

Propriedades periódicas e aperiódicas

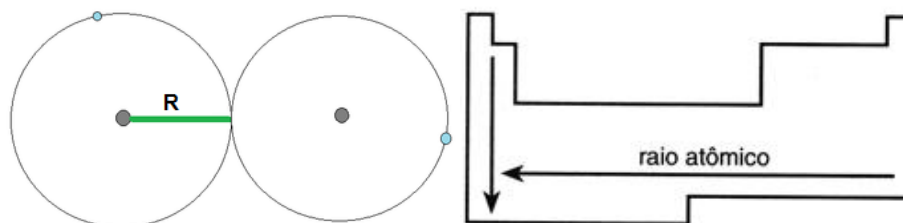
Resumo

Propriedade periódicas são aquelas que de acordo com o aumento do número atômico os valores aumentam ou diminuem de forma regular ao longo dos períodos e grupos da tabela periódica.

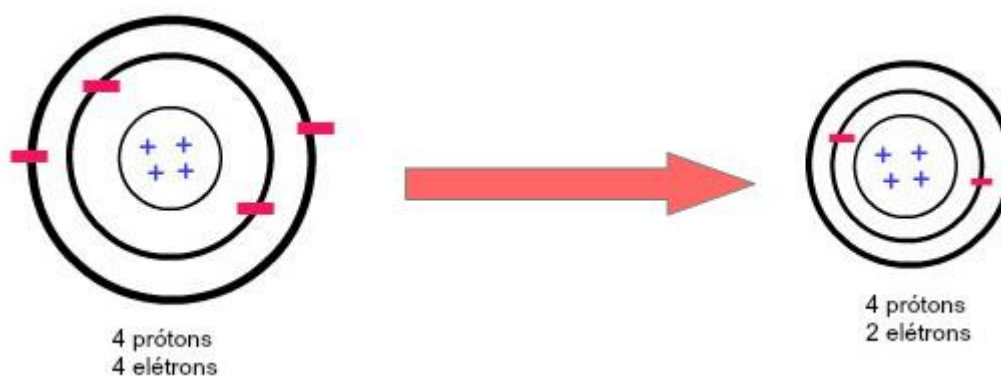
I - Raio atômico

O raio atômico também pode ser chamado de tamanho do átomo, é a metade da distância entre o núcleo de dois átomos isótopos. Com isso pode-se dizer que o raio atômico é a distância do núcleo até o seu elétron mais externo.

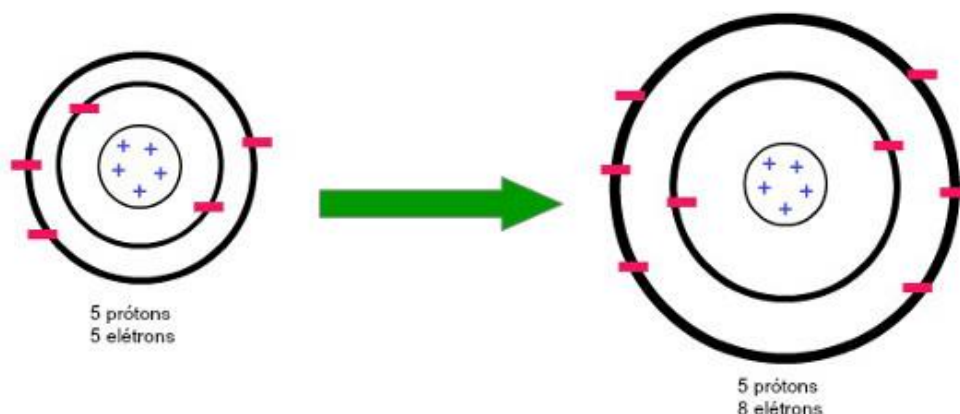
Analisando a tabela periódica podemos dizer que o tamanho do raio atômico cresce com o aumento do número de camadas (crescendo para baixo) e com a diminuição do seu número atômico (crescendo para a esquerda).



Obs.: o raio de um cátion é menor que o raio de seu átomo, no nosso exemplo abaixo é possível visualizar isto por conta da redução do número de camadas eletrônicas.



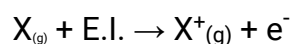
o raio de um ânion é maior que o raio de seu átomo, pois há mais elétrons se repelindo, necessitando um maior espaçamento entre eles.



II - Energia de Ionização ou Potencial de ionização (E.I.)

É a energia mínima necessária para que um átomo isolado, e no estado gasoso, perca um elétron e se transforme em um cátion.

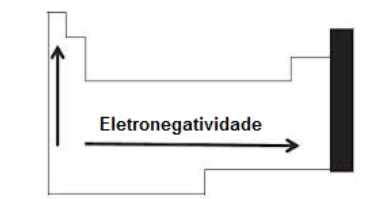
Analisando a tabela periódica podemos dizer que a energia de ionização cresce com a diminuição do número de camadas, pois haverá assim uma menor distância e maior atração entre prótons e elétrons (crescendo para cima) e com o aumento do seu número atômico (crescendo para a direita).



III - Eletronegatividade

É a energia necessária para a entrada de um elétron num átomo isolado. Quanto maior a afinidade eletrônica, maior é a capacidade do átomo de receber elétron.

