

FRENTE: QUÍMICA I

PROFESSOR(A): SÉRGIO MATOS

ASSUNTO: QUÍMICA GERAL E INORGÂNICA

EAD – ITA/IME

AULAS 09 E 10



Resumo Teórico

Classificação Periódica dos Elementos

Histórico

No século XVIII já eram conhecidos cerca de 50 elementos químicos, entre os quais muitos apresentavam propriedades semelhantes. À medida que mais elementos iam sendo descobertos, os químicos sentiam a necessidade de agrupá-los de acordo com suas propriedades.

Muitas tentativas foram feitas no sentido de encontrar generalizações para classificar os elementos. Iniciando-se por Lavoisier (metais, não-metais, semimetais), até a classificação atual, os cientistas procuraram utilizar critérios cada vez mais precisos. Somente com a determinação das massas atômicas dos elementos, feita pelo cientista italiano **Cannizzaro**, essas tentativas alcançaram progresso considerável.

Entre os personagens desta evolução destacaram-se ainda **Döbereiner**, **Chancourtois**, **Newlands** e, de forma mais brilhante, **Meyer**, **Mendeleev** e **Moseley**, este último dando a contribuição definitiva para a classificação atual.

• 1829 – Tríades de Döbereiner

Consistiam em grupos de três elementos com propriedades semelhantes. O elemento central da tríade possuía massa atômica aproximadamente igual à média aritmética das massas dos outros dois.

• 1863 – Parafuso Telúrico de Chancourtois

Os elementos eram distribuídos em uma linha helicoidal desenhada em ângulo de 45° sobre um cilindro de madeira. Os elementos localizados na mesma vertical possuíam propriedades semelhantes.

• 1864 – Lei das Oitavas de Newlands

O músico inglês Newlands organizou os elementos químicos segundo a ordem crescente de suas massas atômicas. As propriedades se repetiam a cada sete elementos, como ocorre com as notas musicais. Os gases nobres não haviam sido descobertos.

• 1869 – Lei Periódica de Mendeleev e Meyer

O russo **Dmitri Ivanovitch Mendeleev** e o alemão **Julius Lothar Meyer** apresentaram trabalhos semelhantes acerca da periodicidade das propriedades dos elementos, o primeiro trabalhando com ênfase em propriedades químicas e o segundo em propriedades físicas.

Mendeleev dispôs em uma tabela os elementos químicos conhecidos à época (cerca de 50) em ordem crescente de massa atômica, de modo que os elementos que apresentavam propriedades semelhantes se localizavam em uma mesma coluna (vertical). Verificou que as propriedades dos elementos se repetiam em intervalos regulares ao longo da tabela. É o que chamamos de **periodicidade**, daí os termos **Classificação Periódica** e **Tabela Periódica**.

A lei periódica de Mendeleev e Meyer estabelece que:

“As propriedades dos elementos químicos são funções periódicas de suas massas atômicas”.

Mendeleev destacou-se pela previsão de propriedades de alguns elementos ainda desconhecidos na época, baseando-se simplesmente nas posições que deveriam ocupar na tabela. Entre esses elementos estavam o **eka-boro (escândio)**, o **eka-alumínio (gálio)** e o **eka-silício (germânio)**.

Previsões de Mendeleev para o eka-silício (1869)	Propriedades observadas para o germânio (1886)
Massa atômica = 72,0u Densidade = 5,50 g/mL Ponto de fusão muito alto Metal cinza-escuro Cloreto de Eka-silício (EsCl₄): Ponto de ebulição < 100 °C Densidade = 1,90 g/mL	Massa atômica = 72,6u Densidade = 5,47 g/mL Ponto de fusão = 960 °C Metal de cor cinza Cloreto de Germânio (GeCl₄): Ponto de ebulição = 83 °C Densidade = 1,88 g/mL

