

2. Vazba

2.1. Atomové jádro a elektronová konfigurace

Základní stavební jednotkou veškeré hmoty jsou atomy. Ty se skládají ze tří elementárních částic: protonů, neutronů a elektronů. Veškerá hmota se skládá z atomů, které se skládají z malého, ale hustého jádra tvořeného protony a neutrony. Protony jsou kladně nabitě a neutrony jsou elektricky neutrální. Jádro je obklopené okolo kroužícími elektrony, které nesou záporný náboj. Jedinou výjimkou je atom vodíku jehož jádro se skládá pouze z jednoho protonu. Většina hmotnosti atomu je soustředěna v atomovém jádře.

Atomové číslo prvku je definováno počtem protonů nacházejících se v jádře (nebo počtu elektronů, které ho obklopují – obě hodnoty jsou stejné). Atomová váha atomu se přibližně rovná součtu hmotností protonů a neutronů v jádře. Elektrony se nepočítají, protože jejich hmotnost je nesrovnatelně menší (přibližně $1830\times$).

Z hlediska chemie jsou nejdůležitější elektrony. Jejich množství a uspořádání okolo atomového jádra je klíčem pro pochopení chemických reakcí a také toho, jak jednotlivé atomy reagují a tvoří molekuly. Proto se dále se budeme zabývat jen elektronovým uspořádáním lehčích prvků, protože ty jsou z hlediska organické chemie nejdůležitější.

Elektrony jsou koncentrovány v určitých oblastech kolem jádra atomu a ty se nazývají orbitály. Každý orbital obsahuje maximálně 2 elektrony. Orbitály se liší tvarem a označují se pomocí písmen *s*, *p* a *d*. Orbitály jsou sdruženy ve slupkách, která se označují čísly 1, 2, 3 atd. Každá slupka se skládá z různých typů a čísel orbitalů odpovídající číslu slupky. Například slupka 1 obsahuje jenom jeden typ orbitalu označovaný jako *1s* orbital. Slupka 2 se skládá ze dvou typů orbitalů a to *2s* a *2p*; slupka 3 obsahuje tři typy *3s*, *3p* a *3d*. V každé určité slupce počet *s*, *p* a *d* orbitalů odpovídá číslům 1, 3 a 5.

Výše uvedená pravidla umožňují určit kolik elektronů bude obsahovat každá zaplněná slupka (tab. 1.1). V tabulce 1.2 je uvedeno jak jsou uspořádány elektrony ve slupkách a orbitalech u prvních osmnácti prvků.

Tabulka 1.1. Počet orbitalů a elektronů v prvních třech slupkách.

Číslo slupky	Druh orbitalu			Počet elektronů ve slupce
	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	
1	1	0	0	2
2	1	3	0	8
3	1	3	5	18

Tabulka 1.2. Elektronové konfigurace prvních 18 prvků.

Atomové číslo	Prvek	Počet elektronu v každém orbitalu					Konfigurace
		1s	2s	2p	3s	3p	
1	H	1					$1s^1$
2	He	2					$1s^2$
3	Li	2	1				$1s^2 2s^1$
4	Be	2	2				$1s^2 2s^2$
5	B	2	2	1			$1s^2 2s^2 2p^1$
6	C	2	2	2			$1s^2 2s^2 2p^2$
7	N	2	2	3			$1s^2 2s^2 2p^3$
8	O	2	2	4			$1s^2 2s^2 2p^4$
9	F	2	2	5			$1s^2 2s^2 2p^5$
10	Ne	2	2	6			$1s^2 2s^2 2p^6$
11	Na	2	2	6	1		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
12	Mg	2	2	6	2		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
13	Al	2	2	6	2	1	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
14	Si	2	2	6	2	2	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
15	P	2	2	6	2	3	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
16	S	2	2	6	2	4	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
17	Cl	2	2	6	2	5	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
18	Ar	2	2	6	2	6	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

První slupka je zcela zaplněná už u helia (He) a zůstává zaplněná i u dalších prvků, které po něm následují. Obdobně je druhá slupka zcela zaplněná u neonu (Ne) a zůstává zaplněná i u dalších prvků po něm následujících. Zaplněné slupky nehrají žádnou roli v chemické vazbě. Pro chemickou vazbu jsou důležité tzv. vnější neboli valenční slupky, které jsou odpovědné za tvorbu vazeb mezi atomy.

V tabulce 1.3. jsou uvedeny valenční elektrony, tedy elektrony nejvzdálenější slupky, prvních osmnácti prvků. Symbol prvku označuje atom s jeho jádrem a jeho zaplněnými slupkami, tečky označují počet valenčních elektronů. Prvky jsou upořádány ve skupinách podle periodické tabulky a číslo skupiny odpovídá množství valenčních elektronů (výjimkou je helium).

Tabulka 1.3. Valenční elektrony prvních 18 prvků

Skupina							
I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
H·							He:
Li·	Be·	B·	C·	N·	O·	F·	Ne:
Na·	Mg·	Al·	Si·	P·	S·	Cl·	Ar:

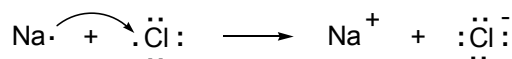
2.2. Iontová a kovalentní vazba

Obecná teorie chemické vazby byla navržena G. N. Lewisem¹ v roce 1916 a je stále platná. Lewis si všimnul, že vzácný plyn helium má jenom dva elektrony obklopující atomové jádro, a že další vzácný plyn s vyšší atomovou hmotností, neon, jich má 10 (2 + 8, viz tab. 1.2). Dospěl k závěru, že atomy těchto plynů mají velmi stabilní uspořádání elektronů a proto netvoří sloučeniny s ostatními prvky. Proto navrhl, že ostatní atomy vstupují do reakcí tak, aby dosáhly podobného stabilního uspořádání. Dosáhnout takové stability je možné jedním z dvou způsobů: i) kompletním přenosem elektronů z jednoho atomu na druhý, nebo ii) sdílením elektronů mezi atomy.

Podle toho, zda dochází k prvnímu či druhému způsobu, rozlišujeme mezi iontovou a kovalentní vazbou. Zde je však nutné poznamenat, že se jedná o mezní rozlišení a v praxi se většinou setkáváme se vzájemnou kombinací obou způsobů stabilizace elektronového uspořádání. Nicméně, podle toho který ze způsobů převažuje, zda první (přenos elektronů) nebo druhý (sdílení elektronů) rozlišujeme mezi tzv. iontovou nebo kovalentní vazbou.

Iontová vazba

Iontová vazba se tvoří přenosem jednoho nebo více valenčních elektronů z jednoho atomu na druhý. Atom, který ztratí elektrony se tak stane kladně nabitým a nazývá se **kation**. Atom, který naopak elektrony přijme, se stane se záporně nabitým a nazývá se **anion**. Typickým příkladem přenosu elektronů je reakce atomů sodíku s atomy chloru (vzniká NaCl, tzv. kuchyňská sůl). Atom sodíku má pouze jeden valenční elektron (ve své třetí slupce, konfigurace $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$). Tím že předá svůj elektron, dosáhne elektronové konfigurace neonu (Ne, $1s^2 2s^2 2p^6$) a vytvoří se na něm kladný náboj (sodíkový kation). Atom chloru má sedm valenčních elektronů (konfigurace $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$). Tím že přijme jeden elektron dosáhne elektronové konfigurace argonu (Ar, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$) a stane se záporně nabitým (chloridový anion).



