

Неорганска хемија (Б ниво)

Валентин Мирчески

Содржина

1. Електролити и рамнотежи во раствори на електролити (4 часа)

- Теории за киселини и бази (Арениус, Бренстед и Лори, Луис)
- Конјугиран пар киселина-база
- Релативна јачина на киселините и базите
- Дисоцијација на водата, јонски производ
- pX , индикатори
- Рамнотежи во раствори на слаби киселини и бази
- Хидролиза на соли
- Пуфери
- Производ на растворливост

2. Електрохемија (4 часа)

- Редокс реакции
- Изедначување на редокс равенки со електронска шема
- Видови редокс процеси
- Редокс рамнотежи
- Галванска ќелија
- Електромоторна сила
- Стандарден редокс потенцијал
- Ќелија за електролиза

3. Систематика на елементите: Алкални метали

- електронска конфигурација
- особини на атомите (атомски радиус, електронегативност,
- енергија на јонизација, редокс потенцијал)
- преглед на поважните соединенија
- биохемија на алкалните метали
- транспорт на K^+ и Na^+ низ биолошки мембрани
- улога на K^+ и Na^+ во преносот на нервни дразби
- биоелектричен потенцијал

4. Земноалкални елементи

- електронска конфигурација
- заеднички особини (атомски радиус, електронегативност,
- енергија на јонизација, редокс потенцијал)
- преглед на поважните соединенија
- биохемија на магнезиум и калциум
- биоминерали

5. Трета Б група елементи

- електронска конфигурација
- особини на атомите (атомски радиус, електронегативност, енергија на јонизација, редокс потенцијал)
- структура на елементарните чисти супстанции
- преглед на поважните соединенија
- оксидациона состојба +1
- оксидациона состојба +3
- биохемија на елементите
- врска на Ал со Алцхајмерова и Паркинсонова болест

6. Четврта Б група елементи

- електронска конфигурација
- особини на атомите (атомски радиус, електронегативност, енергија на јонизација, редокс потенцијал)
- структура на елементарните чисти супстанции
- преглед на поважните соединенија
- оксидациони состојби -4, -2, +4 и +2
- улога на јаглородната киселина во одржување на рН на крвта
- улога на јаглородната киселина во преносот на кислород

7. Петта Б група елементи

- електронска конфигурација
- особини на атомите (атомски радиус, електронегативност, енергија на јонизација, редокс потенцијал)
- структура на елементарните чисти супстанции
- преглед на поважните соединенија
- соединенија со негативен оксидационен број
- соединенија со позитивен оксидационен број
- степен на оксидација +5
- биохемиски аспекти на соединенијата на елементите на петтата Б група

8. Шеста Б група елементи

- електронска конфигурација
- особини на атомите (атомски радиус, електронегативност, енергија на јонизација, редокс потенцијал)
- структура на елементарните чисти супстанции
- преглед на поважните соединенија
- оксидациона состојба -2
- оксидациона состојба +4
- оксидациона состојба +6
- оксидациона состојба -1 (водород пероксид)
- оксидациона состојба -0,5 (супероксиди)
- биохемиски аспекти на соединенијата супероксидниот јон
- супероксид дисмутаза

9. Седма Б група елементи

- електронска конфигурација
- особини на атомите (атомски радиус, електронегативност,
- енергија на јонизација, редокс потенцијал)
- структура на елементарните чисти супстанции
- преглед на поважните соединенија
- оксидациона состојба -1
- соединенија со позитивен оксидационен број
- биохемиски аспекти на халогените елементи
- улога на хлоридните јони во деоксигенирањето на
- хемоглобин: хлоридно поместување

10. Водород

- електронска конфигурација
- особини на атомот на водород (атомски радиус,
- електронегативност, енергија на јонизација, редокс
- потенцијал)
- својства на водородот
- соединенија со оксидациона состојба +1
- нова економија базирана на гасовит водород

11. Преодни елементи

- електронска конфигурација
- особини на атомите (атомски радиус, електронегативност,
- енергија на јонизација, редокс потенцијал)
- оксидационски состојби
- магнетни својства

1. Електролити и рамнотежи во раствори на електролити (4 часа)

Теорија за киселини и бази

● Дефиниција за киселини и бази според Arrhenius:

- **Киселини**: супстанции коишто растворени во вода генерираат протони, H^+ .
- **Бази**: супстанции коишто растворени во вода генерираат хидроксидни јони, OH^- .

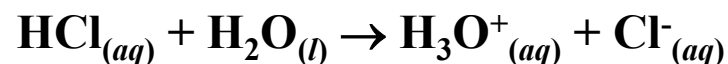
Дефиницијата на Arrhenius се однесува на водни раствори, и го потенцира постоењето на H^+ и OH^- јоните.

Протон-трансфер реакции (Протолитички реакции)

- пр. HCl е Арениусова киселина. Таа во вода дисоцира според реакцијата:
- (H_2O)



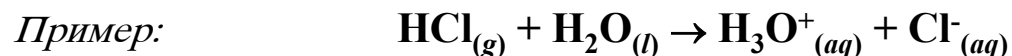
Дисоцијацијата на киселината во вода во суштина вклучува трансфер (пренос) на протон од киселината на водата.



- **Дефиниција за киселини и бази според Bronsted и Lowry:**

- **Киселини:** супстанции што се способни да пренесат (предадат) протон на друга супстанца.
- **Бази:** супстанции што може да примат протони од друга супстанца.

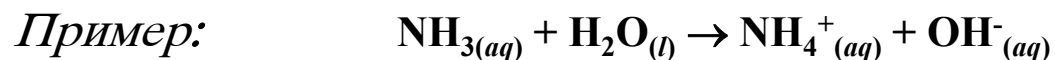
- Според оваа дефиниција, акцент се става на **преносот на протони**. Затоа овие реакции се наречени **протолитички реакции** (називот е формиран од називите “протон” и “лиза”, или со други зборови-раздвојување на протонот од составот на некоја честичка). Киселинско-базните реакции можат да се одвиваат помеѓу било кои две супстанции што меѓусебно можат да разменуваат протони. Овие реакции можат да се одвиваат и во **водни раствори, но и во други растворувачи различни од водатата**. Според овој концепт, супстанците што играат улога на бази, **не мора да содржат хидроксидна група** во својот состав.



Во оваа реакција, HCl е киселина (оддава протон), а H₂O е база (прима протон).



Во оваа реакција, HCl е киселина (оддава протон), а NH₃ е база (прима протон).



Во оваа реакција, H_2O е киселина (оддава протон), а NH_3 е база (прима протон).

Заклучок: Една супстанца може да игра улога на киселина, само ако друга супстанца истовремено игра улога на база. Не може протонот да биде оддаден без да постои супстанца којашто ќе го прими истиот.

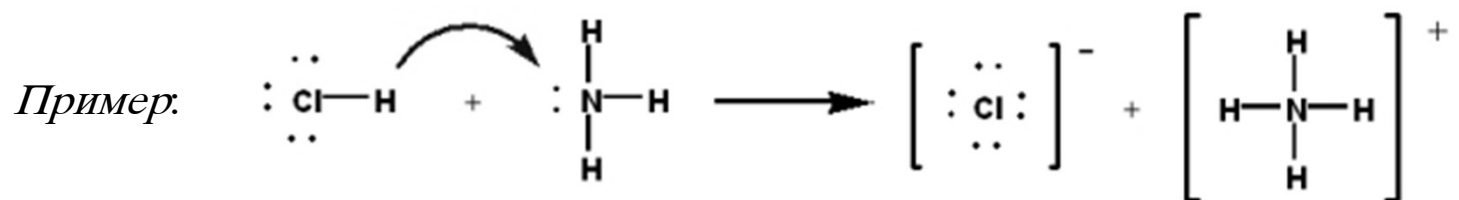
- Супстанца што може во одредена реакција да игра улога на киселина, а во друга реакција да игра улога на база (во една реакција може да оддава протон, а во друга реакција да прима протон) се нарекуваат ***амфотерна супстанца***. Пример за амфотерна супстанца е водата (*Погледни ги горните реакции со HCl и NH_3 .*

Сопоред овој концепт, сосема е јасно дека неопходен предуслов една супстанца да игра улога на киселина е таа да поседува водороден атом во својот состав, којшто може да биде оддаден во облик на протон.

