17 e todos apresentam 17 elétrons na camada eletrônica mais externa.
- c) o hidrogênio encontra-se na família 1 e, assim como os demais elementos desta família, é classificado como metal alcalino.
- d) a tabela de Mendeleev em ordem crescente de massa atômica é tão eficiente quanto a de Moseley, porém é menos completa.
- e) os elementos com número atômico maior que 92 são chamados de transurânicos e, à exceção do netúnio e do plutônio, são artificiais.

## Comentários

Vamos analisar as afirmações.

a) As colunas verticais são denominadas famílias ou grupos. Os períodos são linhas horizontais.

Afirmiação errada.

b) Os calcogênios integram a família VI – A ou grupo 16. Eles apresentam 6 elétrons na camada de valência. Afirmiação errada.

c) O hidrogênio realmente se encontra na família 1, mas não é classificado como um metal. Afirmiação errada.

d) A Tabela de Mendeleev não prevê adequadamente diversas propriedades dos elementos. Por exemplo, Mendeleev colocou o argônio ( $Z = 18$ ) depois do potássio ( $Z = 19$ ). Afirmiação errada.

e) Exatamente isso. Convém destacar que o netúnio ( $Z = 93$ ) e o plutônio ( $Z = 94$ ) podem ser encontrados na natureza, podendo ser encontrados em pequenas quantidades junto a minérios de urânio. Afirmiação correta.

## Gabarito: E

---

### 16. (Colégio Naval – 2009)

Analise as espécies apresentadas na tabela.

	Espécie X	Espécie Y	Espécie Z
Prótons	17	17	18
Elétrons	18	16	18
Nêutrons	18	18	22

Acerca destas espécies, analise as afirmativas abaixo.

I – as espécies X e Y são átomos isótopos.

II – as espécies Y e Z estão lado a lado na classificação periódica.

III – a espécie Z representa um elemento classificado como gás nobre.

IV – as espécies X e Y são íons de um mesmo elemento.

Assinale a opção correta.

a) Apenas as afirmativas I e II são verdadeiras.

b) Apenas as afirmativas III e IV são verdadeiras.

c) Apenas as afirmativas I e III são verdadeiras.

d) Apenas as afirmativas II e IV são verdadeiras.



e) Apenas as afirmativas I e IV são verdadeiras.

### Comentários

Vamos analisar as afirmações.

I – X e Y possuem o mesmo número atômico e o mesmo número de massa. Logo, eles não são isótopos. Os isótopos devem apresentar números de massa distintos. Afirmação errada.

II – A espécie Y não é um átomo neutro, pois possui um elétron a mais que o número de prótons. Portanto, Y não encontra espaço na Tabela Periódica. Lembre-se que o elemento químico é o conjunto de átomos que possuem o mesmo número atômico. E o átomo é necessariamente eletricamente neutro. Afirmação errada.

III – Z é o argônio, que é um gás nobre, pois possui o número atômico igual a 18. Afirmação correta.

IV – O íon X apresenta carga  $-1$  e o íon Y apresenta carga  $+1$ . Realmente, eles pertencem ao mesmo elemento químico, pois possuem o mesmo número de prótons. Afirmação correta.

**Gabarito: E**

---

### 17. (TFC – Inédita)

Em 2010, a NASA anunciou a descoberta de uma nova espécie de bactéria que no seu DNA apresenta ligações de arsênio ao invés de fósforo. O arsênio é um elemento químico fundamental para a vida, mesmo sendo extremamente venenoso. Apresenta três estados alotrópicos, é bom condutor de calor e péssimo condutor de eletricidade, reage com o cloro, com o enxofre, com o oxigênio, é altamente tóxico, volátil e insolúvel na água. Sobre o arsênio e o DNA, assinale a afirmação verdadeira.

- a) A toxicidade, a volatilidade e a insolubilidade são propriedades químicas.
- b) Os alótropos do arsênio diferem entre si em relação ao número de nêutrons nos seus átomos.
- c) O fósforo pode ser substituído pelo arsênio no DNA, porque ambos têm características semelhantes e pertencem ao mesmo período da tabela periódica.
- d) O nitrogênio, o fósforo e o arsênio possuem o mesmo número de elétrons na camada de valência.

### Comentários



Questão que envolve vários tópicos da Química.

a) A toxicidade realmente é uma propriedade química, pois geralmente se relaciona com a capacidade de uma toxina neutralizar enzimas essenciais ao nosso metabolismo. Porém, a volatilidade e a insolubilidade são propriedades físicas, pois se relacionam a processos puramente físicos, que são a mudança de estado físico e a dissolução. Afirmação errada.

b) Os isótopos é que se distinguem entre si em relação ao número de nêutrons. Os alótropos são substâncias simples diferentes formadas pelo mesmo elemento químico. Afirmação errada.

c) Lembrando-nos da frase referente à família V-A: “**Na Padaria, Assei Saborosos Biscoitos**”, de fato, encontramos tanto o fósforo como o arsênio.