¹ **Gilbert Newton Lewis** (1875-1946) slavný americký fyzikální chemik, známý hlavně pro svoji teorii valeční vazby (spolu s Langmuirem). V roce 1926 razil termín „foton“ pro nejmenší jednotku elektromagnetického záření. Zabýval s etaké hodně termodynamikou. Svoji kariéru prožil na University of California, Berkeley. (Zdroj: http://en.wikipedia.org/wiki/Gilbert_N._Lewis)

Atomy, které mají sklon odevzdávat elektrony (např. sodík) se nazývají **elektropozitivní atomy**. Atomy, které mají sklon přijímat elektrony (např. chlor) se nazývají **elektronegativní atomy**.

Produktem výše uvedené reakce je chlorid sodný, jenž je iontová sloučenina složená ze stejného množství sodíkových a chlorových iontů. Z obecného hlediska vznikají iontové sloučeniny reakcí silně elektropozitivních atomů se silně elektronegativními atomy. Tyto ionty jsou v krystalové mřížce iontových sloučenin drženy přitažlivou silou mezi jejich opačnými náboji.

V tomto ohledu není iontová vazba skutečnou vazbou. Vzhledem k opačným nábojům drží tyto ionty pohromadě přitažlivými silami stejně jako opačné póly magnetu. V krystalu jsou tyto ionty v přesném uspořádání, ale není možno určit, že jeden určitý iont je navázán nebo spojen s jiným určitým iontem. Samozřejmě, pokud se uvedená látka rozpustí, ionty se separují a pohybují se v roztoku zcela svobodně.

Příklady

Jaký náboj ponese beryliový iont (Be)?

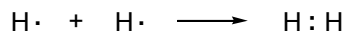
Který ze dvou atomů je víc elektropozitivní:

- a) lithium nebo berylium b) sodík nebo hliník c) bor nebo uhlík d) bor nebo hliník

Který ze dvou atomů je víc elektronegativní:

- a) kyslík a fluor b) kyslík nebo dusík c) fluor nebo chlor

Kovalentní vazba Prvky, které nejsou ani silně elektropozitivní nebo elektronegativní mají sklon tvořit vazby sdílením elektronového páru místo kompletního přenosu. Kovalentní vazba tak vzniká vzájemným sdílením jednoho nebo více elektronových párů mezi atomy. Pokud jsou dva atomy stejné nebo mají stejnou elektronegativitu, sdílejí elektronový pár stejně. Typickým příkladem je molekula vodíku (atom H má konfiguraci $1s^1$).



V tomto případě je možné hledět na každý atom jako na atom se zaplněnou elektronovou slupkou, tj. že každý atom vlastní všechny elektrony sdílené s druhým atomem.

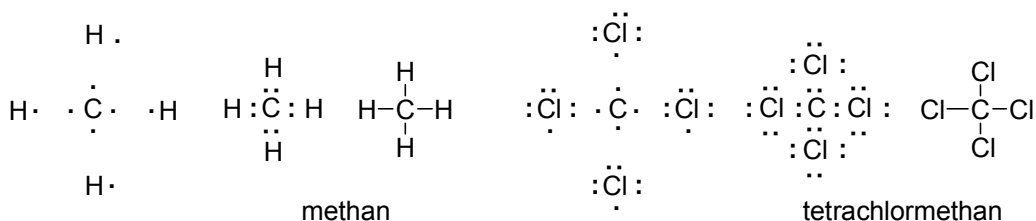


Když spolu reagují dva atomy vodíku za tvorby molekuly, dojde k uvolnění značného množství energie (tepla). To platí i naopak, stejné množství energie (tepla) je třeba dodat molekule vodíku, aby došlo k její disociaci na atomy. Rozštěpení 1 molu molekul vodíku vyžaduje 435 kJ tepla.

Vazba H–H je velmi silná. Hlavním důvodem je, že sdílený elektronový pár je přitahován oběma kladně nabitými jádry atomů vodíku. Kdežto, ve vodíkovém atomu je valenční elektron spojen pouze s jedním jádrem atomu vodíku. Existují však ještě další síly, které jsou protiváhou přitažlivé síly mezi elektrony a atomovými jádry. Je to síla odpuzování mezi dvěma stejně nabitými jádry a elektrony. Tímto způsobem dojde k vyvážení přitažlivých a odpuzivých sil. Atomy vodíku se tak od sebe nejen neodpoutají, ale ani se nespojí dohromady. Místo toho zůstanou spojeni či svázáni a vibrují v rovnovážné vzdálenosti, která se nazývá délka vazby (vazebná délka). V případě molekuly vodíku je délka vazby, tj. průměrná vzdálenost mezi dvěma jádry vodíku, 0.74 Å.

2.3. Uhlík a kovalentní vazba

Výše uvedené údaje platí i pro vazby mezi ostatními prvky. V případě organické chemie jsou nejdůležitější vazby mezi atomy uhlíku a jiných prvků, hlavně vodíku, kyslíku, dusíku a síry. Jak bylo naznačeno v předchozí části, symbol atomu uhlíku C se čtyřmi tečkami označuje atomové jádro s elektrony první slupky a tečky čtyři valenční elektrony (konfigurace $1s^2 2s^2 2p^2$). Jelikož jeho valenční slupka obsahuje čtyři valenční elektrony je zaplněná pouze z poloviny. Proto nebudou mít atomy uhlíku silný sklon ke ztrátě či získání elektronů. Uhlík se nachází uprostřed periodické tabulky a proto není silně elektropozitivní ani elektronegativní prvek. Díky tomu tvoří obvykle kovalentní vazby s ostatními atomy sdílením elektronů. Například, uhlík se spojuje se čtyřmi atomy vodíku (každý dodá jeden elektron) sdílením čtyř elektronových párů. Tato látka se nazývá methan. Stejným způsobem může atom uhlíku sdílet elektronové páry i s atomy chloru za vzniku tetrachlormethanu.



Sdílením elektronových párů dojde k zaplnění valenčních slupek jednotlivých atomů. V obou příkladech má atom uhlíku okolo sebe osm elektronů (konfigurace Ne). V methanu dojde u atomů vodíku k zaplnění první slupky dvěma elektrony (konfigurace He). V tetrachlormethanu zase atomy chloru zaplní svoji třetí elektronovou slupku na osm elektronů (konfigurace Ar). Takto dojde k zaplnění valenčních slupek a sloučeniny jsou stabilní.

Sdílený elektronový pár se nazývá kovalentní vazba, protože spojuje či váže atomy dohromady.

Příklady

Nakreslit následující molekuly s vyznačenými elektronovými páry.

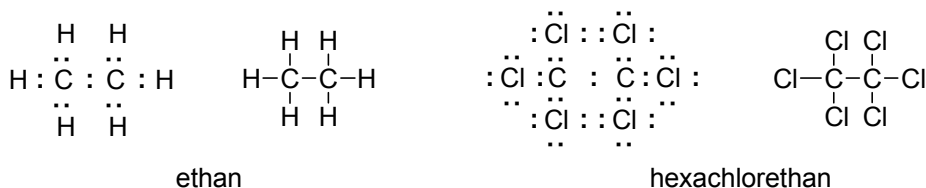
a) chlormethan

b) chloroform

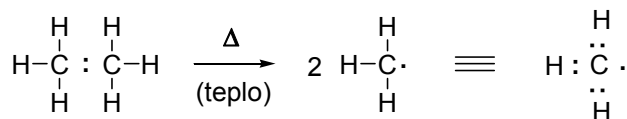
c) dichlormethan

2.4. Jednoduchá vazba uhlík-uhlík

Unikátní vlastnost atomů uhlíku, která umožňuje jak přírodě, tak chemikům, vytvářet miliony organických sloučenin, je v jeho schopnosti sdílet elektrony nejen s různými prvky, ale hlavně i mezi sebou. Například, mohou být spojeny dva atomy uhlíku a každý ještě může být spojen s jinými prvky, například vodíkem (molekula ethanu) nebo chlorem (molekula hexachlorethanu). V ethanu a hexachlorethanu je každý atom uhlíku spojen s druhým atomem uhlíku ještě se třemi atomy vodíku nebo chloru. Ačkoliv mají tyto sloučeniny dva atomy uhlíku, mají podobné chemické vlastnosti jako sloučeniny s jedním atomem uhlíku, tedy jako methan nebo tetrachlormethan.