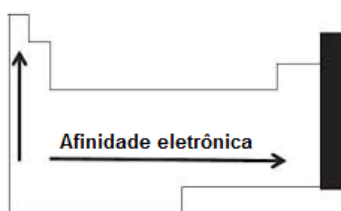
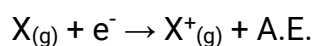
Analisando a tabela periódica podemos dizer que a eletronegatividade cresce com a diminuição do período, pois haverá assim uma menor distância e maior atração entre prótons e elétrons (crescendo para cima) e com o aumento do seu número atômico (crescendo para a direita).



IV - Afinidade eletrônica ou eletroafinidade (A.E.)

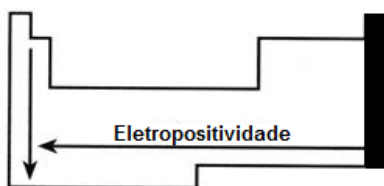
É a quantidade de energia liberada quando um átomo isolado, e no estado gasoso, ganha um elétron e se transforme em um ânion.

Analisando a tabela periódica podemos dizer que a afinidade eletrônica cresce com a diminuição do período, pois haverá assim uma menor distância e maior atração entre prótons e elétrons (crescendo para cima) e com o aumento do seu número atômico (crescendo para a direita).



V - Eletropositividade ou caráter metálico

É a capacidade que um átomo apresenta de ceder elétrons em uma ligação química. Esta propriedade reflete a capacidade contrária a da eletronegatividade.

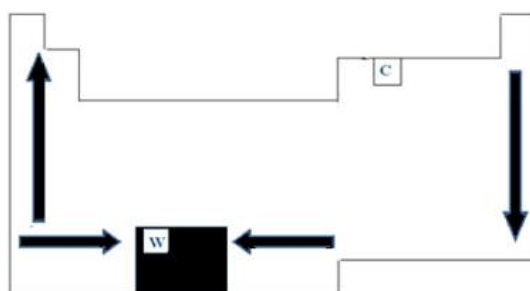


VI – Ponto de Fusão e ponto de ebulição

O ponto de fusão é a temperatura na qual uma substância entra em fusão e o ponto de ebulição é a temperatura na qual uma substância entra em ebulição.

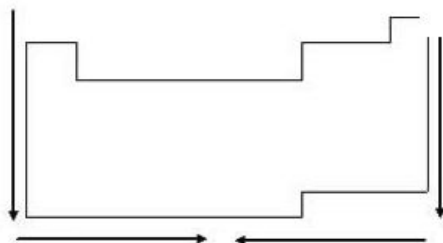
Na maioria das famílias da tabela periódica os pontos de fusão crescem em direção a parte inferior da tabela periódica. Já nas famílias 1 e 2, os elementos localizados na parte superior são os que apresentam maiores pontos de fusão e ebulição.

Em um mesmo período, os pontos de fusão e ebulição dos elementos aumentam das extremidades para o centro da tabela.



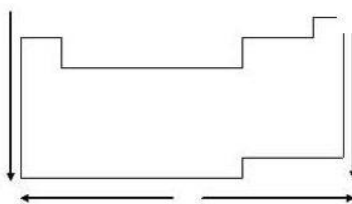
VII – Densidade

A densidade de um elemento é a razão da sua massa pelo seu volume. Em um mesmo período da tabela periódica, a densidade cresce das extremidades para o centro, na maior parte dos casos. Nas famílias 1 e 4, a densidade cresce conforme aumentam as massas atômicas, de cima para baixo.



VIII – Volume atômico

O volume atômico na tabela periódica se dá de cima para baixo e do centro para as laterais, ao contrário da densidade, onde a variação se dá de cima para baixo e das laterais para o centro.



Propriedade aperiódicas são aquelas que de acordo com o aumento do número atômico não possuem regularidade ao longo dos períodos e grupos da tabela periódica.

I - Massa atômica (A)

A massa atômica é dada pelo somatório do número atômico (Z) e nêutrons (n). A massa cresce no mesmo sentido do número atômico, para **direita** e para **baixo**.

$$A = Z + n$$

II - Calor específico (c)

O calor específico é dado por:

$$c = Q/m(T_f - T_o)$$

Portanto, crescimento é inverso ao número atômico (que é proporcional à massa): para a **esquerda** e para **cima**.

Quer ver este material pelo Dex? Clique [aqui](#)

d /vestibulares

Chega aí, vamos falar de:

01. Propriedades aperiódicas

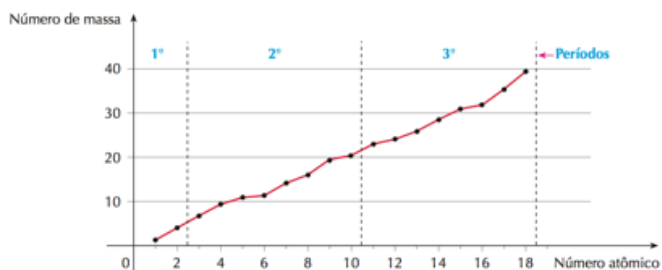
02. Propriedades periódicas

d /vestibulares

01.

