МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ ТА НАУКИ УКРАЇНИ
ДЕРЖАВНИЙ ВИЩИЙ НАВЧАЛЬНИЙ ЗАКЛАД
“УКРАЇНСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ
ХІМІКО-ТЕХНОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ”

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

ДО ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ З КУРСУ “ХІМІЯ” ДЛЯ студентів 1 курсу за напрямом підготовки 6.050601 «Теплоенергетика» , 6.051001 «Метрологія та інформаційно-вимірювальні технології», 6.050202 «Автоматизація та комп’ютерно-інтегровані технології»., 6.050101 «Комп’ютерні науки». 6.050102 «Комп’ютерна інженерія». 6.030502 “Економічна кібернетика”6. 030504 “Економіка підприємства”6.030507 “Маркетинг” 6.030508 “Фінанси і кредит”6.030601 “Менеджмент” 6.050502 “Інженерна механіка” 6.050503 “Машинобудування

ДЕННОЇ ТА ЗАОЧНОЇ ФОРМ НАВЧАННЯ

Дніпропетровськ ДВНЗ УДХТУ 2010

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ ТА НАУКИ УКРАЇНИ
ДЕРЖАВНИЙ ВИЩИЙ НАВЧАЛЬНИЙ ЗАКЛАД
“УКРАЇНСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ
ХІМІКО-ТЕХНОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ”

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

ДО ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ З КУРСУ “ХІМІЯ” ДЛЯ студентів 1 курсу за напрямом підготовки 6.050601 «Теплоенергетика» , 6.051001 «Метрологія та інформаційно-вимірювальні технології», 6.050202 «Автоматизація та комп’ютерно-інтегровані технології»., 6.050101 «Комп’ютерні науки». 6.050102 «Комп’ютерна інженерія». 6.030502 “Економічна кібернетика”6. 030504 “Економіка підприємства”6.030507 “Маркетинг” 6.030508 “Фінанси і кредит”6.030601 “Менеджмент” 6.050502 “Інженерна механіка” 6.050503 “Машинобудування

ДЕННОЇ ТА ЗАОЧНОЇ ФОРМ НАВЧАННЯ

Затверджено на засіданні
кафедри неорганічної хімії
протокол №9 від 30.06.2009

Дніпропетровськ ДВНЗ УДХТУ 2009

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з курсу “хімія” для студентів і курсу економічного та механічного факультетів / укл.: О.В. Берзеніна, В.В. Вечерова, О.А. Голіченко, – Дніпропетровськ, ДВНЗ УДХТУ, 2009.- 47с.

Укладачі: О.В. Берзеніна – кандидат біол. наук
В.В. Вечерова - канд. хім. наук
О.А. Голіченко – канд. хім. наук,

Відповідальний за випуск О.В. Штеменко, доктор хім. наук, проф.

Методичні вказівки містять теоретичні рекомендації та завдання до проведення лабораторних робіт з курсу “Хімія” для студентів І курсу механічного та економічного факультету, які навчаються за кредитно-модульної системою.

НАВЧАЛЬНЕ ВИДАННЯ

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до виконання лабораторних робіт з курсу “ХІМІЯ”
для студентів 1 курсу
денної та заочної форми навчання

УКЛАДАЧІ:
БЕРЗЕНІНА ОКСАНА ВАЛЕРІЇВНА
ВЕЧЕРОВА ВАЛЕНТИНА ВОЛОДИМИРІВНА
ГОЛІЧЕНКО ОЛЕКСАНДР АНАТОЛІЙОВИЧ

Редактор Л.М. Тонкошкур
Коректор Л.Я. Гоцуцова

Підписано до друку . Формат 60х84 1/16. Папір ксероксн. Друк різограф. Умовно-друк. арк. _____. Облік.-вид. арк._____. Тираж 100 прим.
Зам № _____ Свідоцтво ДК №303 від 27.12.2000.

ДВНЗ УДХТУ, 49005, Дніпропетровськ-5, просп. Гагаріна, 8

Видавницько-поліграфічний комплекс ІнКомЦентру

Правила техніки безпеки
при проведенні лабораторних робіт.

1. Перед початком лабораторної роботи ознайомтесь з метою роботи, планом її виконання та методикою експериментів.

2. У хімічній лабораторії досліди виконуються акуратно і обов'язково у спецодязі.

3. Робоче місце не займати зайвими предметами і після закінчення роботи привести до порядку.

4. При роботі з реактивами слід дотримуватись наступних правил безпеки:

   – роботи з концентрованими кислотами, лугами, розчинами сірководню та інших токсичних газів та газів з різким запахом проводять лише у витяжній шафі.

   – при нагріванні пробірку держати отвором від себе та інших студентів на випадок виплескування рідини.

   – перевіряючи газ на запах, слід направляти пари і газ до себе рухом руки. Пробірку до обличчя не підносити.

   – кількість хімічної речовини не повинна перевищувати вказаної в інструкції. Надлишок речовини не виливати (не висипати) у колбу з реактивом!

   – при попаданні на шкіру будь якої хімічної речовини змити її великою кількістю води і звернутись до викладача.

5. По закінченню роботи здати прибране робоче місце черговому.

Правила техніки безпеки.
при виконанні лабораторних робіт

1. Перед початком лабораторної роботи ознайомтесь з метою роботи, планом її виконання та методикою експериментів.

2. У хімічній лабораторії досліди виконуються акуратно і **обов'язково** у спецодязі.

3. Робоче місце не треба займати зайвими предметами і після закінчення роботи привести до порядку.

4. При роботі з реактивами слід дотримуватись наступних правил безпеки:

- роботи з концентрованими кислотами, лугами, розчинами сірководню та інших токсичних газів та газів з різким запахом проводять лише у витяжній шафі.
- при нагріванні пробірку держати отвором від себе та інших студентів на випадок виплескування рідини.
- перевіряючи газ на запах, слід направляти пари і газ до себе рухом руки. Пробірку до обличчя не підносити.
- кількість хімічної речовини не повинна перевищувати вказаної в інструкції. Надлишок речовини не виливати (не висипати) у колбу з реактивом!
- при попаданні на шкіру будь якої хімічної речовини змити її великою кількістю води і звернутись до викладача.

5. По закінченню роботи здати прибране робоче місце черговому.

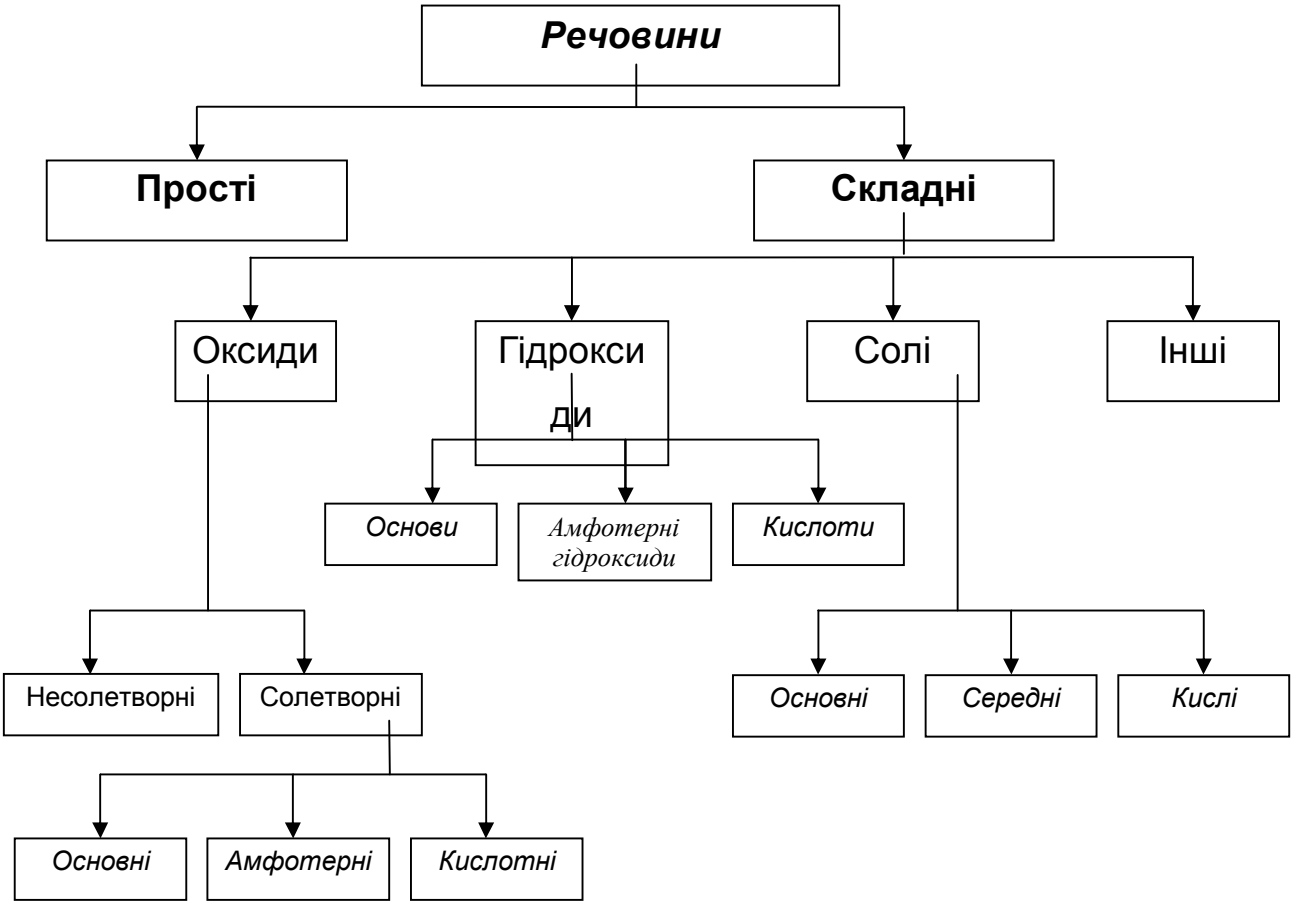
МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ ДО ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ №1

“Основні класи неорганічних сполук”

Всі речовини, згідно з номенклатурними правилами ІЮПАК, поділяються на прості і складні.

Простою є речовина, молекули якої складаються з атомів одного елемента.

Складною є речовина, молекули якої бувають за складом двохелементні (або бінарні) і багатоелементні. За функціональними ознаками найважливішими з них є оксиди, гідроксиди (основи, кислоти та амфотерні гідроксиди) і солі.



Валентність елемента (у найзагальнішому визначенні) це здатність атомів цього елемента утворювати певне число хімічних зв’язків з іншими атомами. (валентність вказують римськими цифрами)

Ступінь окиснення це умовний заряд("+n","0","–n") атому у сполуці, виходячи з припущення, що сполука складається з іонів.

Ступінь окиснення атома елемента у сполуці і його валентність не завжди співпадають.

Оксиди

Оксиди – це складні речовини, що складаються з двох елементів, один з яких Оксиген у ступені окиснення "–2" – E_xO_y

За сучасною номенклатурою назви оксидів починаються назвою відповідного елемента з позначенням його валентності, далі називають слово „оксид". Валентність можна не вказувати для металів I, II та III груп (крім Cu, Hg, Au).

Для оксидів добуток валентності на число атомів одного елемента (сумарне число валентностей) дорівнює добутку валентності на число атомів іншого елемента. Наприклад: оксид семивалентного хлору має формулу

Cl(VII), O(II) – Cl_2O_7

Оксиди, як видно зі схеми (рис.1), за здатністю утворювати солі поділяють на несолетворні (NO, CO, N_2O) і солетворні, які, у свою чергу, розподіляються на основні, кислотні та амфотерні.

Основні – оксиди металів у ступенях окиснення +1, +2, гідрати яких є основами (Li_2O, K_2O, CuO, FeO, тощо).

З водою основні оксиди, як правило, не реагують за винятком оксидів лужних і лужноземельних металів.

$$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$$

Реагуючи з кислотами основні оксиди утворюють солі.

Кислотні – оксиди утворені неметалами і металами зі ступенем окиснення +5 і більше, гідратами яких є кислоти. (V_2O_5, CrO_3, Mn_2O_7, тощо)

Більшість кислотних оксидів реагують з водою, утворюючи кислоти.

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

При взаємодії таких оксидів з основами і основними оксидами утворюються солі. Причому кислотний оксид входить до кислотного залишку.

Амфотерні – оксиди металів у ступенях окиснення +2, +3, +4, одночасно виявляють властивості кислотних і основних оксидів: у разі дії на них кислот, або кислотних оксидів вони ведуть себе як основні, а в разі дії основних оксидів і основ – як кислотні. (ZnO, SnO, Al_2O_3, MnO_2, тощо)

$$ZnO + 2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$$

$$ZnO + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2O$$

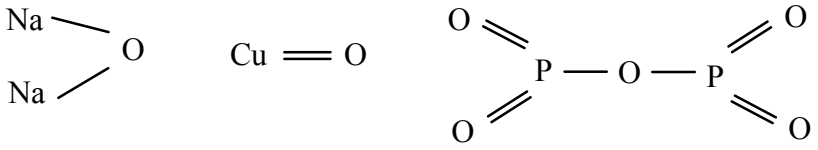
Якщо метал утворює декілька оксидів з різними ступенями окиснення, зі збільшенням ступеня окиснення збільшуються кислотні і зменшуються основні властивості.

