

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ФАХОВИЙ КОЛЕДЖ РАКЕТНО-КОСМІЧНОГО МАШИНОБУДУВАННЯ
ДНІПРОВСЬКОГО НАЦІОНАЛЬНОГО УНІВЕРСИТЕТУ імені ОЛЕСЯ
ГОНЧАРА

Циклова комісія природничо - наукових дисциплін

ЛЕКЦІЇ

з дисципліни профільної середньої освіти

ХІМІЯ

Освітньо-кваліфікаційний рівень: фаховий молодший бакалавр

Спеціальність: 071 Облік і оподаткування, 121 Інженерія програмного забезпечення, 123 Комп'ютерна інженерія, 131 Прикладна механіка, 133 Галузеве машинобудування, 134 Авіаційна та ракетно – космічна техніка

Розробив: викладач Ісаєва А.Ю.

Розглянуто та схвалено на засіданні
циклової комісії природничо – наукових
дисциплін

Протокол № _____ від _____ 202_ р.

Голова ЦК Олена МІРОШНИК

Дніпро

202_ рік

Лекція № 1

Вступ

На початку першого заняття викладач проводить первинний інструктаж з охорони праці й безпеки життєдіяльності під час роботи в лабораторії хімії.

Викладач пояснює вимоги до ведення робочих зошитів, оформлення звітів з лабораторних робіт, дає рекомендації з використання підручників і навчальних посібників. Знаємство з обладнанням лабораторії та правилами поведінки в лабораторії Хімія.

Фронтальна бесіда

1. Що таке хімія? Що вона вивчає?
2. Які розділи хімії ви вивчали?
3. На які класи поділяються всі речовини? Як класифікуються всі речовини?
4. Періодичний закон і періодична система елементів Д.І.Менделєєва у світлі теорії будови атома.
5. Хімічний зв'язок.
6. Що вивчає органічна хімія.
7. У чому різниця між органічними й неорганічними речовинами?
8. Які органічні сполуки ви знаєте? Де вони поширені у природі ?

Органічні речовини — це сполуки Карбону з елементамиорганогенами (Гідрогеном, Оксигеном, Нітрогеном, галогенами та деякими іншими), наприклад: C_3H_8 , C_2H_5OH , $C_6H_5NO_2$, CH_3Cl . Виняток становить невелика кількість сполук Карбону, що виявляють властивості неорганічних речовин. Вам ці сполуки відомі: наприклад, вуглекислий газ CO_2 , чадний газ CO , карбонатна кислота H_2CO_3 , її середні та кислі солі.

Органічні речовини мають здебільшого **молекулярну будову**. Цим пояснюються такі фізичні властивості органічних речовин, як невисокі температури плавлення і кипіння.

Ковалентний зв'язок — основний вид хімічного зв'язку в молекулах органічних сполук.

Кількісний та якісний склад молекули відображає молекулярна (емпірична) формула.

Електролітична дисоціація — це розпад речовин з йонним і ковалентним сильно полярним зв'язками на йони внаслідок впливу полярного розчинника (води) чи в розплаві.

Неорганічні, а також органічні кислоти у воді дисоціюють на катіони Гідрогену H^+ й аніони кислотних залишків. Наявність катіонів Гідрогену

(кислотного середовища) в розчині можна виявити індикаторами: лакмус і метиловий оранжевий набувають червоного кольору.

РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ ФОРМУЛАМИ

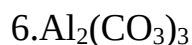
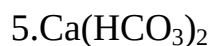
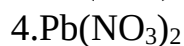
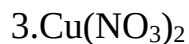
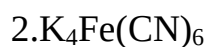
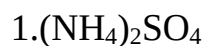
Відносна молекулярна маса

Наприклад: $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) + 4A_r(\text{O})$;

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98.$$

Контрольні задачі

Визначте відносні молекулярні маси сполук:



Масова частка елемента в складних речовинах

За хімічною формулою можна розрахувати масову частку, яка припадає на кожний елемент у складі речовини.

Масову частку елемента обчислюють за формулою:

$$W\% = \frac{n \cdot A_r}{M_r} \cdot 100\%$$

де $W\%$ - масова частка елемента;

A_r – відносна атомна маса елемента;

M_r – відносна молекулярна маса речовини.

Задача

Обчислити масові частки елементів в алюміній оксиді Al_2O_3 .

Дано:	Розв'язок
Al_2O_3	
$A_r(Al) = 27$	$M_r(Al_2O_3) = 2A_r(Al) + 3A_r(O)$
$A_r(O) = 16$	$M_r(Al_2O_3) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102$
$W\%(Al) = ?$	2. Визначаємо масову частку Алюмінію за формулою:
$W\%(O) = ?$	$W\% = \frac{n \cdot A_r}{M_r} \cdot 100\%$
	$W\%(Al) = \frac{2 \cdot 27}{102} \cdot 100\%$
	$W\%(Al) = 52,9\%$
	3. Визначаємо масову частку Оксигену:
	$W\%(O) = 100\% - 52,9\%$
	$W\%(O) = 47,1\%$
Відповідь:	$W\%(Al) = 52,9\%$
	$W\%(O) = 47,1\%$

Контрольні задачі

1. Розрахуйте масові частки елементів у воді.
2. Визначте масову частку Кальцію в кальцій гідроксиді.
3. В якому оксиді FeO чи Fe_2O_3 масова частка Феруму найбільша?
4. Розрахуйте масову частку Фосфору в ортофосфатній кислоті.

5. Визначте масову частку кристалізаційної води в глауберовій солі $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

6. Якого елементу більше міститься в сульфатній кислоті?

Відносна густина газів

Відносну густину газу обчислюють за формулою:

$$D = \frac{\rho_1}{\rho_2}; \quad D = \frac{M_1}{M_2}$$

Для знаходження молярної маси речовини слід відносну густину помножити на молярну масу речовини за якою вона визначена.

Наприклад: якщо дана відносна густина за воднем

$$M = M(\text{H}_2) \cdot D_{\text{H}_2}$$

або за повітрям

$$M = M_{(\text{пов.})} \cdot D_{\text{пов.}} = 29 \cdot D_{\text{пов.}}$$

Наприклад:

1.Задача

$D_{\text{H}_2}(\text{CO}_2)$ -- ?

$$D_{\text{H}_2}(\text{CO}_2) = \frac{M_r(\text{CO}_2)}{M_r(\text{H}_2)}$$

$$D_{\text{H}_2}(\text{CO}_2) = \frac{44}{2}$$

$$D_{\text{H}_2}(\text{CO}_2) = 22$$

2.Задача

$D_{\text{пов.}}(\text{CO}_2) \text{ -- ?}$

$M_r(\text{повю}) = 29$ $D_{\text{пов.}}(\text{CO}_2) =$

3. Густина газу за воднем дорівнює 17. Визначити молярну масу газу.

$D_{\text{H}_2}(\text{X}) = 17$

$M(\text{X}) \text{ -- ?}$ $M(\text{X}) = M(\text{H}_2) \cdot D_{\text{H}_2} =$

Контрольні задачі

1. Розрахувати молярну масу газу за наступними даними:

1) $D_{\text{O}_2}(\text{X}) = 0,5$

2) $D_{\text{O}_2}(\text{X}) = 1,14$

3) $D_{\text{пов.}}(\text{X}) = 1,65$

4) $D_{\text{пов.}}(\text{X}) = 0,58$

2. Розрахувати відносну густина метану, етану, пропану, бутану за:

1) азотом

2) повітрям

3) сульфур(IV) оксидом

4) карбон(IV) оксидом

Домашнє завдання

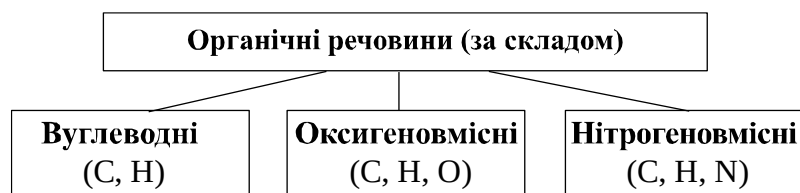
Повторити класифікацію та номенклатуру вуглеводів

Лекція № 2

Склад, властивості, застосування окремих представників органічних речовин

Органічні речовини — це сполуки Карбону з елементами-органогенами (Гідрогеном, Оксигеном, Нітрогеном, галогенами та деякими іншими), наприклад: C_3H_8 , C_2H_5OH , $C_6H_5NO_2$, CH_3Cl . Виняток становить невелика кількість сполук Карбону, що виявляють властивості неорганічних речовин. Вам ці сполуки відомі: наприклад, вуглекислий газ CO_2 , чадний газ CO , карбонатна кислота H_2CO_3 , її середні та кислі солі.

Органічна хімія — це розділ хімії, що вивчає будову, властивості та методи добування органічних речовин.



Сполуки, що мають подібну молекулярну будову і подібні хімічні властивості, але відрізняються між собою за складом на одну (або декілька груп CH_2), називаються *гомологами*.

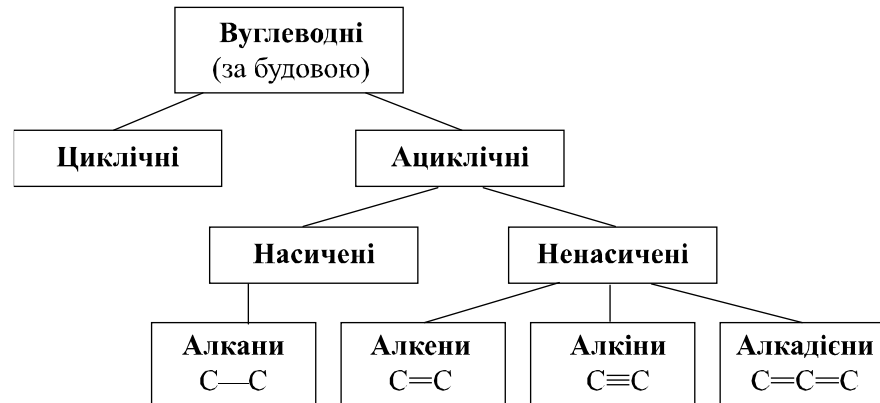
Ряд таких сполук, в якому порядковий номер вуглеводню дорівнює числу атомів Карбону, називається *гомологічним рядом*.

Групу CH_2 називають *гомологічною різницею*.

Явище гомології є дуже поширеним серед органічних сполук.

Зверніть увагу, що ця класифікація не повна, оскільки у складу органічних речовин можуть міститися й інші хімічні елементи: Сульфур, Фосфор і навіть металічні елементи.

Циклічні та ациклічні органічні сполуки



Особливістю будови молекул кожної групи є наявність різних зв'язків. В ациклічних вуглеводнях існує три види зв'язків: одинарний, подвійний та потрійний.

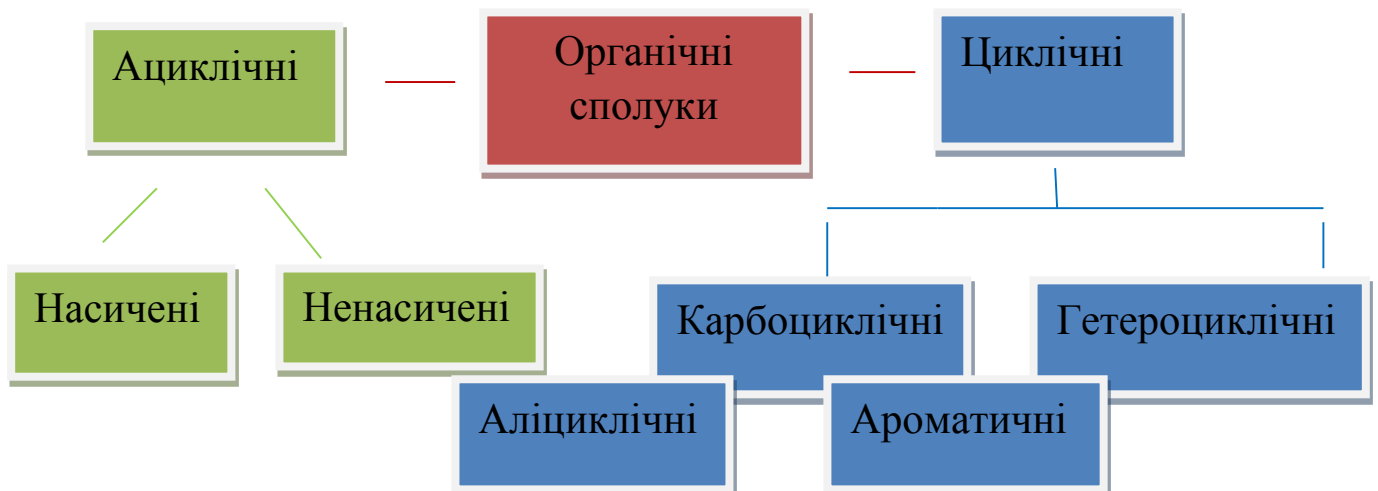
1. Багатоманітність органічних сполук

Багатоманітність органічних сполук зумовлена унікальними особливостями атомів Карбону. Наявність чотирьох електронів на зовнішньому енергетичному рівні причина того, що атом Карбону не схильний ані втрачати, ані приєднувати електрони. Тому Карбон утворює переважно ковалентні, а не йонні зв'язки.

2. Класифікація органічних сполук

- За типом карбонового ланцюга і наявністю в ньому одинарних і кратних зв'язків;

Класифікація органічних сполук за будовою карбонового ланцюга

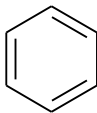


- *За характеристичними (функціональними) групами;*

Розглянемо ці критерії докладніше, скориставшись даними таблиці. Функціональні групи – ознаки належності органічних речовин до певного класу.

Усі класи органічних сполук взаємопов'язані. Перехід від одних класів до інших відбувається переважно внаслідок перетворення функціональних груп без змін карбонового ланцюга.

Характеристика основних класів органічних сполук

Гомологічний ряд	Загальна формула	Особливості будови	Особливості назви
Алкани (насичені або парафіни)	C_nH_{2n+2}	С-С зв'язки одинарні	Суфікс –ан-
Алкени (ненасичені ряди етилену)	C_nH_{2n}	С=С зв'язки подвійні	Суфікс –ен-
Алкіни (ненасичені ряди ацетилену)	C_nH_{2n-2}	С≡С зв'язки потрійні	Суфікс –ин- (-ін-)
Арени (ароматичні вуглеводні)	C_nH_{2n-6}	Ароматичне ядро 	
Насичені одноатомні спирти	$C_nH_{2n+1}OH$	Характеристична група ОН	Суфікс –ол-
Насичені багатоатомні спирти	$C_nH_{2n}(OH)_2$ $C_nH_{2n-1}(OH)_3$	Дві (три) характеристичні групи ОН	Суфікси –ді-, - три-, –ол-
Альдегіди	$C_nH_{2n+1}COH$	Характеристична група СОН	Суфікс –аль-
Насичені одноосновні карбонові кислоти	$C_nH_{2n+1}COOH$	Характеристична група СООН	Суфікс –ов-, закінчення -а

Естери	$R_1\text{-COO- } R_2$	R_1 – радикал кислоти, R_2 – радикал спирту	
Вуглеводи	$C_n (H_2O)_m$		У моно- і дисахаридів суфікс –оз-, закінчення –а
Амінокислоти	$H_2N\text{—}R\text{—}COOH$	Дві характеристичні групи: карбоксильна $COOH$ й аміногрупа NH_2	Префікс <i>аміно-</i> , суфікс –ов-, закінчення –а

Домашнє завдання

1. Скласти конспект (обов'язково записати те, що позначено коліром) та підготуватися до опитування.
2. За підручником О.В.Григорович, Хімія 10кл.: ознайомитись з § 1,3.
3. Переглянути відеозаняття
<https://www.youtube.com/watch?v=YLkmD8r3V0Y>

Лекція № 3

Теорія будови органічних сполук. Залежність властивостей речовин від складу і хімічної будови молекул. Поняття про явище ізомерії та ізомери

Бутлеров Олександр Михайлович – російський хімік, основоположник теорії хімічної будови, яка лежить в основі сучасної органічної хімії, засновник школи хіміків-органіків.

Учень Миколи Зініна. 1849 року закінчив Казанський університет і там же викладав у 1850-1868 роках. З 1869 року – професор Петербурзького університету, з 1874 – ординарний академік Петербурзької академії наук. Наукова діяльність Бутлерова спрямована на створення й утвердження теорії будови органічних речовин. За цією теорією, властивості хімічної сполуки залежать від кількості та якості атомів, з яких складається молекула, від послідовності й характеру їхнього зв'язку та взаємного впливу.

Бутлеров вважав, що кожній молекулі речовини відповідає певна будова, яку можна виразити за допомогою формули, де більш-менш точно відображені реальні зв'язки та розташування атомів у молекулі. Теорія Бутлерова пояснила явище ізомерії, дала можливість визначити будову органічних речовин і передбачити нові класи органічних сполук. Бутлеров одержав полімер формальдегіду, синтезував уротропін, уперше одержав штучну цукристу речовину. Він синтезував третинні спирти, передбачені його ж теорією, одержав ізобутилен і відкрив реакцію його полімеризації. У 1864-1866 роках опублікував підручник «Вступ до повного вивчення органічної хімії», в якому теорія хімічної будови була вперше поширена на всі класи органічних сполук.

Основні положення теорії будови органічних сполук:

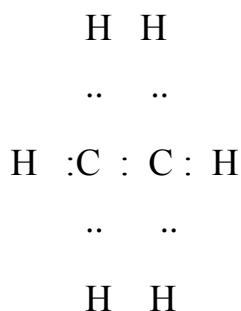
1. Атоми у молекулах з'єднані не безладно, а в певній послідовності згідно з їх валентністю. Карбон у всіх органічних сполуках є чотиривалентним.
2. Властивості речовин залежать не тільки від того, які атоми і в якій послідовності входять до складу молекул, а й від порядку сполучення атомів у молекулі.

3. Атоми та групи атомів взаємно впливають один на одного.

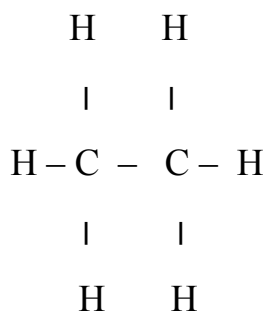
4. Знаючи властивості речовин, можна передбачити їхню будову, і навпаки, знаючи будову речовини, можна передбачити їхні властивості.

І. Атоми у молекулах з'єднані не безладно, а в певній послідовності згідно з їх валентністю. Карбону всіх органічних сполук є чотиривалентним.