Tabela Periódica de Mendeleev

Série	Grupo I	Grupo II	Grupo III	Grupo IV	Grupo V	Grupo VI	Grupo VII	Grupo VIII
1	H 1							
2	Li 7	Be 9,4	B 11	C 12	N 14	O 6	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 56 Co 59 Ni 59
5	Cu 63	Zn 65	? 68	? 72	As 75	Se 78	Br 80	
6	Rb 85	Sr 87	? 88	Zr 90	Nb 94	Mo 96	? 100	Ru 104 Rh 104 Pd 106
7	Ag 108	Cd 112	In 113	Sn 118	Sb 122	Te 128	I 127	
8	Cs 133	Ba 137	? 138	? 140				
9								
10		? 178	? 180	TA 182	W 184			Os 195 Ir 197 Pt 198
11	Au 199	Hg 200	Tl 204	Pb 207	Bi 208			
12				Th 231			U 240	

• 1913 — Lei Periódica de Moseley

O inglês **Henry Moseley** deu a contribuição definitiva para a classificação periódica dos elementos, quando estabeleceu o conceito de **número atômico**, tendo feito as primeiras determinações de cargas nucleares. Eis então o enunciado da lei periódica atual:

“As propriedades dos elementos químicos são funções periódicas de seus números atômicos”.

A Tabela Periódica Atual

Períodos ou Séries

São as fileiras horizontais. Contêm elementos que apresentam o mesmo número de camadas eletrônicas. Existem 7 períodos na tabela atual, sendo o 7º ainda incompleto.

Período	Designação	Nº de Elementos	Nº de Camadas Ocupadas	Camada de Valência
1º	muito curto	2 (Z = 1 e Z = 2)	1	K
2º	curto	8 (Z = 3 a Z = 10)	2	L
3º	curto	8 (Z = 11 a Z = 18)	3	M
4º	longo	18 (Z = 19 a Z = 36)	4	N
5º	longo	18 (Z = 37 a Z = 54)	5	O
6º	muito longo	32 (Z = 55 a Z = 86)	6	P
7º	muito longo	32 (Z = 87 a Z = 118)	7	Q

Grupos ou Famílias

São as fileiras verticais. Contêm elementos que apresentam propriedades semelhantes e, em geral, mesmo número de elétrons na última camada.

Elementos Representativos ou Típicos

As configurações eletrônicas terminam em subnível **s** (bloco s) ou **p** (bloco p).

Grupo	Denominação	Configuração
1 (IA)	metais alcalinos	ns^1
2 (IIA)	metais alcalino-terrosos	ns^2
13 (IIIA)	família do boro	ns^2np^1
14 (IVA)	família do carbono	ns^2np^2
15 (VA)	família do nitrogênio	ns^2np^3
16 (VIA)	calcogênios	ns^2np^4
17 (VIIA)	halogênios	ns^2np^5
18 (VIIIA ou 0)	gases nobres	ns^2np^6

Elementos de Transição

As configurações eletrônicas fundamentais terminam em subnível **d** (bloco d) ou **f** (bloco f). Correspondem aos grupos 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11 e 12.

- Elementos de transição externa – a configuração termina em subnível **d**.

Grupo	Configuração
3 (IIIB)	$ns^2(n-1)d^1$
4 (IVB)	$ns^2(n-1)d^2$
5 (VB)	$ns^2(n-1)d^3$
6 (VIB)	$ns^1(n-1)d^5$
7 (VIIB)	$ns^2(n-1)d^5$
8 (VIII, 1ª coluna)	$ns^2(n-1)d^6$
9 (VIII, 2ª coluna)	$ns^2(n-1)d^7$
10 (VIII, 3ª coluna)	$ns^2(n-1)d^8$
11 (IB)	$ns^1(n-1)d^{10}$
12 (IIB)	$ns^2(n-1)d^{10}$

- Elementos de transição interna – a configuração termina em subnível **f**. São os lantanídeos e actinídeos, todos pertencentes ao grupo 3 (IIIB). Os lantanídeos (ou lantanoides) estão localizados no 6º período e os actinídeos (ou actinoides) no 7º período.

