



Fórmula da
Química

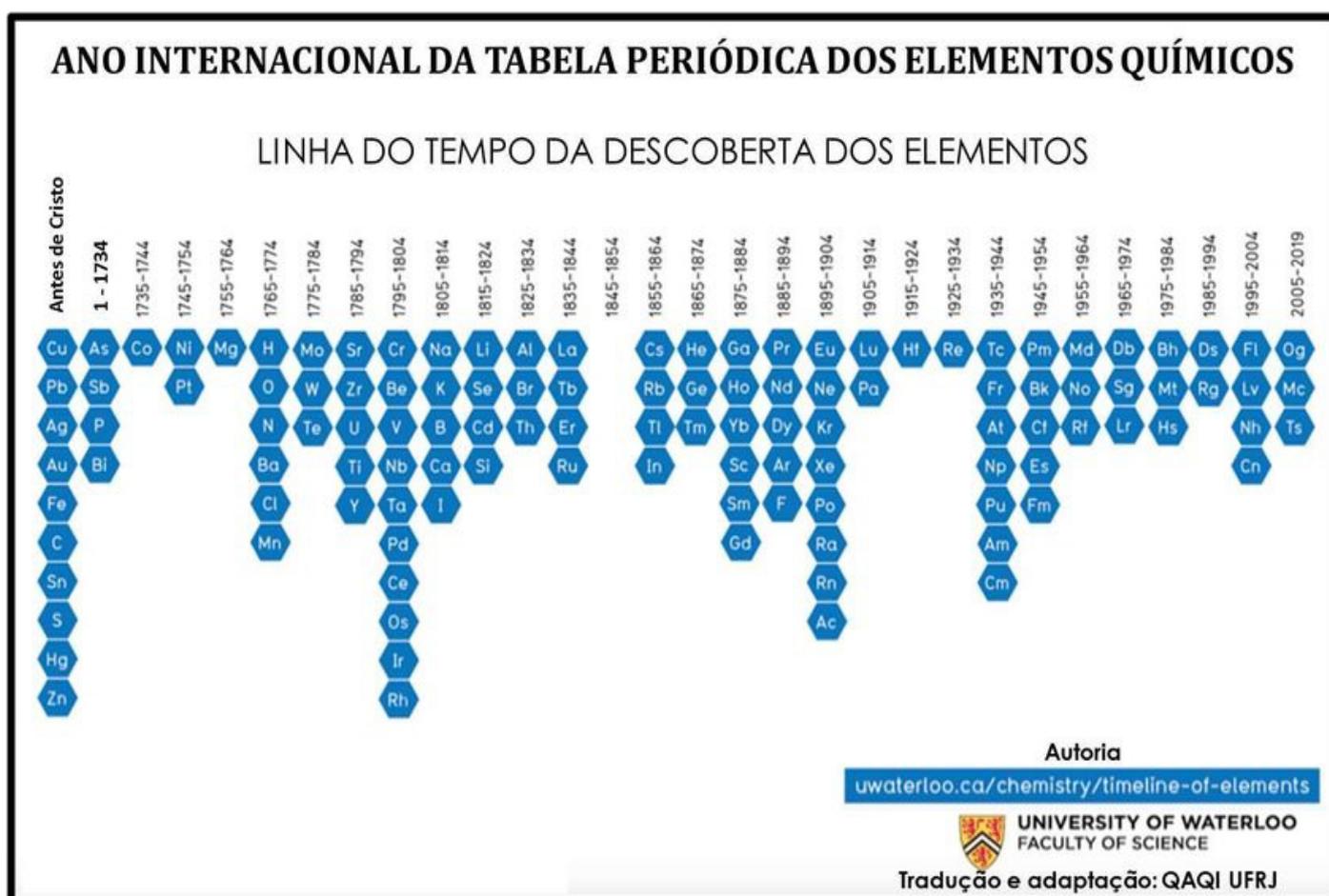
CAPÍTULO 4

CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA

CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA

HISTÓRICO

Um pré-requisito necessário para construção da tabela periódica foi a descoberta individual dos elementos químicos. Embora os elementos, tais como ouro (Au), prata (Ag), estanho (Sn), cobre (Cu), chumbo (Pb) e mercúrio (Hg) fossem conhecidos desde a antiguidade. A primeira descoberta científica de um elemento ocorreu em 1669, quando o alquimista Henning Brand descobriu o fósforo. Durante os 200 anos seguintes, um grande volume de conhecimento relativo às propriedades dos elementos e seus compostos, foram adquiridos pelos químicos. Com o aumento do número de elementos descobertos, os cientistas iniciaram a investigação de modelos para reconhecer as propriedades e desenvolver esquemas de classificação. A primeira classificação foi a divisão dos elementos em metais e não-metais. Isso possibilitou a antecipação das propriedades de outros elementos, determinando assim, se seriam ou não metálicos. Veja, a seguir, um breve histórico:



TRÍADES DE DÖBEREINER

Em 1829, Johann W. Döbereiner teve a primeira idéia, com sucesso parcial, de agrupar os elementos em três - ou tríades. Essas tríades também estavam separadas pelas massas atômicas, mas com propriedades químicas muito semelhantes. A massa atômica do elemento central da tríade era supostamente a média das massas atômicas do primeiro e terceiro membros. Lamentavelmente, muitos dos metais não podiam ser agrupados em tríades. Os elementos cloro, bromo e iodo eram uma tríade, lítio, sódio e potássio formavam outra. Por exemplo,

