

CURSO INTENSIVO 2022

ITA - 2022

Química

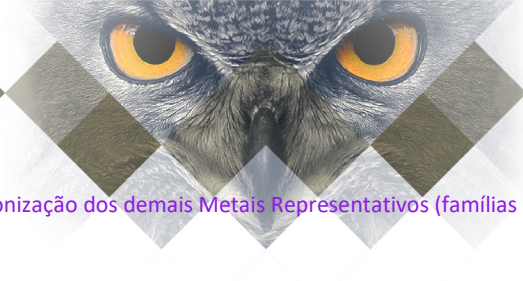
Prof. Thiago





Sumário

APRESENTAÇÃO DA AULA	4
CLASSIFICAÇÕES PERIÓDICAS NAS PROVAS DO ITA	4
1. PRECURSORES DA TABELA PERIÓDICA	4
1.1. Tríades de Döbereiner	4
1.2. Parafuso Telúrico	5
1.3. Lei das Oitavas	6
1.4. Tabela Periódica de Mendeleiev	6
1.5. Conceito de Moseley	7
2. TABELA PERIÓDICA ATUAL	8
2.1. Períodos	11
2.2. Famílias	13
2.3. Dicas para Decorar os Elementos Representativos	16
2.4. Metais, Semimetais, Ametais e Gases Nobres	16
2.4.1. Metais	17
2.4.2. Ametais	17
2.4.3. Semimetais	18
2.4.4. Gases Nobres	19
2.5. Estados Físicos	19
3. CARGA NUCLEAR EFETIVA	22
3.1. Regra Simples	22
3.2. Regra de Slater	23
3.3. Periodicidade da Carga Nuclear Efetiva	26
4. PROPRIEDADES PERIÓDICAS	26
4.1. Raio Atômico	26
4.2. Raio Iônico	30
4.3. Energia de Ionização	31
4.3.1. Outras Energias de Ionização dos Metais Alcalinos (família I-A)	33
4.3.2. Outras Energias de Ionização dos Metais Alcalinos-Terrosos (família II-A)	34



4.3.3. Outras Energias de Ionização dos demais Metais Representativos (famílias III-A a V-A)	35
4.4. Afinidade Eletrônica	37
4.5. Estabilidade Eletrônica dos Gases Nobres	39
5. LISTA DE QUESTÕES PROPOSTAS	43
5.1. Gabarito	50
6. LISTA DE QUESTÕES COMENTADAS	51

Apresentação da Aula

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.

Na Química, algumas propriedades são utilizadas para classificar os elementos químicos são: raio atômico, energia de ionização, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade, densidade e ponto de fusão e ebulição.

Como o assunto é muito longo, não seremos capazes de esgotá-lo nesse material. Concentramo-nos apenas nas três primeiras propriedades (Raio Atômico, Energia de Ionização e Afinidade Eletrônica) e deixaremos as outras três para a próxima aula, em que também falaremos de Ligações Iônicas.

Classificações Periódicas nas Provas do ITA

O ITA gosta de misturar Propriedades Periódicas em questões de nível muito elevado de outros assuntos. Portanto, você precisa estar afiadíssimo para resolver esse tipo de questão.

Trata-se de um assunto que serve de base para muitos outros, como Ligações Químicas e Química Orgânica e Descritiva. Portanto, é importantíssimo para o seu aprendizado na Química que você aprenda.

1. Precusores da Tabela Periódica

A Tabela Periódica atual é organizada por ordem crescente de número atômico. Porém, na história da Química, a maior parte dos modelos precursores levou em consideração a massa atômica.

Até mesmo, o Modelo Atômico de Dalton de 1808 pressupunha que **todos os átomos de um mesmo elemento químicos possuíam a mesma massa**. Portanto, a Química levou bastante tempo para diferenciar os conceitos de elemento químico e massa atômica.

1.1. Tríades de Döbereiner

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.

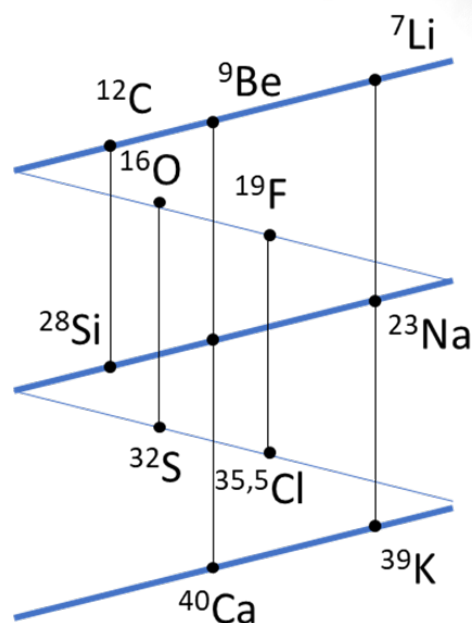
Döbereiner imaginou que os elementos pertencentes a uma mesma tríade deveriam apresentar propriedades físicas e químicas semelhantes.

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.



		Lítio	7
Magnésio	24	Sódio	23
Cálcio	40	Potássio	39
		Nitrogênio	14
Carbono	12	Fósforo	31
Silício	28		

Figura 1: Exemplos do Parafuso Telúrico

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.

Tabela 2: 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

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.

	I --- R ₂ O	II --- RO	III --- R ₂ O ₃	IV RH ₄ RO ₂	V RH ₃ R ₂ O ₃	VI RH ₂ RO ₃	VII RH R ₂ O ₇	VIII --- RO ₄
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 Ekasilício 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]

1.5. Conceito de Moseley

Em 1913, o físico Henry Moseley fazia diversos experimentos com base no Modelo Atômico de Bohr.

O trabalho de Moseley teve papel importantíssimo na consolidação e aceitação internacional desse modelo atômico.

Moseley estudou as frequências das linhas espectrais dos raios X característicos de cerca de 40 elementos. Traçou o gráfico da raiz quadrada da frequência *versus* o número atômico Z do elemento, obtendo a seguinte relação.

$$f^{1/2} = A_n(Z - b)$$

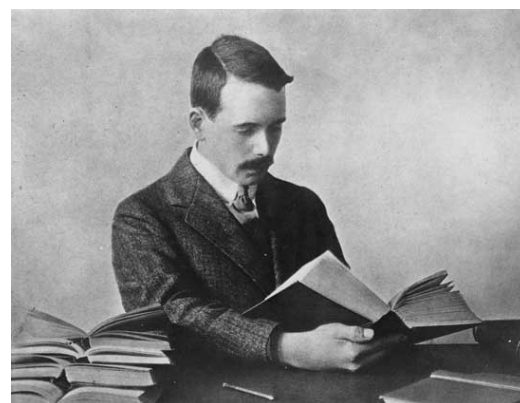


Figura 3: Henry Moseley (fonte: [12])

Com base nessa expressão, Moseley mostrou vários pontos da Tabela Periódica em que havia uma inversão – ou seja, um elemento A tinha número atômico menor, porém, número de massa superior ao elemento B. São casos importantes:

- O argônio tinha $Z = 18$, não $Z = 19$, conforme a tabela de Mendeleev;
- O potássio tinha $Z = 19$, não $Z = 18$;
- O cobalto apresenta maior massa atômica que o níquel, porém, tinha número atômico inferior.

Moseley estudou também as linhas de emissão básicas para diversos elementos polieletrônicos. Essas radiações levam o nome da cadeia inicial. Vejamos

Nível de Partida	Nível de Chegada	Nome da Radiação
1 (K)	2	$K\alpha$
2 (L)	3	$L\alpha$
3 (M)	4	$M\alpha$

Moseley concluiu as seguintes expressões para os comprimentos de onda dessas radiações.

$$\frac{1}{\lambda_{K\alpha}} = R(Z - 1)^2 \left[\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right]$$

$$\frac{1}{\lambda_{L\alpha}} = R \cdot (Z - 7,4)^2 \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right]$$

É interessante que as equações acima são muito parecidas com a Equação de Rydberg, diferindo apenas pela presença de uma constante subtrativa no número atômico.

Moseley concluiu que deveria haver um **efeito de blindagem** exercido pelos elétrons das camadas mais internas. A blindagem significa que os elétrons mais internos, por possuírem cargas negativas, diminuem o efeito que a carga nuclear exerce sobre os elétrons mais externos.

A Lei de Moseley representou um marco no estudo da Química, pois representou o abandono de antigas ideias sobre a organização dos elementos por ordem de massa atômica. Constitui, assim, uma das bases para a construção da Tabela Periódica moderna.

2. Tabela Periódica Atual

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

Nesse livro digital, fazemos uma distinção 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.

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**.

Camada Externa		Camada de Valência	
$F: [He]2s^2 2p^5$	é o nível 2 (camada L).	$F: [He]2s^2 2p^5$	é o nível 2 (camada L).
$Ti: [Ar]4s^2 3d^2$	é o nível 4 (camada N).	$Ti: [Ar]4s^2 3d^2$	é o nível 4 (camada N).
$Se: [Ar]4s^2 3d^{10} 4p^4$	é o nível 4 (camada N).	$Se: [Ar]4s^2 3d^{10} 4p^4$	é o nível 4 (camada N).
$Sm: [Xe]6s^2 4f^4$	é o nível 6 (camada P).	$Sm: [Xe]6s^2 4f^4$	é o nível 6 (camada P).

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 4, 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 1 II-A 2 III-A 13 IV-A 14 V-A 15 VI-A 16 VII-A 17 VIII-A 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 4: 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 5: Conceitos de Período e Família na Tabela Periódica

Na Figura 6, temos uma ilustração básica da Tabela Periódica.

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

The periodic table is organized into groups (columns) and periods (rows). The legend indicates the following categories for elements:

- Post-transition metals (Blue)
- Transition metals (Light Blue)
- Lanthanide (Light Green)
- Alkaline earth metals (Yellow)
- Metals (Light Green)
- Alkali metals (Orange)
- Other nonmetals (Light Green)
- Halogens (Pink)
- Actinide (Purple)
- Noble gases (Grey)
- Radioactive element (Star symbol)
- Synthetic element (Star symbol)
- Gas (H)
- Liquid (Hg)
- Solid (Li)


Figura 6: Tabela Periódica Atual (fonte: [3])

2.1. Períodos

Os períodos correspondem às linhas horizontais. Os elementos são classificados no período correspondente ao seu **elétron mais externo**. Lembre-se da seguinte distinção.

- **Elétron mais externo:** pertence à camada externa;
- **Elétron mais energético:** pertence ao último subnível a ser preenchido.

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 ($He: 1s^2$).

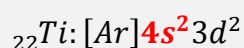
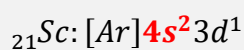
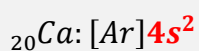
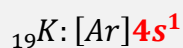
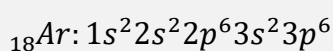


1° Período	1																	2
2° Período	3	4											5	6	7	8	9	10
3° Período	11	12											13	14	15	16	17	18
4° Período	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
5° Período	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
6° Período	55	56	57-71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
7° Período	87	88	89-103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118
	Lanthanide series																	
	Actinide series																	

Figura 7: Períodos na Tabela Periódica

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 $3s^2 3p^6$. Observe que o terceiro nível apresenta orbitais d, portanto, pode comportar até 18 elétrons.

