Otázka: Periodická soustava prvků

Předmět: Chemie

Přidal(a): Claire Rye

Periodický zákon: Vlastnosti prvků jsou periodickou funkcí jejich protonového čísla. (vyplývá z pravidel, jimiž se řídí výstavba elektronového obalu atomu)

Historie

- 1864 – John Newlands – „Zákon oktáv“ (opakují se podobné vlastnosti)
- 1772 – 1. pokus o PT – Louis-Bernard Guyton de Morveau
- 1857 – Jean-Baptiste Dumas – publikována zákl. periodická tabulka o 32 prvcích v 8 sloupcích (poukazovala na společné vlastnosti)
- 1858 – objev periodické tabulky – Stanislao Cannizzaro (seřazení prvku dle vzrůstajících „atomových vah“)- 1862 – Alexandre-Emile Béguyer de Chancourtois – seřazení prvků dle atomové hmotnosti
- 1864 – Julius Lothar Meyer – tabulka mocenství pro 49 prvků
- William Oding – téměř správná tabulka, 17 sloupců, 57 prvků
- 1869 – Dmitrij Ivanovič Mendělejev – formuluje periodický zákon a různé formy periodické tabulky o 63 prvcích, o 2 roky později ji vylepšil a předpověděl objev 10 prvků (Sc, Ga, Ge, Tc, Re, Po, Fr, Ra, Ac a Pd)

Periodická tabulka prvků

- grafické vyjádření periodického zákona
- vyjadřuje závislost vlastností prvků na struktuře elektronových obalů jejich atomů, lze z ní odvodit výstavbu elektronových obalů atomů každého prvku

Členění tabulky

Tabulka je členěna na periody (ve vodorovném směru) a na skupiny (ve svislém směru).

Periody

- je jich celkem 7
- prvky jsou v nich umístěny tak, aby prvky nad a pod sebou tvořily svislé skupiny prvků s podobnými vlastnostmi
- prvky jedné periody mají stejný počet obsazovaných elektronových vrstev, tento počet je roven hlavnímu kvantovému číslu (HKČ) nejvyšší obsazované vrstva, která je v krajním případě obsazena úplně, jinak částečně
- podle HKČ nejvyšší obsazované vrstvy rozdělujeme prvky do jednotlivých period, HKČ dané periody přisuzuje atomům prvků v této periodě určitou elektronovou konfiguraci
- rozlišujeme 4 typ orbitalů – s, p, d, f
- elektronová konfigurace se řídí výstavbovým principem
    - n=1, prvek leží v 1. periodě (K) … teoreticky zcela zaplněná vrstva $1s^2$ (obsahuje 2 prvky)
    - n=2, prvek leží v 2. periodě (L) … teoreticky zcela zaplněná vrstva $2s^2\ 2p^6$ (obsahuje 8 prvků)
    - n=3, prvek leží ve 3. periodě (M) … teoreticky zcela zaplněná vrstva $3s^2\ 3p^6$ (obsahuje 8 prvků)
    - n=4, prvek leží ve 4. periodě (N) … teoreticky zcela zaplněná vrstva $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$ (obsahuje 18 prvků)
    - n=5, prvek leží v 5. periodě (O) … teoreticky zcela zaplněná vrstva $5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6$ (obsahuje 18 prvků)
    - n=6, prvek leží v 6. periodě (P) … teoreticky zcela zaplněná vrstva $6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^6$ (obsahuje 32 prvků)
    - n=7, prvek leží v 7. periodě (Q) … teoreticky zcela zaplněná vrstva $7s^2\ 5f^{14}\ 6d^{10}\ 7p^6$ (obsahuje 32 prvků, ale ve skutečnosti jen 26, protože je neúplná)
- všechny periody kromě poslední končí vzácným plynem
- prvky téže periody mají různý počet i uspořádání valenčních elektronů, tudíž mají rozdílné vlastnosti