Cálcio

Cloro

Estrôncio

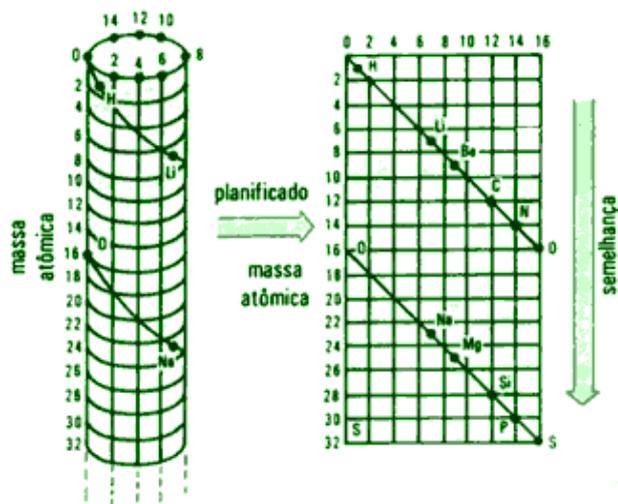
Bromo

Bário

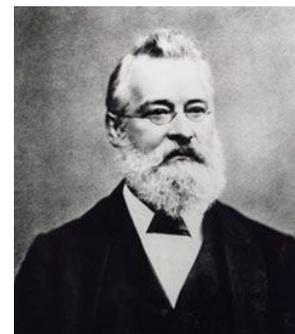
Iodo

PARAFUSO TELÚRICO DE CHANCOURTOIS

Em 1863, A. E. Béguyer de Chancourtois dispôs os elementos numa espiral traçada nas paredes de um cilindro, em ordem crescente de massa atômica. Tal classificação recebeu o nome de parafuso telúrico.



Dobereiner



Chancourtois



Mendeleev

1862 - O parafuso telúrico de Chancourtois
Fonte: infoescola.com

TABELA DE MENDELEYEV

Finalmente, Dimitri Ivanovitch Mendeleev apresentou uma classificação, que é a base da classificação periódica moderna, colocando os elementos em ordem crescente de suas massas atômicas, distribuídos em oito colunas verticais e doze faixas horizontais. Verificou que as propriedades variavam periodicamente à medida que aumentava a massa atômica.

TABELLE II

REIHEN	GRUPPE I. — R ₂ O	GRUPPE II. — RO	GRUPPE III. — R ₂ O ₃	GRUPPE IV. RH ₄ RO ₂	GRUPPE V. RH ₃ R ₂ O ₅	GRUPPE VI. RH ₂ RO ₃	GRUPPE VII. RH R ₂ O ₇	GRUPPE 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	Cd=40	—=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=58, Co=59, Ni=59, Cu=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=104, Rh=104, Pd=106, Ag=108.
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Ce=140	—	—	—	— — — —
9	(—)	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184	—	Os=195, Ir=197, Pt=198, Au=199.
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	—	—	— — — —
12	—	—	—	Th=231	—	U=240	—	— — — —

1872 - A tabela periódica de Mendeleev

Os espaços marcados com traços representam elementos que Mendeleev deduziu existirem, mas que ainda não haviam sido descobertos àquela época. Os símbolos no topo de cada coluna são as fórmulas moleculares escritas no estilo do século XIX.

A DESCOERTA DO NÚMERO ATÔMICO

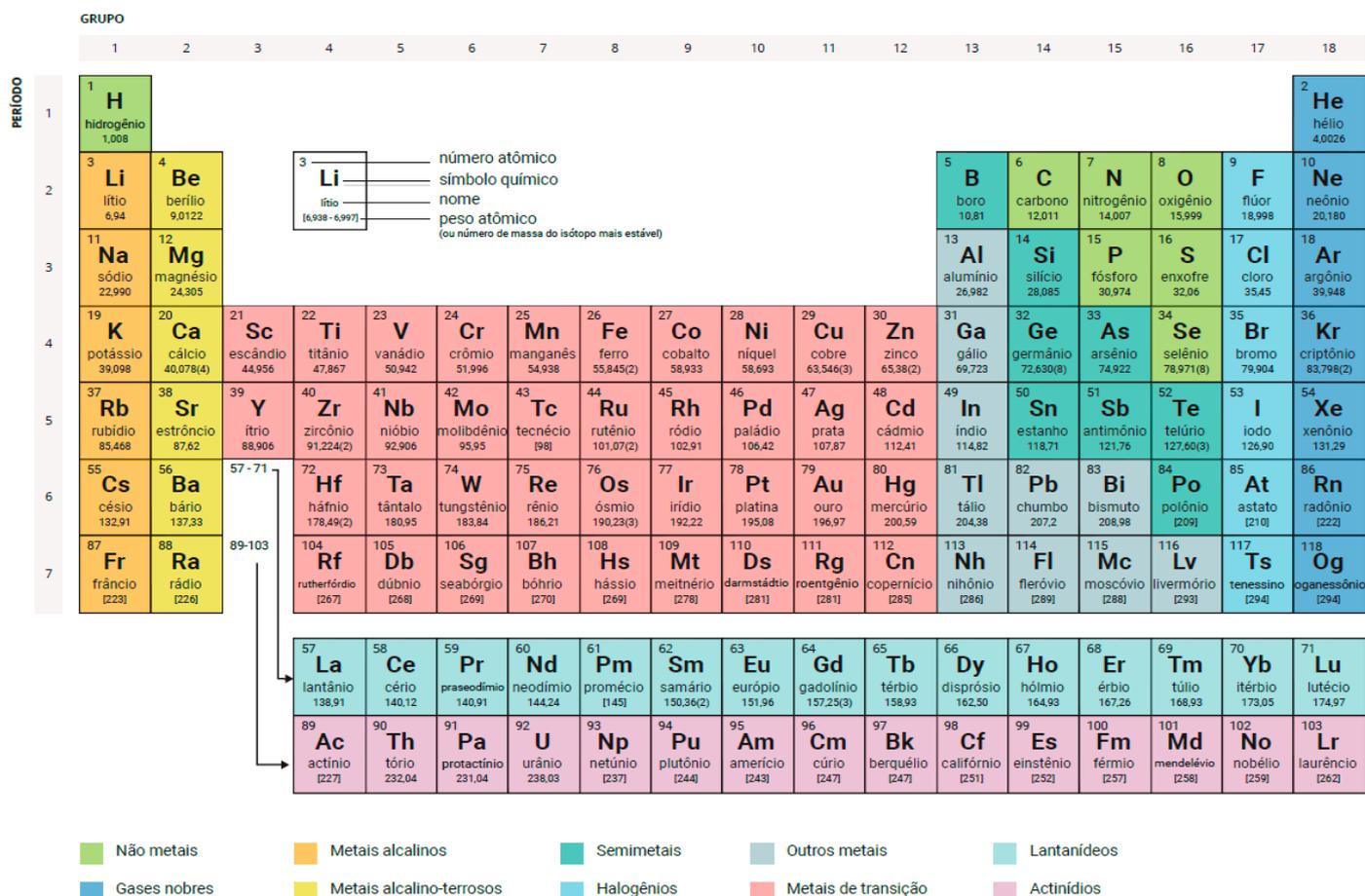
Em 1913, o cientista britânico Henry Moseley descobriu que o número de prótons no núcleo de um determinado átomo, era sempre o mesmo. Moseley usou essa idéia para o número atômico de cada átomo. Quando os átomos foram arranjados de acordo com o aumento do número atômico, os problemas existentes na tabela de Mendeleiev desapareceram. Devido ao trabalho de Moseley, a tabela periódica moderna esta baseada no número atômico dos elementos. A tabela atual se difere bastante da de Mendeleiev. Com o passar do tempo, os químicos foram melhorando a tabela periódica moderna, aplicando novos dados, como as descobertas de novos elementos ou um número mais preciso na massa atômica, e rearranjando os existentes, sempre em função dos conceitos originais.