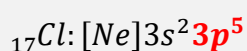
No entanto, antes de povoar os orbitais **3d**, devem ser povoados os orbitais 4s devido ao **Diagrama de Pauling**. Portanto, os elementos que seguem o argônio ($Z = 18$) são:



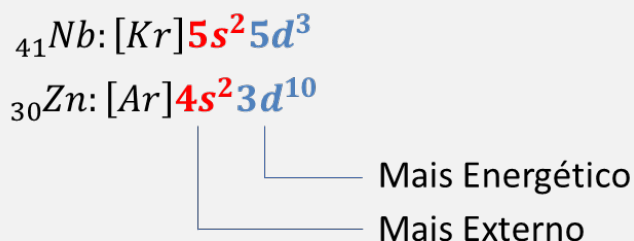
Os elementos que seguem o argônio são todos do quarto período. Mas é interessante observar que, devido ao Diagrama de Pauling, depois do cálcio, o subnível **4s** fica fixo em $4s^2$ e os próximos elétrons são adicionados ao subnível **3d**.

Diante disso, devemos fazer uma importante distinção:

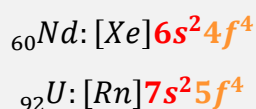
Quando a configuração eletrônica do elemento se encerra em um subnível **s** ou **p**, o elétron mais externo e o mais energético são exatamente os mesmos. Esses elementos são chamados genericamente de **elementos representativos**. São exemplos o lítio e o cloro.



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.

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							Ne 10
3°	Na 11	Mg 12							Ar 18
4°	K 19	Ca 20							Kr 36
5°	Rb 37	Sr 38							Xe 54
6°	Cs 55	Ba 65							Rn 86
	ns ¹	ns ²	ns ² np ¹		ns ² np ²	ns ² np ³	ns ² np ⁴	ns ² np ⁵	ns ² np ⁶

Configuração Eletrônica da Camada de Valência

Figura 8: Configuração Eletrônica da Camada de Valência dos Elementos Representativos

ESCLARECENDO!



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.

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

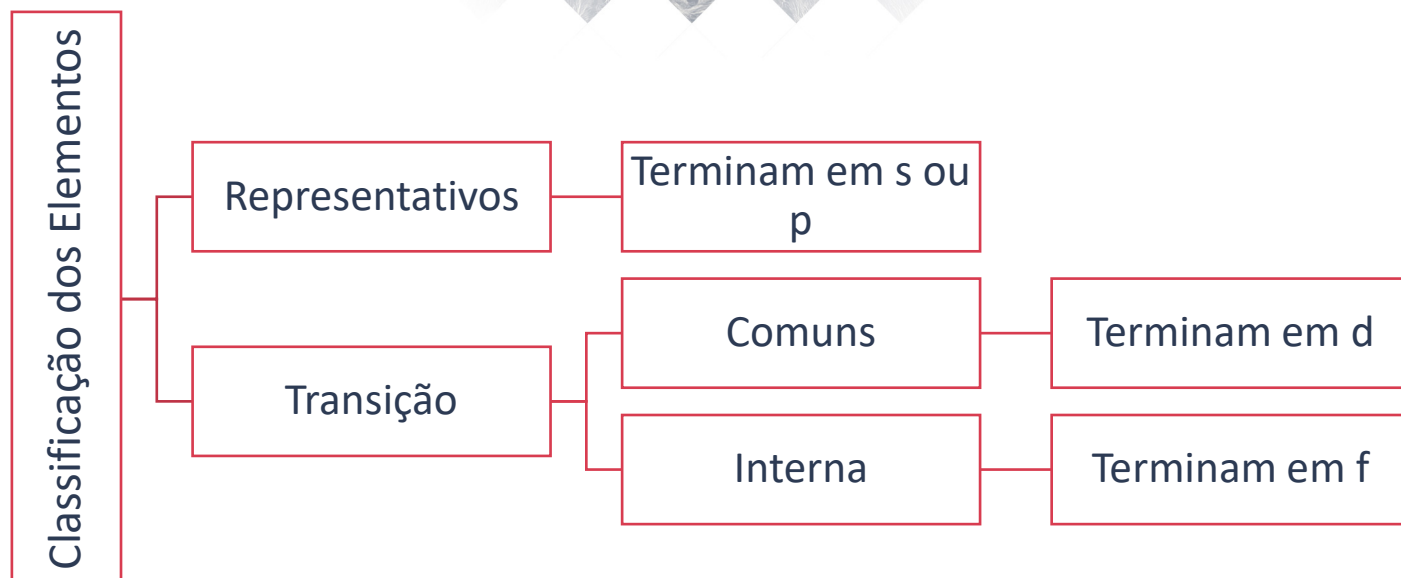


Figura 9: Elementos da Tabela Periódica

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

Nesse caso, para os elementos representativos, 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.

Para os metais de transição, o número de elétrons na camada de valência será igual à própria família. Por exemplo, a família 13 tem sua configuração terminada em $ns^2(n-1)d^{10}nd^1$, portanto, são 13 elétrons.

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, apresentamos as configurações eletrônicas e os nomes vulgares das famílias de elementos representativos.

I-A	II-A	III-A	IV – A	V-A	VI-A	VII-A	VIII-A
1	2	13	14	15	16	17	18
ns^1	ns^2	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6
Alcalinos	Alcalino-terrosos	Família do Boro	Família do Carbono	Família do Nitrogênio	Calcogênios	Halogênios	Gases nobres

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.

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.

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). O hidrogênio é um caso à parte e também é um não metal. Verifique na Tabela.

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

Group Period 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

I A II A III B IV B V B VI B VII B VIII B VIII B VIII B I B II B III A IV A V A VI A VII A VIII A

Atomic number → 1 ← Electrons per shell

Symbol

Name

Atomic weight

Hydrogen 1.00794

Post-transition metals Transition metals Lanthanide Alkaline earth metals Metalloids Alkali metals Other nonmetals Halogens Actinide Noble gases Radioactive element Synthetic element H Gas Hg Liquid Li Solid

Figura 10: Tabela Periódica Enfocando o Caráter Metálico

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, PO_4^{3-} (fosfato) e 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**.

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**. São elementos pouco reativos e **raramente** formam compostos.

Todos eles são gases com baixíssimo ponto de ebulição. O hélio, por exemplo, é a substância da natureza com menor ponto de ebulição (-269°C), o que é muito próximo do zero absoluto (-273°C). Consegue imaginar o quão fria é a temperatura necessária para liquefazer esse elemento?

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.

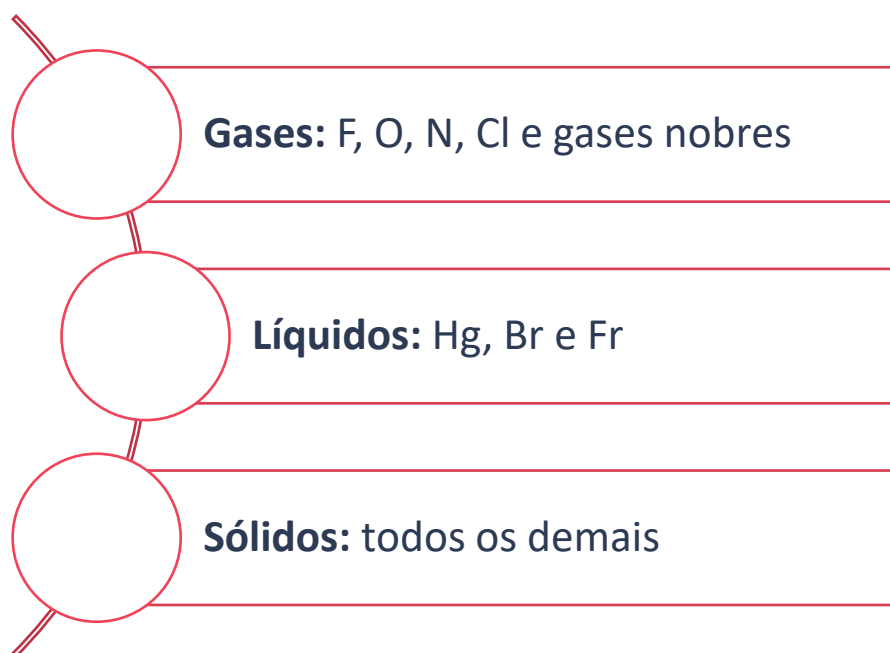


Figura 11: Estados Físicos dos Elementos da Tabela Periódica



1. (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

2. (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

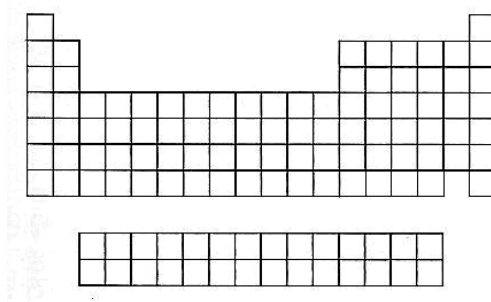
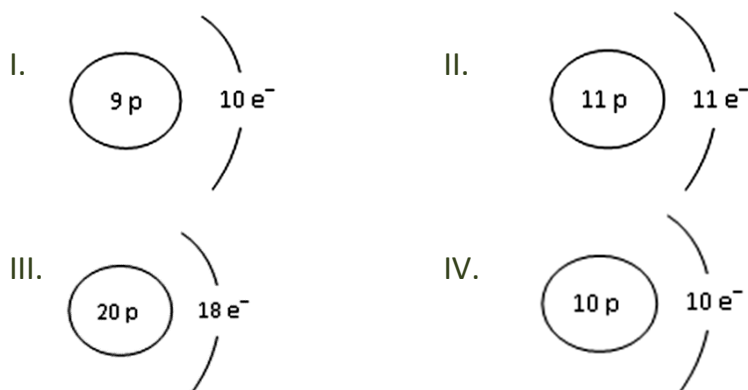
Vale lembrar que o calor é a energia térmica em movimento, não estando diretamente relacionado com a temperatura de um corpo.

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

3. (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 $3s^23p^6$. 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. Carga Nuclear Efetiva

Em um átomo polieletrônico, cada elétron é atraído pelo núcleo, porém, é repelido pelos demais elétrons, o que diminui a intensidade de atração entre o núcleo e o elétron mais externo. Esse efeito é denominado **blindagem**.

Portanto, a carga nuclear efetiva (Z_{ef}) sentida pelo **elétron mais externo** é o saldo entre a carga atrativa do núcleo e as cargas repulsivas dos demais elétrons. Essa grandeza é definida como:

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

Na expressão acima, Z é o número atômico e S é o **fator de blindagem** dos elétrons das camadas internas. Existem várias formas de determinar esse fator de blindagem. Nesse curso, estudaremos duas delas: uma forma simples e a Regra de Slater.

3.1. Regra Simples

Para calcular a carga nuclear efetiva, existe uma regra simples, bastante intuitiva e que serve a muitos propósitos, como o entendimento do comportamento de muitas propriedades periódicas é a seguinte:

O fator de blindagem é igual ao número de elétrons presentes nas camadas internas.