Por pertencerem à mesma família, eles, de fato, apresentam características semelhantes, como o mesmo número de elétrons na camada de valência, que possibilitará que façam ligações químicas semelhantes.

**Gabarito: D**

---

### 18. (TFC – Inédita)

De acordo com o Modelo do Mar de Elétrons, os metais apresentam uma grande quantidade de “elétrons livres” dispersos em sua estrutura. Esses elétrons livres ajudam a explicar a boa condutividade térmica dos metais, tendo em vista que os elétrons:

- a) deslocam-se rapidamente, através do metal, transferindo energia aos átomos de regiões mais frias.
- b) entram em subníveis de maior energia, facilitando a formação de estruturas cristalinas mais complexas.
- c) dirigem-se para as regiões mais internas, ocupando, preferencialmente, os orbitais dos tipos “d” e “f”.
- d) ficam impossibilitados de se movimentarem, diminuindo a eletropositividade dos átomos.
- e) são ejetados da peça metálica com altíssimas velocidades, diminuindo a eletronegatividade dos átomos periféricos.

### Comentários

A condutividade térmica dos metais se deve ao fato de que eles possuem partículas, no caso, os elétrons que podem se liberar e se mover ao longo das regiões do metal, transferindo energia das regiões mais quentes para as mais frias.

**Gabarito: A**

---











Sabendo-se que:

- $E_1$  representa o valor da primeira energia de ionização (1ª E.I.) do átomo de Be;
- $E_2$  representa o valor da primeira energia de ionização (1ª E.I.) do átomo de Mg;
- $E_3$  representa o valor da primeira energia de ionização (1ª E.I.) do átomo de Sr.

Pode-se afirmar que, ocorridas as transformações, a relação entre os valores  $E_1, E_2$  e  $E_3$  será:

- a)  $E_1 > E_2 > E_3$
- b)  $E_3 > E_2 > E_1$
- c)  $E_3 > E_1 > E_2$
- d)  $E_2 > E_1 > E_3$
- e)  $E_2 < E_3 < E_1$

### Comentários

Quanto maior o raio atômico do elemento, menor é a atração entre o núcleo e os elétrons mais externos. Portanto, mais facilmente esses elétrons podem ser retirados. Logo, menor será a sua energia de ionização.

Vamos nos lembrar dos elementos que pertencem à família II – A (ou grupo 2).

**Bela Margarida Casou com o Sr Barão do Rádio**

Assim, a ordem dos elementos dessa família na tabela periódica é:

Be
Mg
Ca
Sr
Ba
Ra





Essa questão cobrou um pouco de conhecimento sobre as aplicações dos elementos químicos.

I – O tungstênio (W) é o elemento com maior ponto de fusão da tabela periódica, por isso, é utilizado em filamentos de lâmpadas incandescentes. Ele poderia ser identificado também pelo seu número atômico, que foi fornecido no enunciado.

Podemos nos lembrar dos números atômicos dos gases nobres.

Gás Nobre	Número Atômico	Termina em
2	Hélio	$1s^2$
10	Neônio	$2s^22p^6$
18	Argônio	$3s^23p^6$
36	Criptônio	$4s^24p^6$
54	Xenônio	$5s^25p^6$
86	Radônio	$6s^26p^6$

Como  $Z = 74$ , o gás nobre anterior ao elemento I é o xenônio. Portanto, esse elemento pertence ao 6º período e ainda possui 20 elétrons a serem distribuídos. Depois do subnível **5p**, devemos preencher o **6s**. Depois, vem o subnível **4f** e, logo depois, o **5d**.



Lembre-se que o subnível **f** deve ser sempre preenchido após o subnível **s** de dois níveis a frente. Portanto, o **4f** vem depois do **6s**.

Concluimos, portanto, que o elemento I tem sua configuração eletrônica terminada em  $6s^24d^4$ , portanto, pertence à família VI-B ou grupo 6. Logo, só pode ser o tungstênio.

II – O mercúrio (Hg) é o único metal líquido da tabela periódica.

III – O titânio é bastante usado em próteses, por ser um material muito leve e resistente tanto a impactos mecânicos como à corrosão. Ele poderia ser identificado também pelo seu número atômico que foi fornecido ( $Z = 22$ ).