Propriedades aperiódicas

d /vestibulares

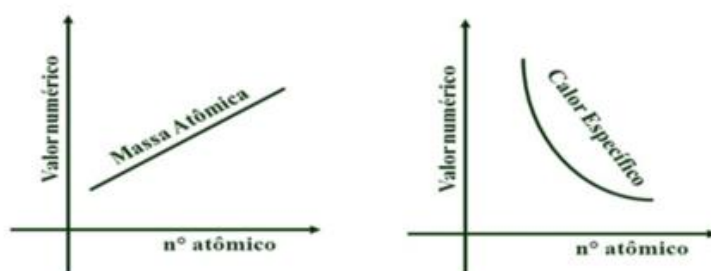


Número de Massa
↓
Aperiódico

Propriedades aperiódicas

São propriedades que descem ou decrescem em função do número atômico

d /vestibulares

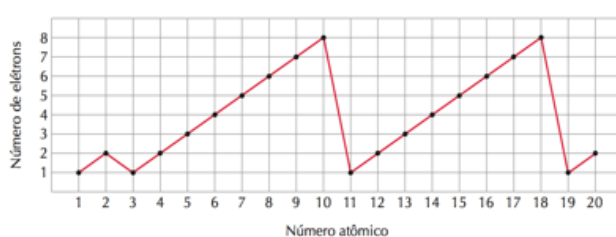


d /vestibulares

02.

Propriedades periódicas

d /vestibulares



Número de elétrons de valência

Periódico

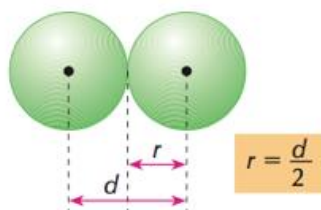
Propriedades periódicas

São propriedades que descem e decrescem em função do número atômico

d /vestibulares

a. Raio atômico

Corresponde a metade da distância internuclear mínima (d) que dois átomos desse elemento podem apresentar



d /vestibulares

a. Raio atômico

Número de níveis (camadas): quanto maior o número de níveis, maior será o tamanho do átomo.

d /vestibulares

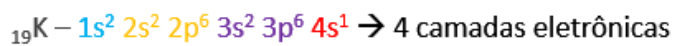
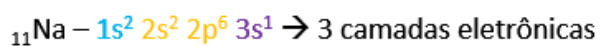
Sentido de crescimento dos raios atômicos

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H 1							He 2
Li 3	Be 4	B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
Na 11	Mg 12	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
K 19	Ca 20	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36
Rb 37	Sr 38	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54
Cs 55	Ba 56	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86

Sentido de crescimento dos raios atômicos

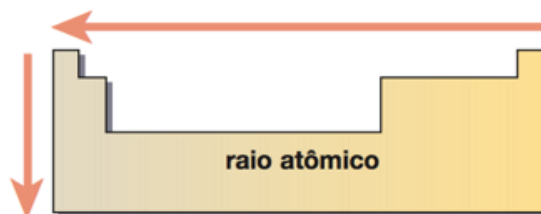
Raios atômicos medidos em **picômetros** (símbolo **pm**), que é um submúltiplo do metro ($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$).

d /vestibulares



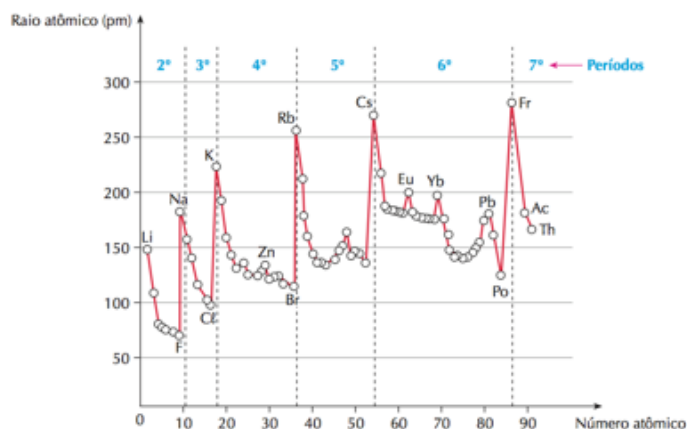
O potássio (K) é maior que o sódio (Na) já que possui um número maior de camadas

d /vestibulares

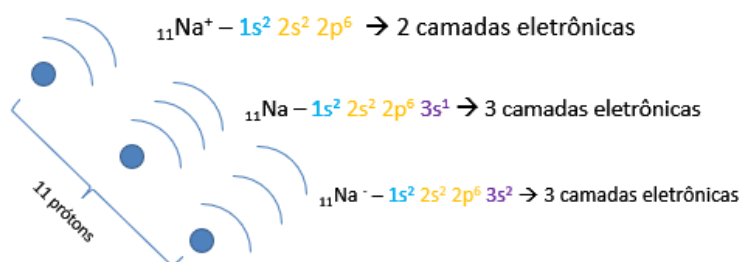


**Variação do raio atômico
na tabela periódica.**

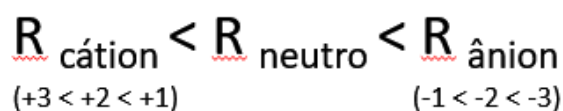
d /vestibulares



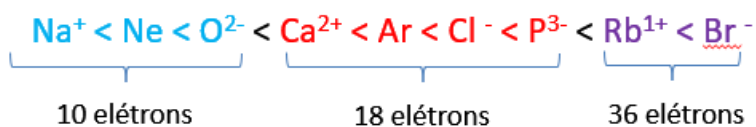
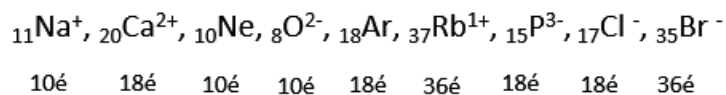
d /vestibulares

