

FRENTE: QUÍMICA I

PROFESSOR(A): SÉRGIO MATOS

ASSUNTO: QUÍMICA GERAL E INORGÂNICA

EAD – ITA/IME

AULAS 11 A 13

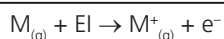


Resumo Teórico

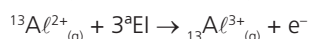
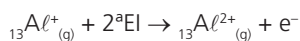
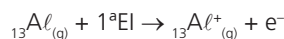
Classificação Periódica dos Elementos

Energia de Ionização (Potencial de Ionização)

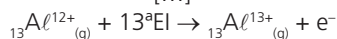
É a energia necessária para retirar 1 elétron de um átomo gasoso isolado.



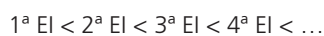
Um átomo possui tantas energias de ionização quantos forem os seus elétrons. **Exemplo:**



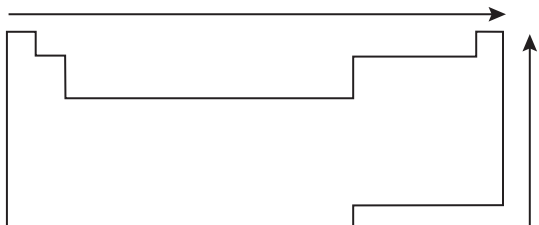
[...]



Essas energias de ionização aumentam à medida que o átomo se torna menor:



A energia de ionização aumenta de baixo para cima nos grupos e da esquerda para a direita nos períodos.

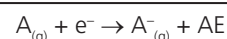


Justificativa:

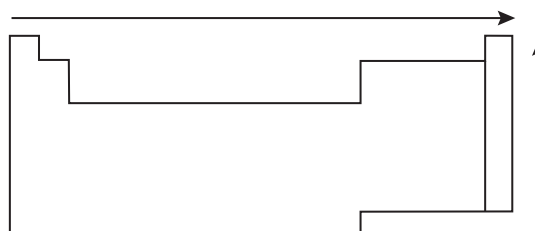
O aumento da energia de ionização dos átomos neutros é provocado pela diminuição do raio atômico, o que causa um aumento da força nuclear de atração pelo elétron a ser removido, requerendo maior quantidade de energia.

Afinidade Eletrônica (Eletroafinidade)

É a energia liberada ou absorvida quando se adiciona 1 elétron a um átomo gasoso isolado.



A eletroafinidade aumenta de baixo para cima nos grupos e da esquerda para a direita nos períodos.

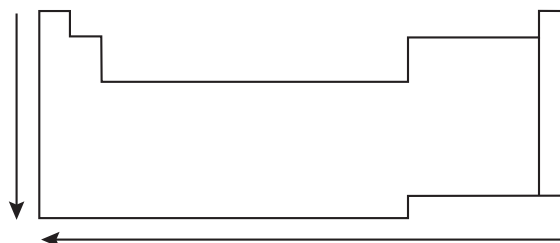


Justificativa:

O aumento da afinidade eletrônica dos átomos neutros é provocado pela diminuição do raio atômico, o que causa um aumento da força nuclear de atração pelo elétron a ser adicionado. Isso estabiliza mais o ânion produzido, resultando numa maior liberação de energia.

Eletropositividade (Caráter Metálico)

É a capacidade que o átomo possui de perder elétrons em ligações químicas. O caráter metálico aumenta de cima para baixo nos grupos e da direita para a esquerda nos períodos.

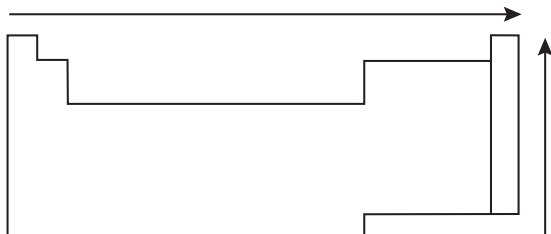


Justificativa:

A eletropositividade cresce com o aumento do raio atômico e a conseqüente diminuição da energia de ionização, o que faz com que seja mais fácil ao átomo doar elétrons.