О.М. Бутлеров припускав, а ми вже знаємо, що **Карбон в органічних сполуках чотиривалентний**, тобто може бути сполучений з чотирма іншими одновалентними атомами. При цьому атоми Карбону можуть сполучатися один з одним і з атомами різних елементів. Дослідження будови атомів і природи хімічного зв'язку підтвердили ці припущення. Хімічну будову молекул органічних речовин записують за допомогою структурних формул, у яких хімічні зв'язки між атомами зображають рискою. Згідно з електронною теорією, одна риска в структурних формулах означає електронну пару, що сполучає атоми. Наприклад, для етану C_2H_6

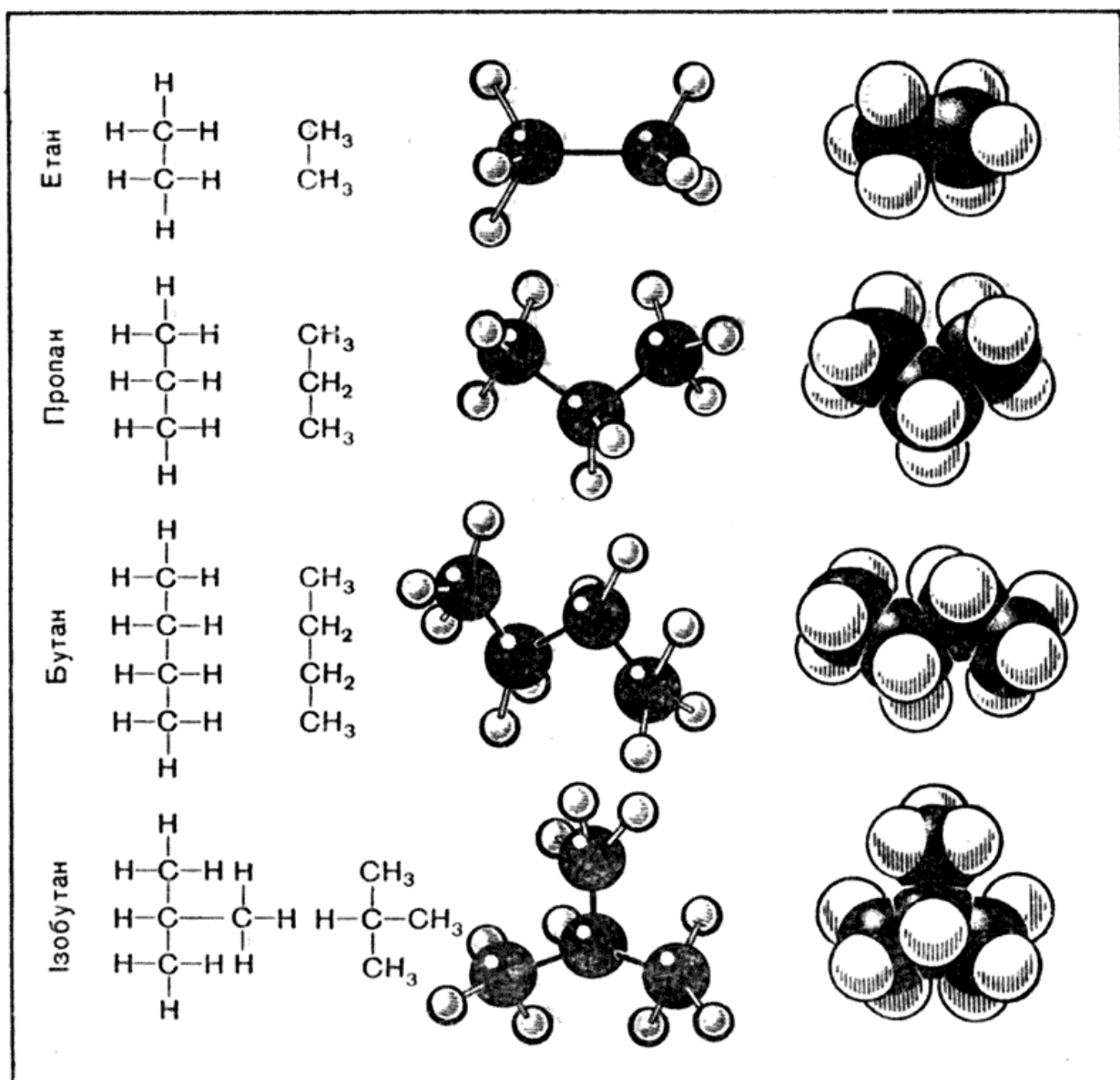


Е л е к т р о н н а ф о р м у л а



с т р у к т у р н а ф о р м у л а

Моделі молекул органічних сполук



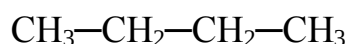
II. Властивості речовин залежать не тільки від того, які атоми і в якій послідовності входять до складу молекул, а й від порядку сполучення атомів у молекулі.

На той час уже було відомо, що формулі бутану C_4H_{10} відповідають декілька речовин різної будови, що О.М.Бутлеров довів експериментально. Це стосується також глюкози та фруктози, формула яких $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, а властивості різні. Такі речовини називають ізомерами. Ізомери мають різну будову молекул, а тому і різні властивості. Тобто властивості речовин

залежать від їхньої будови . Явище ізомерії пояснює багатоманітність органічних речовин.

Ізомерія –це явище існування речовин з однаковим якісним і кількісним складом , але різною хімічною будовою , а тому й різними властивостями.

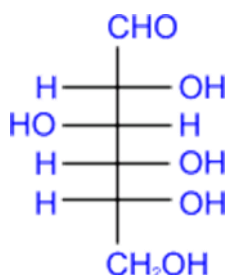
Ізомери – речовини , які мають однаковий кількісний і якісний склад , але різну просторову будову і властивості.



Бутан

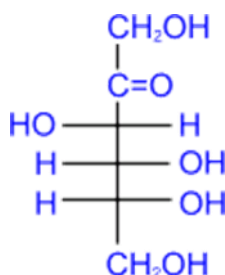
А також

Глюкоза



ізобутан

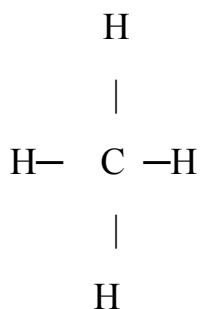
фруктоза



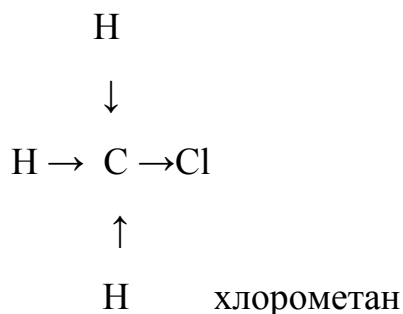
Різна будова – різні властивості.

III. Атоми та групи атомів взаємно впливають один на одного.

Так, можна розглянути реакційну здатність до реакцій заміщення метану та хлорометану. Хлорометан , унаслідок наявності в його молекулі атому Хлору , більш реакційноздатний. Хлор , як більш електронегативний елемент , відтягує на себе електронні густини зв'язків атомів Карбону та Гідрогену , вони слабшають , і атоми Гідрогену легше заміщуються :



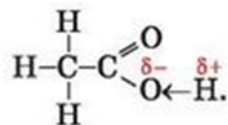
метан



хлорометан

Але Хлор у молекулі хлорометану також зазнав впливу карбонового радикалу. Він не відщеплюється у вигляді хлорид-іона й не дає осаду з аргентум нітратом. Отже , вплив атомів взаємний.

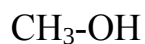
Також можна розглянути будову карбоксильної групи в карбонових кислотах. Унаслідок впливу більш електронегативного атома Карбону карбоксильної групи Гідроген стає більш рухливим та легше заміщується.



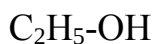
Це пояснює кислотні властивості оцтової кислоти.

IV. Знаючи властивості речовин , можна передбачити їхню будову , і навпаки , знаючи будову речовини , можна передбачити їхні властивості.

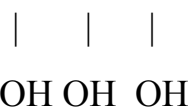
Це положення можна пояснити на прикладів спиртів . Їхні молекули складаються з карбонового радикалу та гідроксильної групи . Отже , виходячі з наявності гідроксильної групи та її будови можна передбачити властивості спиртів.



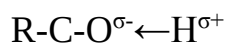
Метанол



етанол



Гліцерин



Внаслідок полярності зв'язку О-Н Гідроген стає більш рухливим та легко заміщується , наприклад , на метал . І навпаки , якщо речовина може взаємодіяти з металами , то можна передбачити ,що в її будові може бути гідроксильна група .

Домашнє завдання

4. Скласти конспект (обов'язково записати те, що позначено коліром) та підготуватися до опитування.
5. За підручником О.В.Григорович, Хімія 10кл.: ознайомитись з § 2.
6. Переглянути відеозаняття

<https://www.youtube.com/watch?v=5J6ISR201GU>

Лекція № 4

Ковалентні карбон-карбоніві зв'язки у молекулах органічних сполук

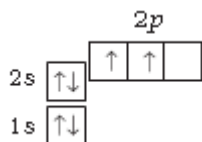
Ковалентний зв'язок. Вам відомо, що ковалентний зв'язок виникає між двома атомами в молекулах речовин, до складу яких входять неметалічні елементи, внаслідок утворення однієї або кількох спільних електронних пар за рахунок неспарених електронів. Формуванню таких пар передують перекривання відповідних орбіталей. Орбіталі можуть перекриватися з утворенням:

- однієї спільної ділянки, яку перетинає лінія, що з'єднує центри атомів;
- двох спільних ділянок, розміщених з протилежних боків від указаної лінії.

Одинарні (прості) ковалентні карбон-карбоніві зв'язки.

Отже, спільні електронні пари утворюються між атомами, які мають неспарені електрони на зовнішньому енергетичному рівні внаслідок взаємного притягування їхніми ядрами електронів інших атомів.

Згідно з графічним варіантом електронної формули атома Карбону



у ньому є лише два таких електрони. У 9 класі ви дізналися, що при поглинанні атомом Карбону певної порції енергії один із 2s-електронів переходить у вільну p-орбіталь, і кількість неспарених електронів зростає до чотирьох:



В атома Карбону на зовнішньому енергетичному рівні наявні чотири електрони. У молекулах насичених вуглеводнів — метану CH_4 та його гомологів — кожний атом Карбону утворює з іншими атомами чотири

прості ковалентні зв'язки. При утворенні такого зв'язку енергії $2s$ і трьох $2p$ електронів атома Карбону вирівнюються, а їхні орбіталі набувають однакової форми — несиметричної вісімки, sp^3 – гібридизація. Орбіталі цих електронів розміщуються під кутом $109,28^\circ$, тобто вони спрямовані до вершин тетраедра (рис. 1).

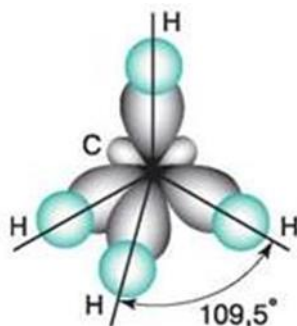


Рис. 1. Розміщення електронних орбіталей у просторі

Тому молекула метану має форму правильної трикутної піраміди. Однак уже в другого вуглеводню гомологічного ряду насичених вуглеводнів (алканів) хімічні зв'язки утворюються не тільки між атомами Карбону та Гідрогену, а й між самими атомами Карбону. Оскільки кут між орбіталями не змінюється, то зв'язки утворюються в напрямі до вершин тетраедра. Про це свідчать і кулестержневі моделі молекул (рис. 2).

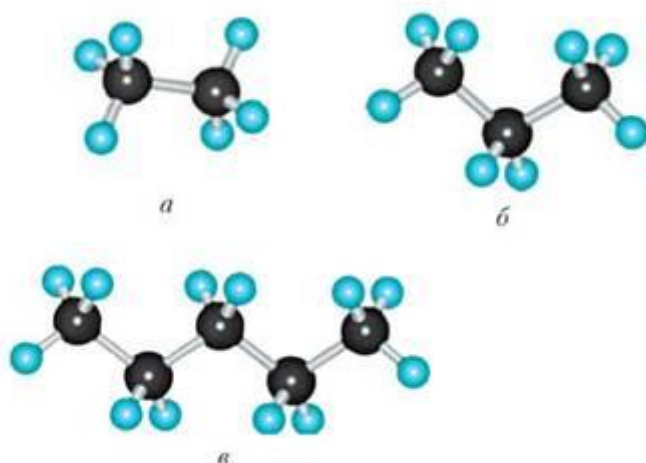


Рис. 2. Кулестержневі моделі молекул: а — етану; б — пропану; в — пентану

Між атомами Карбону виникає ковалентний зв'язок на основі спільної електронної пари. Такий зв'язок називають простим (одинарним) або **σ -зв'язок**. Довжина одинарного зв'язку становить $0,154$ нм. За наявності одинарного зв'язку відбувається вільне

обертання атомів навколо нього. Такі самі ковалентні зв'язки виникають між атомами Карбону в ізомерах насичених вуглеводнів.

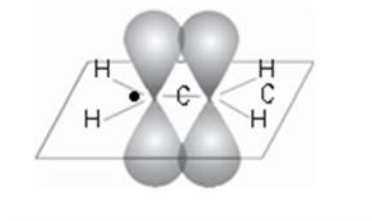
Кратні (подвійні, потрійні) ковалентні карбон-карбонові зв'язки.

Вивчаючи будову молекул ненасичених вуглеводнів етену (етилену) та етину (ацетилену) бачимо, що між атомами Карбону можуть виникати подвійні й потрійні зв'язки. Очевидно, що на утворення подвійного зв'язку в молекулі етену атоми Карбону витрачають по два валентні електрони. Дослідженнями встановлено, що природа цих зв'язків є різною.

Молекули етену C_2H_4 та його гомологів містять один подвійний зв'язок $C=C$. При утворенні такого зв'язку $2s$ -орбіталь і дві $2p$ -орбіталі кожного атома Карбону змінюють свої форми на однакову (теж несиметричної вісімки) й розміщуються під кутами 120° -- sp^2 -гібридизація. Одна зі змінених орбіталей перекривається з аналогічною орбіталлю іншого атома Карбону. Треті p -орбіталі обох атомів Карбону зберігають форму, орієнтацію в просторі. Їх взаємне перекривання відбувається на двох ділянках — над і під лінією, яка з'єднує центри атомів Карбону, **π - зв'язок**.



σ -зв'язок



π - зв'язок

За наявності подвійного зв'язку змінюється геометрія молекули, тобто змінюється кут, під яким розміщуються атоми Карбону й Гідрогену. Він становить 120° . Відповідно довжина карбон-карбонового зв'язку зменшується до $0,134$ нм. У разі утворення подвійного π -зв'язку вільне обертання атомів Карбону не відбувається (рис. 3). Молекула плоска, тобто всі атоми розміщені в одній площині. Модель молекули етену зображено на рис. 4.

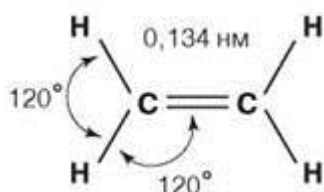


Рис. 3. Геометрія молекули етену

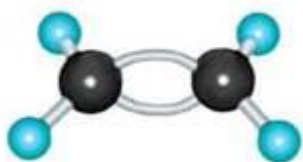


Рис. 4. Кулестержнева модель молекули етену

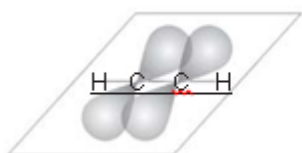
Отже, подвійний зв'язок $C=C$ має два неоднакові складники, один із яких є простим σ -зв'язком. Другий складник, π - зв'язок, може легко руйнуватися під час хімічних реакцій.

Подібні зміни орбіталей атома Карбону, але лише двох ($2s$ і $2p$), відбуваються при утворенні потрійного зв'язку $C\equiv C$, який наявний у молекулах етину C_2H_2 і його гомологів. Ці орбіталі, змінивши свої форми на однакову (несиметричної вісімки), орієнтуються під кутом 180° . Два електрони кожного атома Карбону перебувають у змінених орбіталях і беруть участь в утворенні двох простих σ -зв'язків; один із них реалізується між атомами Карбону:

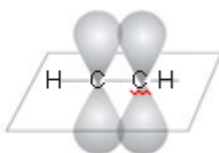


σ -зв'язок

Два інших електрони кожного атома Карбону залишаються у двох p -орбіталях і зумовлюють другий і третій складники потрійного зв'язку $C\equiv C$:



π - зв'язок



π - зв'язок

Кожний із цих складників поступається за міцністю простому зв'язку. Тому етин C_2H_2 ($HC\equiv CH$) у відповідних хімічних реакціях перетворюється на насичені органічні сполуки.

У молекулі етину (ацетилену) між атомами Карбону — потрійний зв'язок. Це означає, що кожний атом Карбону витрачає по три валентні електрони на утворення зв'язку з іншим атомом Карбону, sp -гібридизація. Валентний кут становить 180° , а довжина карбон-карбонівого зв'язку зменшується до $0,120$ нм. Молекула лінійна. Геометрію молекули етину показано на [рис. 5](#), а кулестержневу модель — на [рис. 6](#).

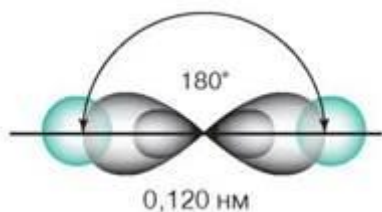
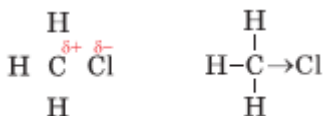


Рис. 5. Геометрія молекули етину



Рис. 6. Кулестержнева модель молекули етину

Полярність зв'язку. Ця характеристика ковалентного зв'язку пов'язана з електронегативністю атомів. Ви знаєте, що зв'язок між однаковими атомами є неполярним, а між різними — як правило, полярним. У другому випадку одна чи кілька спільних електронних пар зміщені до атома більш електронегативного елемента. Цей атом набуває часткового негативного заряду (δ^-), а інший атом — часткового позитивного заряду (δ^+). Напрямок зміщення електронної пари (або електронної густини) показують стрілкою:



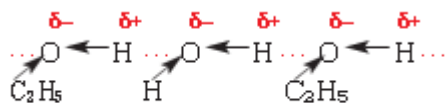
Чим більша різниця електронегативностей атомів, тим більш полярним є зв'язок між ними. Значна полярність зв'язку O—H у молекулі оцтової кислоти CH_3COOH зумовлює її електролітичну дисоціацію у водному розчині.

Йонний зв'язок. Вам відомо, що йони із протилежними зарядами сполучаються один з одним. Так виникає йонний зв'язок. Він досить міцний.

Органічних сполук, які складаються з йонів, дуже мало. Майже всі вони є солями. Серед них — солі карбонових кислот, амінокислот. Органічні сполуки, що мають йонну будову, — тверді речовини. Більшість їх розчиняється у воді.

Водневий зв'язок. Цей тип хімічного зв'язку реалізується між молекулами, в яких атоми Гідрогену сполучені з атомами найелектронегативніших елементів — Флуору, Оксигену, Нітрогену. Ви знаєте, що водневі зв'язки існують між молекулами води, спирту, оцтової кислоти, а також у водному

розчині між молекулами води та молекулами будь якої з названих сполук. Цей зв'язок позначають трьома крапками між відповідними атомами:



Хоча водневий зв'язок значно слабкіший за ковалентний і йонний, він істотно впливає на фізичні властивості речовин. Крім того, зв'язок цього типу бере участь у формуванні особливої будови молекул білків.

ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- У молекулах органічних речовин між атомами Карбону утворюються ковалентні зв'язки, природа яких є різною.
- **Простий (одинарний) ковалентний зв'язок** виникає між атомами Карбону, які віддають по одному валентному електрону на його утворення. **Довжина** цього зв'язку становить **0,154 нм**, **валентний кут** дорівнює **109,28°**. Орбіталі валентних електронів спрямовані до вершин тетраедра, **sp³** – гібридизація.
- **Подвійний ковалентний зв'язок** виникає між атомами Карбону, які на утворення зв'язку витрачають по два валентні електрони. **Довжина** такого зв'язку, якщо порівняти з одинарним, є меншою і становить **0,134 нм**, **валентний кут** дорівнює **120°**. Орбіталі валентних електронів розміщені на одній площині. Молекула етену плоска, **sp²** – гібридизація.
- **Потрійний ковалентний зв'язок** виникає між атомами Карбону, які на утворення зв'язку витрачають по три валентні електрони. **Довжина** такого зв'язку є ще меншою проти подвійного і становить **0,120 нм**, **валентний кут** дорівнює **180°**. Молекула етину лінійна, **sp** – гібридизація.
- Атоми Карбону можуть сполучатися з іншими атомами простим, подвійним, потрійним ковалентними зв'язками. Характерним для органічних сполук є ковалентний зв'язок. Він утворюється внаслідок об'єднання неспарених електронів двох однакових або різних атомів у спільні електронні пари.

У молекулах органічних сполук існують як полярні, так і неполярні ковалентні зв'язки.

•Йонний зв'язок реалізується в солях органічних кислот, а водневий — у спиртах, карбонових кислотах, білках.

