

УНИВЕРЗИТЕТ У КРАГУЈЕВЦУ
ФАКУЛТЕТ МЕДИЦИНСКИХ НАУКА



THE UNIVERSITY OF KRAGUJEVAC
FACULTY OF MEDICAL SCIENCES

ЕЛЕКТРОЛИТИ

РАСТВОРИ ЕЛЕКТРОЛИТА

Под *електролитима* подразумевамо супстанце чији водени раствори проводе једносмерну и наизменичну електричну струју.

У електролите спадају:

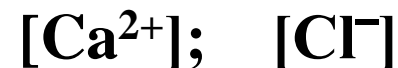
- **киселине,**
- **базе**
- **соли.**

Равнотеже у воденим растворима електролита

- 1) равнотеже у растворима *киселина и база (соли)***
- 2) равнотеже у растворима *комплекса***
- 3) равнотеже између *чврсте супстанце (талога)* и јона у раствору (*производ растворљивости*)**
- 4) *редокс* - равнотеже**

Раствори јонских једињења, $M^+A^-(c)$

- растварање јонских једињења у води је сложен процес током кога долази до разарања кристалне решетке и хидратације јона -



- дисоцијација -

- *степен хидратације* (јачина везе и број везаних молекула воде)

- *зависи од величине и наелектрисања јона* -

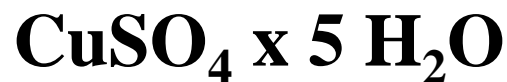
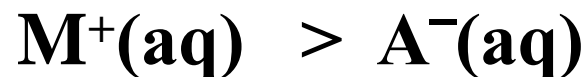
- *јаче су хидратисани мањи јони већег наелектрисања* -



хидратација расте \longrightarrow



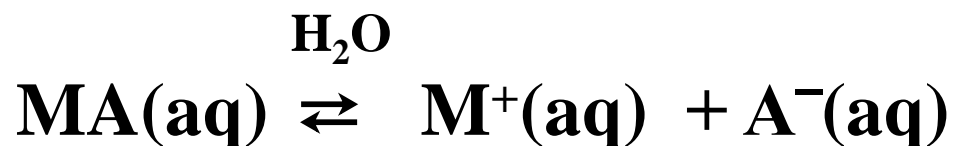
- катјони су јаче хидратисани од анјона



кристалохидрати

Раствори ковалентних једињења, МА

- *растворљивост ковалентних једињења у води зависи од поларности молекула, и хемијске реакције са молекулима воде*



Моларна проводљивост раствора

Моларна проводљивост, Λ , је проводљивост оне запремине раствора која садржи један mol растворене супстанце. Ако је то запремина од $V \text{ m}^3$, а сваки m^3 има проводљивост χ , следи да је веза између наведених проводљивости:

$$\Lambda = V \cdot \chi$$

Како је концентрација раствора који у $V \text{ m}^3$ садржи 1 mol супстанце:

добија се једначина која повезује концентрацију, специфичну и моларну проводљивост:

$$\Lambda = \frac{\chi}{c}$$

Разблаживањем раствора електролита моларна проводљивост се повећава све до граничне вредности која се зове **моларна проводљивост при бесконачном разблажењу**, а означава са Λ_{∞} или Λ_0 . Колрауш је емпиријски дошао до тзв. правила квадратног корена:

$$\Lambda = \Lambda_0 - a\sqrt{c} \quad (\text{ је константа за дати електролит}).$$

У случају слабих електролита зависност није линеарна, па се Λ_0 код њих одређује на основу *Колраушовог правила о независном путовању јона*, по коме при бесконачном разблажењу сваки јон даје свој допринос моларној проводљивости независно од утицаја других јона. Може се приказати следећим изразом:

$$\Lambda_0 = \lambda_+^0 + \lambda_-^0 \quad (\text{за 1-1 електролите})$$

$$\Lambda_0 = \nu_+ \lambda_+^0 + \nu_- \lambda_-^0 \quad (\text{за електролите који нису 1-1})$$

$$\Lambda_0(\text{CH}_3\text{COOH}) = \lambda_0(\text{H}^+) + \lambda_0(\text{CH}_3\text{COO}^-)$$

Предпостављено је да сваки јон у одређеном степену доприноси укупној моларној проводљивости раствора, независно од природе другог јона.

$$\lambda_0(KCl) = 150,0 = \lambda_0(K^+) + \lambda_0(Cl^-)$$

$$\lambda_0(NaCl) = 126,4 = \lambda_0(Na^+) + \lambda_0(Cl^-)$$

Разлика од 23,6 представља вредности

$\lambda_0(K^+) - \lambda_0(Na^+)$ и ова разлика је увек иста без обзира на природу анјона.