Оксид	MnO	MnO_2	MnO_3	Mn_2O_7
Характер	основний	амфотерний	кислотний	кислотний

В такому випадку у назві оксиду вказують валентність елемента:
манган(II) оксид, манган(IV) оксид, манган(VI) оксид, манган(VII) оксид.

Графічні формули оксидів

Графічні формули оксидів вказують кількість зв'язків між елементами. З урахуванням двовалентності Оксигену і того, що кожна валентність умовно позначається рискою, графічні формули оксидів мають вигляд:



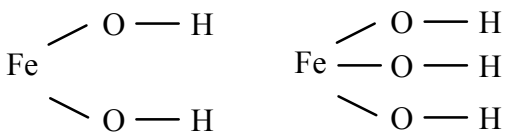
Гідроксиди: основи, кислоти, амфотерні гідроксиди

Основні гідроксиди *(або основи)* – це сполуки, до складу яких входять атоми металу (або NH_4^+) і гідроксильні групи $–OH^-$. Число гідроксильних груп в молекулі основи відповідає валентності металу.

За номенклатурними правилами ІЮПАК основи називають гідроксидами. Якщо елемент утворює кілька гідроксидів, у назві в дужках вказують валентність металу.

Наприклад: ферум(II) гідроксид – $Fe(OH)_2$, ферум(III) гідроксид – $Fe(OH)_3$.

Графічна формула гідроксид–іона –O–H, тому для основ графічні формули мають вигляд:



Кислотні гідроксиди *(або оксигеновмісні кислоти)* – це сполуки, що містять у молекулах атоми Гідрогену, які здатні заміщуватися на атоми металу з утворенням солей.

Кислоти називають за міжнародними правилами:

назви оксигенвмісних кислот утворюють від кореня латинської назви кислотоутворювального елемента, суфіксів *–ат* (вищий ступінь окислення) або *–іт, – ит* (нижчий ступінь окиснення), закінчення *–на* та слова кислота. Якщо елемент може виявляти більш ніж два ступені окиснення в оксигенвмісних кислотах, то вживають префікси *гіпо–* (найменший ступінь окиснення, частіше +1) і *пер–* (найвищий ступінь окиснення, частіше +7). Назви безкисневих кислот містять суфікс *–ід, –ид.*

Наприклад, назви деяких кислот:

HCl – хлоридна, $HClO$ – гіпохлоритна,

HNO_3 – нітратна, $HClO_2$ – хлоритна,

HNO_2 – нітритна, $HClO_3$ – хлоратна,

H_2SO_4 – сульфатна, $HClO_4$ – перхлоратна,

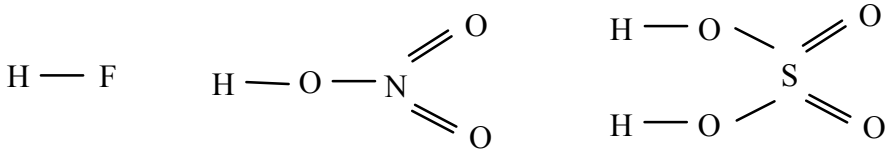
H_2SO_3 – сульфітна, H_2CO_3 – карбонатна,

HPO_3 – метафосфатна, H_2CrO_4 – хроматна,

H_3PO_4 – ортофосфатна, $HMnO_4$ – перманганатна

У графічних формулах кислот без Оксигена атоми Гідрогену зв'язані безпосередньо з атомом елемента, який утворив кислоту.

У кислотах з Оксигеном в кислотному залишку атоми Гідрогену, що визначають основність кислоти, поєднані з атомами Оксигену, які в свою чергу пов'язуються з центральним атомом.



Амфотерні гідроксиди в залежності від умов виявляють як властивості основ, так і кислот.

Назви амфотерних гідроксидів подібні до назв основ: $Sn(OH)_2$ – Станум(II) гідроксид.

Солі: середні, кислі, основні

Солі можна розглядати як продукти повного або часткового заміщення атомів Гідрогену у кислотах на атоми металів, або як продукти повного або часткового заміщення гідроксильних груп в основах на кислотні залишки.

Нормальні (*середні*) солі – продукти повного заміщення атомів Гідрогену атомами металу у молекулах кислот.

Назва солі складається з назви металу з зазначенням його валентності (якщо вона може бути різною) та назви кислотного залишку.

(Na_2SO_4 натрій сульфат, K_3PO_4 калій ортофосфат).

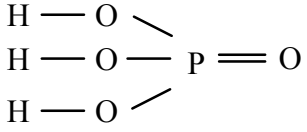
Кислі солі – це продукти неповного заміщення атомів Гідрогену на атоми металу.

У назві кислих солей перед назвою аніону вказують латинською кількість груп –Н, які входять в склад одного аніону (наприклад, ди-, три-, тетра- тощо), і додають префікс *гідроген–* (наприклад, $NaHSO_4$ – Натрій гідрогенсульфат, $Ca(HCO_3)_2$ – Кальцій гідрогенкарбонат, KH_2PO_4 – Калій дигідрогенортофосфат).

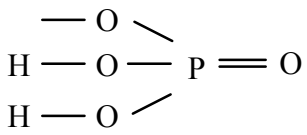
Основні солі – це продукти неповного заміщення гідроксильних груп у молекулі основи (із ступенем окиснення металу більше +1), або амфотерного гідроксиду на кислотний залишок. У назві основних солей перед назвою аніону вказують латинською кількість груп –ОН, які входять до складу одного катіону, і додають префікс *гідроксо-* (наприклад, ZnOHCl – Цинк гідроксохлорид, $(CuOH)_2SO_4$ – Купрум(II) гідроксосульфат).

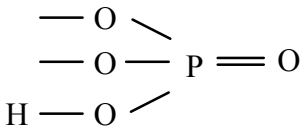
Написання графічних формул солей:

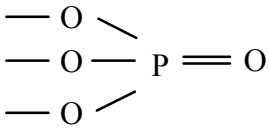
При складанні графічних формул солей складіть графічні формули кислотних і основних залишків: так ортофосфатна кислота



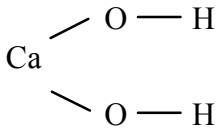
Може утворювати три кислотних залишки:



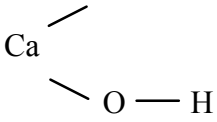


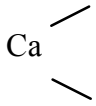


Основа – Кальцій гідроксид:

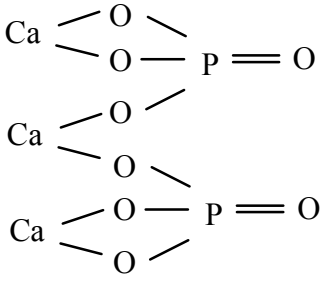


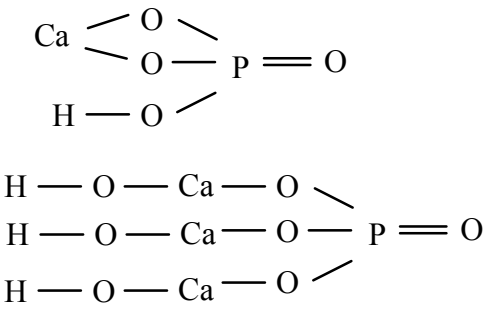
Утворює два основних залишки

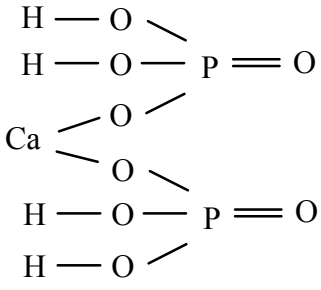




Таким чином ортофосфатна кислота і кальцій гідроксид при взаємодії здатні утворювати чотири солі – одну середню - Кальций ортофосфат $Ca_3(PO_4)_2$, дві кислих - Кальций гідрогенфосфат $CaHPO_4$ та Кальций дигідрогенфосфат $Ca(H_2PO_4)_2$ і одну основну - Кальций гідроксофосфат $(CaOH)_3PO_4$.







Контрольні завдання

до теми «Основні класи неорганічних сполук»

1. Напишіть рівняння реакцій та назвіть речовини, які утворились в результаті реакції:

1. $Na_2O + I_2O \rightarrow$

2. $MgO + H_3SbO_3 \rightarrow$

3. $V_2O_5 + Ca(OH)_2 \rightarrow$

4. $Zn(OH)_2 + HCl \rightarrow$

5. $Zn(OH)_2 + KOH \rightarrow$

2. Напишіть рівняння реакцій та назвіть речовини, які утворились в результаті реакції:

1. $BeO+Br_2O \rightarrow$

2. $K_2O+H_3AsO_4\rightarrow$

3. $Nb_2O_5+Ba(OH)_2\rightarrow$

4. $Pb(OH)_2+NaOH\rightarrow$

5. $PbO+HNO_3\rightarrow$

3.Напишіть рівняння реакцій та назвіть речовини:, які утворились в результаті реакції:

1. $MgO+Cl_2O_7\rightarrow$

2. $Na_2O + H_4P_2O_7\rightarrow$

3. $CrO_3 + Sr(OH)_2\rightarrow$

4. $ZnO + CaO\rightarrow$

5. $ZnO+HClO_4\rightarrow$

4.Напишіть рівняння реакцій та назвіть речовини, які утворились в результаті реакції:

1. $BaO + SiO_2 \rightarrow$

2. $Sc_2O_3 + H_2SO_4 \rightarrow$

3. $MoO_3+KOH \rightarrow$

4. $PbO+HNO_3 \rightarrow$

5. $PbO+Ca(OH)_2 \rightarrow$

5. Напишіть рівняння реакцій та назвіть речовини, які утворились в результаті реакції:

1. $La_2O_3 + P_2O_5 \rightarrow$

2. $BaO + H_2SeO_4 \rightarrow$

3. $WO_3 + Fe(OH)_2 \rightarrow$

4. $Be(OH)_2 + Ba(OH)_2 \rightarrow$

5. $Be(OH)_2 + HI \rightarrow$

6.Напишіть рівняння реакцій та назвіть речовини, які утворились в результаті реакції:

1. $Sc_2O_3 + As_2O_3 \rightarrow$

2. $CaO + H_2TeO_3 \rightarrow$

3. $Mn_2O_7 + Sc(OH)_3 \rightarrow$

4. $Sb(OH)_3 + Sc(OH)_2 \rightarrow$

5. $Sb(OH)_3 + HBr \rightarrow$

6. Напишіть рівняння реакцій та назвіть речовини, які утворились в результаті реакції:

1. $Y_2O_3 + SO_3 \rightarrow$

2. $SrO + H_4P_2O_7 \rightarrow$

3. $CO_2 + La(OH)_3 \rightarrow$

4. $BeO + HclO_3 \rightarrow$

5. $BeO + NaOH \rightarrow$

7. Напишіть рівняння реакцій та назвіть речовини, які утворились в результаті реакції:

1. $V_2O_5 + ZnO \rightarrow$

2. $Sc_2O_3 + H_2MoO_4 \rightarrow$

3. $SiO_2 + Ba(OH)_2 \rightarrow$

4. $Sb_2O_3 + HCl \rightarrow$

5. $Sb_2O_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow$

8.Напишіть рівняння реакцій та назвіть речовини, які утворились в результаті реакції:

1. $CrO_3 + Bi_2O_3 \rightarrow$

2. $La_2O_3 + H_3PO_4 \rightarrow$

3. $As_2O_3 + CsOH \rightarrow$

4. $Al(OH)_3+Ba(OH)_2\rightarrow$

5. $Al(OH)_3+H_2SO_4\rightarrow$

9. Напишіть рівняння реакцій та назвіть речовини, які утворились в результаті реакції:

1. $MoO_3 + SrO \rightarrow$

2. $Y_2O_3 + HClO_4 \rightarrow$

3. $P_2O_5 + Mg(OH)_2 \rightarrow$

4. $Cr(OH)_3 + K_2O \rightarrow$

5. $Cr(OH)_3 + Cl_2O \rightarrow$

10. Напишіть рівняння реакцій та назвіть речовини, які утворились в результаті реакції:

1. $Mn_2O_7 + CaO\rightarrow$

2. $FeO + H_4Sb_2O_7 \rightarrow$

3. $As_2O_5 + Sc(OH)_3 \rightarrow$

4. $Al_2O_3 + SO_3 \rightarrow$

5. $Al_2O_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow$

11.Напишіть рівняння реакцій та назвіть речовини, які утворились в результаті реакції:

1. $MnO_3 + Ga_2O_3 \rightarrow$

2. $Fe_2O_3 + H_2TeO_4 \rightarrow$

3. $Sb_2O_5 + CsOH \rightarrow$

4. $Cr_2O_3 + P_2O_5 \rightarrow$

5. $Cr_2O_3 + NaOH \rightarrow$

12.Напишіть рівняння реакцій та назвіть речовини, які утворились в результаті реакції:

