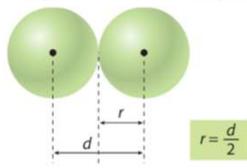


1. Raio atômico

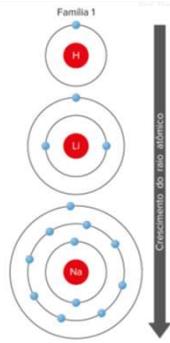
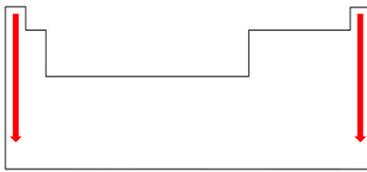
Corresponde a distância do núcleo até a última camada. (tamanho do átomo)



4

Em uma mesma família:

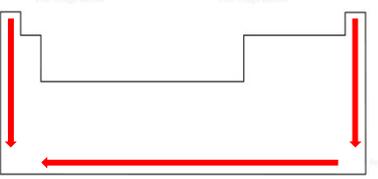
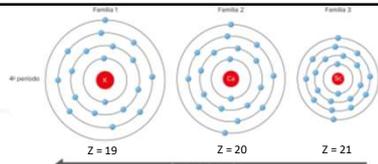
O raio aumenta, de cima para baixo, uma vez que aumenta o número de camadas na eletrosfera;



5

Em um mesmo período:

O raio aumenta da direita para a esquerda, pois com a diminuição da carga nuclear (quantidade de prótons), diminui a atração núcleo-elétrons e, conseqüentemente, o raio aumenta.



6

Observação:

Cátions → São MENORES que os átomos de origem.

Exemplo:

$${}_{11}\text{Na} > {}_{11}\text{Na}^+$$

$${}_{11}\text{Na} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$$

$${}_{11}\text{Na}^+ = 1s^2 2s^2 2p^6$$

11 prótons

11 elétrons

3 níveis de energia

11 prótons

10 elétrons

2 níveis de energia

Maior força de atração sobre os elétrons restantes

7

Ânions → São MAIORES que os átomos de origem.

Exemplo:

$${}_{17}\text{Cl} < {}_{17}\text{Cl}^-$$

$${}_{17}\text{Cl} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$$

$${}_{17}\text{Cl}^- = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$$

17 prótons

17 elétrons

3 níveis de energia

17 prótons

18 elétrons

3 níveis de energia

Quando um átomo ganha elétrons, aumenta a repulsão entre os elétrons da eletrosfera, aumentando o seu tamanho.

8

Espécies isoeletrônicas → Quanto maior o número atômico (Z), menor o raio.

$${}_{13}\text{Al}^{3+} \quad {}_8\text{O}^{2-} \quad {}_{11}\text{Na}^+ \quad {}_9\text{F}^- \quad {}_{12}\text{Mg}^{2+} \quad {}_{10}\text{Ne} \quad 1s^2 2s^2 2p^6$$

Ordem crescente de raio:

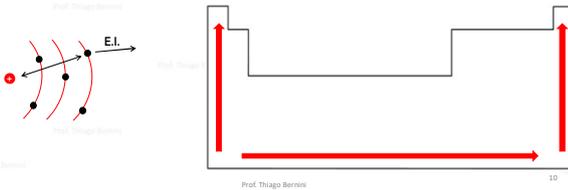
$${}_{13}\text{Al}^{3+} < {}_{12}\text{Mg}^{2+} < {}_{11}\text{Na}^+ < {}_{10}\text{Ne} < {}_9\text{F}^- < {}_8\text{O}^{2-}$$

Quanto maior o número atômico, maior a atração sobre os elétrons e, conseqüentemente, menor o raio.

9

2. Energia de ionização (E.I.) ou potencial de ionização (P.I.)

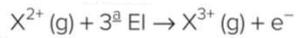
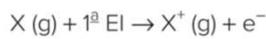
É a energia mínima necessária para retirar um elétron de um átomo gasoso, isolado e no estado fundamental.