Меѓутоа, ова не значи дека секоја супстанца што поседува протони може да биде киселина. На пример CH_4 (метан) иако поседува протони, не е киселина.

Заклучок:

- *Киселини се оние супстанции што поседуваат водороден атом во својот состав и се способни тој атом во облик на протон да го оддадат на друга супстанца.*
- *Бази се оние супстанции што поседуваат валентен електронски пар кој не е ангажиран во хемиска врска и кој може да биде искористен за сврзување на протон ослободен од друга супстанца.*

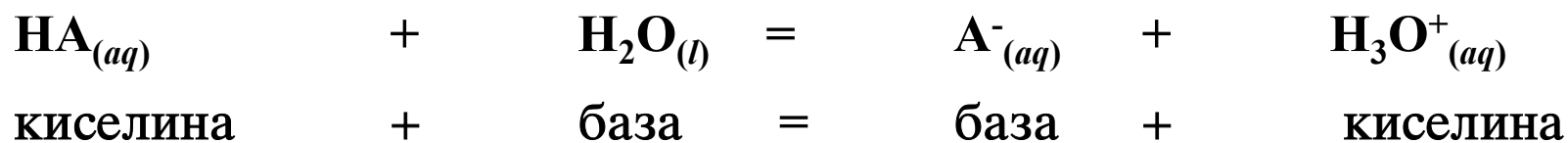


HCl го исполнува условот да биде киселина бидејќи во својот состав содржи водород којшто може да го оддаде во облик на протон на друга супстанца. Од друга страна, NH₃ го исполнува условот да биде база заради тоа што содржи валентен електронски пар (електронски пар што може да биде ангажиран за градење на хемиска врска) преку кого може ковалентно да го поврзи протонот оддаден од киселината HCl.

Конјугиран пар на киселина и база

конјункција (*coniunctio* латински) - соединување, здружување

- Доколку киселинско-базната реакција на пренос на протон е повратна хемиска реакција, односно може да се формира рамнотежен реакциски систем, тогаш и директната и повратната реакција вклучуваат пренос на протон (протолитички реакции)



- Во директната реакција H_2O е база, а HA е киселина.
- Во обратната (повратната) реакција, H_3O^{+} е киселина, а A^{-} е база.

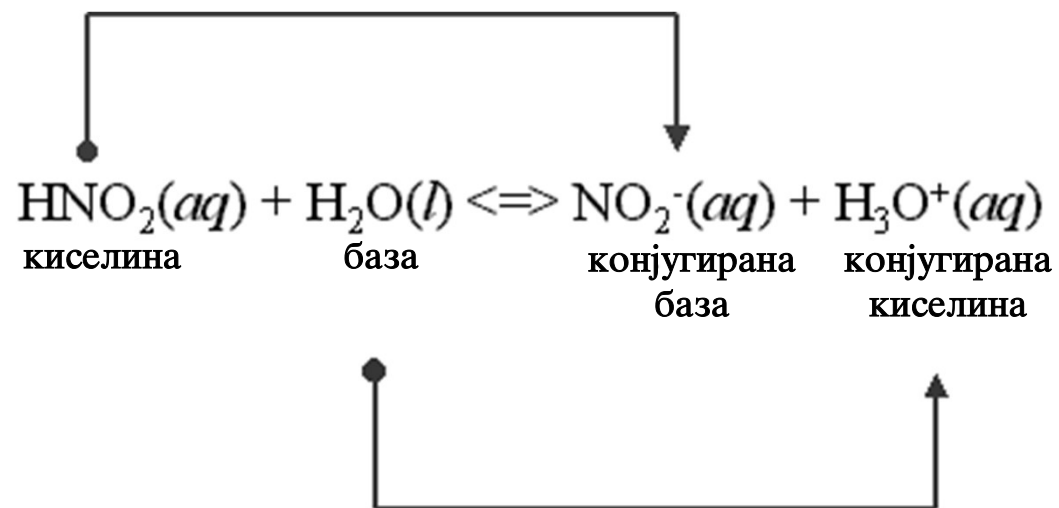
Заклучок: Првичната супстанца што игра улога на киселина во директната реакција се претвора во база во повратната реакција (HA - киселина преминува во A^{-} - база), а супстанцата што игра улога на база се претвора во киселина (H_2O - база преминува во H_3O^{+} - киселина).

Киселината и соодветната база се наречени конјугиран пар на киселина и база.

Конјугирани парови во претходниот пример се:

HA	-	A ⁻
киселина	-	база

H ₃ O ⁺	-	H ₂ O
киселина	-	база



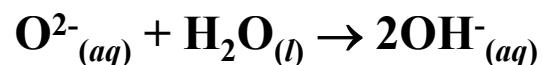
Релативна јачина на киселините и базите

- *Многу јака киселина* е супстанца што има силна тенденција да испушти протон. Според тоа, нејзината конјугирана база, ќе има слаба тенденција да прими протон, односно ќе биде *многу слаба база*.
- *Многу јака база* е супстанца што има силна тенденција да прими протон. Според тоа, нејзината конјугирана киселина, ќе има слаба тенденција да испушти протонот, односно ќе биде *многу слаба киселина*.
- Постои обратна пропорционалност помеѓу јачината на киселината и нејзината конјугирана база или на базата и нејзината конјугирана киселина.

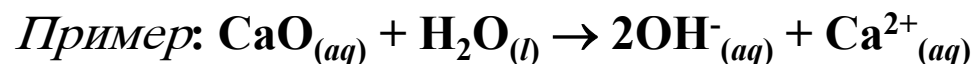
Важно! Доколку се работи за умерено слаба киселина или умерено слаба база, тогаш и конјугираниот партнер е умерено слаба база или умерено слаба киселина!

Силни киселини и бази се супстанции што во водни раствори целосно дисоцираат на јони. Тие се силни електролити. Нивните водни раствори содржат само јони на соодветаната киселина или база, а не го содржат недисоцираниот облик на киселината или на базата.

- *Примери за силни киселини:* HCl, HBr, HI, HNO₃, HClO₃, HClO₄.
- *Примери за силни бази:* хидроксиди на елементите од IA и IIA група од периодниот систем: LiOH, NaOH, KOH и Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂ и др.
- Оксидниот јон O²⁻ е силна база.



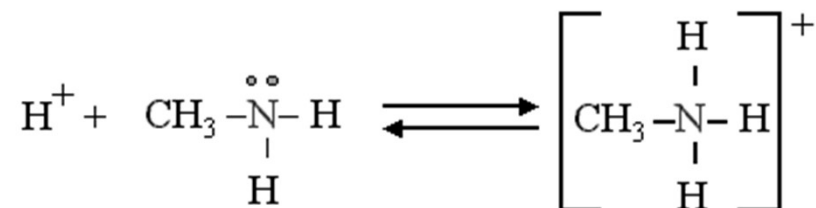
Од овие причини, при растворувањето на јонските оксиди кои дисоцираат на оксиден јон и на метален катјон, на крајот во растворот се добиваат хидроксидни јони.



Луисови киселини и бази

- Според G. N. Lewis, киселините или базите може да се дефинираат само врз основа на особината за донирање или прифаќање на електронски пар.

Пример.



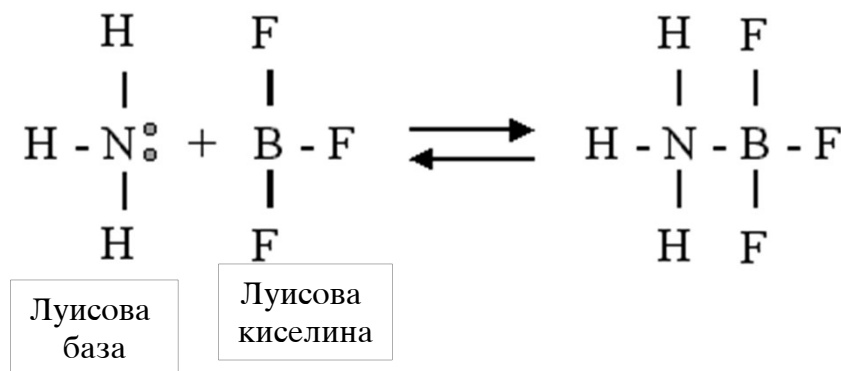
Супстанцата што оддава електронски пар се нарекува база.

Супстанцата што може да прифати електронски пар е киселина.