	1	2A											3A	4A	5A	6A	7A	18
1ºP	1 H	2											13	14	15	16	17	2 He
2ºP	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3ºP	11 Na	12 Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B	9B	10B	11B	12B	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4ºP	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5ºP	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6ºP	55 Cs	56 Ba	57-71 α	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7ºP	87 Fr	88 Ra	89-103 ø	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og

α Lantanídeos	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
---------------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------

ø Actinídeos	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr
--------------	----------	----------	----------	---------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	-----------	-----------	-----------	-----------

Classes de Elementos

Os metais constituem-se na grande maioria dos elementos químicos conhecidos atualmente. Até o elemento $Z = 112$, 87 são metais, 11 são não-metais, 7 são semimetais e 6 são gases nobres. O hidrogênio completa a lista.

• Metais

- Metais alcalinos, alcalino-terrosos, todos os elementos de transição e mais: Alumínio (Al), Gálio (Ga), Índio (In), Tálho (Tl), Estanho (Sn), Chumbo (Pb) e Bismuto (Bi).
- São bons condutores de calor e eletricidade.
- São dúcteis (capazes de serem reduzidos a fios) e maleáveis (capazes de serem reduzidos a lâminas).
- Em condições ambientais são sólidos, à exceção de mercúrio (Hg), que é líquido.

• Não-Metais ou Ametais

- Carbono (C), Nitrogênio (N), Fósforo (P), Oxigênio (O), Enxofre (S), Selênio (Se) e os halogênios.
- São poucos em número, comparados aos metais, mas são os mais abundantes na natureza. Só para se ter uma ideia, considerando a superfície terrestre (crosta, mares e atmosfera), 49% é oxigênio.
- Em geral, são maus condutores de calor e eletricidade.
- Sólidos: C, P, S, Se e I; Líquido: Br; gasosos: N, O, F, Cl. (O astatínio, At, foi excluído por ser artificial.)

• Semimetais ou Metaloides

- Boro (B), Silício (Si), Germânio (Ge), Arsênio (As), Antimônio (Sb), Telúrio (Te) e Polônio (Po).
- Possuem propriedades intermediárias às dos metais e às dos não-metais.
- Em condições ambientais são todos sólidos.

• Gases Nobres

- Hélio (He), Neônio (Ne), Argônio (Ar), Criptônio (Kr), Xenônio (Xe) e Radônio (Rn).
- São quimicamente inertes, não participando de reações, a não ser em condições especiais.
- São encontrados na natureza na forma de átomos isolados.

• Hidrogênio

- Em condições ambientais é gasoso.
- É por vezes classificado como não-metal, e alguns autores o colocam fora da tabela periódica devido a suas propriedades incomuns.

OUTRAS CLASSES DE ELEMENTOS:

(A) Elementos Artificiais

Diz-se dos elementos que não existem na natureza e que são obtidos em laboratório.

- Cisurânicos – são os elementos artificiais que apresentam número atômico menor que 92 (urânio). São eles: Tc, Pm, At e Fr.
- Transurânicos – são os elementos artificiais que apresentam número atômico maior que 92 (urânio).

(B) Elementos Radioativos

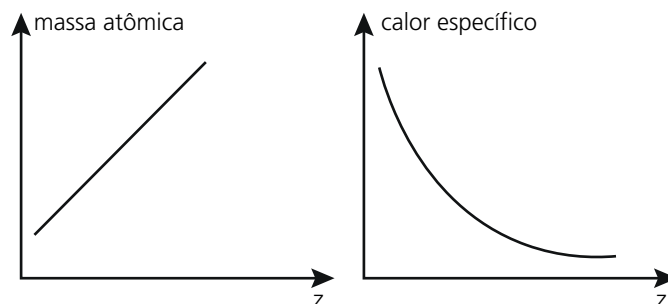
São todos os elementos cujo isótopo mais estável é radioativo. Compreendem todos os elementos a partir do Polônio ($Z = 84$).

