

Otázka: Vazba a struktura

Předmět: Chemie

Přidal(a): Lenka

CHEMICKÉ VAZBY = síly, kterými jsou k sobě navzájem vázány sloučené atomy v molekule, popř.

v krystalové struktuře

- v převážné většině jde o sdílení dvojic elektronů s opačným spinem neboli vazebných elektronových

párů

- pouze vzácné plyny jsou tvořeny volnými, nesloučenými, atomy

- ke vzniku a štěpení chem. vazeb dochází při chemických reakcích

- *disociační energie* = energie potřebná k rozštěpení chem. vazby

- *vazebná energie* = energie, která se uvolní při vzniku vazby

- př. H_2 - přechod elektronů z atom. orbitalu do molekulového orbitalu při vzniku molekuly

z volných

atomů je spojen se snížením energie systému, které je příčinou chemické vazby

(takový mol. orbital je **vazebný**) – obsazením 2. mol. orbitalu by vedlo ke zvýšení

energie (ke snížení hustoty mezi jádry) (tzv. **protivazebný** neboli **antivazebný** orbital)

– **délka vazby** = mezijaderná vzdálenost

– **vznik chem. vazby:**

I. dojde k přiblížení -> sražení -> průniku obaly

II. uplatňují se přitažlivé síly jádra do míst s vyšší e^- hustotou

III. uplatňují se i odpuzivé síly mezi jádry

IV. dojde k vyrovnání příslušných atomových jader a elektronů

– **2 základní typy vazeb:**

1) *vazba iontová* – její podstatou jsou elektrostatické síly působící mezi opačně nabitými

ionty

2) *vazba kovalentní* – oba atomy sdílí společně 1 vazebný elektronový pár, kdy každý partner

poskytne 1 elektron s opačným spinem

- hodnota vazebné energie závisí na tom, jakých dalších vazeb se účastní atomy spojené posuzovanou

vazbou

- **rozdělení vazeb násobnosti:**

1) *jednoduché* - každý atom poskytne 1 valenční elektron (tzn. vznikne 1 elektronový pár)

- je to téměř vždy vazba σ (=sigma) - výjimkou je třeba molekula B_2 (existuje

za vysokých teplot), v níž je nutno předpokládat jednoduchou vazbu π

2) *dvojná* - každý atom poskytne 2 valenční elektrony (tzn. vzniknou 2 elektronové páry)

- vazba σ a π

3) *trojná* - každý atom poskytne 3 valenční elektrony



- vazba σ , π a π

4) *čtverná* - pouze u komplexních sloučenin rhodia a molybdenu

- **vaznost** - udává číslo, vyjadřující kolik kovalentních vazeb daný atom vytváří

- vazba σ - vzniká pravděpodobně na spojnici jader, kde je nejvyšší hustota valenčních elektronů
- vyznačuje se osovou souměrností
- je podmíněna obsazením vazebného molekulového orbitalu σ
- může vzniknout překryvem 2 orbitalů s , nebo kombinací 2 orbitalů p , popř. orbitalu p a orbitalu s
- vazba π - je symetricky rozložena nad spojnici jader
- může vzniknout z překryvu 2 orbitalů p
- pevnost chemické vazby roste s násobností
- **kovalentní vazba** = vzniká překryvem 2 orbitalů - každý poskytne 1 elektron
- výsledkem vzájemného přitahování elektronů a jader je potom přitahování jader k místům se zvýšenou elektronovou hustotou - tzn. k sobě navzájem
- **elektronegativita** - X
- schopnost atomu přitahovat vazebné elektrony
- její hodnota závisí na tom, se kterým atomem a jakým způsobem (ox. číslo, hybridizace) je daný atom vázán

- prvky: - elektropozitivní
- elektronegativní
- v molekule složené ze dvou atomů s různou elektronegativitou převládá u atomu s větší elektronegativitou záporný náboj a u druhého kladný -> vytváří tzv.

dipól

- polarita kovalentní vazby

- ve stejnojaderných dvouatomových molekulách působí obě jádra na elektrony naprosto

stejně => prostorové rozdělení el. hustoty je v okolí obou jader stejné

- *nepolární vazba* - rozdíl elektronegativit je menší než 0,4
- nejčastější sloučeniny H_2 , O_2 , N_2
- *polární vazba* - rozdíl elektronegativit je od 0,4 do 1,7
- H_2O , HCl
- *iontová vazba* - extrémně polární - př. chlorid sodný Na^+Cl^-
- valenční elektron jednoho atomu je vtažen do valenční vrstvy druhého a vzniká elektronicky nabitá částice
- mezi atomy, jejichž elektronegativity se liší aspoň o 1,7

- **koordinačně-kovalentní vazba** (donor akceptorová nebo také dativní vazba)