- Во горниот пример, **метиламинот е база** зошто има слободен електронски пар на атомот на азотот кој го користи за градење на ковалентна врска со протонот.
- Протонот е киселина**, зашто може во својот состав да прими електронски пар при градењето на ковалентна врска со метиламинот.

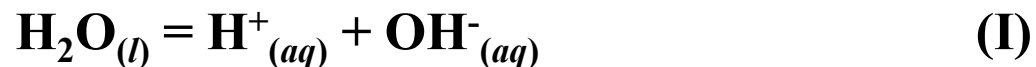
- S Дефиницијата на киселини и бази според Луис е конзистентна со дефинициите на Арениус и Бренстед и Лори. Но, таа нуди и извесно проширување на поимите **база** и **киселина**. Имено, базата не мора да го донира својот електронски пар само на протон (односно да поврзи протон), туку на која било друга молекула (или јон). Според ова, киселината не мора во својот состав да содржи протон!

Примери:

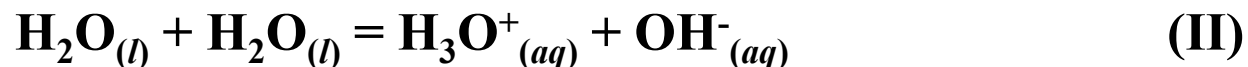


Дисоцијација на водата

- Водата е многу слаб електролит. Таа практично не спроведува електрична струја. Сепак, многу мал дел од молекулите на водата дисоцираат на јони. Процесот на дисоцијација на водата се нарекува *автојонизација*. Дисоцијацијата на водата може едноставно да се прикаже со следнава рамнотежна реакција:



Попрецизно, дисоцијацијата на водата треба да се прикаже со следнава *автопротолитичка реакција*:



Многу е важно да се воочи дека во автопротолитичката реакција водата исовремено игра улога на киселина и на база. Дел од молекулите на водата оддаваат протони, а друг дел, ги примаат испуштените протони. Хемиската структура на водата ги исполнува неопходните предуслови таа да може да игра улога на киселина и на база. Имено, таа содржи водород поврзан со поларна ковалентна врска којшто може да биде оддаден во облик на протон, но истовремено содржи и валентен електронски пар на кислородот, којшто може да биде ангажиран за поврзување на протон оддаден од друга молекула.

Константата на рамнотежа, дефинирана според поедноставната реакција (I), на процесот на автојонизација на водата е:

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

Концентрацијата на чистата вода е околу 55 mol dm^{-3} . Заради малиот степен на дисоцијација, концентрацијата на недисоцираната водата пред и после рамнотежата практично е идентична. Тоа значи дека рамнотежната концентрација на водата $[H_2O]$, е многу малку помала отколку почетната концентрација на водата, и тие две вредности практично се идентични. Затоа може да напишеме:

$$\begin{aligned} K &= \frac{[H^+][OH^-]}{const.} \\ K(const.) &= [H^+][OH^-] \\ K(const.) &= K_w \\ K_w &= [H^+][OH^-] \end{aligned}$$

Новата константа, K_w , дефинирана како производ на вистинската константа на рамнотежа K и рамнотежната концентрација на недисоцираната водата $[H_2O]$, се нарекува **ЈОНСКИ ПРОИЗВОД НА ВОДАТА** и нејзината вредност при $t = 25 \text{ }^\circ\text{C}$ изнесува:

$$K_w = [H^+][OH^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ L}^{-2}$$

Во чиста вода, количеството на протони и хидроскидни јони е еднакво. Односно:

$$\frac{n(H^+)}{n(OH^-)} = \frac{1}{1}$$

$$n(H^+) = n(OH^-) \quad /V$$

$$c(H^+) = c(OH^-)$$

$$K_w = c^2(H^+) = c^2(OH^-)$$

$$c(H^+) = c(OH^-) = \sqrt{K_w} = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

При $t = 25^\circ\text{C}$

Според ова, концентрацијата на протони и хидроскидни јони во чиста вода е еднаква и изнесува $1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$. Меѓутоа, мора да се налгаси дека изразот за јонскиот производ на водата е подеднакво валиден како за чиста вода така и за билокој воден раствор. Или со други зборови, производот на концентрацијата на протони и хидроксидни јони е секогаш константен во кој било воден раствор.

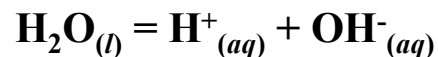
Доколку во водата се растворени супстанции коишто генерираат протони (киселини) или хидроксидни јони (бази), повторно производот на концентрациите на протоните и хидроксидните јони во растворот е еднаков на јонскиот производ на водата, односно K_w . Со други зборови, ако ја знаеме концентрацијата на протоните во кој било воден растворот, можеме да ја пресметаме концентрацијата на хидроксидните јони. Важи и обратното тврдење.

$$c(OH^{-}) = \frac{K_w}{c(H^{+})}$$
$$c(H^{+}) = \frac{K_w}{c(OH^{-})}$$

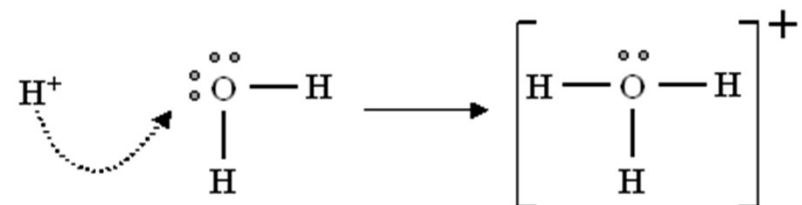
Од равенките следува дека со растење на концентрацијата на протоните, мора пропорционално да опаѓа концентрацијата на хидроксидните јони, за нивниот производ секогаш да биде **константен и еднаков на јонскиот производ на водата, K_w** .

Важи и обратното тврдење!

Состојба на протонот во воден раствор



- Протонот е силно реактивна честичка и веднаш стапува во реакција со недисоцираните молекули вода. Тој настојува да прими два електрони, за да ја постигне стабилната електронска конфигурација на наредниот инертен гас во периодниот систем (He).
- H_3O^+ јонот не постои самостојно, туку и тој е хидратиран со поголем број молекули вода.
- Често во хемиската литература наместо H_3O^+ се среќава само H^+ , како симбол за протонот во водата, иако H_3O^+ е поблизок опис на реалната физичка состојба.



H_3O^+ честичката се нарекува хидрониум јон.

Водороден показател, pH

Концентрацијата на протоните во водни раствори најчесто е мала вредност и нејзиното изразување преку вообичаените единици за количествена концентрација (mol/L) не е практично. Затоа е воведена физичката величина pH (се чита “пе-ха”).

pH се дефинира како негативен декаден логаритам (логаритам со основа 10) од бројната вредност на концентрацијата на протоните во воден раствор изразена во единици mol/L.

$$pH = -\log c(\text{H}^+)/\text{mol L}^{-1}$$

$$-pH = \log c(\text{H}^+)$$

$$10^{-pH} = c(\text{H}^+)$$

Чистата вода е основа за дефинирање на поимот “*неутрална средина*”. Чистата вода не е ниту кисела ниту базна, туку е неутрална. На 25 °C, концентрацијата на протоните и хидроксидните јони е еднаква и изнесува $c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$.

pH на неутралната средина е $\text{pH} = -\log 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol L}^{-1} / \text{mol L}^{-1} = 7$.

Доколку се работи за раствор на киселина, тогаш вкупното количество на протони во растворот е определено од дисоцијацијата на киселината во водниот раствор. Уделот на протоните што потекнуваат од дисоцијацијата на водата во таков случај е занемарлив. Растворот на киселина секогаш има поголемо количество протони отколку во чиста вода. Таквата средина се нарекува кисела средина.

pH вредноста на киселата средина е помали од 7.

Доколку се работи за раствор на база, во растворот ќе се појават вишок на хидроксидни јони (зборот вишок се однесува во споредба со чистата вода). Да се потсетиме, дека заради јонскиот производ на водата, зголемувањето на концентрацијата на хидроксидните јони ќе доведе до намалување на концентрацијата на протоните во растворот. Таквата средина се нарекува базна средина.

pH вредноста на базната средина е поголема од 7.