Skupiny

- je jich celkem 16
- prvky jsou v nich umístěny pod sebou a vykazují podobné vlastnosti
- starším způsobem označovány římskými číslicemi **– VIII.,** dále rozděleny na dva typy skupin – **A (hlavní) a B (vedlejší**); prvky skupin A jasou nepřechodné, prvky skupin B jsou přechodné
- nově označovány arabskými číslicemi 1-18
- podobné vlastnosti prvků jsou způsobeny podobnou konfigurací poslední obsazované vrstvy jejich atomů, atomy téže skupiny mají v této vrstvě stejný počet valenčních elektronů, které jsou umístěny do stejného typu orbitalu, tento orbital se liší pouze HKČ
- vlastnosti prvků se opakují po určitých periodách
- ve & **3.** periodě po **8 prvcích**
- ve & **5.** periodě po **18 prvcích**
- v & **7.** periodě po **32 prvcích**
- pro některé skupiny jsou zaužívané triviální názvy
- **A** (1) – **alkalické kovy** … (H,) **Li**, **Na**, **K**, **Rb**, **Cs**, **Fr**
- **A** (2) – **kovy alkalických zemin** … (Be, Mg,) **Ca**, **Sr**, **Ba**, **Ra**
- **A** (13) – triely … **B**, **Al**, **Ga**, **In, Tl**
- **A** (14) – tetrely … **C**, **Si**, **Ge**, **Sn, Pb**
- **A** (15) – pentely … **N**, **P**, **As**, **Sb, Bi**
- **A** (16) – **chalkogeny** …**O**, **S**, **Se**, **Te**, **Bi**, (Po)
- **A** (17) – **halogeny** … **Cl**, **F**, **Br**, **I**, **At**, (At)
- **A** (18) – **vzácné plyny** … **He**, **Ne**, **Ar**, **Kr**, **Xe**, **Rn**
- **B** (8 + 9 + 10 – tvoří ji tři sloupce) – triviální názvy *period* těchto sloupců
    - **triáda železa** … **Fe**, **Co**, **Ni**
    - **lehké platinové kovy** … **Ru**, **Rh**, **Pd**
    - **těžké platinové kovy** … **Os**, **Ir**, **Pt**

- z úsporných důvodů se z tabulky na zvláštní řádky vyčlenilo
- ***14*** *prvků* ***6****. periody* následujících *za lanthanem* = **lanthanoidy**
- ***14*** *prvků* ***7****. periody* následujících *za aktiniem* = **aktinoidy**
- souhrnný název pro lanthanoidy a aktinoidy = **vnitřně přechodné prvky**
- **nejsou součástí žádné skupiny**

Rozdělení prvků podle valenčních elektronů

- **valenční elektrony** = energeticky nejvýše položené elektrony atomu prvku
- zásadně ovlivňují schopnost atomu slučovat se s atomy jiného prvku
- umístěny na různých hladinách (orbitalech), podle orbitalu, ve které jsou umístěny, rozlišujeme:
- **n** … číslo periody

- **s-prvky** = prvky s valenčními elektrony v orbitalu *s* – **ns^{1-2}**
- prvky a **II. A** (1 a 2) skupiny
- **p-prvky =** prvky s valenčními elektrony v orbitalech s a *p* – ns^2 **np^{1-6}**
- prvky – **VIII. A** (13 – 18) skupiny

- společné označení pro **s-prvky** a **p-prvky** = **nepřechodné prvky**
- *prvky A skupin*
- **římské číslo skupiny** = počet valenčních elektronů u prvků dané skupiny = maximální kladné oxidační číslo prvků dané skupiny (*pozn.* maximální záporné oxidační číslo získáme tak, že od čísla 8 odečteme číslo skupiny) – najdeme zde kovy, polokovy i nekovy

- **d-prvky** = prvky s valenčními elektrony v orbitalech s a *d* – ns^2 **$(n-1)d^{1-10}$**
- *prvky skupin B* (3 – 12)
- označení pro d-prvky = **přechodné prvky**
- najdeme zde pouze **kovy**
- vlastnosti:
- schopnost tvořit *koordinační (komplexní) sloučeniny*

- **f-prvky** = prvky s valenčními elektrony v orbitalech s (někdy i d) a *f* – ns^2 **$(n-2)f^{1-14}$**
- *lanthanoidy & aktinoidy*
- označení pro f-prvky = **vnitřně přechodné prvky**
- najdeme zde pouze **kovy** o velmi podobných vlastnostech

Rozdělení prvků na kovy, polokovy a nekovy

1) Kovy

- Všechny **přechodné** a **vnitřně přechodné** prvky + **některé nepřechodné prvky**

- 80% prvků v přírodě jsou kovy
- Mezi kovy se řadí prvky, které mají *většinu* těchto vlastností:
    - **Fyzikální**
        - charakteristický vzhled – ***kovový lesk***
        - ***elektrická*** a ***tepelná vodivost*** (způsobeno volným pohybem elektronů v krystalové mřížce)
        - ***kujnost*** a ***tažnost*** (vyplývá z kovové vazby)
    - **Chemické**
        - ***nízká elektronegativita*** -> snadná tvorba kationtů (např. Na^+, K^+, Ca^{2+} ...), redukční účinky
        - ***malá ionizační energie***
        - ***zásadotvorný charakter*** -> tvorba zásad (např. NaOH, $Ca(OH)_2$ ...)
        - krystalizují v kovových strukturách
        - v PSP stoupá charakter kovů směrem doleva
        - umělé dělení kovů:
        - *typické kovy* (kovy nepřechodných prvků a některé přechodné prvky), mají výše uvedené vlastnosti
        - *ostatní kovy* (většina přechodných prvků a vnitřně přechodné prvky), můžou mít výše uvedené vlastnosti + jiné, které závisí na postavení prvku v PSP a oxidačním čísle
        - Becketova řada kovů = uspořádání kovů podle jejich *redoxních potenciálů*