Obs: Raio iônico

d /vestibulares



d /vestibulares



d /vestibulares

b. Eletronegatividade ou caráter ametálico

Tendência de um átomo em atrair elétrons em uma ligação

d /vestibulares

1		
1	H	
	hidrogênio	
	(1,0079 - 1,0082)	
3	Li	B
	lítio	boro
	(6,939 - 6,961)	(10,81 - 10,83)
11	Na	Mg
	sódio	magnésio
	(22,990 - 22,991)	(24,304 - 24,306)
19	K	Ca
	potássio	cálcio
	(39,098 - 39,099)	(40,078 - 40,079)
37	Rb	Sr
	rubídio	estrôncio
	(85,468 - 85,469)	(87,62 - 87,63)
55	Cs	Ba
	césio	bário
	(132,905 - 132,906)	(137,327 - 137,328)
87	Fr	Ra
	frâncio	rádio
	(223)	(226)

3 camadas

5 camadas



d /vestibulares

13	14	15	16	17	18
Al	Si	P	S	Cl	Ar
alumínio	silício	fósforo	enxofre	cloro	argônio
26,982	[28,084 - 28,086]	30,974	[32,059 - 32,076]	[35,446 - 35,457]	39,948
31	32	33	34	35	36

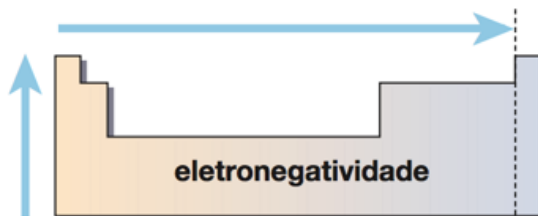


13 prótons



17 prótons

d /vestibulares



d /vestibulares

c. Eletropositividade ou caráter metálico

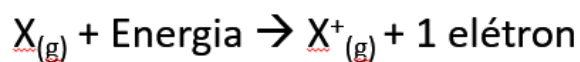
Tendência de um átomo em repelir elétrons em uma ligação

Cresce inverso à eletronegatividade

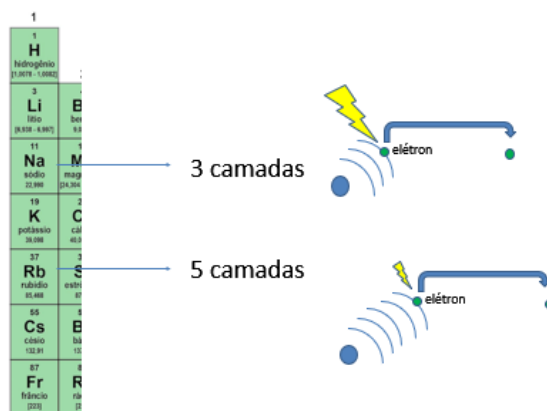
d /vestibulares

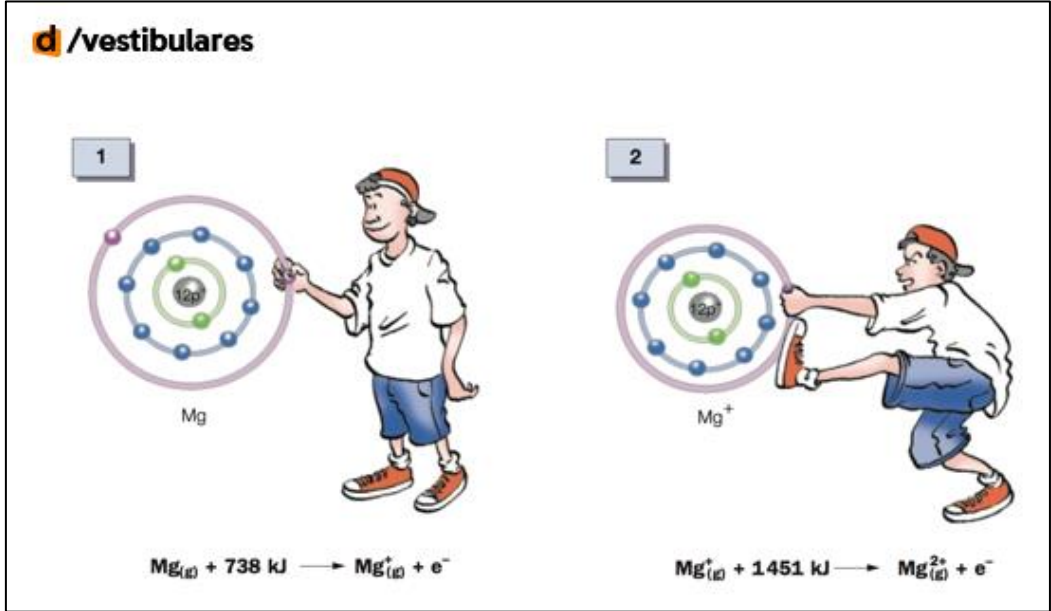
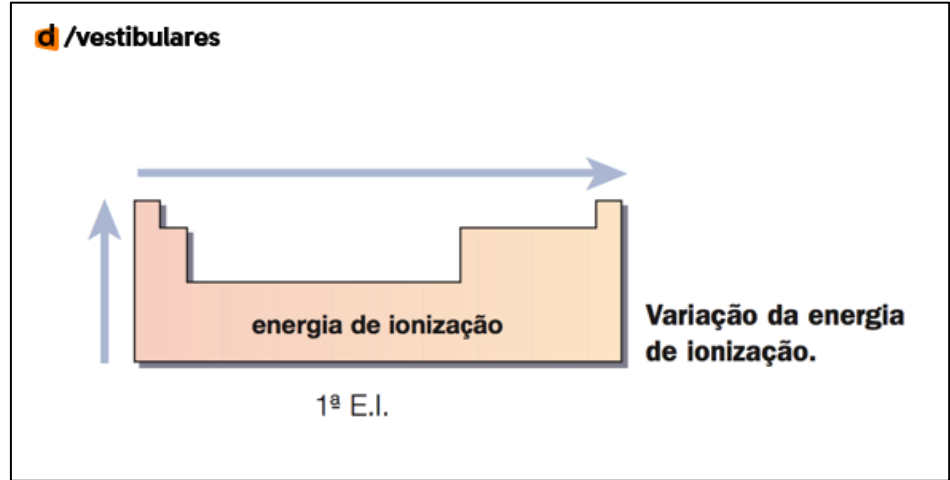
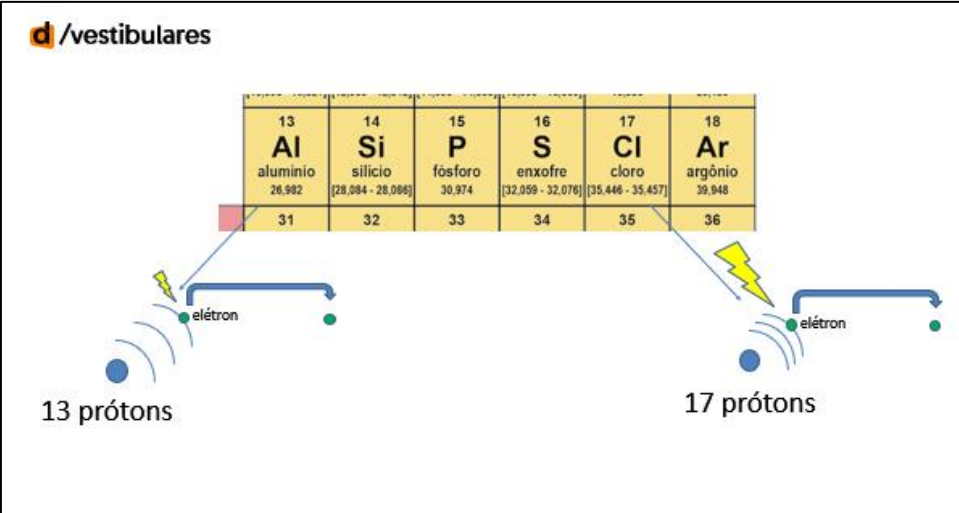
d. Energia ou potencial de ionização