1. $Fe_2O_3 + P_2O_5 \rightarrow$

2. $MgO + HClO_2 \rightarrow$

3. $V_2O_5 + Ba(OH)_2 \rightarrow$

4. $Sn(OH)_2 + H_2S \rightarrow$

5. $Sn(OH)_2 + CaO \rightarrow$

13.Напишіть рівняння реакцій та назвіть речовини, які утворились в результаті реакції:

1. $CaO + Cl_2O \rightarrow$
2. $Sc_2O_3 + H_4P_2O_5 \rightarrow$
3. $Nb_2O_5 + KOH \rightarrow$
4. $MnO_2 + HF \rightarrow$
5. $MnO_2 + Ba(OH)_2 \rightarrow$

14.Напишіть рівняння реакцій та назвіть речовини, які утворились в результаті реакції:

1. $Ag_2O + P_2O_5 \rightarrow$
2. $CoO + H_2TeO_4 \rightarrow$
3. $Cl_2O + Ba(OH)_2 \rightarrow$
4. $SnO + Sc(OH)_3 \rightarrow$
5. $SnO + H_2CO_3 \rightarrow$

15.Напишіть рівняння реакцій та назвіть речовини, які утворились в результаті реакції:

1. $MnO + CO_2 \rightarrow$
2. $Ag_2O + H_3AsO_4 \rightarrow$
3. $Br_2O + Ca(OH)_2 \rightarrow$
4. $Sn(OH)_4 + Ba(OH)_2 \rightarrow$
5. $Sn(OH)_4 + Cl_2O \rightarrow$

16. Напишіть рівняння реакцій та назвіть речовини, які утворились в результаті реакції:

1. $Nb_2O_5 + HgO \rightarrow$
2. $CaO + H_2SO_3 \rightarrow$
3. $Mn_2O_7 + Sr(OH)_2 \rightarrow$
4. $Mn(OH)_4 + HF \rightarrow$
5. $Mn(OH)_4 + NaOH \rightarrow$

17.Напишіть рівняння наступних реакцій та назвіть речовини, які утворились в результаті реакції:

1. $Br_2O + NiO \rightarrow$
2. $Cs_2O + H_2S_2O_7 \rightarrow$
3. $SeO_2 + Ba(OH)_2 \rightarrow$
4. $SnO_2 + HCl \rightarrow$
5. $SnO_2 + La_2O_3 \rightarrow$

18. Напишіть рівняння наступних реакцій та назвіть речовини, які утворились в результаті реакції:

1. $MnO_3 + K_2O \rightarrow$
2. $La_2O_3 + HBO_2 \rightarrow$
3. $Cl_2O_7 + Y(OH)_3 \rightarrow$
4. $Fe_2O_3 + HNO_3 \rightarrow$
5. $Fe_2O_3 + BaO \rightarrow$

19. Напишіть рівняння реакцій та назвіть речовини, які утворились в результаті реакції:

1. $CdO + SeO_2 \rightarrow$
2. $Y_3O_3 + H_2CO_3 \rightarrow$
3. $I_2O + La(OH)_3 \rightarrow$
4. $Fe(OH)_3 + HI \rightarrow$
5. $Fe(OH)_3 + KOH \rightarrow$

20. Напишіть емпіричні і графічні формули кислот:

а) метаванадатна,
б) ортосилікатна.

21. Напишіть емпіричні і графічні формули кислот:

а) ортотитанатна,
б) телуритна.

22.Напишіть емпіричні і графічні формули кислот:

а) титанатна,

б) броматна

23. Напишіть емпіричні і графічні формули кислот:

а)ніобатна,
б)метаарсенітна.

24. Напишіть емпіричні і графічні формули кислот:

а) хроматна,
б) гіпохлоритна

25.Напишіть емпіричні і графічні формули кислот:

а) молібдатна,
б) гіпоіодитна

26. Напишіть емпіричні і графічні формули кислот:

а) вольфраматна,
б) піроарсенітна.

27. Напишіть емпіричні і графічні формули кислот:

а) перманганатна,
б) селенітна.

28. Напишіть емпіричні і графічні формули кислот:

а) перренатна,
б) ортохромітна.

29. Напишіть емпіричні і графічні формули кислот:

а) ортостанатна,
б) бромідна.

30. Напишіть емпіричні і графічні формули кислот:

а) ортоборна,
б) сульфітна.

31. Напишіть емпіричні і графічні формули кислот:

а) манганатна,
б) хлоритна.

32. Напишіть емпіричні і графічні формули кислот:

а) перманганатна
б) перхлоратна.

33..Напишіть емпіричні і графічні формули кислот:

а) ортофосфатна,
б) ортостибітна.

34..Напишіть емпіричні і графічні формули кислот:

а) телуритна,
б) хлоратна.

35..Напишіть емпіричні і графічні формули кислот:

а) метатанталатна,
б) іодатна.

36.Напишіть емпіричні і графічні формули кислот:

а) силікатна,
б) ортоманганітна

37.Напишіть емпіричні і графічні формули кислот:

а) гіпохлоритна,
б) пірофосфітна.

38.Напишіть емпіричні і графічні формули солей:

а) Аргентум тригідропіроарсеніт,

б) Станум (IV) дігідроксонітрит.

39.Напишіть емпіричні і графічні формули солей:

а) Магній гідроксоселеніт,
б) Хром (III) гідрогенхромат.
40.Напишіть емпіричні і графічні формули солей:

а) Лантан (III) дігідроксотелурат,
б) Берилій тригідрогенортостанат.

41.Напишіть емпіричні і графічні формули солей:

а) Ферум (II) гідроксотелурат,
б) Берилій дігідрогенортостибіт.

42.Напишіть емпіричні і графічні формули солей:

а) Магній дігідрогенортохроміт,
б) Тітан (IV) тригідроксобромат.

43.Напишіть емпіричні і графічні формули солей:

а) Барій гідрогенселеніт,
б) Хром(III) дігідроксосульфід.

44.Напишіть емпіричні і графічні формули солей:

а) Цезій дігідрогенортоплюмбат,
б) Станум (IV) тригідроксохлорит.

45.Напишіть емпіричні і графічні формули солей:

а) Скандій дігідроксохлорит,
б) Рубідій тригідрогенортоманганіт.

46.Напишіть емпіричні і графічні формули солей:

а) Тітан (IV) гідроксохлорат,
б) Стронцій дігідрогенортоарсенат

47.Напишіть емпіричні і графічні формули солей:

а) Кобальт (II) гідроксосульфат,
б) Галій (III) дігідрогенортосілікат.

48.Напишіть емпіричні і графічні формули солей:

а) Ітрій (III) гідроксометаборат,
б) Ферум (III) гідрогенсульфат.

49.Напишіть емпіричні і графічні формули солей:

а) Хром (III) гідроксонітрат
б) Кальцій тригідрогенортосілікат.

50.Напишіть емпіричні і графічні формули солей:

а) Скандій(III) дігідроксометаборат,
б) Нікель (II) дігідрогенортоарсеніт.

51.Напишіть емпіричні і графічні формули солей:

а) Стибій(III) дігідроксоортоарсенат,
б) Барій гідрогенсульфід.

52.Напишіть емпіричні і графічні формули солей:

а)Лантан дігідрогенортоманганіт,
б)Магній гідроксохромат.

53.Наведіть емпіричні і графічні формули солей:

а) Тітан (IV) тригідроксохлорат
б) Цезій дігідрогенортостибат.

54.Напишіть емпіричні і графічні формули солей:

а) Алюміній гідроксокарбонат,
б) Нікель (II) тригідрогенпірофосфат.

55.Напишіть емпіричні і графічні формули солей:

а) Манган (II) дігідрогенортостібат,
б) Купрум (II) гідроксокарбонат

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ ДО ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ № 2.

“Розчини. Реакції в розчинах електролітів.”

В навколишньому середовищі ми скрізь зустрічаємося з розчинами. Вивчення явищ, які супроводжують процес розчинення речовин, властивостей розчинів, та залежності цих властивостей від природи розчинника та розчинених речовин - одне з найважливіших завдань неорганічної хімії.

Розчини – це гомогенні системи, які складаються з двох або більше компонентів та продуктів їх взаємодії.

В склад розчину входять **розчинник,** як основний компонент системи, та одна або кілька **розчинених речовин** . Наприклад, розчин ортофосфорної кислоти складається з розчинника H_2O, розчиненої речовини H_3PO_4 та продуктів їх взаємодії: гідратованих іонів H^+, $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-}, PO_4^{3-}(для простішого запису в складі гідратованих іонів не вказується вода).

Між компонентами в розчині не має фізичної поверхневої залежності від долі речовини, переважаючої в розділу, так званої поверхні розподілу.

Розчинником вважається той компонент, вміст якого більш 50% або агрегатний стан якого зберігається в розчині.

За агрегатним станом розчини бувають рідкими, твердими та газоподібні. Звичайне повітря являє собою газоподібний розчин азоту (N_2-78,1%), кисню (O_2-20,9%), аргону (Ar-0,9%), оксиду Карбону(IV) (CO_2-0,03%) та невеликих кількостей інших речовин. "Срібні" монети є твердим розчином нікелю(Ni) та міді(Cu). Морська вода є розчином ряду речовин, поміж яких переважають іони натрію (Na^+), калію(K^+), хлору(Cl^-) та сульфат-іони(SO_4^{2-}). Організм людини містить велику кількість різних розчинів, починаючи від простих розчинів солей та кислот та закінчуючи складними, такі як кров.

В житті, при вивченні хімічних, біологічних, геологічних та інших явищ, в технологічних процесах частіше всього доводиться мати справу з рідкими розчинами. Наприклад, дві тверді речовини можуть практично не вступати в реакцію одна з одною та, разом з тим, в розчині ці речовини здатні швидко реагувати між собою.

Розчинність (s) - це здатність речовин розчинятися в розчиннику. Кількість компоненту, яка може бути розчинена в розчиннику, часто обмежена різними факторами: хімічною природою речовин та умовами (температура, тиск).

Гранична розчинність багатьох речовин у воді (або інших розчинниках) являє собою концентрацію насиченого розчину за даної температури. Мірою розчинності речовини за даних умов є концентрація насиченого розчину. Концентрація є кількісною характеристикою розчинності. Значення розчинності можна знайти у довідниках, вона визначається, зазвичай, у грамах речовини на 100г розчинника (при визначеній температурі).

За розчинністю у воді речовини поділяються на добре розчинні, мало розчинні та важко розчинні (практично не розчинні).

Існують кількісні характеристики вмісту розчиненої речовини у розчині:

- гранично розведений розчин - вміст розчиненої речовини дуже малий ($<10^{-4}$ моль/л);
- розведений розчин - вміст розчиненої речовини малий (10^{-2}-10^{-4} моль/л);
- концентрований розчин – вміст розчиненої речовини значний (>0,01 моль/л).

Якщо молекули або іони, розподілені в рідкому розчині, присутні в ньому у такій кількості, що при даних конкретних умовах не відбувається подальшого розчинення речовини, розчин називається **насиченим**. Наприклад, якщо розчинити 50г хлориду натрію NaCl у 100г води H_2O, то при кімнатній температурі розчиняється лише 36г солі.

Насиченим називають такий розчин, який знаходиться у динамічній рівновазі з надлишком розчинено речовини.

При розчиненні у 100г води при кімнатній температурі менш ніж 36г солі, ми одержимо **ненасичений** розчин.

При нагріванні суміші солі з водою до 100^{o}С розчиниться вже 39,8г NaCl у 100г води. Якщо з гарячого розчину вивести нерозчинену сіль, а сам розчин обережно охолодити до кімнатної температури, надлишкова кількість солі не завжди випаде у осад. В цьому випадку ми маємо справу з **пересиченим** розчином. **Пересичений розчин -** це розчин, що утримує більше речовини, ніж насичений. Пересичені розчини нестійкі. Перемішування, струшування, додавання крихти солі може викликати кристалізацію надлишку солі та перехід розчину в насичений стійкий стан.

Існують різні способи вираження складу розчину. Найчастіше використовують масову частку розчиненої речовини, молярну концентрацію, молярну концентрацію еквіваленту, моляльність та інші способи вираження концентрації розчину.

Масова частка (процентна концентрація) розчиненої речовини **ω** - це безрозмірна величина, яка дорівнює відношенню маси розчиненої речовини до загальної маси розчину:

$$\omega = m_{\text{речовини}}/m_{\text{розчину}}$$

$$\text{або } \omega = (m_{\text{речовини}}/m_{\text{розчину}})\cdot 100\%$$

Масову частку розчиненої речовини **ω** зазвичай виражають у долях одиниць або у відсотках. Наприклад, масова частка розчиненої речовини хлориду натрію у воді дорівнює 0,1 або 10%. Це означає, що розчин хлориду натрію масою 100г містить 10г солі та 90г води.

Молярна концентрація $\mathbf{C_m}$ - це відношення кількості молей розчиненої речовини ($\mathbf{\upsilon_p}$) до об'єму розчину (**V**):

$$C_M = \frac{\nu_p}{V}$$

Молярна концентрація вимірюється у **моль/л** (М).

