

CHEMICKÉ VLASTNOSTI ORGANICKÝCH LÁTK

- charakter väzieb, priestorové rozloženie väzieb, polarita väzieb, veľkosť molekúl, symetria molekúl,
charakter a veľkosť funkčných skupín, vlastnosti C v organických zlúčeninách

VLASTNOSTI UHLÍKA v OZ

"uhlík je jedinečný"

${}_6\text{C}$: 2. perióda, IV.A skupina

elektrónová konfigurácia v excitovanom stave: $1s^2, 2s^1, 2p^3$

vysoké hodnoty ionizačných energií (energie väzby C – C je pomerne vysoká (348 KJ/mol))
elektronegativita = 2,5

nekov

má pomerne malé atómy, ktoré môžu vytvárať pevné kovalentné väzby navzájom medzi sebou

⇒ vytvára **kovalentné väzby**: polárne, nepolárne
jednoduché (nasýtené), dvojité alebo trojité (nenasýtené)

t.j. C môže okrem jednoduchých väzieb vytvárať aj dvojité a trojité väzby, ktoré sú u iných prvkov 4. skupiny zriedkavé: $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$ $\text{HC} \equiv \text{CH}$

Ak sú dva atómy viazané väzbou, ktorú tvorí len 1 spoločný elektrón. pár = **jednoduchá kovalentná väzba**.
Ak sú dva atómy viazané väzbou, ktorú tvorí viac spoločných elektrónových párov (dva, tri) = **násobná kovalentná väzba** (dvojitá, trojitá).

vytvára pevné reťazce: priame, rozvetvené, cyklické
počet uhlíkových atómov môže dosahovať aj niekoľko desiatok tisíc

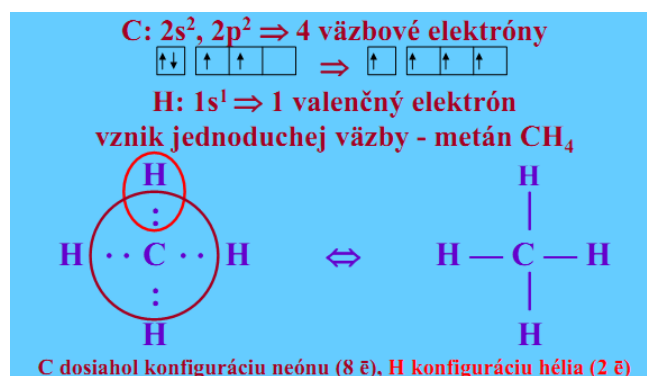
– (C je v organických zlúčeninách vždy **4-väzbový**, C vytvára rôzne dlhé a zložité reťazce (otvorené, uzavreté, lineárne, rozvetvené), všetky atómy uhlíka v reťazci sú rovnocenné)

Polarita chemickej väzby

Kovalentná väzba = spoločné zdieľanie väzbového elektrónového páru (nepolárna a polárna)

Nepolárne väzby sú medzi C a C, C a H
(prevládajú):

- jednoduché (C – C, C – H)
- dvojité (C = C)
- trojité (C $\equiv$ C)



Väzby medzi uhlíkmi = kovalentná nepolárna

- **jednoduchá** = sigma: **alkán** (najdlhšia väzba)
- **dvojitá** = sigma + pí: **alkén**
- **trojitá** = sigma + 2 pí: **alkín** (najpevnejšia väzba)

Dĺžka väzby $\Rightarrow$ vzdialenosť medzi jadrami atómov
tvoriacich väzbu, klesá s násobnosťou väzby

Polárna väzba - väzbový pár tvoria atómy s rozdielnou hodnotou elektronegativity; väzbové elektróny v okolí oboch atómov budú mať rôznu hustotu; pravdepodobnosť výskytu elektrónu je väčšia pri atóme, ktorý má vyššiu hodnotu elektronegativity