Energia necessária para remover um ou mais elétrons de um átomo isolado no estado gasoso.



d /vestibulares



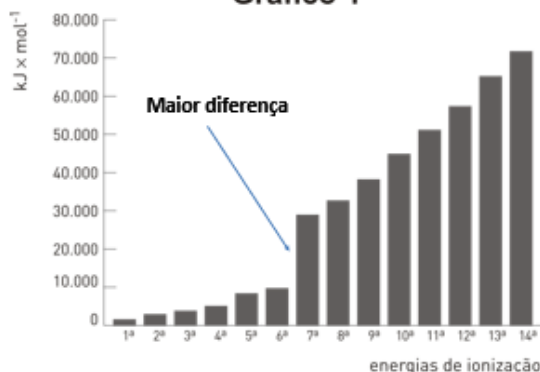


d /vestibulares

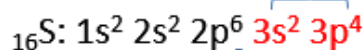
$$1^{\text{a}} \text{ E.I.} < 2^{\text{a}} \text{ E.I.} < 3^{\text{a}} \text{ E.I.} < \dots$$

Energias de ionização para o enxofre

Gráfico 1



6 elétrons na C.V.

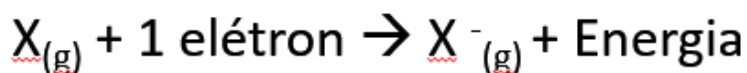


O 7º elétron faz parte de um octeto completo

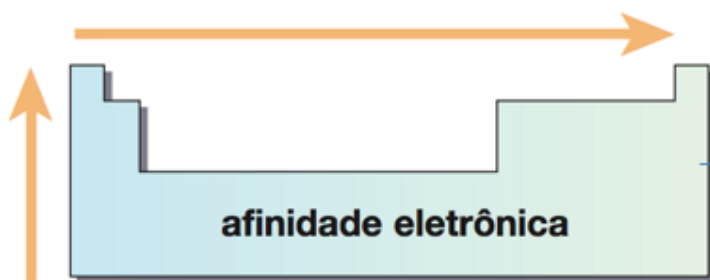
d /vestibulares

e. Afinidade eletrônica ou eletroafinidade

Energia liberada quando um elétron é adicionado a um átomo neutro no estado gasoso



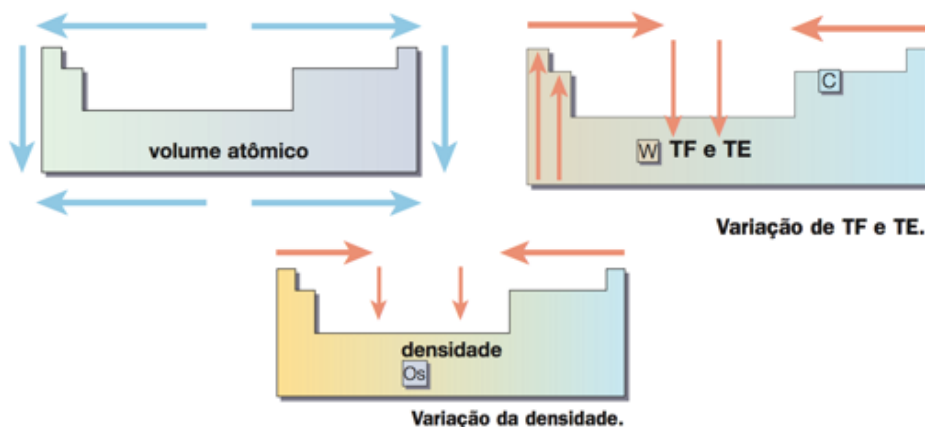
d /vestibulares



Costuma-se dizer que os Gases Nobres não são incluídos na A.E. porém estes possuem valores positivos (endo) de energia.

