

1/2 Atom, PSP, vazby

Atom, radioaktivita

- nejmenší částice hmoty, elektroneutrální (nemá náboj); chemicky dále nedělitelný; lze rozdělit fyzikálně
- má jádro a obal: v jádře – kladně nabitě protony (p^+ ; hmotnost $1,673 \cdot 10^{-27}$ kg) a neutrální neutrony (n^0 ; hmotnost $1,675 \cdot 10^{-27}$ kg); v obale záporně nabitě elektrony (e^-); e^- jsou ve vrstvách kolem jádra; e^- v poslední vrstvě – nejdále od jádra – valenční e^- ; mají nejvyšší energii, účastní se chemických reakcí
- orbital – prostor v atomu, kde se s největší pravděpodobností a nejčastěji vyskytuje elektron
- postupné obsazování orbitalů (podle 3 pravidel) – Pauliho princip vylučnosti (v 1 orbitalu max. 2 elektrony s opačným spinem); výstavbový systém (orbitály s nižší energií jsou obsazovány dříve než orbitály s energií vyšší) – pořadí obsazování: $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow 4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow 5f \rightarrow 6d$; Hundovo pravidlo (v degenerovaných orbitalech p, d, f vznikají elektronové páry teprve po obsazení všech těchto orbitalů nespárovaným elektronem)
- kvantová čísla – hlavní (n; typ orbitalu), vedlejší (l; tvar), magnetické (m; orientace), spinové (s; stav, rotace)
- jádro je asi 100 000 krát menší než obal; hmotnost obalu je vůči jádru prakticky zanedbatelná (elektrony jsou téměř $2000 \times$ lehčí než p^+ nebo n^0); poloměr jádra 10^{-15} až 10^{-14} m; hmotnost je řádově 10^{-27} až 10^{-25} kg
- čísla: protonové – vyjadřuje počet protonů, počet elektronů, pořadí prvku v PSP; značí se Z, píše se vlevo dolů ke značce prvku ${}_Z X$; hmotnostní (nukleonové) – vyjadřuje počet $p+n$ (nukleonů) v jádře (jádro = nukleos); číslo je hodně blízké atomové relativní hmotnosti prvku; značí se A, píše se vlevo nahoru ke značce prvku ${}^A X$
- izotopy – atomy téhož prvku; některé prvky jsou tvořeny pouze jedním „izotopem“, většina prvků je složena z více izotopů (např. vodík je tvořen ze 3 izotopů 1_1H , 2_1H , 3_1H); mají stejné Z (stejný počet protonů a tedy i elektronů), mají různé A (různý počet neutronů); mají stejné chemické vlastnosti, ale odlišné fyzikální vlastnosti
- radioaktivita – vlastnost mnoha prvků zářit bez vnějšího působení energie; prvky se mění na jiné díky nestabilitě jádra atomu (přebytek p^+ nebo n^0); přirozená radioaktivita byla objevena 1896 H. Becquerelem v uranu
- radioaktivní záření – energeticky bohaté záření při radioaktivním rozpadu; může být tvořeno z paprsků α (je tvořeno kladně nabitými jádry He ($2p + 2n$), má malý dosah, zneškodní ho tenká hliníková fólie nebo papír), β (je tvořeno proudem elektronů [β^-] nebo kladně nabitými pozitrony [β^+], je pronikavější než záření α), γ (elektromagnetické vlnění s vysokou energií a velmi krátkou vlnovou délkou, má podobné vlastnosti a užití jako rtg záření, velmi pronikavé, pohltí je např. silnější olovená deska)
- poločas rozpadu – doba potřebná k rozpadu právě poloviny původního množství daného radioaktivního prvku