Домашнє завдання

1. Скласти конспект та підготуватися до опитування.
2. Переглянути відеозаняття

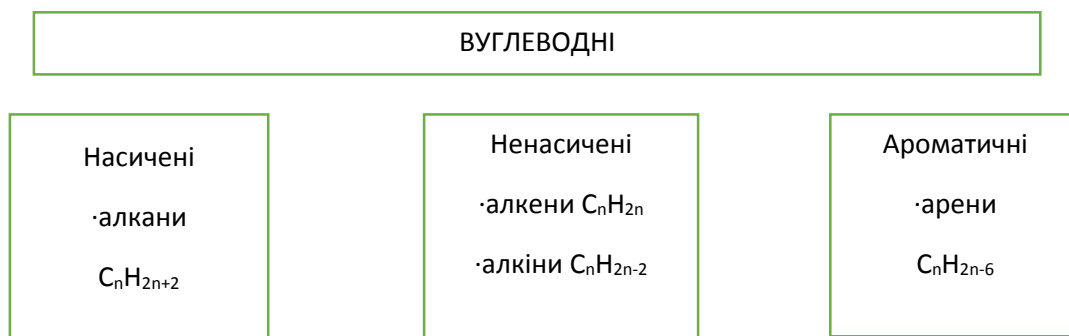
<https://www.youtube.com/watch?v=fRhFC66fDsI>

Лекція № 5

Класифікація вуглеводнів.

Алкани

1.Класифікація вуглеводнів



2.Алкани

Алкани – це вуглеводні з незамкненим карбоновим ланцюгом , які мають у своєму складі всі прості одинарні зв'язки і відповідають загальній формулі C_nH_{2n+2} . Інші назви: насичені вуглеводні, парафіни.

Гомологічний ряд алканів

CH ₄	метан
C ₂ H ₆	етан
C ₃ H ₈	пропан
C ₄ H ₁₀	бутан
C ₅ H ₁₂	пентан
C ₆ H ₁₄	гексан
C ₇ H ₁₆	гептан
C ₈ H ₁₈	октан
C ₉ H ₂₀	нонан
C ₁₀ H ₂₂	декан

Порівнюючи структурні формули, можна помітити, що при збільшенні карбонового ланцюга на один атом Карбону склад речовини змінюється на групу CH₂, при подовженні карбонового ланцюга на два атоми – на дві групи CH₂ тощо.

Сполуки одного класу, що мають подібну будову, але відрізняються за складом на одну або кілька груп CH₂, називають гомологами.

Групу CH₂ називають гомологічною різницею. Сукупність всіх гомологів утворює гомологічний ряд. Усі речовини одного ряду мають подібні хімічні властивості, а їхній склад можна виразити загальною формулою.

Радикал – це структурна частинка, яка має неспарені електрони, та відповідає загальній формулі C_nH_{2n+1}.

Ряд насичених вуглеводневих радикалів

CH ₃ -	метил
C ₂ H ₅ -	етил
C ₃ H ₇ -	пропіл
C ₄ H ₉ -	бутил
C ₅ H ₁₁ -	пентил

3. Ізомерія.

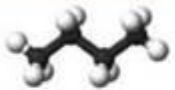
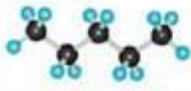
Алканам властива структурна ізомерія. Починаючи з бутану, атоми Карбону в карбоновому ланцюзі можуть розміщуватися в різній послідовності.

Ізомерія – це дуже розповсюджене явище. З явищем ізомерії значною мірою пов'язане величезне різноманіття органічних сполук. Кількість ізомерів з великою швидкістю зростає при збільшенні кількості атомів Карбону. Наприклад, кількість ізомерів бутану C₄H₁₀ дорівнює 2, декану C₁₀H₂₂ – 75, а ейкозану C₂₀H₄₂ – вже 336319!

Ізомери – це речовини, що мають однакову молекулярну формулу, але різну будову.

• **Структурні ізомери** — це сполуки, що мають однаковий якісний та кількісний склад молекул, але відрізняються послідовністю сполучення атомів у молекулі, а отже, будовою та властивостями.

Таблиця 1. Моделі молекул ізомерів бутану й пентану, їхні формули та фізичні властивості

Кулестержнева модель молекул	Напівструктурна формула	Назва, фізичні властивості	Висновок
	$\begin{array}{cccc} 1 & 2 & 3 & 4 \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \end{array}$	бутан, $t_{\text{кип.}} = -0,5\text{ }^{\circ}\text{C}$	Молекулярна формула, що відображає склад цих двох сполук, однакова: C_4H_{10} , але послідовність сполучення атомів у молекулі різна, тобто будова й властивості сполук різні.
	$\begin{array}{ccc} 1 & 2 & 3 \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	ізобутан (2-метилпропан), $t_{\text{кип.}} = -11,4\text{ }^{\circ}\text{C}$	
	$\begin{array}{ccccc} 1 & 2 & 3 & 4 & 5 \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \end{array}$	пентан, $t_{\text{кип.}} = 36\text{ }^{\circ}\text{C}$	Із збільшенням карбонового ланцюга кількість ізомерів зростає. Є три ізомери пентану, які відрізняються порядком сполучення атомів у молекулі. Отже, будова цих сполук різна, тому й властивості різні.
	$\begin{array}{cccc} 1 & 2 & 3 & 4 \\ \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	ізопентан (2-метилбутан), $t_{\text{кип.}} = 28\text{ }^{\circ}\text{C}$	
	$\begin{array}{ccc} & \text{CH}_3 & \\ & & \\ 1 & 2 & 3 \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	ізопентан (2,2-диметилпропан), $t_{\text{кип.}} = 10\text{ }^{\circ}\text{C}$	

4. Систематична номенклатура алканів.

Одна з умов євроінтеграції хімічної науки та освіти — створення системи понятійного апарату, хімічної термінології та номенклатури. Це сприятиме кращому порозумінню вчених, підготовці конкурентоспроможних фахівців на ринку праці та одночасно засвідчить рівень української хімічної науки.

Загальноприйнятою є систематична номенклатура ІЮПАК, розроблена Міжнародною спілкою теоретичної та практичної хімії, яка містить інформацію про будову кожної речовини.

Розглянемо, як складають назви алканів (рис. 1).



Рис. 1. Схема побудови назв алканів за систематичною номенклатурою

Щоб правильно називати ізомери, потрібно знати назви їхніх замісників.

• **Замісник** — атом або група атомів, що заміщують у головному карбонівому ланцюзі один або кілька атомів Гідрогену.

Назви алкільних замісників утворюють заміною суфікса -ан, що властивий назві алкану, на суфікс -ил (-іл). Приклади формул алкільних замісників та назв алканів наведено в табл. 2.

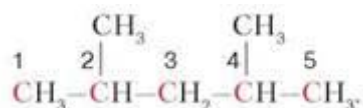
Таблиця 2

Формули та назви алканів та алкільних замісників

Алкан		Алкільний замісник	
Формула	Назва	Формула	Назва
CH_4	метан	$-\text{CH}_3$	метил
C_2H_6	етан	$-\text{C}_2\text{H}_5$	етил
C_3H_8	пропан	$-\text{C}_3\text{H}_7$	пропіл
C_4H_{10}	бутан	$-\text{C}_4\text{H}_9$	бутил

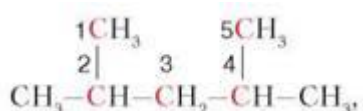
У складі вуглеводню може бути декілька однакових замісників. Їх кількість позначають префіксами -ди, -три, -тетра і т. ін. Зважаючи на мовні правила, якщо корінь починається приголосним, треба писати префікс -ди (диметил), а перед голосною -ді (діетил).

Утворімо назву ізомеру алкану зі структурною формулою



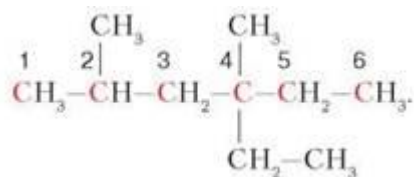
Назва цього алкану 2,4-диметилпентан.

Нумерацію можна змінити так:



але назва від цього не змінюється.

Розглянемо ще один приклад:



Назва цього алкану — 4-етил-2,4-диметилгексан.

Алгоритм утворення назв алканів

1. *Вибираємо найдовший карбоновий ланцюг із найбільшою кількістю найпростіших розгалужень.*
2. *Нумеруємо атоми Карбону, починаючи з того кінця, до якого замісник розташований найближче.*
3. *Місце алкільних замісників позначаємо локантами — цифрами, що вказують положення замісників у головному карбоновому ланцюзі.*
4. *Назви замісників ставимо перед назвою сполуки в алфавітному порядку.*
5. *Указуємо назву алкану, що утворює найдовший карбоновий ланцюг.*

5. Будова алканів.

-- розглянута у попередній темі.

6. Фізичні властивості алканів

Оскільки речовини гомологічного ряду алканів мають подібну будову й відрізняються тільки довжиною карбонового ланцюга, то і їхні фізичні властивості подібні.

За звичайних умов перші чотири алкани, від CH₄ до C₄H₁₀, - гази, наступні, від C₅H₁₂ до C₁₆H₃₄, - рідини, алкани з більшим числом атомів Карбону – тверді речовини. Це пояснюється тим, що зі збільшенням довжини карбонового ланцюга збільшується молекулярна маса речовин, а отже збільшується необхідна кількість енергії для плавлення або випаровування речовин. Для будь-якого гомологічного ряду виконується правило, що зі збільшенням числа атомів Карбону підвищуються температура плавлення і кипіння речовин.

Усі алкани – безбарвні речовини. На відміну від газуватих і твердих алканів, рідкі алкани мають специфічний «вуглеводневий» або «квітковий» запах.

Усі алкани – мало полярні сполуки, тому вони практично нерозчинні у воді, а тверді алкани жирні на дотик. Саме тому алкани й інші нециклічні вуглеводні ще називають аліфатичними сполуками («аліфатичний» походить від грецького *aleiphar* – жир). Рідкі алкани легші за воду, при способі змішати їх з водою суміш розшаровується: алкан виявляється зверху, а вода – знизу. Тому нафта, що складається переважно з рідких алканів, при потраплянні у водойми розтікаються тонким шаром по поверхні води і створює серйозні проблеми для навколишнього середовища.

Домашнє завдання

1. Скласти конспект та підготуватися до опитування.
2. За підручником О.В.Григорович, Хімія 10кл.: ознайомитись з § 5.
3. Переглянути відеозаняття

<https://www.youtube.com/watch?v=BBO71Toaf3o> -- ізомерія

<https://www.youtube.com/watch?v=1rheC7hCbXc> – будова алканів

Лекція № 6

Хімічні властивості алканів

За звичайних умов алкани хімічно інертні. Вони стійкі до дії багатьох реагентів: не взаємодіють із концентрованими сульфатною та нітратною кислотами, з концентрованими й розплавленими лугами, не окислюється сильними окисниками – калій перманганатом KMnO_4 тощо.

Хімічна стійкість алканів пояснюється високою міцністю зв'язків $\text{C} - \text{C}$ та $\text{C} - \text{H}$, а також їхньою не полярністю. Неполярні зв'язки $\text{C} - \text{C}$ в алканах не схильні до йонного розриву, але здатні до розщеплення гомолітично під дією активних вільних радикалів. Для алканів характерні радикальні реакції, унаслідок яких виходять сполуки, де атоми Гідрогену заміщені на інші атоми або групи атомів. Отже, алкани вступають у реакції, які протікають за

механізмом найлегше заміщаються атоми Гідрогену в третинних, потім у вторинних і первинних атомів Карбону.



1.Галогенування.

При взаємодії алканів з галогенами (хлором і бромом) під дією ультрафіолетового випромінювання або високої температури утворюється суміш продуктів від моно- до полігалоген заміщених алканів. Загальна схема цієї реакції показана на прикладі метану:



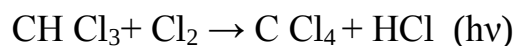
хлорометан



дихлорометан

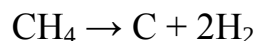


трихлорометан



Тетрахлорометан

2.Піроліз метану (1000⁰ C)

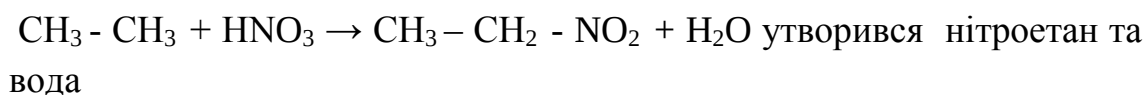


3.Термічний розклад метану (1500⁰C), утворюється етин (ацетилен)



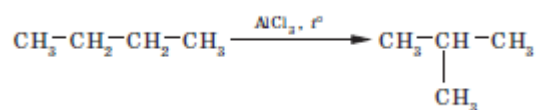
4.Нітрування(реакція Коновалова).

Під час дії нітратної кислоти на алкани при температурі +140 °C та невеликому тиску протікає радикальна реакція:



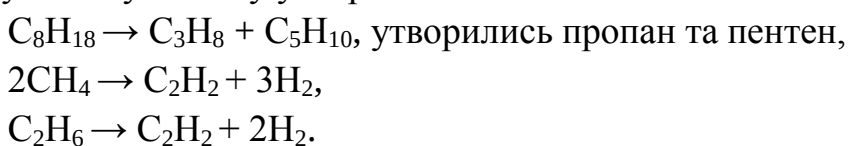
5.Ізомеризація.

Нормальні алкани за певних умов можуть перетворюватися на алкани з розгалуженим ланцюгом:



Бутан перетворився на ізо-бутан.

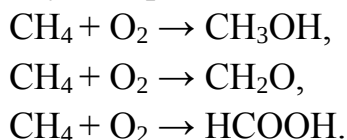
6.Крекінг – це гемолітичний розрив зв'язків С – С, що протікає при нагріванні й під дією каталізаторів. при крекінгу алканів утворюється алкени й нижчі алкани, при крекінгу метану й етану утворюється етин:



Ці реакції мають велике промислове значення. В такий спосіб високо киплячі фракції нафти (мазут) перетворюють на бензин, гас та інші цінні продукти.

7.Окиснення.

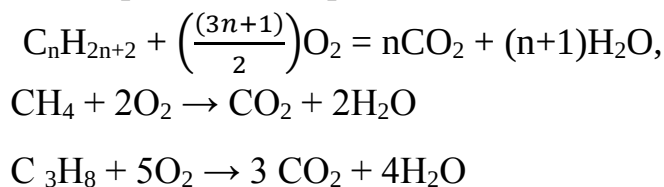
При м'якому окисненні метану киснем повітря в присутності різних каталізаторів можуть бути отримані метанол, метаналь, метанова кислота:



М'яке каталітичне окиснення бутану киснем повітря – один із промислових способів добування етанової кислоти:



На повітрі алкани згорають до CO_2 та H_2O :

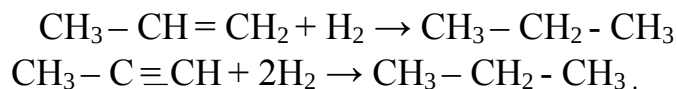


Методи добування алканів

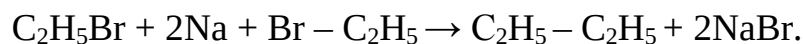
Основні природні джерела алканів – нафта й природний газ. Різні фракції нафти містять алкани від C_5H_{12} до $\text{C}_{30}\text{H}_{62}$. Природний газ складається з метану(95%) з домішкою етану та пропану.

Із синтетичних методів добування алканів можна виділити наступні:

1. *Добування з ненасичених вуглеводнів.* Взаємодія алкенів або алкінів з воднем («гідрування») відбувається в присутності металевих каталізаторів (Ni, Pd) при нагріванні:

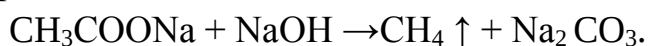


2. *Добування з галогенопохідних.* При нагріванні моногалогенозаміщених алканів з металевим натрієм добувають алкани з подвійним числом атомів Карбону (Реакція Вюрца):

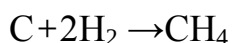


Подібну реакцію зазвичай не проводять із двома різними галогенозаміщеними, оскільки при цьому виходить суміш трьох різних алканів.

3. *Добування з солей карбонових кислот.* При сплавлянні безводних солей карбонових кислот з лугами добувають алкани, що містять на 1 атом Карбону менше порівняно з карбоновим ланцюгом вихідних карбонових кислот:

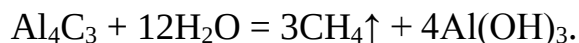


4. *Добування метану.* В електричній дузі, що горить в атмосфері водню, утворюється значна кількість метану:



Така сама реакція відбувається при нагріванні вуглецю в атмосфері водню при температурі $+400 - 500^\circ \text{C}$ при підвищеному тиску в присутності каталізатора.

5. У лабораторних умовах метан часто добувають з алюміній карбідом:



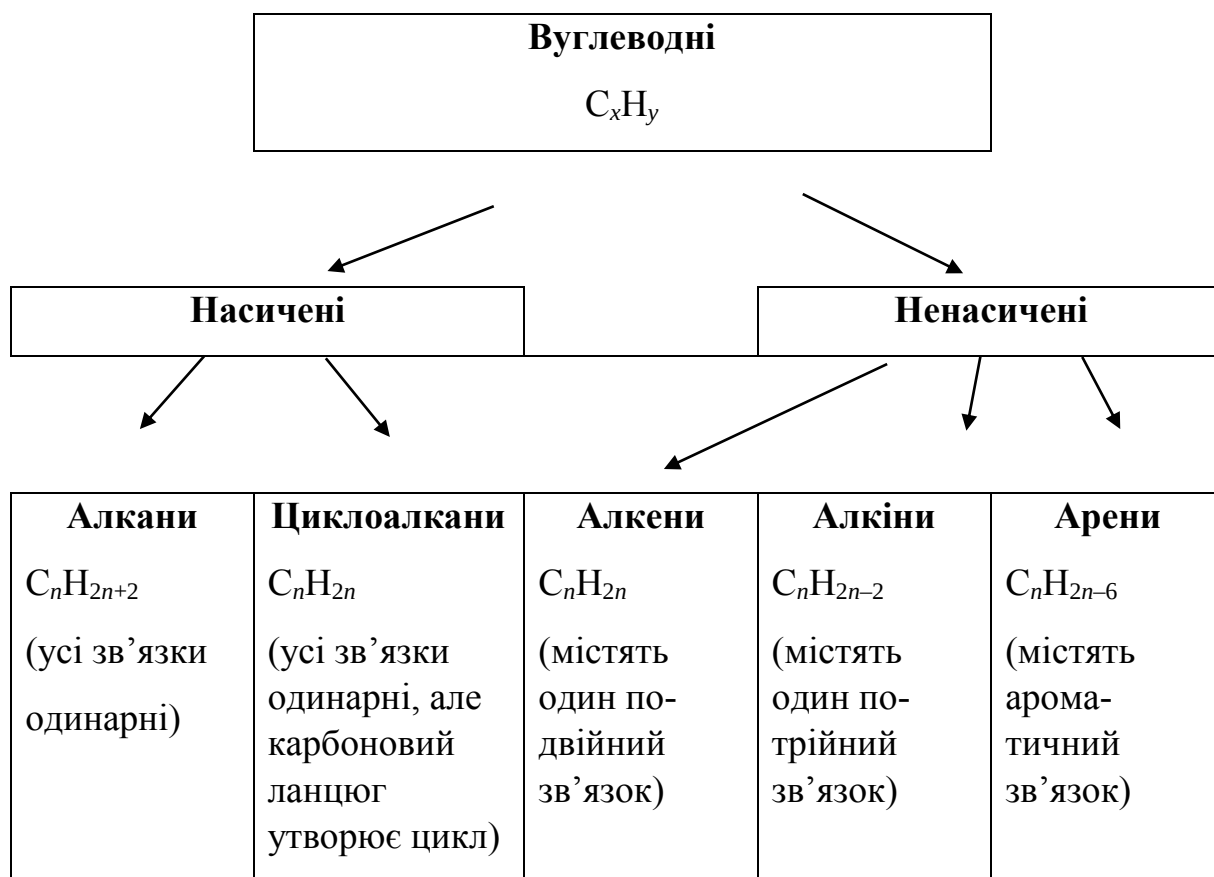
Домашнє завдання

7. Скласти конспект та підготуватися до опитування.
8. За підручником О.В.Григорович, Хімія 10кл.: ознайомитись з § 6.
9. Переглянути відеозаписи
<https://www.youtube.com/watch?v=ZcVscUHKY4> – хімічні властивості

<https://www.youtube.com/watch?v=c5wMEkhIJio> – добування, використання

Лекція № 7

Алкени і алкіни. Систематична номенклатура



Ненасичені вуглеводні — органічні сполуки, що мають кратні зв'язки між атомами Карбону (подвійні $—C=C—$ або потрійні $—C\equiv C—$)

Алкени (олефіни, ненасичені вуглеводні) — вуглеводні, молекули яких між атомами Карбону містять подвійний зв'язок. Склад етенових вуглеводнів виражається загальною формулою C_nH_{2n} .