Моларна проводљивост зависи од концентрације.

Једињења која показују велику проводљивост (много јона присутних у раствору) зовемо **јаки електролити**,
а једињења мале проводљивости (мало јона присутних у раствору) зовемо **слаби електролити**

Степен дисоцијације електролита

Као мерило дисосованости неког електролита на јоне у раствору узима се **степен дисоцијације α** .

Дефинише се као *однос броја дисосованих молекула и укупног броја молекула електролита унетих у раствор:*

$$\alpha = \frac{N}{N_0}$$

где је N број молекула електролита који су дисосовали на јоне у раствору, а N_0 укупан број молекула електролита унетих у раствор, дакле пре дисоцијације.

Степен дисоцијације се може изразити и у процентима:

$$\alpha = \frac{N}{N_0} \cdot 100$$

Степен дисоцијације може имати вредности од 0 до 1, односно од 0% до 100%.

Вредност степена електролитичке дисоцијације зависи од:

- **врсте електролита**
- **врсте растварача**
- **концентрације електролита**
- **температуре**
- присуства у раствору других једињења која су способна за дисоцијацију
- и других физичко хемијских услова (притисак) и присуства других агенаса (светлост, електрично поље)...

Колигативне особине електролита

За растворе електролита uveden је корекциони фактор ***i*** који се назива ***изотонични коефицијент*** или ***Van't Hofov коефицијент***. Van't Hofov коефицијент ***i*** се дефинише односом:

$$i = \frac{\pi'}{\pi} = \frac{\Delta P'}{\Delta P} = \frac{\Delta T_m'}{\Delta T_m} = \frac{\Delta T_k'}{\Delta T}$$

$$\alpha = \frac{i - 1}{n_j - 1}$$

– укупан број јона који настаје дисоцијациом

Фактори који утичу на степен дисоцијације електролита

1. *Природа растварача*

Дисоцијација електролита на јоне у неком растварачу зависи у великој мери од поларности растварача.

Са повећањем поларности, односно диелектричне константе растварача повећава се и степен дисоцијације електролита.

На пример:

HCl у води је добро дисосована док у бензену не дисосује на јоне. Поларни молекули воде омогућавају хетеролитичко раскидање H—Cl везе при чему настају хидратисани H^+ и Cl^- јони

2. Природа растворене супстанце

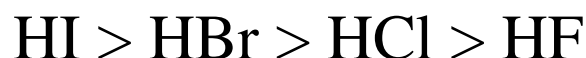
За јонске супстанце, као што су соли, у воденом раствору је нормално очекивати да су потпуно дисосоване на јоне.

Медјутим, на степен дисоцијације поларних ковалентних једињења утиче пре свега поларност веза унутар самог молекула поред још неких фактора.

На пример, код халогеноводоничних (халогенидних) киселина HX , где је X атом неког халогена F , Cl , Br или I , веза $\text{H}-\text{X}$ је изразито поларна па се очекује да су ове киселине у воденом раствору јаки електролити.

Разлика у електронегативности између водоника и флуора је највећа па би требало флуороводонична (флуоридна) киселина HF најјача киселина од свих халогеноводоничних (халогенидних) киселина.

Међутим, редослед је обрнут:

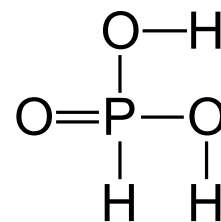
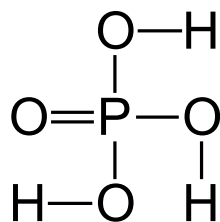
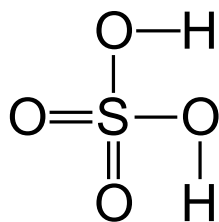


односно прве три киселине у воденом раствору се убрајају у јаке киселине док је HF чак слаба киселина.

Разлог за ову појаву:

- стварање водоичних веза код молекула HF
- величина јона

У кисеоничним ковалентним једињењима, као што су киселине и базе степен дисоцијације, зависи од поларности веза унутар једињења, односно разлике у електронегативности.