AS ÚLTIMAS MODIFICAÇÕES

A última maior troca na tabela periódica resultou do trabalho de Glenn Seaborg, na década de 50. A partir da descoberta do plutônio em 1940, Seaborg descobriu todos os elementos transurânicos (do número atômico 94 até 102). Reconfigurou a tabela periódica colocando a série dos actnídeos abaixo da série dos lantanídeos. Em 1951, Seaborg recebeu o Prêmio Nobel em química, pelo seu trabalho. O elemento 106 tabela periódica é chamado seabórgio, em sua homenagem. O sistema de numeração dos grupos da tabela periódica, usados atualmente, é recomendado pela União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC). A numeração é feita em algarismos arábicos de 1 a 18, começando a numeração da esquerda para a direita, sendo o grupo 1, o dos metais alcalinos e o 18, o dos gases nobres. Na Tabela Periódica moderna, os elementos são colocados em ordem crescente de número atômico.

A TABELA PERIÓDICA MODERNA

A repetição verificada na lei periódica é a base da estrutura da tabela periódica moderna, na qual as famílias de elementos com propriedades químicas semelhantes são distribuídas em colunas verticais chamadas grupos.



1) GRUPOS

Os grupos maiores consistem em cinco ou seis elementos e são chamados grupos representativos, principais ou grupos A. São enumerados de IA até VIIA, mais o grupo 0. (O grupo 0 consiste nos gases nobres e algumas vezes é chamado grupo VIIIA.) Comumente, o "A" é omitido nestas designações, e assim os halogênios correspondem ao grupo VIIA ou grupo VII. Os elementos destes grupos são conhecidos como elementos representativos. Os grupos menores encontrados na região central da tabela periódica são chamados grupos de transição, subgrupos ou grupos B. São enumerados por algarismos romanos e pela letra B. Os elementos deste grupo são conhecidos como elementos de transição. Por muitos anos, houve um desacordo internacional quanto aos grupos que seriam designados por A e por B. O sistema descrito há pouco é comum nos Estados Unidos, mas alguns publicam tabelas periódicas, comercialmente, usando as letras A e B de forma trocada. Em 1990, a IUPAC publicou a recomendação final para um novo sistema que não usa letras e os grupos passariam a ser enumerados com algarismos arábicos de 1 a 18 (da esquerda para a direita). Na figura a seguir, a numeração dos grupos de acordo com este novo sistema é mostrada acima da designação tradicional.

2) PERÍODOS

As filas horizontais da tabela periódica são chamadas períodos e são enumeradas com algarismos arábicos de 1 a 7. Observe que os períodos variam grandemente em comprimento: o primeiro período consiste em somente dois elementos, o sexto período consiste em 32 elementos, em parte porque estão incluídos os lantanóides (O termo lantanóide é recomendado pela IUPAC, embora não seja de uso comum dos Estados Unidos. Um termo mais antigo é elemento terra-rara), que são 14 elementos, do lantânio ($Z = 89$) até o itérbio ($Z = 70$). O sétimo período também consiste (potencialmente) em 32 elementos, pois estão incluídos os 14 elementos actinóides (A IUPAC recomenda o termo actinóide. Um termo mais antigo é elemento terra-rara pesado), do actínio ($Z = 89$) ao nobélio ($Z = 102$). Os lantanóides e actinóides são conjuntamente chamados elementos de transição interna. Observe que o hidrogênio é posicionado, isoladamente, na parte superior da tabela periódica. Isto é feito porque as propriedades do hidrogênio são particulares. Algumas versões da tabela periódica posicionam o hidrogênio acima do lítio (grupo IA) e/ou acima do flúor (grupo VIIA). Contudo, o hidrogênio pouco apresenta propriedades dos metais alcalinos ou dos halogênios. Cada novo período, após o primeiro na tabela periódica, tem início com um metal alcalino (grupo IA) e termina com um gás nobre (grupo 0). Entre os elementos, alguns têm nomes especiais: alcalinos terrosos, do grupo IIA, calcogênios do grupo VIA e, os elementos do grupo VIIA são denominados halogênios.

