

Sila Brønstedových kyselín a zásad

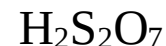
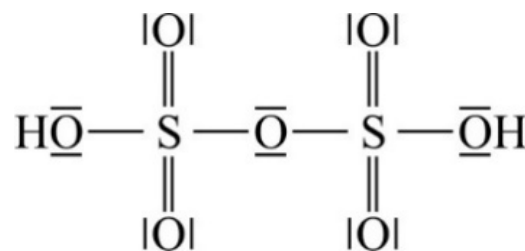
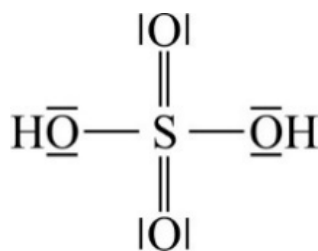
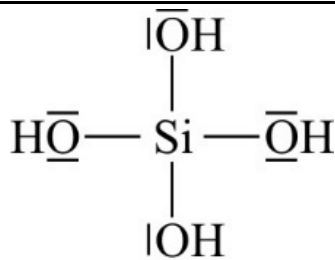
Doteraz sme neuviedli, prečo je HCl silnou kyselinou, zatiaľ čo HF je slabou? Prečo má etanol zanedbateľné kyslé vlastnosti?

Silu kyselín popisujú hodnoty ich ionizačných konštánt K_k , príp. ich pK_k . Majú však len relatívny význam, pretože ich sila závisí od použitého rozpúšťadla ako zásady. Pre určenia relatívnej sily kyselín sa budeme v tejto kapitole zaoberať vzťahom medzi molekulovou štruktúrou kyselín a zásad a ich silou.

Anorganické kyseliny delíme: **Bezkyslíkaté kyseliny** všeobecného vzorca H_nX tvoria prvky 16. ($n = 2$) a 17. skupiny ($n = 1$) periodickej sústavy. Bezkyslíkaté kyseliny, na rozdiel od kyslíkatých, neobsahujú hydroxylové skupiny $-OH$.

Kyslíkaté kyseliny (oxokyseliny) ďalej delíme na:

- kyseliny typu $X(OH)_n$ (vhodnejšie H_nXO_n) obsahujúce len skupiny $-OH$, napr. kyselina tetrahydrogenkremičitá $Si(OH)_4$,
- kyseliny typu $X_kO_m(OH)_n$ (vhodnejšie $H_nX_kO_{m+n}$), ktoré majú v molekule okrem skupín $-OH$ aj koncový atóm kyslíka, napr. kyselina sírová $SO_2(OH)_2$ (vhodnejšie H_2SO_4), alebo dihydrogendisírová $S_2O_5(OH)_2$ (vhodnejšie $H_2S_2O_7$).



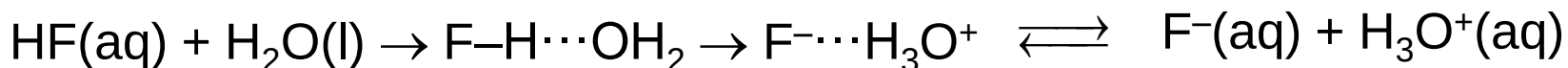
Bezokyslíkaté kyseliny

Sila **binárnych kyselín** H_nX vo vode môžu byť kvantitatívne vyhodnotená na základe výpočtov alebo získané vo veľmi zjednodušenej kvalitatívnej forme na základe úvah o energii väzby X–H.

Hydrid HX	HF	HCl	HBr	HI
kovalentný polomer X, r_k / pm	57	102	120	139
dĺžka väzby, $l(X-H)$ / pm	91,7	127,5	141,4	160,9
energia väzby, $E(X-H)$ / kJ mol ⁻¹	570	427	363	295
pK _k (HX)	3	-7	-9	-10

S rastúcim kovalentným polomerom atómu X rastie aj dĺžka väzby X–H a zároveň klesá jej energia. Z porovnania energií väzieb X–H vyplýva, že HF s najkratšou väzbovou dĺžkou je z uvedených hydridov vo vodnom roztoku najslabšou kyselinou (na roztrhnutie väzby F–H je potrebná najväčšia energia) a naopak, HI je najsilnejšou kyselinou: $HF \ll HCl < HBr < HI$.

HF je však oveľa slabšou kyselinou v porovnaní s ostatnými. Toto správanie môžeme vysvetliť nie len veľkou energiou väzby F–H, ale aj na základe schopnosti molekuly HF tvoriť vodíkové väzby $F-H \cdots OH_2$, ktoré spôsobujú vznik iónových párov $F^- \cdots H_3O^+$, ktoré znižujú koncentráciu voľných H_3O^+



Vo všeobecnosti teda o sile bezkyslíkatých binárnych kyselín H_2X a HX platí:

Sila binárnych kyselín H_2X a HX rastie v 16. a 17. skupine zhora nadol.

V periódach kovalentné polomery atómov X s rastúcim protónovým číslom pozvoľna klesajú a súčasne stúpa energia väzby $X-H$ v molekulách H_nX .

Zároveň sa však zmenšuje počet väzieb $X-H$. Uvedené faktory v konečnom dôsledku spôsobujú nárast kyslosti H_nX v perióde zľava doprava, tj. napr. v poradí: $SiH_4 < PH_3 < H_2S < HCl$.

Hydrid H_nX	CH_4	NH_3	H_2O	HF
kovalentný polomer X , r_k / pm	76	71	66	57
dĺžka väzby, $l(X-H)$ / pm	108,7	101,2	95,7	91,7
energia väzby, $E(X-H)$ / $kJ\ mol^{-1}$	439	450	497	570
$pK_k(HX)$			14	3

Sila binárnych kyselín H_nX prvkov 14. až 17. skupiny rastie v perióde zľava doprava.