Пример: Колку изнесува **pH** на раствор во кој концентрацијата на хидроксидните јони е $1 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$.

$$c(H^+) = \frac{K_w}{c(OH^-)} = \frac{1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ L}^{-2}}{1 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}} = 1 \cdot 10^{-9} \text{ mol L}^{-1}$$
$$pH = -\log[c(H^+) / \text{mol L}^{-1}] = -\log(1 \cdot 10^{-9})$$
$$pH = 9$$

Начинот на дефинирање на pH вредноста преку логаритмирање на концентracијата на протоните ја има следнава последица:

За да се промени вредноста на pH за една единица, неопходно е да се промени концентracијата за десет пати (или, како што се вели, за еден ред на величина).

Иако концентрацијата на протоните во физиолошките раствори е многу мала, сепак тие играат огромна улога во најголем број од биохемиските процеси. Мала промена во концентрацијата на протоните доведува до големи промени во кинетиката на процесите во кои учествуваат протоните. Крвта има **pH** вредност околу 7,4. Доколку **pH** се промени повеќе од 0,5 **pH** единици, може да се случат сериозни заболувања на организмот кои можат дури да доведат и до смрт.

- По аналогија на физичката величина **pH**, возможно е да се воведат и други слични физички величини, како што е **pOH**

$$pOH = -\log [c(OH^-)/mol\ L^{-1}]$$

- Според ова, симболот **p** може да биде скратен запис на математичката операција **-log(X)**, каде **X** е бројна вредност на некоја физичка величина.

$$K_w = c(H^+)c(OH^-) = 1 \cdot 10^{-14} mol^2\ L^{-2}$$

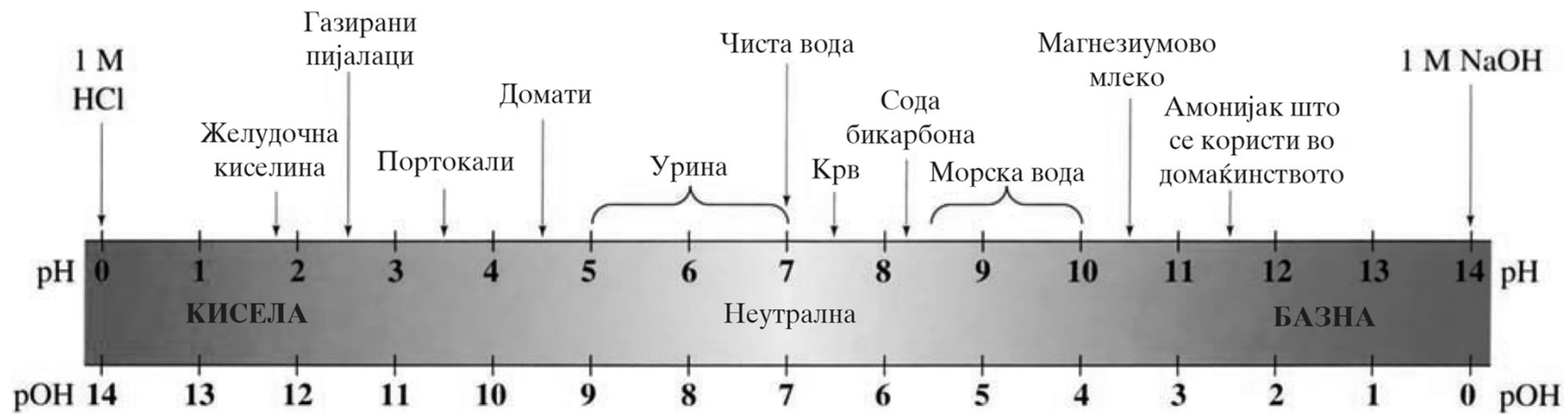
$$-\log(K_w/mol^2\ L^{-2}) = -\log[c(H^+)/mol\ L^{-1}] - \log[c(OH^-)/mol\ L^{-1}]$$

$$-\log(K_w) = pH + pOH$$

$$14 = pH + pOH$$

Овој израз овозможува пресметување на вредноста на pH ако е позната вредноста на pOH, и обратно.

рН и рОН скала

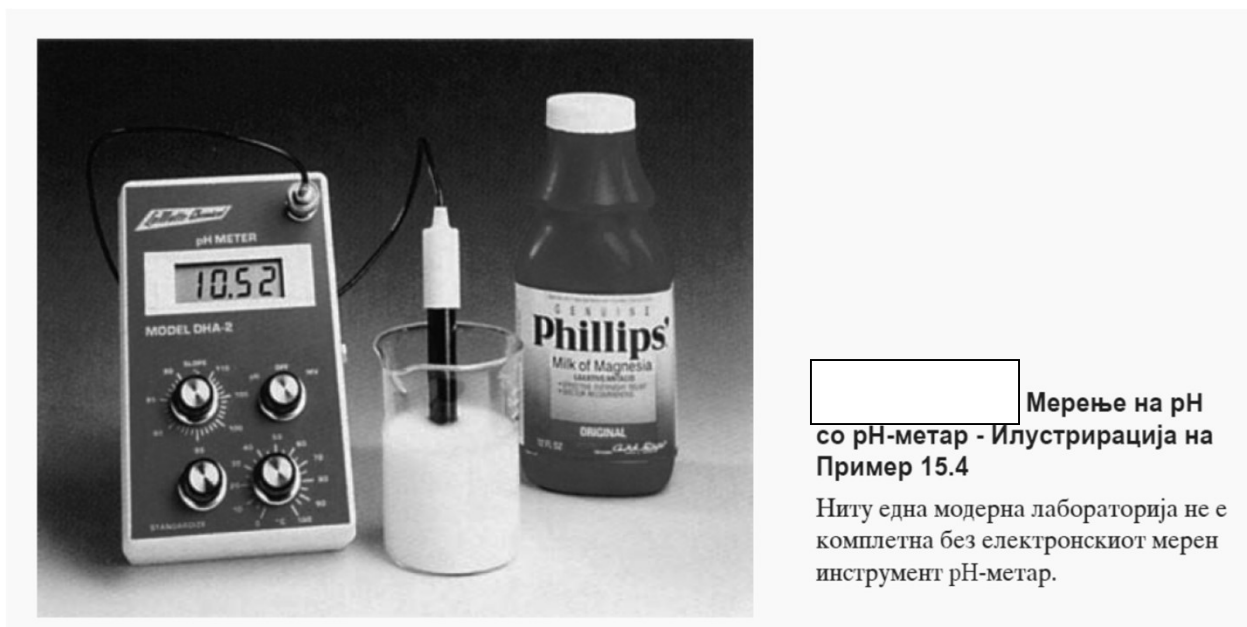


● Мерење на рН:

- **Со рН метар** (електрохемиски инструмент кој работи на принципот на мерење на потенцијалот на т.н. стаклена електрода кој е линеарна функција од рН на растворот.
- **Со индикаторски бои**: органски соединенија чија боја се менува во зависност од рН на средината.

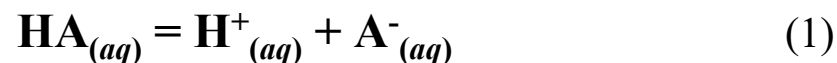
Пример: бромтимол-син ја менува бојата од жолта (рН = 6) во сина (рН = 7,4). Овој индикатор е погоден за мерење на физиолошки раствори чија рН вредност е околу 7.4.

Пример: Фенолфталеин-во средина со рН < 8 е безбоен, а при рН ≥ 9 е бледо розов.



Рамнотежи во раствори на слаби киселини и слаби бази

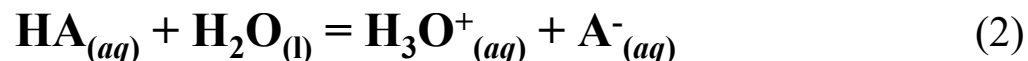
- Најголем дел од киселините само делумно јонизираат во водни раствори. Тоа значи дека само еден дел од почетно присутните молекули дисоцираат на јони, а еден дел остануваат недисоцирани. Помеѓу јоните и недисоцираните молекули се воспоставува хемиска рамнотежа.



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Константата на рамнотежа K_a се нарекува константа на дисоцијација или константа на јонизација на киселината.