Com base nessa regra, vamos calcular a carga nuclear efetiva em diversos elementos.

Tabela 3: Cargas Nucleares Efetivas de Diversos Elementos

Elemento	Z	Configuração Eletrônica	S	Z_{ef}
Sódio	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	10	1
Fósforo	15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	10	5
Arsênio	33	$[Ar] 4s^2 4p^3$	28	5
Titânio	22	$[Ar] 4s^2 3d^2$	20	2
Ferro	26	$[Ar] 4s^2 3d^6$	24	2
Zinco	28	$[Ar] 4s^2 3d^8$	26	2
Mercúrio	80	$[Xe] 4s^2 3d^{10}$	78	2

Agora, vamos anotar.



A Regra Simples nos traz duas conclusões que, por si só, são muito importantes para concluir bastante sobre diversas propriedades periódicas.

- Nos elementos de transição, a carga nuclear efetiva é constante e igual a 2;
- Nos elementos representativos, a carga nuclear efetiva só depende da família, sendo igual ao número de elétrons de valência do elemento.

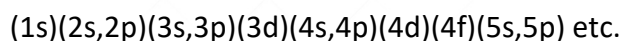
3.2. Regra de Slater

A Regra de Slater é bastante complexa e, embora não costume aparecer em provas, é interessante de ser mostrada, pois é capaz de explicar algumas irregularidades nas configurações eletrônicas da tabela periódica.



Para aplicar essa regra, basta seguir os quatro passos ensinados pela excepcional autora Catherine Housecroft em [4]:

- I. Colocar a configuração eletrônica da seguinte maneira:



- II. Os elétrons colocados à direita do elétron onde a blindagem está sendo calculada não são contabilizados.

Esse procedimento é importante, porque a Regra de Slater também calcula a carga nuclear efetiva sobre qualquer elétron, não apenas sobre os da camada externa.

- III. Se o elétron de interesse for de um orbital **s** ou **p**:

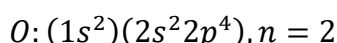
- Cada um dos outros elétrons do mesmo nível de energia contribui com um fator 0,35.
- Se for do orbital 1s, esse fator será 0,30.
- Cada elétron de um nível (n-1) contribui com um fator de 0,85;
- Cada elétron de um nível (n-2) ou menor contribui com um fator de 1,00.

- IV. Se o elétron de interesse for de um orbital **d** ou **f**:

- Cada um dos outros elétrons do mesmo subnível contribui com 0,35.
- Cada elétron de um subnível menos energético contribui com 1,00.

Então, calculemos a carga nuclear efetiva sobre os elétrons de valência do oxigênio (subnível 2p):

Primeiro faremos a organização proposta pela regra I:



Então, o fator de blindagem será:

$$S = (2 \cdot 0,85) + (5 \cdot 0,35) = 3,45$$

$$Z_{ef} = Z - S = 8 - 3,45 = 4,55$$

Portanto, os elétrons de valência do oxigênio sentem uma carga nuclear de apenas 4,55.

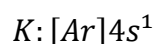


4. (TFC – 2019 – Inédita)

Prove, usando a Regra de Slater, que a configuração eletrônica do potássio ($Z = 19$) no estado fundamental é $[\text{Ar}]4s^1$, e não $[\text{Ar}]3d^1$.

Comentários

Para resolver esse problema, consideraremos o cálculo da carga nuclear efetiva sobre os elétrons da camada externa do potássio ($Z = 19$) em suas duas configurações fornecidas pelo enunciado.



Na configuração $K: (1s^2)(2s^22p^6)(3s^23p^6)(4s^1)$, precisamos levar em conta a seguinte contagem dos elétrons nos diferentes níveis, já que o elétron

- **Mesmo Nível:** Não há nenhum elétron no mesmo nível (4s) do elétron mais externo;
- **Nível n-1:** Há 8 elétrons no nível inferior (nível 3) ao elétron mais externo;
- **Demais Níveis:** Há 10 elétrons nos demais níveis (1 e 2);

$$S = (0.0,35) + (8.0,85) + (10.1,00) = 16,8$$

$$Z_{ef} = Z - S = 19 - 16,8 = 2,2$$

Na configuração $K^*: (1s^2)(2s^22p^6)(3s^23p^6)(3d^1)$, como o elétron mais externo é do subnível 3d, levamos em conta o seguinte:

- **Mesmo Subnível:** Não há nenhum elétron no mesmo subnível do elétron mais externo;
- **Subnível Inferior:** todos os 18 elétrons estão em um subnível inferior ao 3d.

$$S = (0.0,35) + (18.1,00) = 18$$

$$Z_{ef} = Z - S = 19 - 18 = 1$$

Portanto, o elétron de valência na configuração K sente uma carga nuclear efetiva bem maior que o elétron de valência na configuração K^* . Dessa maneira, ele está mais fortemente ligado ao núcleo, por isso, a configuração $K: [\text{Ar}]4s^1$ corresponde ao estado fundamental do elemento.

Gabarito: demonstração

3.3. Periodicidade da Carga Nuclear Efetiva

A seguir, temos os valores calculados, de acordo com a Regra de Slater para as cargas nucleares efetivas dos elementos representativos.

H 1,00									He 1,65
Li 1,30	Be 1,95		B 2,60	C 3,25	N 3,90	O 4,55	F 5,20		Ne 5,85
Na 2,20	Mg 2,85		Al 3,50	Si 4,15	P 4,80	S 5,45	Cl 6,10		Ar 6,75
K 2,20	Ca 2,85		Ga 5,00	Ge 5,65	As 6,30	Se 6,95	Br 7,60		Kr 8,25
Rb 2,20	Sr 2,85		In 5,00	Sn 5,65	Sb 6,30	Te 6,95	I 7,60		Xe 8,25
Cs 2,20	Ba 2,85		Tl 5,00	Pb 5,65	Bi 6,30	Po 6,95	At 6,60		Rn 8,25

Figura 12: Cargas Nucleares Efetivas dos Elementos Representativos

A carga nuclear efetiva é denominada **uma propriedade periódica**, porque o seu comportamento pode ser razoavelmente previsto com a simples observação da posição do elemento na Tabela Periódica.

Nos metais de transição, a carga nuclear efetiva **varia pouco** em razão do observado anteriormente. Optamos por não realizar o cálculo pela Regra de Slater, pois há controvérsias em relação à configuração fundamental de vários elementos desse bloco.

4. Propriedades Periódicas

São as aquelas que **estão relacionadas ao átomo isolado**. Portanto, não dependem da substância em que ele está localizado. É importante registrar que todas essas propriedades são diretamente influenciadas pela **Carga Nuclear Efetiva**.

4.1. Raio Atômico

A definição de raio atômico leva em consideração:

- 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.

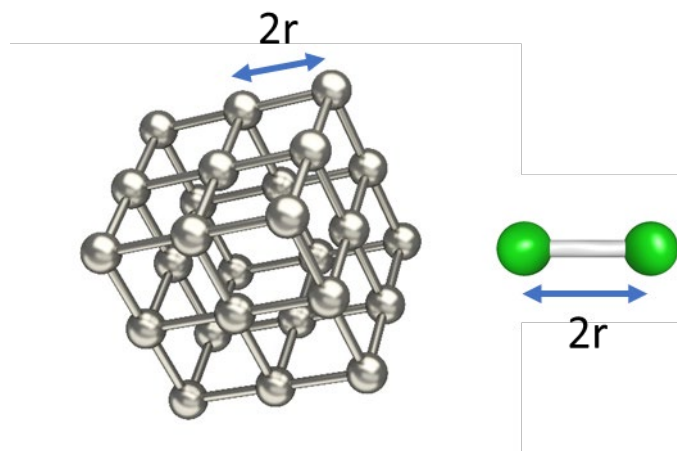





Figura 13: Raio Atômico: Metálico e Covalente (fontes: [8] e [9])

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 **cresce 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					Ar 191
K 203	Ca 14					Kr 200
Rb 216	Sr 191					Xe 220
Cs 235	Ba 198					Rn -

Figura 14: Raio Atômico (em pm) dos elementos representativos da Tabela Periódica



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).

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 15: Raios Atômicos dos Elementos de Transição

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

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 **Erro! Fonte de referência não encontrada.**, 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?

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

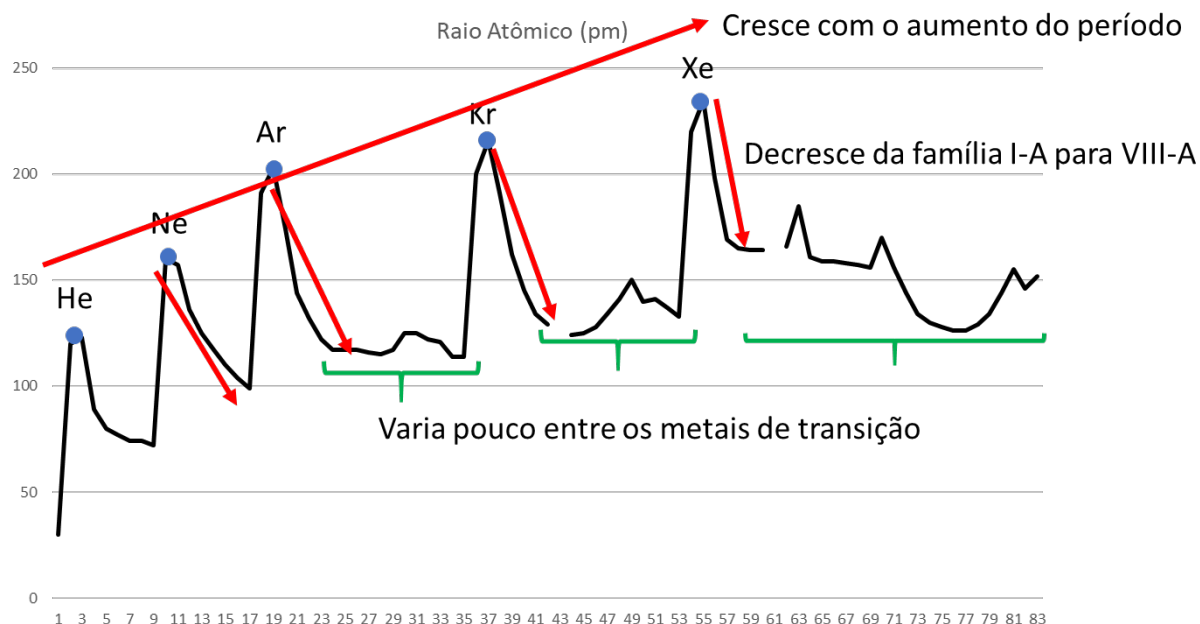


Figura 16: Raio Atômico (em pm) em função do Número Atômico

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 16 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.

4.2. Raio Iônico

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.

A Figura 5 mostra os raios iônicos dos metais alcalinos. Compare com os respectivos raios atômicos, observando que o raio iônico de um cátion é sempre menor que o raio atômico.

Tabela 4: Comparação entre o Raio Iônico e o Raio Atômico dos Metais Alcalinos

Cátion	Raio Iônico (pm)	Raio Atômico (pm)
Li ⁺	82	123
Na ⁺	110	157
K ⁺	159	203
Rb ⁺	168	216
Cs ⁺	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.