Os grupos dos elementos representativos podem ser designados por nomes especiais:

NOME	GRUPO	ELEMENTOS DO GRUPO	DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA DIFERENCIAL
metais alcalinos	1 (IA)	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr	s^1
metais alcalinos terrosos	2 (IIA)	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra	s^2
grupo do boro ou dos metais terrosos	13 (IIIA)	B, Al, Ga, In, Tl	$s^2 p^1$
grupo do carbono	14 (IVA)	C, Si, Ge, Sn, Pb	$s^2 p^2$
grupo do nitrogênio	15 (VA)	N, P, As, Sb, Bi	$s^2 p^3$
Calcogênios	16 (VIA)	O, S, Se, Te, Po	$s^2 p^4$
Halogênios	17 (VIIA)	F, Cl, Br, I, At	$s^2 p^5$
gases raros ou gases nobres	18 (VIIIA)	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn	$s^2 p^6$

Observações:

- Observe que nos elementos representativos o número de elétrons da última camada é igual ao numeral romano da nomenclatura tradicional, ou igual ao último algarismo do número IUPAC do grupo.
- Observe que o hidrogênio, apesar de constar na primeira coluna da tabela, não é considerado um elemento do grupo dos alcalinos por apresentar características especiais.
- O grupo 18 já foi chamado de grupo 0 (zero), pois se acreditava que seus elementos não reagissem com nenhum átomo. Por essa aparente propriedade, esses elementos eram também chamados de gases inertes.

PROPRIEDADES PERIÓDICAS DOS ELEMENTOS

Na tabela periódica os elementos estão organizados em ordem crescente de números atômicos e por semelhança de configurações eletrônicas. Numa mesma linha horizontal (período), ficam dispostos os elementos que possuem o mesmo número de níveis eletrônicos ocupados. Numa mesma linha vertical (grupo), ficam os elementos que possuem configurações eletrônicas semelhantes no subnível diferencial. Essas semelhanças estão geralmente associadas a propriedades semelhantes. Veremos nesta seção que existem certas propriedades, como tamanho do átomo, densidade, pontos de fusão e de ebulição etc., que se repetem a cada período e que por isso são chamadas propriedades periódicas. Cada uma dessas propriedades depende de pelo menos dois fatores. É o balanço entre esses fatores que irá determinar a variação de cada propriedade.

PROPRIEDADES PERIÓDICAS

- **Definição**

São propriedades dos elementos químicos, cujos valores ora crescem, ora diminuem, com o aumento do número atômico.

CARGA NUCLEAR EFETIVA

- **Definição**

É a carga nuclear positiva resultante que efetivamente o núcleo do átomo utiliza para atrair um dado elétron.

É igual a diferença entre a carga nuclear do átomo e a carga nuclear blindada pela eletrosfera. O efeito da blindagem eletrônica, que resulta da repulsão que os outros elétrons exercem sobre um dado elétron do átomo, promove uma proteção a ele contra a atração do núcleo, diminuindo a carga nuclear efetiva.

- **Comportamento periódico**

No grupo: o aumento do número atômico é acompanhado da redução da carga nuclear efetiva. No período: aumenta o número atômico e aumenta a carga nuclear efetiva.

- **Generalizações**

- Os metais alcalinos e alcalino-terrosos possuem os menores valores de carga nuclear efetiva.
- Os halogêneos e gases nobres possuem os maiores valores de cargas nucleares efetivas.
- Os ametais possuem maiores valores de cargas nucleares efetivas que os metais.

RAIO ATÔMICO

- **Definição**

É a metade da distância média entre núcleos de átomos vizinhos de um mesmo elemento químico no estado sólido.

- **Comportamento periódico**

No grupo: aumenta o número atômico e o raio atômico também aumenta. No período: aumenta o número atômico e o raio atômico diminui.



- **Generalizações**

- Os metais alcalinos e alcalino-terrosos possuem os maiores raios atômicos.
- Os halogêneos e gases nobres possuem os menores raios atômicos.
- Os metais possuem maiores raios atômicos em relação aos ametais.

ENERGIA DE IONIZAÇÃO

Definição

É a energia necessária para transformar um mol de átomos neutros e gasosos em mol de cátions monovalentes e gasosos.

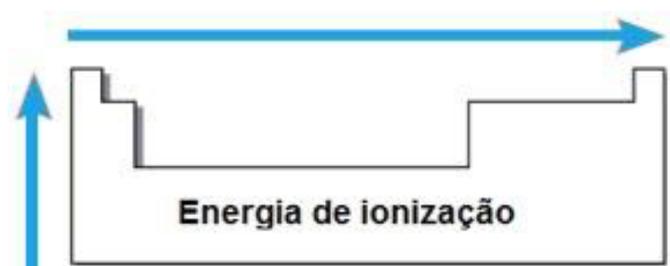


É muito comum referir à energia de ionização como a energia que deve ser aplicada a uma espécie química, átomo ou íon, para subtrair um elétron de sua eletrosfera.

Comportamento periódico

No grupo: o aumento do número atômico é acompanhado do aumento do raio atômico. Com isso, o elétron mais externo, o primeiro a ser retirado do átomo, está cada vez mais afastado do núcleo e menos atraído pelo núcleo. Consequentemente, a energia para excitar e retirar o primeiro elétron do átomo é cada vez menor. Portanto, no grupo, geralmente, o aumento do número atômico implica em redução da primeira energia de ionização dos átomos dos elementos.

No período: o aumento do número atômico determina a redução do raio atômico e o aumento da intensidade da atração entre o núcleo e o elétron mais externo dos átomos. Assim, a energia para retirar o elétron mais externo dos átomos aumenta da esquerda para a direita, isto é, o aumento do número atômico implica, geralmente em aumento da primeira energia de ionização, salvo algumas irregularidades como que ocorre entre grupo 2 e 3 dos períodos 2 e 3, além dos grupos 15 e 16, também dos períodos 2 e 3.



Generalizações

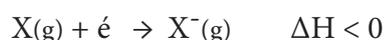
- Os metais alcalinos e alcalino-terrosos possuem os menores valores de suas primeiras energias de ionização.

- Os halogênios e gases nobres possuem os maiores valores de suas energias de ionização.
- Os metais possuem menores valores de energias de ionização em relação aos ametais.
- Os elementos hélio e hidrogênio são aqueles que possuem os mais elevados valores de energias de ionização.

AFINIDADE ELETRÔNICA

Definição

Afinidade eletrônica é a quantidade de energia liberada quando um mol de átomos neutros e gasosos é transformado em um mol de ânions monovalentes e gasosos.