Назви алкенів походять від назв відповідних насичених вуглеводнів, у яких закінчення *-ан* замінено на закінчення *-ен* (*-ілен* або *-илен*). Молекула наступного члена гомологічного ряду відрізняється від молекули попереднього, як і в ряді насичених вуглеводнів, на гомологічну різницю CH_2 . У молекулах етенових вуглеводнів на два атоми Гідрогену менше, ніж у молекулах відповідних насичених вуглеводнів, унаслідок наявності подвійного зв'язку.

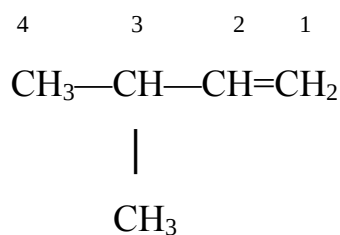
Алкінами називаються вуглеводні аліфатичного ряду, які містять один потрійний зв'язок.

Загальна формула алкінів C_nH_{2n-2} . Найпростішим представником цього ряду сполук є етин (ацетилен) C_2H_2 , тому алкіни називають ще ацетиленовими вуглеводнями.

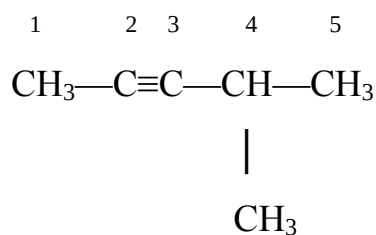
За правилами IUPAC назви алкенів (алкінів) утворюють від назв відповідних алканів, замінюючи суфікс *-ан* на *-ин* або *-ін* і вказуючи положення подвійного (потрійного) зв'язку в ланцюзі атомів Карбону. Наприклад: пропін, пент-2-ин.

Правила складання назв алкенів (алкінів) за замісничковою номенклатурою IUPAC:

1. Вибирають найдовший карбоновий ланцюг, що містить подвійний (потрійний) зв'язок (головний карбоновий ланцюг).
2. Атоми Карбону головного ланцюга нумерують, причому нумерацію починають з того кінця ланцюга, до якого ближче розміщений подвійний (потрійний) зв'язок.
3. Складають назву алкену (алкіну). Спочатку перелічують (як і у випадку з алканами) за алфавітом вуглеводневі замісники і вказують їхнє положення в головному ланцюзі. Потім називають вуглеводень, якому відповідає головний карбоновий ланцюг, а перед суфіксом *-ен* (*-ін*) через дефіс ставлять цифру, що вказує місце подвійного (потрійного) зв'язку (номер першого з двох атомів Карбону, які утворюють подвійний або потрійний зв'язок), наприклад:



3-метилбут-1-ен



4-метилпент-2-ин

Гомологічний ряд алкенів і алкінів (складається за допомогою студентів).

Алкени	Алкіни
--------	--------

C_2H_4	Етен(етилен)	C_2H_2	Етин(ацетилен)
C_3H_6	пропен	C_3H_4	пропін
C_4H_8	бутен	C_4H_6	бутин
C_5H_{10}	пентен	C_5H_8	пентин
C_6H_{12}	гексен	C_6H_{10}	гексин
C_7H_{14}	гептен	C_7H_{12}	гептин
C_8H_{16}	октен	C_8H_{14}	октин
C_9H_{18}	нонен	C_9H_{16}	нонін
$C_{10}H_{20}$	децен	$C_{10}H_{18}$	децин

Структурна ізомерія ненасичених вуглеводнів :

- а) за положенням кратного зв'язку ;
- б) розгалуження карбонового ланцюга (на прикладі гексену і ізо-гексену)

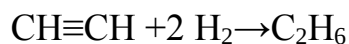
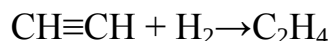
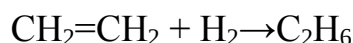
Домашнє завдання.

- 1.Скласти конспект. Підготуватися до опитування.
2. За підручником О.В.Григорович, Хімія 10кл.: ознайомитись з § 9 -- 10.
- 3.Переглянути відеозаняття
<https://www.youtube.com/watch?v=rBhui9a2R8Y>-- будова
<https://www.youtube.com/watch?v=ZfcoHracJLU> -- будова

Лекція № 8

Хімічні властивості етену та етину

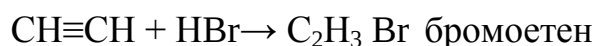
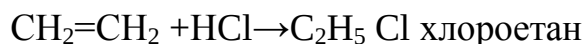
1. Горіння :
 $C_2H_4 + 3O_2 = 2CO_2 + 2H_2O$
 $2C_2H_2 + 5O_2 = 4CO_2 + 2H_2O$
2. Гідрування (приєднання водню)



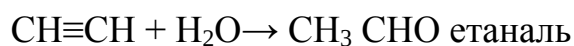
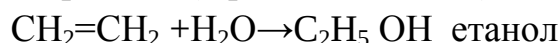
3. Приєднання галогенів :



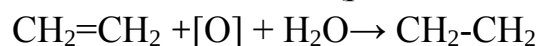
4. Приєднання гідрогенгалогенідів :



5. Гідратація (приєднання води) :



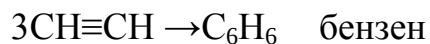
6. Часткове окиснення (розчином калій перманганату)



OH OH етандіол (етиленгліколь)



7. Тримеризація етину :



Домашнє завдання.

1.Скласти конспект. Підготуватися до опитування.

2. За підручником О.В.Григорович, Хімія 10кл.: ознайомитись з § 9 -- 10.

3.Переглянути відеозаняття

<https://www.youtube.com/watch?v=rqYrpVSiwHM> – хім.властивості

<https://www.youtube.com/watch?v=jwAHO2HoiE0> – хім.власт.

<https://www.youtube.com/watch?v=4Qfe7ArBVj8> -- добування, використання

Лекція № 9

Арени. Бензен: фізичні властивості. Хімічні властивості бензену. Застосування вуглеводнів

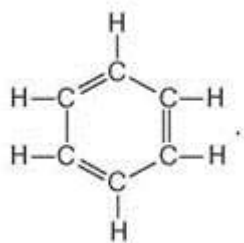
Арени (ароматичні вуглеводні) – це вуглеводні , молекули яких мають шестичленне циклічне угруповання атомів Карбону – бензенове кільце .
Арени відповідають загальній формулі C_nH_{2n-6} .

Найпростішим представником аренів є бензен – C_6H_6 .

Формула вказує на те, що це дуже ненасичена сполука, а отже, вона має проявляти властивості ненасичених вуглеводнів.

Однак бензен не проявляє властивостей ненасичених вуглеводнів: він не знебарвлює бромну воду та розчин калій перманганату.

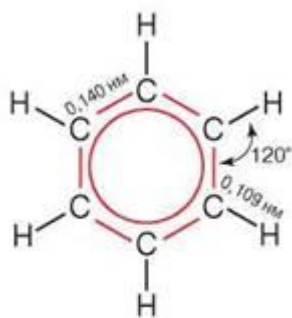
Учений-хімік Ф. А. Кекуле запропонував структурну формулу, де атоми Карбону сполучені у формі шестикутника, у якому почергово розташовуються одинарні й подвійні зв'язки. На думку вченого, вона мала такий вигляд:



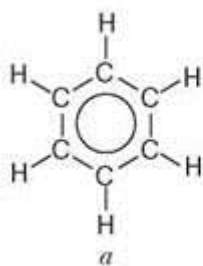
Ця формула увійшла в історію хімії під назвою «формула Кекуле».

Проте й таку будову молекули бензену хімічні властивості цієї сполуки не підтвердили.

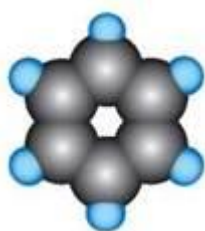
Справжню будову молекули бензену було пояснено значно пізніше на основі електронної теорії будови. Спрощено молекула бензену має вигляд



Отже, молекула бензену має форму правильного шестикутника. Кожний з атомів Карбону віддає по два електрони на утворення зв'язків між собою і один електрон — на утворення зв'язків з атомами Гідрогену. За рахунок четвертих електронів утворюється система зв'язку із шести електронів, завдяки якій зв'язки між атомами Карбону рівноцінні, їхня довжина становить 0,140 нм, тобто є однаковою, а валентний кут дорівнює 120° . За такої будови молекула бензену плоска. На відсутність одинарних і подвійних зв'язків у ній указує пізніше запропонована структурна формула, де всередині шестикутника міститься так зване бензенове кільце.



Структурна формула бензену (а) і бензенове кільце (б)



Масштабна модель молекули бензену

I. Фізичні властивості бензену

Бензен — рідина з характерним запахом, безбарвна, з невисокою температурою плавлення ($+5,5^\circ\text{C}$) і кипіння ($+80,1^\circ\text{C}$), отруйна. Він легший за воду (густина $0,88\text{ г/см}^3$), малорозчинний у ній. Під час охолодження утворює білу кристалічну масу.

Бензен є добрим розчинником органічних і деяких неорганічних речовин і сам добре розчиняється в органічних розчинниках.

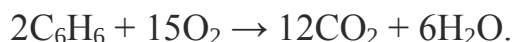
Зверніть увагу! Бензен може завдати значної шкоди організму людини. Пари бензену, проникаючи в легені, викликають гостру інтоксикацію. Він уражає центральну нервову систему, кістковий мозок, печінку, дихальні шляхи. Працюючи з цією сполукою в лабораторії, необхідно проводити дослідження тільки у витяжній шафі. Працівникам виробництв, де використовується бензен, важливо стежити за гранично допустимою дозою, яка становить 5 мг/м³, щоб уникнути складних захворювань.

II. Хімічні властивості бензену

Хімічні властивості бензену зумовлені його хімічною будовою.

1. Горіння :

як і всі органічні речовини, бензен горить з утворенням карбон(IV) оксиду та води:



Оскільки вміст Карбону в молекулі бензену високий, то процес горіння відбувається з виділенням кіптяви.

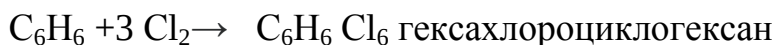
2. Галогенування (в присутності каталізатора):

Взаємодія з галогенами (галогенування). Переконаємося дослідно, як бензен реагує з бромом.

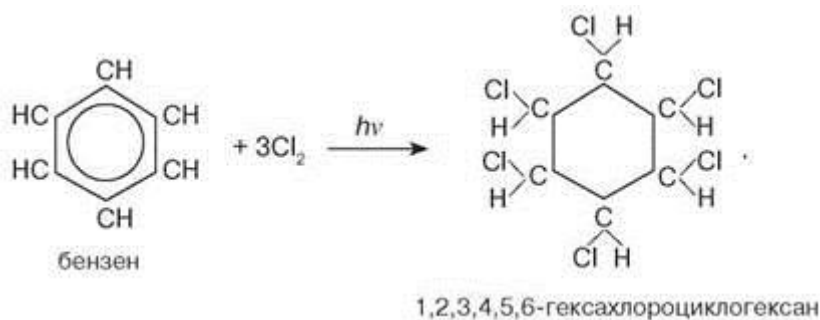
Дослід. У пробірку з бензеном долємо бромну воду (розчин броду у воді), ретельно перемішаємо суміш. За звичайних умов реакція з бромом не відбувається, як це властиво ненасиченим вуглеводням.

а) Реакції приєднання

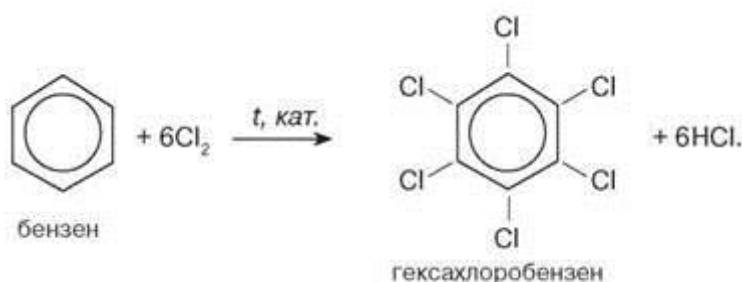
Галогенування (під час освітлення) :



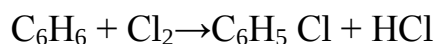
Якщо ж суміш бензену з хлором піддати дії яскравого світла, то відбувається реакція приєднання:



б) Реакції заміщення. Реакція взаємодії з хлором відбувається під дією каталізатора за високих температур. Продуктом реакції є гексахлоробензен:

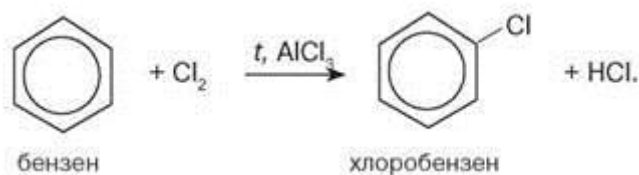


в) Галогенування (в присутності каталізатора):

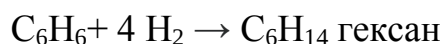


хлоробензен

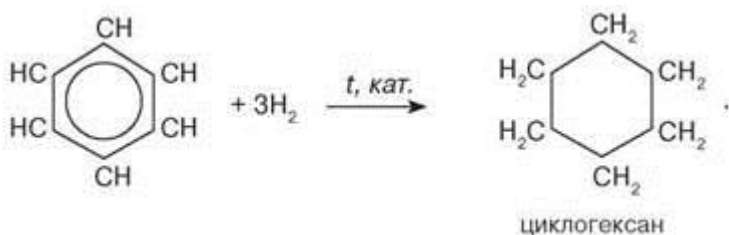
Крім гексахлоробензену може утворюватися хлоробензен — продукт заміщення одного атома Гідрогену на атом Хлору:



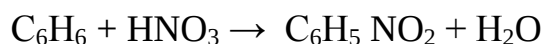
3. Гідрування :



Реакції гідрування (приєднання водню). Бензен взаємодіє з воднем за підвищення температури й тиску та наявності каталізатора з утворенням вуглеводню циклічної будови — циклогексану:



4. Нітрування :



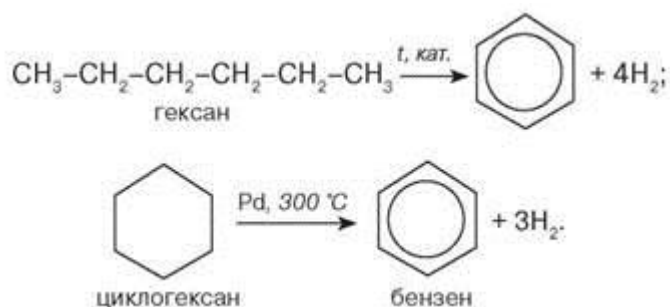
нітробензен

Добування бензену. Щоб підтвердити формулу Кекуле, український хімік-органік М. Зелінський синтезував бензен з етину, пропускаючи його над нагрітим до температури 600 °С активованим вугіллям. Рівняння реакції:



У промисловості бензен добувають переробкою кам'яного вугілля та з нафтопродуктів способом ароматизації. Суть ароматизації полягає в перетворенні неароматичних вуглеводнів на ароматичні відщепленням атомів Гідрогену від гексану та циклогексану.

Реакція дегідрування н-гексану відбувається за такими схемами:



Застосування бензену. Бензен є сировиною для промислового синтезу багатьох органічних сполук, зокрема нітробензену, гексахлороциклогексану, фенолу. Їх використовують для виробництва барвників, полімерів, лікувальних препаратів, засобів захисту від комах. Також бензен використовують і як розчинник. Галузі застосування бензену.

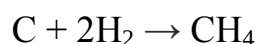


Схема застосування бензену

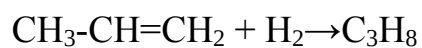
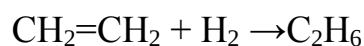
ІІІ. Методи одержання алканів, етену, етину, бензену. Застосування вуглеводнів

Методи одержання алканів

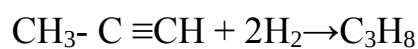
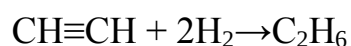
1. Із простих речовин :



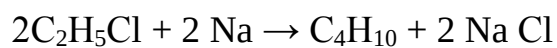
2. Гідрування алкенів :



3. Гідрування алкінів :



4. Реакція Вюрца :



Методи одержання етену :

1. Дегідрування етану :



2. Дегідратація етанолу :



Методи одержання етину :

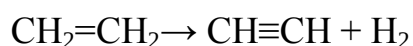
1. Термічний розклад метану (1500 °C)



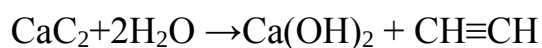
2. Дегідрування етану :



3. Дегідрування етену :



4. Гідроліз кальцій ацетиленіду:



Методи одержання бензену :

1. Тримеризація етину :



2. Дегідрування н-гексану :



IV. Домашнє завдання

10. Скласти конспект та підготуватися до опитування.

11. За підручником О.В.Григорович, Хімія 10 кл.:

ознайомитись з § 11 -- 12.

12. Переглянути відеозаписи

https://www.youtube.com/watch?v=_Z7oU06dc5I – будова

<https://www.youtube.com/watch?v=Huy7hrJjfGY> – хімічні властивості

https://www.youtube.com/watch?v=RP8aUxYay_A – хім.вл. р-ції
заміщення

<https://www.youtube.com/watch?v=PH29pEVKc0Y> – добування ,
використання

Лекція № 10

Спирти. Гідроксильна характеристична (функціональна) група. Насичені одноатомні спирти. Водневий зв'язок. Хімічні властивості насичених одноатомних спиртів

Спирти — похідні [вуглеводнів](#), у молекулах яких один або кілька атомів Гідрогену заміщені на гідроксильні групи (—OH).

Якщо позначити вуглеводневий радикал літерою R, то загальна формула спиртів має вигляд: R—OH .

Функціональними групами називаються групи атомів, які зумовлюють характерні хімічні властивості даного класу речовин.

Групу —OH називають **функціональною групою спиртів**.

Спирти, що містять одну групу —OH , називають одноатомними, дві або більше — багатоатомними.

За будовою карбонового ланцюга спирти класифікують на **насичені й ненасичені**.

У насичених спиртах гідроксильна група сполучена з насиченим карбоновим ланцюгом, наприклад $\boxed{\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2}\text{—OH}$.

У ненасичених спиртах гідроксильна група сполучена з ненасиченим карбоновим ланцюгом, наприклад $\boxed{\text{CH}_2=\text{CH—CH}_2}\text{—OH}$.