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**. Nesse caso, a regra é muito simples: quanto maior for a carga nuclear, menor será o raio iônico.

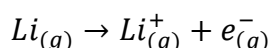
A razão para isso é que teremos **a mesma quantidade de elétrons** sendo atraída por **mais prótons**, portanto, a intensidade da atração será maior, logo o raio iônico será menor. Vejamos alguns exemplos de tamanhos de raios iônicos.

Tabela 5: Raios Iônicos de Íons com 18 elétrons

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

4.3. Energia de Ionização

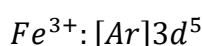
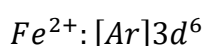
A energia de ionização é a energia necessária para **retirar um elétron** de uma espécie química **no estado gasoso**.



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.**

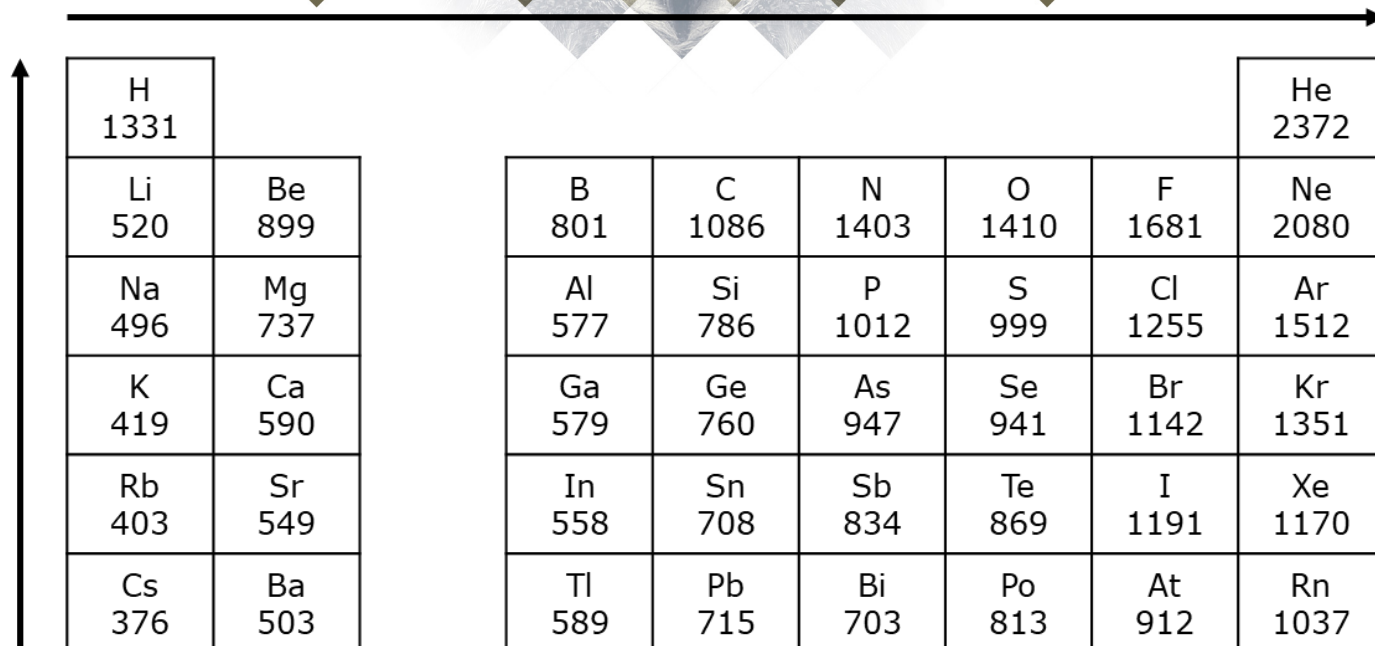


Um cátion é formado sempre retirando **o elétron mais externo**. Dessa maneira, considerando que a configuração eletrônica do ferro no estado fundamental é $Fe: [Ar]4s^23d^6$, os seus cátions de carga +2 e +3 terão as seguintes configurações eletrônicas.



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.



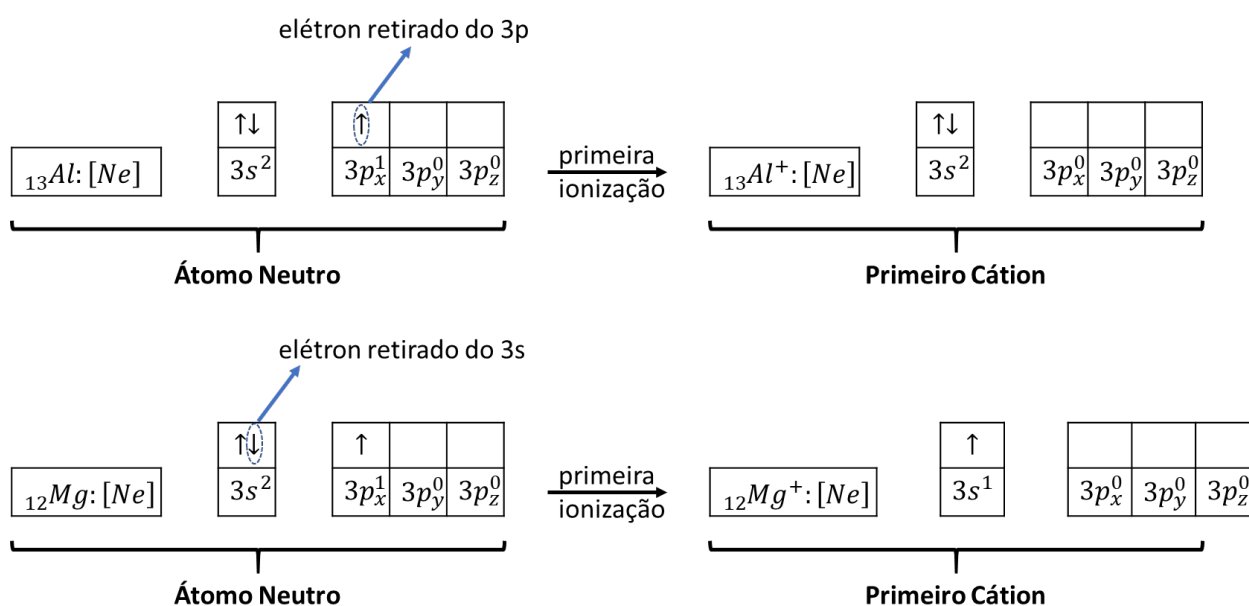
H 1331								He 2372
Li 520	Be 899		B 801	C 1086	N 1403	O 1410	F 1681	Ne 2080
Na 496	Mg 737		Al 577	Si 786	P 1012	S 999	Cl 1255	Ar 1512
K 419	Ca 590		Ga 579	Ge 760	As 947	Se 941	Br 1142	Kr 1351
Rb 403	Sr 549		In 558	Sn 708	Sb 834	Te 869	I 1191	Xe 1170
Cs 376	Ba 503		Tl 589	Pb 715	Bi 703	Po 813	At 912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

Figura 17: Primeiras Energias de Ionização dos Elementos Representativos (em 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**.

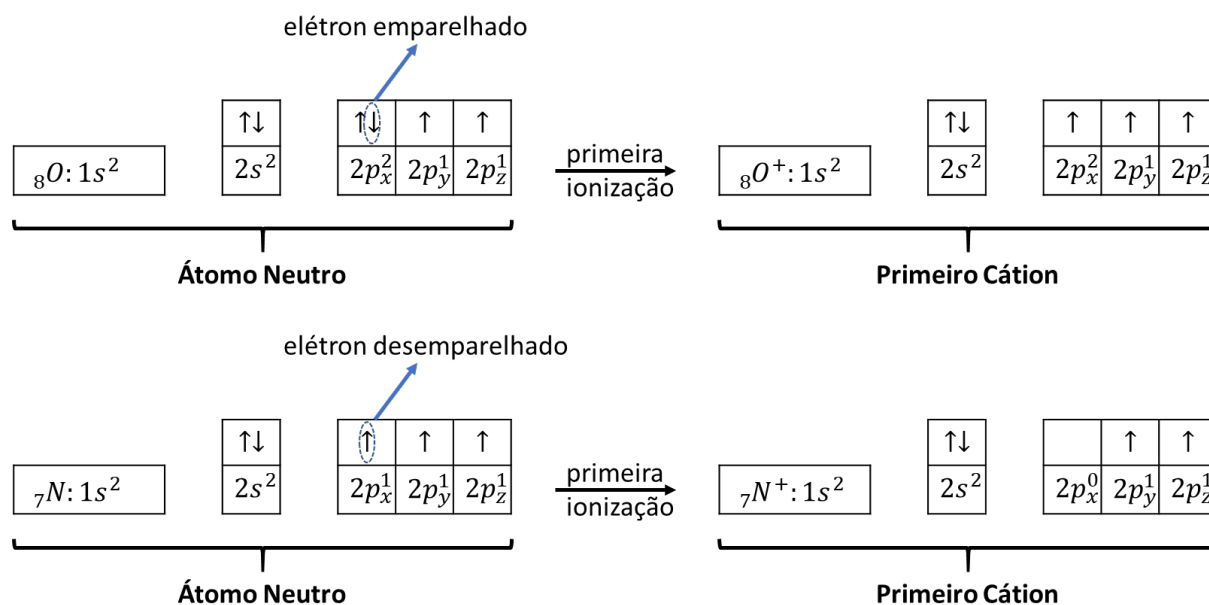


O subnível **3s** é mais penetrante, ou seja, os seus elétrons estão mais próximos do núcleo que os elétrons do subnível **3p**. Sendo assim, como o alumínio tem seu primeiro elétron retirado de um subnível

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.



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.

4.3.1. Outras Energias de Ionização dos Metais Alcalinos (família I-A)

Consideremos as três ionizações do átomo de sódio.

Primeira Ionização	$Na(g) \rightarrow Na^+(g) + e^-(g)$
Segunda Ionização	$Na^+(g) \rightarrow Na^{2+}(g) + e^-(g)$
Terceira Ionização	$Na^{2+}(g) \rightarrow Na^{3+}(g) + e^-(g)$

A primeira ionização consiste em afastar um elétron de uma carga negativa. Já a **segunda** ionização consiste em afastar um elétron de **duas** cargas negativas, o que certamente é mais difícil, já que a força

de atração aumenta com as cargas. A **terceira** ionização é ainda mais difícil, pois requer afastar o elétron de **três** cargas positivas.

Somente pelo fator carga, podemos imaginar que a segunda energia de ionização do sódio é, pelo menos, o dobro da primeira – já que a carga duplicou. Por sua vez, a terceira energia de ionização do sódio deve ser cerca de 50% a mais que a segunda – já que a carga aumentou em 50%, de 2 para 3.

Porém, devemos acrescentar um segundo fator extremamente importante, que é **a distância**. Considerando que a configuração eletrônica do sódio no estado fundamental é Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, temos que os três elétrons removidos têm origens diferentes.