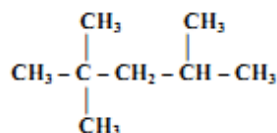
- Rozdielna elektronegativita viazaných atómov vedie k nesymetrickému rozloženiu elektrónovej hustoty - nastáva zvýšenie elektrónovej hustoty v okolí prvku s vyššou elektronegativitou - na ňom vzniká čiastočne záporný náboj δ^- a na elektropozitívnejšom prvku vzniká čiastočne kladný náboj δ^+ (symboly δ^- a δ^+)
- polárne väzby C vytvára napr. s Cl, F, O, N, P (C - X, C - O, C = O, C - N)

$\Rightarrow$ pravdepodobnosť výskytu elektrónu je väčšia pri atóme, ktorý má väčšiu afinitu k elektrónom (vyššiu **elektronegativitu**).

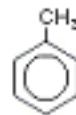
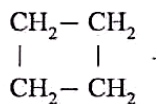


Typy uhľíkových reťazcov

- **lineárne** (otvorené, acyklické)
 - nerozvetvené
 - rozvetvené



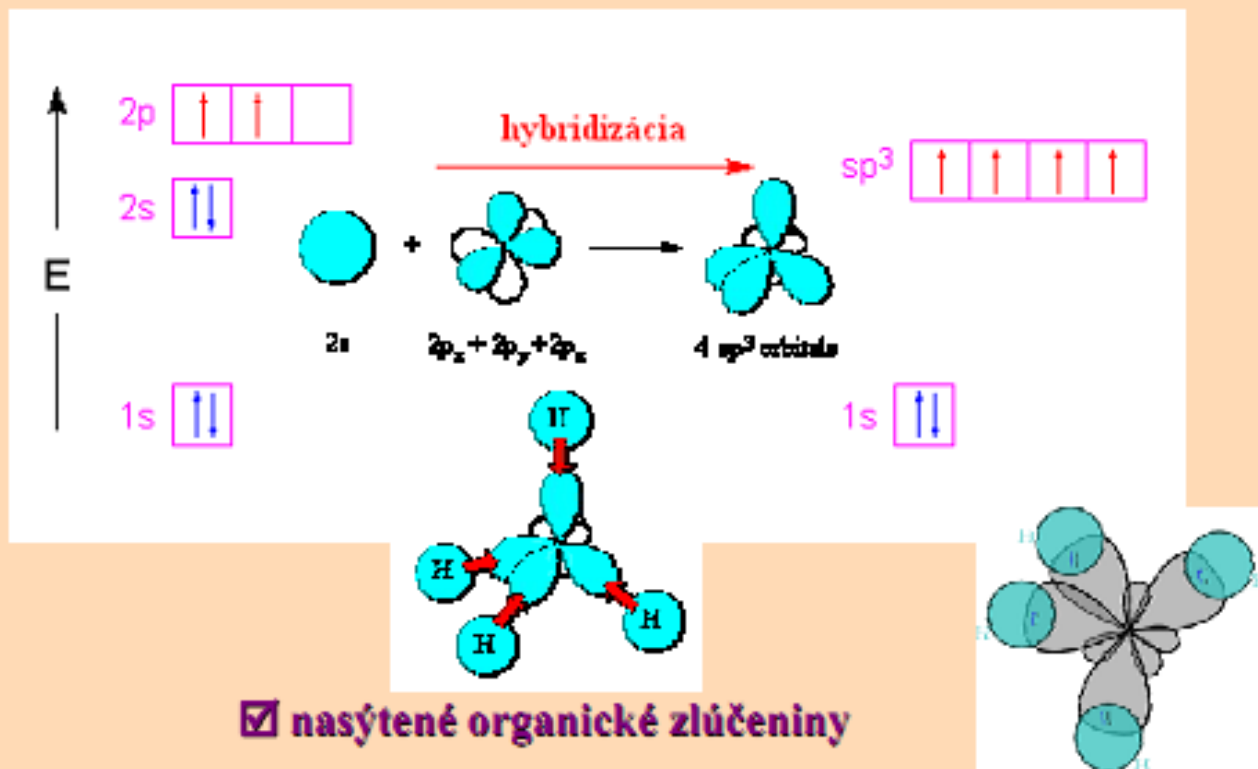
- **cyklické** (uzavreté)
 - monocyklické
 - polycyklické