Kyslíkaté kyseliny (oxokyseliny)

Oxokyseliny všeobecného vzorca $X_kO_m(OH)_n$ (vhodnejšie $H_nX_kO_{m+n}$) podliehajú vo vodnom roztoku ionizácii:



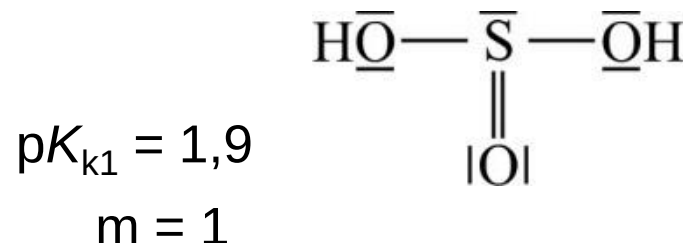
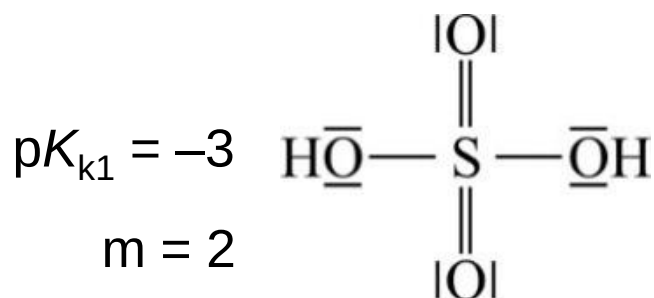
Ide o **ternárne** (trojprvkové) **oxokyseliny**. Ako vyplýva zo všeobecného vzorca $X_kO_m(OH)_n$, atóm H je vždy viazaný na atóm O. Na posúdenie sily oxokyselín sa musíme zaoberať posudzovaním veľkosti priťahovania väzbových elektrónov väzby O–H atómom X. Nasledujúce faktory zväčšujú toto priťahovanie:

Vysoká elektronegativita atómu X, napr. kyslosť kyselín HOX ($X = \text{Cl, Br a I, } m = 0 \text{ a } n = 1$) klesá v poradí: H–O–Cl ($pK_k = 7,5$) $>$ H–O–Br ($pK_k = 8,7$) $>$ H–O–I ($pK_k = 12,3$) v dôsledku klesajúcej elektronegativity atómu Cl (3,16) v porovnaní s atómom Br (2,96) a I (2,66).

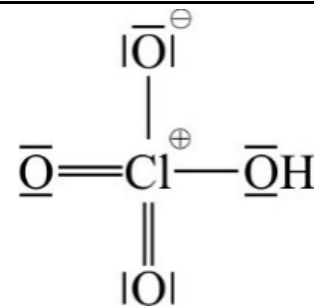
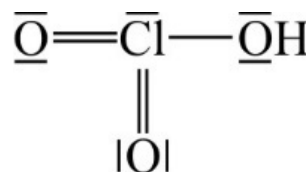
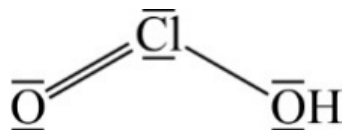
Počet koncových atómov O vyjadrený hodnotou m, napr. pre porovnanie sily kyselín H_2SO_4 a H_2SO_3 je potrebné zistiť počet a typy atómov viazaných na atómy S.

Vplyv hodnoty m na silu oxokyselín $H_nX_kO_{m+n}$

Veľmi elektroneg. koncové atómy kyslíka O majú tendenciu odťahovať elektróny z väzieb O–H, čoho dôsledkom je zoslabenie týchto väzieb a teda vzrast kyslosti molekuly. Pretože H_2SO_4 má 2 koncové atómy O a H_2SO_3 len 1, elektróny z väzieb O–H budú viac odťahované v prípade H_2SO_4 .



Poradie rastu kyslosti oxokyselín HOCl , HClO_2 , HClO_3 a HClO_4 rastie s počtom koncových atómov kyslíka, tj. s rastúcim form. nábojom na atóme Cl.



$$pK_k = 7,5$$

$$pK_k = 1,92$$

$$pK_k = -1,2$$

$$pK_k = -11$$

Sila (kyslosť) oxokyselín $H_nX_kO_{m+n}$ rastie s počtom koncových atómov O m .

Kyselina trihydrogenfosforečná obsahuje tri atómy H naviazané na atóm O, ktoré sú schopné sa odštiepiť. Je to teda trojsýtna kyselina, pre ktorú môžeme písať postupnú ionizáciu až do 1., 2. a 3. stupňa.

Ionizácia do 1. stupňa: $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{aq})$ $\text{p}K_{\text{k}1} = 2,1$

Ionizácia do 2. stupňa: $\text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{HPO}_4^{2-}(\text{aq})$ $\text{p}K_{\text{k}2} = 7,2$

Ionizácia do 3. stupňa: $\text{HPO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$ $\text{p}K_{\text{k}3} = 12,3$

Kyslosť jednotlivých častíc klesá v poradí: $\text{H}_3\text{PO}_4 > \text{H}_2\text{PO}_4^- > \text{HPO}_4^{2-}$.
Vysvetlenie: V 1. stupni odchádza protón od molekuly H_3PO_4 .

V 2. stupni odchádza H^+ od aniónu H_2PO_4^- , preto elektrost. priťahovanie iónov sťažuje jeho odštiepenie. V 3. stupni je odštiepenie ďalšieho H^+ najťažšie, pretože tento protón je potrebné oddeliť od aniónu HPO_4^{2-} .

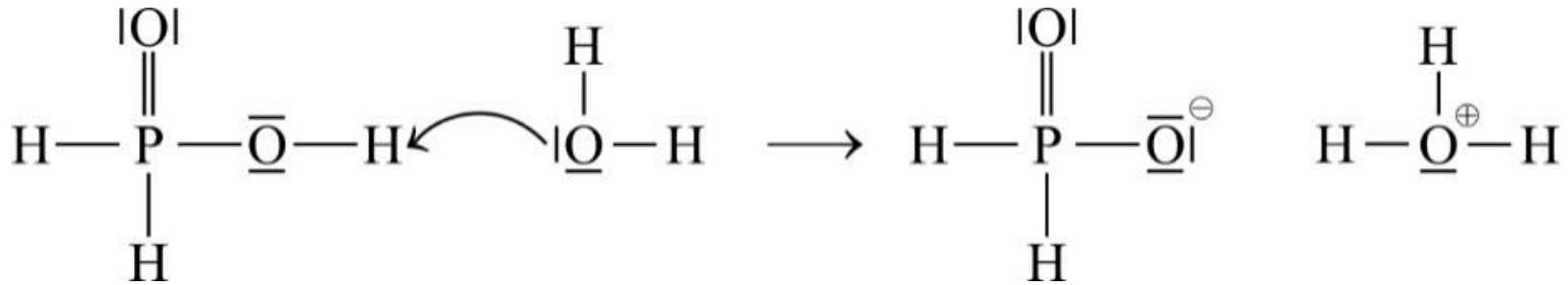
V prípade viacsýtnych binárnych kyselín, kde je atóm H viazaný bezprostredne na stredový atóm (napr. H_2S), je rozdiel medzi ion. konštantami oveľa väčší.

