3/10 Elektronegativita, kovalentní vazba

Co je to elektronegativita [X]?

- schopnost (síla) prvku přitahovat k sobě vazebné elektronové páry
- je uvedena v PSP a platí, že čím vyšší hodnotu X prvek má, tím silněji k sobě vazebné elektronové páry poutá

- hodnoty X od 0,70 do 4,00, se stoupající „X“ stoupá (s výjimkami) schopnost atomu přitahovat elektrony; X stoupá od I.A do VIII.A v jednotlivých řadách; ve skupinách klesá X od 1. k 7. řadě

- nejvyšší hodnotu X mají prvky v pravém horním rohu PSP ze VII.A a VI.A skupiny (např. F: 4,0 a O: 3,5)
- nejnižší hodnotu X mají prvky v levém dolním rohu PSP z I.A a II.A skupiny(např. Fr: 0,7)
- důležitá je *hodnota rozdílů elektronegativit*: ΔX (delta X), podle které lze určit typ vazby

Elektronegativita nejvýznamnějších nepřechodných prvků

- Fr (0,7), K (0,85), Na (0,9), Ca (1,0), Mg (1,2), Al (1,5), Pb (1,8), Sn (1,9), Si (1,9) H (2,1), P (2,15), C (2,5), S (2,6), N (3), Cl (3), O (3,5), F (4,0); základ stupnice je X(H) = 2,1
- hodnota rozdílů elektronegativit ΔX určuje míru polarity chemické vazby

Co je charakteristické pro kovalentní vazbu?

- společné sdílení vazebných elektronových párů (u vazby jednoduché – 1, u dvojné – 2, u trojné – 3)

Obecné vlastnosti látek s kovalentní vazbou (H_2, Cl_2, H_2O, NH_3, CH_4...)

- za normálních podmínek plyny (kapaliny) s malými přitažlivými silami; nízké teploty tání a varu, elektricky nevodivé; nerozpustné (málo rozpustné) ve vodě, dobře v organických rozpouštědlech

Jaké jsou druhy kovalentních vazeb podle rozdílu hodnot elektronegativit?

1) nepolární: ΔX je 0 až 0,4 (např. H_2, O_2, N_2, oxidy dusíku ...)

- mezi atomy se stejnými (blízkými) X; molekuly navenek neprojevují elektrický náboj; vazebné páry rozmístěny rovnoměrně; se stoupající ΔX stoupá polarita; molekuly – elektrický dipól (prvek s větší X má částečně záporný náboj → $\delta-$, prvek s menší X – částečně kladný náboj → $\delta+$)

2) polární: ΔX je 0,4 až 1,7; mezi atomy s rozdílnými schopnosti přitahovat vazebné páry (např. HCl, NaH ...)

- díky nestejnému rozložení vazebných elektronových párů vznikají na atomech částečné kladné nebo částečně záporné náboje (atom s větší X má náboj částečně záporný, atom s menší X má náboj částečně kladný) – např. HCl: X(H) = 2,1 (⇒ částečně kladný náboj), X(Cl) = 3 (⇒ částečně záporný náboj)
  - znázornění vazby u HCl: H◀Cl, u H_2O H◀O▶H
  - kovy I.A skupiny jsou elektropozitivní, nekovy VII.A skupiny jsou elektronegativní
  - polární sloučeniny – např. HCl, H_2O, NH_3 (H má +, Cl má - apod.)
- zvláštní případ polární vazby je vazba koordinační: vazebný pár poskytuje jen 1 z vazebných partnerů – tzv.donor D (dárce), druhý atom elektronový pár přijímá – je to akceptor A (příjemce); např. H_3O^+: H^+ + H–O–H → H_3O^+ (kyslík = D, vodík = A)

3) iontová (extrémně polární)
   - ΔX je $> 1,7$, je mezi atomy prvků s hodně rozdílnými hodnotami elektronegativit
   - sloučeniny (např. NaCl, KF ...) jsou tvořeny ionty; prvek s vyšší hodnotou X (např. C) si přitáhne valenční elektron od prvku s nižší hodnotou X (např. od Na)
   - elektronegativní prvek (Cl) „přitažením“ elektronu vytvoří anion (Cl^-)
   - elektropozitivní prvek (Na) po „ztrátě“ elektronu vytvoří kation (Na^+)

Vlastnosti látek s iontovou vazbou

- přítomnost iontů způsobuje, že látky
  - v tavenině vedou elektrický proud, v pevném stavu jsou ale nevodivé
  - ve vodě jsou dobře rozpustné, roztoky vedou elektrický proud (krystalová struktura se rozpadá, ionty přechází do roztoku, volně se po roztoku pohybují a jsou elektricky nabité)
  - jsou nerozpustné nebo málo rozpustné v organických rozpouštědlech
  - jsou křehké – při mechanickém namáhání se mohou kationty dostat do těsné blízkosti aniontů a tím se zvětší odpudivé síly v krystalu
- velikost sil působící mezi ionty způsobuje, že
  - látky tají při vysokých teplotách (více než 500°C); na rozštěpení stabilního uspořádání iontů v mřížce je třeba hodně energie; při teplotě nad 1000°C vzniká plyn, iontové páry
  - za normálních podmínek – pevné látky (mezi atomy jsou značné přitažlivé síly), velmi tvrdé