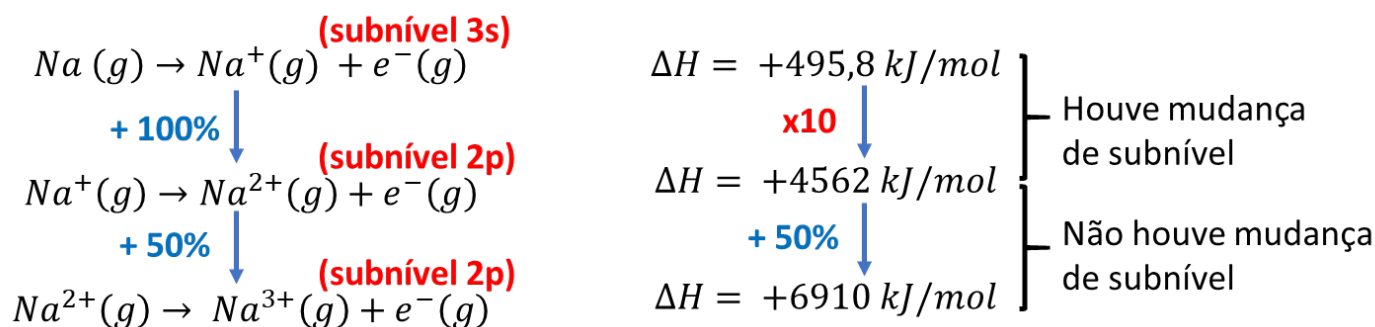
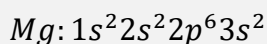


Figura 18: Três Primeiras Energias de Ionização do Sódio

Observe que é **muito mais difícil** retirar o segundo elétron do sódio do que o primeiro. É exatamente por isso que o sódio (e os demais metais alcalinos) formam apenas o cátion de carga +1 nos seus compostos.

4.3.2. Outras Energias de Ionização dos Metais Alcalinos-Terrosos (família II-A)

Vamos analisar, agora, o caso do magnésio (família II-A), que é um metal alcalino-terroso. Sua configuração eletrônica no estado fundamental é:



Devido à configuração eletrônica do magnésio, nas duas primeiras ionizações, são retirados elétrons do subnível **3s**, mas o terceiro elétron é retirado de um subnível diferente (o **3p**).

Por conta disso, nas duas primeiras ionizações, a variação de energia segue basicamente o que é esperado pela variação de carga. Como a carga do íon duplica, a segunda energia de ionização é aproximadamente o dobro da primeira.

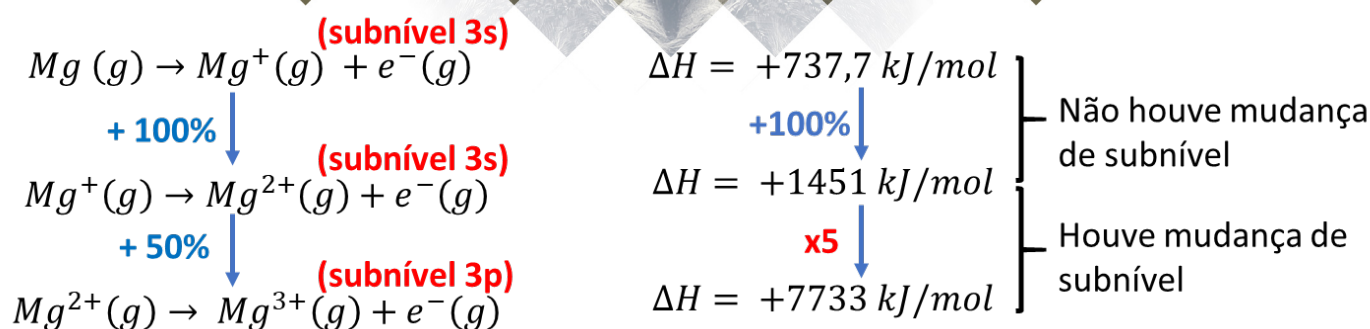


Figura 19: Três Primeiras Energias de Ionização do Magnésio

Porém, no caso da terceira energia de ionização, houve um salto muito grande, pois aconteceu uma mudança de subnível do elétron a ser retirado.

Com base nisso, podemos observar que a **Regra de Octeto** para os metais é uma consequência natural do comportamento de sua energia de ionização.

Regra do Octeto: os elementos tendem a se ligar para formar compostos em que apresentem a configuração eletrônica de um gás nobre.

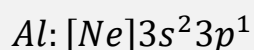
Regra do Octeto para Metais: os metais tendem a perder todos os seus elétrons da camada de valência, formando cátions e adquirindo a configuração eletrônica de gás nobre.

Os metais alcalinos e alcalino-terrosos (famílias I-A e II-A) seguem essa famosa regra, **simplesmente perdendo os seus elétrons da camada de valência**.

Porém, isso não acontece com todos os elementos.

4.3.3. Outras Energias de Ionização dos demais Metais Representativos (famílias III-A a V-A)

Os metais representativos dessas famílias possuem dois elétrons no subnível **s** e também possuem elétrons no subnível **p**.



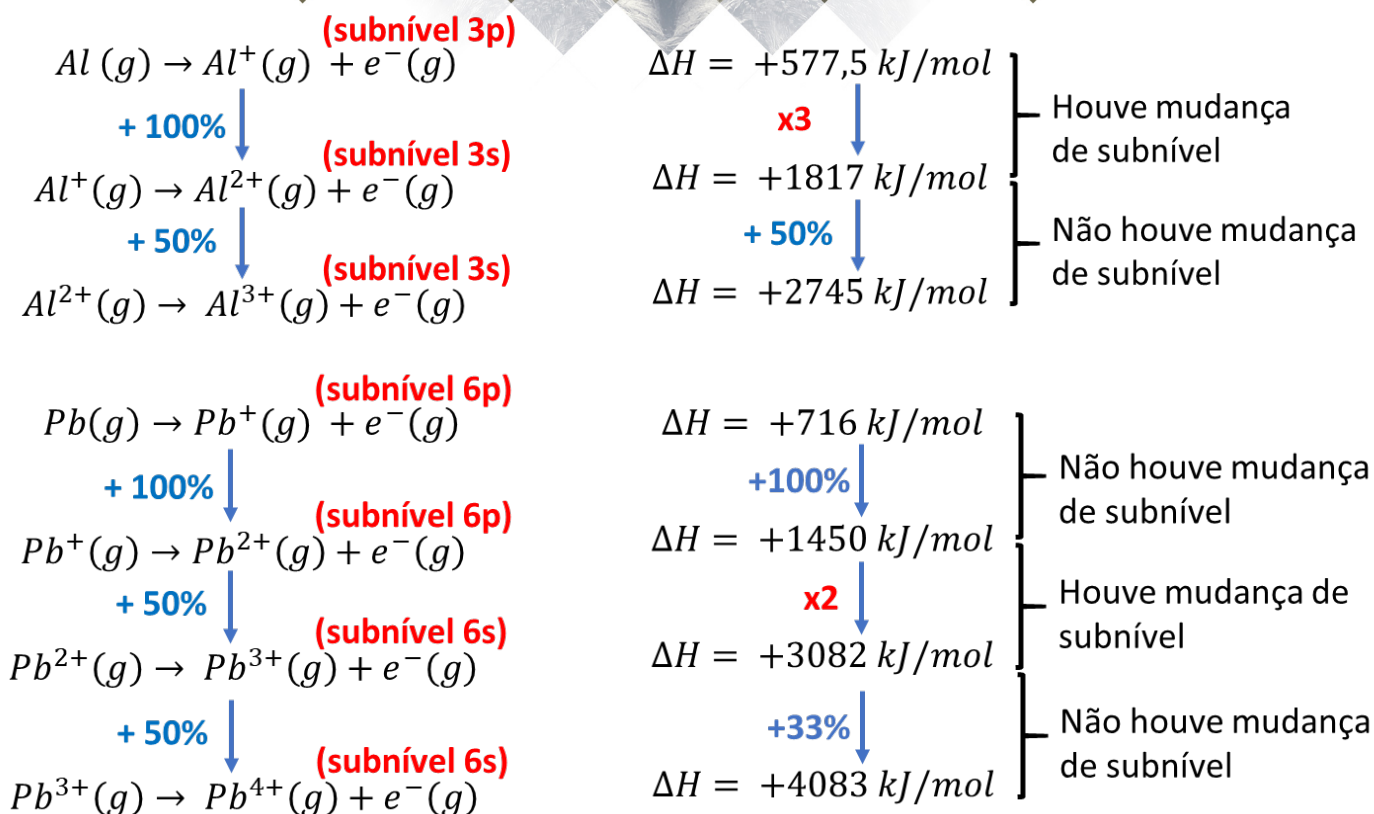


Figura 20: Energias de Ionização dos Elétrons da Camada de Valência do Alumínio (Al) e do Chumbo (Pb)

Note que o salto de energia de ionização observe do segundo para o terceiro elétron é de apenas duas vezes. Porém, o que se esperava era um aumento de 50%. Essa variação **acima do normal** é suficiente para que seja muito difícil de se formar o íon Pb^{4+} .

Dessa maneira, a Regra do Octeto normalmente não se aplica aos metais das famílias III-A a V-A. Esses metais tendem a perder **somente os elétrons do subnível p**, mas não os subnível s. Isso é conhecido como **Efeito do Par Inerte**.

Embora existam compostos com o íon Pb^{4+} , eles são menos comuns que os compostos com o íon Pb^{2+} . O mesmo podemos dizer do bismuto (Bi – família V-A), que forma normalmente o íon Bi^{3+} , em que perde somente os elétrons do subnível p.

A exceção fica por conta do alumínio (Al). Como sua terceira energia de ionização ainda é relativamente baixa, ele forma cátion Al^{3+} em compostos com o flúor ou com o oxigênio. São exemplos: AlF_3 (fluoreto de alumínio), Al_2O_3 (óxido de alumínio) e $Al(NO_3)_3$ (nitrato de alumínio).

Vamos sintetizar o que aprendemos sobre a Regra do Octeto para metais.