хетеролитички се раскидају O—H везе као најполарније везе а не N—O, S—O, P—O или P—H везе (у фосфорастој) иако су и оне поларне.

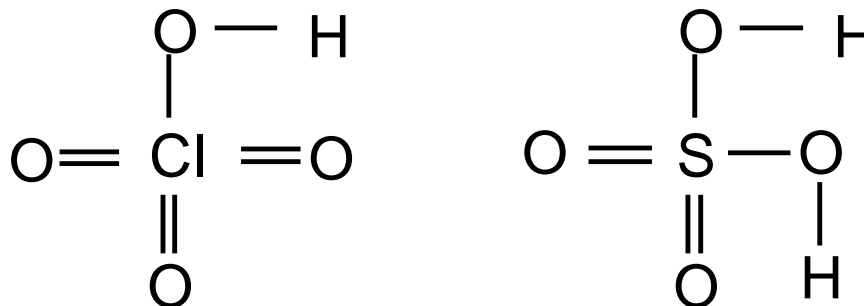
Ако дисоцијацију двобазне (двопротичне) сумпорне (сулфатне) киселине у воденом раствору прикажемо на следећи начин:



јасно је да ће у раствору бити више
хидрогенсулфатних јона, HSO_4^- , од сулфатних јона

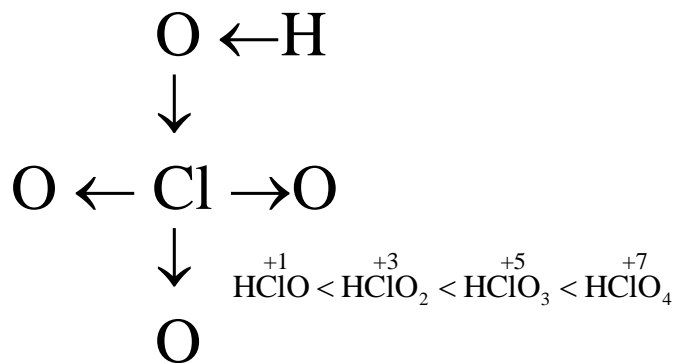
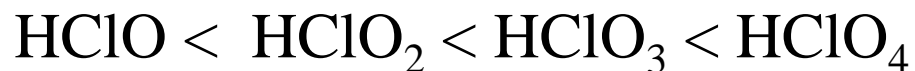
1. Електронегативност централног атома

На пример, HClO_4 је јача киселина од H_2SO_4 :



2. Присутство других электроотрицательных групп или атома.

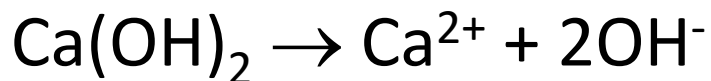
На пример, кислотост расте у низу:



Уколико је кисеоник везан за атом који је много мање електронегативности од водоника, као што су атоми алкалних и земноалкалних метала (сем Ве), хетеролитички ће се раскидати само М–О веза, а не и О–Н веза:



или

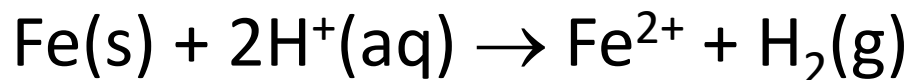


Уопштено можемо рећи када је електронегативност централног атома у молекулу већа од 1,7 (коефицијенти електронегативности по Полингу) дисоцијацијом се раскида O–H веза, а када је електронегативност мања од 1,7 раскида се веза између централног атома и кисеоника, односно дисоцијацијом настаје OH^- јон.

3. Концентрација електролита

Промена концентрације самог електролита у раствору у великој мери утиче на степен дисоцијације електролита.

На пример, концентрована сумпорна (сулфатна) киселина готово уопште није дисосована ($\alpha \approx 0$), због чега се концентрована сумпорна (сулфатна) киселина може чувати и транспортовати у судовима од гвождја с обзиром да нема слободних водоникових јона који би реаговали са гвожђем:



C_{HCl}	0,1	0,05	0,02	0,01	0,005	0,002	0,001
(mol/dm ³)							
α (%)	92	94,4	95,7	97,2	98,1	98,6	99

Повећање степена дисоцијације поларних ковалентних једињења је последица већег утицаја молекула поларног растварача (воде) јер у раствору мање концентрације поларни молекули једињења су окружени већим бројем поларних молекула воде чиме се олакшава хетеролитичко раскидање поларне ковалентне везе (дисоцијација) на јоне таквог молекула.

