

НАЦІОНАЛЬНИЙ МЕДИЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
імені О. О. Богомольця

Кафедра загальної хімії

**КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК:
ОДЕРЖАННЯ
ТА ФІЗИКО-ХІМІЧНІ
ВЛАСТИВОСТІ**

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ

до самостійної роботи з неорганічної хімії
для студентів фармацевтичного факультету

Київ 2009

Укладачі:

Зайцева Галина Миколаївна, к.х.н., доцент

Ємельянов Володимир Борисович, к.х.н., доцент

Калібачук Валентина Олександрівна, д.х.н., професор

Рецензент:

к.х.н., доцент **Зуб Віра Яківна**, хімічного факультету Київського національного університету імені Тараса Шевченка

ЗАТВЕРДЖЕНО

на засіданні циклової методичної
комісії з фізико-хімічних дисциплін НМУ
Протокол № 4 від 13.12.2004 р.

ЗМІСТ

	Вступ.....	4
1	Оксиди.....	6
1.2	Способи добування оксидів.....	8
1.3	Хімічні властивості оксидів.....	9
1.3.1	Основні оксиди.....	11
1.3.2	Кислотні оксиди.....	12
1.3.3	Амфотерні оксиди.....	14
2	Гідрати оксидів.....	16
2.1	Основи.....	17
2.1.1	Добування основ.....	18
2.1.2	Хімічні властивості основ.....	18
2.2	Кислоти.....	19
2.2.1	Добування кислот.....	23
2.2.2	Хімічні властивості кислот.....	23
2.3	Амфотерні гідроксиди.....	26
2.3.1	Добування амфотерних гідроксидів.....	26
2.3.2	Хімічні властивості амфотерних гідроксидів.....	27
3	Солі.....	28
3.1	Середні солі.....	29
3.1.1	Добування середніх солей.....	29
3.1.2	Хімічні властивості середніх солей.....	30
3.2	Кислі солі.....	32
3.2.1	Добування кислих солей.....	32
3.2.2	Хімічні властивості кислих солей.....	33
3.3	Основні солі.....	34
3.3.1	Добування основних солей.....	34
3.3.2	Хімічні властивості основних солей.....	34
3.4	Координаційні сполуки.....	36
3.5	Гідроліз солей.....	38
4	Зв'язок між основними класами неорганічних сполук.....	42

Вступ

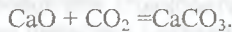
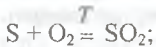
Будь-яка наукова класифікація предметів, явищ тощо є умовною, відносною і, навіть, у деякій мірі, неповною. Це потрібно мати на увазі, розглядаючи класи неорганічних сполук.

Усі неорганічні речовини за їх складом поділяють на прості та складні. До складу простих речовин входять атоми лише одного хімічного елементу, а складних – атоми двох або більше хімічних елементів. Серед простих речовин розрізняють метали і неметали. Найважливішими класами складних неорганічних сполук є: оксиди, основи, кислоти, амфотерні гідроксиди та солі.

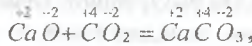
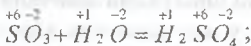
Речовини	Класифікація речовин		Приклади
Прості	Метали (88 елементів)	s-елементи	Li, Na, K, Rb, Cs, Mg, Ca, Sr, Ba
		p-елементи	Al, Ga, In, Tl, Ge, Sn, Pb, Sb, Bi
		d-елементи	Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Y, Zr, Nb, Mo
		f-елементи	Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Gd, Tb
	Неметали (22 елементи)	s-елементи	H, He
		p-елементи	B, C, Si, N, P, As, O, S, Se, Te
		Галогени	F, Cl, Br, I, At
		Благородні газы	Ne, Ar, Kr, Xe, Rn
Складні	Бінарні сполуки	Гідриди	LiH, NaNH, CaH ₂ , BaH ₂
		Карбідиди	Be ₂ C, CaC ₂ , Al ₄ C ₃
		Нітриди	Na ₃ N, Mg ₃ N ₂ , Si ₃ N ₄
		Оксиди	K ₂ O, CaO, Al ₂ O ₃
		Сульфідиди	Na ₂ S, ZnS, Fe ₂ S ₃
		Галіди	LiCl, BaCl ₂ , FeCl ₃
	Гідрати оксидів	Кислоти	HNO ₃ , H ₂ SO ₄ , H ₃ PO ₄
		Амфотерні гідроксиди	Zn(OH) ₂ , Al(OH) ₃ , Be(OH) ₂ , H ₂ ZnO ₂ , H ₃ AlO ₃ , H ₂ BeO ₂
		Основи	KOH, Ca(OH) ₂ , Ni(OH) ₃
	Солі	Середні	NaNO ₃ , Al ₂ (SO ₄) ₃ , K ₃ PO ₄
		Кислі	NaHCO ₃ , KH ₂ PO ₄ , Mg(HCO ₃) ₂
		Основні	(CuOH) ₂ SO ₄ , Fe(OH) ₂ Cl

Перш ніж розглянути основні класи неорганічних сполук, нагадаємо, що хімічні реакції за зміною співвідношення числа реагуючих речовин до числа продуктів умовно поділяють на такі типи:

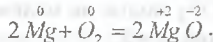
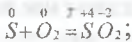
а) **реакції сполучення** - реакції, в яких із двох і більше речовин утворюється одна речовина:



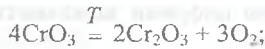
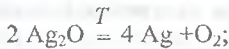
Реакції сполучення можуть відбуватися як без зміни ступенів окиснення атомів елементів:



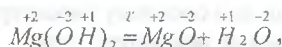
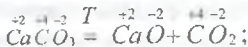
так і зі зміною ступенів окиснення атомів елементів:



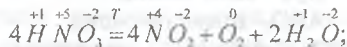
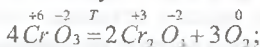
б) **реакції розкладу** - реакції, в яких із однієї складної речовини утворюється декілька простих або складних речовин:



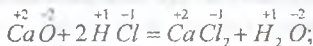
Реакції розкладу також можуть відбуватися як без зміни ступенів окиснення атомів елементів:



так і зі зміною ступенів окиснення атомів елементів:

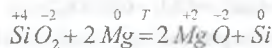
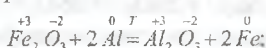


в) **реакції обміну** - реакції, в яких реагуючі речовини обмінюються своїми складовими частинами і число реагуючих речовин дорівнює числу продуктів:



Всі реакції обміну відбуваються без зміни ступенів окиснення атомів елементів.

г) **реакції заміщення** (витіснення) - реакції між простою і складною речовинами, в результаті яких утворюється нова проста речовина і нова складна речовина:



Всі реакції заміщення відбуваються тільки зі зміною ступенів окиснення атомів елементів, гомто вони є окисно-відновними.

1. ОКСИДИ

Оксиди — бінарні сполуки елементів з киснем, в яких останній має ступінь окиснення мінус два (-2). Причому атоми кисню в оксидах не утворюють між собою зв'язків, а елемент, що входить до складу оксиду, як правило, має один ступінь окиснення.

Пероксиди (Na_2O_2 , CaO_2 тощо), суперпероксиди (KO_2 , NaO_2 тощо), озоніди (KO_3 , NaO_3 тощо), хоча є бінарними сполуками хімічних елементів з киснем, не відносяться до оксидів, бо у цих сполуках атоми кисню мають відповідно ступені окиснення: -1 ; $-1/2$; $-1/3$. Сполука флуору (фтору) з киснем OF_2 також не належить до оксидів, бо кисень має позитивний ступінь окиснення $+2$.

Назви оксидів. У назвах оксидів спочатку записують назву елемента, атоми якого мають позитивний ступінь окиснення, після нього у дужках римськими цифрами зазначають його ступінь окиснення і додають слово оксид:

SO_2 - сульфур (IV) оксид;

SO_3 - сульфур (VI) оксид;

N_2O - нітроген (I) оксид;

N_2O_5 - нітроген (V) оксид;

P_2O_5 - фосфор (V) оксид;

Cr_2O_3 - хром (III) оксид;

CO - карбон (II) оксид.

Якщо для елемента характерний тільки один ступінь окиснення, тоді у назві його не вказують:

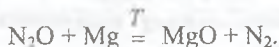
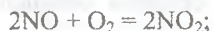
K_2O - калій оксид;

B_2O_3 - бор оксид;

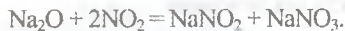
Al_2O_3 - алюміній оксид.

За хімічним характером оксиди поділяють на *солетворні* та *несолетворні*.

Несолетворні оксиди - оксиди, які вступають в хімічні реакції, але в результаті таких реакцій солі не утворюються. До них належать SiO , NO , CO , N_2O , H_2O та деякі інші. Наприклад:



Солетворні оксиди — оксиди, які здатні в результаті хімічних реакцій утворювати солі (CaO , Na_2O , CO_2 , P_2O_5 , Al_2O_3 , ZnO , N_2O_3 , NO_2 , SiO_2 тощо). Наприклад:



Солетворні оксиди поділяються на *основні*, *кислотні* та *амфотерні*.

Основними називаються оксиди, яким відповідають основи.

Приклади: оксиду Na_2O відповідає основа NaOH , оксиду BaO відповідає основа $\text{Ba}(\text{OH})_2$, оксиду FeO - основа $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

До них належать:

а) оксиди лужних металів: Li_2O , Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O , Fr_2O ;

б) оксиди лужноземельних металів: CaO , SrO , BaO , RaO ;

в) магній оксид MgO та оксиди перехідних металів, якщо ці метали проявляють змінний ступінь окиснення, а в оксиді ступінь окиснення металу мінімальний.

Приклади: елемент хром (Cr) знаходиться в побічній підгрупі шостої групи і проявляє переважно ступені окиснення (+2, +3, +6). Хром (II) оксид CrO відноситься до основних оксидів. Елемент ферум (Fe) знаходиться в побічній підгрупі восьмої групи і проявляє найчастіше ступені окиснення (+2, +3). Ферум (II) оксид FeO відноситься до основних оксидів.

Тип хімічного зв'язку в цих сполуках іонний та ковалентний полярний. За звичайних умов це тверді речовини.

Кислотними називаються оксиди, яким відповідають кислоти.

Приклади: оксиду N_2O_5 відповідає кислота HNO_3 , оксиду CO_2 відповідає кислота H_2CO_3 , оксиду Mn_2O_7 – кислота HMnO_4 .

До них належать:

а) оксиди всіх неметалів, крім N_2O , NO , SiO , CO .

б) оксиди металів зі ступенями окиснення +5, +6, +7 (V_2O_5 , CrO_3 , MoO_3 , Mn_2O_7).

Тип хімічного зв'язку в них - ковалентний полярний. За звичайних умов кислотні оксиди бувають твердими (N_2O_5 , CrO_3), рідкими (SO_3 , N_2O_3) та газоподібними (Cl_2O , SO_2 , CO_2).

Амфотерними називаються оксиди, здатні проявляти властивості як основних, так і кислотних оксидів залежно від умов реакції.

До них належать оксиди деяких металів головних підгруп та оксиди металів побічних підгруп, переважно з проміжними ступенями окиснення (BeO , ZnO , Al_2O_3 , PbO , Cr_2O_3 , Fe_2O_3 , SnO , SnO_2).

Тип хімічного зв'язку в амфотерних оксидах ковалентний полярний. Амфотерні оксиди за звичайних умов - тверді речовини.

Чіткої межі між амфотерними та основними або кислотними оксидами не існує.

Існує зв'язок між місцем елементів у Періодичній системі хімічних елементів та властивостями їх оксидів. Він найяскравіше виявляється для вищих оксидів. У періодах зі збільшенням порядкового номера елементу характер вищих оксидів змінюється від основного через амфотерний до кислотного. У головних підгрупах із зростанням порядкового номера посилюються основні властивості.