PSP

- D.I. Mendělejev 1869 uspořádal do té doby 63 známých prvků podle stoupajících atomových hmotností (a maximálních oxidačních čísel), prvky s podobnými vlastnostmi uspořádal pod sebe do skupin
- předpověděl existenci dosud neobjevených prvků, určil jejich vlastnosti; objevil (a vyslovil) periodický zákon (vlastnosti prvků i jejich sloučenin jsou periodicky závislé na relativní atomové hmotnosti prvku – na „atomové váze“); současná definice: „vlastnosti prvků jsou periodickou funkcí jejich protonového čísla“
- dělení svislé – na skupiny (římsky I-VIII), všechny prvky téže skupiny mají (mimo He) v poslední vrstvě stejný počet valenčních elektronů, shodný s číslem skupiny, podobné vlastnosti; hlavní I-VIIIA s valenčními elektrony v orbitalech s a p, vedlejší I-VIIIB, navíc s elektrony v orbitalech d (VIIIB skupina tvoří 3 triády \Rightarrow celkem 18 svislých útvarů); nejtěsnější jsou atomy s plně obsazenými vrstvami (vzácné – neslučivé prvky), nejreaktivnější prvky, blízké se svou strukturou struktuře neslučivých prvků; jejich elektronovou konfiguraci se snaží dosáhnout; postupně se mění skupenství – v horních řadách – plyny, pod nimi kapaliny, pak pevné látky; názvy I-VIIIA skupiny: alkalické kovy, kovy alkalických zemin, triely, tetrelly, pentely, chalkogeny, halogeny, vzácné plyny
- dělení vodorovné – 7 řad (period); prvky téže řady mají elektrony kolem jádra ve stejném počtu vrstev; názvy 1.-7. řady + počet prvků: základní (2), první jednoduchá (8), druhá jednoduchá (8), první dvojnásobná (18), druhá dvojnásobná (18), velká čtyřnásobná (32), neúplná; lanthanoidy a aktinoidy – vnitřně přechodné prvky (6. a 7. řada, součást III.B skupiny) – elektrony navíc v orbitalech f
- prvky v PSP – nekovy (pravá část + H vlevo), kovy (levé 2/3 tabulky), polokovy (úhlopříčně mezi kovy a nekovy)

Vazby a jejich typy, elektronegativita

- soudržné síly mezi atomy; na vzniku se podílí valenční e^- ; tvoří-li elektronové páry, jsou atomy nejstabilnější
- atomy se k sobě musí přiblížit tak, aby se jejich valenční orbitály překryly a vznikly vazebné páry (s opačným spinem), při vzniku stabilní vazby se uvolní energie, pro rozštěpení vazby je naopak nutno energii dodat
- vazby: a) podle vazebné energie: 1. jaderné ($10^5 - 10^7 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$), 2. základní chemické ($100 - 400 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$) – kovová, iontová, (koordináčně) kovalentní, 3. slabé vazebné interakce – vodíkové ($10 - 40 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$) a van der Waalovy ($0,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$), b) podle polarity: (ne)polární, silně polární (iontové), c) podle násobnosti: jednoduché, dvojné, trojné
- vaznost atomu – schopnost tvořit jednu nebo více vazeb současně, udává počet vazeb vytvořených prvkem ve sloučenině; délka vazby – vzdálenost mezi jádry atomů, když se při slučování prvků překrývají jejich orbitály
- elektronegativita [X] – schopnost (síla) prvku přitahovat k sobě vazebné elektronové páry; čím vyšší, tím prvek silněji poutá vazebné el. páry (nejvyšší – prvky v pravém horním rohu PSP, nejnižší – levý dolní roh PSP)
- kovalentní vazba (společné sdílení vazebných el. párů): 1. nepolární (ΔX je 0 až 0,4); 2. polární (ΔX je 0,4 až 1,7); 3. koordinační – zvl. případ polární vazby: vazebný el. pár poskytuje donor (dárce) a přijímá ho akceptor (příjemce); 4. iontová; extrémně polární (ΔX je $> 1,7$)
- kovová vazba – mezi atomy kovů v pevném stavu a částečně i ve stavu kapalném; uskutečňuje se díky extrémně pohyblivým elektronům