10

Observação:

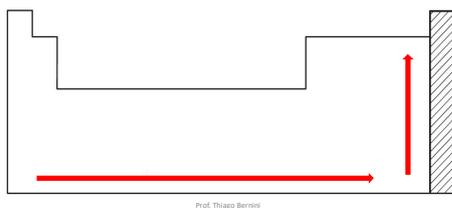
À medida que elétrons são retirados do átomo, a atração do núcleo sobre os elétrons restantes aumenta. Portanto, a energia necessária para retirar outros elétrons será maior à medida que elétrons são retirados, ou seja, a terceira energia de ionização será sempre maior que a segunda, que, por sua vez, será maior que a primeira.



11

3. Afinidade eletrônica ou eletroafinidade

É a energia envolvida quando um átomo isolado, no estado gasoso, recebe um elétron.

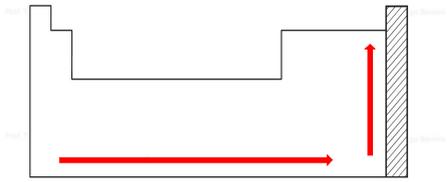


12

4. Eletronegatividade

Eletronegatividade é a tendência que um átomo possui de atrair para si os elétrons de uma ligação química.

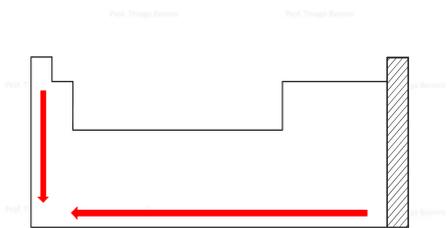
Observação: $F > O > N > Cl > Br > I > S > C > P > H$



13

5. Eletropositividade ou caráter metálico

Indica a tendência de um átomo a perder elétrons em uma ligação química.



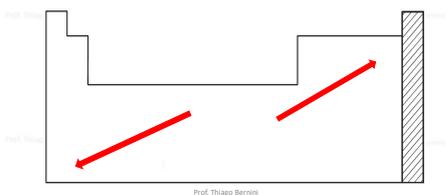
14

6. Reatividade

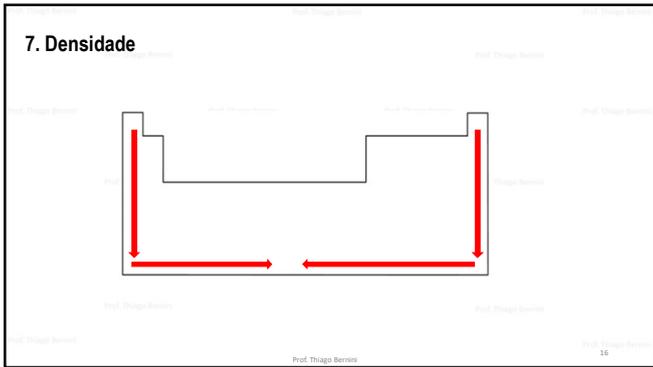
A reatividade está relacionada à tendência de um elemento receber elétrons (no caso dos ametais) ou de perder elétrons (no caso dos metais).

Para os metais, quanto maior sua eletropositividade, maior a reatividade.

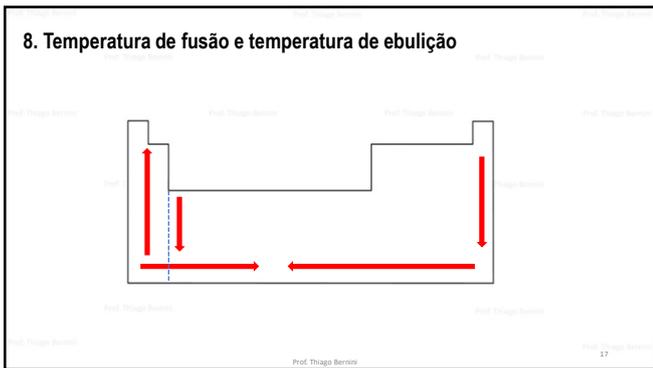
Para os ametais, quanto maior a eletronegatividade, maior a reatividade.



15



16



17