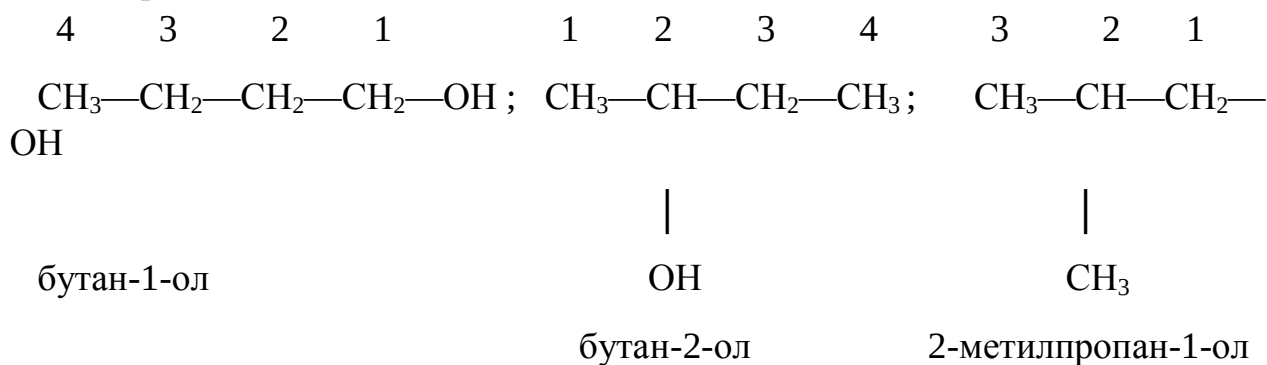
Насичені одноатомні спирти утворюють гомологічний ряд. Загальна формула спиртів цього ряду $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$. Очолює гомологічний ряд насичених одноатомних спиртів **метанол** (або метиловий спирт) CH_3OH . Другий член гомологічного ряду насичених одноатомних спиртів — **етанол** (або етиловий спирт) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. Наступні за ним — **пропанол** (або пропіловий спирт) $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$, **бутанол** (або бутиловий спирт) $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$.

Назви спиртів складають за номенклатурою IUPAC.

Назву спирту утворюють від назви вуглеводню, що відповідає головному карбоновому ланцюгу, до якого додають суфікс **-ол**, вказуючи положення гідроксильної групи в ланцюзі карбонових атомів.

Нумерацію головного карбонового ланцюга починають з того кінця, до якого ближче розміщена гідроксильна група.

Наприклад:



Молекули багатоатомних спиртів містять кілька гідроксильних груп, сполучених з вуглеводневим радикалом. Якщо в молекулі вуглеводню на гідроксильні групи замінено два атоми Гідрогену, то маємо двохатомний спирт (етиленгліколь). Якщо в молекулі вуглеводню на гідроксильні групи замінено три атоми Гідрогену, то утворюється трьохатомний спирт (гліцерол).

Відомі спирти й більшої атомності. В усіх багатоатомних спиртах гідроксильні групи з'єднані з різними атомами Карбону. Приєднання двох гідроксильних груп до одного атома Карбону енергетично не вигідне, оскільки такі сполуки нестійкі.

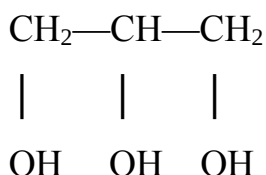
Номенклатура багатоатомних спиртів майже не відрізняється від номенклатури одноатомних спиртів, але існує додаткове правило, пов'язане з великим числом гідроксильних груп: перед суфіксом *-ол*, що означає гідроксильну групу, у назві спирту вказується число цих груп. За традицією двохатомні спирти ще називають гліколями.



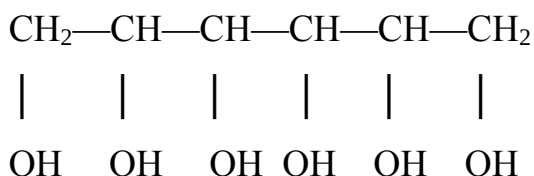
пропан-1,2-діол



пропан-1,3-діол



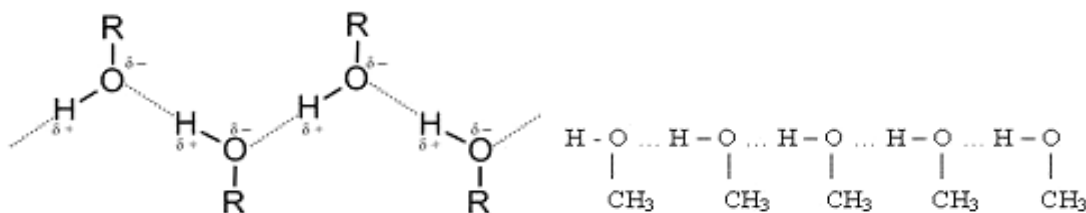
пропан-1,2,3-триол або гліцерол



гексан-1,2,3,4,5,6-гексаол або сорбітол

Насичені спирти — це зазвичай безбарвні рідини або кристалічні речовини зі специфічним запахом. Нижчі члени гомологічного ряду мають характерний «спиртовий» запах; бутанолам і пентанолам притаманний неприємний «сивушний» запах; вищі спирти мають приємний запах.

Спирти мають більш високі температури плавлення та кипіння, більшу розчинність у воді, ніж відповідні вуглеводні. Така відмінність фізичних властивостей спиртів від алканів зумовлена насамперед тим, що спирти є полярними сполуками. Вони мають два полярні зв'язки С—О та О—Н. Існування на атомах гідроксильної групи часткових зарядів різного знаку зумовлює міжмолекулярну взаємодію гідроксильних груп і утворення водневих зв'язків:



Унаслідок такої взаємодії відбувається асоціація молекул спирту. Водневі зв'язки значно слабші за ковалентні, однак їх утворення істотно зменшує леткість, підвищує температуру кипіння, оскільки речовини, які утворюються, мають більшу молекулярну масу.

Наприклад, етан кипить при $-89\text{ }^{\circ}\text{C}$, тоді як етанол — при $78,5\text{ }^{\circ}\text{C}$. Низькомолекулярні спирти добре розчинні у воді. А такі спирти, як метанол, етанол, пропанол, змішуються з водою в будь-яких співвідношеннях. У гомологічному ряду нормальних (нерозгалужених) спиртів зі збільшенням молекулярної маси збільшуються температури кипіння і плавлення.

Фізичні властивості багатоатомних спиртів визначаються наявністю водневого зв'язку. Оскільки в багатоатомних спиртах число гідроксильних груп, а відповідно і водневих зв'язків, які може утворювати молекула, більше, отже, й сусідні молекули спиртів будуть сильніше взаємодіяти одна з одною. Це зумовлює велику в'язкість і високу температуру кипіння цих речовин. Молекули багатоатомних спиртів також значно краще взаємодіють з молекулами води, що забезпечує їхню розчинність одна в одній. Практична відсутність гідрофобної частини в молекулах багатоатомних спиртів зумовлює неможливість їхнього розчинення і в неполярних розчинниках — вуглеводнях.

Хімічні властивості одноатомних спиртів

Для спиртів характерні такі типи реакцій: окиснення, відщеплення, заміщення, обміну.

1) Повне та часткове окиснення.

А) Повне окиснення або горіння спиртів. Спирти горять блакитним полум'ям з виділенням теплоти та утворення вуглекислого газу та води.



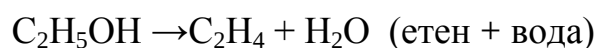
Б) Часткове окиснення спиртів відбувається з утворенням альдегідів. Реакція відбувається завдяки окисненню спиртів нагрітою мідною проволокою. Цю реакцію використовують як якісну реакцію на одноатомні спирти.



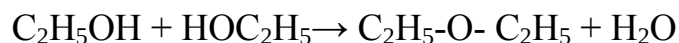
Ознаками реакції є очищення мідної проволоки від темного нальоту та специфічний запах оцтового альдегіду.

2) Дегідратація – це відщеплення води від речовини. Для спиртів, залежно від умов проведення реакції, можуть відбуватися 2 види дегідратації – внутрішньомолекулярна та міжмолекулярна:

А) під час нагрівання спиртів за температурою більше 140⁰С в присутності концентрованої сульфатної кислоти відбувається внутрішньомолекулярна дегідратація з утворенням алкенів:

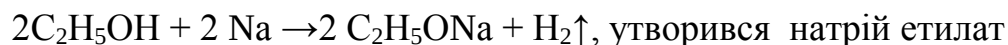


Б) під час нагрівання спиртів за температурою менше 140⁰С в присутності концентрованої сульфатної кислоти відбувається міжмолекулярна дегідратація з утворенням етерів:

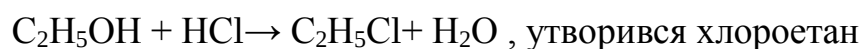


Утворюється діетиловий етер і вода

3) Взаємодія з лужними металами – реакція заміщення атомів Гідрогену в гідроксильній групі.



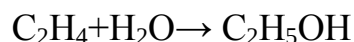
4) Взаємодія з гірогенгалоденідами (реакція обміну):



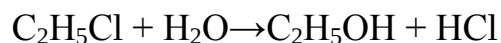
Одержання етанолу

Етанол можна одержати такими методами :

А) гідратація етену :



Б) Гідроліз галогенопохідних алканів :



В) Бродіння цукристих речовин



Домашнє завдання: скласти конспект, підготуватися до тестування.

Підручник: § 13 -- 14, с.78 – 91.

Обов'язково переглянути відеозаняття:

1. <https://www.youtube.com/watch?v=IjuLEIREqh8>
2. <https://www.youtube.com/watch?v=RT46brLtfhQ>
3. <https://www.youtube.com/watch?v=U3MOzXarTwo>

Тест «Перевір себе»

1. Загальна формула насичених одноатомних спиртів:
А C_nH_{2n+2} ; **Б** $2 C_nH_n$; **В** C_nH_{2n-2} ; **Г** $C_nH_{2n+1} OH$.
2. Функціональна група насичених одноатомних спиртів:
А -CHO ; **Б** -COOH; **В** -OH ; **Г** -CH₃ .
3. Реакції з розривом зв'язку R—O—H відбуваються:
А з галогенами; **В** активними металами;
Б киснем; **Г** купрум(II) оксидом.
4. Реакції з розривом зв'язку R—O—H — це:
А окиснення; **В** гідратація;
Б гідрування; **Г** дегідратація.
5. Лабораторний спосіб одержання спиртів:
А гідроліз галогеналканів; **В** бродіння;
Б із синтез-газу; **Г** гідратація етену.
6. Промисловий спосіб одержання спиртів:
А гідроліз галогеналканів; **В** гідрування етену;
Б із синтез-газу; **Г** гідроліз алкінів.

Лекція № 11

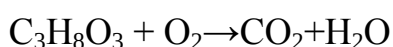
Поняття про багатоатомні спирти на прикладі гліцеролу, його хімічні властивості. Фенол: склад і будова молекули, фізичні та хімічні властивості

1. Фізичні властивості гліцеролу : за підручником, § 16, с.98, або з інтернет-джерел.

2. Хімічні властивості гліцеролу

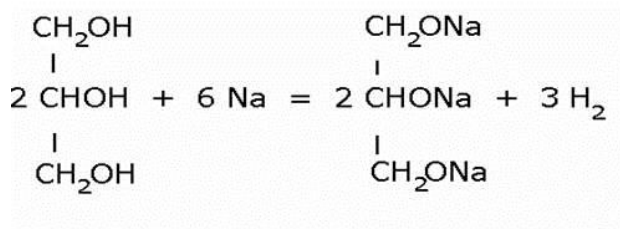
Гліцерол має подібні властивості з одноатомними спиртами — це окиснення, взаємодія з активними металами та галогеноводнями (гідрогенгалогенідами), реакція естерифікації.

1) Повне окиснення:



Пропонуємо студентам дібрати коефіцієнти

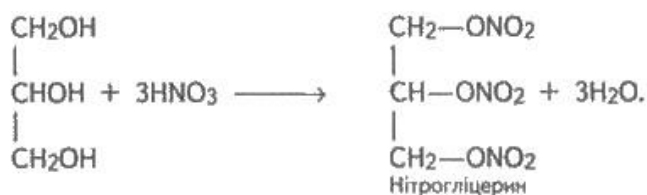
2) Взаємодія з активними металами (відбувається заміщення атомів Гідрогену в гідроксогрупі спирту):



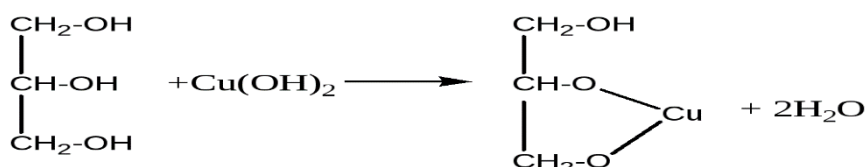
3) Взаємодія з гідрогенгалогенідами (неповне):



4) Взаємодія з нітратною кислотою . Утворення естеру(складного ефіру) тринітрогліцеролу.



5) Відмінною властивістю гліцеролу від одноатомних спиртів є взаємодія з основами. У багатоатомних спиртів унаслідок наявності декількох гідроксогруп та їх взаємного впливу одна на одну проявляються слабкі кислотні властивості. Тому , щоб виявити багатоатомні спирти , треба проводити реакцію із свіжевиготовленим розчином купрум (II) гідроксиду. Блакитний осад купрум(II) гідроксиду після доливання до розчину гліцеролу перетворюється на синій розчин купрум(II) гліцеролу:



3.Фенол: склад, будова, властивості, застосування

Цю речовину відкрили в 1771 році. Відразу після відкриття її стали використовувати як барвник. Текстильники фарбували нею тканини. І тільки в 1841 році Огюст Лоран встановив її формулу. Про цю речовину ви, можливо, чули, коли читали твори письменників ХІХ ст., наприклад Л. М. Толстого. Називалася вона раніше карболкою, або карболовою кислотою.

Фенолами називаються гідроксильні похідні ароматичних вуглеводнів, у яких гідроксильна група перебуває при атомі Карбону, що міститься у складі бензенового циклу.

За кількістю гідроксильних груп феноли поділяють на:

одноатомні — містять одну групу -ОН (ареноли);

двохатомні — містять дві групи -ОН (арендіоли);

трьохатомні — містять три групи -ОН (арентриоли).

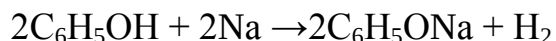
Родоначалником одноатомних фенолів є фенол. Назви гомологів фенолу утворюють з використанням родоначальної структури — *фенол*.
 $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ фенол

Феноли істотно відрізняються за своїми фізичними і хімічними властивостями від спиртів. Головна причина цих відмінностей полягає в різному характері електронної взаємодії гідроксильної групи з вуглеводневим радикалом. У фенолах атом Оксигену гідроксильної групи сполучений із Карбоном ароматичної системи, який перебуває в sp^2 гібридному стані, і тому відбувається зміщення неподіленої пари електронів атома Оксигену. Це призводить до збільшення полярності зв'язку О -- Н, за рахунок чого фенол набуває властивості слабкої кислоти (карболової).

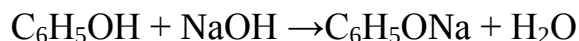
4. Хімічні властивості фенолу

Властивості залежать від його будови. Молекула складається з бензенового ядра та гідроксогрупи. А згідно з теорією будови органічних сполук, атоми та групи атомів взаємно впливають один на одного й обумовлюють хімічні властивості речовин. Отже, можна припустити, що властивості фенолу будуть подібні до властивостей спиртів та до властивостей бензену.

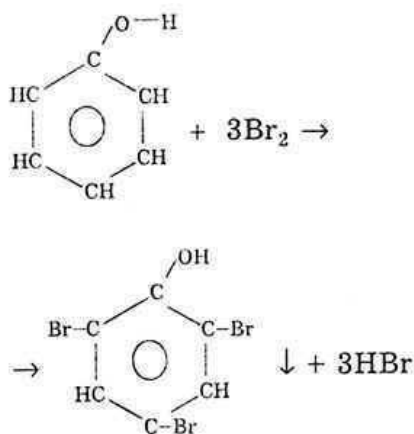
- 1) Взаємодія з активними металами – реакція заміщення атомів Гідрогену в гідроксогрупі, що є спільною властивістю фенолу та спиртів.



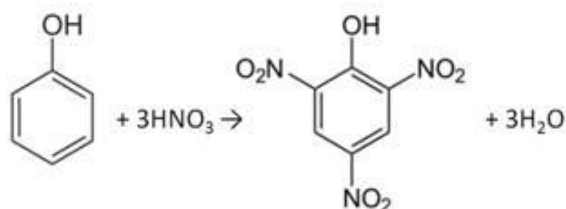
- 2) Бензенове ядро так впливає на гідроксогрупу фенолу, що він є слабкою кислотою. Його називають карболова кислота. Тому він реагує з лугами, що відрізняє фенол від одноатомних спиртів.



- 3) Гідроксогрупа, у свою чергу, впливає на бензенове ядро так, що реакція заміщення у бензеновому ядрі відбувається в положеннях 2,4,6. Наприклад, реакція з бромною водою:



Та нітратною кислотою



4) Якісна реакція на фенол – взаємодія з ферум(III)хлоридом з утворенням фіолетового розчину.

5. Добування фенолу

1. Природні джерела.

Фенол уперше добув Ф. Рунгу в 1834 році з кам'яновугільної смоли і назвав карболовою кислотою. Крім того, фенол утворюється при крекінгу нафти. Проте найчастіше його добувають синтетичними методами.

2. Синтетичні методи.

Промисловий синтез фенолу здійснюють із бензену. Реакцію проводять у дві стадії: спочатку бензен обробляють сульфуром або хлорують, а потім за жорстких умов під дією лугу проводять заміну сульфогрупи або атома Хлору на групу $-\text{OH}$.

6. Застосування фенолу

Фенол — отруйна речовина! Ось як описував А. П. Чехов у своєму оповіданні «Вороги» дію фенолу на організм людини. «Через дифтерію всю прислугу ще зранку вислали з будинку. Кирилов, як був, без сюртука, у розстебнутій жилетці, не витираючи мокрого чола і рук, обпалених карболкою, пішов сам відчиняти двері».

7. Охорона навколишнього середовища від промислових відходів, що містять фенол

Тільки-но фенол потрапляє до водойми, він перетворюється на «антигероя». Його шкідливість полягає в його токсичності. Фенол окиснюється розчиненим у воді киснем і активно поглинає його. Риба в забруднених фенолом водоймах якщо і виживає, то все одно стає неїстівною, набуваючи неприємного запаху. Через фенол і його взаємодію із солями Феруму водойма «зацвітає». У ній починається піноутворення. Знешкодити таку воду хлоруванням не можна. Утворюються хлорофеноли, які є ще більш отруйними для живих організмів.

Домашнє завдання: скласти конспект; приготуватися до опитування.

Підручник: § 16 -- 17, с. 98-108.

Обов'язково переглянути відеозаняття:

https://www.youtube.com/watch?v=_honyxMc5Tg – онлайн школа

Багатоатомні спирти

<https://www.youtube.com/watch?v=-D9CfrorSXM>

<https://www.youtube.com/watch?v=rezAn5R61pk>

Феноли

<https://www.youtube.com/watch?v=7q0s07gPP8Q>

<https://www.youtube.com/watch?v=fLAJj9gUnDI-->

<https://www.youtube.com/watch?v=MoN-vjs83rM>

Лекція № 12

Альдегіди. Фізичні та хімічні властивості етаналю, його одержання.

Функціональна група – це група атомів, яка обумовлює хімічні властивості даного класу речовин.

1. Поняття про альдегіди (за підручником, § 18, с.110).

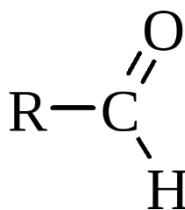
2. Гомологічний ряд альдегідів, загальна формула (за підручником, § 18, с.110-111).