- Kovy nalevo od vodíku jsou neušlechtilé kovy a reagují s bezkyslíkatými i kyslíkatými kyselinami (za vzniku vodíku)
- Kovy napravo od vodíku jsou ušlechtilé kovy a reagují pouze s kyslíkatými kyselinami (Pt a Au reagují pouze s lučavkou královskou = HNO3 + 3HCl)
- směrem *doleva* roste zápornější redoxní potenciál, z toho plyne, že kovy více vlevo mají silnější redukční účinky a jsou schopnější ze sloučeniny vyredukovat kov od nich napravo (kromě ušlechtilých kovů)

2) Nekovy

- vodík + prvky v pravém horním rohu PSP (jsou 1 – 4 místa před nejbližším vzácným plynem); typickým nekovem jsou *halogeny*
- vlastnosti:
    - ***vysoká elektronegativita ->*** snadná tvorba aniontů (např. Cl^-, S^{2-} ...) oxidační účinky

- ***velká ionizační energie***
- ***kyselinotvorný charakter*** -> tvorba kyselin (např. H_2SO_4 ...)

3) Polokovy

- tvoří rozhraní mezi kovy a nekovy – mají některé vlastnosti kovů a některé vlastnosti nekovů (záleží na oxidačním čísle)
- např. B, Si, Te, Sb, As, ...
- Zákonitosti v PSP pro nepřechodné prvky **= prvky A skupin**

VE SVISLÉM SMĚRU

Elektronegativita ... **X**

- směrem **dolů klesá**
- příčina: s rostoucím hlavním kvantovým číslem jsou valenční elektrony ve vzdálenější slupce od jádra, a tak jsou jádrem méně přitahovány a je snadnější je z elektronového obalu „vytrhnout“, snižuje se ionizační energie a elektronegativita
- s elektronegativitou souvisí *tvorba iontů*
- směrem **dolů roste** schopnost tvorby ***kationtů*** a směrem **nahoru roste** schopnost tvorby ***aniontů***
- příčina: s klesající elektronegativitou klesá ionizační energie – čím je nižší, tím je snadnější „vytrhnout“ z obalu elektron a tím snadněji vzniká kationt

Kovový/nekovový charakter

- směrem **dolů roste kovový** charakter a směrem **nahoru roste nekovový** charakter
- dobře patrné na IV. A skupině: *C* ... nekov
    - *Si*, *Ge* ... polokovy
    - *Sn*, *Pb* ... kovy

Oxidačně redukční schopnosti

- redukční schopnosti jsou charakteristické pro *kovy* – směrem **dolů rostou**
- oxidační schopnosti jsou charakteristické pro *nekovy* – směrem **nahoru rostou**

Acidobazický charakter = schopnost tvořit ***kyseliny/zásady***

- kyselinotvorný charakter směrem **nahoru roste** a zásadotvorný charakter směrem **dolů roste**
- dobře patrné na III. A skupině: *C* – kyselina uhličitá
    - *Al* – amfoterní (obojaký) – kyselina hlinitá, hydroxid hlinitý
    - *In* – hydroxid inditý
    - *Tl* – hydroxid thalitý

VE VODOROVNÉM SMĚRU

Elektronegativita … **X**

- směrem **doprava roste**
- příčina: se zvětšujícím se protonovým číslem přibývá elektronů v obalu a zvětšují se přitažlivé síly obal – jádro, tudíž je těžší elektrony z obalu „vytrhnout“, **zvětšuje se ionizační energie a elektronegativita**
- s elektronegativitou souvisí *tvorba iontů*
- směrem **doleva roste** schopnost tvorby ***kationtů*** a směrem **doprava roste** schopnost tvorby ***aniontů***
- příčina: **s rostoucí elektronegativitou roste ionizační energie** – čím je větší, tím je těžší „vytrhnout“ z obalu elektron, tím hůř vzniká kationt

Kovový/nekovový charakter

- směrem **doleva roste kovový** charakter a směrem **doprava roste nekovový** charakter

Oxidačně redukční schopnosti

- redukční schopnosti jsou charakteristické pro *kovy*, směrem **doleva rostou**
- oxidační schopnosti jsou charakteristické pro *nekovy*, směrem **doprava rostou**

Acidobazický charakter = schopnost tvořit ***kyseliny/zásady***

- kyselinotvorný charakter směrem **doprava roste** a zásadotvorný charakter směrem **doleva roste**