O gás nobre anterior ao elemento III é o argônio (Ar), que pertence ao terceiro período, portanto III pertence ao 4º período. O único elemento dentre os listados que é do quarto período é o titânio (Ti).

**Gabarito: A**

---

### 23. (TFC – Inédita)

Considere as distribuições eletrônicas de alguns elementos extraídos da Tabela Periódica.

Elemento	Distribuição eletrônica
A	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
B	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$
C	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

A partir dos dados da tabela e com base nos seus conhecimentos sobre a classificação periódica dos elementos, **NÃO** podemos afirmar que:

- a) O elemento A é um metal alcalino.
- b) O elemento B é um metal de transição.
- c) Os elementos B e C pertencem ao mesmo período.
- d) O elemento B tem raio atômico menor que o elemento C.

### Comentários

Questão muito interessante. Primeiramente, é necessário perceber que todas as configurações eletrônicas fornecidas estão no estado fundamental.

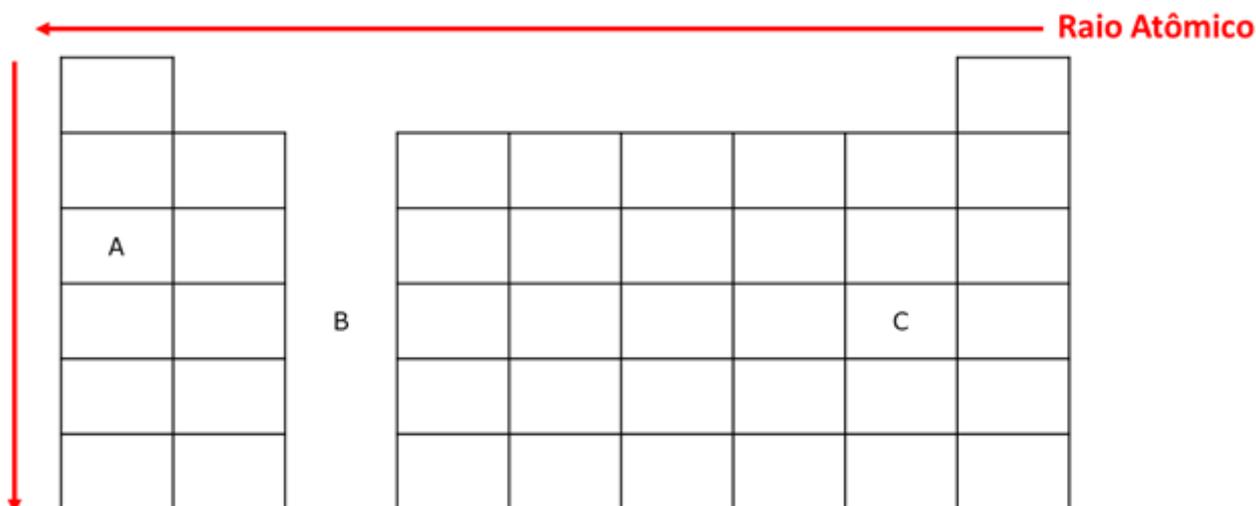
O elemento A pertence ao terceiro período e sua configuração eletrônica termina em  $3s^1$ , portanto, é um metal alcalino (família I-A ou 1). Portanto, a letra **a)** está correta.

O elemento B pertence ao quarto período e sua configuração termina em  $4s^2 3d^4$ . Trata-se, portanto, de um metal de transição da família VI-B ou 6. Portanto, a letra **b)** está correta.



Já o elemento C pertence ao quarto período e sua configuração termina em  $4s^24p^5$ . Trata-se, portanto, de um halogênio (família VII-A ou 17). Portanto, a letra **c**) está correta.

Vamos dispor os elementos na Tabela Periódica para avaliar a letras **d**). Devemos nos lembrar, ainda, que, na Tabela Periódica, o raio atômico cresce para baixo e para a esquerda.



Podemos ver que o elemento C é mais eletronegativo que o elemento B, porque está mais à direita. Logo, a letra **d**) está correta.

**Gabarito: D**

#### 24. (IME – 2013)

Dados os íons  ${}_{16}S^{2-}$ ;  ${}_{19}K^{+}$ ;  ${}_{56}Ba^{2+}$ , indique qual das relações abaixo apresenta os íons isoeletrônicos em ordem correta de raio iônico.