Лужні та лужноземельні метали утворюють оксиди з іонним зв'язком, а інші метали та типові неметали – з ковалентним полярним зв'язком. Із послабленням металічних властивостей елементів тип хімічного зв'язку в оксидах змінюється від іонного до ковалентного полярного з поступовим

зменшенням ступеня полярності. Це обумовлено зменшенням радіуса та збільшенням ступеня окиснення атома елементу у вищих оксидах при зростанні його порядкового номера, що призводить до зменшення ступеня полярності зв'язку Е-О і посилення кислотних властивостей. У підгрупах зі збільшенням порядкового номера елементу спостерігається зростання радіуса атома при сталому ступені окиснення. Внаслідок цього відбувається посилення полярності зв'язку Е-О та основних властивостей оксидів. Таким чином, при наближенні зв'язку атома елементу з атомом кисню до ковалентного сильніше проявляються кислотні властивості, а при наближенні зв'язку атома елементу з атомом кисню до іонного - основні властивості відповідних оксидів.

Якщо метал утворює кілька оксидів, то, як правило, нижчий оксид є основним, вищий - кислотним, а з проміжним ступенем окиснення елементу - амфотерним. В оксидів одного елементу зі зростанням ступеня окиснення атома елементу зменшується його радіус, внаслідок чого тип хімічного зв'язку змінюється від іонного до ковалентного полярного. Тому оксиди елементів з *нижчим ступенем окиснення* проявляють **основні** властивості, з *вищим - кислотні*, а з *проміжним - амфотерні*. Наприклад:

Основні оксиди	Амфотерні оксиди	Кислотні оксиди
$Mn^{+2}O$ $Cr^{+2}O$	$Mn^{+4}O_2$ $Cr^{+3}O_3$	$Mn^{+7}O_7$ $Cr^{+6}O_3$

Контрольні запитання та вправи для самостійної роботи

1. Як можна за положенням елементу в Періодичній системі визначити хімічну природу його оксиду?
2. Які з перелічених оксидів належать до кислотних, основних та амфотерних: Cl_2O , SrO , N_2O_5 , MgO , BeO , Rb_2O , MoO_3 , Mn_2O_7 , As_2O_3 , Al_2O_3 ?
3. Як залежать кислотно-основні властивості оксидів від характеру хімічного зв'язку атома кисню з атомом відповідного хімічного елементу?
4. Написати рівняння реакцій CaO , SO_2 , Cl_2O та F_2O з водою.

1.2. СПОСОБИ ДОБУВАННЯ ОКСИДІВ

1. При взаємодії простих речовин з киснем:

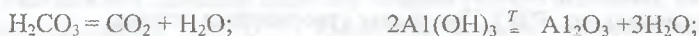


2. При взаємодії складних речовин з киснем:

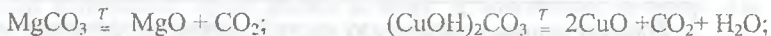




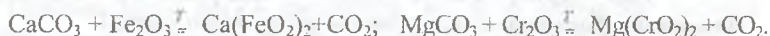
3. У результаті розкладу кислот, основ та амфотерних гідроксидів:



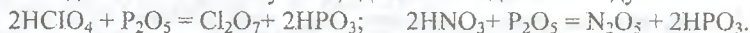
4. У результаті розкладу солей оксигеновмісних кислот:



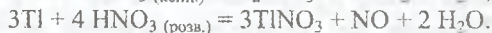
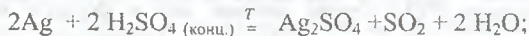
5. При взаємодії деяких солей з амфотерними оксидами та SiO_2 за умов дуже високих температур ($>1000^\circ\text{C}$):



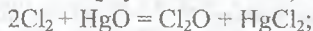
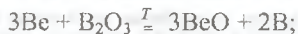
6. При взаємодії кислот зі сполуками, здатними віднімати воду:



7. При взаємодії простих речовин з деякими кислотами-окисниками:



8. В результаті інших реакцій:



Контрольні запитання та вправи для самостійної роботи

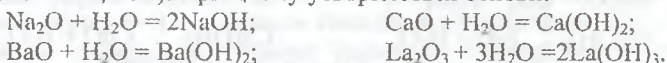
1. Написати рівняння реакцій, за допомогою яких можна одержати із нітратної кислоти такі оксиди: N_2O_5 , NO_2 , NO , N_2O .
2. Написати рівняння реакцій, в результаті яких можна одержати алюміній оксид.
3. Написати рівняння реакцій, в результаті яких утворюється натрій оксид.
4. Написати рівняння реакцій, в результаті яких утворюється ферум (III) оксид.
5. Написати рівняння реакцій, в результаті яких утворюється сульфур (IV) оксид.
6. Написати рівняння реакцій, в результаті яких утворюється карбон (IV) оксид.

1.3. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОКСИДІВ

1.3.1. Основні оксиди

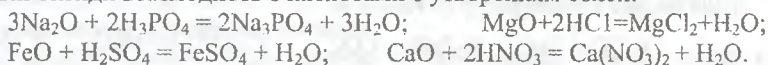
Розглянемо характерні властивості основних оксидів.

1. З водою реагують тільки оксиди активних металів (лужних, лужноземельних, РЗЕ). При цьому утворюються основи:

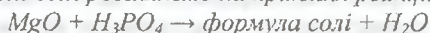


Формулу основи в загальному вигляді можна представити як $E(\text{OH})_n$, де n відповідає ступеню окиснення елементу (+ n).

2. Основні оксиди взаємодіють з кислотами з утворенням солей:



Написання формули солі розглянемо на прикладі реакції



1. Зліва пишуть символ елементу (Mg), який входить до складу основного оксиду (MgO), і визначають його відносний заряд (2^+). Справа - формулу кислотного залишку (PO_4) (група атомів, яка в формулі кислоти H_3PO_4 сполучена з трьома атомами гідрогену). Негативний відносний заряд кислотного залишку (3^-) чисельно дорівнює числу атомів гідрогену, які заміщуються на атоми металу. В результаті маємо $\text{Mg}^{2+}(\text{PO}_4)^{3-}$.

2. Виходячи з положення про електронейтральність молекул (умовних), розраховують число катіонів (Mg^{2+}) та число аніонів ($(\text{PO}_4)^{3-}$), які входять до складу умовної молекули солі. Для цього знаходять найменше спільне кратне для модулів відносного заряду атома металу ($+2/=2$) та для відносного заряду кислотного залишку ($-3/=3$). Найменше спільне кратне для чисел 2 і 3 є 6. Число катіонів (індекс біля катіону у формулі солі) дорівнює частці від ділення найменшого спільного кратного на модуль відносного заряду атома металу ($6/2=3$), а індекс біля кислотного залишку дорівнює частці від ділення найменшого спільного кратного на модуль відносного заряду кислотного залишку ($6/3=2$).

Таким чином, формула солі - $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$.

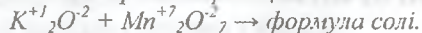
Підбираємо коефіцієнти і записуємо рівняння реакції:



3. Основні оксиди взаємодіють з кислотними оксидами з утворенням солей:



Написання формули солі, яка утворюється при взаємодії основного оксиду з кислотним розглянемо на прикладі реакції:



1. Зліва пишуть символ елементу (K), який входить до складу основного оксиду (K_2O), і визначають його ступінь окиснення ($+1$). Справа - формулу

кислотного залишку, який складається з атома кислотоутворюючого елемента (Mn) та атомів кисню. Є два способи визначення складу кислотного залишку.

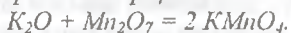
Перший. Над кожним символом елемента пишуть ступені окиснення, які вони мали у вихідній сполуці ($Mn^{+7}O^{-2}$). Кислотний залишок завжди негативно заряджений, тому підбирають мінімальну кількість атомів кисню, за якої досягається негативний відносний заряд кислотного залишку, який би перевищував позитивний заряд атома металу. В наведеному прикладі для того, щоб перевищити позитивний відносний заряд атома мангану $7+$, слід взяти чотири атоми кисню ($Mn^{+7}O^{-2}_4$). При цьому відносний заряд кислотного залишку дорівнює алгебраїчній сумі ступенів окиснення всіх атомів кисню та мангану:

$$(-2) \cdot 4 + 7 = (-1). \text{ Тобто кислотний залишок } (Mn^{+7}O^{-2}_4)^{-1}.$$

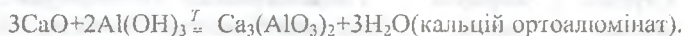
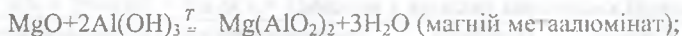
Другий. Оскільки оксид Mn_2O_7 кислотний, то йому відповідає кислота $HMnO_4$ (див. розділ „Кислотні оксиди“). Тобто кислотний залишок MnO_4^{1-} . Таким чином, сіль складається з K^+ ($Mn^{+7}O^{-2}_4$)¹⁻.

2. Наступним кроком є досягнення електронейтральності утвореної солі: алгебраїчна сума відносних зарядів кислотних залишків і катіонів металу має дорівнювати нулю. В даному прикладі відносний заряд атома калію дорівнює $1+$, відносний заряд кислотного залишку дорівнює $1-$, а сумарний заряд $(1+) + (1-) = 0$. Тобто формула солі $KMnO_4$.

Підбираємо коефіцієнти і записуємо рівняння реакції:



4. При топленні основні оксиди взаємодіють з амфотерними оксидами та гідроксидами, що виявляють при цьому кислотні властивості, а атоми металів, якими вони утворені, входять до складу кислотного залишку:



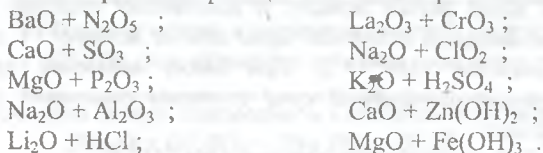
Контрольні запитання та вправи для самостійної роботи

1. Які оксиди називаються основними?
2. Які оксиди відносяться до основних оксидів?
3. Назвати основні оксиди, які взаємодіють з водою.
4. Написати назви оксидів: Na_2O , CaO , FeO , CrO , MgO .
5. З наведених нижче формул оксидів окремо виписати формули основних оксидів: K_2O , Cl_2O , MgO , CO , N_2O_3 , SiO_2 , FeO , CrO_3 , CrO , Cl_2O_7 , MnO , Mn_2O_7 , SO_2 , SO_3 .
6. З якими з наведених речовин: $Ba(OH)_2$, N_2O , Na_2O , P_2O_5 , SiO_2 , HCl , H_3PO_4 ,

H₂O, NaOH, NaCl може реагувати магній оксид? Скласти рівняння відповідних реакцій.

7. З якими з наведених речовин: CO, CaO, NO₂, Mn₂O₇, H₂SO₄, Na₂SO₄, MgO, P₂O₅, Na₂O, - може реагувати калій оксид? Скласти рівняння відповідних реакцій.

8. Скласти рівняння реакцій між такими речовинами:



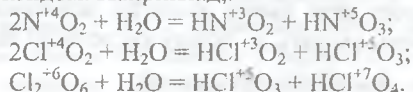
1.3.2. Кислотні оксиди

1. Практично всі кислотні оксиди, крім SiO₂, взаємодіють з водою з утворенням кислот:



Тому кислотні оксиди ще називають **ангідридами кислот** (див. стор.21).