Ionizácia do 1. stupňa: $\text{H}_2\text{S}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{HS}^-(\text{aq})$ $\text{p}K_{\text{k}1} = 7,2$

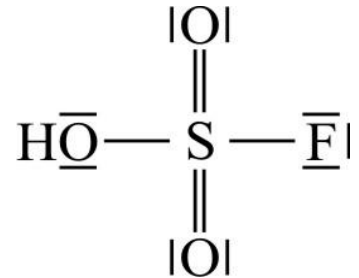
Ionizácia do 2. stupňa: $\text{HS}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{S}^{2-}(\text{aq})$ $\text{p}K_{\text{k}2} = 14,9$

Kyslosť viacsýtnych kyselín sa znižuje s rastúcim počtom odštiepených kationov vodíka. Tento trend je oveľa výraznejší v prípade ionizácie viacsýtnych binárnych kyselín.

V molekulách dosiaľ uvedených oxokyselín sú všetky atómy H viazané na O a počet atómov vodíka odpovedá sýtnosti kyseliny. Avšak v molekule H_3PO_2 je len jedna väzba O–H a preto je táto kyselina jednosýtna:

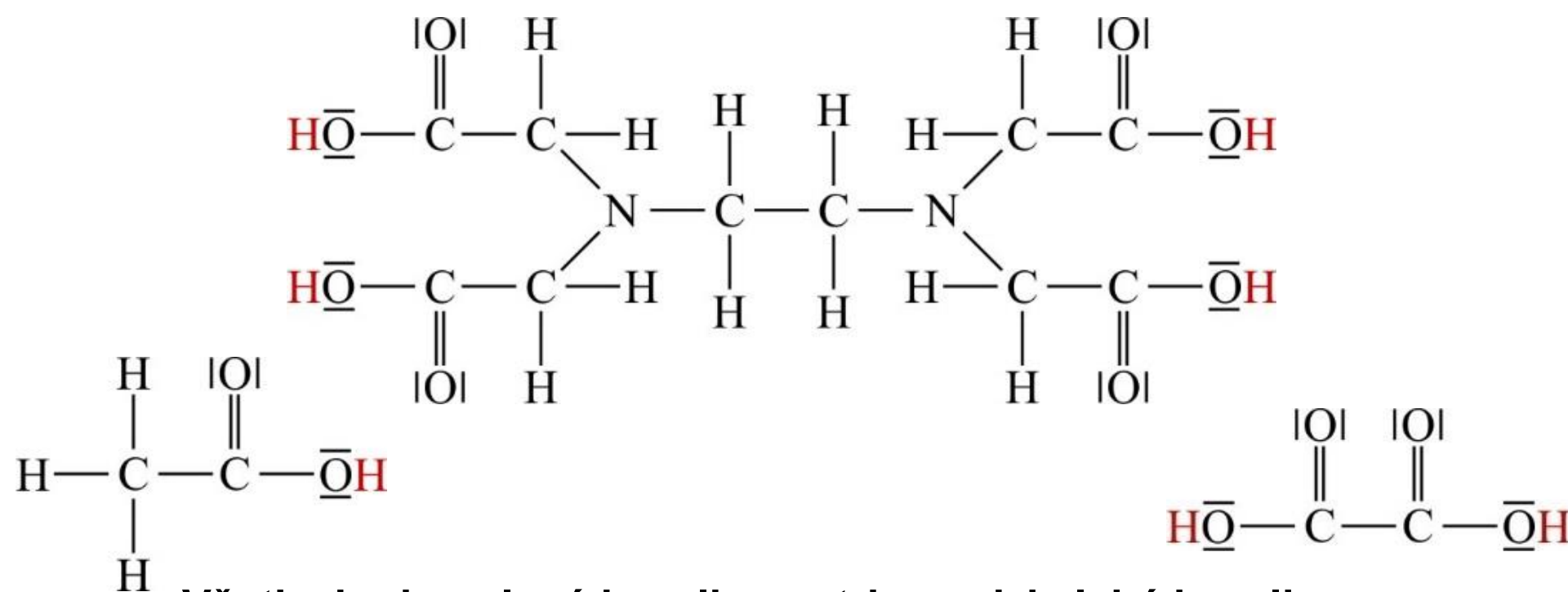


Silu kyselín výrazne zvyšuje aj prítomnosť elektronegatívnych atómov viazaných na stredový atóm. Napr. kyselina fluorosírová HSO_3F je vďaka posunu elektrónov $\text{H} \rightarrow \text{O} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{F}$, viac ako 1000-krát silnejšou než samotná kyselina sírová. Kyselina fluorosírová patrí medzi tzv. superkyseliny.

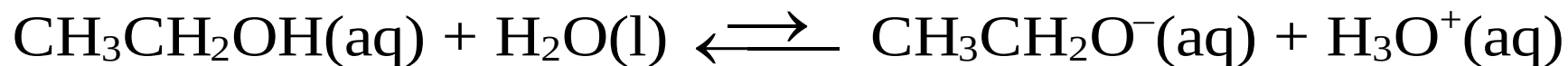
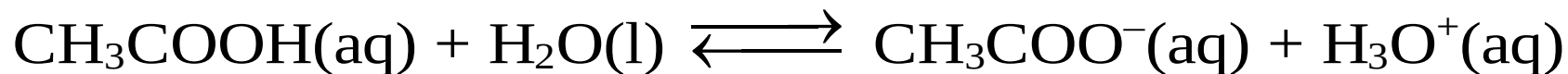
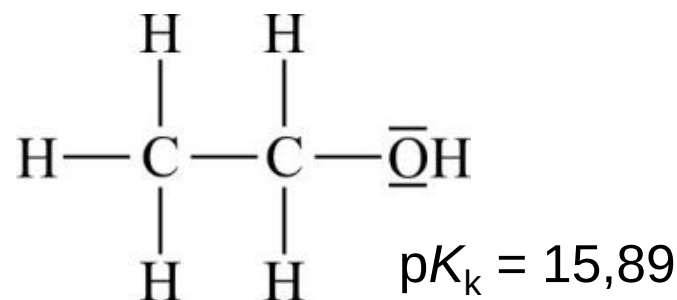
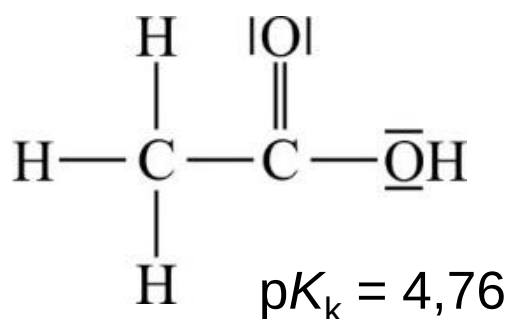