- a)  $K^{+} > S^{2-}$
- b)  $Ba^{2+} = S^{2-}$
- c)  $Ba^{2+} > S^{2-}$
- d)  $K^{+} < S^{2-}$
- e)  $Ba^{2+} < S^{2-}$

#### Comentários

A questão fez duas exigências. A primeira é encontrar íons isoeletrônicos. Note que  $K^{+}$  possui 18 elétrons,  $S^{2-}$  possui 18 elétrons e  $Ba^{2+}$  possui 54 elétrons. Sendo assim,  $K^{+}$  e  $S^{2-}$  são isoeletrônicos, mas  $Ba^{2+}$  e  $S^{2-}$  não são. Diante disso, já eliminamos as letras **b**), **d**) e **e**).

Entre dois íons isoeletrônicos, apresenta maior raio iônico aquele que possui a menor carga nuclear, tendo em vista que, quanto maior a carga nuclear, maior será a atração entre núcleo e elétron mais externo.

Portanto, o íon  $K^+$  é menor que o íon  $S^{2-}$ , já que a carga nuclear deste é 16 e a daquele é 19.

Concluimos, portanto, que  $K^+ < S^{2-}$ .

**Gabarito: D**

---

### 25. (TFC – Inédita)

Em 1839, o físico Alexandre Edmond Becquerel (1820–1891) descobriu, experimentalmente, o efeito fotoelétrico, aos 19 anos de idade. O efeito fotoelétrico tem até muitas aplicações, como o controle remoto.

A energia solar incide sobre uma chapa metálica, removendo seus elétrons, o que permite a criação de uma corrente elétrica. Para garantir maior eficiência, o material usado na fabricação de uma célula fotoelétrica deve ter:

- a) ductibilidade.
- b) elevado brilho metálico.
- c) baixo ponto de fusão.
- d) baixa energia de ionização.
- e) alta eletronegatividade

### Comentários

Excelente questão que requer interpretação da material. A produção de corrente elétrica acontece quando os elétrons são arrancados do material.

Sendo assim, o material deve ter facilidade de perder esses elétrons, o que requer uma baixa energia de ionização.

**Gabarito: D**

---

### 26. (TFC – Inédita)

Com relação às propriedades periódicas, assinale o que for correto.

- a) No mesmo período, da esquerda para a direita na Tabela Periódica, devido ao aumento da carga nuclear, os elétrons da eletrosfera são mais fortemente atraídos, o que causa uma diminuição do raio atômico.
- b) Quanto maior for o raio atômico, maior será a afinidade eletrônica.

- c) O aumento da energia de ionização, com o aumento de Z, está diretamente relacionado ao aumento do raio atômico.
- d) A energia de ionização diminui de baixo para cima em uma família da Tabela Periódica, devido à diminuição da atração do núcleo sobre os elétrons mais externos.
- e) A eletronegatividade de um átomo é medida pela quantidade de energia liberada quando um átomo gasoso, isolado e no seu estado fundamental, recebe um elétron.

### Comentários

Questão muito interessante. Vamos analisar os itens individualmente.

a) No mesmo período, de fato, a maior carga nuclear aumenta a atração entre o núcleo o elétron mais externo. Como esse elétron sente uma carga nuclear efetiva maior, ele tenderá a ficar mais próximo do núcleo, diminuindo o raio atômico. Afirmação correta.

b) Quanto maior o raio atômico, mais fraca é a atração entre o núcleo e os elétrons mais externos, tendo em vista que a força elétrica diminui com o quadrado da distância entre duas cargas. Sendo assim, o raio atômico grande faz que o núcleo tenha maior dificuldade em atrair elétrons, o que reduz a sua afinidade eletrônica. Afirmação errada.

c) Quanto menor o raio atômico, mais forte será a atração entre o núcleo e o elétron mais externo. Portanto, mais difícil será remover esse elétron. Logo, a energia de ionização aumenta. Sendo assim, a afirmação está errada.

d) Na verdade, a energia de ionização cresce de baixo para cima na Tabela Periódica. Quando vamos para cima na Tabela Periódica, o raio atômico diminui, porque estamos diminuindo o período e o número de camadas do elemento. Afirmação errada.

e) A alternativa seria uma perfeita descrição da afinidade eletrônica. Realmente, para a afinidade eletrônica, o átomo deve estar isolado e no estado gasoso. Dessa forma, ele estará isolado de qualquer efeito referente a alguma ligação química ou a forças intermoleculares. Afirmação errada.

**Gabarito: A**

---

### 27. (TFC – Inédita)

No cultivo de plantas, os íons de potássio e de cálcio são utilizados como nutrientes, já os íons escândio são usados para a germinação de sementes. Os três íons são oriundos de átomos de elementos químicos constituintes de um mesmo período da Tabela Periódica. Apesar de



apresentarem o mesmo número de níveis eletrônicos, esses elementos químicos diferem em outras propriedades, como mostrado na tabela.