Наприклад, 1М (NaCl) - розчин натрій хлориду, один літр якого вміщує 1моль речовини або 58,4г NaCl ($M_{(NaCl)}$ = 58,4 г/моль).

Молярна концентрація еквіваленту (позначається $\mathbf{C_н}$ **або** $\mathbf{C_{1/Z}}$) це відношення кількості еквівалентів ($\mathbf{n_e}$) розчиненої речовини до об'єму розчину (**V**):

$$C_H = \frac{n_e}{V}$$

Молярна концентрація еквіваленту вимірюється у моль-екв/л. Молярна концентрація еквіваленту широко використовується в хімії. Кількість еквівалентів дорівнює:

$$n_e = \frac{m_p}{M_{1/z}}$$

Де $\mathbf{m_p}$ - маса речовини, $\mathbf{M_{1/z}}$- молярна маса еквіваленту речовини

Молярна маса еквіваленту елемента – це така кількість елементу, яка з'єднується з 1,008 ваговими частинами Гідрогену або з 8.0 ваговими частинами Оксигену чи заміщує їх в хімічних сполуках.

Молярна маса еквіваленту **кислоти** – це така її кількість, яка вміщує один еквівалент Гідрогену, здатного заміщуватись металом і дорівнює

$M_{1/z\ кислоти}$ = молярна маса кислоти / основність кислоти

Молярна маса еквіваленту **основи** – це така її кількість, яка вміщує один еквівалент гідроксид іонів, здатних заміщуватись на кислотні залишки.

$M_{1/z\ основи}$ = молярна маса основи / кислотність основи

Молярна маса еквіваленту **солі:**

$M_{1/z\ солі}$ = молярна маса солі / (кількість атомів металу·валентність металу)

В аналітичній хімії досить зручно проводити певні розрахунки з використанням закону еквівалентів.

За **законом еквівалентів**: **всі речовини реагують між собою в кількостях, пропорційних їх еквівалентам.**

$$\mathbf{n_{е\ речовини\ 1} = n_{е\ речовини\ 2}}$$

Для переходу від одного способу вираження концентрації до іншого треба знати:

- Густина (ρ) розчину є відношення маси розчину до його об`єму.

$$\rho = \frac{m}{V};$$

В довідковій літературі густину наводять в г/мл, г/см^3, кг/л, та ін.

- Зв`язок між молярною масою розчиненої речовини та еквівалентом:

Об'єми реагуючих розчинів обернено пропорційні їх концентраціям, вираженим в одиницях молярної концентрації еквіваленту

Знаючі способи вираження складу розчину, ми зможемо виготовити розчини речовин заданої концентрації, визначити масу розчиненої речовини, а також вирішувати велику кількість інших практичних завдань, пов'язаних з виготовленням та застосуванням розчинів.

Приклад 1. Масова концентрація фосфатної кислоти складає 99 г/л. треба обчислити молярну концентрацію, молярну концентрацію еквіваленту цього розчину, густина якого дорівнює 1,05 г/мл.

Рішення. Молярна маса фосфатної кислоти дорівнює 98 г/моль. Звідси випливає, що молярна концентрація буде дорівнювати:

$$C_м = \frac{m(x)}{M(x)\cdot V} = \frac{99}{98\cdot 1} = 1{,}01 \text{ моль/л}$$

Для того, щоб розрахувати молярну концентрацію еквівалента цього розчину, необхідно визначити молярну масу еквівалента H_3PO_4. Еквівалентне число фосфатної кислоти (z) складає 3, тому:

$$M_{екв}(H_3PO_4) = \frac{M(H_3PO_4)}{z} = \frac{98}{3} = 32{,}67 \text{ г/моль}$$

а молярна концентрація еквівалента:

$$C_H(H_3PO_4) = \frac{99}{32{,}67} = 3{,}03 \text{ моль/л}$$

Приклад 2. В реакцію з 50 мл сульфатної кислоти вступило 30 мл лужного розчину з молярною концентрацією еквівалента 0,1 моль/л. Скільки грамів сульфатної кислоти пішло на нейтралізацію цього розчину?

Рішення. Задача розв'язується за допомогою закону еквівалентів. Так як речовини реагують між собою в еквівалентних кількостях, то кількість речовини еквівалента сульфатної кислоти дорівнює кількості еквівалента лугу, що вступив в реакцію. Знайдемо кількість речовини еквіваленту лугу за допомогою формули:

$$n_{екв(лугу)} = C_H \cdot V = 0{,}1\cdot 0{,}03 = 0{,}003 \text{ моль.}$$

Стільки ж – 0,003 моль еквівалентів речовини сульфатної кислоти пішло на нейтралізацію розчину лугу. Звідси слідує, якщо молярна маса еквіваленту сульфатної кислоти складає 49 г/моль, то маса кислоти буде дорівнювати:

$$m = M_{екв}\cdot n_{екв} = 49\cdot 0{,}003 = 0{,}147 \text{ г}$$

ТЕОРІЯ ЕЛЕКТРОЛІТИЧНОЇ ДИСОЦІАЦІЇ

Гіпотеза іонізації була запропонована Арреніусом для пояснення поведінки водних розчинів кислот, основ і солей, що не підпорядковувалися законам

розведених розчинів. Вивчення електропровідності показало, що розчини вище зазначених речовин, проводять електричний струм. Арреніус припустив, що причиною електропровідності розчинів є розклад молекул речовин, що розчиняються на іони - тобто на заряджені частинки.

Позитивно заряджені частинки були названі **катіонами**, негативно заряджені - **аніонами**. Речовини, розчини яких проводять електричний струм, були названі **електролітами**. Це кислоти, основи, солі. Речовини, розчини яких не проводять електричний струм, були названі **неелектролітами**. До них відносяться, наприклад, цукор, ацетон, бензол. Відсутність електропровідності пояснюється тим, що в розчинах цих речовин немає іонів. Після експериментальної перевірки гіпотеза іонізації стала називатися **теорією електролітичної дисоціації**.

Арреніус є автором фізичної теорії розчинів та вважав, що в розчинах електролітів в результаті процесу дисоціації утворюються вільні іони. Російських вчений Каблуков об'єднав погляди Арреніуса і хімічну теорію розчинів Менделєєва.

Електролітичною дисоціацією називають розклад електроліту на іони при його розчиненні під дією полярних молекул розчинника.

В результаті дисоціації утворюються не вільні іони, а сольватовані, тобто оточені молекулами розчинника. Якщо роль розчинника відіграє вода, то кажуть, що іони гідратовані. Існує кількісна оцінка здібності речовини розпадатися на іони - це ступінь дисоціація (**α**).

Ступінь дисоціації (α)- це доля молекул, які прийняли участь у дисоціації, по відношенню до загальної кількості молекул електроліту в розчині.

$$\alpha = \frac{\text{число продисоційованих молекул}}{\text{загальне число молекул в розчині}}$$

Ступінь дисоціації виражається в долях одиниці або у відсотках. При повній дисоціації **α=1**, при частковій дисоціації **0<α<1** і для неелектролітів **α=0**. В залежності від значення ступеня дисоціації всі електроліти умовно поділяють на три групи:

1) сильні електроліти, якщо **α >30%** ;

2) електроліти середньої сили, якщо **3< α < 30%** ;

3) слабкі електроліти, якщо **α < 3%.**

Ступінь електролітичної дисоціації залежить від ряду факторів:

1. природи розчиненого компонента;
2. природи розчинника;
3. концентрації;
4. температури;
5. присутності однойменних іонів.

Для пояснення впливу природи розчиненої речовини і розчинника на проходження електролітичної дисоціації рекомендується розглянути механізм цього процесу для сполук з різним типом хімічного зв'язку, зокрема, речовин з іонним і ковалентним полярним зв'язком. При розгляді електролітичної дисоціації іонних сполук, наприклад, NaCl потрібно врахувати, що між іонами, розташованими на поверхні кристала, і диполями води виникає взаємодія, яка виявляється більш сильною, ніж взаємодія між іонами речовини в кристалічній решітці. Внаслідок цього іони дифундують у розчинник, цілком при цьому гідратуючи (рис. 2).

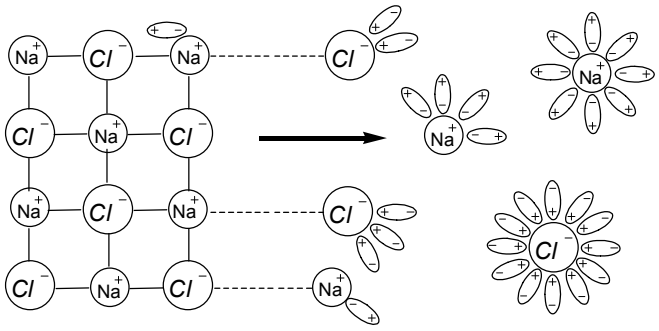


Рис 2.

На рисунку 2 зображена схема процесу електролітичної дисоціації, яка виражається наступним рівнянням:

$$NaCl \rightarrow Na^{+} + Cl^{-}$$

У розчинниках менш полярних, ніж вода взаємодія диполів розчинника з іонами розчиненої речовини набагато слабша. З цієї причини розклад молекул на іони в малополярних розчинниках (ефірі, бензолі) не спостерігається. Для обговорення можливості перебігу зворотного процесу - **моляризації** (утворення з іонів недисоційованих молекул) - рекомендується скористатися законом Кулона, відповідно до якого сила взаємодії між частинками (**F**) залежить від діелектричної проникності середовища (**ε**):

$$F = \frac{q_1 q_2}{\varepsilon r^2}$$

де $\mathbf{q_1}$ і $\mathbf{q_2}$ - заряди частинок, а **r** - відстань між ними. Для води **ε**=81, це значить, що у водному розчині сили притягання між іонами Na^+ та Cl^- у 81 раз

менше, ніж у кристалі, де **ε** = I. Звідси робимо висновок: у водних розчинах іонних сполук практично виключене утворення молекул (кристалічних структур). Всі іонні сполуки відносять до сильних електролітів, їх електролітична дисоціація протікає практично повністю.

Електролітичну дисоціацію сполук з ковалентним полярним хімічним зв'язком розглянемо на прикладі молекули HCl, в якій при розчиненні під впливом диполів води міцність зв'язків H–Cl буде зменшуватися; утвориться перехідний стан, що включає в себе диполь HCl з ослабленим зв'язком H---Cl і орієнтовані навколо нього молекули води. Далі зв'язок H---Cl розривається і утворюються гідратовані іони H^+ і Cl^-.

Рівняння електролітичної дисоціації :

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$$

У випадку сполук з ковалентним полярним зв'язком необхідно врахувати можливість процесу моляризації. Ймовірність його буде тим більшою, чим міцніше зв'язані іони у вихідній молекулі, тобто чим менш полярний зв'язок у речовині, що розчиняється. В загальному випадку положення рівноваги між молекулярною формою речовини і його іонами у розчині залежить від співвідношення двох величин:

1) Енергії зв'язку між атомами в молекулі (E_1)

2) Енергії сольватацій цих молекул (E_2.)

Якщо $\mathbf{E_1<E_2}$, то рівновага зміщена у бік процесу дисоціації, тобто речовина в розчині знаходиться у вигляді іонів і є сильним електролітом; і навпаки, якщо $\mathbf{E_1>E_2}$ то переважає процес молярізації, тобто речовина в розчині знаходиться переважно у виді молекул і відноситься до слабких електролітів.

Так, наприклад, при розчиненні HCl у воді переважає процес дисоціації, HCl - сильний електроліт; при розчиненні оцтової кислоти CH_3COOH у воді переважає процес моляризації, тому CH_3COOH - слабкий електроліт:

$$CH_3COOH \rightleftarrows H^+ + CH_3COO^-$$

При написанні рівняння дисоціації після формули речовини для сильного електроліту пишемо → , вказуючи на повноту проходження розкладу на іони, для слабкого електроліту пишемо $\rightleftarrows$, що вказує на зворотність такого процесу.

Ступінь дисоціації залежить від природи розчиненої речовини і визначається типом хімічного зв'язку: чим більше полярність зв'язку, тим у більшій мірі дисоціює речовина, тим більший ступінь її дисоціації.

Речовини з іонним і ковалентним полярним зв'язком відносяться до сильних електролітам, з ковалентної малополярним зв'язком - до слабких електролітів, а речовини з неполярним зв'язком - до неелектролітів. Переважна більшість солей

як неорганічних, так і органічних кислот відносяться до сильних електролітів. Виключення складають галогеніди меркурію(II) і кадмію, ціанід меркурію(II), роданід феруму(III). Кислоти й основи в залежності від природи хімічного зв'язку в них відносяться як до сильних, так і до слабких електролітів.