Назви альдегідів

формула	Назва IUPAC	Тривіальна назва
HCHO	метаналь	Формальдегід, мурашиний альдегід
CH ₃ CHO	етаналь	Ацетальдегід, оцтовий альдегід
C ₂ H ₅ CHO	пропаналь	Пропіоновий альдегід
C ₃ H ₇ CHO	бутаналь	Масляний альдегід
C ₄ H ₉ CHO	петаналь	Валеріановий альдегід

Вкажіть, що спільного в будові всіх альдегідів.

Так, усі вони мають характеристичну групу – карбонільну:



Загальна формула альдегідів C_nH_{2n}O.

3.Ізомерія альдегідів(за підручником, § 18, с.112).

4.Фізичні властивості альдегідів(за підручником, § 18, с.112 -- 113).

5.Хімічні властивості оцтового альдегіду.

Властивості альдегідів залежать від будови. Молекула містить характеристичну групу – карбонільну.

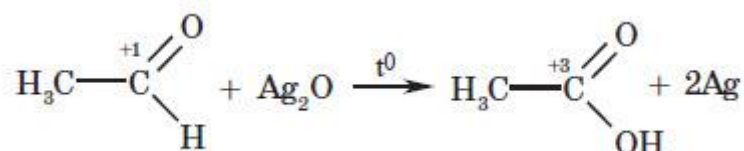
Отже, можна припустити , що властивості альдегідів будуть визначатися подвійним зв'язком й атомом Гідрогену карбонільної групи.

Тому для альдегідів будуть характерні реакції окиснення та приєднання.

1. У молекулах альдегідів м'яко окиснюється атом Гідрогену карбонільної групи. Ці реакції є якісними на альдегіди.

А) Реакція «срібного дзеркала» - окиснення амоніаковим розчином аргентум(I) оксиду.

(1)

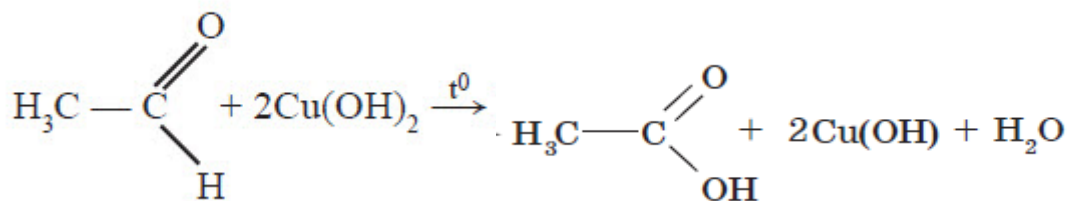


Утворились: етанова(оцтова) кислота та срібло.

Б) Окиснення свіжеприготовленим розчином купрум(II) гідроксиду

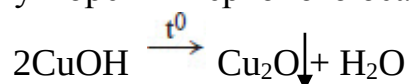
$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ --купрум(II) гідроксид (блакитний осад), натрій сульфат.

(2)



Оцтова кислота + купрум(I) гідроксид(жовтий осад) + вода

При подальшому нагріванні відбувається розклад купрум(I) гідроксиду й утворення червоного осаду купрум(I) оксиду:

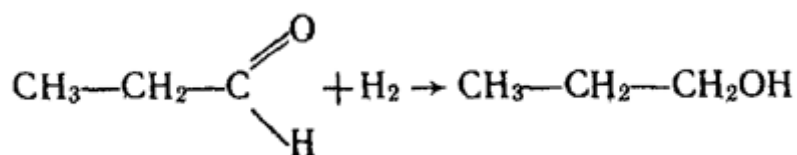


Отже, в результаті реакцій окиснення альдегідів утворюються карбонові кислоти. У цих випадках утворилася оцтова кислота .

2.Реакція приєднання водню до альдегідів відбуваються за місцем подвійного зв'язку.

Відновлення або гідрування альдегідів призводить до утворення спиртів.

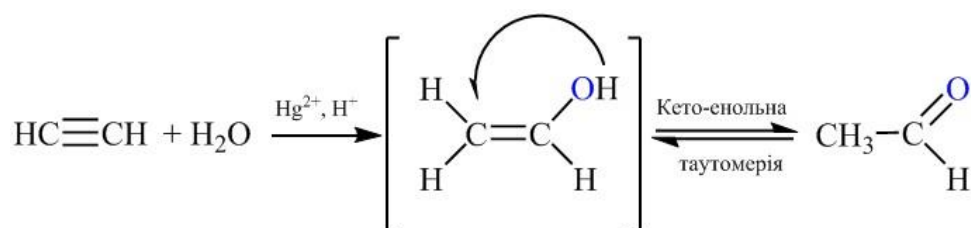
(3)



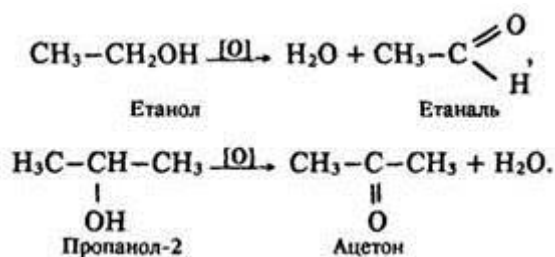
Утворився пропан -1-ол

5. Одержання етаналю.

1. Гідратація етину -- реакція Кучерова.



2. М'яке окиснення етанолу ми вивчали як якісну реакцію на одноатомні спирти.



Домашнє завдання.

Скласти конспект; приготуватися до опитування.

Підручник: § 18 – 19.

Обов'язково переглянути відеозаняття.

Відеозаняття

1. <https://www.youtube.com/watch?v=5Qt14yIKbwQ> – загальна характеристика

2. <https://www.youtube.com/watch?v=-zT3y4Kbyac> -- хімічні властивості

3. <https://www.youtube.com/watch?v=90cPnIXiLUk>

Дослід:

<https://youtu.be/9yCdI9ckbfU> -- реакція «Серебряного зеркала»

Лекція № 13

Підсумкове заняття

Виконання вправ на закріплення матеріалу.

Студенти працюють в групах.

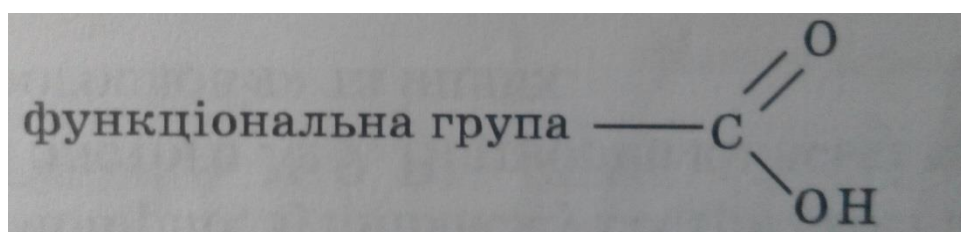
1. Закінчити рівняння реакцій
2. Фенол + калій
3. Фенол+кальцій
4. Фенол + калій гідроксид
5. Фенол + бромна вода
6. Пропанол , нагрівання до 180°C
7. Горіння метанолу
8. Часткове окиснення етанолу
9. Гліцерин та гідрогенхлорид
10. Етанол та гідрогенбромід
11. Гідратація етену
12. Гідроліз хлороетану
13. Етаналь + купрум(II) гідроксид
14. Відновлення метаналю
15. Реакція «срібного дзеркала» для пропаналю
16. М'яке окиснення метанолу
17. Гідратація ацетилену

На екран демонструємо рівняння реакцій, які потрібно закінчити.
Взаємоперевірка робіт.

Лекція № 14 – 15

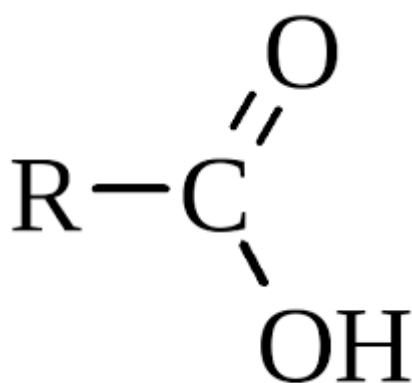
Карбонові кислоти, їх поширення в природі та класифікація. Фізичні властивості насичених одноосновних карбонових кислот

Оскільки органічні кислоти, так само як і решта органічних сполук, мають у своєму складі вуглеводний кістяк, то всі органічні кислоти називають карбоновими кислотами. Карбонові кислоти належать до оксигеновмісних органічних сполук і мають у своєму складі функціональну групу, що визначає їхню приналежність до кислот.



У кислот функціональна група поєднує в собі карбонову та гідроксильну групи – COOH . Цю групу називають карбоксильною групою.

Загальна формула – $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$ або $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$.



Номенклатура карбонових кислот

Правила складання назв карбонових кислот за міжнародною номенклатурою аналогічні до правил для спиртів, альдегідів та вуглеводнів. Назва кислоти походить від назви відповідного вуглеводню додаванням суфікса –ова до назви алкану. У зв'язку з тим, що багато карбонових кислот

були відкриті задовго до прийняття правил міжнародної номенклатури, більшість із них мають тривіальні назви, які ми наводимо в таблиці.

Назва карбонових кислот та їх солей

Формула. Назва IUPAC	Тривіальна назва	Назва солей
HCOOH метанова	мурашина	Форміат (метаноат)
CH_3COOH етанова	оцтова	Ацетат (етаноат)
$\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ пропанова	пропіонова	Пропіонат (пропаноат)
$\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$ бутанова	масляна	Бутират (бутаноат)
$\text{C}_4\text{H}_9\text{COOH}$ пентанова	валеріанова	Валерат (пентаноат)
$\text{C}_5\text{H}_{11}\text{COOH}$ гексанова	капронова	Капронат (гексаноат)
$\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$ гексадеканова	пальмітинова	Пальмінат
$\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ октадеканова	стеаринова	Стеарат
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{-CH=CH-(CH}_2)_7\text{COOH}$ октадеценова	олеїнова	Олеат

Класифікація карбонових кислот

1) За кількістю функціональних груп :

- А) одноосновні
- Б) багатоосновні

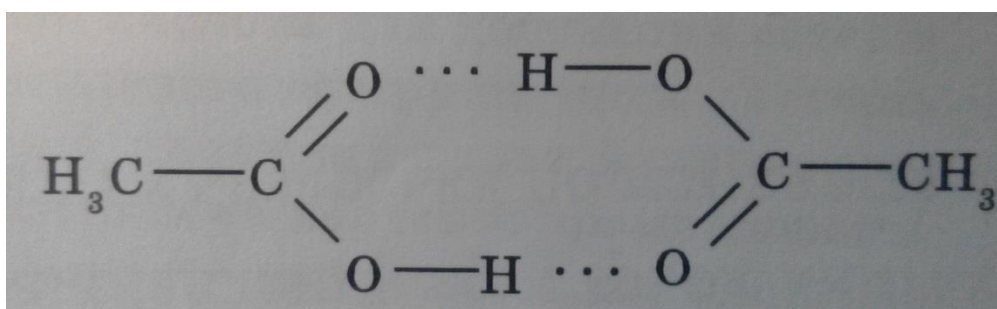
2) За характером карбонового радикалу :

- А) насичені
- Б) ненасичені
- В) ароматичні

Фізичні властивості карбонових кислот

На відміну від альдегідів, уже перший член ряду – метанова кислота – рідина з досить високою температурою кипіння, початкові члени ряду мають різкий запах, пропіонова має запах поту, запах бутанової кислоти відчувається при підгоранні їжі на сковороді, запах інших рідких кислот так само неприємний. Карбонові кислоти із числом атомів Карбону, більшим від 10, є твердими речовинами.

Оскільки в молекулах кислот одночасно присутні і негативно, і позитивно заряджені атоми, то можуть утворитися подвійні молекули – димери з двома водневими зв'язками:



Природно, що в такому разі асоціація молекул виявляється більш міцною, ніж при наявності одного водневого зв'язку. У зв'язку із цим температури кипіння й плавлення кислот більші, ніж у відповідних їм спиртів чи альдегідів.

Домашнє завдання.

Скласти конспект; приготуватися до опитування та Лабораторної роботи № 3.

Підручник: § 20 – 21.

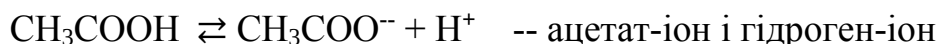
Обов'язково переглянути відеозаняття:

1. https://www.youtube.com/watch?v=ruVxk_yf4gM
2. <https://www.youtube.com/watch?v=W8hFqIYdDsI>

Лекція № 15

Хімічні властивості насичених одноосновних карбонових кислот

1. Зміна кольору індикаторів за рахунок дисоціації на йони:



2. Взаємодія з металами:



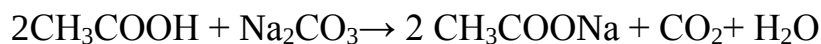
3. Взаємодія з оксидами металів:



4. Взаємодія з лугами:



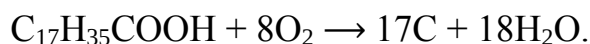
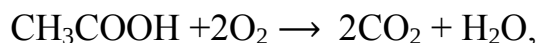
5. Взаємодія с солями слабких кислот:



--ацетат натрію, карбон(IV) оксид і вода

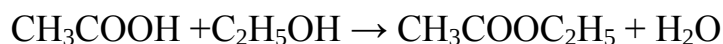
6. Горіння.

Як і більшість органічних сполук, карбонові кислоти дуже добре горять, причому чим більший є вуглеводневий радикал, тим більша ймовірність протікання реакції горіння з виділенням сажі (вільного вуглецю):



7. Реакція естерифікації.

Карбонові кислоти здатні взаємодіяти зі спиртами з утворенням естерів:



етиловий естер етанової кислоти (етилетаноат)

Реакція естерифікації відбувається в присутності сульфатної кислоти, яка в цьому разі відіграє роль каталізатора та водовіддільмальної речовини. Роль водовіддільмальної речовини в цьому разі полягає в полегшенні протікання реакції та зміщенні рівноваги в бік утворення продуктів реакції.

Застосування карбонових кислот

1. Застосування метанової кислоти.

Оскільки при нагріванні метанової кислоти з етановою виділяється чадний газ, то її часто використовують у лабораторії для добування чистого чадного газу.

Метанову кислоту широко використовують в органічному синтезі як протраву при фарбуванні текстилю, у бджільництві проти вароатозу, для добування пестицидів тощо. У медицині метанову кислоту застосовують у вигляді 1% спиртового розчину (метанол) як розтирку при невралгіях, міозитах та інших захворюваннях.

2. Застосування етанової кислоти.

Етанова кислота належить до найбільш використовуваних з органічних кислот. У цьому сенсі її можна порівняти із сульфатною кислотою.

Реакцією плюмбум (II) оксиду з етановою кислотою добувають плюмбум (II) етаноат $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ (його також називають свинцевим цукром, унаслідок солодкого смаку), розчин якого застосовують у медицині (свинцева примочка).

Взаємодією ферум (III) гідроксиду з кислотою добувають ферум (III) етаноат $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$, відомий як протрава при фарбуванні: нанесений на тканину, він, з одного боку, міцно втримується волокнами, з іншого боку, добре втримує барвник.

Найчастіше етанова кислота утворює із важкими металами солі, у складі яких поряд з кислотними залишками містяться гідроксильні групи, наприклад $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$.

На мову хімії можна перекласти й використання етанової кислоти для добування естерів, наприклад етилового естеру та інших естерів, які

через їхній приємний запах використовують у парфумерній та харчовій промисловості.

У сільському господарстві та харчовій промисловості етанову кислоту, а також її найближчі гомологи – метанову й пропанову – використовують як консерванти, що запобігають гнилим процесам і зберігають високу поживність кормів.

Домашнє завдання.

Скласти конспект; приготуватися до опитування та Лабораторної роботи № 3.

Підручник: § 20 – 21.

Обов'язково переглянути відеозаняття:

1. https://www.youtube.com/watch?v=ruVxk_yf4gM
2. <https://www.youtube.com/watch?v=W8hFqIYdDsI>
3. <https://www.youtube.com/watch?v=DtjC5sOCHww&t=14s>

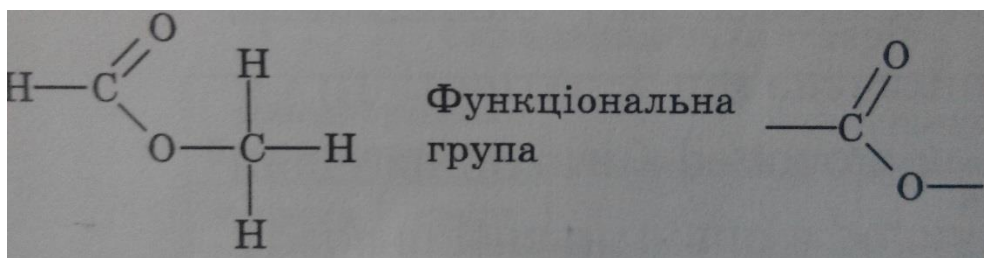
Лекція № 16

Естери, фізичні властивості. Гідроліз естерів.

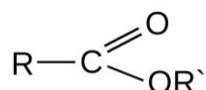
Класифікація жирів, їхні хімічні властивості

Поняття про естери

Функціональна група естерів подібна до функціональної групи карбонових кислот: функціональна група естерів –COO-, а функціональна група карбонових кислот –COOH. Найпростіший представник естерів:



Естери – це похідні оксигеновмісних кислот, у яких гідроксогрупи кислоти заміщені залишками спирту. Загальна формула естерів органічних кислот:



Де R, R' – карбонові радикали.

Розрізняють естери органічних кислот та мінеральних.

Номенклатура

Вживають іще таку загальну назву естерів – складні ефіри.

Назви естерів походять від назви кислоти та спирту, з яких отримано естер.

Складання назв естерів

Для добування було використано		Назва естеру	Назва згідно із номенклатурою IUPAC
кислота	спирт		
Етанова	Етиловий	Етиловий естер етанової кислоти	Етилацетат, етилетаноат
Метанова	Пропіловий	Пропіловий естер метанової кислоти	Пропілформіат, пропілметаноат
Бензойна	Аміловий	Аміловий естер бензойної кислоти	Амилбензоат, пентилбензоат

Ізомерія. Для естерів характерна ізомерія вуглеводневих радикалів, а також міжкласова – з карбоновими кислотами. Так, ізомером етилетаноату $CH_3-COO-C_2H_5$ є бутанова кислота C_3H_7COOH .

Будова молекули. Молекули естерів складаються з двох структурних елементів – радикалів кислоти та спирту. Атом Оксигену, що їх з'єднує, походить від спирту.

Поширення у природі. Естери дуже поширені в природі. Багато з них входять до складу ефірних олій і обумовлює приємний запах квітів, плодів і ягід. Естери трьохатомного спирту гліцерину та вищих карбонових кислот є основою жирів, а вищих одноатомних спиртів і монокарбонових жирних кислот – воску та спермацету (жироподібна маса, яку продукують у великій кількості кашалоти).

Фізичні властивості та застосування естерів

Нижні естери є рідинами. Зі збільшенням молекулярної маси температура плавлення та кипіння збільшується, й вищі естери є твердими речовинами. Естери нижчих карбонових кислот і спиртів – безбарвні леткі рідини з приємним фруктовим запахом. Естери мінеральних кислот – маслянисті рідини з приємним запахом, вищих спиртів і вищих карбонових кислот – тверді речовини, що майже не мають запаху.

Естери не розчиняються у воді, добре розчиняються в спирті, естері. Більшість естерів мають приємний запах, унаслідок чого дуже багато естерів застосовують у парфумерії та харчовій промисловості як ароматизатори із фруктовими запахами.

Окрім того, етилформіат використовують для виробництва вітаміну В₁: етилетаноат і бутиратетаноат – як розчинники естерів, целюлози, каучуків, вінілових полімерів, жирів і восків, а також як клей для деяких пластмас. Бензил-бензонат використовують для боротьби з коростявими кліщами та для лікування корости.