Elemento químico	Configuração eletrônica, em ordem crescente de energia	Raio atômico, pm	1ª energia de ionização, kJmol <sup>-1</sup>	2ª energia de ionização, kJmol <sup>-1</sup>
potássio, <sub>19</sub> K	[Ar]4s <sup>1</sup>	186	419	3069
cálcio, <sub>20</sub> Ca	[Ar]4s <sup>2</sup>	197	590	1145
escândio, <sub>21</sub> Sc	[Ar]4s <sup>2</sup> 3d <sup>1</sup>	144	631	1235

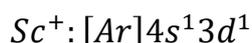
Considerando-se essas informações, é correto afirmar:

- A configuração eletrônica do íon Sc<sup>+</sup> (g) é igual à configuração eletrônica do átomo Ca (g), quando ambas as espécies se encontram no estado gasoso e no estado fundamental.
- A atração entre os prótons e os elétrons no átomo de cálcio é maior do que entre essas partículas no átomo de potássio.
- A energia necessária para a retirada do terceiro elétron da camada de valência do átomo do escândio é menor do que 1 235kJmol<sup>-1</sup>.
- A energia absorvida na formação do cátion bivalente do cálcio é maior do que a necessária para a formação do íon potássio com carga +2.
- O cátion Ca<sup>2+</sup>, presente no cloreto de cálcio, CaCl<sub>2</sub>(s), apresenta configuração eletrônica igual à do cátion Sc<sup>3+</sup>, no fluoreto de escândio, ScF<sub>3</sub>(s).

## Comentários

Questão bastante interessante.

- O primeiro elétron deve ser retirado sempre do orbital mais externo. No caso do escândio, o orbital **4s**, não o orbital **3d**. Portanto, a configuração eletrônica do íon Sc<sup>+</sup> (g) é:



Afirmativa errada.

- Como o raio atômico do cálcio é maior que o do potássio, os elétrons do cálcio são menos atraídos pelo núcleo. Lembre-se que a força de atração elétrica decresce com a distância. Afirmativa errada.
- O valor fornecido de 1235 kJ/mol foi para retirar o segundo elétron do escândio. Para retirar o terceiro, certamente a energia de ionização é maior. Afirmativa errada.
- A energia necessária para formar o cátion Ca<sup>2+</sup> é a soma:

$$E_{Ca^{2+}} = 590 + 1145 = 1735$$

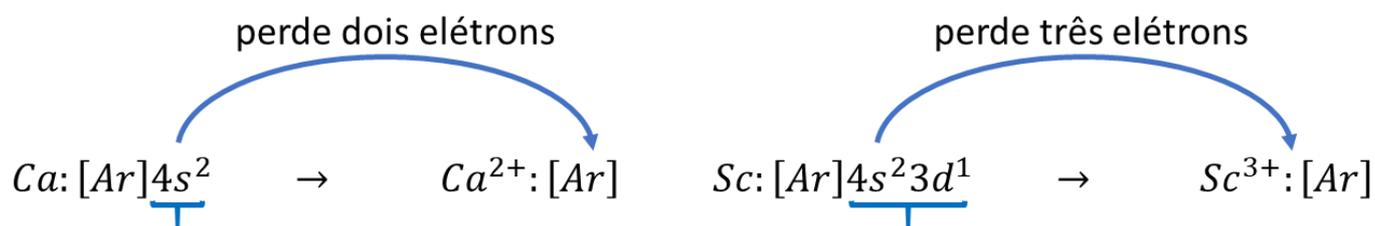
Já a energia necessária para formar o cátion K<sup>2+</sup> é a soma.

$$E_{K^{2+}} = 419 + 3069 = 3488$$

Logo, a energia necessária para formar o cátion Ca<sup>2+</sup> é menor do que a necessária para formar o íon K<sup>2+</sup>. Afirmativa errada.



e) De fato, ambos apresentarão a mesma configuração eletrônica do argônio. Afirmativa correta.



**Gabarito: E**

## 28. (IME – 2005)

Considerando os elementos químicos Be, B, F, Ca e Cs, classifique-os em ordem crescente de acordo com as propriedades periódicas indicadas:

- raio atômico;
- primeira energia de ionização.

### Comentários

Primeiramente vamos organizar os elementos fornecidos nas suas respectivas posições na Tabela Periódica.

	Be	B		F	
	Ca				
Cs					

Agora, nós devemos lembrar do sentido de crescimento das propriedades trabalhadas na questão:

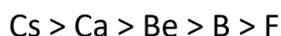
- O raio atômico cresce para baixo e para a esquerda;
- A energia de ionização cresce no sentido inverso do raio atômico, porém, há exceções.