Vazba uhlík-uhlík, stejně jako vazba vodík-vodík v molekule vodíku, je čistě kovalentní vazba s elektrony sdílenými dvěma stejnými atomy uhlíku. Stejně jako v případě molekuly vodíku, je nutné pro rozštěpení této vazby na dva CH_3 fragmenty nazývané radikály dodat teplo. Molekulový nebo atomový fragment s lichým počtem elektronů se nazývá **radikál**.



Nicméně rozštěpení vazby uhlík-uhlík v atomu ethanu vyžaduje menší množství energie než je třeba pro rozštěpení vazby vodík-vodík v molekule vodíku. Celkové množství energie k tomu nutné je 368 kJ/mol ethanu. Vazba uhlík-uhlík v ethanu je delší (1.54 Å) než vazba vodík-vodík v molekule vodíku (0.74 Å) a proto také o něco slabší. (Energie vazby C-H je 413 kJ/mol a průměrná délka 1.09 Å.) Štěpení vazeb uhlík-uhlík teplem je prvním krokem při „krakování“ ropy,¹ což je důležitý proces ve výrobě benzínu.

V podstatě neexistuje omezení týkající se počtu atomů uhlíku spojených mezi sebou. Vlastnost prvku tvořit řetězce jako výsledek vazeb mezi vlastními atomy se nazývá katenace. Atomy uhlíku nemusí být mezi sebou spojeny pouze v řadě, ale mohou se i větvit a tvořit kruhy neomezeným způsobem.

Tabulka 1.1. Průměrné energie vazeb atomů v organických sloučeninách

Jednoduché vazby (kJ·mol ⁻¹)												
	C—	H—	N—	O—	F—	B—	Si—	P—	S—	Cl—	Br—	I—
C—	350	415	305	358	489		318	264	255	330	275	220
H—		436	391	463	564		318	322	340	432	366	299
N—			163	201	283		355			313		
O—				147	188	536	452	335	190	218	201	
F—					159	613	565	494	285	255	251	273
B—						301				444	368	272
Si—							226		293	381	310	234
P—								209		326	268	184
S—									226	255	213	
Cl—										243	218	209
Br—											193	178
I—												151

Násobné vazby (kJ·mol ⁻¹)										
	C=	N=	O=	S=		C≡	N≡	O≡	Si≡	P≡
C=	620	598	740	573		C≡	836	854	1076	
N=		419	607			N≡		946	632	
O=			499	523		O≡				
S=				431		Si≡		803		
Si=			640			P≡				523

Příklady

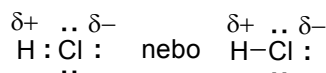
Délka vazby Cl-Cl je 1.98 Å. Která vazba bude delší C-C vazba v ethanu nebo vazba C-Cl v chlormethanu?

¹ Slovo krakování pochází s anglického slova cracking, které znamená štěpení.

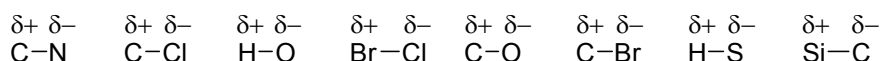
2.5. Polární kovalentní vazba – induktivní efekt

V jedné z předchozích částí bylo uvedeno, že kovalentní vazby mohou vznikat nejen mezi stejnými (H–H, C–C), ale i různými atomy (H–C, C–Cl, atd.), za předpokladu, že rozdíly v jejich elektronegativitě nejsou příliš velké. Jestliže jsou atomy rozdílné, nebude elektronový pár oběma atomy sdílen stejně. Jeden atom bude přitahovat elektrony více a jeden méně a proto dojde k tvorbě tzv. parciálního náboje na jednotlivých atomech. Takto vzniklá vazba se nazývá **polární kovalentní vazba**, protože spojené atomy nesou parciální kladný a záporný náboj.

Typický příklad polární kovalentní vazby je v molekule chlorovodíku. Atom chloru je mnohem elektronegativnější než atom vodíku, nicméně rozdíl je jen takový, že vzniká spíš pouze polární kovalentní vazba než vazba iontová. Sdílený elektronový pár je více přitahován k atomu chloru než k atomu vodíku a proto bude na atomu chloru částečný (parciální) záporný náboj. Tato polarizace vazby se označuje pomocí symbolů parciálních nábojů δ^+ (delta plus) a δ^- (delta minus).



Pomocí periodické tabulky lze snadno určit, která strana polární kovalentní vazby bude více záporná a která kladná. Různá elektronegativita prvků se promítá i do posunu elektronové hustoty na vazbě mezi dvěma prvky. Elektronegativita prvku rozhoduje, ke kterému atomu v molekule se posune elektronový pár, tj. kde bude větší elektronová hustota. Ta je posunuta směrem k elektronegativnějšímu prvku. V periodické tabulce jsou elektronegativní prvky vpravo díky vzrůstajícímu atomovému číslu nebo náboji v jádře. Jak postupujeme v periodické tabulce po sloupcích dolů snižuje se i elektronegativita což je dáno zvyšujícím se stíněním jader elektronovými slupkami. Z těchto zobecnění je možné předpovídat, že atom na pravé straně každé z níže uvedených vazeb bude zápornější než atom na straně levé.



Posun valenčních elektronů označujeme u polárních kovalentních vazeb jako **induktivní efekt**. Atomy nebo funkční skupiny, které přitahují elektrony silněji než vodík vykazují **-I efekt**. Atomy nebo funkční skupiny, které přitahují elektrony slaběji než vodík vykazují **+I efekt**.

Zvláštní pozornost zasluhuje vazba uhlík-vodík, která je běžná v organických sloučeninách. Jelikož má atom uhlíku i atom vodíku přibližně stejnou elektronegativitu, je vazba C–H téměř čistá kovalentní vazba.

Příklady

Jaká bude polarita vazeb v molekule tetrachlormethanu?

Jaká bude polarita vazby N-Cl a S-O?

Nakreslete molekulu CCl_2CF_2 a vyznačte polaritu vazeb.