Код јонских једињења (соли на пример) иако су сви молекули потпуно дисосовани на јоне, јер и у чврстом стању су јони медјусобно одвојени, морамо говорити о **привидном степену дисоцијације**.

У реалним растворима јонских једињења степен дисоцијације одредјен експерименталним путем је мањи од очекиваног ($\alpha = 1$) због **асоцијације јонова**. Због велике концентрације јони су на довољно малим растојањима да могу медјусобно да се привлаче хидратисани катјони и ањони.

Са разблажењем асосовани хидратисани јони се окружују већим бројем молекула и могу да се медјусобно довољно удаље да привлачне силе постану занемарљиво мале па је у том случају експериментално одредјени степен дисоцијације једнак теоријском степену дисоцијације ($\alpha = 1$).

Концентрација јона у раствору електролита

Ако знамо концентрацију електролита, C , концентрацију јона који настају дисоцијацијом датог електролита израчунавамо преко следеће релације:

$$C_j = n_j \cdot \alpha \cdot C$$

Степен дисоцијације

Број јона који настаје дисоцијацијом једног молекула електролита

Концентрација јона

КИСЕЛИНЕ И БАЗЕ

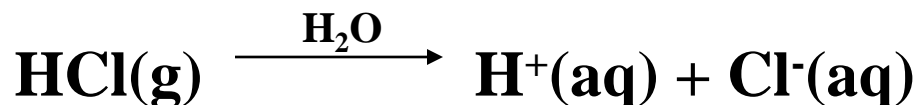
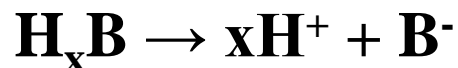
Шта су киселине и базе?

- ❖ **Аренијусова теорија**
- ❖ **Бренштед-Лоријева теорија**
- ❖ **Луисова теорија**

АРЕНИЈУСОВА ТЕОРИЈА

Киселине су неутрална једињења која при растварању у води

јонизују дајући H^+ јоне и одговарајуће негативне јоне:



- Аренијус је говорио о постојању хидроген јона – H^+ .
- Данас се сматра да H^+ може постојати у води само као

H_3O^+ , хидронијум јон



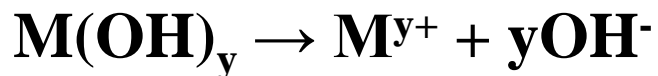
Монопротичне киселине:

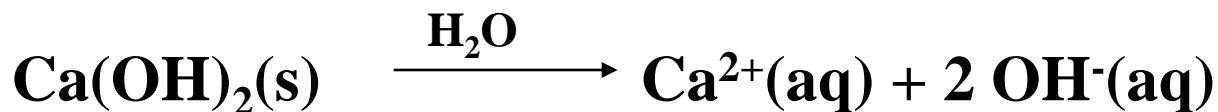
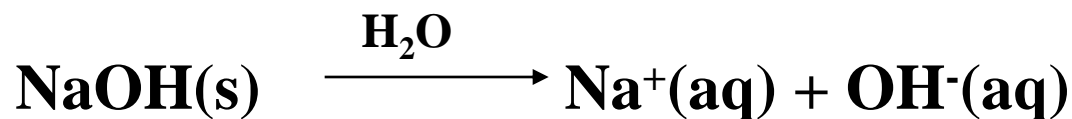


Дипротичне киселине:



Базе су неутрална једињења која дисоцијацијом или јонизацијом у води дају хидроксидне, OH^- јоне и позитивне јоне:

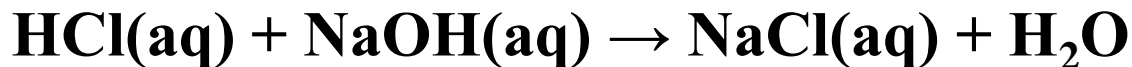




Киселине: HCl, HCN, H₂SO₄ ...

Базе: NaOH, KOH, Ca(OH)₂ ...

**Ако се раствори HCl(aq) и NaOH(aq) помешају у односу
молова 1:1**



Киселе и базне особине раствора нестају и дешава се кисело-базна неутрализација.