Меѓутоа дисоцијацијата на киселината не може да се случи доколку киселината не е растворена во некој растворувач (најчесто вода), односно доколку не постои супстанца што може да го прими дисоцираниот протон и да игра улога на база. Затоа, дисоцијацијата треба попрецизно да се прикажува со следната реакција:



Константата на рамнотежа за овој процес гласи:

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}][\text{H}_2\text{O}]}$$

Рамнотежната концентрација на водата $[\text{H}_2\text{O}]$ е практично константна вредност. Затоа:

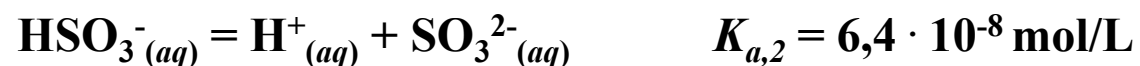
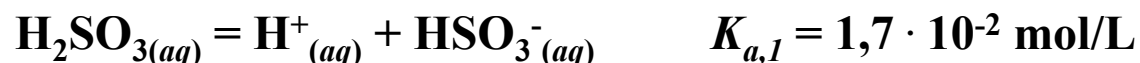
$$K_a = K[\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Според ова, без оглед како ја пишуваме дисоцијацијата на киселината (според равенката 1 или 2) изразот за константата на дисоцијација на киселината е идентично дефиниран.

Полипротонски киселини

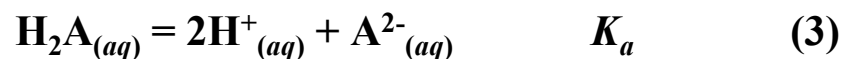
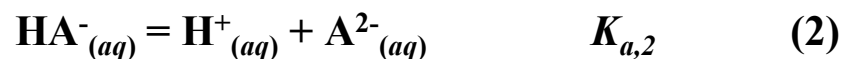
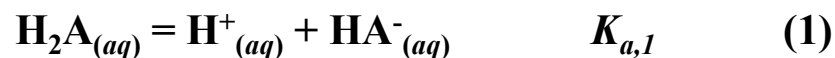
- Киселини коишто во својот состав содржат повеќе од еден протон којшто може да дисоцира се нарекуваат **полипротонски киселини** (потсети се на поимот **повеќебазни киселини**! Тоа се они киселини што содржат повеќе од една хидроксидна група во својот состав, или киселини коишто имаат повеќе од еден водороден атом што може да биде супституиран со метален катјон. *Очигледно, поимоте повеќебазни и полипротонски киселини се синоними.*).

Пример: Сулфурестата киселина, H_2SO_3 , е полипротонска киселина:



- $K_{a,1}$ е константа на рамнотежа на првиот степен на дисоцијација на киселината;
- $K_{a,2}$ е константа на рамнотежа на вториот степен на дисоцијација на киселината.

- $K_{a,2}$ е многу помала вредност од $K_{a,1}$. Потешко е да се издвои протон во вториот степен на дисоцијација, заради тоа што појдовната честичка (во конкретниот случај HSO_3^-) е негативно наелектризиран јон (анјон). За одземање на протон (позитивно наелектризирана честичка) од некој анјон, треба да се совладаат значителни привлечни електростатски сили.
- Доколку ја напишеме вкупната реакција на дисоцијација на полипротонската киселина, тогаш константата на рамнотежа на тој процес е производ на константите на рамнотежа на поодделните степени на дисоцијација.



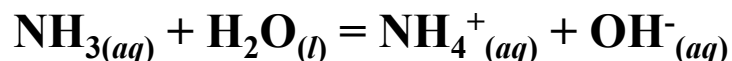
Равенката (3) може да се добие како збир од равенките (1) и (2). Нејзината константа на рамнотежа, K_a (вкупна константа на полипротонската киселина) е производ од константите $K_{a,1}$ и $K_{a,2}$. *(Оваа законитост може едноставно да се докаже ако се напишат изразите за константите на рамнотежа на сите три реакции.)*

$$K_a = K_{a,1} K_{a,2}$$

Слаби бази



Пример. Типична слаба база е амонијакот, NH_3 . Негова конјугирана киселина е *амониум јонот*, NH_4^{+} :

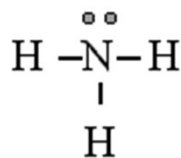


$$K = \frac{[\text{NH}_4^{+}][\text{OH}^{-}]}{[\text{NH}_3][\text{H}_2\text{O}]}$$
$$K_b = K[\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{NH}_4^{+}][\text{OH}^{-}]}{[\text{NH}_3]}$$

K_b е константа на дисоцијација на базата.

- Базите содржат еден или повеќе валентни електронски парови што не се ангажирани за образување на хемиска врска (ваков електронски пар често се нарекува **слободен електронски пар**, иако овој термин не е многу среќно одбран).
- Слободниот електронски пар е неопходен за сврзување на протонот дисоциран од водата (потсети се на дефиницијата за базите според Бренстед-Лориевата теорија)
- Со сврзувањето на протонот, во водниот раствор остануваат слободни хидроксидни јони. Многу често, слободниот електронски пар е лоциран на атом од азот. Или со други зборови, соединенијата што во својот состав содржат азот најчесто се слаби бази.

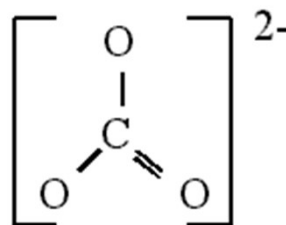
● *Примери за слаби бази.*



амонијак



пиридин



Карбонатен јон
слаба база



конјугирана
киселина

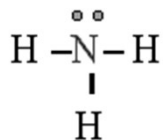
Постојат воглавно две категории на соединенија што во водни раствори се однесуваат како слаби бази:

- *Неутрални соединенија што содржат несврзувачки валентен електронски пар;*
- *анјоните на слабите киселини.*

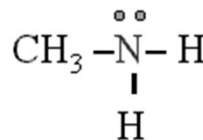
● *Неутрални соединенија што содржат несврзувачки валентен електронски пар.*

Најголем дел од овие соединенија содржат азот; тука спаѓа амонијакот и неговите сродни органски соединенија наречени амини (амините се добиваат со замена на еден или повеќе водородни атоми во молекулата на амонијакот со органски радикали).

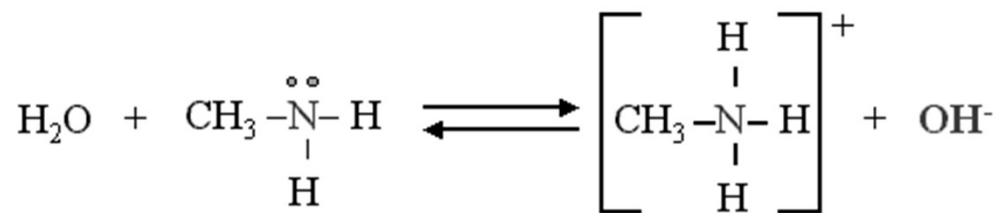
Примери.



амонијак



метиламин



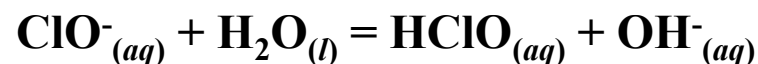
Протолитичка реакција на метиламинот.

Метлиаминот е база, а водата е киселина. Метиламинот ковалентно сврзува еден протон дисоциран од молекулата на водата.

● *Анјоните на слаби киселини.*

Пример: При растворување на NaClO во вода, солта целосно дисоцира на јони, Na⁺ и ClO⁻. (Солите се силни електролити. Тие секогаш целосно дисоцираат на јони.).

- ClO⁻ е конјугирана база на слабата киселина HClO. (Потсети се дека конјугираната база на слаба киселина е исто така слаба база).
- ClO⁻ е слаба база и таа може да сврзи протони ослободени од водата.



Киселинско-базни особини и хемиска структура

Постои ли врска помеѓу хемиската структура и киселинско-базните својства на супстанците? ДА!



● Поларност на врската

За да една молекула биде способна да оддаде протон, хемиската врска со којашто е поврзан водородниот атом мора да биде поларна. При тоа, електронскиот пар мора да биде привлечен кон страната на молекулата. Со други зборови, водородот мора да биде поврзан со силно електронегативен елемент (O, F, Cl).