Organické (karboxylové) kyseliny

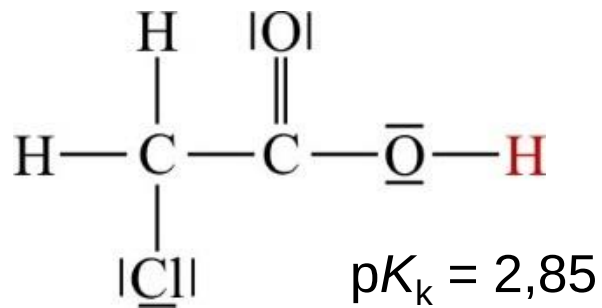
Kyslosť organických zlúčenín je najčastejšie spôsobená prítomnosťou karboxylovej skupiny ($-\text{COOH}$) a preto je relatívne jednoduché určiť jej sýtnosť. Kyselina octová (etánová), CH_3COOH je slabá jednosýtna kyselina. Kyselina šťaveľová (etándiová), $\text{HOOC}-\text{COOH}$ je príkladom slabej dvojsýtnej kyseliny. Príkladom štvorsýtnej karboxylovej kyseliny, často používanej v koordinačnej chémii, je slabá kyselina etyléndiamíntetraoctová (skr. H_4edta).



Všetky karboxylové kyseliny patria medzi slabé kyseliny.



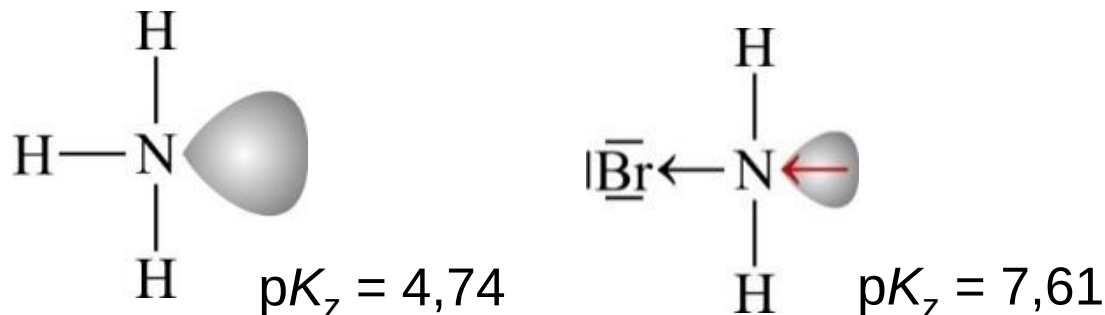
Dĺžka uhlíkového reťazca v karboxylovej kyseline má len malý vplyv na silu kyseliny. Napr. CH_3COOH ($K_k = 1,8 \cdot 10^{-5}$) je len o málo silnejšia ako $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_6\text{COOH}$ ($K_k = 1,3 \cdot 10^{-5}$). Avšak iné elektronegatívne atómy alebo skupiny atómov substituované na uhlíkovom reťazci môžu veľmi ovplyvniť silu kyselín. Ak napr. atóm Cl nahradí jeden atóm H na uhlíku metylovej skupiny kyseliny octovej vzniká kyselina chlóractová.



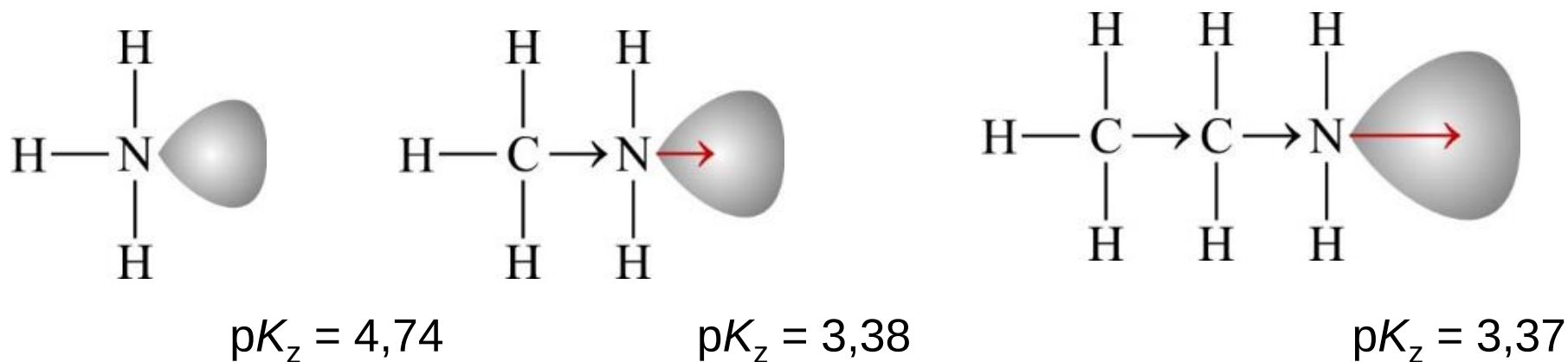
Veľmi elektronegatívny atóm chlóru odťahuje elektróny z väzby O–H. Táto zoslabená väzba ľahšie uvoľňuje H, čím je kyselina chloractová ($pK_k = 2,85$) silnejšia ako kyselina octová ($pK_k = 4,74$). Tento efekt sa podstatne znižuje s rastúcou vzdialenosťou substituovaného atómu od karboxylovej skupiny v molekule organickej kyseliny.

Sila zásaditých amínov

Čím elektronegatívnejší je substituent X v molekule amínu NH_2X , tým viac odťahuje elektróny z atómu N. V dôsledku toho, voľný elektrónový pár na atóme dusíka viaže protón slabšie, tj. daný amín je slabšou zásadou. Napr. brómamín NH_2Br ($\text{p}K_z = 7,61$) je slabšou zásadou ako amoniak ($\text{p}K_z = 4,74$):

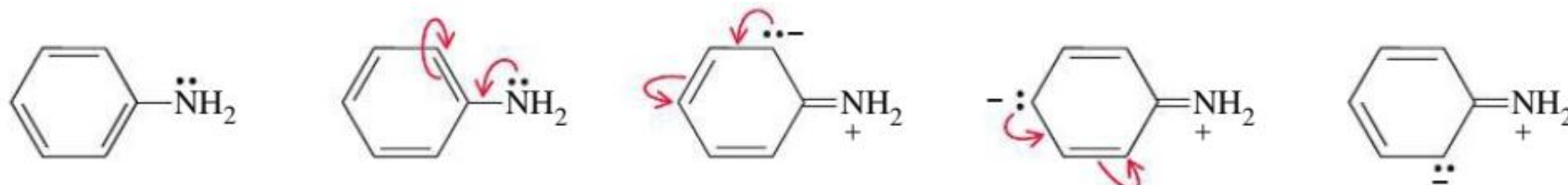


Naopak, alkylové substituenty (napr. metyl, etyl, a i.) majú schopnosť dodávať elektróny na atóm dusíka.