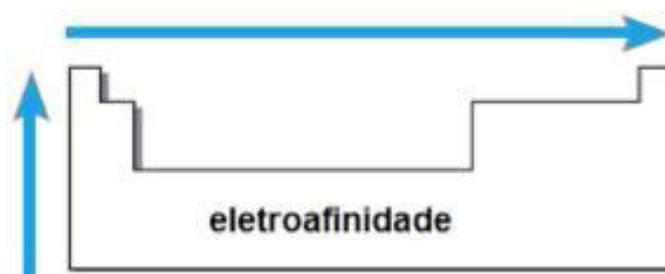


A afinidade eletrônica pode também ser considerada a energia liberada quando uma espécie química, átomo ou íon, recebe um elétron.

Comportamento periódico

No grupo: o aumento do número atômico promove redução da afinidade eletrônica, isto é, diminui a tendência para receber elétrons.

No período: o aumento do número atômico promove aumento da afinidade eletrônica, ou seja, aumenta a tendência para captura de elétrons e a formação de ânions mais estáveis.



Generalizações

- Os metais alcalinos e alcalino-terrosos possuem as menores afinidades eletrônicas.
- Os calcogêneos e halogêneos possuem as maiores afinidades eletrônicas.
- Os ametais possuem maiores afinidades eletrônicas em relação aos metais.
- Os gases nobres não possuem afinidade ao elétron.

ELETRONEGATIVIDADE

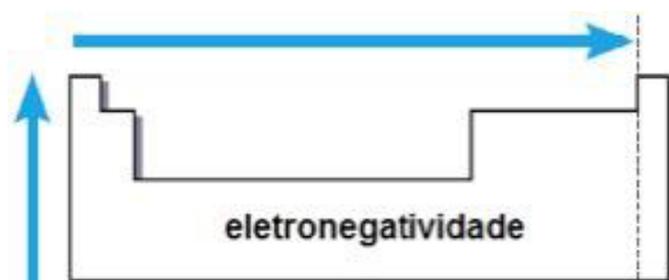
Definição

Eletronegatividade é a propriedade que mede a capacidade do núcleo do átomo de atrair elétrons envolvidos em suas ligações químicas.

Comportamento periódico

No grupo: o aumento do número atômico determina redução da eletronegatividade. O aumento do número atômico é acompanhado do aumento do raio atômico. Com isso, aumenta a distância entre o núcleo do átomo e os elétrons envolvidos em suas ligações químicas. Com isso, diminui a força com que o núcleo atrai os elétrons ligantes, isto é, diminui a eletronegatividade.

No período: o aumento do número atômico determina aumento da eletronegatividade. O aumento do número atômico é acompanhado da redução do raio atômico e da distância entre o núcleo do átomo e os elétrons envolvidos em suas ligações químicas. Com isso, aumenta a força com que o núcleo atrai os elétrons ligantes, determinando maiores valores de eletronegatividade.



Generalizações

- Os metais alcalinos e alcalino-terrosos possuem os menores valores de eletronegatividade.
- Os calcogêneos e halogêneos possuem os mais altos valores de eletronegatividade.
- Os ametais são mais eletronegativos que os metais.
- Não se define eletronegatividade para átomos não ligados como os gases nobres.

VOLUME ATÔMICO

Definição

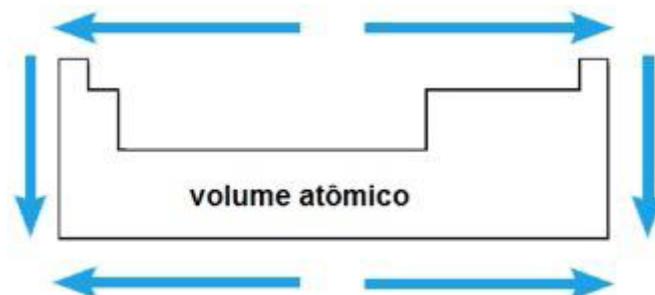
Volume atômico é o volume ocupado por um mol de átomos de um elemento químico organizados no estado sólido.

Comportamento periódico

No grupo: o aumento do número atômico determina o aumento do volume atômico.

Na primeira metade do período, o aumento do número atômico implica em redução do volume atômico.

Na segunda metade do período, o aumento do número atômico é acompanhado do aumento do volume atômico.



Generalizações

- Os elementos presentes nos grupos das extremidades da Tabela Periódica possuem os maiores volumes atômicos.
- Os elementos presentes nos grupos do centro da Tabela Periódica possuem os menores valores de volumes atômicos.

DENSIDADE

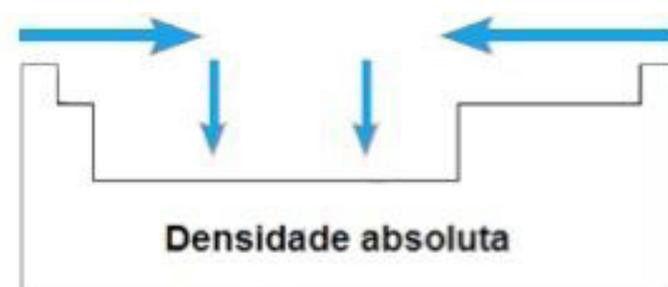
Definição

Densidade é a relação entre a massa e o volume ocupado por um mol de átomos do mesmo elemento químico no estado sólido.

Comportamento periódico

No grupo: o aumento do número atômico implica em aumento da densidade. Na primeira metade do período: aumenta o número atômico e os valores de densidade dos elementos também são aumentados.

Na segunda metade do período: aumenta o número atômico e diminuem os valores de densidade dos elementos.



• **Generalizações**

- Os elementos dos grupos presentes nas extremidades da Tabela Periódica são os elementos menos densos.
- Os elementos dos grupos da parte central da Tabela Periódica são os mais densos.

PONTOS DE FUSÃO E EBULIÇÃO

• **Definição**

Ponto de fusão é a temperatura na qual uma substância realiza transição do estado sólido para o estado líquido.