● Јачина на врската

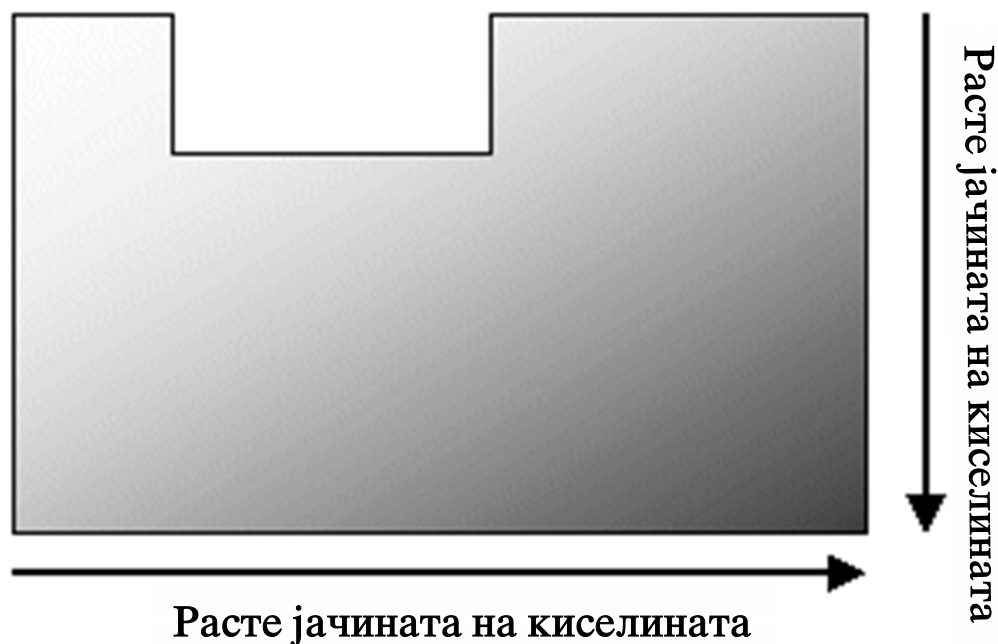
Покрај поларноста, важна е и јачината на врската. Колку е врската појака, толку е потешка дисоцијацијата на протонот. *На пример*, врската во молекулата на HF иако е силно поларна, сепак HF е слаба киселина. Причината е што врската е многу силна, и потребна е голема енергија за дисоцијација на протонот, иако се работи за силно поларно соединение. Додека кај HI, иако врската е слабо поларна, водородот лесно дисоцира и киселината е многу јака, заради малата јачина на хемиската врска.

- *Стабилност на конјугираната база*

Колку е конјугираната база X^- хемиски постабилна честичка, толку е дисоцијацијата на протонот од молекулата HX полесна (односно толку е јачината на киселината HX поголема).

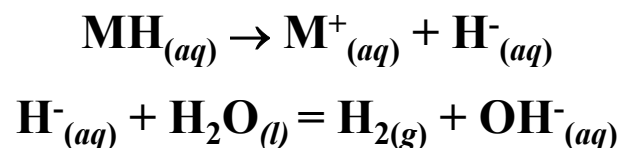
- *Фактори што ја определуваат јачината на бескислородните киселини.*

Бескислородни киселини се бинарни соединенија помеѓу водородот и неметалите. Овие соединенија имаат киселински својства и имаат способност да оддаваат протони. Нивната јачина (способноста да оддаваат протони) расте со растење на поларноста на врската и со опаѓање на јачината на врската.



- Одејќи во периодите од од лево на десно, расте електронегативноста на елементите, а со тоа расте и поларноста на врската HX . Заради овој ефект, расте и јачината на соодветната HX киселина.
- Одејќи во групите од горе на долу, опаѓа поларноста на врската HX , но опаѓа и јачината на врската заради помалиот степен на препокривање на електронските орбитали што ја градат ковалентаната врска. Вкупниот ефект е растење на јачината на соодветната киселина HX .

- Бинарните соединенија помеѓу водородот и металите се наречени *хидриди*. За разлика од киселините, овие соединенија покажуваат базни својства. Металите се поелектропозитивни елементи од водородот. Кај нив, врската М-Н е поларна, но електронскиот пар е привлечен на страната на водородот. При дисоцијација на овие соединенија во вода, се добива H^- јон. H^- јонот е *силна база* и сврзува протони од водата, при што се добива водород и хидроксидни јони.

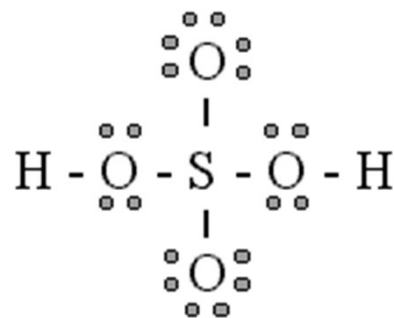


- Фактори што ја определуваат јачината на кислородните киселини*

- Кислородните киселини се изградени од неметал за кој се сврзани хидроксидни групи и самостојни кислородни атоми поврзани за неметалот.

- Пример.*

Луисова структура на сулфурната киселина

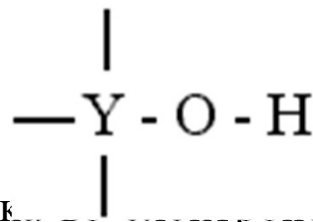


- Врската ОН е поларна, што овозможува дисоцијација на протонот кога киселината е во воден раствор. Меѓутоа, врз степенот на поларноста на ОН врската силно влијае и *централниот атом* кој ја гради киселината, како и другите *кислородни атоми*. Високата електронегативност на централниот атом, овозможува уште посилно привлекување на електронската густина кон страната на кислородот во рамките на ОН групата.

Колку е поголема електронегативноста на централниот атом, толку расте јачината на киселината.

Колку е поголем бројот на кислородни атоми во киселината, толку е поголема нејзината јачина.

- Хидроксидите* според молекулската структура, се слични соединенија со киселините. Хидроксидите содржат хидроксидни групи, но поврзани за атом на некој метал. *Зошто кај хидроксидите не доаѓа до дисоцијација на протонот од рамките на ОН групата, туку целата ОН група се одвојува од металот?*



- Причината е во големата разлика во електронегативноста на кислородот и атомот на металот. Врската Y-O е поларна и полесно е таа да се раскине, отколку да се раскине O-H врската.

Киселинско-базни својства на водни раствори на соли.

Хидролиза на соли

- Некои јони може да играат улога на киселини или бази.

Пример: NH_4^+ може да испушти протон; F^- може да сврзи протон.

Може ли солите да имаат киселински или базни својства? Да!

Прашањето може да биде формулирано и на следниов начин:

Може ли воден раствор на некоја сол да има особини на киселина ($\text{pH} < 7$, вишок на протони во однос на чиста вода) или особини на база ($\text{pH} > 7$, вишок на хидроксидни јони во однос на чиста вода)? Да, може!

Знаејќи дека солите се силни електролити коишто во водни раствори целосно дисоцираат на јони, може да се заклучи дека нивните киселинско-базни својства се должат на киселинско-базните својства на нивните јони.

Пред да дадеме објаснување на горните тврдења, да се потсетиме на следните факти што следуваат од теоријата на Бренштед и Лори:

- *Доколу киселината HA е многу јака, нејзината конјугирана база A^- е многу слаба (ова значи дека A^- нема способност да сврзува протони);*
- *Доколку базата B е многу јака, тогаш нејзината конјугирана киселина HB^+ е многу слаба (ова значи дека HB^+ нема способност да ослободува протони);*

- Доколку киелината HA е слаба, тогаш и нејзината конјугирана база A^- е слаба, односно и A^- има делумна моќ за сврзување на протон;
- Доколку базата B е слаба, тогаш и нејзината конјугирана киселина HB^+ е слаба, односно и HB^+ има моќ делумно да ослободува протон;

Според ова:

Јоните на силните киселини немаат базни својства.

Примери: Cl^- , Br^- , I^- , NO_3^- , ClO_3^- , ClO_4^- .

Јоните на силните бази немаат киселински својства.

Примери: Li^+ , Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} .

Врз основа на овие факти, може да се предвидат киселинско-базните својства на водни раствори на соли.

Пример: Да разгледаме раствор на $NaCl$ во вода:



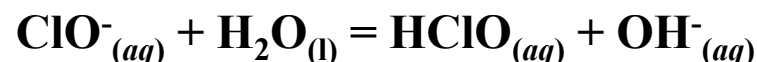
- Na^+ потекнува од силната база NaOH . Затоа тој е многу слаба киселина и не покажува никакви киселински својства.
- Cl^- е јон на силна киселина HCl и не покажува никакви базни својства.
- Според ова, растворот на NaCl не покажува ниту базни ниту киселински својства. Тој е неутрален, односно ги има истите киселинско-базни својства како и чистата вода.