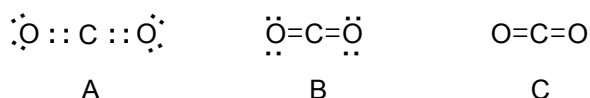
Period	Group																	
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H 2.1																	He 0
2	Li 0.98	Be 1.57											B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98	Ne 0
3	Na 0.93	Mg 1.31											Al 1.61	Si 1.9	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	Ar 0
4	K 0.82	Ca 1	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.9	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr 0
5	Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.2	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe 2.6
6	Cs 0.79	Ba 0.89	La 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.36	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.28	Au 2.54	Hg 2	Tl 2.04	Pb 2.33	Bi 2.02	Po 2	At 2.2	Rn 0
7	Fr 0.7	Ra 0.89	Ac 1.1	Rf 1.1	Db 1.1	Sg 1.1	Bh 1.1	Hs 1.1	Mt 1.1	Uun 1.1	Uuu 1.1	Uub 1.1						
Lanthanides				Ce 1.12	Pr 1.13	Nd 1.14	Pm 1.13	Sm 1.17	Eu 1.2	Gd 1.2	Tb 1.1	Dy 1.22	Ho 1.23	Er 1.24	Tm 1.25	Yb 1.1	Lu 1.27	
Actinides				Th 1.3	Pa 1.5	U 1.38	Np 1.36	Pu 1.28	Am 1.3	Cm 1.3	Bk 1.3	Cf 1.3	Es 1.3	Fm 1.3	Md 1.3	No 1.3	Lr 1.3	

No data	0-.66	.66-1	1-1.33	1.33-1.66	1.66-2	2-2.33	2.33-2.66	2.66-
---------	-------	-------	--------	-----------	--------	--------	-----------	-------

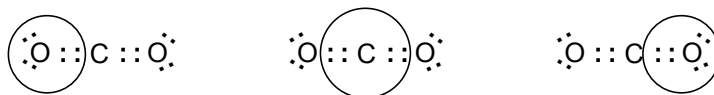
Tabulka elektronegativit prvků (stáhnuta a upravena z <http://web.mit.edu/3.091/www/pt/pert8.html>)

2.6. Násobné kovalentní vazby

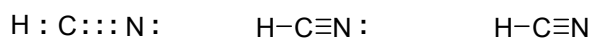
Někdy atomy sdílejí víc než jeden elektronový pár, aby si mohly zaplnit elektronovou slupku. Typickým příkladem je molekula oxidu uhličitého (CO₂). Atom uhlíku má čtyři valenční elektrony a každý atom kyslíku má šest valenčních elektronů. Aby došlo k zaplnění všech valenčních slupek můžeme nakreslit následující struktury.



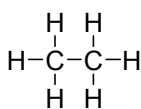
Ve vzorci A tečky odpovídají elektronům obou atomů, vzorec B ukazuje vazby a nesdílené elektrony atomů kyslíku, a ve vzorci C jsou vyznačené pouze kovalentní vazby. Mezi atomem kyslíku a atomem uhlíku jsou dva sdílené elektronové páry, proto se tato vazba nazývá dvojnou vazbou. Každý atom kyslíku má dva páry nevazebných elektronů nebo-li nesdílené elektronové páry. Kruhy označují, že každý atom oxidu uhličitého má elektronovou slupku zaplněnou osmi elektrony (konfigurace He).



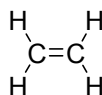
Kyanovodík, HCN, je příklad jednoduché molekuly s trojnou vazbou, ve které jsou sdíleny tři elektronové páry.



Atomy uhlíku mohou být spojeny mezi sebou jednoduchými, dvojnými a trojnými vazbami. Z toho vyplývá, že jsou tři druhy uhlovodíků (sloučeniny složené pouze z atomů uhlíku a vodíku), které jsou složené z dvou atomů uhlíku: ethan, ethen a ethyn. Od sebe se liší přítomností jednoduché, dvojně a trojně vazby. Jak bude ukázáno později, se tyto sloučeniny, díky různému typu vazby, od sebe podstatně liší svoji chemickou reaktivitou.



ethan



ethen



ethyn

Příklady

Vzorec formaldehydu je CH_2O . Nakreslete jeho strukturu tak aby byly vidět valenční elektrony.

2.7. Valence neboli mocenství

Slovo valence pochází z latinského slova *valentia*, znamenající sílu a schopnost, a vyjadřuje vazebnou sílu prvku. Valence nebo-li mocenství prvku je jednoduše počtem vazeb, které může daný prvek vytvořit. Tento počet je shodný s počtem elektronů, který je nutný k zaplnění elektronové slupky.

Je nutné vzít v úvahu, že je rozdíl mezi mocenstvím a počtem valenčních elektronů. Například kyslík má šest valenčních elektronů, ale je pouze dvojmocný. Jenom pro atom vodíku a uhlíku jsou tato dvě čísla stejná. Ve všech případech je však součet těchto čísel, počtu valenčních elektronů a mocenství, rovno počtu elektronů v zaplněné slupce.

Mocenství prvku v tabulce 2.4 je stejné pro jednoduché, dvojné a trojné vazby. Například atom uhlíku má čtyři vazby ve všech zatím použitých vzorcích: methan, ethan, ethen, ethyn, tetrachlormethan atd. Je dobré si mocenství zapamatovat, protože to usnadňuje psaní správných vzorců.

Tabulka 2.4. Mocenství některých prvků.

Prvek	H·	· $\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{C}}}$ ·	· $\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{N}}}$ ·	· $\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{O}}}$ ·	· $\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{F}}}$ ·	· $\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{Cl}}}$ ·
Mocenství	1	4	3	2	1	1

Příklady

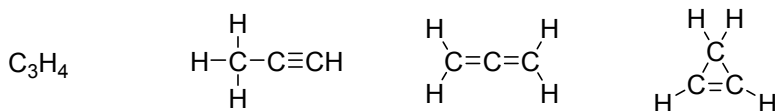
Pomocí čárkovaných vazeb nakreslete struktury možných látek se sumárním vzorcem C_3H_4 .

Nakreslete strukturu sloučeniny CH_5N pomocí mocenství jednotlivých prvků uvedených v tabulce 2.4.

2.8. Izomerie

Molekulární vzorec látky říká z jakého počtu různých atomů je složena a strukturní vzorec zase říká jakým způsobem jsou tyto atomy mezi sebou spojeny. Například, H_2O je molekulární vzorec vody. Říká, že je voda složena ze dvou atomů vodíku a jednoho atomu kyslíku. Strukturní vzorec $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ již řekne více: atomy vodíku jsou navázány na atom kyslíku.

Je běžné, že z jednoho molekulárního vzorce je možné sestavit několik různých strukturních vzorců podle toho jak jednotlivé atomy mezi sebou pospojujeme. Jako typický příklad může sloužit molekulový vzorec C_3H_4 z něhož je možné sestavit tři látky s různým strukturním vzorcem (viz níže). Molekuly, které mají stejný molekulární vzorec, ale liší se různým vzájemným upořádáním atomů, se nazývají izomery. Slovo izomer pochází z řečtiny (*isos* rovný a *meros* část). **Strukturní (konstituční) izomery** jsou sloučeniny, které mají stejný molekulární vzorec, ale liší strukturním vzorcem.



Mějme dvě různé sloučeniny s molekulárním vzorcem $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$. Jedna z těchto látek je bezbarvá kapalina s teplotou varu $78,5^\circ\text{C}$, kdežto druhá za běžných podmínek je bezbarvý plyn s teplotou varu $-23,6^\circ\text{C}$. Jediné možné vysvětlení pro jejich vlastnosti je, že atomy, ze kterých jsou složeny, musí být v každé z nich uspořádány jiným způsobem. Z toho také vyplývá, že tato uspořádání jsou odpovídající za jejich fyzikální vlastnosti (např. teplota varu). Pro molekulu s molekulárním vzorcem $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ je možné sestavit pouze dvě látky s různou strukturou tak, aby byla zachována pravidla týkající se mocností jednotlivých prvků. V jedné struktuře jsou dva uhlíkové atomy spojené mezi sebou jednoduchou vazbou a v druhé jsou spojeny přes atom kyslíku.

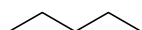
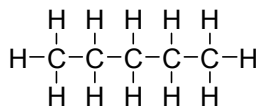


Nicméně zde zůstává problém, která struktura přísluší látce kapalné, a která látce plyné. To může být vyřešeno několika způsoby. Kapalná látka $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ (ethanol, ethylalkohol) reaguje se sodíkem za vzniku vodíku a nové látky $\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa}$. Druhá, ale plyná látka $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ (dimethylether) z sodíkem nereaguje. Z tohoto pokusu vyplývá, že kapalná látka bude mít jeden atom vodíku jiný než ostatních pět a zřejmě je možné ho nahradit sodíkem. V druhé látce je všech šest atomů vodíku stejných a nelze je nahradit sodíkem.