- donor = dárce, akceptor = příjemce
 - liší se ve vzniku
 - ve vlastnostech se neliší od kovalentní
 - při vzniku má 1 reaktant volný celý elektronový pár a 2. pouze přijímá (má volný orbital)
 - př. reakce trimethylaminu s kationtem vodíku
-
- **kovová vazba** - elektronový plyn - kov vytvoří krystalovou mřížku a ten plyn vytvoří volné valenční elektrony -> elektrony jsou delokalizovány
 - asi 80% prvků jsou kovy
 - krystal kovu se skládá z kationtů, uspořádaných v krystalové mřížce - kationty jsou ve svých polohách udržovány nábojem volně pohyblivých valenčních el.
- **slabé vazebné interakce**
 - **van der waalsovy síly** - př. molekula grafitu
 - jejich podstatou je vzájemné působení molekulových dipólů jak stálých tak indukovaných
 - u molekul nebo atomů, které nemají stálý dipól, mohou vést okamžité nerovnoměrnosti v rozložení elektronů ke vzniku dočasných dipólů, jejichž vzájemné působení má za následek přitahování molekul
 - **vodíkové můstky** - vznikají mezi H + F, O, N

- zakresluje se: F-H.....F-H (2 molekuly kys. fluorovodíkové)
- ovlivňují fyzikální vlastnosti látek (var, tání, rozpustnost)
- mají větší sílu než van der waalsovy síly
-
- **vliv chemické vazby na vlastnosti látek:**
 - látky s kovalentní nepolární vazbou jsou nerozpustné ve vodě a rozpustné v nepolárních rozpouštědlech a nevedou el. proud
 - látky s polární a iontovou vazbou jsou rozpustné ve vodě a nerozpustné v polárních rozpouštědlech - v roztoku nebo tavenině vedou el. proud
 - látky s kovovou vazbou vedou el. proud a teplo, jsou kujné a tažné
-
- **struktura krystalů:**
 - pevné látky, které mají pravidelné uspořádání základních částic (atomů, molekul nebo iontů) čili *krystalovou strukturu*, mohou vytvářet souměrná tělesa nazývaná **krystaly**
 - krystaly se většinou vyskytují jako **polykrystaly** složení z velkého počtu malých krystalků, v nichž jsou částice uspořádány pravidelně, ale poloha krystalků je nahodilá
 - **monokrystaly** - krystalické látky, které se vyskytují jako jednotlivé krystaly větších rozměrů
 - pravidelný tvar krystalů je projevem zákonitosti jejich *vnitřního uspořádání*
 - povrch krystalů je složen z rovinných *krystalových ploch*, protínajících se v hranách a hrany

se stýkají ve vrcholech

- 2 plochy svírají vždy stejný úhel
- podle souměrnosti se krystaly rozdělují do 7 *krystalových soustav*: jednoklonné, trojklonné, kosočtverečné, klencové, šesterečné, čtverečné, krychlové
- *základní buňka* - jednoduché seskupení částic tvořících stavební jednotku krystalu

- **krystaly:**

1) *iontové* - vysoká teplota

- vedou v roztoku el. proud (umožňuje to pohyblivé ionty), v pevném

skupenství jsou nevodivé

- jsou křehké
- většinou se rozpouštějí v rozpouštědlech z polárních molekul

2) *atomové* (kovalentní)

- velmi tvrdé, nerozpustné
- nevedou el. proud
- vysoká teplota tání
- diamant

3) *molekulové* - spojené van der waalsovými silami nebo můstky

- tvoří molekuly prvků (př. N₂), jednoduché oxidy, hydridy, četné

organické molekuly a makromolekuly

- nízká teplota tání, těkavé, nevodivé, rozpustné v nepolárních

rozpouštědlech

4) *něco mezi atomovými a molekulovými* = vrstevnaté

5) *kovové* – uspořádání:

- krychlová plošně centrovaná základní buňka (př. Al)

- šesterečná základní b. (př. Mg)

- krychlová těsně centrovaná b. (př. alkalické kovy)

- **alotropie** – prvky, které mohou mít několik různých krystalových forem

- př. diamant nebo grafit popř. fosfor

- **polymorfie** – alotropie u sloučenin

- př. uhličitan vápenatý

- **izomorfní** (stejnotvaré) **látky** – krystalizují společně ze směsi svých nasycených roztoků nebo

travenin a vytváří tak **směsné krystaly**, ve kterých se mohou vyskytovat v libovolných poměrech

- předpokladem izomorfie je stejný typ krystalové struktury a malé rozdíly ve velikosti iontů