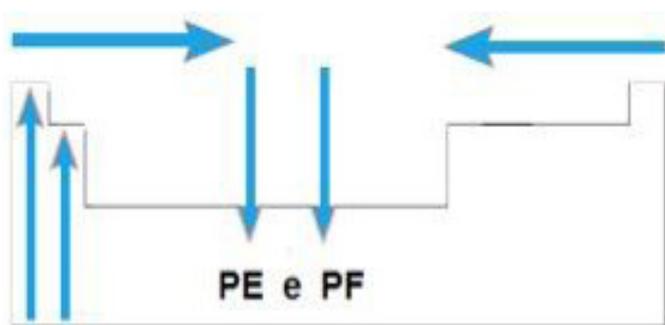
Ponto de ebulição é a temperatura na qual uma substância realiza transição do estado líquido para o estado gasoso.

• **Comportamento periódico**

No grupo: geralmente, o aumento do número atômico determina aumentos dos pontos de fusão e ebulição, exceto nos grupos 1 e 2 da Tabela Periódica.

Na primeira metade do período: o aumento do número atômico é acompanhado dos aumentos das temperaturas de fusão e ebulição dos elementos químicos.

Na segunda metade do período: o aumento do número atômico determina redução dos pontos de fusão e ebulição dos elementos químicos.



• **Generalizações**

- Os elementos presentes em grupos das extremidades da Tabela Periódica possuem os menores valores de pontos de fusão e ebulição.
- Os elementos do centro da Tabela Periódica possuem os maiores pontos de fusão e ebulição.

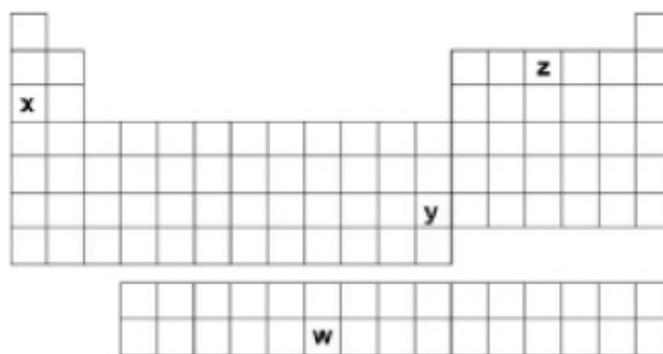


QUESTÕES DE REVISÃO



01. (FUVEST - 2010)

Os elementos químicos se relacionam de diferentes maneiras com os organismos vivos. Alguns elementos são parte da estrutura das moléculas que constituem os organismos vivos. Outros formam íons essenciais à manutenção da vida. Outros, ainda, podem representar riscos para os seres vivos: alguns, por serem tóxicos; outros, por serem radioativos. Observe o esquema da Tabela Periódica, no qual estão destacados quatro elementos químicos, identificados pelas letras w, x, y e z.



Considerando suas posições na Tabela Periódica, assinale a alternativa que melhor associa esses quatro elementos químicos com as propriedades discutidas acima.

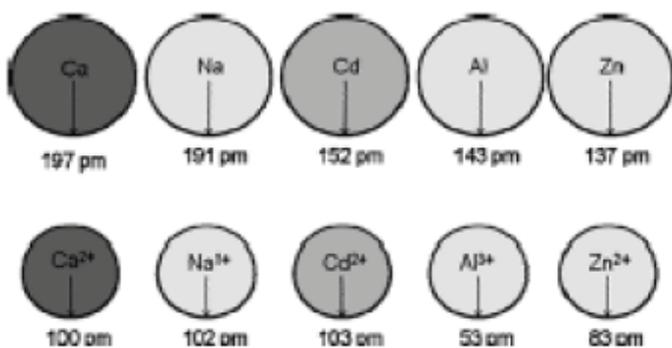
	Elemento w	Elemento x	Elemento y	Elemento z
a)	Elemento radioativo	Íon essencial	Metal tóxico	Elemento estrutural
b)	Metal tóxico	Íon essencial	Elemento estrutural	Elemento radioativo
c)	Elemento radioativo	Elemento estrutural	Íon essencial	Metal tóxico
d)	Elemento estrutural	Elemento radioativo	Íon essencial	Metal tóxico
e)	Elemento radioativo	Metal tóxico	Elemento estrutural	Íon essencial

02. (ENEM - 2010)

O cádmio, presente nas baterias, pode chegar ao solo quando esses materiais são descartados de maneira irregular no meio ambiente ou quando são incinerados. Diferentemente da forma metálica, os íons Cd^{2+} são extremamente perigosos para o organismo, pois eles podem substituir íons Ca^{2+} , ocasionando uma doença degenerativa nos ossos, tornando-os muito porosos e causando dores intensas nas articulações. Podem ainda inibir enzimas ativadas pelo cátion Zn^{2+} , que são extremamente importantes para o funcionamento dos rins. A figura mostra a variação do raio de alguns metais e seus respectivos cátions



QUESTÕES DE REVISÃO



Com base no texto, a toxicidade do cádmio em sua forma iônica é consequência de esse elemento.

- A) apresentar baixa energia de ionização, o que favorece a formação do íon e facilita sua ligação a outros compostos.
- B) possuir tendência de atuar em processos biológicos mediados por cátions metálicos com cargas que variam de +1 a + 3.
- C) possuir raio e carga relativamente próximos aos de íons metálicos que atuam nos processos biológicos, causando interferência nesses processos.
- D) apresentar raio iônico grande, permitindo que ele cause interferência nos processos biológicos em que, normalmente, íons menores participam.
- E) apresentar carga +2, o que permite que ele cause interferência nos processos biológicos em que, normalmente, íons com cargas menores participam.

03. (FUVEST - 2014)

Observe a posição do elemento químico ródio (Rh) na tabela periódica.

1																	18	
1	H											He						
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg							

*	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
**	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Assinale a alternativa correta a respeito do ródio.

- A) Possui massa atômica menor que a do cobalto (Co).
- B) Apresenta reatividade semelhante à do estrôncio (Sr), característica do 5º período.
- C) É um elemento não metálico.
- D) É uma substância gasosa à temperatura ambiente.
- E) É uma substância boa condutora de eletricidade.

04. (FUVEST – 2013)

Um aluno estava analisando a tabela periódica e encontrou vários conjuntos de três elementos químicos que apresentavam propriedades semelhantes.