d /vestibulares

Outras propriedades



d /vestibulares

Macete

Meu nome é Allan ...

N

N

Se possui "N" no nome, cresce igual a mim...

E.N. A.E. E.I.

Se não possuir, cresce contrário a mim...

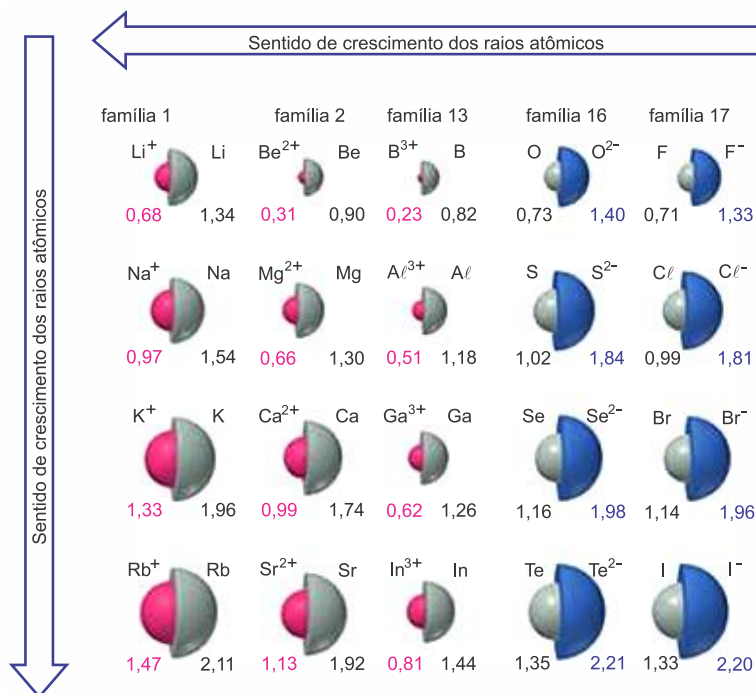
R.A. E.P.

N

Exercícios

1. A diversidade de materiais existente no mundo tem relação com sua estrutura interna e com as interações que ocorrem no nível atômico e subatômico. As propriedades periódicas, como raio, eletronegatividade, potencial de ionização e afinidade eletrônica, auxiliam a explicação de como formam esses materiais. Duas dessas propriedades são centrais: raio atômico e raio iônico.

Considere a figura abaixo.



Disponível em: <<http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/upload/conteudo/crescimento-dos-raios-atomicos-na-tabela.jpg>>. Acesso em 11 de março 2018.

Essa figura representa os raios atômicos e iônicos de algumas espécies químicas. Sobre essas espécies e seus raios, é correto concluir que

- o raio dos ânions é maior que o do respectivo elemento no estado neutro, porque o átomo ganhou elétrons e manteve sua carga positiva.
- o raio atômico e iônico dos elementos de um mesmo período diminui com o aumento do número atômico e com a mudança de carga.
- o raio iônico dos elementos de uma mesma família não segue a periodicidade e varia independentemente do ganho ou da perda de elétrons.
- o raio dos cátions é menor que o do respectivo elemento no estado neutro, porque o átomo perdeu elétrons, aumentando o efeito da carga nuclear.
- o raio atômico dos elementos de um mesmo período aumenta com o aumento do número atômico.

2. Os metais formam o maior grupo de elementos químicos presentes na tabela periódica e apresentam algumas propriedades diferentes, dentre elas o raio atômico.

A ordem decrescente dos metais pertencentes ao terceiro período da tabela periódica, em relação a seus respectivos raios atômicos, é

- a) alumínio, magnésio e sódio.
 - b) sódio, magnésio e alumínio.
 - c) magnésio, sódio e alumínio.
 - d) alumínio, sódio e magnésio.
 - e) sódio, alumínio e magnésio
3. A eletropositividade e a eletronegatividade são propriedades _____. Sendo a eletronegatividade definida como a força de _____ sobre os elétrons de uma ligação. Assim, quanto _____ o raio atômico de um elemento _____ será sua eletronegatividade.

Assinale a alternativa que preenche, correta e respectivamente, as lacunas do trecho acima.

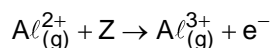
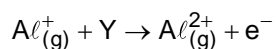
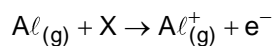
- a) aperiódicas – atração – menor – maior
 - b) aperiódicas – repulsão – menor – menor
 - c) periódicas – repulsão – maior – maior
 - d) periódicas – atração – menor – maior
 - e) periódicas – atração – menor – menor
4. A tabela a seguir apresenta os valores de raio atômico e raio iônico para alguns átomos e íons.