Таблиця 1

Тип хімічного зв'язку		
Іонний, ковалентний полярний	Ковалентний малополярний	Ковалентний неполярний
Електроліти		**Неелектроліти**
Сильні електроліти **α >30%**	Слабкі електроліти **α < 3%**	Неелектроліти **α = 0**
а) Водорозчинні солі б) Сильні кислоти (HCl, HBr, HI, H_2SO_4, HNO_3, $HClO_4$ та ін.) в) Луги ($LiOH$, KOH, $RbOH$, $CsOH$, $FrOH$, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, та ін.	а) Деякі солі ($HgCl_2$, $CdCl_2$, $Hg(CN)_2$, $Fe(CSN)_3$) б) Слабкі кислоти ($HClO$, H_2S, H_2SO_3, H_2SiO_3, HCN) в) Слабкі основи (NH_4OH, $Fe(OH)_3$, $Al(OH)_3$ та ін.)	а) Прості речовини б) Більшість органічних сполук (крім органічних кислот, основ, спиртів).

Укладаючи рівняння електролітичної дисоціації необхідно звернути увагу на характер хімічного зв'язку в речовині. При розчиненні речовин у воді електролітична дисоціація відбувається в першу чергу за місцем іонного або сильно полярного зв'язку, розрив мало полярних або не полярних зв'язків не відбувається. З цього виходить, що важливим є встановлення характеру зв'язку в такій сполуці. У гідроксидах, які містять угрупування E-O-H, при електролітичній дисоціації може відбуватися розрив зв'язку E-O або зв'язку O-H. Напрямок дисоціації залежить від відносної полярності цих зв'язків, а полярність зв'язку визначається природою елементу E. Якщо елемент утворює багатозарядні іони з малим радіусом, то в гідроксиді зв'язок E-O є малополярним, а зв'язок O-H більш

полярний. Тому при дисоціації гідроксиду такого типу відривається протон H^+ і даний гідроксид виявляє кислотні властивості, наприклад:

$$HClO_4 \rightarrow H^+ + ClO_4^-$$

$$HBrO \rightleftarrows H^+ + BrO^-$$

Гідроксиди такого характеру утворюють елементи VII, VI та V груп періодичної системи, проявляючи високі ступені окиснення.

Навпаки, у випадку елементів, що утворюють низькозарядні іони з великим радіусом, полярність зв'язку О-Н виявляється більшою, у порівнянні з полярністю зв'язку Е-0. При дисоціації гідроксидів цих елементів відривається група OH^-, тобто дані гідроксиди виявляють основні властивості, наприклад:

$$KOH \rightarrow K^+ + OH^-$$

$$Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2\ OH^-$$

Гідроксиди основного характеру утворюють лужні і лужноземельні елементи, а також деякі метали в низьких ступенях окиснення.

При дисоціації середніх солей, де найбільше полярний зв'язок між іонами металу та кислотним залишком, у розчинах утворяться катіони металу й аніони кислотних залишків, наприклад:

$$Na_2SO_4 \rightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-}$$

$$AlCl_3 \rightarrow Al^{3+} + 3Cl^-$$

При дисоціації кислих і основних солей крім катіонів металу й аніонів кислотного залишку в розчинах утворяться ще, відповідно, протони H^+ і гідроксильні іони OH^-. Наприклад, у розчині кислої солі - натрій гідрогенкарбонату спочатку відбувається повна дисоціація по місцю іонного зв'язку потім часткова дисоціація по місцю полярного зв'язку:

$$NaHCO_3 \rightarrow Na^+ + HCO_3^-$$

$$HCO_3^- \rightleftarrows H^+ + CO_3^{2-}$$

Дисоціацію основної солі - гідроксохлориду міді можна зобразити такими рівняннями:

$$CuOHCl \rightarrow CuOH^+ + Cl^-$$

$$CuOH^+ \rightleftarrows Cu^{2+} + OH^-$$

В усіх рівняннях електролітичної дисоціації сума зарядів іонів у продуктах дорівнює сумі зарядів у вихідних речовинах.

Константа дисоціації

Крім ступеня дисоціації (**α**) для електролітів є друга кількісна характеристика процесу дисоціації - константа дисоціації (**$К_{дис.}$**), яка є по суті константою рівноваги.

Наприклад, слабка кислота HCN дисоціює згідно рівняння*:*

$$\mathbf{HCN \rightleftarrows H^+ + CN^-}$$

Константа рівноваги цього процесу і є *константою дисоціації****:***

$$K_{дис.} = \frac{[H^+][CN^-]}{[HCN]} = 7.9 \cdot 10^{-10}$$

В чисельнику цього виразу - концентрації іонів, а в знаменнику - концентрація недисоційованих молекул. Як наслідок, чим слабкіший даний електроліт, тим меншою повинна бути рівноважна концентрація його іонів у розчині, і тим менше значення константи дисоціації. Навпаки, чим сильніший електроліт, тим більше значення $\mathbf{К_{дис}}$.

Константа дисоціації на відміну від ступеня дисоціації за даної температурі не залежить від концентрації, тому вона є найважливішою характеристикою електролітів. Значення констант дисоціації різних електролітів приводяться в довідниках. Для визначення сили електроліту потрібно відшукати в таблицях довідника константу дисоціації цієї сполуки. Можна умовно вважати, що якщо $\mathbf{К_{дис}} > 10^{-3}$, то даний електроліт сильний, якщо $\mathbf{К_{дис}} < 10^{-5}$, то електроліт слабкий. В інтервалі між цими значеннями знаходяться розміри констант дисоціації електролітів середньої сили.

Багатоосновні слабкі кислоти та багатокислотні слабкі основи дисоціюють по стадіях і кожна стадія характеризується своєю константою дисоціації. Наприклад, для триосновної ортофосфатної кислоти необхідно записати три рівняння дисоціації:

1. $H_3PO_4 \rightleftarrows H^+ + H_2PO_4^-$ $\qquad K_{д1} = \frac{[H^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} = 7.6 \cdot 10^{-3}$

2. $H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-}$ $\qquad K_{д2} = \frac{[H^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = 6.2 \cdot 10^{-8}$

3. $HPO_4^{2-} \rightleftarrows H^+ + PO_4^{3-}$ $\qquad K_{д3} = \frac{[H^+][PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]} = 4.2 \cdot 10^{-13}$

Перша константа дисоціації завжди більше, ніж наступні, тому що відрив заряджених частинок (H^+ від кислот та OH^- від основ) відбувається легше від нейтральної молекули, чим від протилежно зарядженого іона.

Зв'язок ступеню дисоціації і константи дисоціації

(закон розведення Оствальда)

Між ступенем дисоціації і константою дисоціації існує залежність, що називається законом розведення. Якщо позначити загальну концентрацію слабкого електроліту, наприклад кислоти HA, через **C** (моль/л), то концентрація іонів H^+ і A^- дорівнюють: $\mathbf{[H^+]=[A^-]=\alpha \cdot C}$, а концентрація недисоційованої частини електроліту дорівнює **(C– αC)** моль/л. Тоді константа дисоціації:

$$K = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{C\alpha \cdot C\alpha}{C(1-\alpha)} = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha}$$

У випадках коли ступінь дисоціації **α <0.1**, можна прийняти, що **(C – αC) ≈ C,** або, 1 – **α** ≈ 1. Тоді

$$\mathbf{K=C\alpha^2}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}}$$

Ці вирази являють собою **закон розведення Оствальда**. Наслідком цього закону є той факт, що при зменшенні концентрації слабкого електроліту в 100 разів його ступінь дисоціації збільшується приблизно в 10 разів.

Закон розведення може бути застосований тільки для розведених розчинів слабких електролітів.

Амфотерність

Амфотерні гідроксиди є слабкими кислотами і слабкими основами, тому вони теж дисоціюють постадійно. Наприклад, дисоціацію гідроксиду галію можна представити такою схемою:

$$Ga(OH)_3 = H_3GaO_3$$

Основний механізм	**Кислотний механізм**
$Ga(OH)_3 \rightleftarrows Ga(OH)_2^+ + OH^-$	$H_3GaO_3 \rightleftarrows H^+ + H_2GaO_3^-$
$K_1=$	$K_1=$
$Ga(OH)_2^+ \rightleftarrows Ga(OH)^{2+} + OH^-$	$H_2GaO_3^- \rightleftarrows H^+ + HGaO_3^{2-}$
$K_2=2\cdot10^{-11}$	$K_2=5\cdot10^{-11}$
$Ga(OH)^{2+} \rightleftarrows Ga^{+3} + OH^-$	$HGaO_3^{2-} \rightleftarrows H^+ + GaO_3^{3-}$
$K_3=4\cdot10^{-12}$	$K_3=2\cdot10^{-12}$

В залежності від умов (концентрації іонів H^+ і OH^-) ці рівноваги можуть бути зміщені у бік катіонної форми (Ga^{3+}) або аніонної форми (GaO_3^{3-}).

Наприклад, якщо до розчину $Ga(OH)_3$ в якому встановилась рівновага додавати сильну кислоту, то у відповідності з принципом Ле-Шателʹє, повинен відбутися зсув всіх рівноваг у бік процесу, що зменшує концентрацію іонів гідрогену, тобто в напрямку дисоціації гідроксиду галію по основному механізму:

$$Ga(OH)_3 + HCl \rightleftarrows Ga(OH)_2Cl + H_2O$$

$$Ga(OH)_2Cl + HCl \rightleftarrows Ga(OH)Cl_2 + H_2O$$

$$Ga(OH)Cl_2 + HCl \rightleftarrows GaCl_3 + H_2O$$

Навпаки, при додаванні еквівалентної кількості лугу, рівноваги дисоціації зміщуються у бік процесу, що зменшує концентрацію гідроксильних іонів, тобто в напрямку дисоціації гідроксиду галію по кислотному механізму:

$$Ga(OH)_3 + 3\ NaOH \rightleftarrows Na_3GaO_3 + 3\ H_2O$$

Якщо елемент утворює амфотерний гідроксид, то в кислому середовищі стійка катіонна форма, а в лужному середовищі - аніонна форма.

Електролітична дисоціація води.

Іонний добуток води. Водневий показник (pH)

Вода є слабким електролітом і для неї справедливим є рівняння електролітичної дисоціації:

$$2\ H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + OH^-$$

Саме за рахунок дисоціації навіть очищена вода має незначну електропровідність. Протон існує у водяних розчинах у вигляді іона гідроксонію H_3O^+, але в рівняннях часто позначають H^+, ($H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$)

Константа дисоціації води при 22˚С складає:

$$K_д = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} = 1.8 \cdot 10^{-16}$$

Де $$[H_2O] = \frac{m}{MV} = \frac{1000г}{18г/моль \cdot 1л} = 55{,}55моль/л$$

Тому $$[H^+]\,[OH^-] = K_д[H_2O] = 1{,}8 \cdot 10^{-16} \cdot 55{,}55 = 1 \cdot 10^{-14}$$

Отриманий вираз є дуже важливим, має назву **іонний добуток води** і позначається **Kw.**

$$\mathbf{Kw = [H^+]\,[OH^-] = 10^{-14}}$$

У будь-яких розведених водних розчинах (нейтральних, кислих і лужних) добуток концентрацій протонів і гідроксильних іонів при даній температурі є

сталою величиною, що дозволяє знаючи значення одноєї з цих концентрацій розраховувати іншу.

З підвищенням температури величина іонного добутку води, відповідно з принципом Ле-Шателʹє, збільшується, тому що процес дисоціації води ендотермічний.

В будь-якому розчині можна кількісно охарактеризувати середовище, вказуючи тільки концентрацію одного типу іонів (найчастіше H^+). На практиці використовувати абсолютні величини концентрацій незручно, тому користуються негативними десятичними логарифмами концентрацій іонів H^+ і OH^-. Впроваджено поняття про водневий показник (pH) і гідроксильний показник (pOH):

$$pH = - \lg [H^+] \quad \text{та} \quad pOH = - \lg [OH^-]$$

Із виразів K_W, pH та pOH виходить, що

$$pH + pOH = 14$$

Якщо до розчину додати кислоту, то при цьому збільшується $[H^+]$, а $[OH^-]$ у стільки ж разів зменшується за рахунок зміщення рівноваги дисоціації води.

Приклад 1. Розрахувати молярну концентрацію іонів $[H_3O^+]$ і $[OH^-]$ в 1 %-ому розчині сульфатної кислоти (ρ=1,005 г/мл) та визначити також величини pH і pOH цього розчину.

Рішення. Приймемо, що об'єм цього розчину дорівнює 1 л. Тоді маса сульфатної кислоти в цьому розчині буде дорівнювати:

$$m(H_2SO_4) = \frac{V(р-ну\ H_2SO_4) \cdot \rho \cdot \omega\%}{100\%}$$

де $V(р-ну\ H_2SO_4)$ – об'єм розчину, мл;

ρ – густина цього розчину, г/мл;

$\omega\%$ – масова частка розчину в %.

Тоді: $m(H_2SO_4) = \frac{1000 \cdot 1{,}005 \cdot 1}{100} = 10{,}05$ г.

Визначаємо чому дорівнює молярна концентрація еквівалента цього розчину:

$$C_н(р-ну\ H_2SO_4) = \frac{m(H_2SO_4)}{M_{ек}(H_2SO_4) \cdot V}$$

де $M_{ек}(H_2SO_4)$ – молярна маса еквівалента цієї кислоти, г/моль;

V – об'єм розчину кислоти, л;

Звідси: $C_н(ð-íó\ H_2SO_4) = \frac{10{,}05}{49{,}04 \cdot 1} = 0{,}205$ моль/л.