1																	18	
1	H											He						
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg							

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Assinale a alternativa na qual os conjuntos de três elementos ou substâncias elementares estão corretamente associados às propriedades indicadas no quadro abaixo.

	Números atômicos consecutivos	Reatividades semelhantes	Mesmo estado físico à temperatura ambiente
a)	Pt, Au, Hg	H ₂ , He, Li	Cl ₂ , Br ₂ , I ₂
b)	Cl, Br, I	O ₂ , F ₂ , Ne	Ne, Ar, Kr
c)	Li, Na, K	O ₂ , F ₂ , Ne	Pt, Au, Hg
d)	Ne, Ar, Kr	Mg, Ca, Sr	Cl ₂ , Br ₂ , I ₂
e)	Pt, Au, Hg	Li, Na, K	Ne, Ar, Kr

05. (UNESP – 2012)

A tabela periódica é uma notável realização da ciência. Ela ajuda a organizar o que de outra forma seria um arranjo confuso dos elementos e de suas propriedades. A base da classificação periódica atual é a tabela do químico russo Mendeleev, proposta em 1869, com a diferença de que as propriedades dos elementos variam periodicamente com seus números atômicos e não com os pesos atômicos.

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.

ОСНОВАННОЙ НА ВЪТЪ АТОМКОМЪ ВЪСЪ И ХИМИЧЕСКОМЪ СЛОЖЕНЪ.

Ti = 50	Zr = 90	? = 180.		
V = 51	Nb = 94	Ta = 182.		
Cr = 52	Mo = 96	W = 186.		
Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4.		
Fe = 56	Rn = 104,4	Ir = 198.		
Ni = 59	Pt = 106,8	O = 109.		
H = 1	Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200.	
Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
B = 11	Al = 27,4	? = 68	U = 116	Au = 197?

Д. Менделѣевъ



Analisando a classificação periódica, mesmo sem conhecer todos os elementos que ela apresenta, é possível afirmar que

- A) os não metais podem ser deformados com golpes de martelo.
- B) os metais alcalino-terrosos são mais densos que os metais alcalinos.
- C) os halogênios, em condições normais de temperatura e pressão, são líquidos coloridos.
- D) o oxigênio e o nitrogênio são gases à temperatura ambiente e seus átomos apresentam seis elétrons na camada mais externa.
- E) os elementos de uma mesma família da classificação periódica possuem propriedades semelhantes porque eles ocorrem no mesmo lugar da Terra.

Leia o texto e examine a tabela para responder às questões 6 e 7.

O ano de 2015 foi eleito como o Ano Internacional da Luz, devido à importância da luz para o Universo e para a humanidade. A iluminação artificial, que garantiu a iluminação noturna, impactou diretamente a qualidade de vida do homem e o desenvolvimento da civilização. A geração de luz em uma lâmpada incandescente se deve ao aquecimento de seu filamento de tungstênio provocado pela passagem de corrente elétrica, envolvendo temperaturas ao redor de 3 000 °C. Algumas informações e propriedades do isótopo estável do tungstênio estão apresentadas na tabela.

Simbolo	W
Número atômico	74
Número de massa	184
Ponto de fusão	3422 °C
Eletronegatividade (Pauling)	2,36
Densidade	19,3 g·cm ⁻³

06. (UNESP - 2016)

A partir das informações contidas no texto, é correto afirmar que a propriedade que justifica adequadamente o uso do tungstênio em lâmpadas incandescentes é:

- A) apresentar alta densidade.
- B) apresentar alta eletronegatividade.
- C) ser um elemento inerte.
- D) apresentar alto ponto de fusão.
- E) ser um metal de transição.

07. (UNESP - 2016)

A partir das informações contidas na tabela, é correto afirmar que o átomo neutro de tungstênio possui

- A) 73 elétrons.
- B) 2 elétrons na camada de valência.
- C) 111 nêutrons.
- D) 184 prótons.
- E) 74 nêutrons.

08. (UFC - 2010)

O raio atômico (ou iônico) é uma propriedade periódica que exerce grande influência na reatividade dos átomos (ou dos íons).

A) Explique, em termos de carga nuclear efetiva, a variação apresentada pelo raio atômico (ou iônico) dentro de um mesmo período da Tabela Periódica.

B) Considere os seguintes pares de espécies: i) Al⁺ e Al²⁺; ii) F e F⁻ e iii) Li e Li⁺. Indique, para cada par, a espécie que apresenta o maior raio.

09. (UERJ - 2013)

Em uma das primeiras classificações periódicas, os elementos químicos eram organizados em grupos de três, denominados tríades. Os elementos de cada tríade apresentam propriedades químicas semelhantes, e a massa atômica do elemento central equivale aproximadamente à média aritmética das massas atômicas dos outros dois. Observe as tríades a seguir:

Li	Cl	S
Na	Br	X
K	I	Te

Com base nos critérios desta classificação, a letra X corresponde ao seguinte elemento químico:

- A) O
- B) As
- C) Se
- D) Po



10. (UERJ - 2012)

Segundo pesquisas recentes, há uma bactéria que parece ser capaz de substituir o fósforo por arsênio em seu DNA. Uma semelhança entre as estruturas atômicas desses elementos químicos que possibilita essa substituição é:

- (A) número de elétrons
- (B) soma das partículas nucleares
- (C) quantidade de níveis eletrônicos
- (D) configuração da camada de valência

11. (ENEM 2018)

Na mitologia grega, Nióbia era a filha de Tântalo, dois personagens conhecidos pelo sofrimento. O elemento químico de número atômico (Z) igual a 41 tem propriedades químicas e físicas tão parecidas com as do elemento de número atômico 73 que chegaram a ser confundidos. Por isso, em homenagem a esses dois personagens da mitologia grega, foi conferido a esses elementos os nomes de nióbio (Z = 41) e tântalo (Z = 73). Esses dois elementos químicos adquiriram grande importância econômica na metalurgia, na produção de supercondutores e em outras aplicações na indústria de ponta, exatamente pelas propriedades químicas e físicas comuns aos dois.