Неутрализација киселина и база може се објаснити реакцијом два јона:



Ова дефиниција киселина и база трајала је 40-так година!

Теорија је довела до увођења појмова

- *јака и слаба киселина*
- *јака и слаба база*
- *константе дисоцијације.*

БРЕНШТЕД-ЛОРИЈЕВА ТЕОРИЈА

Киселине су супстанце (молекули или јони) које дају протон, а базе су супстанце које примају протон.

Дисоцијација(јонизација) воде:



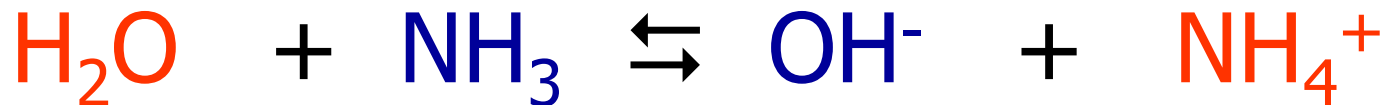
-
- Кад нека киселина отпусти протон настане коњугована база која може да прими протон.



- Кад нека база прими протон настане коњугована киселина која може да отпусти протон.



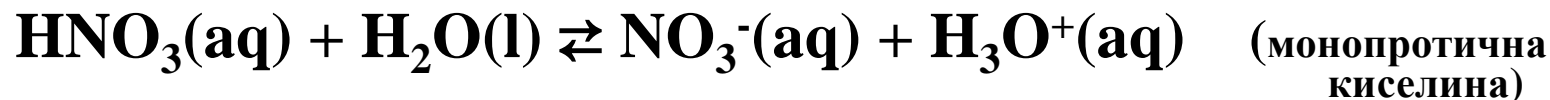
- Кад саберемо реакције добијемо кисело/базну реакцију или реакцију неутрализације.



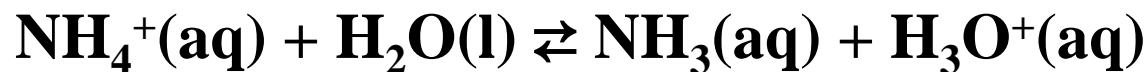
- Степен до којег ће се реакција одвијати зависи од способности база да приме протон или киселина да отпусте протон.

Киселине могу бити:

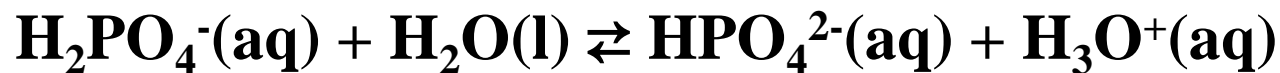
- неутрални молекули**



- позитивни јони**

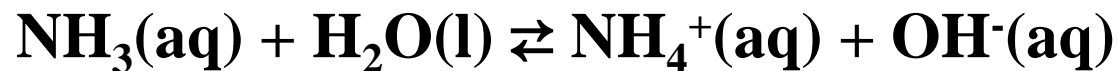


- негативни јони**

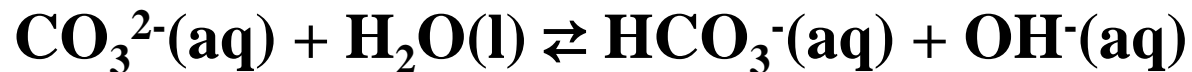


Базе могу бити:

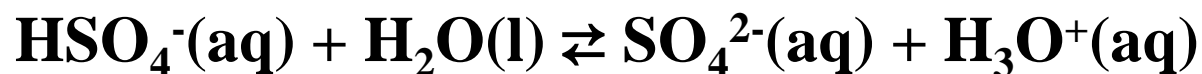
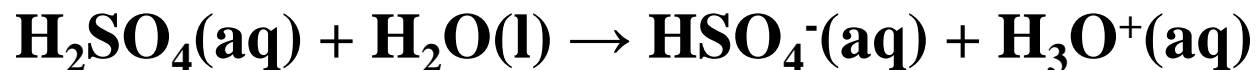
- неутрални молекули



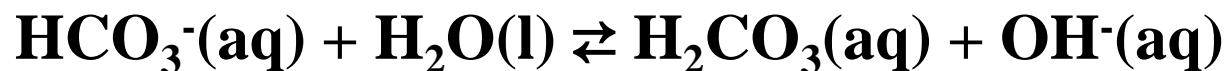
- негативни јони



Полипротичне кислине:



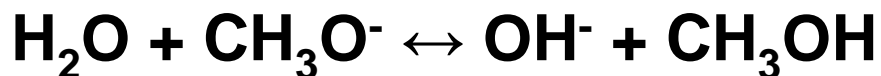
Полипротичне базе (ањони полипротичних киселина):



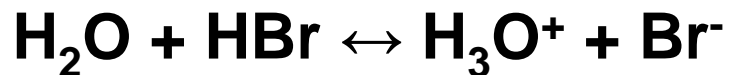
Амфотрне супстанце

Амфотерне супстанце (амфолити) су супстанце које могу да буду и **киселине** и **базе** (могу да отпусте или да приме протон), зависно од другог реактанта.

Молекул воде:



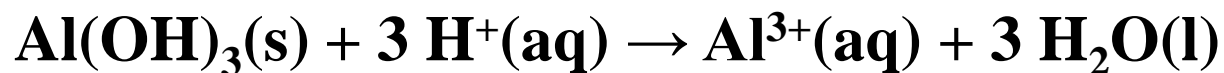
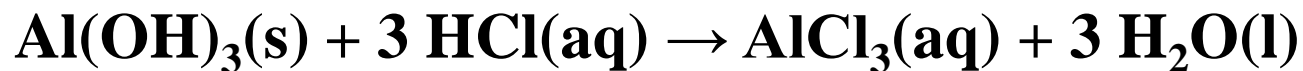
kiselina **baza**



baza **kiselina**

Al(OH)₃

Базне карактеристике

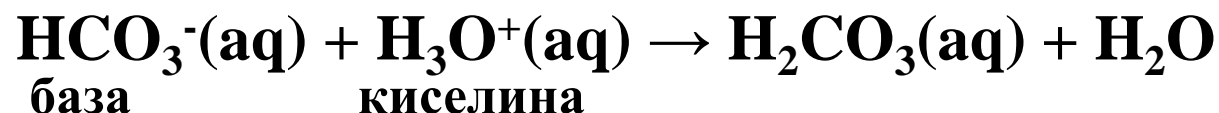
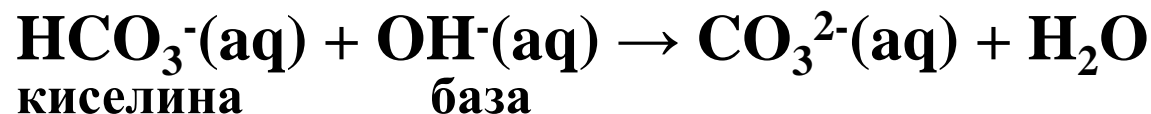


Киселе карактеристике



Амфотерност показују:

- неки јони

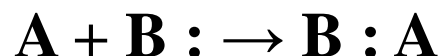


- аминокиселине и беланчевине

Потиче од $-\text{NH}_2$ (амино) и $-\text{COOH}$ (карбоксилне) групе

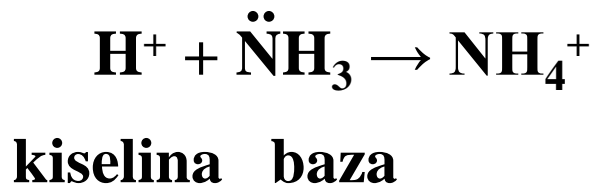
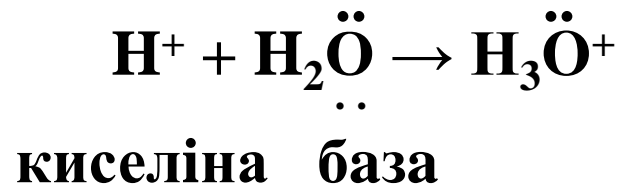
ЛУИСОВА ТЕОРИЈА

Киселине су супстанце које могу да приме електронски пар, а базе су супстанце које дају електронски пар.



Настаје кисело-базни комплекс, а хемијска веза је ковалентно координативна.

Пример Луисове кисело базне реакције:



Луисове базе могу бити:

- анјони: F^- , CN^- **
- неутрални молекули: NH_3 , H_2O **

Луисови кисело-базни комплекси играју виталну улогу у природи.

Кисеоник из плућа у организам уноси се у форми Луисовог кисело-базног комплекса између O_2 и Fe^{3+} , као хемоглобин или миоглобин.