Arylové substituenty (napr. fenylyl a i.) majú schopnosť odťahovať elektróny z atómu dusíka. Takéto amíny sa nazývajú aromatické.

Napr. v molekule anilínu $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ je na atóm N naviazaná fenylová skupina – C_6H_5 , obsahujúca delokalizované elektróny. Ako vyplýva z nasledujúcich rezonančných štruktúr aromatického jadra, do delokalizácie sa zapája aj voľný elektrónový pár atómu N.



Tým výrazne klesá jeho schopnosť viazať H^+ . Uvedené odčerpávanie elektrónovej hustoty zo skupiny NH_2 spôsobuje, že anilín je oveľa slabšia zásada v porovnaní s cyklohexylamínom.



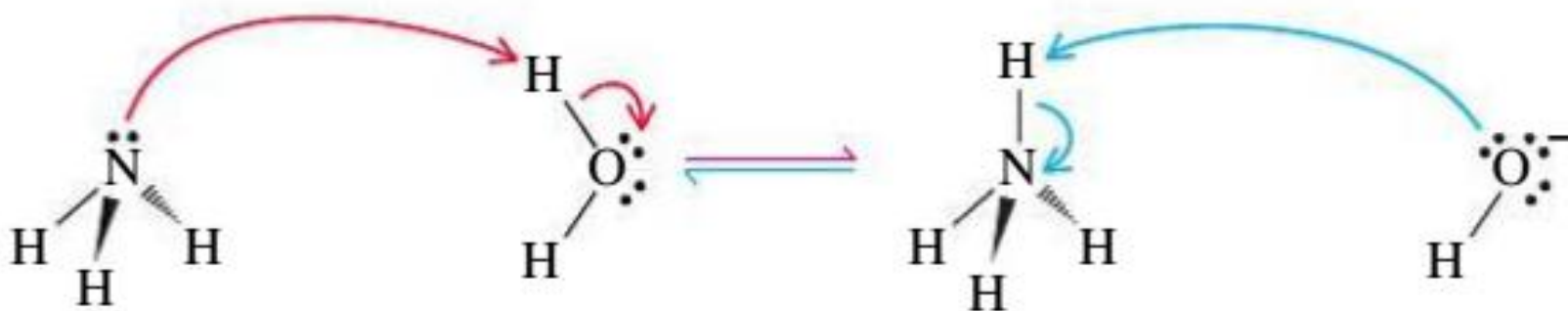
Podobne, v prípade pyridínu môžeme očakávať podstatne menšiu zásaditosť v porovnaní s piperidínom.



Lewisova teória kyselín a zásad

Lewisova teória vznikla v tom istom roku ako Brønstedova teória (1923). Je všeobecnejšia, pretože vzťah medzi K a Z nevníma ako prenos protónu, ale ako prenos elektrónového páru od donoru (Lewisovej zásady) na akceptor (Lewisovu kyselinu), pričom medzi donorom a akceptorom vzniká koval. väzba.

Uvedené podobnosti medzi Brønstedovou a Lewisovou teóriou si ukážeme na príklade ionizácie amoniaku vo vode:



V tomto prípade molekula NH_3 (LZ) je donorom elektrónového páru (presnejšie je to atóm N na ktorom je záporný parciálny náboj). Tento voľný elektrónový pár je poskytnutý jednému z atómov H (s kladným parciálnym nábojom) v molekule vody (akceptor elektrónového páru – LK). V priebehu uvedenej reakcie dochádza k heterolytickému rozštiepeniu väzby O–H tak, že väzbový pár ostáva na atóme O, čím vzniká anión OH^- . Donorový elektrónový pár z atómu dusíka vytvorí štvrtú kovalentnú väzbu N–H, čím vzniká kation NH_4^+ .

Ako príklady LK môžeme uviesť Ni^{2+} , Fe^{3+} , BF_3 , AlCl_3 , SiF_4 a pod. Podľa uvedenej definície niektoré kyseliny, napr. H_2SO_4 a HCl , nie sú LK, pretože nie sú akceptorom elektrón. páru. Avšak ionizáciou takýchto kyselín vzniká H^+ , ktorý už je LK, pretože je schopný tvoriť koord. väzbu s dostupným elektr. párom. Príkladmi LZ sú H^- , Cl^- , CN^- , OH^- , H_2O , NH_3 a pod. Vo všeobecnosti platí, že LZ, ktoré sú donorom voľného elektr. páru, sú súčasne aj BZ, pretože sú schopné prijať protón H^+ . To však už neplatí pre LK, pretože niektoré LK (napr. BF_3) nie sú schopné odštiepiť H^+ a reagovať ako BK.

**Lewisova kyselina je častica schopná prijať elektrónový pár
(je akceptorom elektrónového páru).**

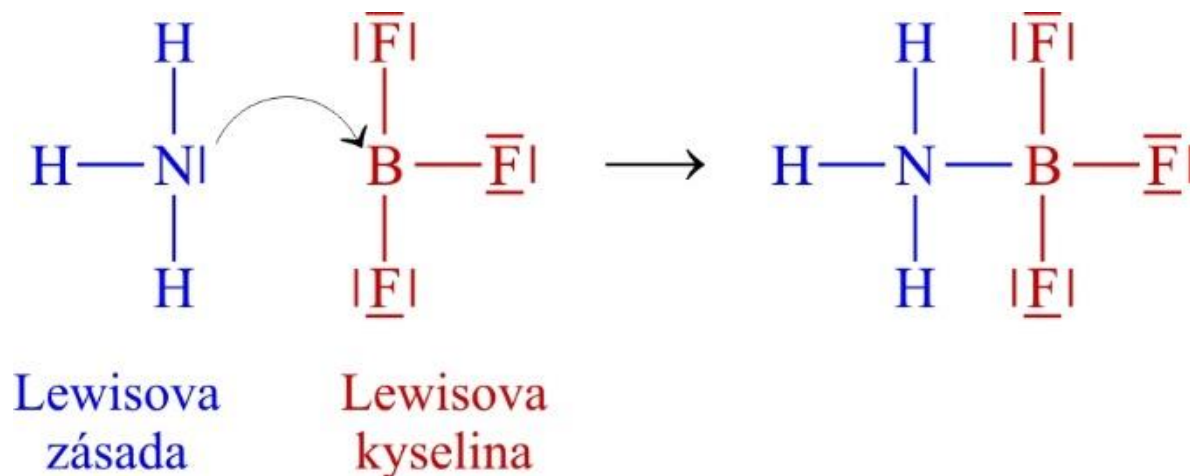
**Lewisova zásada je častica schopná poskytnúť elektrónový pár
(je donorom elektrónového páru).**

Reakcia medzi LK (A) a LZ (B) vedie k vzniku kovalentnej väzby medzi nimi. Produkt, ktorý vznikol sa nazýva **adukt** A-B : $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{A-B}$
Vzniknutá väzba medzi LK a LZ sa nazýva **koordinačná (donorovo-akceptorová) väzba**. LK sú **elektrofilné častice** s neobsadenými orbitálmi, ktoré môžu prijať elektrónové páry. LZ sú **nukleofilné častice**, ktoré majú dostupné voľné elektrónové páry na vzájomné zdieľanie.