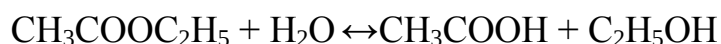
Естери, що використовують як ароматизатори

Назва естеру	Запах естеру
Етиловий естер метанової кислоти	рому
Метиловий естер бутанової кислоти	яблук
Етиловий естер бутанової кислоти	ананаса
Ізоаміловий естер бутанової кислоти	абрикоса
Аміловий естер етанової кислоти	бананів
Ізобутиловий естер етанової кислоти	бананів

Ізоаміловий естер етанової кислоти	груші
Бензиловий естер етанової кислоти	жасміну
2-фенілетиловий естер фенілетанової кислоти	меду й гіацинтів
2-фенілетиловий естер метанової кислоти	троянд і хризантем

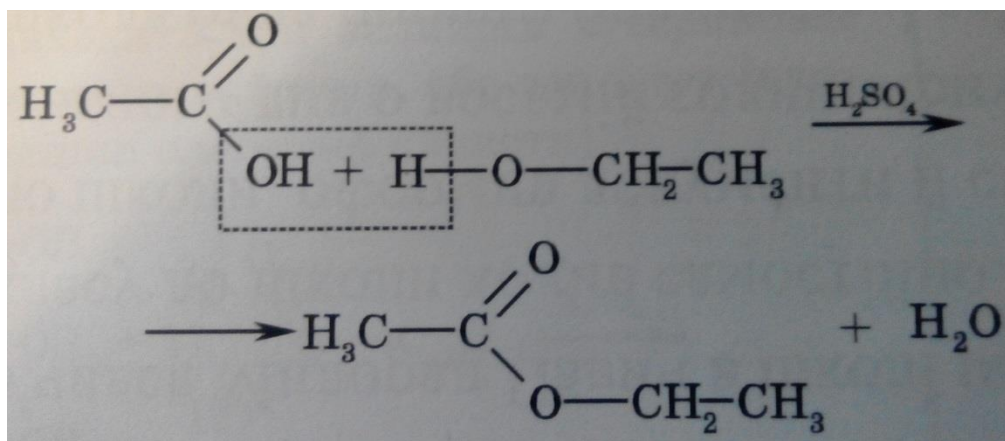
Хімічні властивості естерів

З усіх хімічних властивостей естерів найбільш важлива тільки реакція, зворотна реакції естерифікації – гідроліз естерів. Ця реакція відбувається в присутності як кислот, так і лугів, що виступають у ролі каталізаторів:



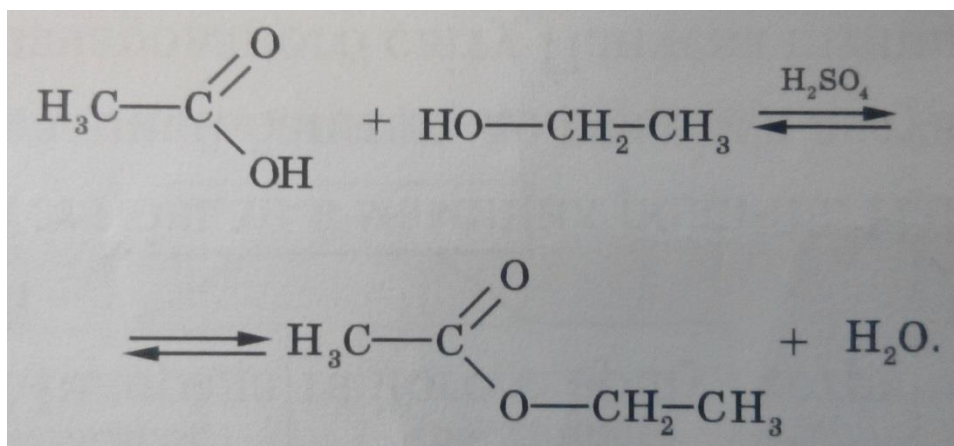
Добування естерів

У лабораторній практиці естери добувають, в основному, кип'ятінням карбонових кислот зі спиртами в присутності сульфатної кислоти. У цьому разі сульфатна кислота відіграє роль каталізатора й водовідіймальної речовини, тобто вона зв'язує утворювану воду й не дозволяє їй вступати у зворотну реакцію гідролізу утворюваного естеру:



Цю реакцію заведено називати реакцією естерифікації.

Реакція естерифікації є оборотною реакцією: поряд з реакцією утворення естеру відбувається зворотна реакція - реакція гідролізу. І рівняння реакції більш правильно записувати так:



Застосування. Естери застосовують :

- Як розчинники у харчовій промисловості (для приготування фруктових есенцій)
- У косметиці
- У медицині (ізоамілнітрат, етилнітрат).

Жири

Жири разом із вуглеводами і білками є цінним харчовим продуктом. Для здорового організму людини добова потреба жиру становить 70–100 г. Із збільшенням віку і зменшенням фізичного навантаження споживання жирів слід зменшити, оскільки надлишок жирів в організмі людини є однією з головних причин багатьох захворювань, особливо серцево-судинних.

Уживання жирів у межах норми необхідно і дуже важливо для людини, що пов'язано з наявністю в їхньому складі фізіологічно активних речовин. Вони поліпшують діяльність нервової системи, мають жовчогінну дію, сприяють регенерації крові після крововтрати. Пригадайте з курсу біології, що вони є основними джерелами енергії в організмі (1 г жиру дає 38,9 кДж енергії).

Будову жирів було встановлено у XIX ст. французькими вченими-хіміками. М. Шеврель методом гідролізу встановив, що жири складаються з трьохатомного спирту гліцеролу і вищих карбонових кислот (стеаринової, пальмітинової, олеїнової, лінолевої). Відомо, що карбонові кислоти під час взаємодії зі спиртами утворюють естери, а оскільки жири утворюються з трьохатомного спирту гліцеролу і вищих насичених і ненасичених кислот, то легко дійти висновку, що жири — це естери.

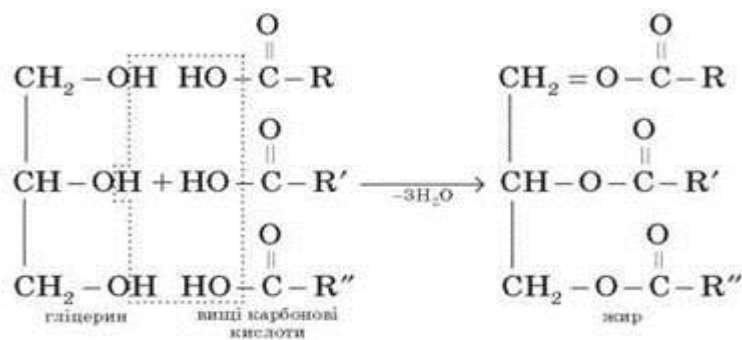
Жири містяться в усіх рослинних і тваринних організмах. Тваринні жири (баранячий, свинячий, яловичий) — естери гліцеролу і граничних кислот (виключення становить риб'ячий жир).

У складі рослинних жирів (соняшникової, соєвої, бавовняної олій) міститься гліцерол і залишки неграничних кислот (виключення становить кокосова олія).

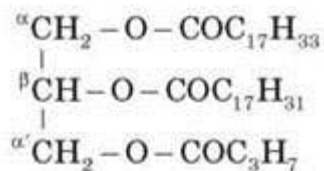
У 1854 році Марселен Бертло уперше синтезував жир. Він нагрівав гліцерол з вищою карбоною кислотою у запаяній посудині.

Жири можна охарактеризувати як естери, утворені трьохатомним спиртом – гліцеролом і трьома молекулами вищих карбонових кислот. З карбонових кислот найчастіше зустрічаються стеаринова кислота $C_{17}H_{35}COOH$ та олеїнова кислота $C_{17}H_{33}COOH$.

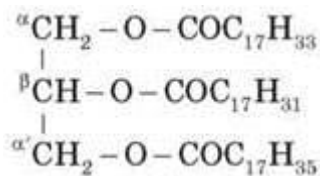
Називають жири за їхнім складом: наводячи залишки карбонових кислот, що містяться у їх складі. Наприклад, тристеариновий жир, або тристеарат (входить три залишки стеаринової кислоти), триолеїновий жир, або триолеат (входить три залишки олеїнової кислоти).



Вершкове масло: олео-пальміно-бутират

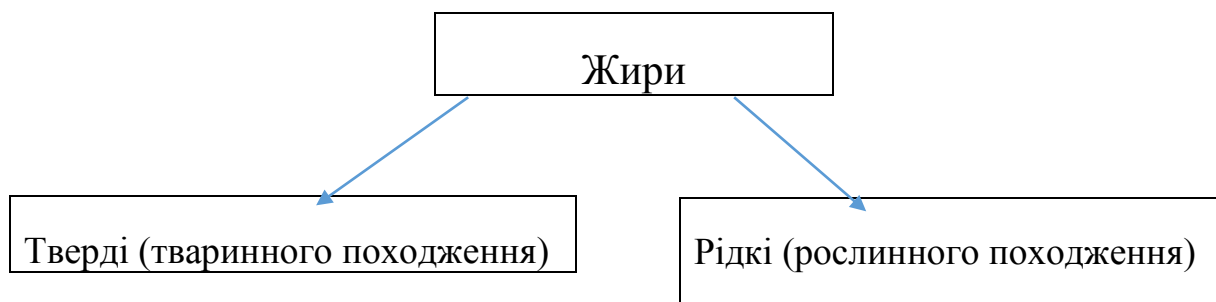


Свиняче сало: олео-пальміно-стеарат



Соняшникова, горіхова олії: 30-50 % гліцеридів лінолевої кислоти, решта — олеїнової кислоти.

Усі жири поділяють на дві основні групи.



Хоча ця класифікація, скоріше, біологічна, ніж хімічна, однак можна вивести одну закономірність: тверді жири утворені переважно вищими насиченими карбоновими кислотами, а рідкі – переважно ненасиченими.

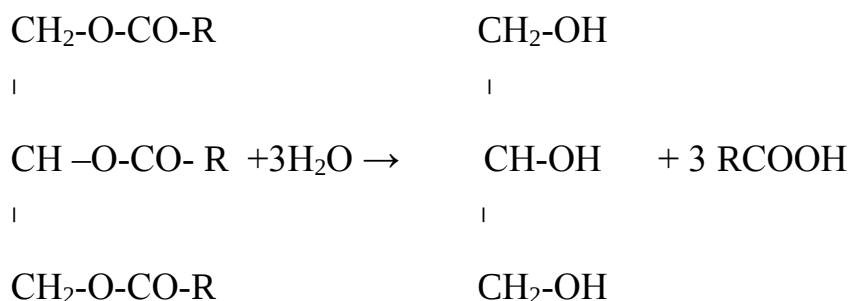
Тваринні жири найчастіше тверді (яловичий, баранячий), але зустрічаються й рідкі (риб'ячий жир), тимчасом як рослинні жири найчастіше рідкі речовини (льняна, соняшникова олія), але є й тверді (кокосове масло).

Жири дуже розповсюджені в природі. Поряд з вуглеводами й білками вони входять до складу всіх рослинних і тваринних організмів і є однією з основних частин нашої їжі.

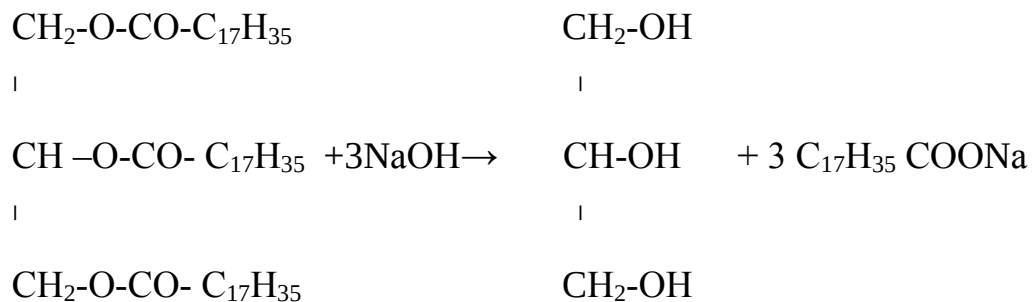
Усі жири легше, аніж вода. У воді вони не розчинні, але добре розчиняються в багатьох органічних розчинниках (дихлороетані, бензині).

Хімічні властивості жирів

1. Гідроліз кислотний . Утворюються гліцерол на вищі жирні кислоти.

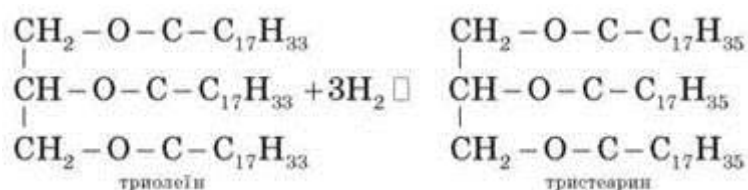


2. Гідроліз лужний , або омилення . Утворюються гліцерол та натрієві або калієві солі жирних кислот – мило.



Мило – це натрієві чи калієві солі вищих насичених карбонових кислот . Натрієві солі – тверде мило , калієві – рідке.

3. Гідрування рідких жирів (олій) , його значення , поняття маргарин.



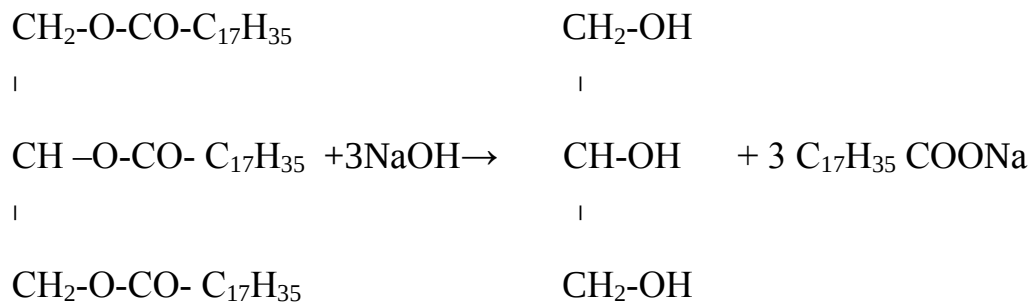
Оскільки до складу рідких жирів входить залишки ненасичених карбонових кислот, то вони здатні приєднувати молекули водню. Таким чином рідкі жири перетворюються на тверді. Цей процес дуже часто застосовують для добування комбінованих жирів та маргаринів.

Як і будь-який процес гідрування, жири гідрують у присутності каталізатора – платини або нікелю при високому тиску водню. Одним з найбільш істотних недоліків цієї реакції є використання дорогих каталізаторів, невеликі кількості яких потім можуть входити до складу отриманих жирових сумішей. Пошук дешевих і нетоксичних каталізаторів – це одна з основних проблем виробництва жирових сумішей.

Мило

Милом є солі вищих карбонових кислот. Як і жири, мило можна класифікувати за агрегатним станом за звичайних умов. Так, розрізняють тверде мило (натрієві солі вищих карбонових кислот) та рідке мило (калієві солі вищих карбонових кислот) . Відповідно, формула мила: $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$ – натрій стеарат та $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOK}$ – калій стеарат.

Основний метод добування мила – гідроліз жирів. Якщо жир нагрівати з розчином соди або лугу, то виходить мило. Щоб виділити мило, у розчин додають натрій хлорид (NaCl), при цьому мило спливає наверх у вигляді щільного шару – ядра. Із цієї маси виготовляють так зване ядрове мило – звичайні сорти господарського мила:



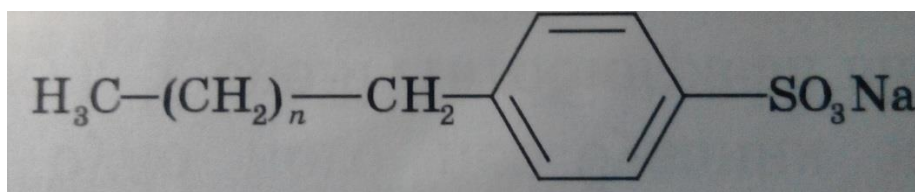
Виробництво мила вимагає великої витрати жирів. Тим часом жири – найцінніший продукт харчування. Щоб зберегти їх, мило краще добувати з нехарчової сировини. Сьогодні такі можливості надає органічна хімія.

У складі мила містяться солі вищих карбонових кислот. Зараз такі кислоти добуваються у промисловості окисненням вуглеводнів, що входять до складу парафіну (нафти).

У результаті утворюється суміш різних кислот та інших оксигеновмісних сполук, які піддають роз'єднанню.

Нейтралізацією кислот добувають солі. Ці солі(у суміші з наповнювачем) ідуть на виробництво туалетного та господарського мила. Але мило, добуте із синтетичних кислот, аналогічне за своєю хімічною природою до звичайного мила, отже, має його недоліки: погано мие у твердій воді. Саме тому зараз розвивається виробництво мийних засобів іншого типу: це синтетичні мийні засоби (СМЗ).

Дуже розповсюдженим видом СМЗ є алкілбензосульфонати:



За будовою такі солі подібні до солей, що входять до складу звичайного мила (вони, як і мило, мають поверхневу активність і гарну мийну дію). Але, на відміну від звичайного мила, такі речовини **не** втрачають мийних властивостей у твердій воді, оскільки утворені при цьому кальцієві та магнієві солі виявляються розчинними й, отже, поверхнево активна речовина залишається у воді, а не випадає в осад.

Домашнє завдання.

- 1.Скласти конспект; приготуватися до опитування.
2. Підручник: § 22 --23.

3.Переглянути відеозаняття:

1. <https://www.youtube.com/watch?v=q-Yb6mTl7sY>
2. https://www.youtube.com/watch?v=38-ODkdI_K4 -- онлайншкола
3. <https://www.youtube.com/watch?v=3psgmu-ocyE>
4. <https://www.youtube.com/watch?v=jBmzIcnwosk>-- онлайншкола
5. https://www.youtube.com/watch?v=-EXM0_1BdCQ

Лекція № 17

Вуглеводи. Класифікація вуглеводів. Хімічні властивості глюкози. Сахароза, крохмаль і целюлоза

1.Вуглеводи — органічні речовини, молекули яких містять атоми Карбону, Гідрогену і Оксигену, причому співвідношення Гідрогену й Оксигену зазвичай таке, як у молекулі води (2 : 1).

Загальна формула вуглеводів — $C_n(H_2O)_m$.

Вуглеводи значно поширені в природі. Вони утворюються в зелених рослинах у результаті процесу фотосинтезу з вуглекислого газу CO_2 і води H_2O . Вуглеводи відіграють важливу роль у житті людини, тварин і рослин. Як і жири, вони є джерелом енергії в організмі. Одні з них, наприклад крохмаль, належать до основних поживних речовин. Їжа людини приблизно на 70 % складається з вуглеводів. З інших (целюлоза) виготовляють тканини, папір, штучне волокно.

Назва «вуглеводи» виникла тому, що перші вивчені представники цього класу сполук склалися з вуглецю і води. Пізніше було виявлено вуглеводи, що не відповідають цій формулі, але безперечно, за іншими ознаками належать до вуглеводів.

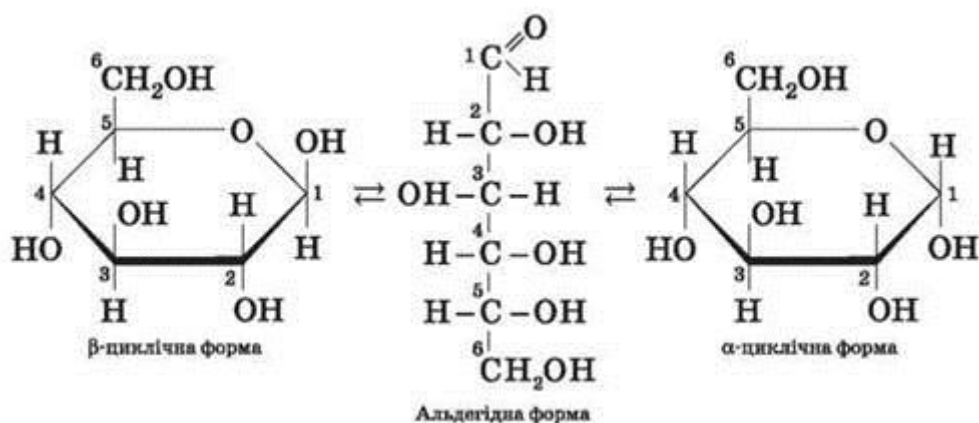
Тому назва цього класу зовсім не виражає його специфічних властивостей і залишається в хімії за традицією. Інші назви: сахариди, сахари.