При взаємодії деяких кислотних оксидів з водою відбувається реакція диспропорціонування, в результаті якої одночасно утворюються дві **кислоти**. Такі кислотні оксиди називають **змішаними ангідридами двох кислот**. При цьому ступінь окиснення кислотоутворюючого елемента в одній із кислот на одиницю знижується, а в іншій - підвищується порівняно з вихідним оксидом. Наприклад:



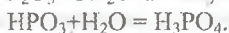
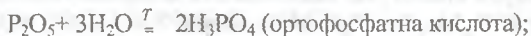
Формулу кислоти в загальному вигляді можна записати за рівнянням реакції кислотних оксидів з водою:

Ступінь окиснення елемента	Формула кислотного оксиду	Рівняння реакції кислотного оксиду з водою	Формула метаформи кислоти	Формула ортоформи кислоти
+1	E ₂ O	E ₂ O + H ₂ O = 2 HEO	HEO	
+2	EO	EO + H ₂ O = H ₂ EO ₂	H ₂ EO ₂	
+3	E ₂ O ₃	E ₂ O ₃ + H ₂ O = 2HEO ₂	HEO ₂	H ₃ EO ₃
+4	EO ₂	EO ₂ + H ₂ O = H ₂ EO ₃	H ₂ EO ₃	H ₄ EO ₄
+5	E ₂ O ₅	E ₂ O ₅ + H ₂ O = 2HEO ₃	HEO ₃	H ₃ EO ₄
+6	EO ₃	EO ₃ + H ₂ O = H ₂ EO ₄	H ₂ EO ₄	H ₆ TeO ₆ *
+7	E ₂ O ₇	E ₂ O ₇ + H ₂ O = 2HEO ₄	HEO ₄	H ₃ IO ₆ *

*- В шостій та сьомій групах періодичної системи хімічних елементів утворення орто-форм кислот характерне тільки для елементів, починаючи з 5 періоду. Наприклад: H_6TeO_6 , H_5IO_6 .

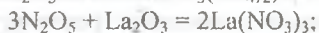
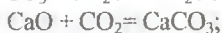
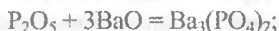
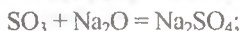
Елементи третього та вищих періодів, а також бору, можуть утворювати як *мета-форми* кислот (тобто кислот, утворених приєднанням однієї молекули води до молекули кислотного оксиду), так і *орто-форми* кислот (утворених приєднанням більш, ніж однієї молекули води до молекули кислотного оксиду). Здатність до утворення орто-кислот проявляють елементи з великим радіусом атома, завдяки чому вони можуть утримувати більшу кількість ОН-груп. Орто-форми кислот є більш характерними.

Наприклад:



Слід запам'ятати, що утворення ортофосфатної кислоти та її солей характерне для хімії фосфору, тому саме ортофосфатна кислота та відповідні ортофосфати утворюються в переважній більшості хімічних реакцій.

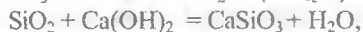
2. Кислотні оксиди взаємодіють з основними оксидами з утворенням солей:



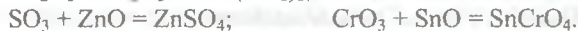
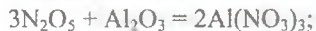
При взаємодії кислотних оксидів, яким відповідають дві кислоти, з основними оксидами утворюється дві солі:



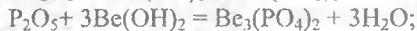
3. Кислотні оксиди взаємодіють з основами з утворенням солей:



4. Кислотні оксиди взаємодіють з амфотерними оксидами, які за даних умов проявляють властивості основних оксидів, з утворенням солей:

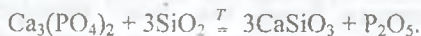


5. Кислотні оксиди взаємодіють з амфотерними гідроксидами, які за даних умов проявляють властивості основних гідроксидів, з утворенням солей:





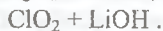
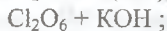
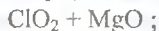
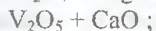
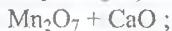
6. При топленні кислотні оксиди здатні витіснити більш леткі кислотні оксиди з солей:



Контрольні запитання та вправи для самостійної роботи

1. Які оксиди називаються кислотними?
2. Які оксиди відносяться до кислотних оксидів?
3. Написати назви оксидів: CO_2 , CrO_3 , Mn_2O_7 , N_2O_3 , P_2O_5 .
4. Написати формули кислот, які відповідають зазначеним ангідридам:
 SO_2 , N_2O_5 , P_2O_5 , ClO_2 , Mn_2O_7 , Cl_2O , N_2O_3 , MoO_3 , SiO_2 , CrO_3 , NO_2 , As_2O_5 .
5. Які кислотні оксиди можуть реагувати з карбонатами металів при сильному нагріванні? Скласти рівняння відповідних реакцій.
6. Які кислотні оксиди при взаємодії з водою утворюють дві кислоти? Скласти рівняння відповідних реакцій.
7. З якими з наведених речовин: Na_2O , N_2O , FeO , SiO_2 , CrO_3 , HCl , NO_2 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, H_2O , NaCl , NaOH , - може реагувати фосфор(V) оксид? Скласти рівняння відповідних реакцій.
8. З якими з наведених речовин: CO , CaO , P_2O_5 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_3PO_4 , H_2O , KOH , - може реагувати нітроген (IV) оксид? Скласти рівняння відповідних реакцій.
9. Написати рівняння реакцій, які доводять кислотний характер таких оксидів: SeO_2 , SO_3 , Mn_2O_7 , P_2O_5 , CrO_3 .

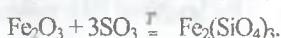
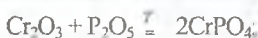
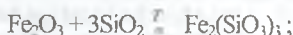
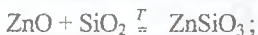
10. Скласти рівняння реакцій між такими речовинами:



1.3.3. Амфотерні оксиди

Для амфотерних оксидів характерні такі властивості:

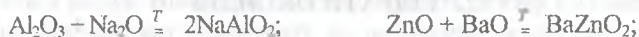
1. Амфотерні оксиди з водою не взаємодіють.
2. Подібно основним оксидам амфотерні оксиди можуть взаємодіяти:
 - a) з кислотними оксидами при топленні, при цьому утворюються солі:



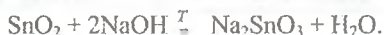
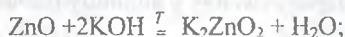
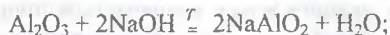
- б) з концентрованими кислотами з утворенням солі та води:
- $$\text{ZnO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}; \quad \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O};$$
- $$\text{SnO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Sn}(\text{SO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}; \quad \text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O};$$
- $$\text{BeO} + 2\text{HCl} = \text{BeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}; \quad \text{ZrO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Zr}(\text{SO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}.$$

Амфотерні оксиди майже не взаємодіють з розведеними кислотами.

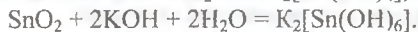
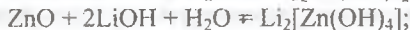
3. Подібно кислотним оксидам амфотерні оксиди можуть взаємодіяти:
- а) з основними оксидами, при цьому утворюються солі:



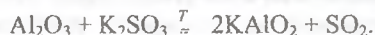
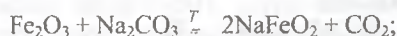
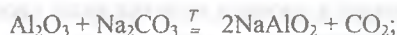
- б) з основами з утворенням солі та води:



У водному розчині спостерігається утворення розчинних у воді гідроксо-комплексів:

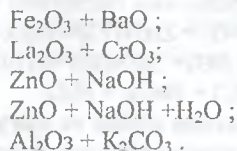
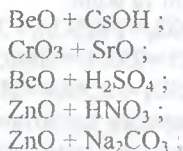


4. Деякі амфотерні оксиди при топленні здатні витіснити леткі кислотні оксиди з солей:



Контрольні запитання та вправи для самостійної роботи

1. Які оксиди називаються амфотерними ?
2. Чи реагують амфотерні оксиди з водою?
3. З наведених нижче формул оксидів окремо виписати формули амфотерних оксидів: N_2O , N_2O_3 , MgO , ZnO , NO , Cr_2O_3 , CrO_3 , CrO , FeO , Fe_2O_3 , SiO_2 , SnO_2 , SnO , Cl_2O_5 , SO_2 , K_2O .
4. Скласти рівняння реакцій можливих способів отримання а) цинк оксиду; б) алюміній оксиду.
5. З якими з наведених речовин: CaO , SiO_2 , N_2O , NaOH , NaCl , H_2SO_4 , Na_2CO_3 ,- може реагувати хром (III) оксид? Скласти рівняння відповідних реакцій.
6. З якими з наведених речовин: Na_2CO_3 , NaCl , NaOH , BaO , BaCO_3 , H_2SO_4 , P_2O_5 ,- може реагувати цинк оксид? Скласти рівняння відповідних реакцій.
7. Написати рівняння реакцій, які доводять амфотерний характер таких оксидів: BeO , Al_2O_3 .
8. Скласти рівняння реакцій між такими речовинами:

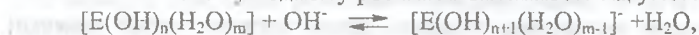


2. ГІДРАТИ ОКСИДІВ

Переважній більшості оксидів відповідає сполука з водою (гідрат) $\text{E}(\text{OH})_n$. Гідрати оксидів поділяються на **основи**, **кислоти** та **амфотерні гідроксиди**. Належність $\text{E}(\text{OH})_n$ до певного класу визначається природою елемента (E) та характером дисоціації гідрату оксиду у водному розчині:



Для амфотерних гідроксидів реальні молекули $\text{E}(\text{OH})_n$ відсутні. Вони існують у вигляді полімерних багатоядерних комплексних сполук, до складу яких входять і молекули води. Запишемо умовну молекулу амфотерного гідроксиду, що є фрагментом макромолекули, і покажемо, як вона може вести себе у водному розчині в залежності від умов:



Кислота

тобто іон OH^- відриває протон від однієї з умовних молекул води, і вона перетворюється в умовний іон гідроксиду:



Основа

тобто протон приєднується до умовної гідроксильної групи, і вона перетворюється в умовну молекулу води.

Елемент з вираженими металічними властивостями утворює сполуку з іонним зв'язком E-O, яка дисоціює як основа. Елемент з вираженими неметалічними властивостями утворює сполуку з менш полярним зв'язком E-O по відношенню до зв'язку O-H. Дисоціація в цьому випадку буде відбуватися за кислотною схемою.

Полярність зв'язків E-O та O-H у сполуках $\text{E}(\text{OH})_n$ з максимально можливим ступенем окиснення елемента залежить від положення елемента E в періодичній системі хімічних елементів. У періодах зі зростанням порядкового номера елемента збільшується ступінь окиснення атома і зменшується його радіус. Це призводить до зменшення полярності зв'язку E-O та збільшення полярності зв'язку O-H. Тому в періодах зліва направо зростає здатність до дисоціації з відщепленням іонів водню H^+ , тобто кислотні властивості сполук E(OH)_n посилюються, а основні - спадають. У групах зі зростанням порядкового номера елемента при сталому значенні

відносного заряду його атома радіус збільшується і, як результат, – збільшується полярність зв'язку Е-О та здатність до дисоціації з відщепленням гідроксид-іонів ОН⁻. Тобто, у підгрупах зверху донизу зростають основні властивості сполук E(OH)_n.

При утворенні елементом декількох сполук E(OH)_n зі збільшенням ступеня окиснення елементу збільшується відносний заряд його атома і зменшується радіус. Внаслідок цього полярність зв'язку Е-О зменшується, а О-Н збільшується, що призводить до посилення кислотних властивостей сполук E(OH)_n у вищих ступенях окиснення атомів елементу.

Основи	Амфотерні гідроксиди	Кислоти
Cr ⁺² (OH) ₂	Cr ⁺³ (OH) ₃	H ₂ Cr ⁺⁶ O ₄
Mn ⁺² (OH) ₂	Mn ⁺⁴ (OH) ₄	HMn ⁺⁷ O ₄
V ⁺² (OH) ₂	V ⁺⁴ (OH) ₄	H ₃ V ⁺⁵ O ₄

Гідрати оксидів E(OH)_n, в яких елемент має ступінь окиснення +5 і вище, містять нееквівалентну відносно значення ступеня окиснення елементу кількість гідроксильних груп. Так, немає кислот H₅PO₅, H₆SO₆, а існують H₅PO₅·H₂O = H₃PO₄ та H₆SO₆·2H₂O = H₂SO₄ тощо.