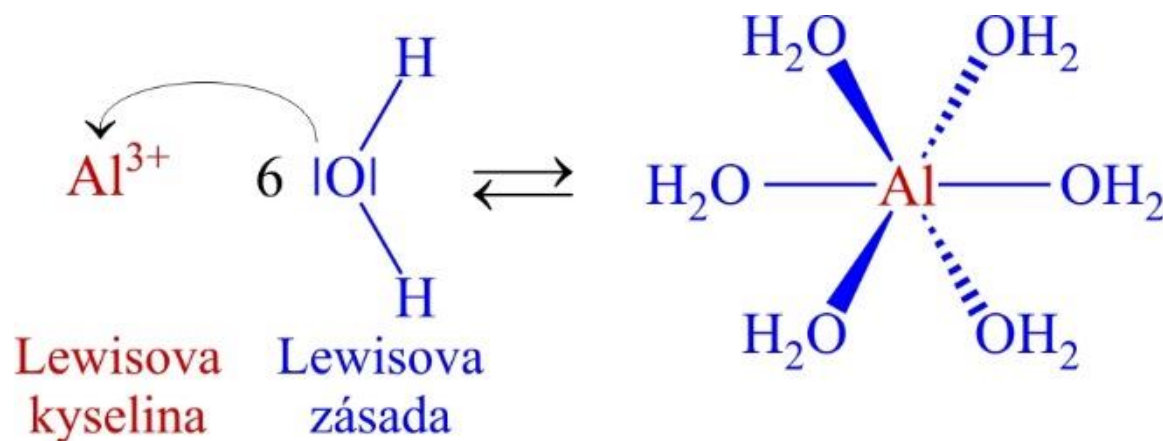
Reakciou medzi LK (akceptorom) a LZ (donorom) vzniká adukt, pričom medzi donorom a akceptorom vzniká kovalentná väzba.

Ako LK môžu reagovať napr.:

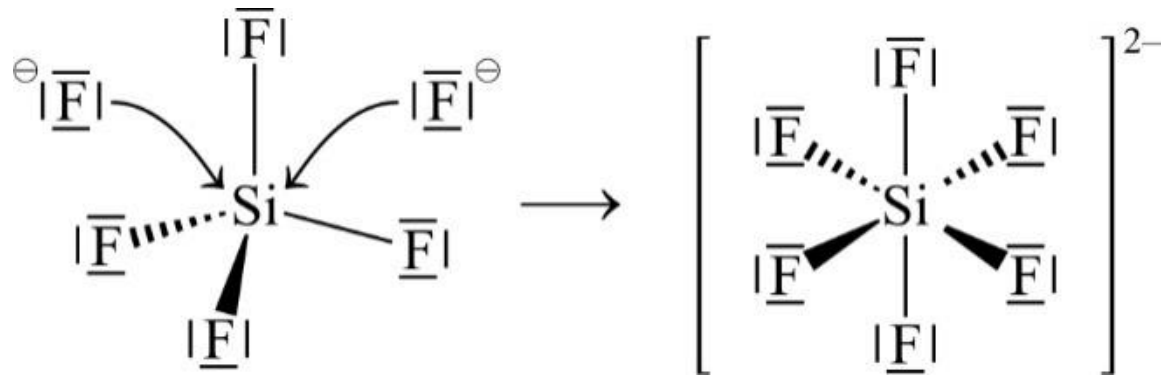
Častice s neúplnou valenčnou vrstvou obsahujúce prvok 2. periódy, (napr. BF_3).
Príkladom je reakcia medzi elektrónovo deficitnou molekulou BF_3 (LK) a NH_3 (LZ), ktorá v plynnom stave vedie k vzniku bielej tuhej zlúčeniny (aduktu) v dôsledku vzniku donorovo-akceptorovej väzby medzi atómami B a N.



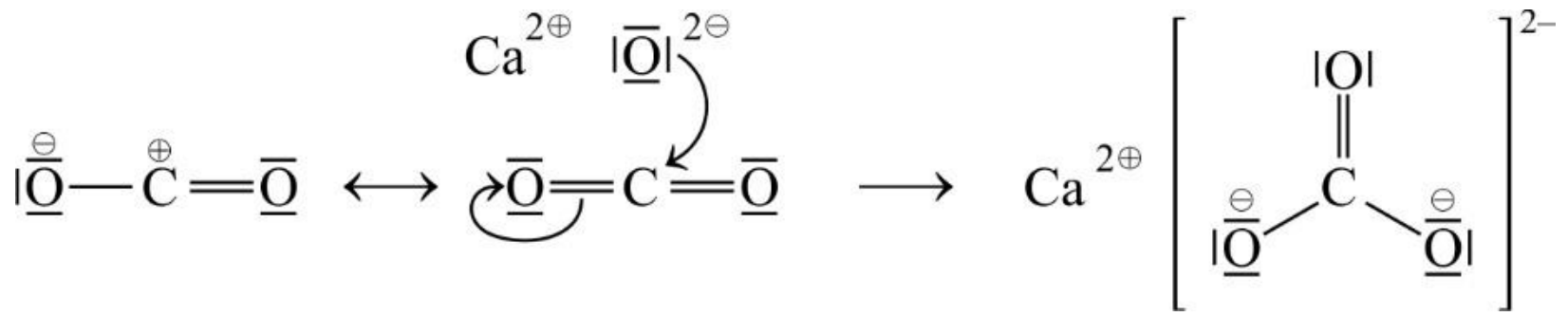
Katióny (napr. H^+ , Cu^{2+} , Fe^{2+} a Al^{3+}) a atómy kovov (napr. Ni, Fe a Co):



Častice s energeticky dostupnými neobs. orbitálmi, napr. SbCl_5 , PCl_5 a SiF_4 .