Para o raio atômico, primeiramente consideraremos que o período é o fator principal para determinar o tamanho do átomo. Portanto, o céσιο (Cs) é o maior e o cálcio (Ca) é o segundo maior.



Dentre os elementos do segundo período, o raio atômico cresce para a esquerda, portanto, o berílio (Be) é o maior dos três e o flúor (F) é o menor.

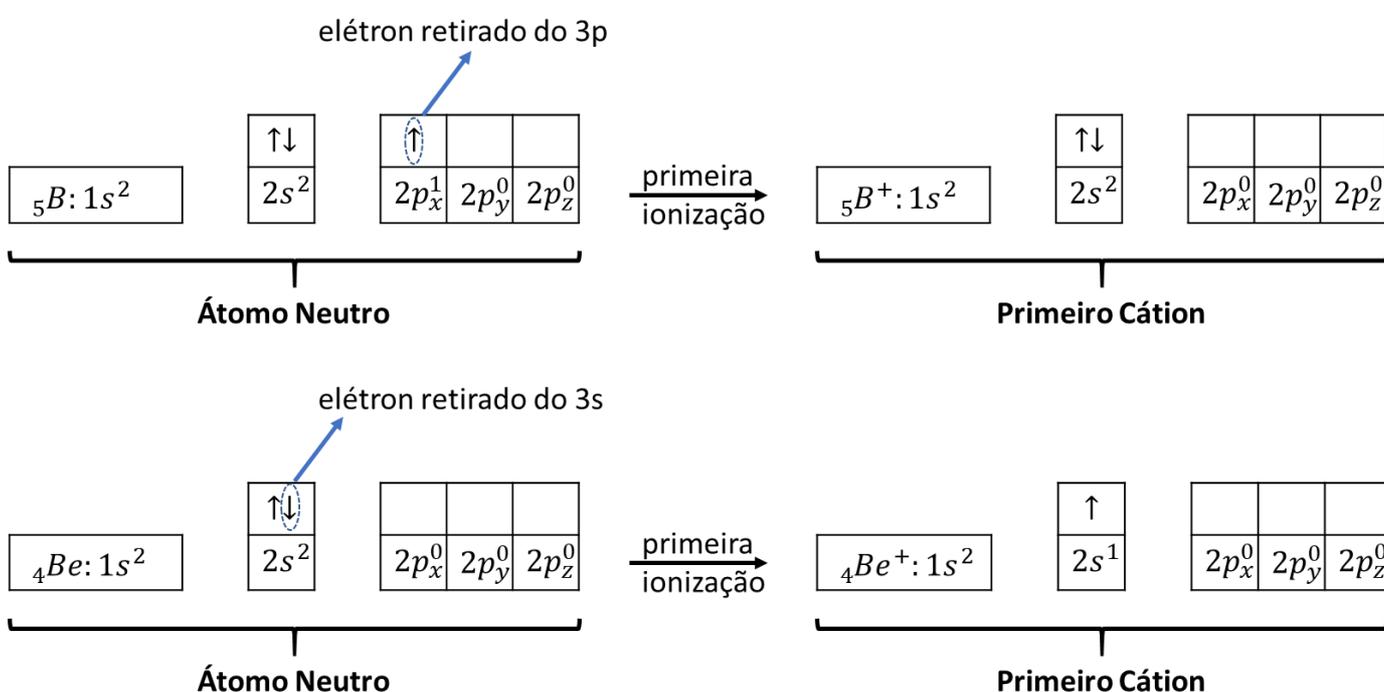
Logo, a ordem dos raios atômicos é:



No caso das energias de ionização, devemos nos lembrar que o boro (família III-A) é uma exceção e apresenta menor energia de ionização que o berílio (Be). Portanto, a ordem das energias de ionização é:



É interessante explicar a razão para que o boro seja a exceção. No caso do boro, o elétron é retirado do **3p**, que é um orbital mais externo que o orbital **3s**, de onde é retirado o elétron do berílio.



**Gabarito: discursiva**

## 29. (TFC – Inédita)

O selênio é um antioxidante que tem se mostrado eficiente no combate ao câncer. Entre as principais fontes do elemento para o ser humano, encontram-se a castanha-do-pará e o feijão fradinho.

Considerando-se essas informações e a Tabela Periódica, é correto afirmar:



- a) O raio iônico do íon  $\text{Se}^{2-}$  é menor do que o do íon  $\text{S}^{2-}$ .
- b) O raio atômico do átomo de selênio é maior que o do átomo de oxigênio.
- c) O átomo de selênio está localizado em um período inferior ao átomo de criptônio.
- d) A primeira energia de ionização do átomo de oxigênio é menor que a do átomo de selênio.