Визначаємо концентрації іонів H_3O^+ і OH^- в цьому розчині:

$[H_3O^+] = C_н(р\text{-}ну\ H_2SO_4) = 2{,}05 \cdot 10^{-1}$ моль/л

$$[OH^-] = \frac{K_W}{[H^+]} = \frac{1\cdot10^{-14}}{2{,}05\cdot10^{-1}} = 4{,}88\cdot10^{-13}$$ ***моль/л***

і після цього визначаємо величини pH і pOH:

pH = –lg[H_3O^+] = –lg($2{,}05\cdot10^{-1}$) = 1 – lg2,05 = 1 – 0,31 = 0,69;

pOH = 14 –0,69 = 13,31.

Приклад 2. Величина pOH розчину деякої сильної основи дорівнює 2,02. У скільки разів треба розвести цей розчин водою. щоб pOH збільшилося до 2,72?

Рішення. Розрахуємо молярну концентрацію іонів OH^- у розчині, яка відповідає величинам 2,02 і 2,72.

–lg[OH^-]$_1$=2,02 або lg[OH^-]$_1$= –2,02; [OH^-]$_1$ = $9{,}55\cdot10^{-3}$моль/л

–lg[OH^-]$_2$=2,72 або lg[OH^-]$_2$= –2,72; [OH^-]$_2$ = $1{,}91\cdot10^{-3}$моль/л

Після цього знайдемо відношення $\frac{[OH^-]_1}{[OH^-]_2} = \frac{9{,}55\cdot10^{-3}}{1{,}91\cdot10^{-3}} = 5$

Тому вихідний розчин основи треба розвести в 5 разів, щоб збільшити величину pOH з 2,02 до2,72.

Приклад 3. Відомо, що у 1 л при нормальних умовах знаходиться 3,43 г барій гідроксиду. Розрахувати концентрацію іонів OH^- і H_3O^+ в цьому розчині і визначити величини pH та pOH цього розчину.

Рішення. Визначаємо чому дорівнює молярна концентрація еквіваленту цього розчину (див. рішення прикладу 1):

$$C_H(Ba(OH)_2) = \frac{m(Ba(OH)_2)}{M_{åê}(Ba(OH)_2)\cdot V} = \frac{3{,}43}{85{,}67\cdot1} = 4\cdot10^{-2}$$ моль/л, тому [OH^-] = $4\cdot10^{-4}$,

а концентрація гідроксид- іонів: $[H^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{1\cdot10^{-14}}{4\cdot10^{-4}} = 2{,}5\cdot10^{-13}$ моль/л

Визначаємо величини pH і pOH:

$$pH = -lg[H^+] = -lg(2{,}5\cdot10^{-13}) = 12{,}6$$

$$pOH = 14 - pH = 14 - 12{,}6 = 1{,}4.$$

Приклад 4. Розрахувати молярні концентрації іонів у 0,03 М розчині K_3PO_4 і 0,05 М розчині $AlCl_3$.

Рішення. Обидві солі є добре розчинними у воді сполуками і відносяться до сильних електролітів:

$$K_3PO_4 \rightarrow 3K^+ + PO_4^{3-}$$

$$AlCl_3 \rightarrow Al^{3+} + 3Cl^-$$

Тому молярні концентрації іонів, що утворюються внаслідок електролітичної дисоціації будуть дорівнювати:

$$[K^+] = 3\cdot C_M(K_3PO_4) = 0{,}09 \text{ моль/л}$$

$$[PO_4^{3-}] = C_M(K_3PO_4) = 0{,}03 \text{ моль/л}$$

$[Al^{3+}] = C_M(AlCl_3) = 0{,}05$ моль/л

$[Cl^-] = 3 \cdot C_M(AlCl_3) = 0{,}15$ моль/л

Іонообмінні реакції.

Згідно з теорією електролітичної дисоціації, всі реакції у водних розчинах електролітів є реакціями між іонами. вони мають назву ***іонних реакцій***, а рівняння цих реакцій – ***іонних рівнянь***. Вони простіші, ніж рівняння реакцій, записаних у молекулярній формі, і мають більш загальний характер. Наприклад, реакція взаємодії ферум (III) хлориду з натрій гідроксидом в молекулярній формі має вигляд:

$$FeCl_3 + 3NaOH \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow + 3NaCl$$

а в скороченому вигляді:

$$Fe^{3+} + 3OH^- \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow$$

Як видно з цього рівняння, суть цієї реакції зводиться до взаємодії іонів Fe^{3+} і OH^-, внаслідок чого утворюється осад ферум (III) метагідроксиду і слабкий електроліт – вода.

Наступну реакцію записати в скороченому іонному вигляді не виявляється можливим тому, що з точки зору електролітичної дисоціації ця реакція не відбувається:

$$NaCl + KNO_3 \rightarrow NaNO_3 + KCl$$

$$Na^+ + Cl^- + K^+ + NO_3^- \neq Na^+ + NO_3^- + K^+ + Cl^-$$

Однак, якщо випарювати цей розчин, то виникатимуть нові хімічні зв'язки між іонами і утвориться суміш чотирьох солей: хлориди і нітрати натрію і калію.

Якщо при проходженні іонних реакції не відбувається зміна зарядів іонів, то таки реакції мають назву ***іонно-обмінних***. Таки реакції стають необоротними, якщо у взаємодію вступають сильні електроліти, а продуктами їх взаємодії є або осади:

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2NaCl$$

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow$$

або газоподібні речовини, які є малорозчинними у воді:

$$Na_2S + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2S\uparrow$$

$$S^{2-} + 2H^+ \rightarrow H_2S\uparrow$$

або слабкі електроліти:

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$$

$$OH^- + H^+ \rightarrow H_2O$$

Іонно-обмінні реакції можуть бути і зворотними, якщо у взаємодію зі слабким електролітом вступає сильний електроліт:

$$CH_3COOH + NaOH \rightleftarrows CH_3COONa + H_2O$$
$$CH_3COOH + OH^- \rightleftarrows CH_3COO^- + H_2O$$

Після досягнення рівноваги в розчині у цьому випадку одночасно будуть існувати чотири речовини: оцтова кислота, натрій ацетат, натрій гідроксид та вода.

ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Досвід показує, що розчини середніх солей мають лужну, кислу або нейтральну реакцію, хоча до складу цих солей не входять ні водневі, ні гідроксильні іони. Пояснення цього факту слід шукати у взаємодії іонів солі з водою.

Гідроліз – це взаємодія солей з водою. Гідроліз є окремим випадком процесу сольволізу - обміного розкладу розчиненої речовини та розчинника. Крім того, гідроліз можна визначити як обернену реакцію нейтралізації:

$$H_2CO_3 + 2\ NaOH \rightleftarrows Na_2CO_3 + 2\ H_2O$$
$$H_2CO_3 + 2\ OH^- \rightleftarrows CO_3^{2-} + 2\ H_2O$$

Гідроліз завжди проходить за іоном слабкого електроліту. Розглянемо механізм гідролізу різних типів солей.

1. Гідроліз солі, яка утворена слабкою кислотою та сильною основою проходить за аніоном кислоти.

$$Na_2CO_3 \rightarrow 2Na^+ + CO_3^{2-}$$

.

I стадія $$CO_3^{2-} + HOH \rightleftarrows HCO_3^- + OH^-$$

лужне середовище (pH>7)

В молекулярному вигляді:

$$Na_2CO_3 + H_2O \rightleftarrows NaHCO_3 + NaOH$$

II стадія $$HCO_3^- + HOH \rightleftarrows H_2CO_3 + OH^-$$

$$NaHCO_3 + NaOH \rightleftarrows H_2CO_3 + NaOH$$

Зазвичай друга стадія та всі наступні стадії гідролізу проходять лише за наявності додаткових чинників. Сильніше гідролізує сіль більш слабкої кислоти. Чим меньше $K_д$ кислоти, тим слабшим електролітом є ця речовина і тим сильніше гідролізує відповідна сіль.

2. Гідроліз солі, яка утворена сильною кислотою та слабкою основою проходить за катіоном основи.

$$Al_2(SO_4)_3 \rightarrow 2\ Al^{3+} + 3\ SO_4^{2-}$$

I стадія $$Al^{3+} + HOH \rightleftarrows AlOH^{2+} + H^+$$

середовище кисле (pH<7)

В молекулярному вигляді:

$$Al_2(SO_4)_3 + 2\ H_2O \rightleftarrows 2\ AlOHSO_4 + H_2SO_4$$

II стадія $$AlOH^{2+} + HOH \rightleftarrows Al(OH)_2^{+} + H^{+}$$

$$2\ AlOHSO_4 + 2\ H_2O \rightleftarrows (Al(OH)_2)_2SO_4 + H_2SO_4$$

III стадія $$Al(OH)_2^{+} + HOH \rightleftarrows Al(OH)_3 + H^{+}$$

$$(Al(OH)_2)_2\ SO_4 + 2\ H_2O \rightleftarrows 2\ Al(OH)_3 + H_2SO_4$$

Сильніше гідролізує сіль більш слабкої основи. Щоб визначити яка основа є більш слабким електролітом порівнюємо ДР основ. Чим менше ДР, тим слабшим електролітом є основа, тим сильніше йде процес гідролізу відповідної солі.

3. Гідроліз солі, яка утворена сильною кислотою та сильною основою не відбувається

NaCl+HOH ≠ немає реакції, pH=7 середовище нейтральне.

4. Гідроліз солі, яка утворена слабкою кислотою та слабкою основою

Наприклад, $Al_2(CO_3)_3$

Такі солі гідролізують націло одразу (в одну стадію) та цей процес є необерненим

$$Al_2(CO_3)_3 + 6\ H_2O \rightarrow 2\ Al(OH)_3 + 3\ H_2CO_3,\ pH \approx 7$$

В цьому випадку середовище залежить від того, який електроліт сильніший: кислота чи основа.

Оскількі гідроліз відбувається майже миттєво, то ,зазвичай, такі солі не можливо отримати у розчині:

$$3\ Na_2CO_3 + Al_2(SO_4)_3 + 3\ H_2O \rightarrow 2\ Al(OH)_3 + 3\ CO_2 + 3\ Na_2SO_4$$

$$2Al^{3+} + 3CO_3^{2-} + 3H_2O \rightarrow 2\ Al(OH)_3 + 3\ CO_2$$

Якщо у таблиці розчинності біля певної солі стоїть прочерк, це найчастіше означає, що таку сіль ми не можемо отримати у розчині, тому що вона підлягає миттєвому гідролізу. Продуктами такої реакції будуть відповідні основа та кислота, від яких мала б утворитися ця сіль.

Добуток розчинності. Умови утворення осаду

Між насиченим при деякій температурі водним розчином малорозчинного сильного електроліту MA та його осадом встановлюється стан гетерогенної хімічної рівноваги:

$$\mathbf{M_nA_m \rightleftarrows nM^{m+} + mA^{n-}}$$

Осад насичений розчин

Стан рівноваги такої системи відповідно до закону діючих мас залежить тільки від концентрації іонів і кількісно характеризується константою, яку називають **добутком розчинності** (**ДР**):

$$\mathbf{ДР=[M^{m+}]^n[A^{n-}]^m}$$

Добуток розчинності представляє собою добуток концентрацій іонів, малорозчинної солі, у ступенях, які дорівнюють їх стехіометричним коефіцієнтам у рівнянні дисоціації. Значення ДР при 25ºС можна знайти в довідковій літературі і для ряду малорозчинних солей вони наведені в довідковому матеріалі.

Знаючи ДР малорозчинного електроліту, можна обчислити його **розчинність** (**s**, моль/л, г/л). Для цього необхідно:

1. Записати рівняння хімічної рівноваги між осадом і іонами в розчині.
2. Записати вираз для добутку розчинності.
3. Знайти зв'язок між добутком розчинності і розчинністю.

У загальному випадку для малорозчинного електроліту МА рівновага між осадом і іонами в розчині має вигляд:

$$\mathbf{M_nA_m \rightleftarrows nM^{m+} + mA^{n-}}$$

При цьомуДР дорівнює: $ДР=[M^{m+}]^n[A^{n-}]^m$

При розчиненні **s** молей даної солі утвориться n іонів M^{m+} и m іонів A^{n-}

Підставивши концентрації іонів M^{m+} и A^{n-} в рівняння для ДР одержуємо зв'язок між ДР і розчинністю **s**:

$$ДР=(ns)^n(ms)^m$$

Утворення осаду відбувається лише в тому випадку, коли добуток реальних концентрацій іонів у розчині більше табличного значення ДР за даної температури і продовжується доки ці величини не стануть рівними, тобто коли в системі буде досягнута рівновага. Таким чином, в загальному випадку умову утворення осаду можна виразити наступним рівнянням:

$$[M^{m+}]^n[A^{n-}]^m \geq ДР$$

Зразок білету лабораторної роботи

Реакції у розчинах електролітів

1. Напишіть рівняння електролітичної дисоціації H_2SO_3; K_2SO_3; $KHSO_3$ Назвіть ці сполуки.