	Raio atômico (em picômetros)	Raio iônico (em picômetros)
Na	190	–
Na ⁺	–	90
Mg	160	–
Mg ²⁺	–	60

De acordo com os dados apresentados, a porcentagem aproximada de diminuição do diâmetro do íon Mg²⁺ bem como a explicação para o fato são, respectivamente,

- a) 35% em relação ao diâmetro do íon Na⁺, pois há um próton a mais em seu núcleo, aumentando a atração núcleo-eletrosfera.
- b) 65% em relação ao diâmetro do íon Na⁺, pois o íon Mg²⁺ tem carga efetiva e raio iônico maiores.
- c) 65% em relação ao diâmetro do átomo de Mg, pois nem todo cátion tem o raio iônico maior do que o raio atômico do átomo do qual é derivado.
- d) 35% em relação ao diâmetro do átomo de Na, pois o íon Mg²⁺ tem maior carga efetiva e menor raio iônico.
- e) 65% em relação ao diâmetro do íon Na⁺, pois este tem maior carga efetiva e menor raio iônico.

5. Observe as reações abaixo:



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 o nome dessa propriedade periódica e os valores de X, Y e Z, respectivamente, é:

- a) eletroafinidade; 578 kJ, 1.820 kJ e 2.750 kJ.
- b) energia de ionização; 2.750 kJ, 1.820 kJ e 578 kJ.
- c) energia de ionização; 578 kJ, 1.820 kJ e 2.750 kJ.
- d) eletroafinidade; 2.750 kJ, 1.820 kJ e 578 kJ.
- e) eletropositividade; 2.750 kJ, 1.820 kJ e 578 kJ.

6. Recentemente, quatro novos elementos químicos foram incorporados à tabela de classificação periódica, sendo representados pelos símbolos Uut, Uup, Uus e Uuo.

Dentre esses elementos, aquele que apresenta maior energia de ionização é:

Dado: sétimo período da tabela periódica.

87	0,7	88	0,9	89-103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118
Fr		Ra		actinídeos	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo
(223)		(226)			(261)	(262)	(263)	(262)	(265)	(268)	(281)	(280)	(285)	(286)	(289)	(289)	(293)	(294)	(294)

Interbits®

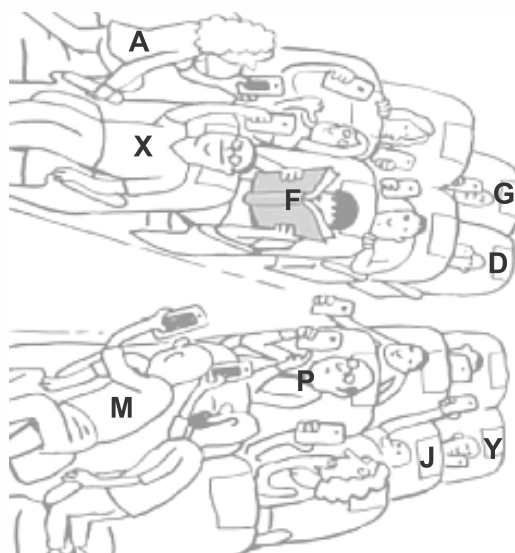
- a) Uut
- b) Uup
- c) Uus
- d) Uuo
- e) Lv

Texto para a próxima questão:



(Disponível em: <<https://sociologiareflexaoeacao.files.wordpress.com/2015/07/cena-cotidiana-autor-desconhecido-facebook.jpg>>. Acesso em: 20 abr. 2016.)

7. A tabela periódica classifica os elementos químicos em períodos (faixas horizontais) e grupos (faixas verticais). Essa classificação mostra que elementos químicos podem apresentar propriedades físicas e químicas similares ou completamente diferentes em função de sua localização na tabela periódica. Uma observação mais detalhada da charge, se inclinada a 90° à direita, permite remeter a uma tabela periódica, pois indivíduos que fazem uso de celular apresentam comportamentos diferentes em relação ao indivíduo que está lendo o livro.



De acordo com a imagem, foram atribuídas algumas letras escolhidas arbitrariamente, mas que não correspondem aos símbolos dos elementos químicos na tabela periódica.

Sobre os conhecimentos acerca da classificação e propriedade periódica dos elementos e em consonância com a imagem, assinale a alternativa correta.

- a) Se os indivíduos designados pelas letras A e X representam, respectivamente, Ca ($Z = 20$) e Sr ($Z = 38$), então o número de elétrons na camada de valência é diferente para os dois elementos químicos.
- b) Se o indivíduo designado pela letra F, que está lendo o livro, também faz uso de celular, então este elemento comporta-se como um gás nobre.
- c) Se os indivíduos designados pelas letras G e D representam, respectivamente, Cl ($Z = 17$) e Br ($Z = 35$), então D é maior e possui menor eletronegatividade que G.
- d) Se os indivíduos designados pelas letras M e P representam, respectivamente, Cr ($Z = 24$) e Mn ($Z = 25$), então o número de elétrons na camada de valência é o mesmo para os dois elementos químicos.
- e) Se os indivíduos designados pelas letras J e Y representam, respectivamente, Sn ($Z = 50$) e Sb ($Z = 51$), então J é menor e possui menor eletropositividade que Y.

8. Leia a notícia abaixo divulgada em jornal maranhense.

“Furto de fiação elétrica, telefônica, de internet e de TV causa prejuízos em São Luís”. São cabos de cobre e de alumínio, levados por bandidos que furtam não apenas as redes de telefonia, mas principalmente a rede elétrica. Esses materiais são visados por criminosos por causa do alto valor de venda no mercado.

