STRUKTURA MOLEKUL

Atomi se povezujejo v različne molekule

Pri povezovanju atomov različnih nekovin nastanejo molekule spojin. V njih so atomi povezani z polarnimi kovalentnimi vezmi.

Imajo različni prostorsko obliko. Oblika je odvisna od vrste, števila, in načina povezovanja. Predvidimo jo glede na št. Veznih in neveznih el. Parov.

*OBLIKE:*

1. Linearna oblika : Vsi atomi ležijo na isti črti. Tudi nekatere molekule spojin imajo to obliko.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Ime: | HCl | BeCl2 | CO2 | HCN |
| Sestava: | H (1), Cl (7) | Be (2), Cl (7) | C (4), O (6) | H1, C4, N5 |
| Pari: | 1 skupni, 3 nevezni | 2 skup., 6 neveznih | 4 skup., 4 nevezni | 4 vezni, 1 nevezen. |
| Vezi: | Kovinska polarna vez | | | |
| Struktura: | H - Cl | Cl – Be – Cl | O=C=O | H-C=N |
| Kot: | 180° | | | |

1. Kotna oblika: H20

* O (6), 2x H (1) , povezana z dvema polarnima kovalentnima vezema
* 2 Vezna el. Para, 2 nevezna el para.
* Kotna oblika, kot med H – O – H je 104,5°
* Največji odboj je med neveznima el. Paroma, najmanjši pa med veznima elektronskima paroma. Zato H20 nima idealno tetraedersko obliko ampak ima kot med Vodikoma 104,5°

1. Trikotna oblika: BF3 (borov trifluorid)

* Povezani s 3 polarnimi kovalentnimi vezmi, 9 neveznih el. Parov.
* B(3), 3x F(7)
* Trikotna oblika ( kot 120°)

1. Piramidna oblika: NH3 (amoniak)

* N (5), 3x H (1)  3 polarne kovalentne vezi, en nevezen par
* H – N – H . Kot je 107°
* Zakaj takšna oblika? Med veznim in neveznim el. Parom je odboj večji, med veznima el. Paroma pa manjši – to smo razložili že pri H2O). Idealni tetraedični kot je 109,5° a pri amoniaku odstopa od splošne vrednosti zaradi zgoraj navedenega vzroka.

1. Tetraedrična oblika: CH4 (metan)

* C (4), 4x H(1)
* 4 vezni el. Pari, neveznih parov ni
* Ima tetraedrično obliko (109,5°)

Primerjava:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| METAN (CH4) | AMONIAK (NH3) | VODA (H20) |
| H  H C H  H | N  H H  H | O  H H |
| *Tetraedrična oblika (109,5°)* | *Piramidna oblika (107°)* | *Kotna oblika (104,5°)* |

1. Trikotno bipiramidna oblika: PF5 (fosforjev pentafluorid)
2. Oktaedrična oblika – žveplov heksa flourid SF6
3. Oglikovodiki z dvema C atomoma

TEH NERABIMO ZNAT ^^

Elektronegativnost elementov

Vez med: ~atomoma iste nekovine  Nepolarna kovalentna vez

~atomoma različnih nekovin  Polarne kovalentne vezi

Molekula ima 2 ali več atomov, vsak pa ima pozitivno jedro, ki privlači elektrone v svoji bližini – posledično privlači tudi elektrone v veznem el. Paru. Nekateri privlačijo bolj, drugi manj – to moč opisujemo z elektronegativnostjo.

Elektronegativnost je sposobnost atoma elementa, vezanega v spojini, da privlači elektrone.

Elektronegativnosti se po periodi desno večajo, po skupini navzdol pa manjšajo. (najbolj elektronegativen element je FLUOR)

Nekovine v desnem zgornjem delu so najbolj elektronegativne, na drugi strani pa so kovine, ki imajo najmanjšo elektronegativnost – so elektropozitivne.

Elektronegaitvnost nam pomaga določiti polarnost kovalentne vezi:

* Z simbolom - označujemo elektronegativen element (delno negativen naboj)
* Z simbolom + označujemo elektropozitiven element (delno pozitiven naboj)

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **-** +  H - Cl | **-** + **-**  **O = C = O** | **-**  O  + H H + |

Vez je polarna kovalentna. Čim večja je razlika v elektronegativnosti elementov, tem bolj je vez polarna.

Pri zelo močni razliki elektronegativnosti pa govorimo o ionski vezi.

Vez med dvema atomoma nekovine je vez nepolarna kovalentna – elementa se ne razlikujeta v elektronegativnosti.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Cl – Cl  3,0 3,0 | H - Cl  2,1 3,0 | Na+ Cl-  1,0 3,0 |
| Oba atoma enako elektronegativna, zato je vez nepoalrna kov. | Vez polarna kovalentna zaradi različne elektronegativnosti. | NaCl je ionska spojina (na – kovina, cl-nekovina) ker je elektroneg. velika. |

Polarnost spojin

Molekula je lahko tudi polarna:

* Če ima en del molekulo drugačno elektronsko gostoto kot drugi del molekule. Ima DIPOL (dva pola – en je bolj +, drugi bolj -)
* čeprav ima nepolarne kovalentne vezi.

Nepolarne molekule nimajo dipola – en del molekule ima enako elektronsko gostoto kot drugi del.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Formula | HCl | BeCl2 | CO2 | HCN |
| Ime | Vodikov klorid | Berilijev klorid | Ogljikov dioksid | Vodikov cianid |
| Polarnost | polarna | nepolarna | Nepolarna | polarna |
| Oblika | linearna | linearna | Linearna | Linearna |
| Kot med vezmi | / | 180° | 180° | 180° |
| Struktura | H - Cl | Cl – Be - Cl | O = C = O | H – C = N |

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Formula | BF3 | H2O | NH3 | CH4 |
| Ime | Borov triflurid | voda | Amoniak | metan |
| Polarnost | nepolarna | polarna | Polarna | nepolarna |
| Oblika | trikotna | kotna | Piramidna | tetraedrična |
| Kot med vezmi | 120° | 104,5° | 107° | 109,5° |
| Struktura | F  B  F F | O  H H | N  H H  H | H  H C H  H |

POVEZOVANJE MOLEKUL

Molekula je gradnik snovi. Od zgradbe posamezne molekule je odvisno kakšne lastnosti bo imela snov.

Za preučevanje lastnosti snovi potrebujemo veliko molekul. V snoveh so molekule organizirane. Molekulske snovi obstajajo v 3 agregatnih stanjih:

* PLINASTO: Mol. Med sabo niso povezane, gibljejo se neodvisno na druge.
* TEKOČE: Mol. So povezane ravno toliko, da vidimo tekoče agregatno stanje – lahko spreminjamo obliko.
* TRDNO: Mol. So trdno povezane, ne spreminjajo oblike, vezi, lege...

Poznamo 3 vrste VEZI:

* KEMIJSKE
  + Kovalentne
  + Kovinske
  + Ionske
* MOLEKULSKE
* DISPERZIJSKE