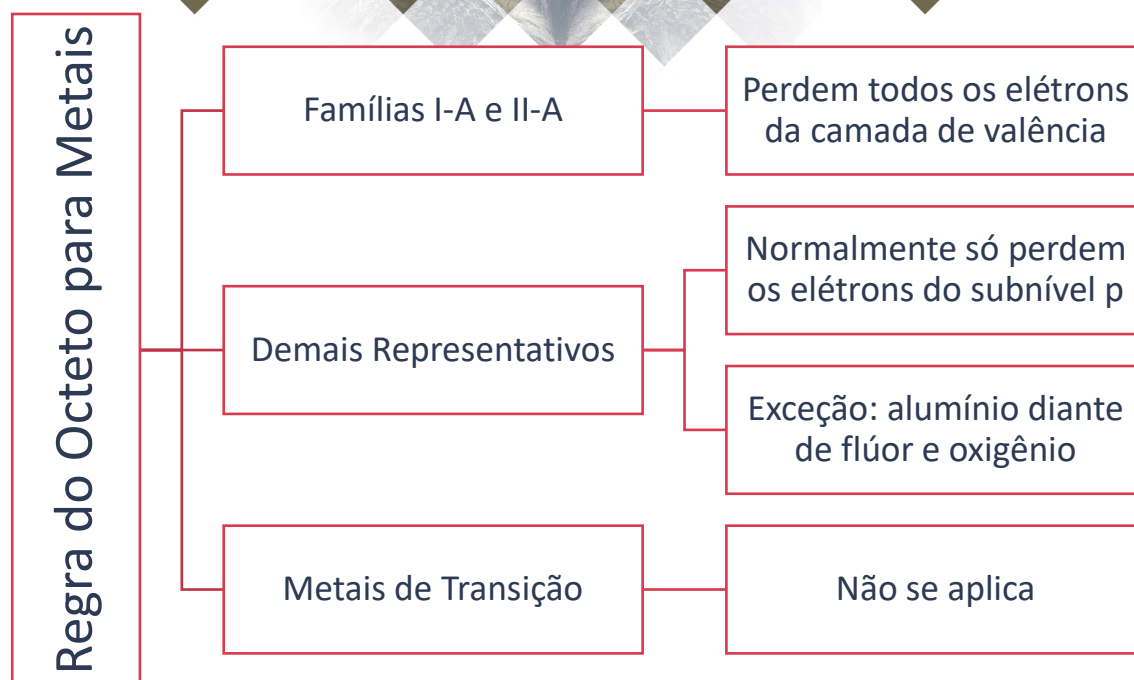
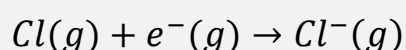


Figura 21: Regra do Octeto para Metais

4.4. Afinidade Eletrônica

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

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

Regra do Octeto para não-metais: em compostos iônicos, os não-metais 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: $1s^2 2s^2 2p^6$).



Uma exceção que podemos observar é que o cloro possui maior afinidade eletrônica que o flúor.

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.

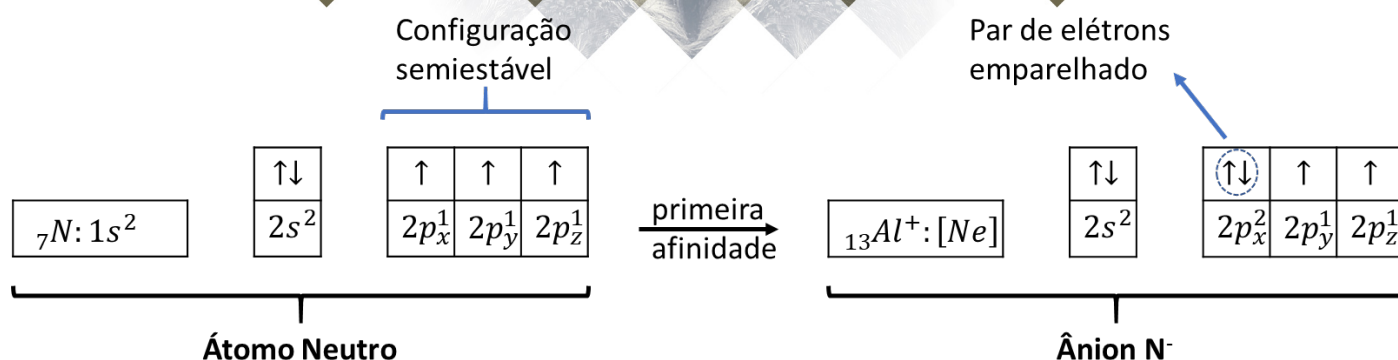


Figura 23: Baixa Afinidade Eletrônica do Nitrogênio (N)

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

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 ânion

4.5. 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 24.

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

↑

perde 1
elétron

↑

perde 2
elétrons

↑

ganha 1
elétron

↑

ganha 2
elétrons

↑

estáveis

Figura 24: Regra do Octeto para Compostos Iônicos



5. (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

6. (TFC – 2019 – Inédita)

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

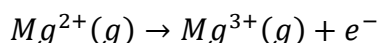
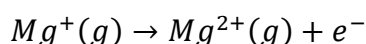
- a) O cálcio possui raio atômico maior que o magnésio.
- b) O lítio possui raio atômico maior que o berílio.
- c) Considerando as espécies químicas Na^+ , O^{2-} e Ne, a ordem crescente dos raios iônicos é: $\text{O}^{2-} > \text{Ne} > \text{Na}^+$.
- d) A energia de ionização do sódio corresponde à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

Comentários

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

- a) Na família II-A, devemos nos lembrar da frase: Bela **M**argarida **C**asou com o Sr Barão do **R**ádio. Portanto, o cálcio está abaixo do magnésio, logo apresenta raio atômico maior. Afirmativa correta.

- b) 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 Mg^+ requer separar um elétron de duas cargas positivas, enquanto que a ionização do 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.

5. Lista de Questões Propostas

MASSAS MOLARES

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol ⁻¹)	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol ⁻¹)
H	1	1,01	Mn	25	54,94
Li	3	6,94	Fe	26	55,85
C	6	12,01	Co	27	58,93
N	7	14,01	Cu	29	63,55
O	8	16,00	Zn	30	65,39
F	9	19,00	As	33	74,92
Ne	10	20,18	Br	35	79,90
Na	11	22,99	Mo	42	95,94
Mg	12	24,30	Sb	51	121,76
Al	13	26,98	I	53	126,90
Si	14	28,08	Ba	56	137,33
S	16	32,07	Pt	78	195,08
Cl	17	35,45	Au	79	196,97
Ca	20	40,08	Hg	80	200,59

1. (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.



Prove, usando a Regra de Slater, que a configuração eletrônica do potássio ($Z = 19$) no estado fundamental é $[\text{Ar}]4s^1$, e não $[\text{Ar}]3d^1$.

5. (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.

6. (TFC – 2019 – INÉDITA)

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

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

7. (ITA – 2017 – ADAPTADA)

Considere as seguintes proposições para espécies químicas no estado gasoso:

I – A energia de ionização do íon Be^{3+} é maior do que a do íon He^+ .

II – A energia do orbital 2s do átomo de berílio é igual à energia do orbital 2s do átomo de boro.

8. (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.

9. (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.

10. (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

11. (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.

12. (ITA – 2006)

Considere as afirmações abaixo, todas relacionadas a átomos e íons no estado gasoso:

- I. A energia do íon Be^{2+} , no seu estado fundamental, é igual à energia do átomo de He neutro no seu estado fundamental.
- II. Conhecendo a segunda energia de ionização do átomo de He neutro, é possível conhecer o valor da afinidade eletrônica do íon He^{2+} .
- III. Conhecendo o valor da afinidade eletrônica e da primeira energia de ionização do átomo de Li neutro, é possível conhecer a energia envolvida na emissão do primeiro estado excitado do átomo de Li neutro para o seu estado fundamental.
- IV. A primeira energia de ionização de íon H^- é menor do que a primeira energia de ionização do átomo de H neutro.
- V. O primeiro estado excitado do átomo de He neutro tem a mesma configuração eletrônica do primeiro estado excitado do íon Be^{2+} .

Então, das afirmações acima, estão CORRETAS:

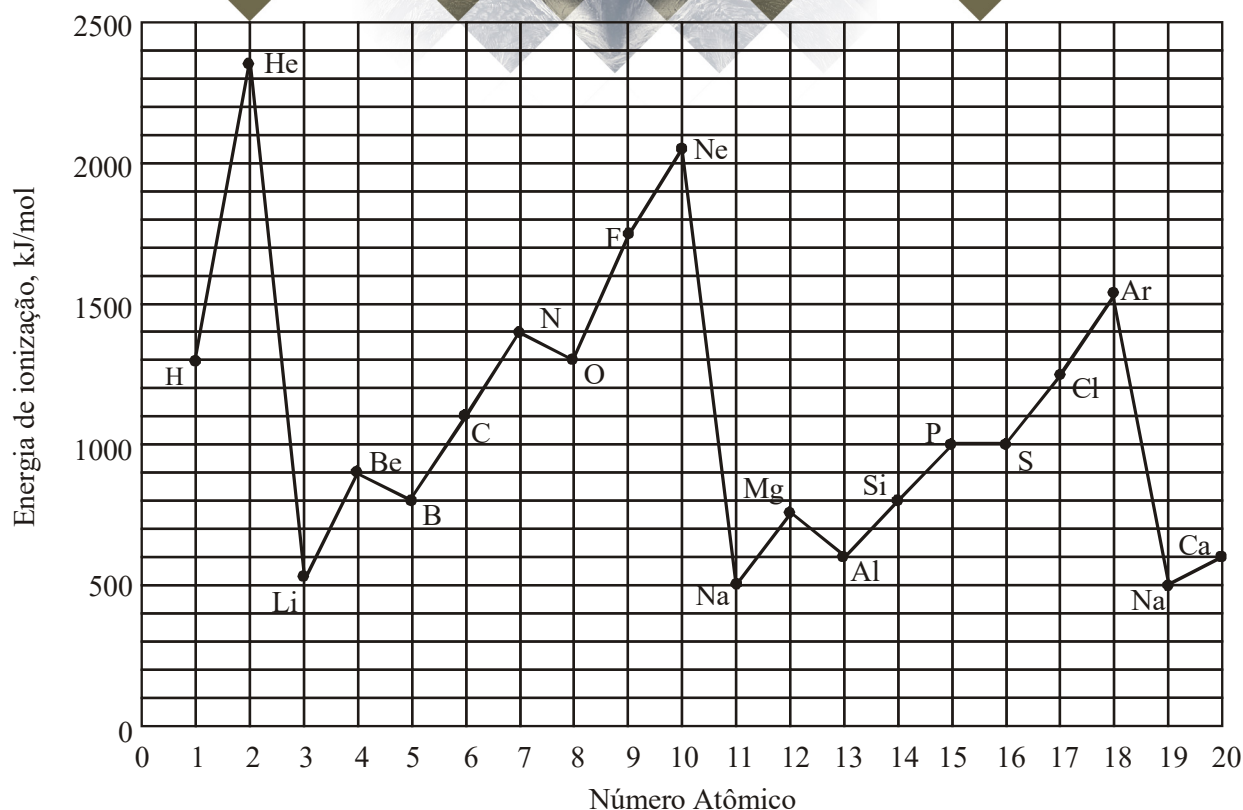
- a) apenas I e III.
- b) apenas I, II e V.
- c) apenas I e IV.
- d) apenas II, IV e V.
- e) apenas III e V.

13. (IME – 2004)

A incidência de radiação eletromagnética sobre um átomo é capaz de ejetar o elétron mais externo de sua camada de valência. A energia necessária para a retirada deste elétron pode ser determinada pelo princípio da conservação de energia, desde que se conheça sua velocidade de ejeção.

Para um dado elemento, verificou-se que a velocidade de ejeção foi de $1,00 \times 10^6$ m/s, quando submetido a 1070,9 kJ/mol de radiação eletromagnética.

Considerando a propriedade periódica apresentada no gráfico (Energia de Ionização x Número Atômico) e a massa do elétron igual a $9,00 \times 10^{-31}$ kg, determine:



- o elemento em questão, sabendo que este pertence ao terceiro período da Tabela Periódica;
- o número atômico do próximo elemento do grupo;

14. (TFC – INÉDITA)

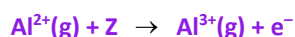
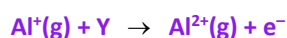
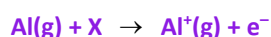
O selênio é um antioxidante que tem se mostrado eficiente no combate ao câncer. Entre as principais fontes do elemento para o ser humano, encontram-se a castanha-do-pará e o feijão fradinho.