### Comentários

A questão aborda os elementos da família VI-A. É interessante nos lembrarmos da frase: “**OS SeTe Porquinhos**”. Também devemos nos lembrar dos gases nobres: “**Hélio Negou Arroz a Kristina e Xerém a Renata**”

	I-A 1	II-A 2	III-A 3	IV-A 4	V-A 5	VI-A 6	VII-A 7	VIII-A 8
								He
						O		Ne
						S		Ar
						Se		Kr
						Te		Xe
						Po		Rn

Também devemos nos lembrar que, na Tabela Periódica, o raio atômico cresce para baixo e para a esquerda.

Agora, vamos analisar os itens oferecidos.

a) O enxofre (S) e o selênio (Se) pertencem à mesma família VI-A, portanto, possuem 6 elétrons na camada de valência. Os seus ânions bivalentes possuem, portanto, 8 elétrons na camada de valência. Porém, como o selênio está em um período superior ao enxofre, o fato de apresentar mais camada faz que o raio iônico do  $\text{Se}^{2-}$  (íon seleneto) seja maior que o raio iônico do  $\text{S}^{2-}$  (íon sulfeto). Afirmação errada.

b) Como o raio atômico cresce para baixo na Tabela Periódica, de fato, ele cresce do oxigênio para o selênio. Afirmação correta.

c) Tanto o selênio como o criptônio pertencem ao 4° nível, logo, apresentam o mesmo número de camadas (4 camadas). Afirmação errada.

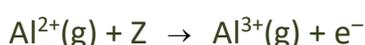
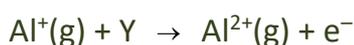
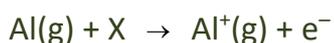
d) A energia de ionização cresce no sentido inverso do raio atômico. Isso acontece porque, quanto maior o raio atômico, menor a atração entre o núcleo e o elétron. Dessa forma, ela cresce para cima, e a energia de ionização do oxigênio é a maior entre os elementos da família VI-A. Afirmação errada.

**Gabarito: B**

---

### 30. (TFC – Inédita)

Considere as seguintes reações partindo do átomo de alumínio no estado gasoso:



X, Y e Z correspondem ao valor de energia necessária para remover um ou mais elétrons de um átomo isolado no estado gasoso. A alternativa que apresenta corretamente os possíveis valores de X, Y e Z, respectivamente, é:

- a) 578 kJ, 1820 kJ e 2750 kJ.
- b) 2750 kJ, 1820 kJ e 578 kJ.
- c) 578 kJ, 820 kJ e 250 kJ.
- d) 2250 kJ, 820 kJ e 578 kJ.

### Comentários

Nas reações mostradas, tem-se um átomo isolado no estado gasoso perdendo um elétron. Perder um elétron corresponde a uma **ionização**.

Portanto, a propriedade trabalhada é a energia de ionização.



Devemos saber, ainda, que a segunda energia de ionização é sempre maior que a primeira. E que a terceira energia de ionização é sempre maior que a segunda.

Isso acontece, porque a primeira ionização consiste em afastar uma carga negativa de uma carga positiva. Já a segunda ionização consiste em afastar uma carga negativa de duas cargas positivas, o que é bem mais difícil. A terceira ionização, por sua vez, consiste em afastar uma carga negativa de três cargas positivas, o que é ainda mais difícil.

Além disso, particularmente, no caso do átomo de alumínio, a segunda energia de ionização deve ser bem maior que a primeira, porque a configuração eletrônica do alumínio no estado fundamental é:



Portanto, o primeiro elétron é retirado do subnível **3p**, mas o segundo elétron é retirado de um subnível mais interno: o **3s**. Assim, como há uma mudança de subnível, a mudança da primeira para a segunda energia de ionização deve ser consideravelmente grande.

Por outro lado, a diferença entre a segunda e a terceira energia de ionização não deve ser tão grande, porque os dois elétrons são retirados do subnível **3s**.

Sendo assim, a primeira energia de ionização é a menor (578 kJ), a segunda é de 1820 kJ e a terceira é a maior (2750 kJ).

## Gabarito: B

---

### 31. (TFC – Inédita)

Baseado nos seus conhecimentos sobre a Classificação Periódica dos Elementos, analise as afirmações a seguir.

- I. O raio atômico do Criptônio (K) é maior que o raio atômico do Potássio (K).
- II. O raio atômico do Carbono (C) é menor que o raio atômico do Chumbo (Pb).
- III. A energia de ionização do Potássio (K) é menor que a energia de ionização do Sódio (Na).
- IV. O raio atômico do cátion  $\text{Na}^+$  é maior que o raio atômico do ânion  $\text{O}^{2-}$ .