Jornal o Estado do Maranhão. Adaptado.

Pode-se afirmar em relação às propriedades dos metais citados que

- a) ambos possuem alta eletronegatividade.
- b) o cobre forma cátion e o alumínio forma ânion.
- c) ambos têm dificuldade de doar seus elétrons mais externos.
- d) ambos possuem alta eletropositividade.
- e) o cobre forma ânion e o alumínio forma cátion.

9. A descoberta das relações periódicas pelo químico russo Dmitri Mendeleev foi olhada com algum ceticismo pelos químicos da época, mas ganhou credibilidade quando se provou capaz de prever propriedades de elementos químicos que não haviam sido ainda descobertos. Essas propriedades são as mais variadas, como, por exemplo, densidade, raio atômico e eletronegatividade. Sabendo-se que a eletronegatividade do lítio é 0,98 e a do potássio é 0,82, a eletronegatividade do sódio é:

- a) 0,98.
- b) 0,49.
- c) 0,41.
- d) 0,93.
- e) 0,82.

10. O efeito fotoelétrico está presente no cotidiano, por exemplo, no mecanismo que permite o funcionamento das portas dos *shoppings* e nos sistemas de iluminação pública, por meio dos quais as lâmpadas acendem e apagam. Esse efeito acontece porque, nas células fotoelétricas, os metais emitem elétrons quando são iluminados em determinadas condições. O potássio e o sódio são usados na produção de determinadas células fotoelétricas pela relativa facilidade de seus átomos emitirem elétrons quando ganham energia. Segundo sua posição na Tabela Periódica, o uso desses metais está relacionado com
- a) o baixo valor do potencial de ionização dos átomos desses metais.
 - b) o alto valor da afinidade eletrônica dos átomos desses metais.
 - c) o alto valor da eletronegatividade dos átomos desses metais.
 - d) o alto valor do potencial de ionização dos átomos desses metais.
 - e) o alto valor da eletronegatividade dos átomos desses ametais.

Gabarito

1. D

O raio dos cátions é menor que o do respectivo elemento no estado neutro, porque o átomo perde elétrons, porém, a carga nuclear permanece a mesma. Consequentemente, a força de atração entre o núcleo e os elétrons restantes aumenta.

2. B

O raio atômico cresce da direita para a esquerda nos períodos. Assim, a ordem decrescente (maior para o menor) desses elementos será: sódio, magnésio e alumínio.

[illegible]

Interbits®

3. D

A eletropositividade ou caráter metálico (tendência do átomo em perder elétron) e a eletronegatividade (força de atração exercida sobre os elétrons em uma ligação química), são consideradas **propriedades periódicas**.

Assim quanto menor o raio atômico, maior atração o núcleo positivo, exercerá sobre os elétrons, e maior será a eletronegatividade.

4. A

O raio iônico do sódio: 90 picômetros – Diâmetro 180 picômetros.

O raio iônico do magnésio 60 picômetros – Diâmetro 120 picômetros.

A diminuição relativa foi de 30 picômetros – Diminuição relativa de diâmetro 60 picômetros.

180 picômetros _____ 100%

60 picômetros _____ x

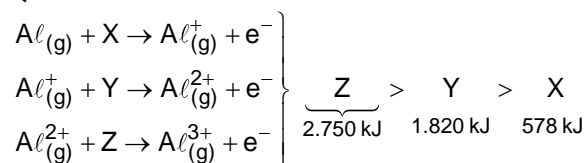
$x = 33,3\%$ (aproximadamente 35%, conforme alternativa correta).

Os íons Na^+ e Mg^{2+} são isoeletrônicos, ou seja, apresentam a mesma estrutura eletrônica. Entretanto, a presença de 1 próton a mais no núcleo do íon Mg^{2+} aumenta a atração núcleo-eletrosfera, fazendo com que seu diâmetro seja menor em relação ao cátion sódio.

5. C

Energia necessária para remover um ou mais elétrons de um átomo isolado no estado gasoso: energia de ionização ou potencial de ionização.

Quanto maior o número de elétrons retirado da espécie química, maior será a energia de ionização.



6. **D**

De acordo com a tabela periódica:

Uut ($Z = 113$)

Uup ($Z = 115$)

Uus ($Z = 117$)

Uuo ($Z = 118$)

Quanto mais à direita num mesmo período, menor o raio atômico e maior a energia de ionização.

Conclusão: o Uuo apresenta maior energia de ionização.

7. **C**

O cloro, por apresentar menos níveis eletrônicos, irá apresentar também menor raio e, consequentemente, maior eletronegatividade.

8. **D**

Em relação às propriedades dos metais citados pode-se afirmar que o cobre e o alumínio apresentam alta eletropositividade, ou seja, acentuada capacidade de “perder elétrons”.

9. **D**

A eletronegatividade aumenta ao longo dos grupos, de baixo para cima, inversamente ao raio atômico, assim a eletronegatividade do sódio estará entre os valores de 0,98 e 0,82, sendo maior que do potássio, porém, menor que do lítio. O valor que está dentro dessas condições será 0,93.

10. **A**

O potencial de ionização é uma medida da energia envolvida na perda de um elétron por um elemento em seu estado gasoso. A partir dessa medida, avalia-se a capacidade de perda de elétrons de elementos. Os metais alcalinos, em geral, apresentam baixos valores de potencial de ionização. Isto significa dizer, em termos gerais, que seus elétrons de valência necessitam de baixos valores de energia para serem retirados de suas eletrosferas.