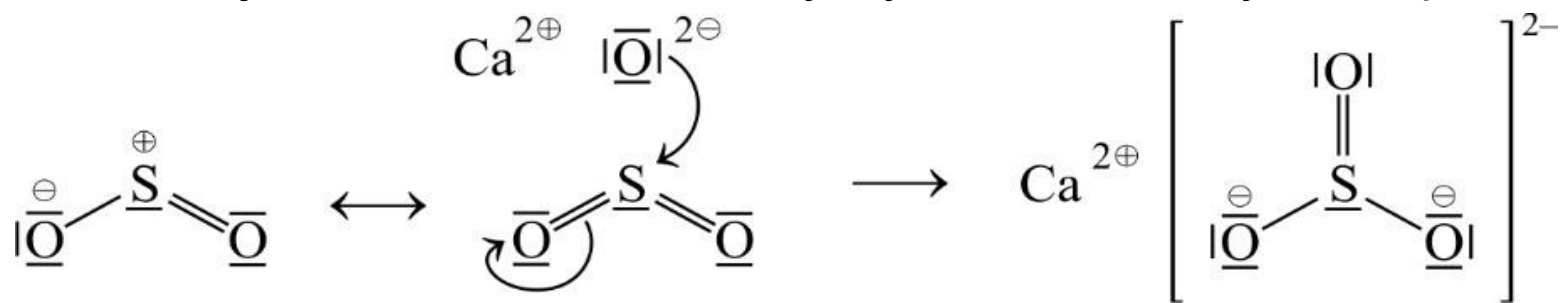


Častice obsahujúce násobné väzby, napr. CO_2 , SO_2 a SO_3 . Disociácia π -väzby , napr. v molekule CO_2 , umožňuje reakciu s aniónom O^{2-} (Lewisovou zásadou, napr. v CaO) za vzniku uhličitanového aniónu CO_3^{2-} :



Opis reakcie týmto spôsobom vyžaduje poznanie elektrónovej štruktúry CO_2 na základe teórie MO. Kombináciou niektorých z $2p$ orbitálov na atónoch C a O v molekule CO_2 dochádza k vzniku väzbových a protiväzbových molekulových π -orbitálov. Prázdny protiväzbový π^* -orbitál v molekule CO_2 je teda akceptorom voľného elektrónového páru aniónu O^{2-} .

Je zaujímavé, že SO₂ reaguje ako LK aj napriek tomu, že na atóme S je voľný elektrónový pár. Reakcie medzi tuhým CaO a plynom (CO₂ alebo SO₂) dokazujú, že podľa Lewisovej teórie sa K a Z môžu vyskytovať vo všetkých skup. stavoch.

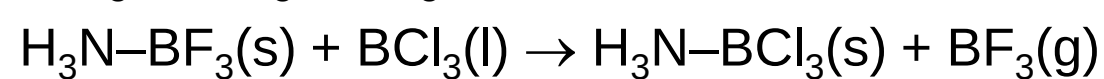


Sila Lewisových kyselín a zásad

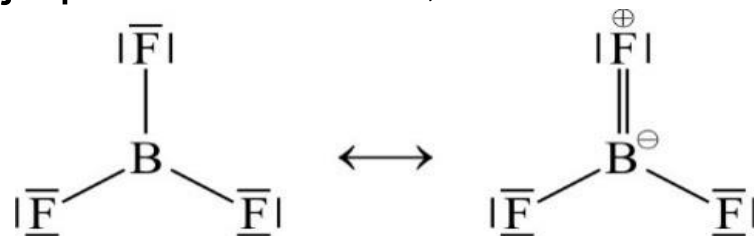
Sila LK a LZ vyjadruje ochotu K prijať elektrónový pár, resp. ochotu Z poskytnúť ho. Tieto acidobázické vlastnosti sú určené distribúciou elektrónov v príslušnej častici, ktorá je závislá nielen na stredových, ale aj na koncových atómoch.

Lewisova kyslosť molekúl MX₃ je daná aj povahou atómu M (jeho náb. hustotou). Preto napr. BCl₃ s menším atómom bóru je silnejšou LK ako AlCl₃ s väčším atómom Al. Akceptorové schopnosti LK sú závislé vo všeobecnosti na elektroneg. substit., ktoré ovplyvňujú nábojovú hustotu na stredovom atóme.

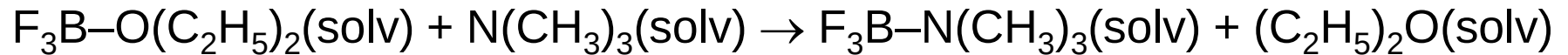
Napr. pre halogenidy BX₃ by mala nábojová hustota na atóme B rásť v poradí: BBr₃ < BCl₃ < BF₃. V laboratóriu sa však pozoruje priebeh reakcie,



Atóm F poskytuje neväzb. elektr. pár atómu B, čím sa jeho náb. hustota znižuje.



Pokiaľ ide o silu LZ, tá sa riadi v podstate rovnakými princípmi ako sila LK. To môžeme dokumentovať na príkladoch – NH_3 s menším atómom N má väčšiu zápornú nábojovú hustotu ako atóm P v PH_3 . Amoniak je preto silnejšia LZ ako fosfán PH_3 . Podobne, anión NH_2^- a anión NH^{2-} sú silnejšie zásady ako amoniak, pretože s rastom záporného náboja na atóme dusíka sa zvyšuje aj nábojová hustota. Amoniak a jeho deriváty (napr. trimetylamín, $\text{N}(\text{CH}_3)_3$) sú silnejšie zásady ako voda a jej deriváty (napr. dietyléter, $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$), čo možno dokumentovať na reakcii:



Príklad 12.63 Brønstedova a Lewisova teória kyselín a zásad

Sú všetky BZ súčasne aj LZ? Vysvetlite a uveďte dva príklady.

Odpoved':

Áno. Vo všeobecnosti platí, že BZ, ktoré sú schopné prijať protón (napr. CN^- a NH_3), sú súčasne aj LZ, ktoré sú donorom voľného elektrónového páru.

Príklad 12.64 Brønstedova a Lewisova teória kyselín a zásad

Sú všetky LZ súčasne aj BZ? Vysvetlite a uveďte dva príklady.

Odpoved':

Áno. Vo všeobecnosti platí, že LZ, ktoré sú donorom voľného elektrónového páru (napr. H_2O a CH_3COO^-) sú súčasne aj BZ, ktoré sú schopné prijať protón.

Príklad 12.65 Brønstedova a Lewisova teória kyselín a zásad

Sú všetky BK súčasne aj LK? Vysvetlite a uveďte dva príklady.

Odpoved':

Nie. Niektoré BK nie sú schopné prijať elektrónový pár a reagovať ako LK, napr. H_2SO_4 a HCl . V takom prípade je lepšie hovoriť, že BK vykazuje Lewisovu kyslosť, a nie, že sú LK.