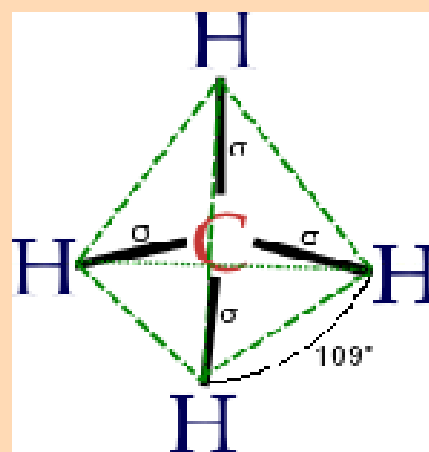
HYBRIDIZÁCIA

Orbitály s a p (a elektróny v nich) však nie sú energeticky rovnocenné. To odporuje pozorovanej rovnocennosti štyroch väzieb atómu uhlíka, napríklad v metáne (CH_4). Štyri rovnocenné orbitály je možné dosiahnuť tzv. hybridizáciou atómových orbitálov. Hybridizáciu môžeme opísať ako proces „zmiešania“ orbitálov s a p .

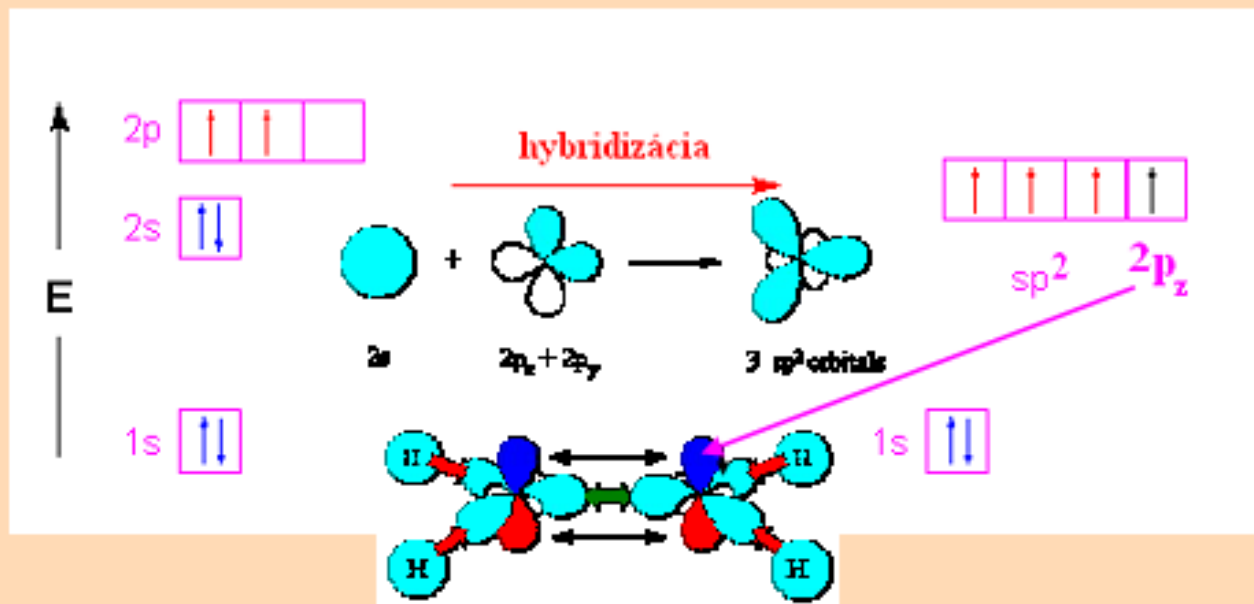
☑ tetraedrická sp^3 hybridizácia



4 σ väzby $\Rightarrow$ tetraedrické uhly $109^\circ 28'$