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

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

15. (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.

16. (TFC – INÉDITA)

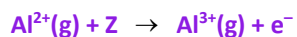
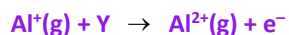
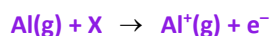
O selênio é um antioxidante que tem se mostrado eficiente no combate ao câncer. Entre as principais fontes do elemento para o ser humano, encontram-se a castanha-do-pará e o feijão fradinho.

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

- a) O raio iônico do íon Se^{2-} é menor do que o do íon 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.

17. (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.



5.1. Gabarito

- | | |
|-----------------|------------|
| 1. E | |
| 2. Errado | 10. D |
| 3. C | 11. A |
| 4. demonstração | 12. D |
| 5. A | 13. Si; 32 |
| 6. D | 14. B |
| 7. Apenas I | 15. B |
| 8. D | 16. B |
| 9. A | 17. B |

6. Lista de Questões Comentadas

7. (ITA – 2017 – adaptada)

Considere as seguintes proposições para espécies químicas no estado gasoso:

I – A energia de ionização do íon Be^{3+} é maior do que a do íon He^+ .

II – A energia do orbital 2s do átomo de berílio é igual à energia do orbital 2s do átomo de boro.

Comentários

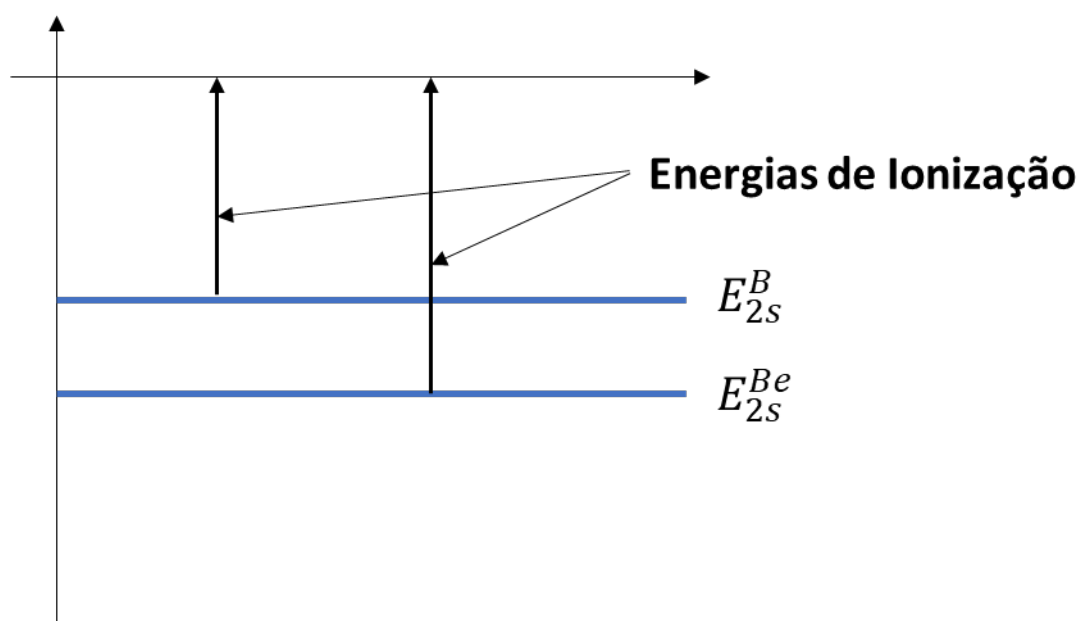
I – É interessante a afirmativa. O íon Be^{3+} é isoeletrônico do íon He^+ , porém, apresenta uma quantidade maior de elétrons. Sendo assim, o seu raio iônico é menor, logo, a sua energia de ionização é maior. Afirmativa correta.

A propósito, como ambos os íons são monoelétrônicos, suas energias de ionização podem ser calculadas pela Equação de Rydberg.

$$E = Rhc \cdot Z^2 = 13,6 \cdot Z^2$$

II – Certamente, as energias dos orbitais 2s de dois átomos diferentes não podem ser iguais. Considerando os números atômicos e famílias do berílio ($Z = 4$, família II-A) e do boro ($Z = 5$, família III-A), podemos concluir que a carga nuclear efetiva sobre os elétrons do orbital 2s do berílio é inferior ao que acontece no boro, já que a Carga Nuclear Efetiva cresce para a direita na Tabela Periódica.

Portanto, a energia necessária para retirar os elétrons do orbital 2s é maior no boro do que no berílio. Porém, como ambas as energias são negativas, podemos afirmar que a energia do boro é maior que a do berílio. Cuidado! O ITA gosta muito de jogar com os sinais e confundir a cabeça dos vestibulandos.



Gabarito: Apenas I



8. (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

9. (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

10. (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

11. (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 e 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

12. (ITA – 2006)

Considere as afirmações abaixo, todas relacionadas a átomos e íons no estado gasoso:

- I. A energia do íon Be^{2+} , no seu estado fundamental, é igual à energia do átomo de He neutro no seu estado fundamental.
- II. Conhecendo a segunda energia de ionização do átomo de He neutro, é possível conhecer o valor da afinidade eletrônica do íon He^{2+} .
- III. Conhecendo o valor da afinidade eletrônica e da primeira energia de ionização do átomo de Li neutro, é possível conhecer a energia envolvida na emissão do primeiro estado excitado do átomo de Li neutro para o seu estado fundamental.
- IV. A primeira energia de ionização de íon H^- é menor do que a primeira energia de ionização do átomo de H neutro.
- V. O primeiro estado excitado do átomo de He neutro tem a mesma configuração eletrônica do primeiro estado excitado do íon Be^{2+} .

Então, das afirmações acima, estão CORRETAS:

- a) apenas I e III.
- b) apenas I, II e V.
- c) apenas I e IV.
- d) apenas II, IV e V.
- e) apenas III e V.

Comentários

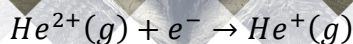
Vamos analisar os itens individualmente.

I – O íon Be^{2+} é isoeletrônico do He, porém, apresenta um número maior de elétrons. Sendo assim, o íon Be^{2+} deve apresentar maior energia de ionização no estado fundamental. Afirmativa errada.

II – A segunda energia de ionização do hélio neutro é dada pela reação.



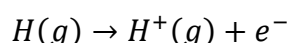
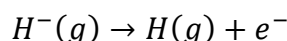
Por outro lado, a afinidade eletrônica do íon He^{2+} é dada pela reação inversa.



Portanto, a afinidade eletrônica do íon He^{2+} é igual em módulo, mas tem o sinal oposto da segunda energia de ionização do He. Afirmativa correta.

III – Tanto a afinidade eletrônica como a primeira energia de ionização dizem respeito ao átomo de lítio no seu estado fundamental. Nenhuma das duas propriedades traz nenhuma informação sobre o primeiro estado excitado. Afirmativa errada.

IV – Vamos escrever as duas reações de ionização.



Dessa maneira, a ionização do íon hidreto (H^{-}) envolve afastar um elétron de uma carga neutra. Já a ionização do átomo de hidrogênio (H^{+}) envolve afastar um elétron de uma carga positiva, o que é bem mais difícil, portanto, requer mais energia. Afirmativa correta.

V – Tanto o íon Be^{2+} como He possuem como estado fundamental a configuração $1s^2$ e como primeiro estado a configuração $1s^1 2p^1$. Afirmativa correta.

Portanto, os itens II, IV e V estão corretos.

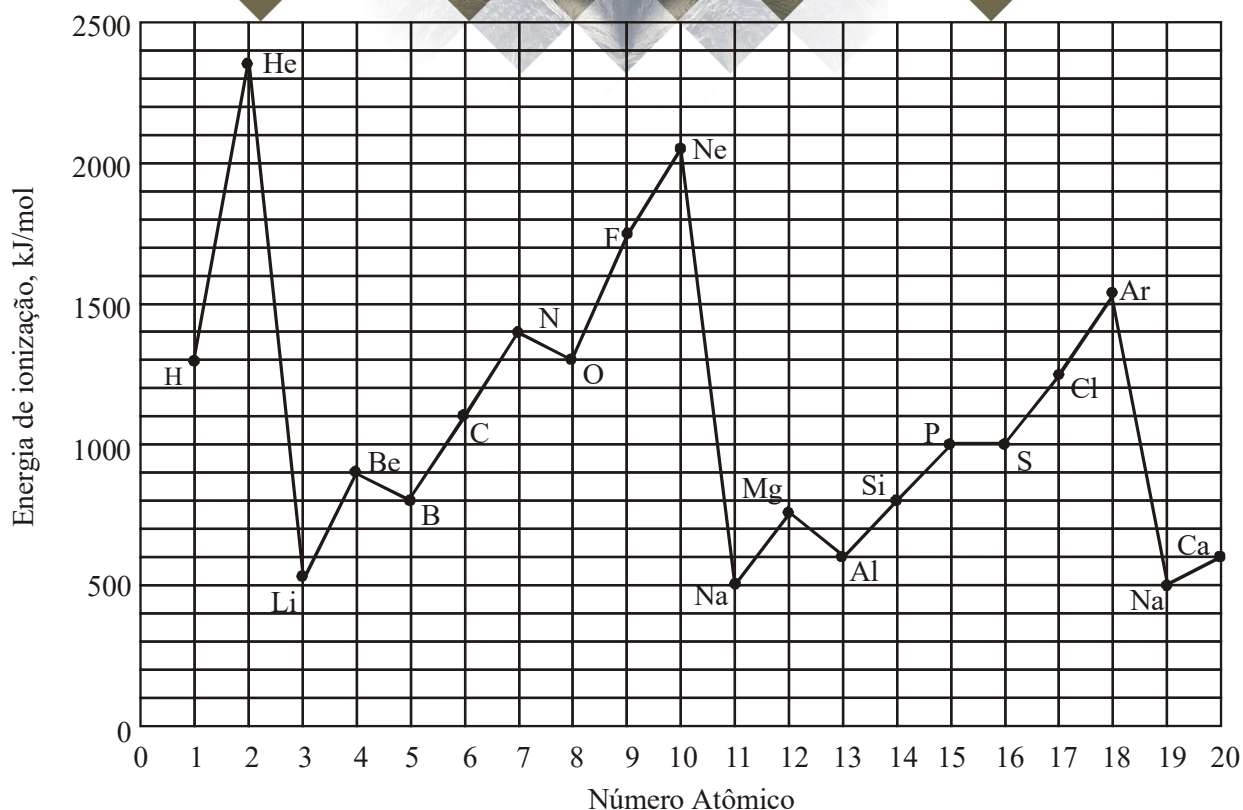
Gabarito: D

13. (IME – 2004)

A incidência de radiação eletromagnética sobre um átomo é capaz de ejetar o elétron mais externo de sua camada de valência. A energia necessária para a retirada deste elétron pode ser determinada pelo princípio da conservação de energia, desde que se conheça sua velocidade de ejeção.