Propriedades dos Elementos

Propriedades Aperiódicas

São aquelas que só aumentam ou só diminuem com o aumento do número atômico.

Exemplos: massa atômica, número de nêutrons e calor específico.



- **Lei de Dulong-Petit (1819)** – “O produto da massa molar de um elemento sólido pelo seu calor específico é aproximadamente constante e igual a $6,4 \text{ cal} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$.”

$$M \cdot c = 6,4 \text{ cal} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$$

Sendo:

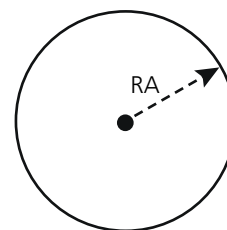
M = massa molar, em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$; c = calor específico, em $\text{cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$

Propriedades Periódicas

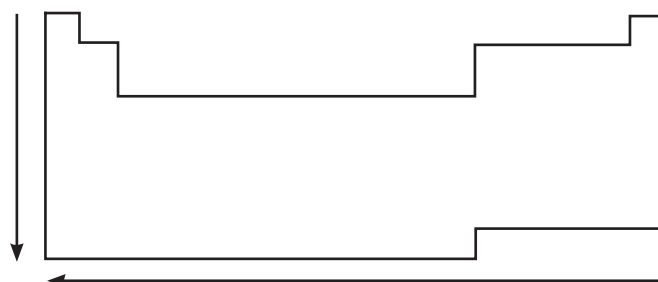
São aquelas que variam periodicamente com o aumento do número atômico, sofrendo sucessivos crescimentos e decrescimentos.

Raio Atômico (Tamanho Atômico)

É a distância média do núcleo à última camada.



O raio atômico aumenta de cima para baixo nos grupos e da direita para a esquerda nos períodos.



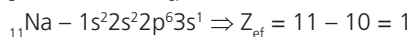
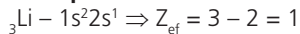
Justificativa:

A camada de valência do átomo é a que, efetivamente, determina o raio atômico, pois é a camada externa. Essa camada não sente tanto os efeitos da atração nuclear porque está protegida pelas camadas internas. Essa proteção é chamada de **blindagem**. Quanto maior o número de elétrons em camadas internas, maior a blindagem, e menos a camada externa é atraída pelo núcleo, aumentando o raio atômico. Assim, os átomos possuem o que se chama de **carga nuclear efetiva (Z_{ef})**, que representa a carga positiva real que o núcleo dispõe para atrair a camada de valência. Quanto maior Z_{ef} , maior a força de atração do núcleo pela camada externa e menor o tamanho do átomo. A carga nuclear efetiva é definida pela equação abaixo, sendo Z o número atômico e b a constante de blindagem (número de elétrons internos, de acordo com a teoria de Bohr).

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

- **Nos grupos** – o raio atômico aumenta de acordo com o aumento do número de camadas eletrônicas, uma vez que a carga nuclear efetiva é a mesma.

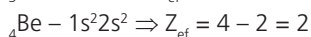
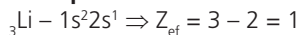
Exemplo:



O raio atômico do sódio é maior, já que ambos possuem a mesma carga nuclear efetiva, mas o sódio tem mais camadas eletrônicas.

- **Nos períodos** – o raio atômico cresce de acordo com a diminuição da carga nuclear efetiva, uma vez que o número de camadas eletrônicas é o mesmo.

Exemplo:

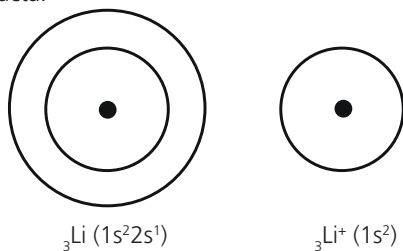


O raio atômico do lítio é maior, já que ambos possuem o mesmo número de camadas eletrônicas, mas o lítio tem menor carga nuclear efetiva.