2.1 ОСНОВИ

Основи (гідрати основних оксидів) - складні речовини, які містять гідроксильні групи (-ОН), здатні обмінюватися на кислотні залишки. З точки зору теорії електролітичної дисоціації основи – це електроліти, які при дисоціації утворюють катіони металу та аніони лише гідроксиду. Наприклад:



Саме наявність іонів ОН⁻ у розчинах зумовлює властивості основ. До складу основ входять іон металу (чи група атомів, що відіграє роль іона металу, наприклад, амоній NH₄⁺) та гідроксид-іони. Загальна формула E(OH)_n.

Основи можна класифікувати за різними ознаками.

За здатністю до електролітичної дисоціації всі основи можна розділити на дві групи:

а) сильні основи (луги): основи лужних металів (LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, FrOH), основи лужноземельних металів (Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂, Ra(OH)₂).

б) слабкі основи: всі інші основи, наприклад, Mg(OH)₂, Fe(OH)₂, Fe(OH)₃ тощо.

Кількість гідроксид-іонів в умовній молекулі, які здатні обмінюватися на кислотні залишки з утворенням солей, визначає *кислотність основи*.

Так, NaOH - однокислотна, Mg(OH)₂-двокислотна, Fe(OH)₃ - трикислотна основи.

НАЗВИ ОСНОВ. Назви основ утворюються з назви катіона, за якою в дужках римськими літерами йде ступінь окиснення елементу, і слова гідроксид:

Fe(OH)₂-ферум (II) гідроксид; Cu(OH)₂ – купрум (II) гідроксид.

Якщо елемент у сполуках виявляє єдиний ступінь окиснення:

NaOH – натрій гідроксид; Ca(OH)₂ - кальцій гідроксид,

то ступінь окиснення не вказується.

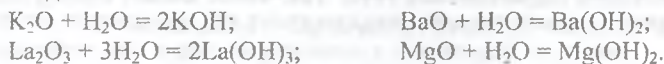
2.1.1. ДОБУВАННЯ ОСНОВ

Основи можна отримати:

1. При взаємодії активних металів (лужних, лужноземельних та РЗЕ) з водою:

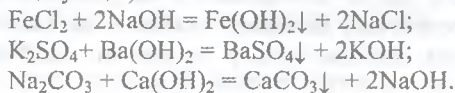


2. При взаємодії оксидів лужних, лужноземельних та рідкоземельних металів з водою:



Слід зазначити, що за методами 1 та 2 можна отримати тільки сильні основи (луги).

3. При взаємодії солей з лугами (за умови нерозчинності одного із продуктів реакції у воді):



2.1.2. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОСНОВ

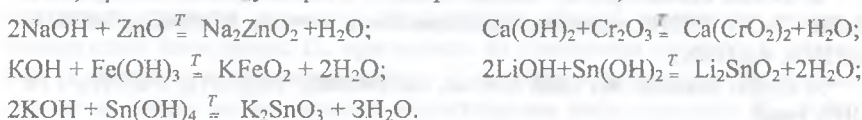
Основи можуть взаємодіяти:

1. З кислотами (реакції нейтралізації) та кислотними оксидами (утворюються сіль і вода):

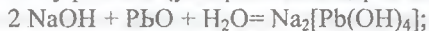


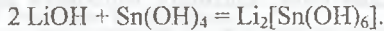
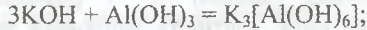
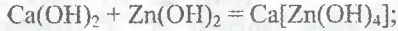
2. З амфотерними оксидами та гідроксидами:

а) при топленні (утворюються середні солі і вода):

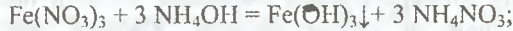
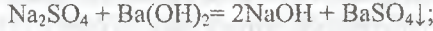


б) у водному розчині (утворюються гідроксокомплекси):

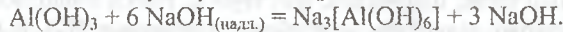




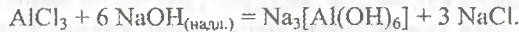
3. Розчинні основи – із розчинними солями, якщо утворюється нерозчинна у воді чи летка сполука :



За наявності надлишку розчинної основи утворений амфотерний гідроксид розчиняється з утворенням гідросокомплексів:



Таким чином, взаємодію солей з надлишком розчинної основи можна записати так:



4. Сильні основи з активними неметалами (утворюються дві солі та вода):



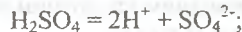
Контрольні запитання та вправи для самостійної роботи

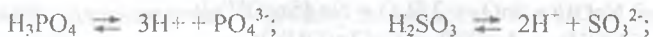
1. Які сполуки називаються основами ?
2. Які основи відносяться до сильних?
3. З якими речовинами можуть реагувати основи?
4. Написати рівняння реакцій, за допомогою яких можна отримати барій гідроксид, ферум (II) гідроксид, натрій гідроксид.
5. З якими із вказаних нижче речовин може взаємодіяти натрій гідроксид, кальцій гідроксид, магній гідроксид : Cu, O₂, HNO₃, N₂O₅, KOH, H₂SO₄, ZnO, Cr₂O₃, N₂, CO₂?

2.2.КИСЛОТИ

Кислотами називаються сполуки, що містять атоми водню (водню), які здатні заміщуватись на метал (або металоподібну групу атомів, наприклад NH₄⁺) і утворювати при цьому солі. З погляду теорії електролітичної дисоціації кислотами називаються електроліти, які при дисоціації утворюють лише один вид катіонів - іони водню (водню) H⁺ та кислотного залишку.

Наприклад:





Саме наявність іонів гідрогену (водню) H^+ у розчинах кислот обумовлює їх властивості (кислий смак, здатність змінювати забарвлення індикаторів).

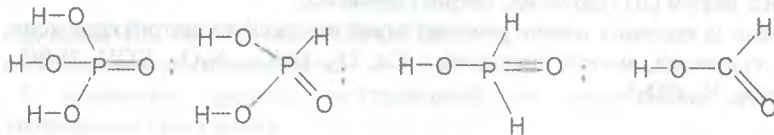
Кислоти можна класифікувати за різними ознаками.

За наявністю кисню (*кисню*) у складі кислоти їх поділяють на оксигеновмісні (HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4) та безоксигенні (HCl , HI , H_2S). Оксигеновмісні кислоти є гідратами кислотних оксидів (див.с.12).

За здатністю до електролітичної дисоціації кислоти поділяють на сильні, середньої сили та слабкі кислоти. Кислоти, які повністю дисоціюють у розбавленому водному розчині з відщепленням H^+ , належать до сильних, наприклад, HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 , H_2CrO_4 , HMnO_4 , HClO_4 . Кислоти середньої сили, наприклад, HF , H_2SO_3 , H_3PO_4 тощо. Кислоти, які дисоціюють частково, відносять до слабких. Наприклад: H_2S , H_2CO_3 , HClO тощо.

За кількістю у молекулі атомів гідрогену, які здатні заміщуватись чи обмінюватись на метал (чи металоподібну групу атомів) з утворенням солей, визначають основність кислоти. Наприклад, HCl , HNO_3 - одноосновні, H_2SO_4 , H_2S - двоосновні, H_3PO_4 , H_3AsO_4 - трьохосновні кислоти.

Слід зазначити, що не всі атоми гідрогену (водню) деяких кислот здатні заміщуватись на метал. Для наведених нижче кислот зв'язки Р-Н та С-Н (атоми Н позначені курсивом) - малополярні, оскільки електронегативності атомів (наведені в дужках) Н (2,2) та Р (2,1) і С (2,5) дуже близькі за значеннями, тому атоми гідрогену, зв'язані з атомами фосфору та карбону, не здатні заміщуватись на метал.



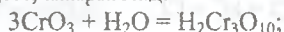
Трьохосновна

Двоосновна

Одноосновні

Крім кислот, до складу молекул яких входить тільки один атом кислотоутворюючого елементу, існують також *полікислоти*, до складу молекул яких входить більш, ніж один атом кислотоутворюючого елементу. Якщо в таких кислотах всі атоми кислотоутворюючого елементу однакові, то їх називають ізополікислоти, а якщо різні - гетерополікислоти.

Ізополікислоти можна розглядати як продукт взаємодії однієї молекули води з кількома молекулами кислотного оксиду або оксигеновмісної кислоти - з відповідним кислотним оксидом, наприклад:





Ізополікислоти можна уявити також як продукт часткового або повного заміщення атомів кисню оксигеновмісної кислоти на кислотні залишки тієї ж самої кислоти. Наприклад:

Кислота	H_2CrO_4	H_3PO_4
Ізополі-кислота	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{H}_2\text{CrO}_3(\text{CrO}_4)$ $\text{H}_2\text{Cr}_3\text{O}_{10} = \text{H}_2\text{CrO}_2(\text{CrO}_4)_2$	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 = \text{H}_3\text{PO}_3(\text{HPO}_4)$ $\text{H}_5\text{P}_3\text{O}_{10} = \text{H}_3\text{PO}_2(\text{HPO}_4)_2$

Гетерополікислоти можна розглядати як продукт часткового або повного заміщення атомів кисню (O^{2-}) звичайних кислот на інші кислотні залишки, наприклад, $\text{Mo}_3\text{O}_{10}^{2-}$ ($\text{H}_2\text{Mo}_3\text{O}_{10}$), $\text{W}_3\text{O}_{10}^{2-}$ ($\text{H}_2\text{W}_3\text{O}_{10}$), S^{2-} (H_2S), O_2^{2-} чи $-\text{O}-\text{O}-\text{O}^{2-}$ (H_2O_2) тощо, наприклад:

Кислота	H_3BO_3	H_2SO_4	H_2SO_4	H_3AsO_4	H_3PO_4	H_4SiO_4
Кислотний залишок іншої кислоти	O_2^{2-}	O_2^{2-}	S^{2-}	S^{2-}	$\text{Mo}_3\text{O}_{10}^{2-}$	$\text{W}_3\text{O}_{10}^{2-}$
Гетерополікислота	H_3BO_4	H_2SO_5	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_3AsS_4	$\text{H}_3\text{P}(\text{Mo}_3\text{O}_{10})_4$	$\text{H}_4\text{Si}(\text{W}_3\text{O}_{10})_4$

Назви кислот. Назви кислот складаються з назв кислотних залишків та слова кислота. Назви безоксигенних кислотних залишків складаються з коренів назв елементів із суфіксом -ид (-ід):

HCl - хлоридна кислота; H_2S - сульфідна кислота.

Назви оксигеновмісних аніонів складаються з коренів назв кислотоутворюючих елементів з суфіксом -ат і ступеня окиснення елементу римськими цифрами в дужках:

H_2SO_4 - сульфатна (VI) кислота;

H_2SO_3 - сульфатна (IV) кислота (сульфітна кислота);

HNO_3 - нітратна (V) кислота;

HNO_2 - нітратна (III) кислота (нітритна кислота);

HClO - хлоратна (I) кислота (гіпохлоритна кислота).

Назви ізополікислот утворюють із назв відповідних оксигеновмісних кислот з додаванням префіксів **ди-**, **три-**, **тетра-** та інших, які вказують на кількість атомів кислотоутворюючого елементу в молекулі ізополікислоти: $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ - дифосфатна кислота; $\text{H}_2\text{Cr}_3\text{O}_{10}$ - трихроматна кислота; $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ - тетраборатна кислота.

Назви гетерополікислот утворюють із назв відповідних оксигеновмісних кислот, в яких вказують кількість і назву залишків іншої кислоти, що замістили атоми оксигену у вихідній. Наприклад:

$H_3P(Mo_3O_{10})_4$ - тетраатримолібдатоортофосфатна кислота;

H_3AsS_4 - тетраіоортоарсенатна кислота;

H_2SO_5 - пероксосульфатна кислота.

Сила кислот.

Сила безоксигенних кислот H_nE визначається положенням кислотоутворюючого елементу (E) у Періодичній системі хімічних елементів.

