

化学結合と構造(石田)

1. Mn +7 +2 還元
Cl -1 0 酸化
2. 陽子の数が多いため、Li⁺の方が小さい
3. Br⁻ [Ar]3d¹⁰4s²4p⁶
Se²⁻ [Ar]3d¹⁰4s²4p⁶
Ca²⁺ [Ar]
P³⁻ [Ar]
Sn⁴⁺ [Kr]4d¹⁰
S²⁻ [Ar]
Ti⁴⁺ [Ar]
4. Hund 則を利用。
Mn 5 Sc 1 Fe 4 Zn 0
5. 略
6. 電子を原子から引き離すのに必要なエネルギーは、原子核の電荷と他の電子による遮蔽効果に大きく依存するから。
7. Cs,Na,F,Ne.周期表のもっとも左にある 1 族アルカリ金属元素は、最外殻の s 軌道に 1 個の電子を有し、そのイオン化エネルギーは同じ周期内元素では右へ行くほど高くなり、同じ族内では周期が上へ行くほど高くなる。希ガス類元素は安定な s²p⁶ 電子配置を持ち、イオン化エネルギーは極めて高い。
8. Na の第二イオンエネルギーは、Mg のものより大きい。Na⁺からさらにもう一つの電子を取り去るには、2s²2p⁶ の安定な電子配置から電子をとらねばならないからである。
9. Mn²⁺ と Fe³⁺ の最外殻電子は 3d 軌道にあり、その数は同じである(3d⁵)。Fe³⁺の方が中心電荷が大きいので、電子を強く引きつけていて、それらを取り去るのに必要なエネルギーは大きい。
10. C の電子配置は 1s²2s²2p² であり、電子を一個獲得することによって 1s²2s²2p³ となり、三つの縮重した 2p 軌道はすべて一個ずつ電子で占められて安定化するので、そのとき比較的大きなエネルギーを放出する。一方 N は、そのまま 1s²2s²2p³ の電子配置をとり、さらに一個電子を取り込んでも安定化しないので電子親和力はきわめて小さい。
11. 水素の電気陰性度は 2.1 である。電気陰性度の大きいフッ素(4.0)や塩素(3.0)とは、フッ化水素 H⁺F⁻や塩化水素 H⁺Cl⁻のように H⁺イオンとして化合物を形成する。一方、水素より小さい電気陰性度を示すナトリウム(0.9)とは、水素化ナトリウム Na⁺H⁻なる電子状態の化合物をつくる。
12. 陰イオンには過剰に電子があり、Z_{eff} が小さくなるので電子の引きつけが弱くなりイオン半径は大きい。一方、陽イオンでは Z_{eff} が大きくなり、電子の引きつけが強く、イオン半径は小さい。