Меѓутоа, што се случува при растворувањето на сол изградена од катјон на силна база и анјон на слаба киселина?

Пример: Раствор на NaClO во вода:



- Na^+ не покажува никакви киселински својства.
- ClO^- е јон на слабата киселина HClO , па затоа има базни својства, при што делумно сврзува протони ослободени од водата. Се воспоставува следната рамнотежа:



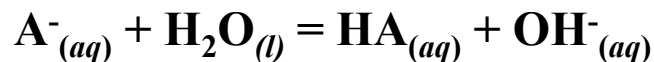
$$K = \frac{[\text{HClO}][\text{OH}^-]}{[\text{ClO}^-][\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K[\text{H}_2\text{O}] = K_h = \frac{[\text{HClO}][\text{OH}^-]}{[\text{ClO}^-]}$$

K_h - константа на хидролиза на јонот ClO^- .

За јонот ClO^- обично се вели дека хидролизирал, односно, со сврзувањето на протон, тој ја разложил водата (лиза-разложување, хидро-вода).

Според ова, во водниот раствор на NaClO ќе се појавата вишок на хидроксидни јони (вишок во однос на чистата вода) и растворот покажува базни својства.



$$K_h = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]}$$
$$K_h = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} \frac{[\text{H}^+]}{[\text{H}^+]}$$
$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

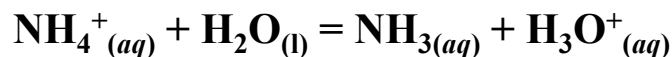
Константата на хидролиза на јонот што потекнува од слаба киселина е еднаква на односот на јонскиот производ на водата и константата на киселината.

Што се случува при растворувањето на сол изградена од катјон на слаба база и анјон на силна киселина?

Пример: Раствор на NH_4Cl :



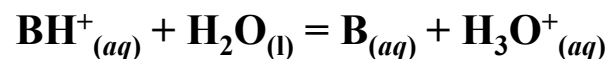
- Cl^- е јон на силна киселина HCl , па затоа нема базни својства. Cl^- јонот не хидролизира.
- NH_4^+ е јон на слабата база NH_3 и тој има киселински својства NH_4^+ јонот хидролизира, при што се воспоставува следнава рамнотежа:



$$K = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+][\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K[\text{H}_2\text{O}] = K_h = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

K_h - константа на хидролиза на NH_4^+ јонот.



$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

Константата на хидролиза на јонот што потекнува од слаба база е еднаква на односот на јонскиот производ на водата и константата на базата.

- Според ова, во водниот раствор на NH_4Cl ќе се појават вишок протони (вишок во однос на чистата вода) и растворот ќе има кисели својства.

- *Заклучок:*

- *Сол изградена од силна киселина и силна база не хидролизира. Нејзиниот воден раствор е неутрален.*
- *Сол изградена од силна киселина и слаба база, хидролизира и нејзиниот воден раствор има киселински особини.*
- *Сол изградена од силна база и слаба киселина хидролизира и нејзините воден раствор има базни својства.*
- *Сол изградена од слаба киселина и слаба база хидролизира. Киселинско-базниот карактер на водниот раствор зависи од релативната јачина на киселината и базата. Доколку киселината е појака од базата, растворот ќе биде кисел. Во обратен случај, растворот ќе биде базен.*

Ефект на заеднички јон

- Слабите киелини, или слабите бази дисоцираат само делумно во водни раствори. Во раствор на слаба киселина или база се воспоставува хемиска рамнотежа помеѓу недисоцираните молекули и дисоцираните јони.
- Солите се силни електролити. Тие целосно дисоцираат на јоните од кои се изградени.

Што ќе се случи доколку во раствор на слаба киселина додадеме сол којашто има идентичен анјон со анјонот на киселината?

Пример: Во раствор на оцетна киселина се воспоставува следнава рамнотежа:



Во растворот е додадено одредено количество натриум ацетат, којшто целосно дисоцира според реакцијата:



Заради порастот на концентрацијата на ацетатните јони, според принципот на Le Chatelier, рамнотежата на оцетната киселина ќе се помести на левата страна. Тоа значи дека ќе се намали концентрацијата на протоните, а ќе се зголеми концентрацијата на недисоцираната киселина. pH на растворот ќе се зголеми.

Според ова, доколку во растворот постојат идентични јони со јоните на слабиот електролит, а потекнуваат од дисоцијацијата на некој силен електролит, тогаш доаѓа до сузбивање (намалување) на степенот на дисоцијација на слабиот електролит.

Аналогна ситуација би била ако во раствор на слаба база, додадеме сол којашто има заеднички катјон со базата.

Пример. Раствор на амонјак во вода: $\text{NH}_3_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} = \text{NH}_4^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$

Додавањето на амониум сулфат $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ќе доведе до намалување на дисоцијацијата на слабата база.

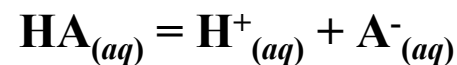
Пуфери

- Да замислиме раствор на некоја слаба киселина и нејзината конјугирана база, или раствор на HA и A^- .

Пример: раствор на HClO и ClO^- . Дали е возможно да се приготви ваков раствор? Да!

Овој раствор се приготвува со растворување на слабата киселина и со растворување на нејзина сол, којашто целосно дисоцира на јони (HClO и NaClO).

Во вака приготвен раствор се воспоставува следната рамнотежа:



Според принципот на Le Chatelier, овој раствор ќе се спротивставува на промената на рамнотежната концентрација на H^+ јоните:

- S Додавањето на H^+ ќе доведе до поместување на рамнотежата на левата страна.
- S Одземањето на H^+ ќе доведе до поместување на рамнотежата на десната страна

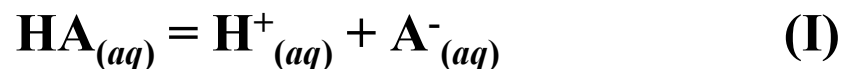
Забелешка: Одземање на H^+ е возможно да се направи со додавање на база, односно со додавање на OH^- јони коишто ќе реагираат со H^+ формирајќи вода. Тоа е идентично како да сме ја намалиле концентрацијата на H^+ јоните.

Заклучок: Растворот на киселината и нејзината конјугирана база е способен да се спротивстави на мала промена на концентрацијата на протоните (или на pH на средината).

Раствор што се спротивставуваат на промената на рН при додавање на мали количества на киселина или база во растворот, се нарекува пуферски раствор или пуфер.

S *Пуфери формирани од слаба киселина и нејзина сол (киселина-конјугирана база)*

Да го разгледаме повторно растворот формиран од слаба киселина и нејзината конјугирана база. Во растворот се воспоставува следната рамнотежа:



со константа на рамнотежа: $K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$

Концентрацијата на протоните во растворот изнесува: $[\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$

Во суштина ова е рамнотежата на дисоцијација на киселината. Меѓутоа, многу е важно да се разбере разликата помеѓу раствор на слаба киселина и нејзина конјугирана база (или со други зборови раствор на киселина и нејзина сол) и едноставен раствор на слаба киселина.

Во растворот на слабата киселина и нејзина сол, концентрацијата на A^- јоните е практично еднаква на концентрацијата на солта, $[A^-] = c(S)$. Солта е силен електролит, таа целосно дисоцира и генерира A^- јони. Од оваа причина, дисоцијацијата на киселината е значително сузбиена, односно нејзината рамнотежна реакција е значително поместена на левата страна, во однос на состојбата кога киселината е единствена растворена компонента во растворот. Така, рамнотежната концентрација на киселината е практично еднаква на нејзината почетна концентрација, $[HA] = c(HA)$. Од овие причини, горните изрази може со задоволителна точност да се заменат со следниве изрази:

$$[H^+] = K_a \frac{c(HA)}{c(S)}$$

Последниот израз покажува дека концентрацијата на протоните (или pH) на средината зависи од:

- **константата на дисоцијација** на киселината, K_a ;
- и од **односот** на рамнотежните концентрации на киселината **HA** и на нејзината конјугирана база **A⁻**. $\frac{c(HA)}{c(S)}$

Што се случува при додавање на OH⁻ јони во ваков раствор?