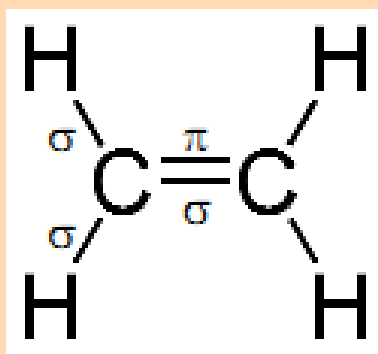


☒ Trigonálna sp^2 hybridizácia

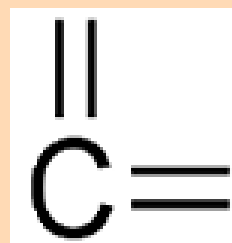


☒ nenasýtené organické zlúčeniny s dvojitou väzbou

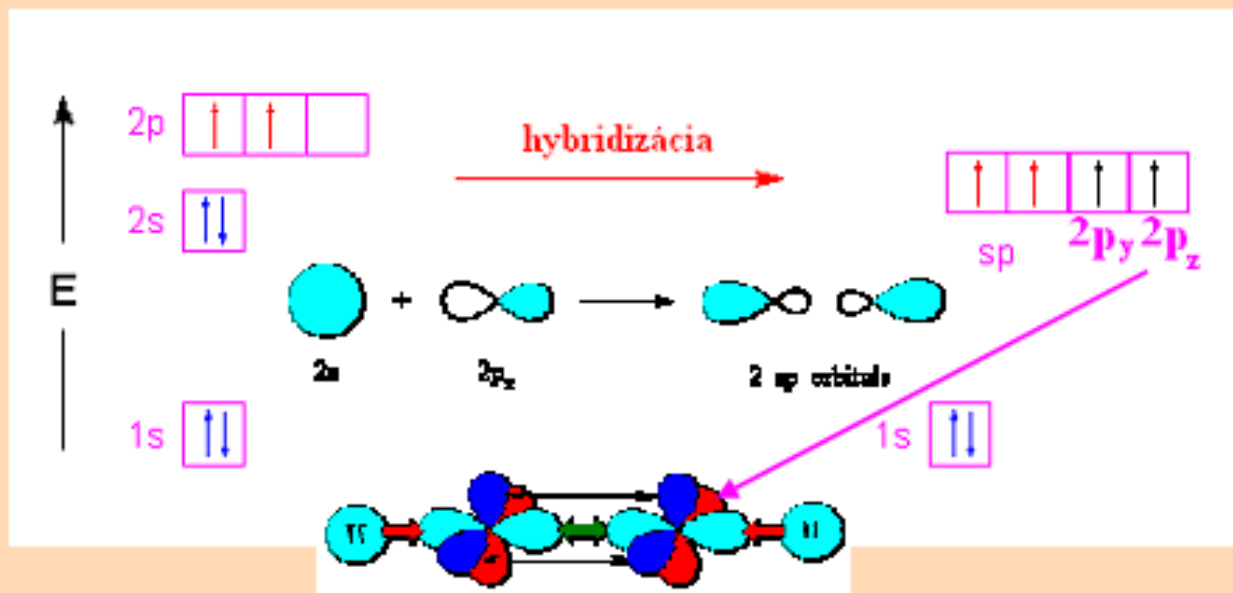
2 σ väzby susediace s dvojitou väzbou $\Rightarrow$ uhol $\cong 120^\circ$



2 susediace dvojité väzby $\Rightarrow$ uhol = 90°



☑ Diagonálna sp hybridizácia



☑ nenasýtené organické zlúčeniny s trojitou väzbou

väzba σ susediaca s trojitou väzbou $\Rightarrow$ uhol = 180°