- **amorfní** (beztvaré) **látky** – uspořádání částic je buď zcela nepravidelné nebo jsou vytvořeny velmi

malé oblasti s pravidelnou strukturou

- podobné ztuhlým kapalinám

- př. sklo

MOLEKULA

- i pro molekulu existuje **orbitalový model**, ve kterém je chování jednotlivých elektronů v molekule

popsáno pomocí jednoelektronových vlnových funkcí - molekulových orbitalů

- ke znázornění el. hustoty se používají hraniční plochy a mapy elektronových hustot neboli

vrstevnicové diagramy

- i pro molekulu platí výstavbový princip, Pauliho princip a Hundovo pravidlo

- polovina rozdílů počtu elektronů ve vazebných a protivazebných orbitalech udává **řád vazby**

dvouatomových molekul - veličinu charakterizující násobnost a pevnost vazby

- u tří atomových molekul se uplatňuje důležitá vlastnost kovalentní vazby - její **směr** - totožný se

směrem spojnice atomových jader vázaných atomů

- **vazebný úhel** = úhel, který svírají 2 vazby vycházející z jednoho jádra

- jednoduchý odhad tvaru molekuly a velikosti vazebných úhlů je založený na představě **odpuzování**

valenčních elektronových dvojic

- jednoduchá kovalentní vazba představuje zhuštění elektronů na spojnici vázaných jader - protože se el. navzájem odpuzují, tak jsou vazby vycházející z jednoho atomu orientovány tak, aby tato zhuštění byla co nejdále od sebe a vazebné úhly měly tak co největší hodnotu

- 2 vazebné elektronové páry - nejmenší energie odpovídá maximální vazebný úhel (180°) -> molekula je *lineární*

- 3 vazebné elektronové páry - atomová jádra jsou ve vrcholech rovnostranného trojúhelníku (v jeho

středu je jedno jádro) - vazebný úhel je 120°

- některé molekuly (př. NH_3) obsahuje ve valenční vrstvě centrálního atomu kromě vazebných el.

párů i **volné (nevazebné) el. páry**

- **metoda delokalizovaných molekulových orbitalů** - vychází z toho, že el. v molekulových orbitalech

nejsou lokalizovány mezi dvojice atomů, ale jsou delokalizovány („rozprostřeny“) přes několik

atomů - tím se liší klasické představě, že dva el. společně dvěma atomům odpovídají jedné chemické vazbě

- **metoda lokalizovaných molekulových orbitalů** - poskytuje názornější popis molekulové geometrie
- používají se *hybridní orbitaly*, které jsou přizpůsobeny geometrii molekuly
- **hybridní orbitaly** - získají se lineární kombinací (*hybridizací*) atomových orbitalů valenční vrstvy centrálního atomu
- při výpočtu lokalizovaných molekulových orbitalů se hybridní atomové orbitaly centrálního atomu kombinují s atomovými orbitaly jiných atomů molekuly
- **hybridizace:**
 - *type hybridizace:*
 - hybridizace sp (lineární neboli diagonální) - u tříatomových molekul
 - hybridizace sp^2 (trigonální)
 - hybridizace sp^3 (tetraedrická)
 - je to matematická metoda (ne reálný proces)
 - používají se at. orbitaly, které se příliš neliší energií
 - typ hybridizace se volí podle tvaru molekuly
 - hybridizací se nemění počet orbitalů
- **vaznost atomu** (neboli vaznost prvku) - je definována jako počet kovalentních vazeb, které z něho

vycházejí

- rozhoduje o ní snížení energie spojené s vytvořením daného počtu vazeb
- pro určování vaznosti prvků 2. a 3. periody se používá **oktetové pravidlo** - zdůvodňuje stálost molekul tím, že vázané atomy sdílením elektronů nebývají relativně stálé konfigurace vzácného plynu
- vytváří se tolik vazeb, aby vázané atomy měly právě tuto konfiguraci =

elektronový oktet

- k vazbě dochází tehdy, pokud vazebné účinky elektronů ve vazebných molekulových

orbitalích nejsou kompenzovány obsazením protivazebných molekulových

orbitalů

- nelze vždy posuzovat jenom podle počtu atomových orbitalů obsazených jedním elektronem v jeho základním stavu

- struktura složitějších molekul

- lineární - př. oxid uhličitý - všechny valenční elektrony atomu uhlíku se účastní vazby
- lomená - př. oxid siřičitý - atom síry má volný elektronový pár
- k mnohotvárnosti molekul význačně přispívá možnost řetězení atomů - důsledkem je existence izomerů (látky se stejným souhrnným vzorcem, ale lišícím se strukturou)

1. [Chemická vazba - maturitní otázka z chemie \(3\)](#)
2. [Chemická vazba - maturitní otázka z chemie \(4\)](#)

3. Chemická vazba – maturitní otázka z chemie