У періодах спостерігається зростання сили безоксигенних кислот із збільшенням порядкового номера елементу зліва направо:

NH_3 ; H_2O ; HF ;

PH_3 ; H_2S ; HCl ;

Зростання сили кислот у періоді.

Цей факт пояснюється зростанням ступеня полярності зв'язку E-H із збільшенням ступеня окиснення та електронегативності елементу, що призводить до полегшення дисоціації із відщепленням іона гідрогену.

У головних підгрупах наростання сили безоксигенних кислот спостерігається із зростанням порядкового номера елементу, тобто зверху донизу. В цьому напрямі радіуси елементів значно збільшуються, що призводить до збільшення здатності до поляризації E-H і, в результаті, до зростання ступеня дисоціації.

H_2O ; H_2S ; H_2Se ; H_2Te ;

HF ; HCl ; HBr ; HI ;

Зростання сили кислот в головній підгрупі.

Сила оксигеновмісних кислот. Експериментально встановлено, що оксигеновмісні кислоти за силою можна умовно поділити на 4 групи.

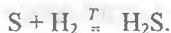
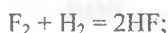
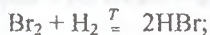
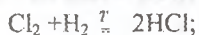
1 група	2 група	3 група	4 група
$E(OH)_n = H_nEO_n$	$EO(OH)_n = H_nEO_{n+1}$	$EO_2(OH)_n = H_nEO_{n+2}$	$EO_3(OH)_n = H_nEO_{n+3}$
$HClO$, $HBrO$	$HClO_2$, H_2SO_3	$HClO_3$, HIO_3	$HClO_4$
H_3AsO_3 , H_4GeO_4	H_2SeO_3 , H_2TeO_3	HNO_3 , H_2SO_4	H_2SeO_4
H_6TeO_6	H_3PO_4 , H_3AsO_4		
Слабка кислота	Кислота середньої сили	Сильна кислота	Дуже сильна кислота

У першій групі всі атоми оксигену зв'язані з атомами гідрогену (E-O-H), а в кожній наступній групі в молекулі кислоти з'являється по одному негідроксильному атому оксигену. Тобто зі збільшенням числа негідроксильних атомів оксигену спостерігається збільшення сили кислоти. В той самий час, якщо кислоти належать до однієї групи, то сильнішою буде та кислота, яка утворена більш електронегативним елементом із більш

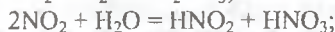
яскраво вираженими неметалічними властивостями. Наприклад, у ряді HClO, HBrO, HIO спостерігається зменшення кислотних властивостей.

2.2.1. ДОБУВАННЯ КИСЛОТ

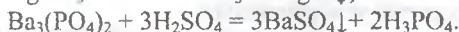
1. Взаємодія активного неметалу з воднем:



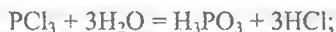
2. Взаємодія кислотних оксидів з водою:



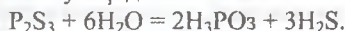
3. Взаємодія кислот з солями (за умов, що один з продуктів реакції є газ, погано розчинна або малодисоційована речовина):



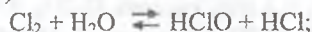
4. Взаємодія галогенангідридів з водою. У таких реакціях, крім оксигеновмісної кислоти, утворюється також безоксигенна - гідрогенгалогенна:



5. Взаємодія тіоангідридів з водою. У таких реакціях, крім оксигеновмісної кислоти, утворюється також сульфідна кислота:



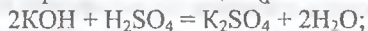
6. Взаємодія активних неметалів з водою (при цьому утворюється дві кислоти):



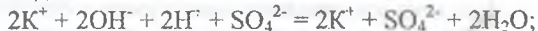
2.2.2. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ КИСЛОТ

Кислоти взаємодіють з:

1. Основами з утворенням солі і води (реакція нейтралізації):

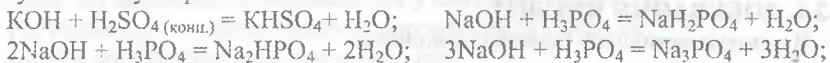


в іонному вигляді:

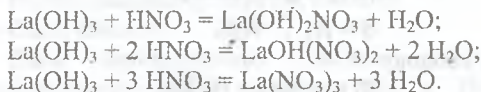


тобто суть реакції нейтралізації зводиться до утворення молекул води з катіонів гідрогену (водню) та гідроксид-аніонів. При цьому зникають кислотні властивості, зумовлені наявністю іонів H^+ кислоти, та основні, зумовлені присутністю іонів OH^- лугу. В результаті реакції сильної кислоти із сильною основою утворюється нейтральний розчин, звідки й назва - реакція нейтралізації.

Якщо в реакцію вступає багатоосновна кислота або багатокислотна основа, то в залежності від співвідношення реагентів, крім середніх солей, можуть також утворюватись кислі:



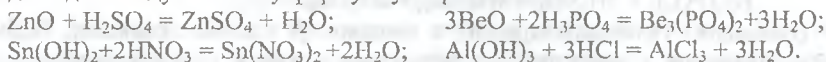
або основні солі:



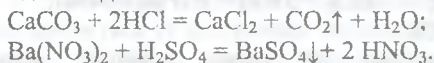
2. Основними оксидами:



3. Амфотерними оксидами та гідроксидами. Амфотерні сполуки в таких реакціях виявляють основну функцію, а елемент, яким вони утворені, входить до складу катіона у формулі утвореної солі:



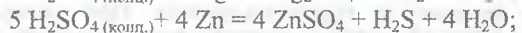
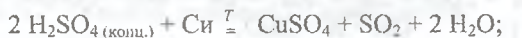
4. Солями, якщо в результаті реакції утворюються слабкіші кислоти або випадає осад:



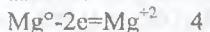
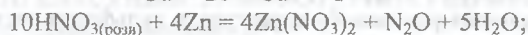
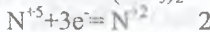
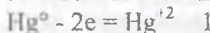
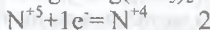
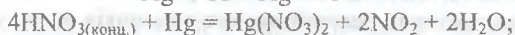
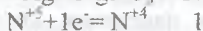
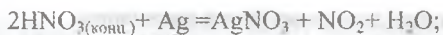
5. Металами, які в електрохімічному ряді напруг знаходяться ліворуч від водню (водню), з утворенням солі та витісненням водню.



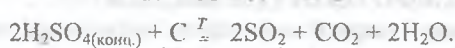
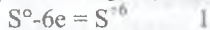
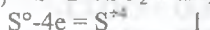
Кислоти-окисники за рахунок атома кислотоутворюючого елементу-нітратна кислота HNO_3 , концентрована сульфатна кислота H_2SO_4 , а також окисгеновмісні сполуки галогенів (HClO , HClO_3) мангану – (HMnO_4) та хрому (H_2CrO_4) при взаємодії з металами ніколи не виділяють водню. Вони здатні окиснювати також метали, які в електрохімічному ряді напруг стоять праворуч від водню. У результаті таких реакцій утворюються продукти відновлення кислотоутворюючого елементу. Причому, чим більш активний метал, тим глибше відбувається відновлення кислотоутворюючого елементу:



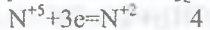
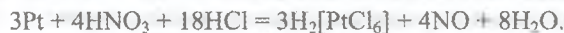
У випадку реакції з нітратною кислотою на продукти реакції впливає також концентрація кислоти. Чим більш розведеною є нітратна кислота і чим активніший метал, з яким вона взаємодіє, тим глибше відбувається відновлення нітрогену:



Кислоти-окисники за рахунок атома кислотоутворюючого елементу здатні окиснювати навіть неметали:

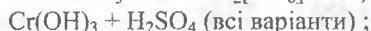
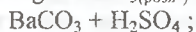
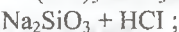
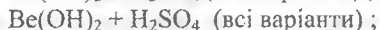


Суміш одного об'єму концентрованої нітратної кислоти та трьох об'ємів концентрованої хлоридної кислоти (царська водка) здатна окиснювати навіть золото і платину з утворенням комплексних кислот:



Контрольні запитання та вправи для самостійного виконання

1. Написати формули ангідридів наведених кислот: H_2SO_4 , H_3BO_3 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, HClO , HMnO_4 , H_3AsO_4 , HClO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
2. Навести приклади хімічних реакцій кислот-окисників за рахунок атома кислотоутворюючого елемента з металами та неметалами.
3. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
 $\text{Ba} \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{BaSO}_4$;
 $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgCl}_2$.
4. З якими з перелічених речовин буде реагувати сульфатна кислота: N_2O_5 , ZnO , Al(OH)_3 , H_3PO_4 , BaO , La_2O_3 , P_2O_5 ?
5. Написати рівняння реакцій, які доводять кислотний характер наступних сполук: CrO_3 , H_3AsO_4 , HClO , HMnO_4 , H_2SeO_4 , SO_3 .
6. Написати рівняння реакцій таких речовин:



2.3. АМФОТЕРНІ ГІДРОКСИДИ

Амфотерні гідроксиди - гідрати амфотерних оксидів, які проявляють слабкі основні та слабкі кислотні властивості. Прикладами можуть бути: Be(OH)_2 , Zn(OH)_2 , Cu(OH)_2 , Al(OH)_3 , Cr(OH)_3 , Pb(OH)_2 , Fe(OH)_3 . Амфотерні гідроксиди нерозчинні у воді.

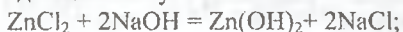
НАЗВИ АМФОТЕРНИХ ГІДРОКСИДІВ утворюються так само, як і назви основ, наприклад:

Zn(OH)_2 - цинк гідроксид,

Cr(OH)_3 - хром (III) гідроксид.

2.3.1. ДОБУВАННЯ АМФОТЕРНИХ ГІДРОКСИДІВ

1. Взаємодія солей з лугами в еквівалентних кількостях:



Слід зазначити, що при дії надлишку луку утворюються гідросокомплекси (див. с.20)

2. Взаємодія солей, де елемент, якому відповідає амфотерний гідроксид, входить до складу кислотного залишку, з кислотами в еквівалентних кількостях:

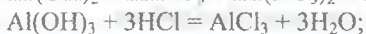


При дії надлишку кислоти амфотерний гідроксид утворює сіль (див. "Властивості амфотерних гідроксидів").

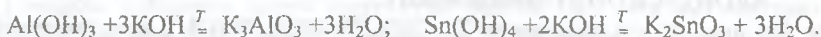
2.3.2. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ АМФОТЕРНИХ ГІДРОКСИДІВ

Амфотерні гідроксиди виявляють:

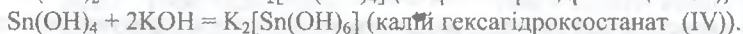
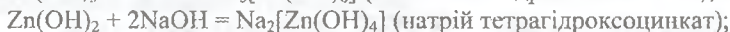
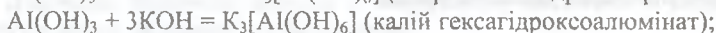
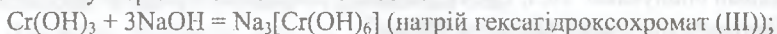
1. Основні властивості при взаємодії з кислотами і кислотними оксидами з утворенням солей. В останніх атом елементу амфотерного гідроксиду є катіоном:



2. Кислотні властивості при взаємодії з основами та основними оксидами. При цьому утворюються солі, в яких атом елементу амфотерного гідроксиду входить до складу кислотного залишку:

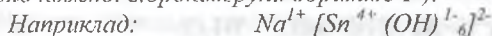


У розчині утворюються комплексні солі:



Для того, щоб правильно написати формулу гідроксокомплексу, треба на першому місці написати символ елементу, яким утворена основа, на другому - кислотний залишок, який складається з атома кислотоутворюючого елементу та певної кількості гідроксогруп (OH). Кількість гідроксогруп у більшості випадків легко визначити, виходячи із ступеня окиснення елементу, що входить до складу амфотерної сполуки. Так, якщо ступінь окиснення елементу +2, то координаційне число в більшості випадків дорівнює чотирьом, наприклад: $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, $\text{Li}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4]$. Якщо ступінь окиснення елементу +3, то координаційне число може дорівнювати 4 або 6, наприклад: $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ та $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$, $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$. Яка саме сполука утвориться залежить від умов проведення реакції. Якщо ж ступінь окиснення елементу вищий, ніж +3, то координаційне число в гідроксокомплексі дорівнює 6, наприклад: $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$. Для того щоб правильно написати формулу гідроксосполуки, слід визначити відносний заряд аніона гідроксокомплексу,

якій дорівнює алгебраїчній сумі відносних зарядів катіона металу (дорівнює ступеню окиснення металу у вихідній сполуці) та всіх гідроксогруп (відносний заряд кожної гідроксогрупи дорівнює 1-).