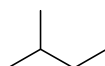
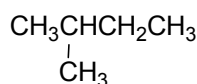
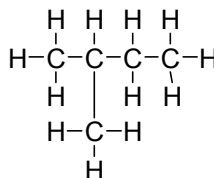


Existuje celá řada dalších metod, které umožňují určit strukturu těchto látek a dalších kapitolách bude ukázáno proč se tyto dvě látky liší ve svých fyzikálních vlastnostech. Strukturní izomery se totiž liší nejen ve svých fyzikálních, ale i v chemických vlastnostech.

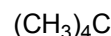
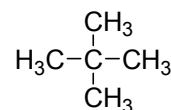
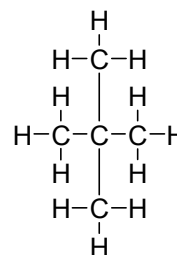
Další příklad strukturních izomerů je ukázán na molekulovém vzorci C_5H_{12} , ze kterého je možné sestavit tři sloučeniny s různým spojením atomů. Nedílnou součástí strukturních vzorců je vhodný způsob jejich zapisování či kreslení, aby byl v případě složitějších sloučenin co nejjednodušší.



n-pentane
t.v. 36 °C



2-methylbutan
t.v. 28 °C



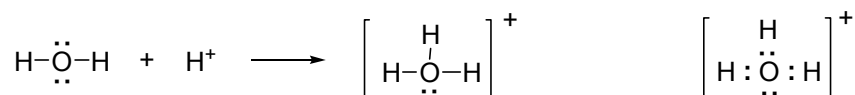
2,2-dimethylpropan
t.v. 10 °C

Příklady

Nakreslete všechny možné izomery sloučeniny se sumárním vzorcem $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$.

2.9. Formální náboj

Vezměme v úvahu oxoniový iont, H_3O^+ , který je produktem reakce molekuly vody s protonem. V jeho struktuře je osm elektronů kolem atomu kyslíku a dva elektrony kolem každého atomu vodíku, takže mají zcela zaplněné sloupky. Všimněme si, že je v něm celkem osm valenčních elektronů – kyslík přispívá šesti elektrony a každý atom vodíku jedním což by nám dávalo devět, ale iont má jednotkový kladný náboj, a tak jeden elektron musí být odebrán. Šest z těchto elektronů je použito na vytvoření tří jednoduchých vazeb O–H a tak na atomu kyslíku zůstane pouze jeden nesdílený elektronový pár.



Ačkoliv celý oxoniový iont nese kladný náboj, je možné položit otázku: „na kterém atomu se tento náboj vlastně nachází?“ Aby bylo možné určit tzv. formální náboj, je nutné vzít v úvahu, že každý atom vlastní všechny svoje nesdílené elektrony a polovinu sdílených elektronů. Pak se odečte toto celkové číslo od počtu valenčních elektronů v neutrálním atomu a dostaneme formální náboj, což je možné vyjádřit následující rovnicí:

$$\text{Formální náboj} = A - (B + C)$$

Pokud to aplikujeme na jednotlivé atomy oxoniového iontu dostaneme výsledek, který nám řekne, že atom kyslíku nese formální náboj +1.

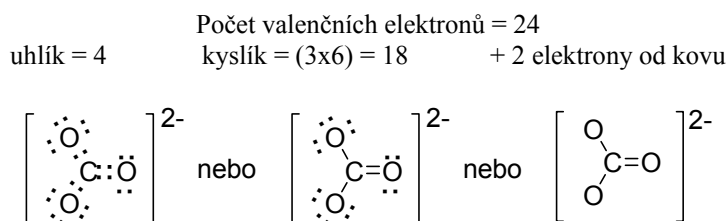
<i>Pro vodíkový atom</i>	
Počet valenčních elektronů (A)	1
Počet nesdílených elektronů (B)	0
Poloviční počet sdílených elektronů (C)	1
Formální náboj	$1-(0+1) = 0$
<i>Pro kyslíkový atom</i>	
Počet valenčních elektronů (A)	6
Počet nesdílených elektronů (B)	2
Poloviční počet sdílených elektronů (C)	3
Formální náboj	$6-(2+3) = +1$

Příklady

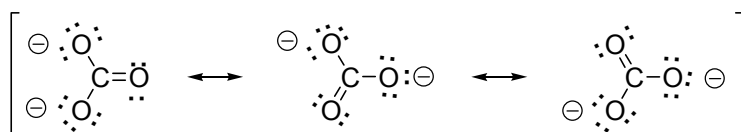
Jaký je formální náboj v hydroxidovém anionu OH^- ?

2.10. Rezonance

Někdy nejsou elektrony spojeny s jednou určitou vazbou jak je zpodobňováno Lewisovými vzorci pomocí teček. Typickým představitelem je uhličitánový anion CO_3^{2-} , který je například součástí uhličitanu sodného Na_2CO_3 . Celkové číslo valenčních elektronů v uhličitánovém anionu je 24 (čtyři z atomu uhlíku, osmnáct ze tří atomů kyslíku a dva elektrony, které celému anionu dávají záporný náboj – tyto dva elektrony pochází z atomu kovu, v tomto případě ze dvou atomů sodíku). Pomocí Lewisových vzorců můžeme znázornit zaplněné slupky atomů uhlíku a kyslíku.



Struktura uhličitánového anionu obsahuje dvě jednoduché vazby kyslík–uhlík a jednu dvojnou vazbu kyslík–uhlík. Použitím pravidla pro určení formálního náboje se snadno zjistí, že každý atom kyslíku spojený z atomem uhlíku jednoduchou vazbou má formální náboj -1. Kyslík svázaný s uhlíkem dvojnou vazbou je formálně neutrální. Když byl použit způsob pro vyjádření uhličitánového anionu pomocí teček (Lewisův vzorec), výběr atomu kyslíku, který je svázan s atomem uhlíku dvojnou vazbou, byl zcela libovolný. Ve skutečnosti je možné nakreslit tři ekvivalentní struktury uhličitánového anionu. Každá struktura obsahuje jednu $\text{C}=\text{O}$ vazbu a dvě $\text{C}-\text{O}$ vazby. Tyto struktury mají stejné uspořádání atomů, tj. každý atom kyslíku je spojen z atomem uhlíku ve všech třech strukturách. Liší se pouze v uspořádání elektronů.



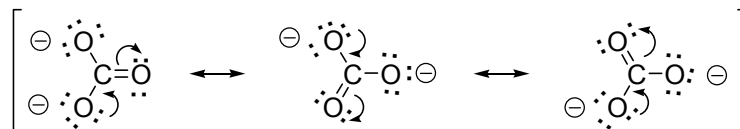
Pro znázorňování posunu elektronů se používá několik způsobů. Jedním z nich je použití obloukovitých šipek, které na níže uvedeném příkladu ukazují, že dva elektrony v jedné vazbě mezi atomem uhlíku a kyslíku jsou posunuty směrem k atomu kyslíku. Tento posun lze také vyjádřit bipolární strukturou.



Obdobně obloukovitá šipka naznačuje, že nesdílený elektronový pár na atomu kyslíku se pohybuje mezi atomy kyslíku a uhlíku za vzniku dvojné vazby.



Stejnou symboliku používající obloukovitou šipku je možné aplikovat i na uhličitánový anion, aby bylo možné znázornit posun elektronů.