Eletronegatividade (Caráter Não Metálico)

É a capacidade que o átomo possui de atrair elétrons em uma ligação química. A eletronegatividade aumenta de baixo para cima nos grupos e da esquerda para a direita nos períodos.



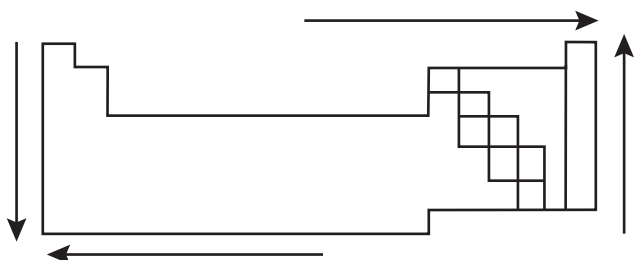
Justificativa:

A eletronegatividade aumenta de acordo com a diminuição do raio atômico e o consequente aumento da afinidade eletrônica, o que faz com que seja mais fácil ao átomo atrair elétrons.

O elemento mais eletronegativo é o flúor (F), cujo valor de eletronegatividade na escala de **Pauling** é 4,0.

Reatividade Química

É a capacidade do elemento para formar compostos químicos. A reatividade aumenta com a eletropositividade, no caso dos metais, e com a eletronegatividade, no caso dos não metais.



Justificativa:

A reatividade química dos metais aumenta com a eletropositividade devido ao aumento da facilidade de ceder elétrons. Já a reatividade química dos ametais aumenta com a eletronegatividade devido ao aumento da facilidade de atrair elétrons. Excluem-se os gases nobres devido à sua baixíssima reatividade química.

Propriedades Físicas

Densidade

É a razão entre a massa e o volume de uma amostra do elemento.

$$d = \frac{m}{V} \quad \text{ou} \quad d = \frac{M}{V_M}$$

Em que:

m = massa de uma amostra do elemento;

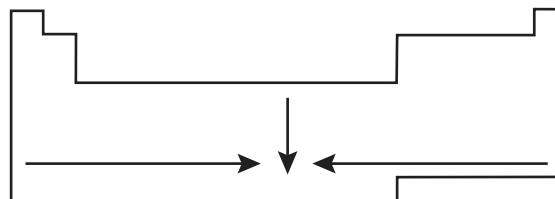
V = volume de uma amostra do elemento;

M = massa molar;

V_M = volume molar.

Os elementos mais densos são o $_{76}\text{Os}$ (ósmio) e o $_{77}\text{Ir}$ (irídio), cujas densidades são, respectivamente, iguais a $22,58 \text{ g/cm}^3$ e $22,55 \text{ g/cm}^3$, ambas a $20 \text{ }^\circ\text{C}$.

A densidade aumenta de cima para baixo nos grupos e das extremidades para o centro nos períodos.

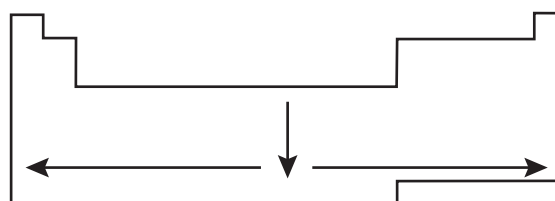


Justificativa:

O aumento da intensidade da ligação metálica nos metais de transição, os quais utilizam orbitais **s**, **d** e às vezes **f** em suas ligações, aumenta o empacotamento atômico que resulta na redução de volume e consequente aumento de densidade.

Volume Atômico

É o volume ocupado por 1 mol ($6,02 \times 10^{23}$ átomos) do elemento no estado sólido. O volume atômico aumenta de cima para baixo nos grupos e do centro para as extremidades nos períodos.



Justificativa:

O aumento da densidade das extremidades para o centro provoca o decréscimo do volume atômico nos períodos, do centro para as extremidades. Nos grupos o volume atômico cresce de cima para baixo, devido ao aumento da massa atômica ser mais significativo que o aumento de densidade.