- A) terem elétrons no subnível f
- B) serem elementos de transição interna.
- C) pertencerem ao mesmo grupo na tabela periódica.
- D) terem seus elétrons mais externos nos níveis 4 e 5, respectivamente.
- E) estarem localizados na família dos alcalinos terrosos e alcalinos, respectivamente.

12. (PUC MINAS 2015)

A abordagem do tamanho atômico, a energia de ionização, a afinidade eletrônica e o caráter metálico fornecem algumas noções do modo como a tabela periódica pode ser usada para organizar e lembrar fatos. O quadro a seguir mostra algumas propriedades de três metais alcalinos.

Elemento	Ponto de fusão / °C	Raio atômico / Å	1ª Energia de ionização / (kJ/mol)
A	181	0,53	520
B	39	2,11	403
C	98	1,54	496

A partir dessas informações, é correto afirmar que os possíveis elementos A, B e C são, respectivamente:

- A) Li, Rb e Na.
- B) K, Rb e Cs.
- C) Na, Li e Rb
- D) Cs, Rb e K.

13. (FASEH 2018)

Para prever algumas propriedades químicas dos elementos, é necessário saber como a energia muda quando um elétron se liga a um átomo. A variação de energia que ocorre quando um elétron é adicionado a um átomo gasoso chama-se afinidade eletrônica. Sobre os processos que implicam na variação da energia do átomo quando ele atrai um elétron, é correto afirmar:

- A) A afinidade eletrônica do nitrogênio (N) é maior que a do carbono (C).
- B) Há um pequeno decréscimo de afinidade eletrônica entre o lítio (Li) e o berílio (Be).
- C) A afinidade eletrônica do berílio e do magnésio é positiva.
- D) A afinidade eletrônica do fósforo (P) é maior que a do cloro (Cl).

14. (PUCMINAS 2016)

Com relação à Energia de Ionização, é INCORRETO afirmar:

- A) Quanto maior a energia de ionização, mais difícil é a retirada dos elétrons mais externos.
- B) A saída do segundo elétron demanda mais energia que a do primeiro.
- C) Quanto maior o raio atômico, menor é a energia de ionização.
- D) A energia de ionização cresce da esquerda para direita e de cima para baixo na tabela periódica.

15. (CMMG 2009)

Com relação às energias de ionização (EI) e os raios (r) das espécies, a proposição INCORRETA é

- A) $r(\text{Na}) > r(\text{Na}^+)$
- B) $r(\text{Na}^+) > r(\text{Mg}^{2+})$
- C) $1^{\text{a}} \text{EI}(\text{Na}) > 1^{\text{a}} \text{EI}(\text{Mg})$
- D) $1^{\text{a}} \text{EI}(\text{Mg}) < 2^{\text{a}} \text{EI}(\text{Mg})$



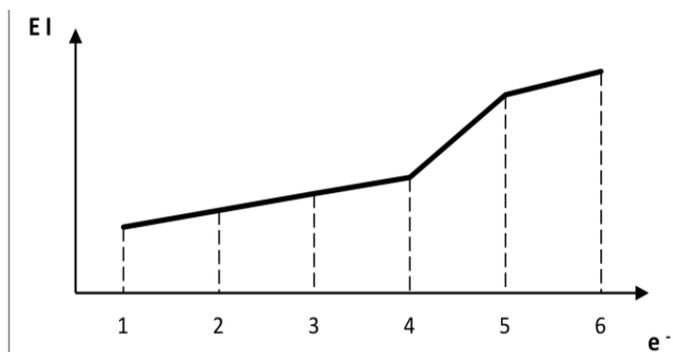
16. (ENEM 2017)

Um fato corriqueiro ao se cozinhar arroz é o deramamento de parte da água de cozimento sobre a chama azul do fogo, mudando-a para uma chama amarela. Essa mudança de cor pode suscitar interpretações diversas, relacionadas às substâncias presentes na água de cozimento. Além do sal de cozinha (NaCl), nela se encontram carboidratos, proteínas e sais minerais. Cientificamente, sabe-se que essa mudança de cor da chama ocorre pela:

- A) reação do gás de cozinha com o sal, volatilizando gás cloro.
- B) emissão de fótons pelo sódio, excitado por causa da chama.
- C) produção de derivado amarelo, pela reação com o carboidrato.
- D) reação do gás de cozinha com a água, formando gás hidrogênio.
- E) excitação das moléculas de proteínas, com formação de luz amarela.

17. (CMMG 2011)

Considere o gráfico a seguir, que mostra a retirada de todos os elétrons de um elemento X.



As informações no gráfico indicam que, EXCETO:

- A) O elemento X, comparado com o átomo de Oxigênio (O) possui menor afinidade eletrônica.
- B) O elétron mais energético é o que apresenta maior energia de ionização.
- C) Os elétrons do elemento X ocupam dois níveis de energia.
- D) O elemento X possui quatro elétrons no último nível.

18. (CMMG 2014)

Esta tabela ilustra as energias de ionização, em elétron-volt, para a retirada dos cinco (5) primeiros elétrons de átomos, correspondentes a elementos do 3o período da classificação periódica.

Elemento	1ª Energia	2ª Energia	3ª Energia	4ª Energia	5ª Energia
A	6,0	18,8	28,4	120,0	153,8
B	7,6	15,0	80,1	109,3	141,2
C	8,1	16,3	33,5	45,1	166,7
D	5,1	47,3	71,7	98,9	138,6

Analisando apenas os elementos da tabela, é INCORRETO afirmar que

- A) A é um metal de baixa densidade e muito utilizado em fios externos para iluminação pública, possuindo 3 elétrons de valência.
- B) B é um metal alcalino terroso e sua falta no organismo pode ocasionar problemas de convulsão semelhantes ao causado pelo alcoolismo.
- C) o fornecimento de energia correspondente a 16,3 elétron-volt é suficiente para formar o cátion $C_2^+(g)$ a partir do C(g).
- D) a 2a. Energia de ionização é maior para o elemento cuja substância elementar reage violentamente com a água, formando um gás.