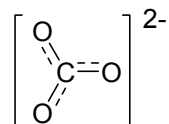


Fyzikální měření ukazuje, že vlastně žádná z uvedených struktur plně neodpovídá skutečné struktuře uhličitánového anionu. Bylo experimentálně nalezeno, že všechny délky vazeb uhlík-kyslík jsou stejně dlouhé: 1.31 Å. Tato hodnota je mezi délkou normální dvojné vazby kyslík-uhlík (1.20 Å) a délkou jednoduché vazby (1.41 Å). Aby bylo možné tato pozorování vysvětlit, používá se pro označení takovýchto struktur termín rezonanční hybrid skládající se ze tří přispívajících struktur. Je to v podstatě zprůměrovaná struktura tří struktur. Ve skutečném uhličitánovém anionu jsou dva formální náboje rovnoměrně rozprostřeny na všech atomech kyslíku, takže každý nese 2/3 náboj.

Rezonance se objevuje všude, kde je možné nakreslit dvě nebo více struktur pro molekulu s různým uspořádáním elektronů, ale se stejným uspořádáním atomů.

Jestli existují podmínky pro rezonanci, má sloučenina strukturu rezonačního hybridu skládající se z přispívajících struktur. Pro vztahy mezi jednotlivými přispívajícími strukturami se používá obousměrná šipka \longleftrightarrow . (Je nutné dát si pozor na rozlišení označení rezonance od označení rovnováhy \rightleftharpoons .)

Žádná vazba kyslík-uhlík uhličitánového iontu není ani jednoduchá ani dvojná, ale její charakter se nachází někde mezi těmito dvěma mezními možnostmi. Bohužel není k dispozici žádná reprezentace, která by tuto vlastnost znázornila, nicméně se v takových případech často používá linka a s ní paralelní tečkovaná linka pro každou částečnou vazbu.



Ačkoliv je použití teček pro vyjádření elektronů velmi názorné, je do jisté míry omezené. Lewisova teorie vazby má omezení pro vysvětlení třírozměrné struktury molekul, pro tento případ je lepší používat teorii atomových orbitalů.

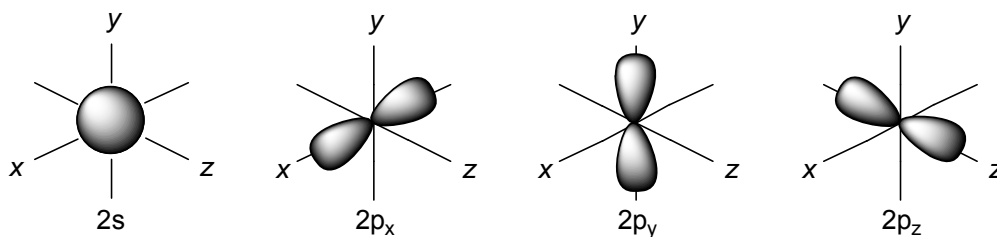
S rezonancí v organické chemii se setkáme v případě konjugovaných dvojných vazeb a u aromatických sloučenin (viz další kapitoly).

Příklady

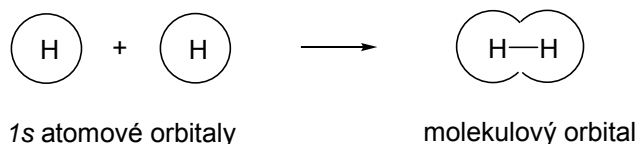
Jaké jsou tři ekvivalentní přispívající struktury nitrátového anionu NO_3^- ?

2.11. Orbitalová reprezentace vazby. Sigma (σ) vazba

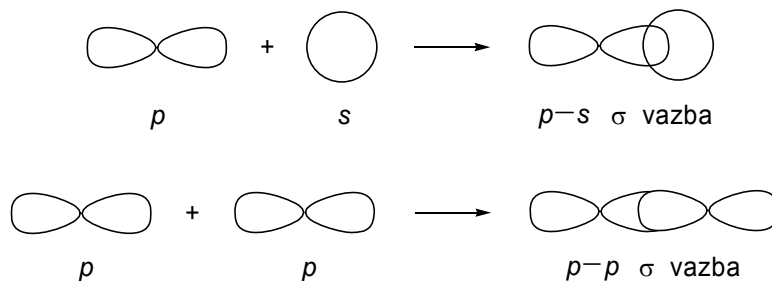
Každý atomový orbital zmíněný v části 2.1. má určitý tvar. Orbitaly s jsou kulové a elektrony, které je naplňují omezují svůj pohyb na sférické okolí atomového jádra. Tři p orbitály mají tvar osmiček, které jsou vzájemně kolmé a jsou orientovány podél tří os x , y a z .



Podle orbitalové teorie vazby se atomy spojují tak, že se jejich atomové orbitály překryjí a dojde ke vzniku vazby. Například, jestliže dva atomy vodíku vytvoří molekulu vodíku, jejich dva kulové s orbitály se spojí za tvorby nového orbitalu, který obklopuje oba atomy. Tento nový orbital obsahuje oba valenční elektrony (jeden od každého atomu vodíku). Stejně jako atomové orbitály, mohou molekulové orbitály obsahovat více než dva elektrony. V případě molekuly vodíku tyto elektrony se nachází hlavně mezi oběma atomy vodíku.

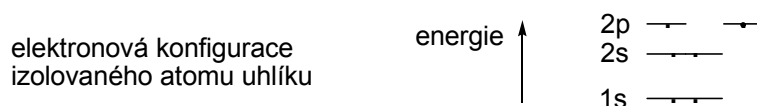


Orbital v molekule vodíku je symetrický podél osy procházející vazbou H–H. Takové orbitály se nazývají sigma (σ) orbitály a vazba se nazývá sigma (σ) vazba. Sigma vazby mohou také vzniknout překryvem s a p orbitalů nebo dvou p orbitalů.



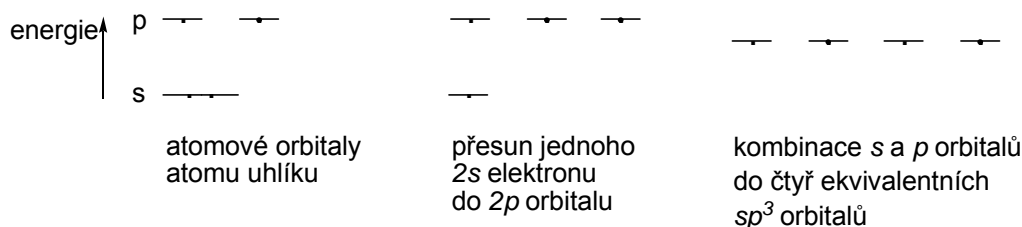
2.12. Elektronová konfigurace uhlíkového atomu

V izolovaném atomu uhlíku jsou elektrony uspořádány následovně: $1s$ orbital je zaplněný, a čtyři valenční elektrony jsou v $2s$ a dvou různých $2p$ orbitalech. Měřítka (stupnice) energie na levé straně vyjadřuje energii elektronů v jednotlivých orbitalech. Čím bude elektron dále od atomového jádra, tím větší bude jeho potenciální energie. $2s$ orbital je tak méně energeticky náročný než tři $2p$ orbitály, které mají stejnou energii a od sebe liší se pouze orientací v prostoru. Dva elektrony s největší energií jsou umístěny ve dvou různých $2p$ orbitalech, než aby se nacházely v jednom. To jim umožňuje, aby byly od sebe vzdáleny a snížila se tak jejich vzájemná repulze stejně nabitých částic.