- OH⁻ јоните ќе реагираат со H⁺ јоните и со тоа се очекува да се промени pH на средината (намалувањето на концентрацијата ќе доведе до пораст на pH). Меѓутоа, заради принципот на Le Chatelier, рамнотежниот систем (погледни ја реакцијата I на страна 52) се спротивставува на промената, и настојува да ги надополни потрошените H⁺ јони, при што рамнотежата се поместува на десната страна генерирајќи нови протони. Со тоа, додадените хидроксидни јони практично нема да ја променат pH вредноста на средината.

Што се случува при додавање на H⁺ јони во ваков раствор?

- Од истите причини, рамнотежниот систем настојува да ја анулира промената, односно вишокот на продуктот на реакцијата, со тоа што рамнотежата се поместува кон левата страна. Со тоа, повторно pH на средината нема значително да се промени.

Важно: Додавањето на H^+ или OH^- јони во пуферскиот раствор нема да ја промени pH вредноста на растворот само доколку количеството на додадените јони е значително помало од количеството на HA (киселината) и A^- (солта) во пуферскиот раствор.

- S Пуферот има најголема моќ за амортизирање на pH на средината ако концентрацијата на киселината и конјугираната база се големи и еднакви вредности. При тоа односот $[HA]/[A^-]$ е единица, а концентрацијата на H^+ јоните е еднаква на вредноста на K_a .
- S Според ова, за било кој пар слаба киселина/конјугирана база постои една pH вредност при која тој пар би имал најголема моќ за амортизирање на pH на средината.

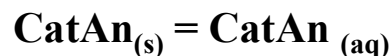
Таа вредност е : $pH = pK_a$

- S Со други зборови, пуферот изграден од еден конјугиран пар на слаба киселина и нејзина база има најголем **капацитет** при концентрација на протоните еднаква на константата на дисоцијација на киселината:

$$[H^+] = K_a$$

Производ на растворливост

- Јонските соединенија целосно дисоцираат во водни раствори.
- Да замислиме заситен раствор на некое јонско соединение во вода.
 - Во заситен раствор постои динамичка рамнотежа помеѓу растворената компонента и цврстата, нерастворена фаза.



Кај јонското соединение, не постојат честички **CatAn** во растворот, туку само јони **Cat⁺** и **An⁻**, бидејќи:



Според ова, *во заситен раствор на јонско соединение*, се воспоставува рамнотежа помеѓу цврстата фаза на јонското соединение и неговите растворени јони.



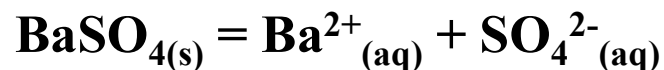
Кај хетерогената рамнотежа, константата на рамнотеже е дефинирана само преку концентрациите на јоните во растворот (концентрацијата на цврстата компонента не се менува):

$$K_{sp} = [\text{Cat}^+][\text{An}^-]$$

Константата на рамнотежа K_{sp} се нарекува константа на производот на растворливост или едноставно само производ на растворливост.

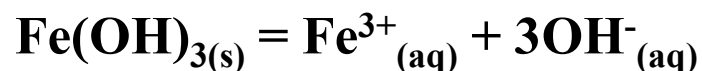
Производ на растворливост се дефинира како производ од рамнотежните концентрации на јоните од кои е изградено јонското соединение.

Пример. BaSO_4 :



$$K_{sp}(\text{BaSO}_4) = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$$

Пример. $\text{Fe}(\text{OH})_3$:



$$K_{sp}(\text{Fe}(\text{OH})_3) = [\text{Fe}^{3+}] [\text{OH}^{-}]^3$$

***Внимание!** Рамнотежните концентрации на јоните мора да бидат степенувани на стехиометриските коефициенти што се јавуваат во равенката што ја претставува хетерогената рамнотежа.*

Важно: Производот на растворливост е величина што се однесува на заситен раствор, според тоа тој е во директна релација со растворливоста на растворената компонента. (Потсести се на поимот растворливост! Види стр. 198 од Општа и неорганска хемија I).

Колку што е K_{sp} помал број, толку е помала концентрацијата на јоните, односно толку е помала растворливоста на соодветната компонента.

Колку што е K_{sp} поголем број, толку е поголема концентрацијата на јоните, односно толку е поголема растворливоста на соодветната компонента.

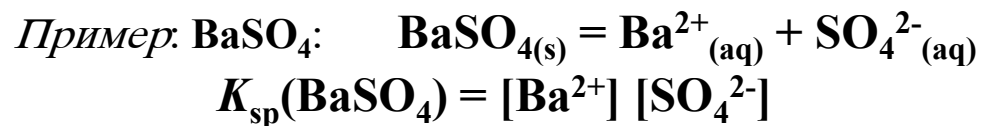
Фактори што влијаат на растворливоста

- K_{sp} зависи од температурата! Според ова, и растворливоста на јонското соединение зависи од температурата.
- Меѓутоа, присуството на други јони во растворот може да влијае на растворливоста на јонското соединение, иако другите јони не можат да ја менуваат вредноста на K_{sp} .

Растворливоста на јонското соединение главно зависи од :

- *Присуството на заеднички јони;*
- *pH на растворот;*
- *присуството на комплексирачки агенси.*

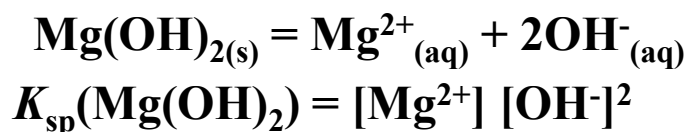
- *Присуство на заеднички јони*



Доколку во растворот се внесат SO_4^{2-} јони што потекнуваат од дисоцијација на некој друг електролит (на пример од K_2SO_4) тогаш рамнотежата ќе се насочи на левата страна, кон образување на цврст BaSO_4 и растворливоста на соединението ќе се намали. Истото ќе се случи доколку во растворот додадеме Ba^{2+} јони.

● *pH на растворот*

Пример: Mg(OH)_2



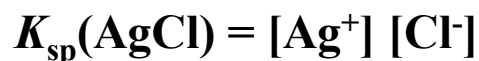
Растворливоста на ова соединение очигледно зависи од концентрацијата на OH^{-} јоните во растворот. Тоа значи дека растворливоста зависи од pH на растворот. (Потсети се дека концентрацијата на H^{+} и OH^{-} јоните секогаш се меѓусебно поврзани преку јонскиот производ на водата). Така, со порастот на pH на средината, расте и концентрацијата на OH^{-} јоните (истовремено опаѓа концентрацијата на H^{+} јоните). Тоа ќе доведе до поместување на рамнотежата на левата страна, односно до намалување на растворливоста на соединението Mg(OH)_2 .

● *Присуството на комплексирачки агенси*

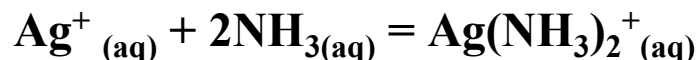
Голем број од металните јони се однесуваат како Луисови киселини во однос на молекулите вода во водните раствори. Тоа значи дека при реакција со водата металниот јон е акцептор на електронски пар (киселина), а водата е донор на електронски пар (база) при што се формира ковалентна врска.

Доколку во растворот се наоѓаат и други соединенија (јони или неутрални молекули) што можат да играат улога на Луисови бази, повторно ќе дојде до реакција со металните јони, при што ќе се формираат комплексни соединенија, односно комплексни јони. Овој вид на реакции, влијае на растворливоста на јонското соединение.

Пример: AgCl



Во присуство на амонијак, доаѓа до следнава реакција:



Според теоријата на Lewis, ова е киселинско-базна реакција, во која $\text{Ag}^+_{(aq)}$ е киселина, а $\text{NH}_{3(aq)}$ е база. Формираниот јон $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+_{(aq)}$ се нарекува комплексен јон. *Комплексни јони се групации од метален катјон и Луисови бази поврзани за јонот.* Формирањето на комплексниот јон $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+_{(aq)}$ доведува до трошење на $\text{Ag}^+_{(aq)}$ јоните во хетерогента рамнотежа на $\text{AgCl}_{(s)}$ солта, што доведува до поместување на рамнотежата на десната страна, односно до зголемување на растворливоста на јонското соединение $\text{AgCl}_{(s)}$.