Para um dado elemento, verificou-se que a velocidade de ejeção foi de $1,00 \times 10^6$ m/s, quando submetido a 1070,9 kJ/mol de radiação eletromagnética.

Considerando a propriedade periódica apresentada no gráfico (Energia de Ionização x Número Atômico) e a massa do elétron igual a $9,00 \times 10^{-31}$ kg, determine:



- a) o elemento em questão, sabendo que este pertence ao terceiro período da Tabela Periódica;
b) o número atômico do próximo elemento do grupo;

Comentários

Trata-se de uma questão que trata a Lei da Conservação de Energia, de maneira semelhante ao Efeito Fotoelétrico. A energia da radiação incidente é dividida em duas partes: uma parte serve para ionizar o elétron e o que resta para lhe conferir energia cinética.

$$E_{\text{incidente}} = E_{\text{ionização}} + E_{\text{cinética}}$$

A energia cinética dos elétrons removidos é dada pela expressão conhecida da Física.

$$E_{\text{cinética}} = \frac{mv^2}{2}$$

A massa de um mol de elétrons é igual ao produto da massa de um elétron pelo número de Avogadro.

$$m = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 9,1 \cdot 10^{-34} = 54,8 \cdot 10^{23-34} = 54,8 \cdot 10^{-11} = 5,5 \cdot 10^{-10}$$

Agora, podemos calcular a energia cinética dos elétrons.

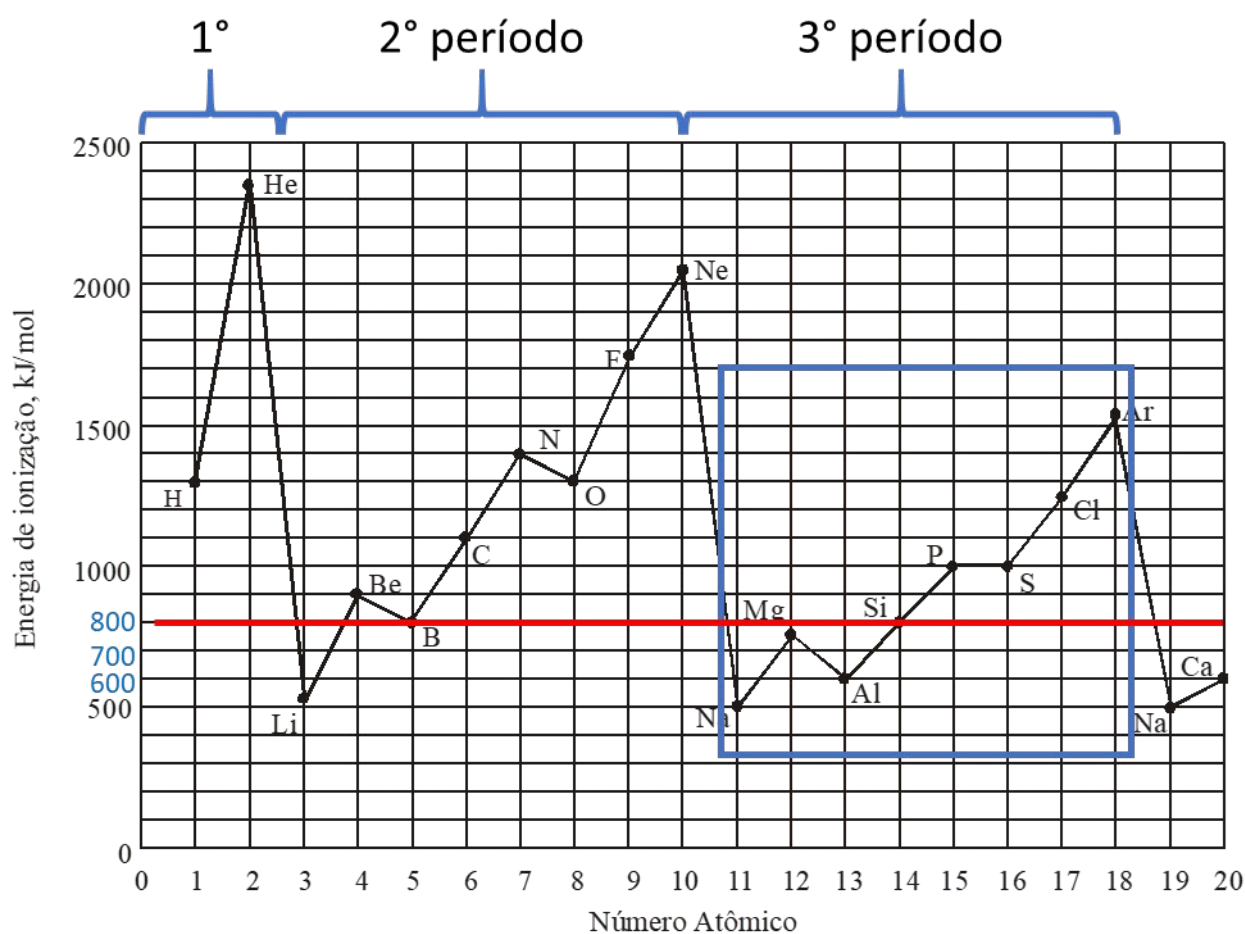
$$E_{\text{cinética}} = \frac{mv^2}{2} = \frac{5,5 \cdot 10^{-10} \cdot (1,10^6)^2}{2} = 2,7 \cdot 10^{-10} \cdot 1,10^{12} = 2,7 \cdot 10^2 = 270$$

Dessa maneira, aplicando a Lei da Conservação da Energia, podemos calcular a energia de ionização do elemento.

$$E_{\text{incidente}} = E_{\text{ionização}} + E_{\text{cinética}}$$

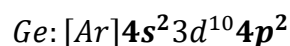
$$\therefore E_{\text{ionização}} = E_{\text{incidente}} - E_{\text{cinética}} = 1070 - 270 = 800 \text{ kJ/mol}$$

Olhando no gráfico de dados fornecidos e lembrando-nos que o átomo deve ser do terceiro período, temos. No gráfico, os períodos podem ser identificados facilmente pelos gases nobres que estão assinalados, que sempre corresponde aos picos do raio atômico.



Portanto, o elemento que possui energia de ionização igual a 800 kJ/mol é o silício (Si).

O silício pertence à família IV-A. O gás nobre do terceiro período é o argônio ($Z = 18$), como fornecido pelo gráfico. O próximo elemento da mesma família do silício é o germânio, cuja configuração eletrônica no estado fundamental é:



Portanto, o número atômico do germânio é.

$$Z = 18 + 2 + 10 + 2 = 32$$

Gabarito: Si; 32

14. (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 Se^{2-} é menor do que o do íon 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	
Raio atômico ↓											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 Se^{2-} (íon seleneto) seja maior que o raio iônico do 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.

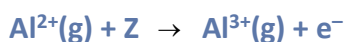
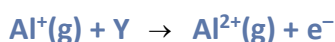
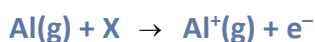
c) Tanto o selênio como o criptônio pertencem ao 4º nível, logo, apresentam o mesmo número de camadas (4 camadas). Afirmação errada.

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

15. (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

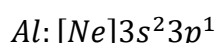
Nas reações mostradas, tem-se um átomo isolado no estado gasoso perdendo um elétron. Perder um elétron corresponde a uma **ionização**.

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

16. (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 Se^{2-} é menor do que o do íon 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**”

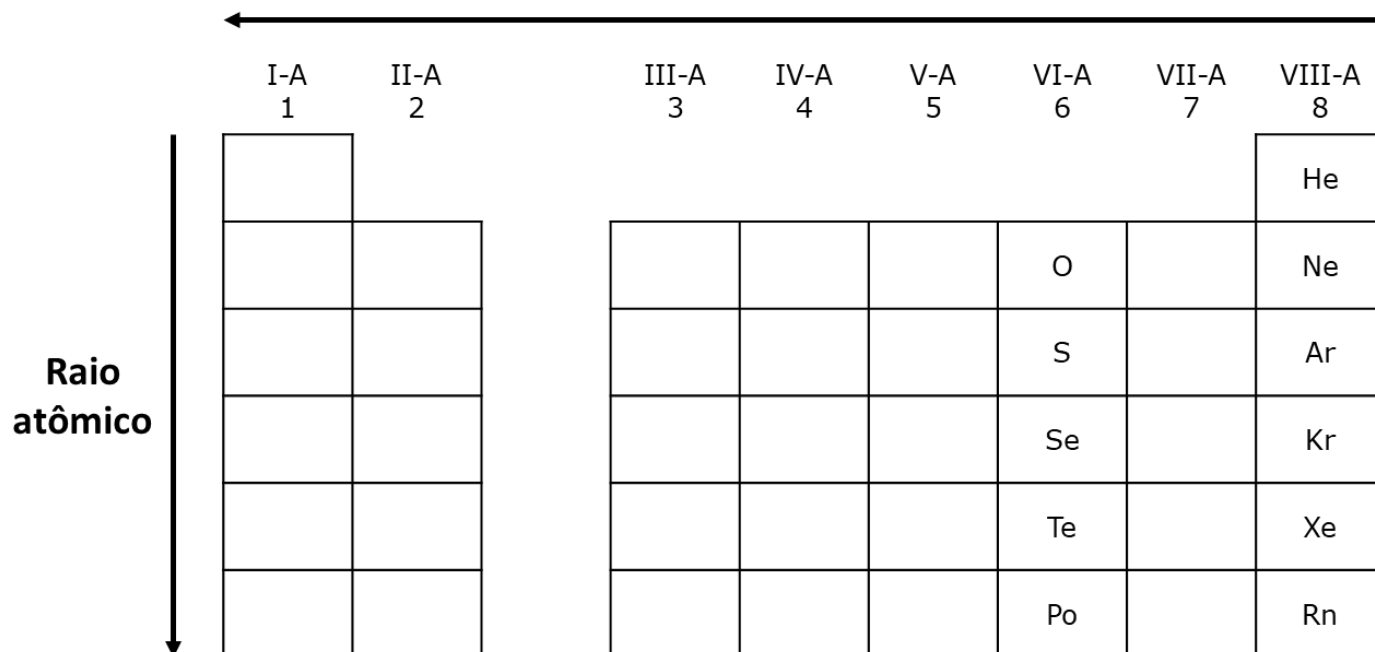


Diagrama da Tabela Periódica focado na família VI-A, com setas indicando o aumento do raio atômico para baixo e para a esquerda.

	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 Se^{2-} (íon seleneto) seja maior que o raio iônico do 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.

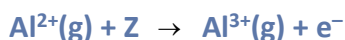
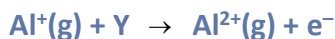
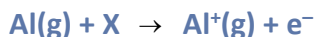
c) Tanto o selênio como o criptônio pertencem ao 4º nível, logo, apresentam o mesmo número de camadas (4 camadas). Afirmação errada.

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

17. (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

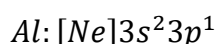
Nas reações mostradas, tem-se um átomo isolado no estado gasoso perdendo um elétron. Perder um elétron corresponde a uma **ionização**.

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