2. За допомогою експерименту докажіть можливість чи неможливість одночасного існування у розчині сполук $NiSO_4$ і $BaCl_2$, H_2SO_4 і NH_4Ac, NH_4OH і H_2SO_4. Напишіть рівняння реакцій в молекулярно-іонній формі.

3. Визначити розчинність барій ортофосфату. В якому об'ємі насиченого розчину міститься 7,3 мг розчиненої солі?

Контрольні завдання
за темою „ Розчини. Гідроліз. Іонні рівняння реакцій"

І. Напишіть рівняння електролітичної дисоціації сполук:

a) H_2SO_3; K_2SO_3; $KHSO_3$

b) $AlCl_3$; $Al(OH)_3$; $AlOHCl_2$

c) $Cr(OH)_3$; $CrOHCl_2$; $Cr(OH)_2Cl$

d) K_3AsO_4; H_3AsO_4; KH_2AsO_4

e) $Co(OH)_2$; $CoOHNO_3$; $Co(NO_3)_2$

f) H_2TeO_3; $KHTeO_3$; K_2TeO_3

g) H_2Te, $KHTe$, K_2Te

h) $CuCl_2$, $Cu(OH)_2$, $(CuOH)_2SO_4$

i) $FeCl_3$, $Fe(OH)_2$, $FeOHCl_2$

j) $Zn(OH)_2$, $ZnOHCl$, $ZnCl$

k) K_2CO_3, $KHCO_3$, H_2CO_3

l) $Co(OH)_2$, $CoOHCl$, $CoCl_2$

m) Na_3AsO_4, H_3AsO_3, Na_2HAsO_3

n) Na_2CO_3, $NaHCO_3$, H_2CO_3

o) $BaSO_4$, $BaOHCl$, $Ba(OH)_2$

p) $MgCl_2$, $Mg(OH)_2$, $MgOHNO_3$

q) $Be(OH)_2$, $BeOHNO_3$, $Be(NO_3)_2$

ІІ. Написати рівняння реакцій в молекулярній та молекулярно-іонній формі:

1. $CrCl_3 + KOH \rightarrow$

2. $CrCl_3 + KOH$ (надлишок) $\rightarrow$

3. $Al_2(SO_4)_3 + Ba(NO_3)_2 \rightarrow$

4. $K_2CrO_4 + BaCl_2 \rightarrow$

5. $Ni(OH)_2 + HCl \rightarrow$

6. $MgSO_4 + NH_4OH \rightarrow$
7. $SnCl_2 + KOH$(надлишок) $\rightarrow$
8. $CuSO_4 + Na_2S \rightarrow$
9. $MgSO_4 + NH_4OH \rightarrow$
10. $Pb(NO)_3 + KOH \rightarrow$
11. $Pb(NO)_3 + H_2O \rightarrow$
12. $SnCl_2 + KOH \rightarrow$
13. $NiSO_4 + Ba(NO_3)_2 \rightarrow$
14. $NH_4OH + AlCl_3 \rightarrow$
15. $NiSO_4 + BaCl_2 \rightarrow$
16. $H_2SO_4 + NH_4Ac \rightarrow$
17. $NH_4OH + H_2SO_4 \rightarrow$
18. $Mg(OH)_2 + NH_4Cl \rightarrow$
19. $NH_4Ac + HCl \rightarrow$
20. $CdBr_2 + NaOH \rightarrow$
21. $AlCl_3 + KOH \rightarrow$
22. $AlCl_3 + Ba(NO_3)_2 \rightarrow$
23. $AlCl_3 + NH_4OH \rightarrow$
24. $FeCl_3 + NH_4OH \rightarrow$
25. $AgNO_3 + K_2CrO_4 \rightarrow$
26. $NH_4OH + HBr \rightarrow$
27. $PbAc_2 + KJ \rightarrow$
28. $MnSO_4 + KOH$;
29. $MnSO_4 + NH_4OH$.
30. $Fe(OH)_3 + HCl \rightarrow$
31. $NH_4OH + Pb(CH_3COO)_2 \rightarrow$
32. $CuSO_4 + Na_2S \rightarrow$
33. $MgCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow$

34. $CuSO_4 + H_2S \rightarrow$

35. $CuSO_4 + Na_2S \rightarrow$

36. $CrCl_3 + \ldots \rightarrow$ Калій хроміт

37. $Fe_2(SO_4)_3 + \ldots \rightarrow$ Ферум (III) гідроксид

38. $CaCO_3 + \ldots \rightarrow$ Кальцій гідрогенкарбонат

39. $Na_2CO_3 + HCl \rightarrow$

40. $Na_2SO_4 + Ba(NO_3)_2 \rightarrow$

41. $NaOH + HCl \rightarrow$

42. $K_2S + \ldots \rightarrow$ Гідроген сульфід

43. $Al_2(SO_4)_3 + \ldots \rightarrow$ Алюміній гідроксид

44. $AlCl_3 + \ldots \rightarrow$ Натрій алюмінат

45. $NiSO_4 + BaCl_2 \rightarrow$

46. $AgNO_3 + K_2CrO_4 \rightarrow$

47. $AlCl_3 + Ba(NO_3)_2$.

48. $NH_4OH + H_2SO_4 \rightarrow$

49. $Pb(NO_3)_2 + KOH \rightarrow$

50. $Cr(OH)_3 + HCl \rightarrow$

51. $NH_4Cl + HCl \rightarrow$

52. $AlCl_3 + KOH \rightarrow$

53. $CrCl_3 + KOH$ (надлишок) $\rightarrow$

54. Визначити розчинність Барій ортофосфату. В якому об'ємі насиченого розчину міститься 7,3мг розчиненої солі?

55. Визначте масову частину і молекулярну концентрацію еквіваленту розчину Барій хлориду, концентрація якого C_m=0,3моль/л; ρ=1,053г/мл.

56. Визначте молярну концентрацію еквівалента розчину Алюміній нітрату, з концентрацією ω=10% (ρ = 1,08г/мл)

57. Визначте молярну концентрацію еквівалента та масову частину розчину ортофосфатної кислоти, концентрація якого C_m=0,8моль/л (ρ=1,04г/мл)

58. В 780г води розчинили 420л аміаку (7^0С, 93,2кПа). Визначте масову частину та молярну концентрацію розчину (ρ=1,08г/мл).

59. В 1 л насиченого розчину Аргентум іодату міститься 0,044г солі. Визначити добуток розчинності цієї солі.

60. До 40 мл. розчину сірчаної кислоти (ρ=1,025г/мл) додали 43,2мл 7,4%-ного розчину Калій гідроксиду (ρ=1,2г/мл). Визначити масову частину і молярну концентрацію еквівалента розчину сірчаної кислоти, якщо утворилась середня сіль.

61. Визначте молярну концентрацію та масову частину розчину Берилій іодиду, концентрація якого$C_н$=0,6моль/л (ρ=1,09 г/мл).

62. Визначте масову частину і молярну концентрацію еквіваленту розчину Натрій хромату $C_м$=0,68моль/л (ρ=1,09 /л).

63. Визначте молярну концентрацію і молярну концентрацію еквіваленту розчину Натрій гідрокарбонату ω =8 % (ρ =1,058 г/мл).

64. Масова частка розчину Калій сульфату – 0,12. Визначте молярну концентрацію та молярну концентрацію еквіваленту цього розчину (ρ=1,084 г/мл).

65. В 1л води розчинили 10 л аміаку (0°С, 101,3кПа). Визначте масову частку цього розчину і його молярну концентрацію (ρ=0,9г/мл).

66. Який об’єм (27°С, 100,5кПа) займає аміак, який міститься у 3 л 35%-ного розчину (ρ=1,055г/мл). Визначте молярну концентрацію цього розчину. Визначте реакцію середовища у розчинах солей $FeCl_3$ та Na_2SiO_3..

67. Визначте масову частку і молярну концентрацію розчину Літій сульфату $C_н$=0,84моль·екв/л (ρ=1,02г/мл).

68. Визначте молярну концентрацію та молярну концентрацію еквівалента розчину сульфатної кислоти ,концентрація якого ω=12,5% (ρ=1,092г/мл).

69. Визначте реакцію середовища в розчинах Натрій гідрогенортофосфату та Натрій дигідрогенортофосфату. В розчині якої солі pH більше?

70. Визначте молярну концентрацію еквіваленту та масову частку розчину селенатної кислоти, концентрація якого 0,6 моль/л (ρ=1,061г/мл).

71. Визначте розчинність Аргентум ортофосфату. В якому об'ємі насиченого розчину міститься 0,003моль розчиненої солі? ДР(Ag_3PO_4)=$1,46\cdot10^{-21}$

72. Визначте масову частку розчину Калій хромату, концентрація якого $C_м$=0,38моль/л і (ρ=1,082г/мл).

73. Визначте молярну концентрацію та молярну концентрацію еквіваленту 10%-ного розчину Натрію сульфату (ρ=1,077г/мл)

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ ДО ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ №3.

"Окисно–відновні процеси. Напрямки проходження окисно-відновних реакцій"

Хімічні реакції, що відбуваються із зміною ступенів окиснення елементів, які входять до складу вихідних речовин називаються ***окисно-відновними*** (***ОВР***).

Будь яка окисно-відновна реакція складається з процесів окиснення та відновнення.

Окиснення – це процес, внаслідок якого атом, молекула або іон віддають електрони.

Наприклад:

$Fe^0 - 2\bar{e} \rightarrow Fe^{2+}$ $SO_3^{2-} - 2\bar{e} \rightarrow SO_4^{2-}$

$H_2^0 - 2\bar{e} \rightarrow 2H^+$ $Sn^{2+} - 2\bar{e} \rightarrow Sn^{4+}$

Відновнення – це процес, внаслідок якого атом, молекула або іон приєднують електрони.

Наприклад:

$S^0 + 2\bar{e} \rightarrow S^{2-}$ $Fe^{3+} + 1\bar{e} \rightarrow Fe^{2+}$

$Cl_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2Cl^-$ $(N^{3+}O_2)^- + 1\bar{e} \rightarrow N^{2+}O$

Процес окиснення супроводжується збільшенням ступеня окиснення відповідних елементів, а відновнення, навпаки, – зменшенням ступеня окиснення елементів.

Частинка (атом, молекула, іон), що містить елемент, який віддає електрони, називається ***відновником***.

Частинка, що містить елемент, який приєднує електрони, називається ***окисником***.

Процеси приєднання і віддавання електронів відбувається одночасно: одні сполуки відновнюються, а інші окиснюються.

Окисник + $n\bar{e} \rightarrow$ відновник

Відновник – nē → окисник

Необхідною умовою ОВР є електронний баланс, тобто кількість електронів, які віддає відновник має дорівнювати кількості електронів, які приймає окисник.

Складання рівнянь окисно–відновних реакцій

Застосовуються два методи складання рівнянь ОВР – метод електронного балансу і метод напівреакцій.

Метод електронного балансу

За цим методом складання ОВР легше провести за стадіями:

1. Встановити формули вихідних речовин та продуктів реакції.

$$KMnO_4 + Na_2S + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + S + K_2SO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$$

2. Визначити ступінь окиснення елементів у вихідних речовинах і продуктах реакції (частіше кількість тих, які змінюють С.О.)

$$K\overset{+7}{\underline{Mn}}O_4 + Na_2\overset{-2}{\underline{\underline{S}}} + H_2SO_4 \rightarrow \overset{+2}{\underline{Mn}}SO_4 + \overset{0}{\underline{\underline{S}}} + K_2SO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$$

3. Визначити число електронів, яке віддає відновник (підписати під відновником) і число електронів, яке приймає окисник (підписати під окисником). Поставити коефіцієнти перед відновником і окисником, та продуктами окиснення і відновнення виходячи з кратного числа. Перевірте себе: число підкреслених атомів повинно бути однаковим.

$$2K\overset{+7}{\underline{Mn}}O_4 + 5Na_2\overset{-2}{\underline{\underline{S}}} + H_2SO_4 \rightarrow 2\overset{+2}{\underline{Mn}}SO_4 + 5\overset{0}{\underline{\underline{S}}} + K_2SO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$$

+5ē -2ē

окисник відновник

кратне число = 10

Коефіцієнти електронного балансу – це основні коефіцієнти, і співвідношення між їх числовими значеннями є сталим.

4. Розставте коефіцієнти для інших речовин, що беруть участь у реакції (для цього прикладу: K_2SO_4, Na_2SO_4, H_2SO_4)

$$2K\overset{+7}{\underline{Mn}}O_4 + 5Na_2\overset{-2}{\underline{\underline{S}}} + 8H_2SO_4 \rightarrow 2\overset{+2}{\underline{Mn}}SO_4 + 5\overset{0}{\underline{\underline{S}}} + K_2SO_4 + 5Na_2SO_4 + H_2O$$

5. На основі балансу атомів Гідрогену визначають кількість молекул води.

6. Баланс атомів Оксигену використовують для перевірки знайдених коефіцієнтів.