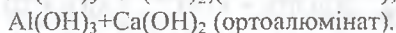
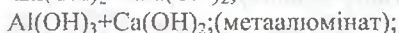
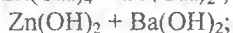
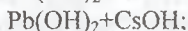
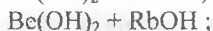
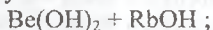
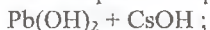
відносний заряд аніона гідроксикомплексу дорівнює

$$(4+) + 6(1-) = x, x = 2-$$

Наступним кроком слід досягнути електронейтральності умовної отриманої молекули солі, так само, як і при складанні формул звичайних солей. Сумарний відносний заряд кислотного залишку (аніона гідроксикомплексу) і катіона металу має дорівнювати нулю. Щоб урівноважити негативний відносний заряд аніона гідроксикомплексу (2-), слід взяти два іони натрію з відносним зарядом 1+, тобто поставити біля натрію коефіцієнт два: $Na_2[Sn(OH)_6]$.

Контрольні запитання та вправи для самостійної роботи

1. Написати рівняння реакцій таких сполук:



2. Які властивості виявляють $Zn(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, $Sn(OH)_4$ при взаємодії з такими сполуками: HCl , $CsOH$, $Ba(OH)_2$, Na_2O , SrO , P_2O_5 , H_3PO_4 , H_2SO_4 ?
Написати відповідні рівняння реакцій.

3. СОЛІ

Солі - кристалічні речовини, які можна розглядати як продукти повного чи часткового заміщення або обміну атомів водню кислот металом чи гідроксильних груп основ (амфотерних гідроксидів) - кислотними залишками.

У світлі теорії електролітичної дисоціації солями називають електроліти, які дисоціюють на катіони металу (чи металоподібної групи) та аніони кислотного залишку. Солі розподіляють на середні, кислі, основні.

Середні солі - це продукти повного заміщення атомів водню в кислоті на метал (чи металоподібну групу) чи повного заміщення гідроксильних груп основ (амфотерних гідроксидів) кислотними залишками: $NaCl$, $CaSO_4$, $Cu(NO_3)_2$, $FeCl_3$.

Кислі солі - це продукти неповного заміщення або обміну атомів водню в кислоті на метал (металоподібну групу). Утворення кислот

солей характерне тільки для багатоосновних кислот (NaHCO_3 , NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4 , KHSO_4).

Основні солі - продукти неповного обміну гідроксигруп основ чи амфотерних гідроксидів на кислотні залишки. Утворення основних солей характерне тільки для багатокислотних основ ($\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$, $\text{Fe}(\text{OH})\text{Cl}_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$, $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$).

НАЗВИ СОЛЕЙ. Назви середніх солей утворюють з назв катіонів і аніонів із зазначенням ступенів окиснення катіона та кислотоутворюючого елемента, де є така необхідність;

$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ - ферум (III) нітрат;

Na_2SO_4 - натрій сульфат.

Кислі солі називають так само, як і середні, але з додаванням до назви аніона префікса гідроген-, що пишуть разом з відповідним числовим префіксом:

KHCO_3 , - калій гідрогенкарбонат; NaH_2PO_4 - натрій дигідрогенфосфат.

Основні солі називають так, як і середні, з додаванням до назви аніона слова гідроксо-, що пишуть разом з відповідним числовим префіксом

$\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ - магній гідроксохлорид;

$\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ - алюміній дигідроксонітрат.

3.1. СЕРЕДНІ СОЛІ

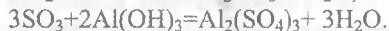
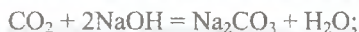
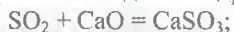
3.1.1. Добування середніх солей

Спосіб добування солей існує дуже багато. При розгляді хімічних властивостей оксидів, основ, кислот та амфотерних гідроксидів у переважній більшості реакцій утворюються солі.

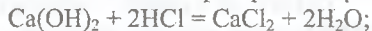
1. Взаємодія основних оксидів з кислотними оксидами і кислотами та амфотерними оксидами і гідроксидами:



2. Взаємодія кислотних оксидів з основами і основними оксидами та амфотерними оксидами і гідроксидами:



3. Взаємодія основ та амфотерних гідроксидів з кислотами:



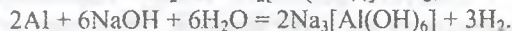
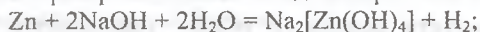
4. Взаємодія солей з кислотами, якщо в результаті реакції утворюються слабкіші кислоти або випадає осад :



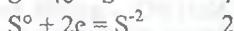
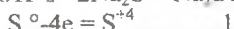
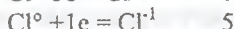
5. Взаємодія солей з основами, якщо утворюється нерозчинна у воді чи легка сполука:



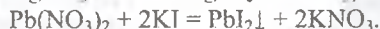
6. Взаємодія амфотерних металів з водними розчинами лугів:



7. Взаємодія активних неметалів з лугами:



8. Взаємодія між солями за умови, що одна з утворених солей нерозчинна:



9. Взаємодія металів з кислотами:



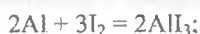
10. Витіснення неметалів із солей активнішими неметалами:



11. Витіснення металів із солей активнішими металами:



12. Взаємодія простих речовин:

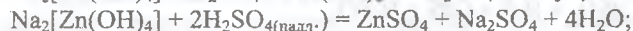
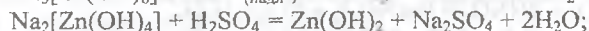
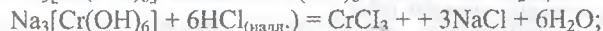


13. Термічні перетворення солей:

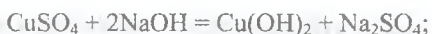


3.1.2. Хімічні властивості середніх солей

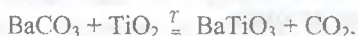
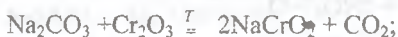
1. Солі в еквівалентних кількостях взаємодіють з кислотами з утворенням нової солі і нової кислоти чи амфотерного гідроксиду. Сильні кислоти витісняють слабкі із солей:



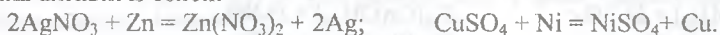
2. Взаємодіють з розчинами лугів з утворенням нової основи і нової солі:



3 Солі, утворені леткими оксидами, при нагріванні взаємодіють з деякими менш леткими кислотними чи амфотерними оксидами:



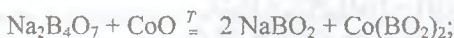
4 Взаємодіють з металами, які в електрохімічному ряді напруг стоять ліворуч від металів, якими утворена сіль. Активніші метали витісняють менш активні із солей:



5 Взаємодіють у водних розчинах між собою з утворенням нових солей, переважно погано розчинних:



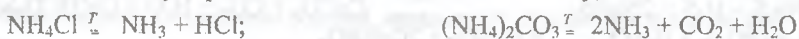
6 Солі ізополікислот виявляють кислотні властивості, оскільки до їх складу входить більше кислотного оксиду, ніж необхідно для утворення середньої солі. Наприклад, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$ можна розглядати як продукт приєднання кислотного оксиду SO_3 до Na_2SO_4 . Солі ізополікислот взаємодіють з основами та основними оксидами, а також з амфотерними оксидами та гідроксидами з утворенням звичайних солей:



7 При нагріванні багато солей розкладаються з самоокисненням-самовідновленням певних атомів елементів :



Солі амонію можуть розкладатися із виділенням аміаку;



або продуктів окиснення азоту N^3 :



При нагріванні нітратів металів утворення продуктів розкладу залежить від положення металу в електрохімічному ряді напруг:

а) якщо метал розташований ліворуч Mg , то нітрат металу розкладається на нітрит та O_2 , наприклад:



б) якщо метал розташований між Mg та Cu , то нітрат металу розкладається на відповідний оксид, NO_2 та O_2 , наприклад,

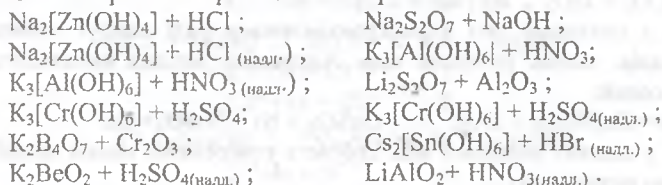


в) якщо метал розташований праворуч Cu, то нітрат металу розкладається на метал, NO_2 та O_2 , наприклад,



Контрольні вправи для самостійної роботи

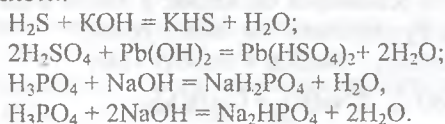
1. Скласти рівняння реакцій таких речовин:



3.2. КИСЛІ СОЛІ

3.2.1. Добування кислих солей

1. При взаємодії основ та амфотерних гідроксидів з надлишком багато основної кислоти:



2. При взаємодії основ з надлишком кислотного оксиду багато основної кислоти:



3. При взаємодії солей з багатоосновними кислотами, аніони яких входять до складу солей:



При співвідношенні кількості солі до кількості кислоти 1:2 отримують кальцій дигідрогенфосфат:



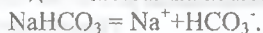
При надлишку кислоти утворюється нова сіль і нова кислота (див. хімічні властивості солей, п. 1, с.34).

Слід зазначити, що для отримання гідрогенсульфатів застосовують концентровану сульфатну кислоту.



3.2.2. Хімічні властивості кислих солей

Кислі солі виявляють властивості солей та кислот, оскільки до їхнього складу входять атоми гідрогену, здатні заміщуватись на метал. У розчині вони повністю дисоціюють на катіони металу та кислотні залишки:

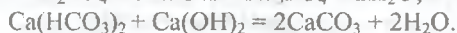
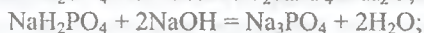


Кислотні залишки, в свою чергу, дисоціюють частково:

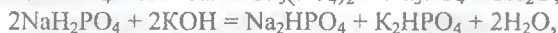
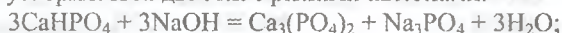


Наявність іонів гідрогену у водних розчинах обумовлює їх **кислотні властивості**.