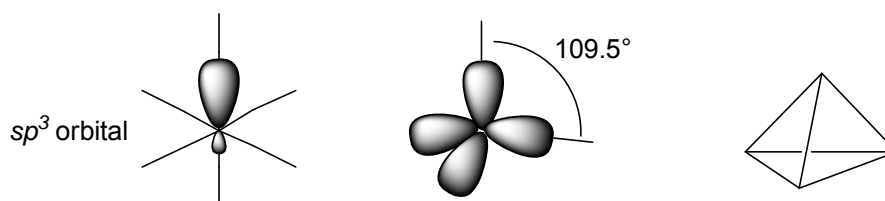


Tento stav však neplatí pro atomy uhlíku, který tvoří vazby s ostatními prvky. Například v methanu nebo tetrachlormethanu jsou čtyři jednoduché vazby a ty jsou ekvivalentní. To

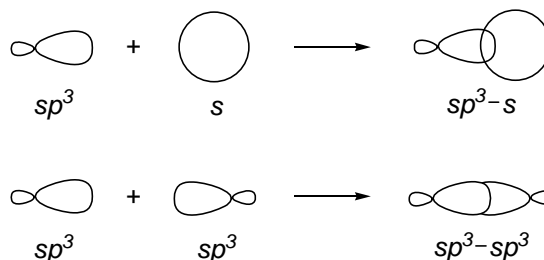
znamená, že musí dojít k nějaké změně v celkovém upořádání elektronů atomu uhlíku. Jedna z možností je donutit přesunout jeden elektron z $2s$ orbitalu do volného $2p$ orbitalu (prostřední obrázek). To sice stojí nějakou energii, ale její vynaložení je následně kompenzováno snížením repulzní energie mezi dvěma elektrony v $2s$ orbitalu. Nicméně tato situace rovněž není uspokojivá. Jsou sice k dispozici čtyři orbitály na tvorbu vazeb, ale nemají stejnou energii. Řešení této situace je ve smíšení s a p orbitalů ve čtyři stejné tzv. sp^3 hybridizované orbitály. Nazývají se tak, neboť jsou výsledkem spojení jednoho s a tří p orbitalů. Jejich energie je o něco menší než energie $2p$ orbitalů a větší než $2s$ orbitalu.



Tvar sp^3 orbitalů připomíná osmičku, která ale není souměrná. Elektrony jsou soustředěny do laloku, který směřuje dále od atomového jádra. Čtyři sp^3 hybridizované orbitály jednoho atomu uhlíku směřují do vrcholů pravidelného čtyřstěnu (tetraedru). Toto konkrétní geometrické uspořádání ukládá každý orbital jak nedál je možné od ostatních tří orbitalů, aby se mezi nimi minimalizovala repulze. Úhel, který svírají vždy dva orbitály mezi sebou je přibližně $109,5^\circ$.

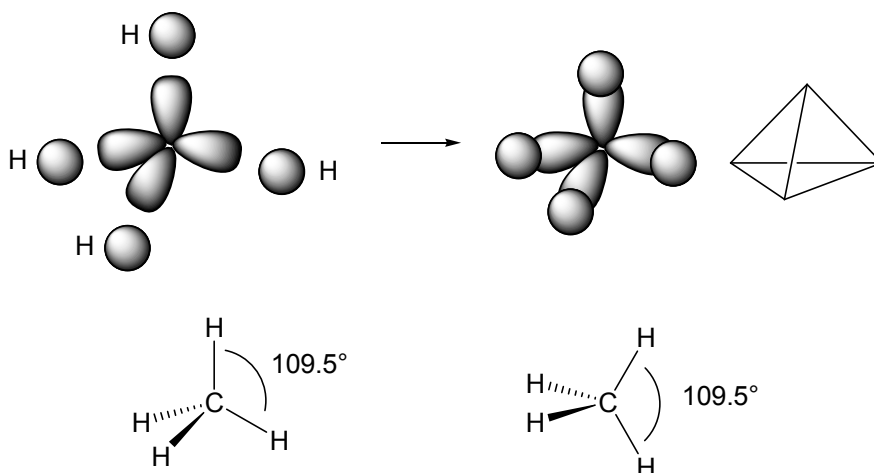


Hybridizované orbitály se mohou překrývat s jiným hybridizovanými orbitály nebo atomovými orbitály a tvořit sigma vazby.



2.13. Tetraedrický uhlík

Pomocí výše uvedených pravidel je možné určit jak se atom uhlíku spojuje s ostatními atomy, například s atomem vodíku. Atom uhlíku je spojen s každým atomem vodíku sigma (σ) vazbou, která vznikne překrytím sp^3 orbitalu s $1s$ orbitalem atomu vodíku. Čtyři σ -vazby směřují od jádra atomu uhlíku do vrcholů pravidelného čtyřstěnu. Tímto je minimalizována repulze každého elektronového páru s elektronovými páry sousedních vazeb. Tyto elektronové páry představované vazbami H–C–H svírají stejný úhel o $109,5^\circ$. Z toho vyplývá, že methan má čtyři sp^3-s C–H σ -vazby, které směřují do vrcholů pravidelného čtyřstěnu (tetraedru).

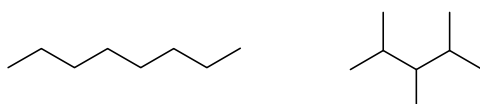


2.14. Klasifikace organických sloučenin podle struktury

V organické chemii se sloučeniny řadí do tří základních skupin látek: acyklické, cyklické a heterocyklické sloučeniny.

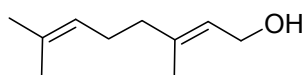
Acyklické sloučeniny

Acyklický znamená necyklický. Acyklické sloučeniny obsahují řetězce uhlíků, ale ne kruhy. Řetězce mohou být nerozvětvené a rozvětvené.



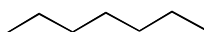
Příkladem nerozvětveného uhlíkatého řetězce je pentan, rozvětvený řetězec mají isopentan a neopentan (viz str. 11).

Acyklické sloučeniny nacházející se v přírodě



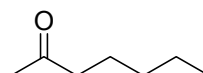
geraniol
(růžový olej)
t.v. 229-230°C

používá se ve voňavkářství



heptan
(nafta)
t.v. 98.4°C

uhlovodík který je součástí
benzínu a používá se jako
standard pro určování
oktanového čísla

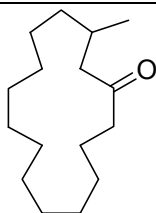


2-heptanon
(hřebíčkový olej)
t.v. 151.5°C

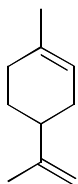
bezbarvá kapalina s ovocnou
vůní, je částečně odpovědná
za aroma rokföru

Karbocyklické sloučeniny Karbocyklické sloučeniny obsahují nejméně jeden kruh složený z atomů uhlíku. Nejmenší karbocyklická sloučenina má tříčlenný kruh a nazývá se cyklopropan.

Karbocyklické sloučeniny nacházející se v přírodě



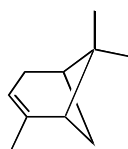
Muskon (pižmo)
t.t. 327-330 °C
používá se ve
voňavkářství



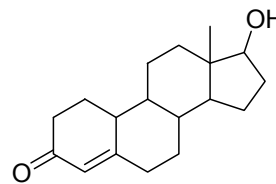
limonen
(citronový olej)
t.v. 178 °C



benzen
(nafta)
t.t. 5 °C,
t.v. 80 °C



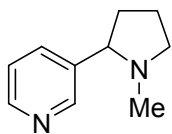
α-pinen
(terpentýn)
t.v. 156.2 °C



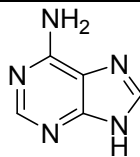
testosteron
(pohlavní orgány)
t.t. 155°C
samčí pohlavní hormon

Heterocyklické sloučeniny Heterocyklické sloučeniny tvoří třetí a největší skupinu organických látek. V heterocyklických sloučeninách musí být přinejmenším jeden neuhlíkový atom (tzv. heteroatom) přítomný v kruhu. Nejběžnější heteroatomy jsou kyslík, dusík a síra.