Ionizační energie (IE)

- Je změna vnitřní energie (ΔU) spojená s odstraněním valenčního elektronu z elektronového obalu atomu v plynném stavu při T = 0 K:
- Pro odtržení elektronu je nutné energii dodat (tedy IE > 0) a platí, že každá další IE je vyšší než předchozí (IE1 < IE2 < IE3 …).
- Hodnota IE závisí na stabilitě elektronové konfigurace před odtržením e- a po něm.
- **V periodě** nalezneme **nejvyšší** hodnoty IE u **vzácných plynů**, kde narušujeme nejstabilnější elektronovou konfiguraci vůbec.
- Naopak **nejnižší** hodnota bude u **alkalických kovů**, protože odtržení jediného valenčního elektronu z orbitalu ns povede ke stabilní konfiguraci vzácného plynu.
- v periodě poroste hodnota IE zleva doprava.
- V rámci **skupiny** je elektronová konfigurace analogická, přičemž shora dolů roste hlavní kvantové číslo n.

S jeho zvyšující se hodnotou zároveň roste velikost daného orbitalu a jeho difúznost. Odtržení elektronu je tedy s rostoucím n stále snazší a v periodické tabulce **shora dolů hodnota IE klesá**. **Nejvyšší** IE nalezneme u **helia**.

Elektronová afinita (EA)

Je změna vnitřní energie při T = 0 K spojená s připojením elektronu k atomu nebo iontu:

- Proces připojení elektronu je exotermní (EA1 < 0), pokud vzniká stabilní anion, přičemž s rostoucí stabilitou aniontu roste množství uvolněné energie.
- Stabilitu aniontu posuzujeme podle dosažené elektronové konfigurace a na základě podobné úvahy jako v případě ionizačních energií lze konstatovat, že elektronová afinita roste (tj. její hodnota se stává negativnější) v periodě zleva doprava a ve skupině zdola nahoru.
- Narušení stabilní konfigurace vzácných plynů připojením dalšího elektronu vede k tomu, že jejich EA1 má kladnou hodnotu.

Elektronegativita (χ)

- je schopnost atomu přitahovat k sobě elektrony. Tuto vlastnost nelze přímo experimentálně měřit, je nutno ji spočítat a podle metody výpočtu rozlišujeme elektronegativitu: Paulingovu(χP), Mullikenovu (χM) a Allred-Rochowovu (χAR).
- Při znalosti změn Z* a velikostí atomů v periodické tabulce, můžeme odvodit, že **elektronegativita roste** v **periodě zleva doprava** a ve **skupině zdola nahoru.**

Struktura molekul

- U tříatomových a víceatomových molekul je jeden nebo více centrálních atomů. Vazby směřující od nich mohou svírat různé úhly.
- Jejich valenční orbitaly (vazebné i nevazebné) se vzájemně odpuzují. Proto jsou vazby vycházející z jednoho centrálního atomu orientovány tak, že jejich vazebné úhly mají největší možnou velikost.
- Při hlubším rozboru prostorové orientace a energie vazeb i tvaru těchto molekul se předpokládá, že dochází ke změně a sjednocení tvaru a energie valenčních orbitalů. Výsledný stav molekuly je pak energeticky nejchudší, což je nejvýhodnější pro její stabilitu. Podrobný výklad podává tzv. teorie hybridizace.
- Podle tohoto výkladu se budou nově vzniklé valenční orbitaly (vazebné i nevazebné) označovat jako hybridní orbitaly. Budou mít stejnou energii – jako orbitaly degenerované. Budou mít i stejný – kapkovitý tvar. Budou se lišit jen orientací v prostoru molekuly.

Hybridizace

- je sjednocení energeticky různých orbitalů daného atomu, přičemž vznikají nové orbitaly, tzv. orbitaly hybridní
- vysvětluje vznik rovnocenných kovalentních vazeb z energeticky rozdílných orbitalů a umožňuje předpovědět strukturu takto vzniklých látek
- pro každý typ hybridizace je charakteristické rozmístění hybridních orbitalů v prostoru, což určuje i prostorové uspořádání chemických vazeb

Hybridní stav	Tvar molekuly	Úhel	Příklad
sp	Lineární	180	CO
sp^2	Rovnostranný trojúhelník	120	BCl_3
sp^3	Tetraedr	109,5	CH_4, H_2O, NH_3
$sp^3 d^2$	Oktaedr	90	SF_6
dsp^2	čtverec	90	$Ni(CN)_4$
$sp^3 d$	trigonální bipyramida/čtvercová pyramida	3 x 120, 2 x 90	PCl_5

1. Periodická soustava prvků – otázka z chemie
2. Periodická soustava prvků – maturitní otázka
3. Periodický zákon, periodická soustava prvků