Найважливіші окисники і відновники

Окисниками і відновниками можуть бути як прості так і складні речовини. Елементи, як метали, так і неметали, в найнижчому ступені окиснення можуть

виявляти лише відновні властивості. Елементи у найвищому ступені окиснення можуть лише приймати електрони і тому виступають тільки як окисники. Елементи з проміжними ступенями окиснення, залежно від умов, можуть виявляти як окисні так і відновні властивості. Найважливіші окисники і відновники наведені в таблицях.

Але при складанні рівнянь окисно-відновних реакцій необхідно враховувати такі особливості:

1. Неметали будь-якого ступеня окиснення кислота HNO_3(конц) окиснює до оксигенвмісних кислот відповідних неметалів у вищому ступені окиснення.

2. Сполуки амфотерних металів в лужному середовищі утворюють гідроксокомплекси відповідних металів.

3. Речовини, які містять атоми з проміжними ступенями окиснення, (H_2O_2, NO_2^-, SO_3^{2-})можуть виявляти окисно-відновну подвійність властивостей, тобто можуть виступати як окисником так і відновником в залежності від інших реагентів.

4. Sn, Sb, Ge тощо по відношенню до HNO_3(конц.) поводять себе як неметали, тобто утворюють окисгенвмісні кислоти вищого ступеня окиснення.

5. Атоми металів легко віддають валентні електрони і перетворюються на позитивно заряджені іони. Тому метали є тільки відновниками.

В таблицях 3.1 та 3.2 додатку наведені найважливіші окисники та відновники.

Окисно-відновні потенціали.

Напрямок окисно-відновних реакцій

В довідниках з хімії є таблиці стандартних окисно-відновних потенціалів. Ці таблиці дають можливість:

– складати рівняння будь яких ОВР;

– кількісно охарактеризувати силу окисника і відновника;

– визначити можливість та напрямок перебігу будь якої ОВР.

В цих таблицях:

1. Процеси окиснення і відновнення надані самостійно у вигляді напіврівнянь: "окисна форма +nē = відновна форма."

2. Для кожної напівреакції наведені значення і знак стандартного окисно-відновного потенціалу E^0_{298} (φ^0_{298}), який вимірюється у вольтах. Наприклад:

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O; \quad E^0_{298} = +1{,}51B.$$

Значення цих потенціалів кількісно характеризує здатність систем приєднувати або віддавати електрони.

Значення потенціалу для наведеної напівреакції E^0_{298} = +1,51В одночасно характеризує окисні властивості MnO_4^- і відновні властивості Mn^{2+} в кислому середовищі.

3. Чим більшою є величина окисно-відновного потенціалу, тим сильніші окисні властивості

$I_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2I^-$ $\qquad E^0_{298} = + 0,53В$

$F_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2F^-$ $\qquad E^0_{298} = + 2,87В$

Порівняння значень E^0_{298} показує, що найбільш сильним окисником буде F_2, найменш - I_2.

4. Чим меншим є значення E^0_{298}, тим сильніші відновні властивості. Порівняння значень E^0_{298} показує, що найбільш сильним відновником буде I^{1-}, найменш – F^{1-}.

5. Усі речовини, іони і атоми, які мають більші значення E^0_{298} є окисниками відносно тих, що мають менші значення E^0_{298}.

З наведених прикладів видно, що MnO_4^- буде окисником відносно I^{1-}; не може бути окисником відносно F^{1-}, а F_2 є окисником відносно Mn^{2+} і I^{1-}.

6. Можна визначити напрямок і можливість перебігу будь-якої ОВР. Умовою здіснення ОВР є додатне (позитивне) значення різниці:

$$\boldsymbol{E^0_{298}(окисник) - E^0_{298}(відновник) > 0}.$$

Наприклад, треба встановити, чи окиснюватиме перманганат-іон до галогенів у вільному стані іодид- та фторид-іони. Для цього рахуємо різницю потенціалів:

$\boldsymbol{E^0(MnO_4^-/Mn^{2+}) - E^0(I_2/2I^-) = 1,51 - 0,53 > 0}$

$\boldsymbol{E^0(MnO_4^-/Mn^{2+}) - E^0(F_2/2F^-) = 1,51 - 2,87 < 0.}$

Тобто MnO_4^- може окиснювати тільки I^-.

Зразок білету лабораторної роботи "Окисно-відновні реакції"

Експериментально виконати реакції з пункту 1 (в пробірку наливати 1-2 мл розчинів, з надлишком – вдвічі більше). Записати спостереження та зробити висновки з дослідів. Написати молекулярні та іонні рівняння реакцій.

1. До розчину калій перманганату додайте сульфатну кислоту і розчин ферум (П) сульфату. Спостерігайте знебарвлення розчину.

2. Напишіть рівняння реакції, розрахуйте молярну масу еквівалента окисника і відновника

$Mg + HNO_3$ (р)→ N_2+…

3. Які об'єми хлору (t=25^{o}C, р=105 кПа) та розчину калій броміду (ω=40%, ρ= 1,3 г/мл) потрібні для утворення 1 кг брому.

Контрольні завдання

за темою «Окисно-відновні процеси"

Використовуючи метод електронного балансу складіть рівняння реакцій у скороченому молекулярно–іонному і молекулярному вигляді, визначте напрямок їх перебігу за стандартних умов:

1. $KMnO_4 + H_3PO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
2. $K_2Cr_2O_7 + SnCl_2 + KOH \rightarrow$
3. $SO_2 + Br_2 + H_2O \rightarrow$
4. $HNO_2 \rightarrow HNO_3 + \ldots$
5. $H_2S + I_2 \rightarrow S +$
6. $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
7. $K_2MnO_4 + H_2O \rightarrow$
8. $Cr_2(SO_4)_3$. + $PbO_{2тв.}$ + $KOH \rightarrow$
9. $Cl_2 + I_2 + H_2O \rightarrow HIO_3$
10. $KClO_2 \rightarrow KCl+\ldots$
11. $K_2Cr_2O_7 + SnCl_2 + HCl \rightarrow$
12. $H_2O_2 + KI \rightarrow$
13. $FeSO_4 + Br_2 + H_2SO_4 \rightarrow$
14. $H_2O_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$
15. $KMnO_4 + SnCl_2 + KOH \rightarrow$
16. $K_2Cr_2O_7 + NH_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
17. $KMnO_4 + K_2SO_3 + KOH \rightarrow$
18. $CuCl_2 + KI \rightarrow$
19. $NaNO_3 \rightarrow O_2+\ldots$
20. $K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \rightarrow$

21. $KMnO_4 + K_2HPO_3 + KOH \rightarrow$

22. $SO_2 + H_2S \rightarrow$

23. $KMnO_4 + FeCl_2 + HCl \rightarrow$

24. $PbO_2 + HCl_{(конц)} \rightarrow$

25. $KClO_3 \rightarrow O_2 + \ldots$

26. $K_2CrO_4 + SnCl_2 + KOH \rightarrow$

27. $K_2Cr_2O_7 + SO_2 + H_2SO_4 \rightarrow$

28. $KMnO_4 + SnSO_4 + KOH \rightarrow$

29. $H_2SO_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow$

30. $KMnO_4 + Sn(NO_3)_2 + HNO_3 \rightarrow$

31. $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 + \ldots$

32. $K_2SO_3 + Br_2 + H_2O \rightarrow$

33. $KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$

34. $S + KOH \rightarrow$

35. $SnCl_2 + Cl_2 \rightarrow$

36. $KMnO_4 + K_2HPO_3 + KOH \rightarrow$

37. $K_2CrO_4 + KI + KOH \rightarrow$

38. $Fe(OH)_2 + Br_2 + KOH \rightarrow$

39. $NO_2 + KOH \rightarrow$

40. $Na_2SO_3 + I_2 + H_2O \rightarrow$

41. $KMnO_4 + NH_3 + KOH \rightarrow$

42. $K_2Cr_2O_7 + NaNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow$

43. $KMnO_4 + KI + H_2SO_4 \rightarrow$

44. $CuCl_2 + KBr \rightarrow$

45. $Mg + HNO_3 \rightarrow N_2O +$

46. $Ca + HNO_3р \rightarrow NH_4NO_3 +$

47. $Bi + H_2SO_4(конц.) \rightarrow$

48. $Mg + HNO_3р \rightarrow N_2 +$

49. $Mg+H_2SO_4$(конц)→

50. H_2S+HNO_3(конц)→

51. $Al+NaOH+H_2O$→

52. $SnCl_2+I_2$→

53. $FeSO_4+Cl_2$→

54. $Pb+HNO_3$р→

55. $Ag+HNO_3$р→

56. $Cd+H_2SO_4$(конц.)→

57. $Sn+HNO_3$р→

58. PH_3+HNO_3(конц)→

59. $P+HNO_3$(конц.)→

60. $C+HNO_3$(конц.)→

61. Який об'єм розчину калій гідроксиду, $C_н$=4 моль-екв/л, необхідно для повного поглинання 20 л Нітроген(IV) оксиду (н.у.).

62. Який об'єм сірководню та сульфур(IV) оксиду за нормальних умов повинні прореагувати, щоб маса утвореної сірки була 1кг?

63. Скількі граммів іоду і який об'єм розчіну нітратной кіслоти
64. $C_м$=7моль/л треба взяти щоб одержати 1 л розчину йодатной кіслоти (w=21 %, ρ=1,21г/мл).

65. Визначте масу Калій дихромату та об'єм розчину соляної кислоти (ω=39%, ρ=1,2г/мл), які утворюють хлор у кількості.потрібной для окіснення 0,1 моля ферум (II) хлориду.

66. Який об'єм Калій бромату потрібен для окіснення в сірчанокислому розчині 250 мл розчину натрій сульфіту(IV) з концентрацією ω=10%, ρ= 1,1 г/мл?

67. Які об'єми хлору (t=25^{o}C, P=105кПа) та розчину Калій броміду (ω=40%, ρ=1,3г/мл) потрібні для утворення 1 кг брому.

68. Визначити об'єм Нітроген(П) оксиду при t=20^{o}C і P=100кПа,що утворився при взаємодії міді з 1л розчину нітратної кислоти з концентрацією ω=30% (ρ=1,25 г/мл).

69. Визначте масову частку (ω) розчину Калій іодату, якщо 3,21г його розчину в реакції з Калій іодидом в сірчанокислому середовищі утворює 0,653г іоду .

70. Який об'єм хлору (t=17^{o}C і P=103кПа) потрібен для реакції з 10 л розчину Барій гідроксиду з концентрацією ω=20%, ρ=1,1г/мл?

71. Який об`єм Нітроген(II) оксиду утворюється при взаємодії 16,8г заліза с розведеною азотною кислотою. Який об'єм кислоти з концентрацією См=0,012моль/л потрібен для реакції?

72. Яку масу Калій нітриту можна окиснити в кислому середовищі розчином Калій хлорату, об'єм розчину 50мл з молярною концентрацією еквіваленту 0,09моль-екв/л?

73. 560мл сірководню за нормальних умов відновили 500г розчину Калій дихромату. Яка масова частка цього розчину?

74. Який об'єм концентрованої соляної кислоти, що містить 30% HCl, (ρ=1,15г/мл) необхідний для взаємодії з 0,1моль Калій перманганату. Який об'єм хлору утворюється за нормальних умов?

75. 560мл сульфур (IV) оксиду за нормальних умов достатньо для відновнення в сірчанокислому середовиші 500мл розчину Калій дихромату. Розрахуйте молярну концентрацію еквівалента розчину Калій дихромату.

76. Який об'єм розчину Калій перманганату з концентрацією розчину ω=5%(ρ=1,05г/мл) необхідно для утворення 10л N_2(н.у.) в реакції з аміаком в сірчанокислому розчині?

77. В 100г води при 20^{0}C можна розчинити 3,6г брому. Скільки грамів бромної води потрібно для окіснення 7,6г Ферум(II) сульфату в сірчанокислому розчині?

78. Який об'єм газу (17^{o}C,103кПа) виділиться при взаємодії концентрованої соляної кислоти з 1кг Манган(IV) оксиду.

79. Який об'єм Нітроген (П) оксиду утворюється при розчиненні 9,53 г міді в розведеній азотній кислоті? Скільки розчину кислоти з концентрацією ω=5% потрібно для реакції (ρ=1,02г/мл)?

9. СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 1998. – 744с.

2. Кудрявцев А.А. Составление химических уравнений. – М.: Высшая школа, 1991. – 320 с.

3. Гольбрайх З.Е., Маслов Е.И. Сборник задач и упражнений по химии. – М.: Высшая школа, 1997. – 384 с.

4. Некрасов Б.В. Основы общей химии**.** Т.I.М., "Химия",1965,-с. 170-189.

5. Рисе И. Г. Загальна хімія. Київ, "Вища школа",1973,с.95-110

6. Голуб А.М. Загальна та неорганічна хімія.ч.1, Київ, вид-во Київського університету, 1968,-370 с.

7. Хомяков К.Г. Лекции по общей химии. ч.I. Изд. Московского университета, I966,-с.I45-I94.