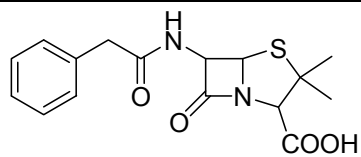
Heterocyklické sloučeniny nacházející se v přírodě



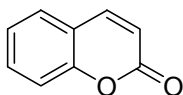
nikotin
t.v. 246°C
nachází se v tabáku



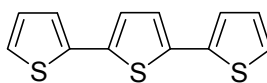
adenin
t.t. 360-365°C (rozklad)
jedna ze čtyř
heterocyklických bází DNA



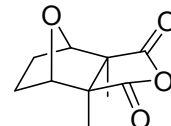
penicilin G
amorfní tuhá látka
antibiotikum



kumarin
t.t. 71°C
nachází se v travách a má
vůni čerstvě posečeného sena



α -terthienyl
t.t. 92-93°C
nachází se v některých
odrádkách měsíčků



kantaridin
t.t. 218°C
aktivní součást tzv. „španělských
mušek“

2.15. Hlavní funkční skupiny

	Struktura	Klasifikace	Příklad	Název
A. Funkční skupiny, které jsou součástí molekulové kostry				
	$\begin{array}{c} \diagup \\ \text{C}=\text{C} \\ \diagdown \end{array}$	alkeny	$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$	ethen (ethylen) <i>polymery</i>
	$-\text{C}\equiv\text{C}-$	alkyny	$\text{HC}\equiv\text{CH}$	ethyn (acetylen) <i>sváření</i>
B. Funkční skupiny obsahující O				
C-O vazba	$\begin{array}{c} \\ -\text{C}-\text{OH} \\ \end{array}$	alkoholy	$\text{CH}_3\text{CH}_2-\text{OH}$	ethanol (alkohol) <i>alkoholické nápoje</i>
	$\begin{array}{c} \quad \\ -\text{C}-\text{O}-\text{C}- \\ \quad \end{array}$	ethery	$\text{CH}_3\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2\text{CH}_3$	diethylether (ether) <i>anestetikum</i>
C=O	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ -\text{C}-\text{H} \end{array}$	aldehydy	$\text{H}_2\text{C}=\text{O}$	formaldehyd <i>konzervační čínidlo</i>
	$\begin{array}{c} \quad \text{O} \quad \\ -\text{C}-\text{C}-\text{C}- \\ \quad \quad \end{array}$	ketony	$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\underset{ }{\text{C}}}-\text{CH}_3$	aceton <i>rozpouštědlo</i>
C-O a C=O	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ -\text{C}-\text{OH} \end{array}$	karboxylové kyseliny	$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\underset{ }{\text{C}}}-\text{OH}$	kyselina octová <i>ocet</i>
	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \\ \quad \\ -\text{C}-\text{O}-\text{C}- \\ \quad \end{array}$	estery	$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\underset{ }{\text{C}}}-\text{OCH}_2\text{CH}_3$	ethylacetát <i>rozpouštědlo</i>
C. Funkční skupiny s N				
C-N vazba	$\begin{array}{c} \\ -\text{C}-\text{NH}_2 \\ \end{array}$	aminy	$\text{CH}_3\text{CH}_2-\text{NH}_2$	ethylamin
C \equiv N vazba	$-\text{C}\equiv\text{N}$	nitrily	$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{C}\equiv\text{N}$	akrylonitril <i>polymery</i>
D. Funkční skupiny s O a N				
	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ -\text{C}-\text{NH}_2 \end{array}$	amidy	$\text{H}_2\text{N}-\overset{\text{O}}{\underset{ }{\text{C}}}-\text{NH}_2$	močovina <i>hnojivo</i>
E. Funkční skupiny se S				
	$\begin{array}{c} \\ -\text{C}-\text{SH} \\ \end{array}$	thioly	$\text{CH}_3\text{CH}_2-\text{SH}$	methanthiol <i>hnijící zelenina</i>
	$\begin{array}{c} \quad \\ -\text{C}-\text{S}-\text{C}- \\ \quad \end{array}$	thioethery	$(\text{H}_2\text{C}=\text{HCH}_2\text{C})_2-\text{S}$	diallylsulfid <i>česnek, cibule</i>

Cvičení ke kapitole 2.1.

1. Nakreslete počet valenčních elektronů a určete valenci v následujících prvcích.

- a) kyslík b) uhlík c) fluor d) dusík e) neon f) bor

2. Pomocí Menděljevovi tabulky prvků určete zda se jedná o kovalentní nebo iontové sloučeniny.

- a) CO_2 b) BCl_3 c) NaBr d) IBr e) P_2O_5 f) Cl_2

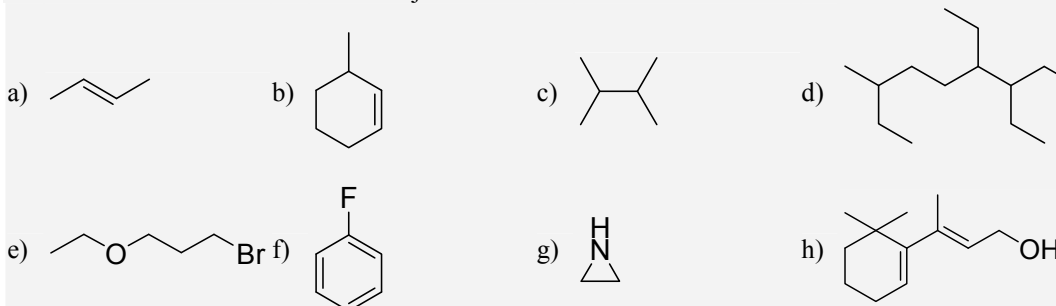
3. Nakreslete strukturní vzorce následujících sloučenin s kovalentní vazbou a určete, které obsahují polární vazby (označte polaritu správným umístěním symbolů δ^+ a δ^-).

- a) Br_2 b) CH_3Cl c) HF d) CH_4 e) CH_3OCH_3 f) PF_6

4. Nakreslete všechny možné strukturní vzorce sloučenin mající následující složení.

- a) C_3H_8 b) $\text{C}_3\text{H}_7\text{Cl}$ c) $\text{C}_2\text{H}_4\text{F}_2$ d) $\text{C}_4\text{H}_9\text{Br}$ e) $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_2$ f) $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$

5. Nakreslete sumární vzorce následujících sloučenin



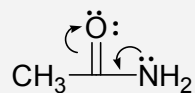
6. Nakreslete elektronové struktury následujících sloučenin.

- a) kyselina dusičná, HNO_3 b) kyselina dusitá, HNO_2 , c) formaldehyd H_2CO

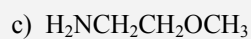
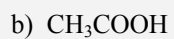
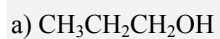
- d) kyanidový anion, CN^- e) oxid uhelnatý f) amoniový kation, NH_4^+

7. Nakreslete rezonanční struktury dusičnanového anionu NO_3^- .

8. Nakreslete strukturu látky vzniklé podle pohybu elektronů naznačených šipkami.



9. Nakreslete na kterých atomech jsou nesdílené elektronové páry.



10. Jakou strukturu bude mít silan SiH_4 , CCl_4 a CH_3OH .

11. Za pomoci tabulky v oddíle 2.15 nakreslete struktur následujících sloučenin.