Príklad 12.66 Brønstedova a Lewisova teória kyselín a zásad

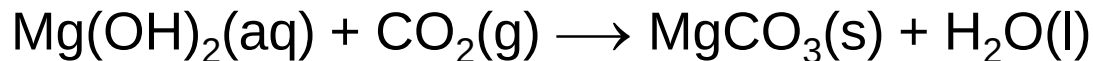
Sú všetky LK súčasne aj BK? Vysvetlite a uveďte dva príklady.

Odpoved':

Nie. Niektoré LK nie sú schopné odštiepiť H^+ a reagovať ako BK, napr. BF_3 a SiF_4 .

Príklad 12.69 Lewisova teória kyselín a zásad

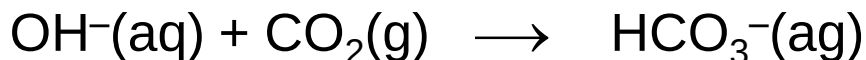
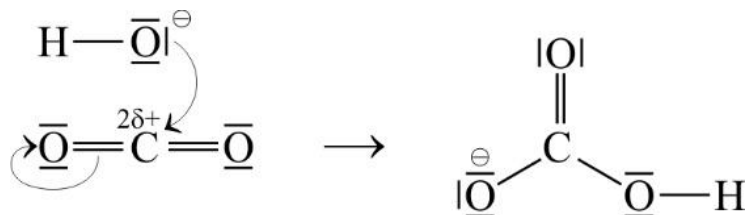
Na základe elektrónových štruktúrnych vzorcov vyjadrite presun elektrónovej hustoty, ktorý súvisí so vznikom a zánikom väzieb v dvojstupňovej reakcii



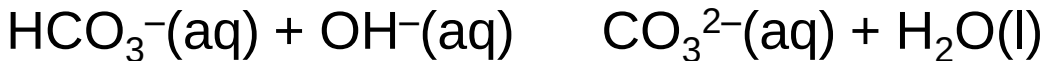
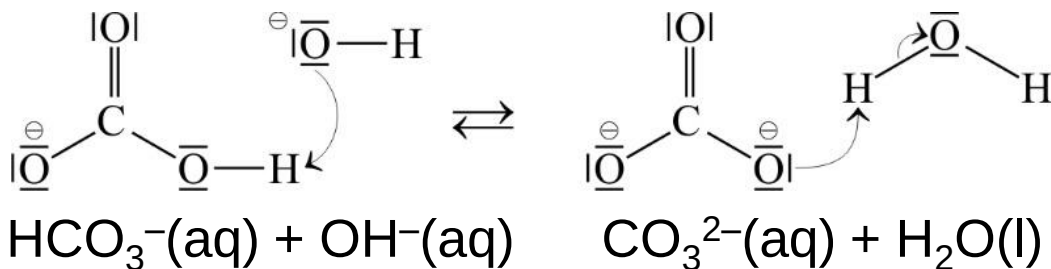
Vyznačte, ktorá látka je L/B kyselina a ktorá L/B zásada.

Odpoveď:

V prvom kroku reaguje hydroxidový anión s oxidom uhličitým



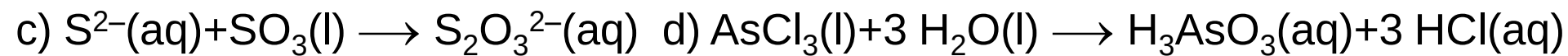
Presun π elektrónového páru, z väzby C=O na atóm kyslíka umožňuje jeho reakciu s LZ – hydroxidovým aniónom OH^- za vzniku aniónu HCO_3^- . V druhom kroku reaguje vzniknutý hydrogenuhličitanový anión s ďalším hydroxidovým aniónom



Tento krok je spojený len s prenosom protónu, ide teda o protolytickú reakciu Brønstedovej kyseliny HCO_3^- s Brønstedovou zásadou OH^- .

Príklad 12.74 Lewisova teória kyselín a zásad

Nakreslite elektrónové štruktúrne vzorce a vyznačte presuny elektrónových párov, ktoré spôsobujú vznik a zánik väzieb v nasledujúcich reakciách:

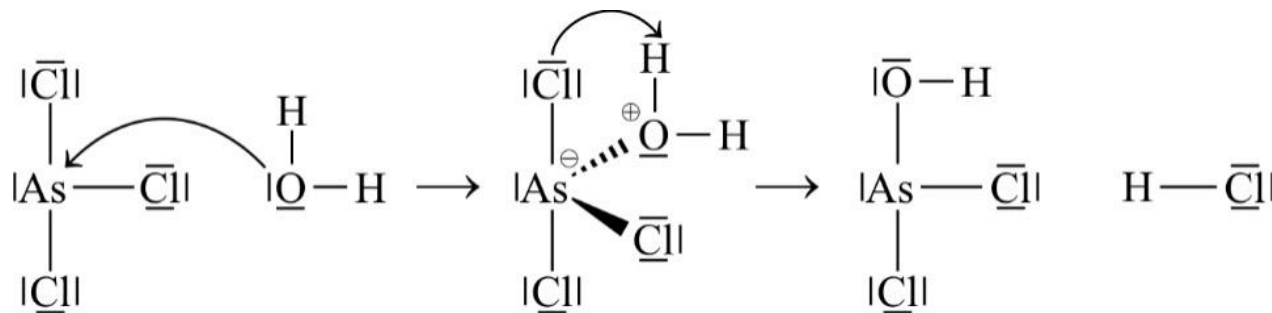


Vyznačte, ktorá látka je LK a ktorá LZ.

Odpoveď:

c) S^{2-} má oktet a reaguje ako LZ. Poskytuje voľný elektr. pár atómu S v SO_3 . SO_3 reaguje ako akceptor elektr. paru, tj. LK. Disociácia π -väzby v SO_3 umožňuje jeho reakciu s LZ, aniónom S^{2-} , za aniónu $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$.

d) Reakciu možno vysvetliť využitím d -orbitálov atómu As v AsCl_3 (LK) na adíciu H_2O (LZ) za vzniku nestáleho $\text{Cl}_3\text{As}-\text{OH}_2$. Násl. krokom je heterolytická disociácia väzby As-Cl, ktorá vedie k odštiepeniu Cl^- . Súčasne sa atóm H viazaný na trojväzbový atóm kyslíka, ktorého väzba je značne oslabená, odštiepi v podobe protónu, ktorý zreaguje s Cl^- za vzniku HCl .



Tento proces sa zopakuje ešte s 2 ďalšími molekulami vody. Konečnými je molekula H_3AsO_3 a tri molekuly HCl .