1. Взаємодіють з лугами, в результаті чого відбувається обмін іонів гідрогену на іони металу з утворенням солі і води (аналогічно реакції нейтралізації):



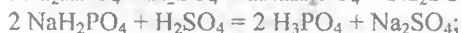
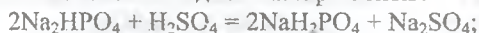
Якщо кисла сіль і основа утворені різними катіонами, то в результаті такої реакції утворюються дві солі з різними катіонами:



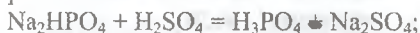
а при дії надлишку лугу утворюються середні солі:



2. Взаємодіють з кислотами з утворенням нової кислої солі або кислоти залежно від кількісного співвідношення реагентів:



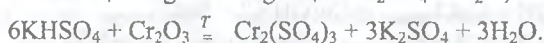
або сумарне рівняння:



3. Взаємодіють з середніми солями, якщо може утворитись нова кисла сіль:



4. При топленні взаємодіють з основними та амфотерними оксидами, які виявляють основні властивості:



5. Кислі солі нелетких кислот при нагріванні відщеплюють воду, при цьому, як правило, утворюються солі ізополікислот:



Кислі солі легких кислот розкладаються з утворенням середніх солей:

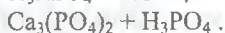
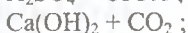
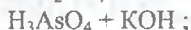
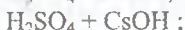
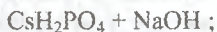
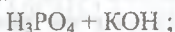


Кислі солі амонію розкладаються з виділенням аміаку:

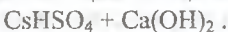
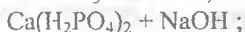
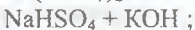
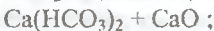
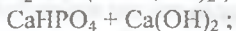
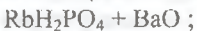
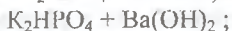
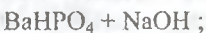
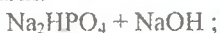


Контрольний запитання та вправи для самостійної роботи

1. Написати рівняння всіх можливих варіантів при взаємодії наступних сполук:

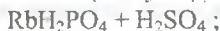
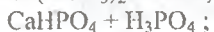
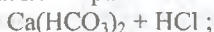


2. Скласти рівняння реакцій кислих солей з основами та основними оксидами:



Які властивості виявляють кислі солі в цих реакціях?

3. Скласти рівняння реакцій кислих солей з кислотами:

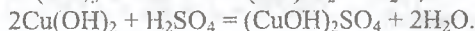
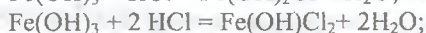
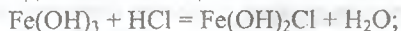


Які властивості виявляють кислі солі в цих реакціях?

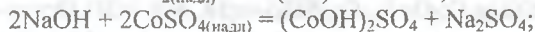
3.3. ОСНОВНІ СОЛІ

3.3.1. Добування основних солей

1. При взаємодії кислот з надлишком багатокислотної основи:

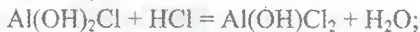


2. При взаємодії солей з основами:



3.3.2. Хімічні властивості основних солей

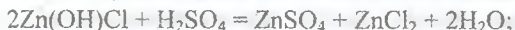
Основні солі проявляють властивості солей та основ, оскільки до їх складу входять гідроксогрупи, здатні обмінюватись на кислотний залишок. 1. Взаємодіють з кислотами, в результаті чого відбувається обмін гідроксогруп на кислотні залишки з утворенням солі і води (аналогічно реакції нейтралізації):



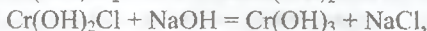
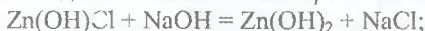
або сумарне рівняння:



Якщо основна сіль утворена іншою кислотою, то утворюються дві солі з різними аніонами і вода:



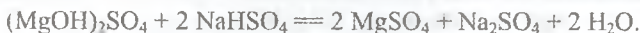
2. Взаємодіють з лугами з утворенням нової основної солі чи основи залежно від співвідношення кількостей реагентів реагентів:



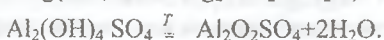
або сумарне рівняння:



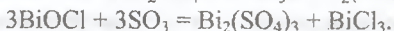
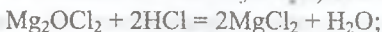
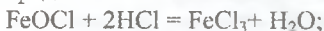
3. Взаємодіють з кислотними солями:



4. Основні солі при нагріванні легко розкладаються, як правило, з відщепленням води і утворенням оксосолей:



Оксосолі теж належать до основних солей. Тому вони виявляють основні властивості і взаємодіють з кислотами та кислотними оксидами з утворенням середніх солей:

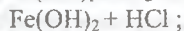
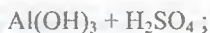
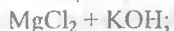
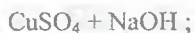


Основні солі нестійких кислот при нагріванні розкладаються з виділенням ангідридів нестійких кислот і утворенням основного оксиду:

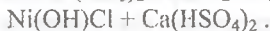
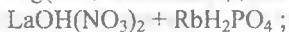
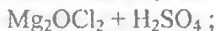
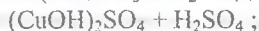


Контрольні запитання та вправи для самостійної роботи

1. Написати рівняння всіх можливих варіантів взаємодії наступних сполук:



2. Скласти рівняння реакцій основних солей з кислотами та кислими солями:



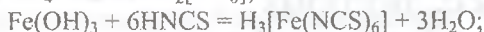
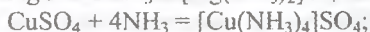
Які властивості виявляють основні солі в цих реакціях?

3. Скласти рівняння реакцій розкладу таких основних солей:

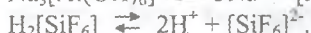


3.4. КООРДИНАЦІЙНІ СПОЛУКИ

Особливе місце серед неорганічних сполук займають **комплексні (координаційні) сполуки**. Вони складаються з комплексних груп, утворених внаслідок взаємодії іонів або молекул, здатних існувати самостійно. Їх можна одержати за реакціями:



У розчинах комплексні сполуки дисоціюють на комплексні та прості іони:



Властивості комплексних сполук відрізняються від властивостей складових компонентів.

Комплексні іони складаються з **центрального атома** (комплексоутворювача), в ролі якого найчастіше виступає катіон металу (у наведених прикладах Ag^+ , Cu^{2+} , Al^{3+} , Fe^{3+}), навколо якого певним чином приєдналися молекули або іони, які називаються **лігандами**.

Число σ -зв'язків, за допомогою яких ліганди безпосередньо зв'язані з центральним атомом, називається **координаційним числом (к.ч.)**, наприклад у $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ к.ч. $\text{Ag}^+ = 2$, у $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ к.ч. $\text{Cu}^{2+} = 4$, а в

$\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ та $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$ к.ч. Al^{3+} та $\text{Si}^{4+} = 6$. Координаційне число залежить, у першу чергу, від природи центрального атома та лігандів, а також від зовнішньої сфери, природи розчинника, температури тощо.

Центральний атом разом з лігандами складають **внутрішню координаційну сферу** комплексної сполуки. При написанні формул координаційних сполук внутрішню координаційну сферу беруть у квадратні дужки, наприклад: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$, $[\text{SiF}_6]^{2-}$.

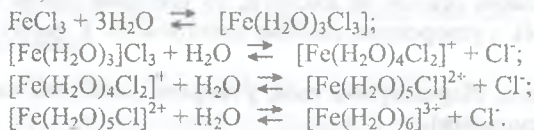
Іони, розташовані поза внутрішньою координаційною сферою, утворюють зовнішню сферу комплексної сполуки. У наведених прикладах це хлорид-, сульфат-аніони та катіони натрію і гідрогену.

Відносний заряд комплексного іона визначається алгебраїчною сумою відносних зарядів центрального атома та лігандів, які ввійшли до його складу. При цьому відносний заряд центрального атома дорівнює його ступеню окиснення, відносний заряд електронейтральних лігандів дорівнює нулю, а кислотних залишків - їхньому відносному заряду в простих солях. Так, сумарний заряд аніона $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$ дорівнює алгебраїчній сумі ступеня окиснення алюмінію (+3) та зарядів шести гідроксогруп (-1): $+3+(6 \cdot (-1)) = 3-$. Це один шлях визначення заряду комплексного іона. Інший шлях - за зарядом зовнішньої сфери комплексної сполуки: заряд комплексного іона дорівнює заряду зовнішньої сфери, але з протилежним знаком. Наприклад, заряд комплексного іона $[\text{SiF}_6]^{2-}$ у сполуці $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$ $x = 2-$, бо зовнішню сферу складають два іони гідрогену (H^+) із зарядом $2 \cdot (+1) = 2+$. Заряд комплексного іона $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ у сполуці $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ $x = 2+$, бо заряд сульфат іона $2-$.

Комплексні сполуки, в яких внутрішня координаційна сфера заряджена позитивно, називаються катіонними, негативно - аніонними. Є ще і нейтральні координаційні сполуки.

Зв'язок між центральним атомом та лігандом - ковалентний полярний, утворений за донорно-акцепторним механізмом, де донором виступає ліганд, а акцептором - центральний атом. Цей зв'язок σ - простий, одинарний.

Сучасні дослідження свідчать, що атоми більшості металів, крім лужних і лужноземельних, у сполуках утворюють не іонні, а ковалентні полярні зв'язки, тому їх прості іони у сполуках відсутні. Якщо вони і утворюють іони, то тільки комплексні:



Спрощено дисоціацію FeCl_3 у водному розчині записують так:



Потрібно пам'ятати, що це спрощення має свої вигоди з теорії Арреніуса, створеної ще в другій половині 19 століття. Тому, якщо записуємо іони: Fe^{3+} , Fe^{2+} , Cr^{3+} , Zn^{2+} тощо, які перебувають у водному розчині, то це насправді гідратовані іони: $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$.

3.5. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Водні розчини багатьох солей виявляють кислу або лужну реакцію середовища. Причиною цього явища є гідроліз солей.

Гідролізом називається реакція обміну сполуки (солі) з водою, в результаті якої утворюються малодисоційовані або малорозчинні сполуки: основи, кислоти, основні та кислі солі. При цьому рН середовища дуже часто змінюється.

Вода - це слабкий електроліт, дисоціація якого протікає за рівнянням:



чи спрощено: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$.

Константа дисоціації води при 298 К дорівнює:

$$K_e = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}; K_e = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ моль}^2/\text{л}^2$$

Добуток молярних концентрацій іонів гідрогену та гідроксиду при температурі 298 К є величина стала, і її називають іонним добутком води $K_{\text{H}_2\text{O}}$

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ моль}^2/\text{л}^2$$

З підвищенням температури іонний добуток води, як і її константа дисоціації, збільшується, бо дисоціація води є ендотермічним процесом.

Користуючись іонним добутком води та водневим показником рН ($\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$), можна охарактеризувати реакцію середовища:

Нейтральне середовище	$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ моль/л};$	$\text{pH} = 7$
Кисле середовище	$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-], [\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ моль/л};$	$\text{pH} < 7$
Лужне середовище	$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-], [\text{H}^+] < 10^{-7} \text{ моль/л};$	$\text{pH} > 7$

Рівновага реакції $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ може зміщуватись вправо за умови, якщо іони H^+ чи OH^- будуть зв'язуватись з утворенням слабого електроліту. Якщо в результаті дисоціації солі утворюються катіони чи аніони, яким відповідають слабкі основи чи кислоти, то такі іони здатні взаємодіяти з іонами H^+ чи OH^- з утворенням слабких електролітів. У цьому полягає суть гідролізу.

Таким чином, гідролізують солі, утворені слабкими електролітами (кислотами, основами).

Солі, утворені сильною основою і сильною кислотою, не гідролізують, бо іони таких солей не утворюють з іонами води

малодисоційованих сполук. У цьому випадку рівновага дисоціації води у присутності солі майже не порушується, і розчини практично нейтральні (рН = 7).

Приклади сильних та слабких електролітів

Сильні		Слабкі	
Кислоти	Основи	Кислоти	Основи, амфотерні гідроксиди
HCl, HBr, HI, HNO ₃ , H ₂ SO ₄ , HClO ₄ , H ₂ SeO ₄ , HMnO ₄ .	LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ca(OH) ₂ , Sr(OH) ₂ , Ba(OH) ₂ .	CH ₃ COOH, HCN, HNO ₂ , H ₂ S, H ₂ SO ₃ , H ₂ CO ₃ , HF*, H ₃ PO ₄ *	NH ₃ ·H ₂ O, Zn(OH) ₂ , Cu(OH) ₂ , Cr(OH) ₃ , Al(OH) ₃ .

