

Problem 4

1. Li: Lithium $1s^2 2s^1$, 1个价电子

Be: Beryllium $1s^2 2s^2$, 2个价电子

B: Boron $1s^2 2s^2 2p^1$, 3个价电子

C: Carbon $1s^2 2s^2 2p^2$, 4个价电子

N: Nitrogen $1s^2 2s^2 2p^3$, 5个价电子

O: Oxygen $1s^2 2s^2 2p^4$, 6个价电子

F: Fluorine $1s^2 2s^2 2p^5$, 7个价电子

5.31 (a). $E_n = -13.6 \text{ eV} \times \frac{Z_{\text{eff}}^2}{n^2}$

$1s: Z_{\text{eff}} = 1 \times \sqrt{\frac{689 \text{ eV}}{13.6 \text{ eV}}} \approx 7.12$

$2s: Z_{\text{eff}} = 2 \times \sqrt{\frac{24 \text{ eV}}{13.6 \text{ eV}}} \approx 3.16$

$2p: Z_{\text{eff}} = 2 \times \sqrt{\frac{12 \text{ eV}}{13.6 \text{ eV}}} \approx 1.88$

① 屏蔽效应: 多电子原子中电子不仅受到原子核的吸引力, 还受到其它电子对它的排斥力. $2p$ 轨道电子受到的屏蔽效应比 $2s$ 高, 感受到的 Z_{eff} 更小, 能量更高.

② 钻穿效应: 外层电子可以钻入内部壳层, 更加靠近原子核, 削弱了其受到的屏蔽效应, 有效核电荷数更高. 对于主量子数相同的不同轨道, 角量子数更小的轨道钻穿效应更强, 因此 $3s$ 轨道的能量低于 p 轨道, 也即 $2p$ 轨道能量高于 $2s$.

5.39 (a), $Mg^{2+} < Ca^{2+} < Ar < Br^{-}$

解释: Mg^{2+} 电子层数最少, 半径最小

Br^{-} 电子层数最多, 半径最大

Ca^{2+} 与 Ar 均有 18 个电子, 但 Ar 的核电荷数 (Z_{eff}) 更小, 即 Ar 半径较大。

(b), $Na < O < Ne < Na^{+}$

解释: Na 电离能最低, 易失去一个电子形成 Na^{+}

O 电离能比 Na 高, 但低于稀有气体 (Ne)。

Na^{+} 电子构型与 Ne 相同, 但核电荷数比 Ne 更高, 电离能更高

(c), $Al < H < O < F$

解释: Al 为金属, 电负性低

H 为非金属, 电负性大于 Al 而小于 O 。

F 在元素周期表中位于 O 右侧, 是电负性最高的元素。
因此电负性 $F > O$ 。