Assinale a alternativa correta.



- Apenas III está correta.
- Apenas I, II e III estão corretas.
- Apenas II, III e IV estão corretas.
- Apenas II e III estão corretas.

### Comentários

Primeiramente, vamos posicionar os elementos na Tabela Periódica. Lembre-se das frases

- família I-A: “Hoje Li **Na** Karas que Robetro Carlos está na França” e família V-A: “Na padaria, **assei** sabarosos biscoitos”
- família II-A: “Be Margarida Casou com o Sr Barão do Rádio”
- família IV-A: “**Comi** siri gelado sendo **Proibido**”
- família V-A: “Na Padaria, **Assei** saborosos Biscoitos”
- família VI-A: “**OS** SeTe Porquinhos”
- família VII-A: “**Ficou** Claro que a Brahma Imitou a Antártica”

O raio atômico cresce para baixo e para a esquerda.

						He
		<b>C</b>		O	F	Ne
Na						Ar
K			As			Kr
	Ba					Xe
		<b>Pb</b>				Rn

Vamos analisar as afirmações:

- Como o potássio está à esquerda do criptônio, o seu raio atômico é maior. Afirmativa errada.
- Como o carbono está abaixo do chumbo, o seu raio atômico é menor. Afirmativa correta.
- A energia de ionização cresce para cima na Tabela Periódica, portanto, a energia de ionização do sódio é maior que a do potássio. Afirmativa correta.



- d) Podemos obter os números atômicos do sódio e do oxigênio da tabela, caso você não os saiba de cabeça.

O sódio vem logo depois do neônio ( $Z = 10$ ), sua configuração é Na:  $[\text{Ne}]3s^1$ , portanto, possui 11 elétrons.

O oxigênio vem depois do hélio ( $Z = 2$ ), sua configuração é O:  $1s^2 2s^2 2p^4$ , portanto, possui 8 elétrons.

Os íons  ${}_{11}\text{Na}^+$  e  ${}_{8}\text{O}^{2-}$  são isoeletrônicos, pois possuem a camada de valência do neônio, com 10 elétrons. Portanto, o maior íon é aquele que possui o menor número atômico. Sendo assim, o íon do oxigênio tem maior raio iônico. Afirmativa errada.

Portanto, as afirmativas II e III estão corretas.

**Gabarito: D**

---

### 32. (TFC – Inédita)

O estrôncio-90 (ou  ${}^{90}_{38}\text{Sr}$ ) é um isótopo radioativo muito perigoso ao ser humano. Uma vez contaminado, o modo mais fácil de livrar a pessoa da radiação é ministrando-lhe doses de cálcio. O cálcio é capaz de substituir o estrôncio, permitindo que ele seja liberado pelo sistema excretor humano. A substituição do estrôncio pelo cálcio é possível, porque os dois elementos:

- a) apresentam aproximadamente o mesmo raio atômico.
- b) apresentam o mesmo número de elétrons.
- c) ocupam o mesmo grupo da Tabela Periódica, logo têm o mesmo número de elétrons na camada de valência e formam cátions com a mesma carga.
- d) estão localizados no mesmo período da Tabela Periódica.
- e) são radioativos, porém, o cálcio libera menor quantidade de radiação, sendo, portanto, mais facilmente tolerado pelo corpo humano.

### Comentários

O estrôncio e o cálcio pertencem à família II-A (ou grupo 2), o que pode ser lembrado facilmente com o auxílio das frases para decorar a Tabela Periódica.

- família II-A: “Be Margarida Casou com o Sr Barão do Rádio”

Diante disso, vamos analisar as afirmações do enunciado.



a) O estrôncio está localizado na mesma família do cálcio, porém, está em um período mais abaixo. Portanto, o estrôncio apresenta maior raio atômico. Afirmação errada.

b) O estrôncio neutro possui 38 elétrons, enquanto o cálcio possui 20 elétrons. Afirmação errada.

c) É isso mesmo. Como eles pertencem à mesma família (ou grupo) da Tabela Periódica, eles apresentam várias propriedades semelhantes. Afirmação correta.

d) O cálcio pertence ao 4º período, enquanto o estrôncio pertence ao 5º período. O estrôncio está logo abaixo do cálcio na Tabela Periódica. Afirmação errada.

e) O fato de um isótopo ser radioativo não afeta suas propriedades químicas. Portanto, o fato de serem radioativos nada tem a ver com o fato de o elemento ser ou não absorvido pelo corpo humano.

**Gabarito: C**

---