* кислота середньої сили, але в разі гідролізу відноситься до слабких кислот.

При написанні рівнянь реакцій гідролізу потрібно:

1. Записати рівняння дисоціації солі;
2. Визначити, якими (сильними чи слабкими) електролітами утворена дана сіль;
3. Записати скорочене іонне рівняння гідролізу;
4. Визначити кислотність середовища;
5. Записати повне іонне рівняння гідролізу;
6. Записати молекулярне рівняння гідролізу.

Розглянемо гідроліз основних типів солей.

1. Гідроліз солі, утвореної сильною основою і слабкою кислотою

(NaNO₂, CH₃COONa, K₂S, Na₂CO₃). Наприклад, натрій ацетат в розчині дисоціює на іони:



Катіону натрію відповідає сильна основа, тому він не може взаємодіяти з водою. Аніону слабкої ацетатної кислоти - ацетат-іон (CH₃COO⁻), який зв'язує іони H⁺ з протилежним знаком, відриваючи їх від молекули води, з утворенням слабого електроліту - ацетатної кислоти:



Через зв'язування іонів гідрогену (водню) з утворенням слабого електроліту в розчині накопичуються гідроксид-іони OH⁻, які зумовлюють лужне середовище:



Гідроліз солей, утворених *сильними основами і слабкими багатоосновними кислотами* відбувається ступінчасто. Розглянемо гідроліз натрій карбонату. У розчині ця сіль дисоціює:



Аніони слабкої карбонатної кислоти CO_3^{2-} будуть зв'язувати іони протилежного заряду H^+ з утворенням малодисоційованого гідрогенкарбонат-іона HCO_3^- .



Таким чином, при гідролізі солей, утворених *слабкими багатоосновними кислотами і сильними основами*, за першим ступенем утворюються кислі солі.

Реакція гідролізу середніх солей за другим ступенем у більшості випадків відбувається дуже незначною мірою, тому при написанні таких рівнянь реакцій треба обмежуватись рівнянням лише *першого ступеня гідролізу*.

При розчиненні у воді кислих солей такого типу – NaHCO_3 , K_2HPO_4 - другий ступінь гідролізу значно впливає на реакцію середовища:



3. Гідроліз солі, утвореної сильною кислотою і слабкою основою (NH_4Cl , FeSO_4 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$). Наприклад, амоній хлорид в розчині дисоціює:



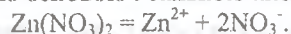
Катіону амонію NH_4^+ відповідає *слабка основа*, тому він буде зв'язувати іони з протилежним зарядом OH^- , відриваючи їх від води з утворенням слабого електроліту $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$:



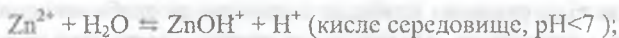
У розчині залишаються в надлишку катіони гідрогену, які зумовлюють *кисле середовище*:



Розглянемо гідроліз солі, наприклад $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, утвореної *слабкою багатокислотною основою і сильною кислотою*.

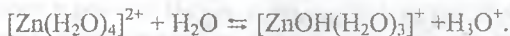


Катіону цинку Zn^{2+} відповідає *слабка основа*, тому він буде зв'язувати іони з протилежним зарядом OH^- з утворенням малодисоційованого іона ZnOH^+ :



Таким чином, при гідролізі солей, утворених слабкими **багатокислотними основами** і сильними кислотами, за першим ступенем гідролізу утворюються **основні солі**.

Як уже відзначалося при розгляді комплексних сполук, у водному розчині присутні не прості катіони Zn^{2+} , а $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, які взаємодіють з водою так:



Така взаємодія притаманна всім іншим катіонам цього типу.

3. Гідроліз солі, утвореної слабкою кислотою і слабкою основою ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$).

Амоній ацетат дисоціює у розчині:



Катіону амонію відповідає слабка основа, тому він буде зв'язувати іони з протилежним зарядом OH^- з утворенням слабого електроліту $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Ацетат-аніону відповідає слабка кислота, тому ацетат-іон (CH_3COO^-) буде зв'язувати іони з протилежним знаком H^+ з утворенням слабого електроліту - ацетатної кислоти:

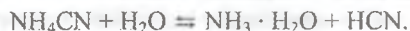


В результаті гідролізу утворюється слабка кислота і слабка основа, тому гідроліз таких солей відбувається глибше. Реакція середовища залишається практично нейтральною, якщо кислота і основа близькі за силою.

В інших випадках середовище може бути лужним чи кислим. Наприклад, розглянемо процес гідролізу амоній ціаніду:



Катіону амонію відповідає слабка основа, тому він буде зв'язувати іони з протилежним зарядом OH^- з утворенням слабого електроліту $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Ціанід-аніону відповідає слабка кислота, тому ціанід-іон (CN^-) буде зв'язувати іони з протилежним знаком H^+ з утворенням слабого електроліту - ціанідної кислоти:



Оскільки ціанідна кислота слабша, ніж амоній гідроксид, то у водному розчині буде надлишок гідроксильних іонів за рахунок глибшого гідролізу ціанід-аніона, тобто $\text{pH} > 7$.

Якщо сіль утворена слабкою кислотою та слабкою основою, причому кислота сильніша за основу, то у розчині такої солі середовище буде слабкокислим – $\text{pH} < 7$. Наприклад, у водному розчині амоній нітриту $\text{pH} < 7$.

Треба пам'ятати, що гідроліз солей - оборотний процес, який відбувається лише частково, і рівновага, як правило, зміщена ліворуч.

Гідроліз посилюється; якщо один із продуктів вилучається із середовища реакції. При розведенні розчину (тобто збільшенні концентрації однієї з вихідних речовин - води) та при нагріванні відбувається посилення гідролізу. За таких умов можна змістити рівновагу вправо і довести гідроліз до кінця. Наприклад:

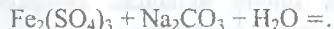
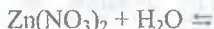
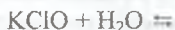
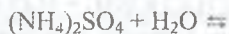
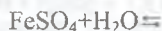


З цієї причини за реакцією обміну у водних розчинах не вдається отримати солі дуже слабких кислот і основ. Наприклад:



Контрольні запитання та вправи для самостійної роботи

1. Яким буде середовище - кислим чи лужним, - у водних розчинах таких солей: K_3PO_4 , Na_2CO_3 , NH_4Cl , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$? Написати відповідні рівняння гідролізу.
2. Написати наступні молекулярні та іонні рівняння реакцій:



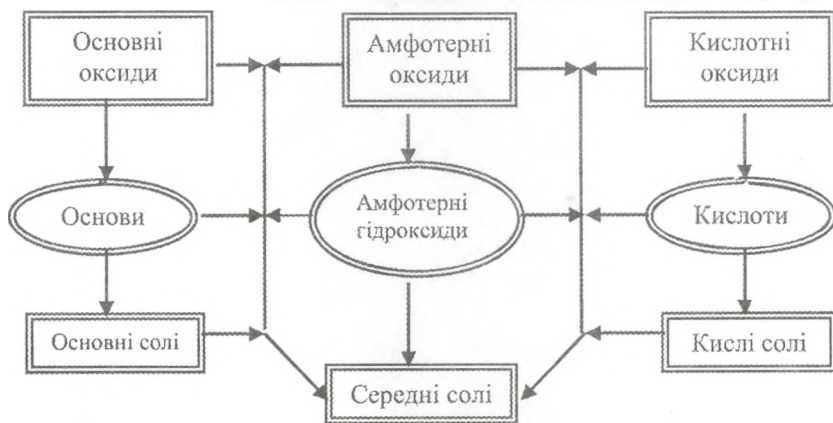
3. Написати рівняння гідролізу сполук: SnCl_2 , SiCl_4 , PCl_3 , SbCl_3 .
4. Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ та Al_2S_3 .

4. ЗВ'ЯЗОК МІЖ ОСНОВНИМИ КЛАСАМИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Між простими речовинами, оксидами, кислотами, основами і солями існує генетичний зв'язок, тобто можливість їх взаємного перетворення. Так, більшість простих речовин при сполученні з киснем перетворюються на оксиди. Виходячи з основних оксидів, можна отримати основи та основні солі. Із кислотних оксидів можна отримати кислоти та кислі солі. Основні оксиди, основи та основні солі - це речовини основної природи. Вони

здатні взаємодіяти з речовинами **кислотної природи: кислотними оксидами, кислотами та кислими солями**. Амфотерні оксиди та гідроксиди здатні взаємодіяти зі сполуками як кислотної, так і основної природи. В результаті таких реакцій утворюються солі.

З іншого боку із солей можна отримати основи, кислоти та відповідні їм оксиди. Такий зв'язок між класами неорганічних сполук, що ґрунтується на добуванні речовин одного класу із речовин іншого класу, називається генетичним. З позицій розглянутих нами попередніх міркувань неможливе тільки безпосереднє перетворення кислот і кислотних оксидів на основи та основні оксиди. Існують також інші підходи, які дозволяють розглядати HNO_3 як основу у розчині H_2SO_4 , а FeCl_3 - як кислоту за певних умов. Наведена схема ілюструє взаємні перетворення сполук різних класів:



До якого класу - оксидів, основ, кислот чи солей - можна віднести на основі попередніх міркувань такі сполуки: OF_2 , PCl_5 , CS_2 , NH_3 і т.д.? Однозначної відповіді немає. Отже, багато сполук залишаються за межами цієї класифікації.

Контрольні запитання та вправи для самостійної роботи

Написати рівняння наступних перетворень:

- $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{HSO}_4)_3 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.
- $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] \rightarrow \text{K}_3\text{AlO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$.
- $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaFeO}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{NO}_2$.
- $\text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuS}$.

5. $\text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{FeOH}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.
6. $\text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.
7. $\text{Co} \rightarrow \text{Co}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_2 \rightarrow [\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$.
8. $\text{Ag} \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2] \rightarrow \text{AgI}$.
9. $\text{MnSO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2$.
10. $\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}_2\text{S}_3 \rightarrow \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4$.
11. $\text{Cr} \rightarrow \text{CrCl}_2 \rightarrow \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
12. $\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}_2\text{S}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$.
13. $\text{Hg} \rightarrow \text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{HgI}_2 \rightarrow \text{K}_2[\text{HgI}_4]$.
14. $\text{H}_2\text{SnO}_3 \rightarrow \text{Sn} \rightarrow \text{SnCl}_2 \rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$.
15. $\text{B} \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3$.
16. $\text{As}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AsH}_3 \rightarrow \text{As}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_3$.
17. $\text{PCl}_5 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
18. $\text{CS}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KAlO}_2 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$.



... ..

... ..

РОЗЧИННІСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВ І СОЛЕЙ У ВОДІ

		СІЛЬНІ ОСНОВИ					СЛАБКІ ОСНОВИ														
		H ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Ag ⁺	
ЗМЕНШЕННЯ КИСЛОТНИХ ВЛАСТИВОСТЕЙ	OH ⁻		Р	Р	М	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-
	NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
	SO ₄ ²⁻	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	М
	I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	Н	Р	М	Н
	Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	М	Н
	Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Н
	SO ₃ ²⁻	Р	Р	М	М	Р	Р	М	-	Н	Н	-	Н	-	Н	Н	Н	Н	-	-	Н
	PO ₄ ³⁻	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
	F ⁻	Р	Р	М	М	Р	Р	М	М	Р	М	М	М	М	Р	Р	Р	М	М	-	Р
	CO ₃ ²⁻	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	-	Н	Н	-	Н	-	Н	Н	Н	Н	-	-	Н
	S ²⁻	Р	Р	-	-	Р	Р	-	-	Н	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
	SiO ₃ ²⁻	Н	Р	Н	Н	Р	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-

УМОВНІ ПОЗНАЧЕННЯ: Р – розчинні (більше 1г у 100г води). М – малорозчинні (від 0,01г до 1г у 100г води)
 Н – нерозчинні (менше 0,01г у 100г вод) Рисочка (-) позначає: розкладається водою або не існує.