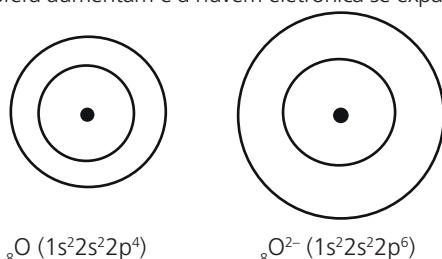
Observações:

- **Raio Iônico** – é o raio atômico de um íon.

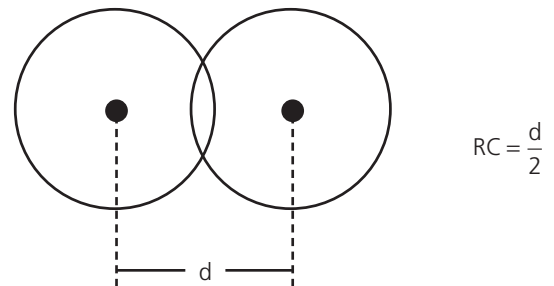
O raio de um cátion é sempre menor que o raio do átomo neutro correspondente, uma vez que, ao ser removido 1 elétron, as repulsões na eletrosfera diminuem e a nuvem eletrônica se torna mais compacta:



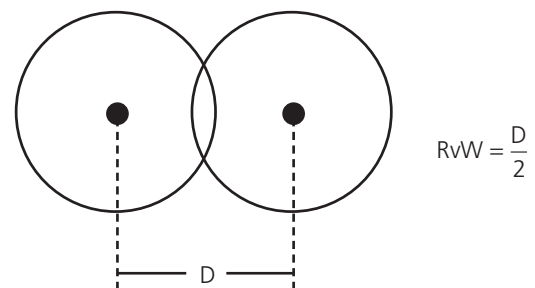
O raio de um ânion é sempre maior que o raio do átomo neutro correspondente, uma vez que, ao ser adicionado 1 elétron, as repulsões na eletrosfera aumentam e a nuvem eletrônica se expande mais:



- **Raio Covalente** – é o raio médio do átomo na ligação covalente, correspondendo à metade da distância internuclear. Perceba que o raio covalente é menor que o raio atômico:



- **Raio de van de Waals** – é o raio médio do átomo em um sólido atômico, correspondendo à metade da distância internuclear. Perceba que o raio de van de Waals é maior que o raio atômico:



- **A Contração Lantanídica:**

Normalmente, para elementos representativos, o raio atômico diminui bastante num período, de elemento para elemento. A variação no tamanho, quando percorremos uma linha de elementos de transição externa ou interna, é muito menor do que entre os elementos representativos. Ela é consequência de os elétrons serem adicionados em uma camada mais interna, à medida que a carga nuclear torna-se maior.

Os elétrons da camada interna são bastante efetivos na blindagem da carga nuclear, de modo que os elétrons mais externos sentem apenas um leve e gradual aumento da carga nuclear efetiva ao longo da série de transição. Assim, ocorrem pequenas variações no tamanho. Esse efeito é mais pronunciado nos lantanídeos, uma vez que o preenchimento com elétrons ocorre no antepenúltimo nível mais externo (4f), onde a blindagem é bem maior. A diminuição do raio atômico acumulada ao longo da série dos lantanídeos é conhecida como **contração lantanídica**.

O efeito acumulado da contração lantanídica nos 14 elementos, do Ce ao Lu, é de cerca de 0,2Å. Como consequência, o tamanho dos átomos dos elementos de transição que seguem os lantanídeos é praticamente igual ao dos elementos do mesmo grupo no 5º período. Assim, os elementos do 5º e do 6º período localizados na mesma família de transição possuem praticamente as mesmas propriedades. Separar uma mistura desses elementos é quase tão difícil quanto separar isótopos.