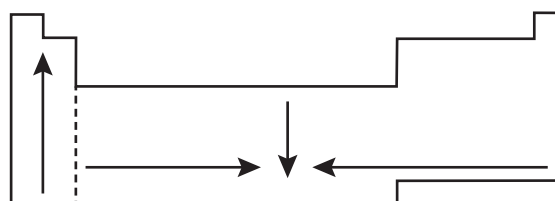
Observação:

Não confunda volume atômico com volume do átomo, pois este último está diretamente relacionado ao raio atômico, sendo também uma medida do tamanho do átomo.

Pontos de Fusão

Os pontos de fusão aumentam de cima para baixo em quase todos os grupos, exceto 1 e 2, e aumenta das extremidades para o centro nos períodos.

O elemento de maior ponto de fusão é o carbono na forma de diamante (PF = $3570 \text{ }^\circ\text{C}$). Em segundo lugar, aparece o tungstênio (W), com ponto de fusão de $3410 \text{ }^\circ\text{C}$.



11. (ProfSM) Assinale a alternativa que apresenta duas sentenças verdadeiras:

- A) I – A afinidade eletrônica do ${}_9\text{F}$ é maior que a do bromo ${}_{35}\text{Br}$.
 II – A 2ª energia de ionização do ${}_7\text{N}$ é menor que a 2ª energia de ionização do ${}_8\text{O}$.
- B) I – O raio atômico do ${}_3\text{Li}$ é maior que o do ${}_{12}\text{Mg}$.
 II – A 1ª energia de ionização do ${}_4\text{Be}$ é menor que a do ${}_5\text{B}$.
- C) I – O raio atômico do ${}_{72}\text{Hf}$ é bem maior que o do ${}_{40}\text{Zr}$.
 II – O ${}_{58}\text{Ce}$ pode formar cátion tetravalente.
- D) I – O ponto de fusão do ${}_{82}\text{Pb}$ é maior que o do ${}_{26}\text{Fe}$.
 II – O ponto de fusão do ${}_5\text{B}$ é maior que o do ${}_{13}\text{Al}$.
- E) I – Cátions de ${}_{26}\text{Fe}$ formam complexos com moléculas de água em solução.
 II – Cátions de ${}_{11}\text{Na}$ possuem maior acidez em meio aquoso que cátions de ${}_{12}\text{Mg}$.

12. (ProfSM) Apresente uma explicação para os seguintes fatos:

- A) O número de oxidação mais comum do átomo de chumbo ($Z = 82$) é +2, apesar de se tratar de um elemento da família 14 da classificação periódica (grupo do carbono).
- B) A energia de ionização do oxigênio ($Z = 8$) é menor que a do nitrogênio ($Z = 7$), apesar de ser menor o raio atômico do oxigênio.

13. (ProfSM) Dê uma explicação para os seguintes fatos:

- A) O raio atômico do ${}_{74}\text{W}$ é praticamente igual ao do ${}_{42}\text{Mo}$.
- B) O estado de oxidação mais comum para o ${}_{81}\text{Tl}$ é +1.
- C) O mercúrio é um metal líquido em condições ambientais.
- D) A configuração eletrônica do paládio é $[\text{Kr}]4d^{10}$.

14. (ProfSM) Explique as seguintes propriedades:

- A) O ponto de fusão do boro ($Z = 5$) é maior que o do alumínio ($Z = 13$).
- B) O raio atômico do Mg^{2+} é menor que o do Na^+ .
- C) A dureza do ferro metálico é maior que a do potássio.
- D) A reatividade química do escândio é maior que a do titânio.
- E) O volume atômico de um metal sólido é maior que a soma dos volumes dos átomos em 1 mol do mesmo metal.

15. (ProfSM) Dê uma explicação para os seguintes fatos:

- A) Átomos de chumbo no estado de oxidação +4 não são encontrados formando ligações iônicas.
- B) A afinidade eletrônica do cloro é maior que a do bromo.

Gabarito

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

– Demonstração.



Anotações