5º período	Y 1,62	Zr 1,45	Nb 1,34	Mo 1,29	Tc –	Ru 1,24	Rh 1,25	Pd 1,28
6º período	La 1,69	Hf 1,44	Ta 1,34	W 1,30	Re 1,28	Os 1,26	Ir 1,26	Pt 1,29

Raios covalentes, em Å



Exercícios

- 01.** (ProfSM) A ordem cronológica das contribuições dadas pelos cientistas à evolução da classificação periódica dos elementos está correta na alternativa:
- Newlands, Chancourtois, Döbereiner, Mendeleev.
 - Chancourtois, Newlands, Döbereiner, Mendeleev.
 - Döbereiner, Newlands, Chancourtois, Mendeleev.
 - Döbereiner, Chancourtois, Newlands, Mendeleev.
 - Newlands, Chancourtois, Mendeleev, Döbereiner.
- 02.** (ProfSM) Assinale o que for incorreto sobre a evolução histórica da classificação periódica:
- Chancourtois – dispôs os elementos em ordem crescente de massas atômicas numa linha helicoidal traçada sobre um cilindro, de modo que elementos semelhantes ficassem na mesma vertical.
 - Newlands – criou a lei das oitavas, pela qual as propriedades se repetiriam após cada grupo de sete elementos, se tais elementos fossem dispostos pela ordem crescente de massa atômica.
 - Döbereiner – organizou os elementos em tríades, de modo que o elemento central da tríade possuía massa atômica dada pela média aritmética das massas atômicas dos outros.
 - Mendeleev – priorizando características químicas, mostrou que as propriedades dos elementos seriam funções periódicas de suas massas atômicas.
 - Moseley – priorizando características físicas, mostrou que as propriedades dos elementos seriam funções periódicas de suas massas atômicas.
- 03.** (ProfSM) Na classificação periódica os elementos são distribuídos em ordem crescente de seus números atômicos, de modo que na mesma coluna (grupo) estejam elementos com propriedades semelhantes. Cite duas situações encontradas na tabela periódica atual em que as semelhanças não ocorram na vertical e escreva os nomes de três elementos como exemplos de cada caso.
- 04.** (ProfSM) O elemento X é tal que o seu cátion bivalente possui, no estado fundamental, cinco elétrons mais energéticos, todos com número quântico principal igual a 4 e número quântico secundário igual a 2. Esses cinco elétrons possuem a mesma energia, considerando o cátion bivalente no estado gasoso e isolado. O elemento X se localiza na Tabela Periódica no grupo:
- 5
 - 6
 - 7
 - 8
 - 9
- 05.** (ProfSM) Se o cátion trivalente de certo elemento possui configuração eletrônica $[\text{Xe}]4f^{14}5d^5$, seu número atômico e sua família na tabela periódica são, respectivamente:
- 73 e 5.
 - 73 e 8.
 - 76 e 6.
 - 76 e 8.
 - 78 e 6.
- 06.** (ProfSM) Considere as configurações eletrônicas para estado fundamental dos átomos neutros X e Y:
- X: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^1$
- Y: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$
- É incorreto afirmar que:
- O átomo Y pertence a um metal alcalino do 4º período da classificação periódica atual.
 - Os subníveis 3d e 4s dos átomos X e Y apresentam energias muito próximas.
 - O átomo X pertence a um elemento de transição externa da família 8B e do 4º período da classificação periódica atual.
 - O átomo Y forma compostos nos quais apresenta número de oxidação igual a +1 ou +2.
 - Os elementos X e Y pertencem à 1ª série de transição e são sólidos nas condições ambientais.
- 07.** (ProfSM) De um modo geral, a configuração eletrônica e a carga nuclear fornecem informações sobre as propriedades dos elementos, como as diferenças de raios atômicos, energias de ionização etc. Assinale o par de elementos que deve apresentar a maior diferença em seus raios atômicos:
- ${}_3\text{Li}$ e ${}_4\text{Be}$
 - ${}_7\text{N}$ e ${}_8\text{O}$
 - ${}_{44}\text{Ru}$ e ${}_{76}\text{Os}$
 - ${}_{58}\text{Ce}$ e ${}_{59}\text{Pr}$
 - ${}_5\text{B}$ e ${}_6\text{C}$
- 08.** (ProfSM) Considere os elementos ${}_{40}\text{Zr}$ e ${}_{72}\text{Hf}$. Com relação a seus raios atômicos, pode-se esperar que:
- sejam praticamente iguais.
 - o do zircônio seja consideravelmente maior que o do háfnio.
 - o do háfnio seja consideravelmente maior que o do zircônio.
 - sejam menores que o do titânio ($Z = 22$).
 - o do zircônio seja aproximadamente a média aritmética dos raios do ${}_{22}\text{Ti}$ e do ${}_{72}\text{Hf}$.
- 09.** (ProfSM) Até chegarmos à Tabela Periódica atual houve muitas tentativas de organização dos elementos químicos em grupos, e de se estabelecer alguma relação entre esses elementos. Descreva as contribuições que Döbereiner, Chancourtois, Newlands e Mendeleev tiveram na evolução da classificação periódica.
- 10.** (ProfSM) Escreva a configuração eletrônica, usando o cerne do gás nobre, e indique a família (de 1 a 18) e o período (de 1 a 7) da classificação periódica onde se encontra cada elemento químico cujo número atômico é dado a seguir:
- | | |
|-------|-------|
| A) 20 | B) 42 |
| C) 83 | D) 90 |
- São dados os números atômicos dos gases nobres: He = 2, Ne = 10, Ar = 18, Kr = 36, Xe = 54, Rn = 86.
- 11.** (ProfSM) Para cada elemento a seguir, indique:
- O grupo e o período da classificação periódica.
 - A classificação do átomo gasoso isolado quanto à susceptibilidade magnética.
- | | |
|-----------------------|-----------------------|
| A) ${}_{38}\text{Sr}$ | B) ${}_{40}\text{Zr}$ |
| C) ${}_{61}\text{Pm}$ | D) ${}_{81}\text{Tl}$ |

12. (ProfSM) Defina “blindagem” e “carga nuclear efetiva” e descreva a influência desses dois fatores no tamanho de um átomo.
13. (ProfSM) Explique:
 A) O átomo de ${}_{46}\text{Pd}$ possui 4 camadas eletrônicas ocupadas no estado fundamental, mas pertence ao 5º período da Classificação Periódica.
 B) A diferença de raios atômicos entre o ${}_{61}\text{Pm}$ e o ${}_{62}\text{Sm}$ (181pm e 180pm, respectivamente) é menor que entre o ${}_{72}\text{Hf}$ e o ${}_{73}\text{Ta}$ (156pm e 143pm, respectivamente).
14. (ProfSM) Defina o que é “contração lantanídica” e descreva sua consequência para a química dos elementos do 5º e do 6º períodos no bloco **d**.
15. (ProfSM) O elemento químico gadolínio (${}_{64}\text{Gd}$) apresenta uma configuração eletrônica irregular, para seu átomo neutro no estado fundamental: $[\text{Xe}]4f^75d^16s^2$.
 A) Escreva a configuração eletrônica para o cátion mais provável desse elemento.
 B) Que classificação – elemento de transição externa ou interna – tem o elemento com base na configuração eletrônica pelo diagrama de Pauling ou Madelung? Explique.
 C) Indique a família e o período da classificação periódica onde se localiza o gadolínio.
 D) Forneça uma explicação para a irregularidade apresentada na configuração eletrônica do gadolínio em relação àquela feita com base no diagrama de Pauling ou Madelung.
 E) A partir do conhecimento da configuração irregular do gadolínio, explique o motivo pelo qual a classificação apresentada no item B pode ser considerada inadequada a esse elemento.

Gabarito

01	02	03	04	05
D	E	–	C	D
06	07	08	09	10
A	A	A	–	–
11	12	13	14	15
–	–	–	–	–

– Demonstração.



Anotações