2. Класифікація вуглеводів



3. Будова молекули глюкози

$C_6H_{12}O_6$ – це молекулярна формула глюкози. У кристалічному стані молекули глюкози мають циклічну будову. У водних розчинах існують альдегідна та циклічні форми (α - та β - форми , переважає β - форма)

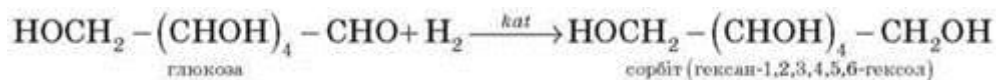


Отже , молекула глюкози містить у своєму складі альдегідну групу (карбонільну) та 5 гідроксигруп. Глюкоза за будовою є альдегідоспиртом.

Є ще речовини з формулою $C_6H_{12}O_6$. Наприклад, фруктоза . Але будова у неї інша , отже вона є ізомером глюкози. (можна підготувати невеличкі повідомлення про фруктозу).

Ознакою цієї реакції є випадання морквяного осаду, що є якісним визначенням глюкози.

в) Як альдегід глюкоза також гідрується до шестиатомного спирту сорбіту:



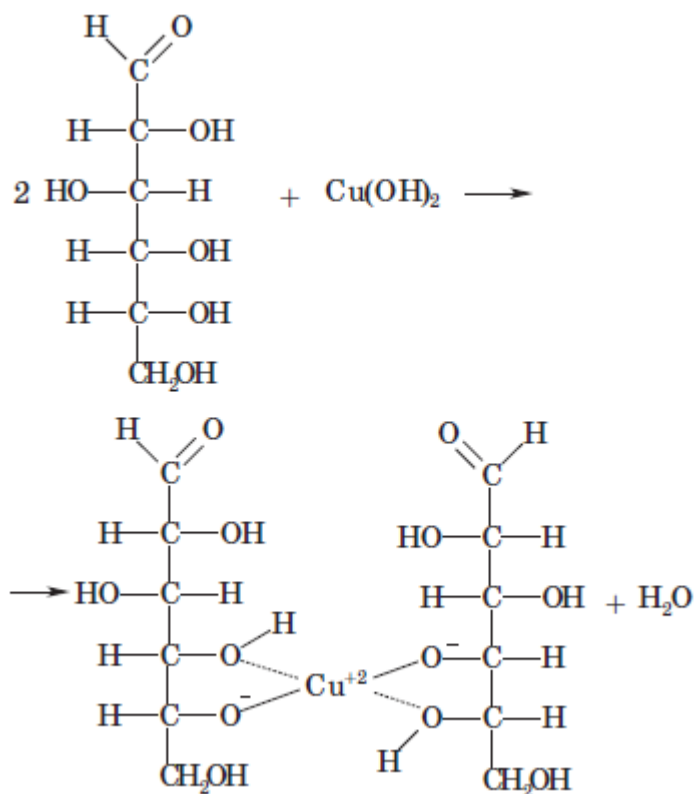
Сорбіт використовують як цукрозамінник для хворих на діабет.

Отже, реакції глюкози з амоніаковим розчином аргентум оксиду, купрум(II) гідроксидом та воднем підтверджують наявність альдегідної групи в її будові.

II. Як багатоатомний спирт глюкоза взаємодіє з купрум (II) гідроксидом, і знову блакитний осад під час взаємодії з глюкозою утворює синій розчин – якісна реакція на багатоатомні спирти.

$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ -- утворились купрум(II) гідроксид (блакитний осад), натрій сульфат

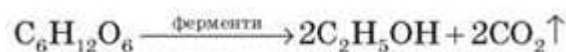
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow$ глюкозид купруму(II), синій розчин



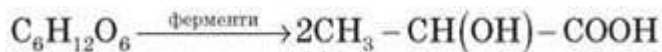
III. Особливою властивістю глюкози є бродіння

Відомо кілька видів бродіння – спиртове , молочнокисле, маслянокисле.

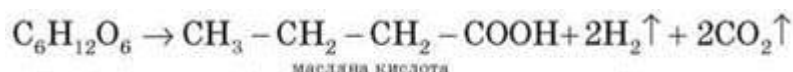
Під дією ферментів дріжджів відбувається спиртове бродіння



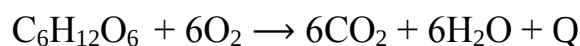
Молочнокисле бродіння:



Маслянокисле бродіння:



IV. Окиснення



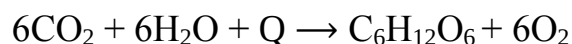
7. В організмах людини та тварин глюкоза окиснюється з виділенням енергії , необхідної для життєдіяльності.

8. У промисловості глюкозу одержують гідролізом крохмалю та клітковини.

9. Застосування

- у медицині
- для виготовлення кондитерських виробів
- для дзеркал та іграшок (сріблення)
- для обробки тканин і шкір.

10. В природі утворюється у наслідок фотосинтезу

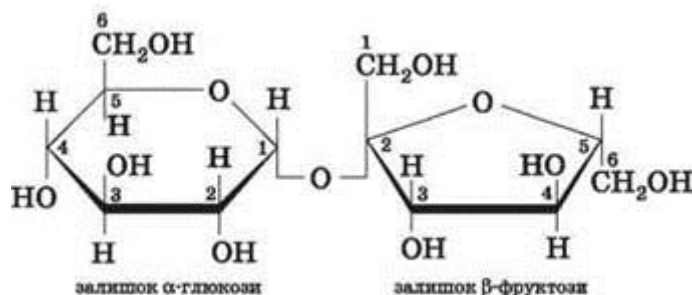


Сахароза

Сахароза має формулу $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, але ця формула не пояснює будови молекули сахарози. Вона є дисахаридом . Вживають іще такі назви – буряковий або тростинний цукор.

2. Будова молекули

Молекула сахарози складається із залишків глюкози та фруктози , сполучених між собою атомами Оксигену:



У молекулі сахарози немає альдегідної групи , тільки гідроксогрупи.

3.Поширення в природі

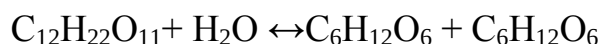
Сахароза міститься в цукрових буряках , стеблах цукрових тростин , соку берези , багатьох плодах та овочах.

4.Фізичні властивості

Сахароза – безбарвна , кристалічна речовина , розчинна у воді , солодка на смак. У подрібненому стані вона має білий колір. Температура плавлення становить 111⁰С.

5.Хімічні властивості

1. Гідроліз . Під час нагрівання за наявності кислоти сахароза гідролізується з утворенням двох моносахаридів – глюкози та фруктози:



глюкоза

фруктоза

Ось чому сахарозу називають дисахаридом.

- 1) У молекулі сахарози немає альдегідної групи , тільки гідроксогрупи. Тому хімічні властивості сахарози відрізняються від властивостей моносахаридів, вона не дає реакції альдегідів.
- 2) Спиртові властивості сахарози . Сахароза , як і глюкоза , легко взаємодіє з гідроксидами металів. Якщо до розчину сахарози долити розчин купрум(II) гідроксиду , то утворюється яскраво-синій колір.

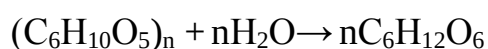
Будова крохмалю та целюлози

Полісахариди несолодкі на смак, здебільшого не розчиняються у воді. Полісахариди є складними високомолекулярними сполуками, які під каталітичним впливом кислоти або ферментів гідролізуються з утворенням простіших полісахаридів, потім дисахаридів і, зрештою, величезної кількості

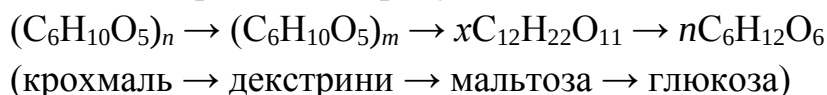
(сотень і тисяч) молекул моносахаридів. Тому їх об'єднують під загальною назвою полісахариди.

Найважливішими представниками полісахаридів є **крохмаль** і **целюлоза**. Їхні молекули побудовані з ланок $\text{—C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5\text{—}$, які є залишками молекул глюкози, що втратила молекулу води (H_2O). Тому склад крохмалю і целюлози виражається загальною формулою $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$. Відмінність у властивостях природних полімерів глюкози зумовлена будовою цих речовин: макромолекули крохмалю побудовані із залишків α -глюкози, а макромолекули целюлози — із залишків молекул β -глюкози.

Основна хімічна властивість крохмалю та целюлози – гідроліз, кінцевим продуктом якого є глюкоза



Залежно від умов гідроліз може відбуватися ступінчасто, з утворенням різноманітних проміжних продуктів:



Якісна реакція на крохмаль – дія йодом. Йод під час дії на крохмаль забарвлюється в синій колір.

Домашнє завдання.

- 1.Скласти конспект; приготуватися до опитування.
2. Підручник: § 24 --26.

3.Переглянути відеозаняття:

1. <https://www.youtube.com/watch?v=gOrkY9cl0us>
2. <https://www.youtube.com/watch?v=pWEBdSijIWw>
3. <https://www.youtube.com/watch?v=Jn7mCjV3uk4> – онлайншкола.
4. <https://www.youtube.com/watch?v=MR5yTDzRumo>
5. <https://www.youtube.com/watch?v=MR5yTDzRumo>
6. <https://www.youtube.com/watch?v=u4eBK-FwG50>
7. <https://www.youtube.com/watch?v=iP3xF5eBjcw>

Лекція № 18

Насичені й ароматичні аміни. Хімічні властивості метанаміну, аніліну. Одержання аніліну

Формування предметних компетентностей :

- Дати поняття амінам, їх загальні формули та характеристичні групи; вивчити склад молекул насичених та ароматичних амінів, їх структурні формули, приклади амінів; навчитися розрізняти насичені й ароматичні аміни, складати молекулярні та структурні формули амінів за назвами і загальними формулами; вивчити рівняння реакцій, які описують хімічні властивості метиламіну (горіння, взаємодія з водою і хлоридною кислотою), аніліну (взаємодія з хлоридною кислотою, бромною водою), одержання аніліну (відновлення нітробензену).
- Пояснити вплив аніліну та його похідних (вогнебезпечність, подразливість, отруйність) на довкілля та організм людини;
- Виховувати здатність аналізувати вплив окремих нітрогеновмісних органічних сполук на організм людини;
- Розвивати хімічну мову, екологічне мислення;
- Виховувати інтерес до вивчення хімії.

Ми вже знаємо, що в органічних сполуках міститься Нітроген. Він може бути розташований або у структурі карбонового ланцюга, або у складі функціональних груп (наприклад, нітрогрупи, аміногрупи). Ми вже вивчали сполуки, які містять нітрогрупи. Давайте їх згадаємо. Студенти згадують нітроетан, нітробензен, 2,4,6-тринітротолуол та 2,4,6-тринітрофенол.

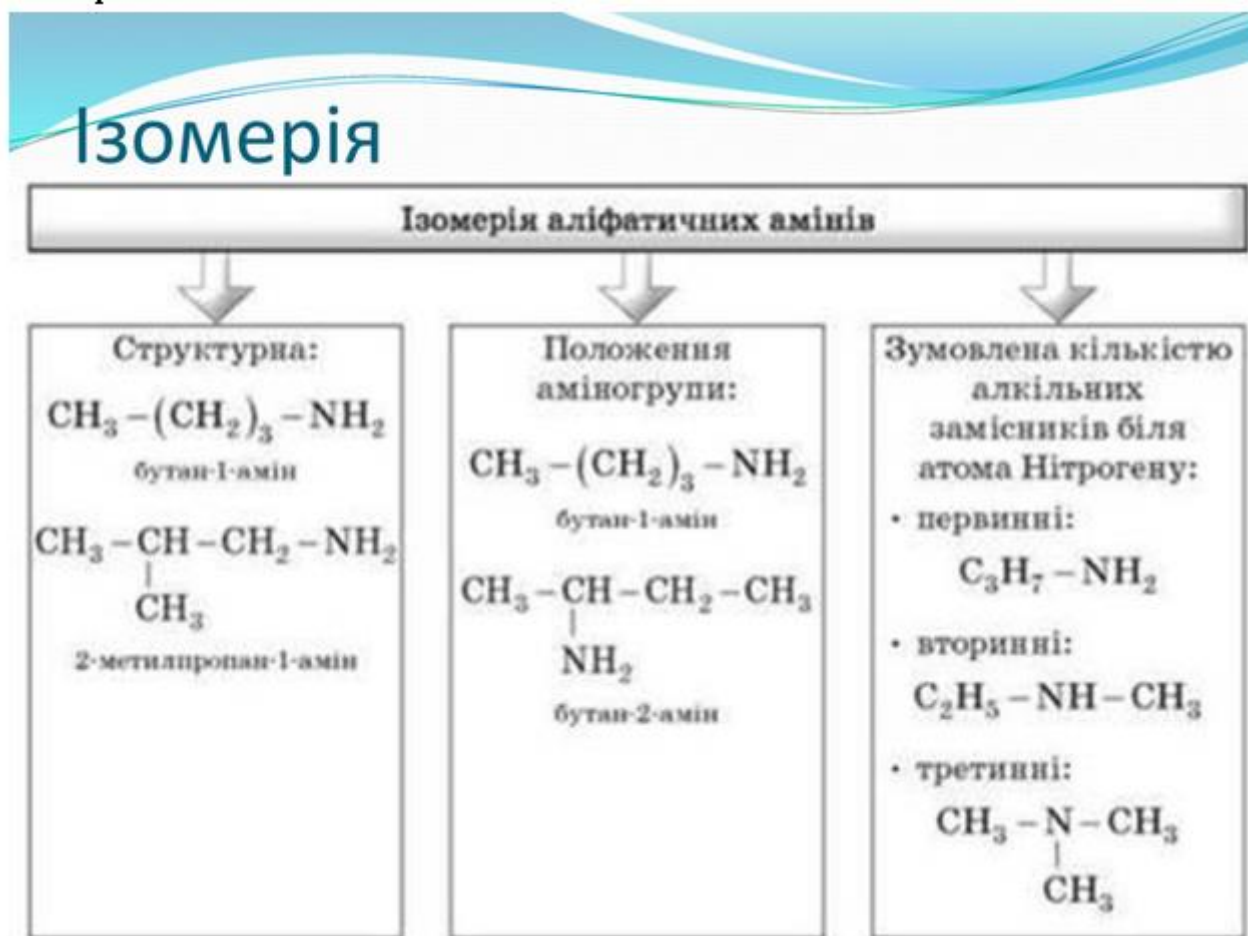
Розглянемо важливі нітрогеновмісні сполуки – аміни.

1. **Аміни**- похідні амоніаку, що утворюються в результаті заміщення атомів Гідрогену на карбонові радикали.
2. **Класифікація амінів:**
 - Первинні ($R-NH_2$);
 - Вторинні ($R-NH-R'$);
 - Третинні ($R-N-R'$);

R''

Де R- це карбонові радикали, які можуть бути різні або однакові.

3. Ізомерія амінів



4. Фізичні властивості.

За звичайної температури лише аліфатичні аміни – гази (із запахом амоніаку), середні гомологи – рідини (із різким рибним запахом), вищі – тверді речовини без запаху. Ароматичні аміни – безбарвні рідини з високою температурою кипіння або тверді речовини. Нижчі аміни добре розчинні у воді й мають різкий запах. Зі збільшенням молекулярної маси підвищуються температури кипіння і плавлення, зменшується розчинність у воді.

5. Хімічні властивості.

Аміни за хімічними властивостями подібні до амоніаку. Для них характерні основні властивості.

1. **Взаємодія з водою.** Аміни розчиняються у воді, утворюючи йон алкіламонію. Відбувається реакція приєднання йона Гідрогену до неподіленої пари електронів атома Нітрогену.

Внаслідок цього водні розчини амінів мають лужну реакцію. Вони змінюють колір індикаторів : фенолфталеїну – на малиновий, лакмусу – на синій.

2. **Взаємодія з кислотами.** Такий же механізм – приєднання йона Гідрогену до неподіленої пари електронів атома Нітрогену.

3. **Окиснення – горіння.**

Реакції амінів

Повне окиснення (горіння)



Метанамін

Взаємодія з водою



Метанамін

Метанамоній гідроксид

Взаємодія з кислотами



Метанамін

Метанамоній хлорид

6. **Важливий представник ароматичних амінів – анілін, або феніламін.**

Радикал феніл C_6H_5 - притягує до себе неподілену електронну пару Нітрогену аміногрупи, яка спряжена із шести-пі-електронною хмарою радикалу фенілу. Внаслідок цього основні властивості аніліну слабкіші, ніж у амінів. Пам'ятаєте, о у молекулі фенолу $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ радикал феніл притягує до себе електрони атома Оксигену гідроксогрупи і посилює кислотні властивості речовини.

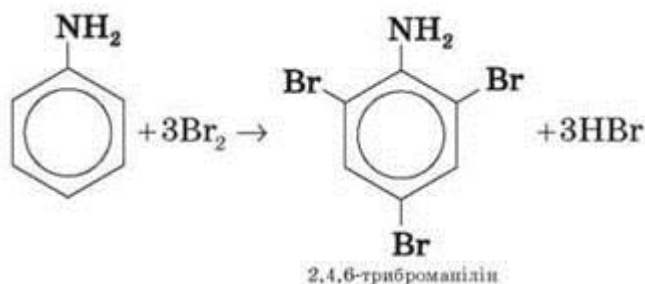
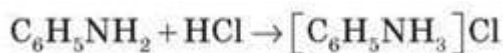
7. Фізичні властивості.

Анілін – безбарвна масляниста рідина з характерним запахом, малорозчинна у воді. На повітрі вона темніє внаслідок окиснення. Дуже отруйний.

8. Хімічні властивості.

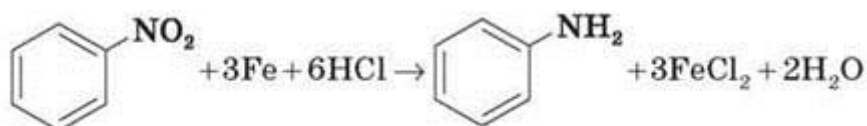
Анілін проявляє слабкі основні властивості.

- 1) Анілін – слабка основа. Він не взаємодіє з водою, його водні розчини не змінюють забарвлення індикаторів.
- 2) Його властивості подібні до властивостей аліфатичних амінів – взаємодіє з кислотами. Але за місцем бензенового ядра він вступає в реакцію з бромною водою з утворення білого осаду. Це якісна реакція на анілін.

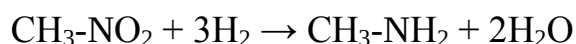


9. Одержання амінів та аніліну – відновлення нітросполук.

Одержання аніліну відбувається за *реакцією Зініна* – відновлення нітробензену.



Аналогічно одержують аліфатичні аміни з відповідних їм нітросполук:



10. Застосування амінів та аніліну. Вплив аніліну та його похідних (вогнебезпечність, подразливість, отруйність) на довкілля та організм людини – за підручником.

Домашнє завдання

1. Вивчити матеріал та скласти конспект.

2. Підручник: § 27 -- 29.

3. Переглянути відеозаняття

1. Аміни

<https://www.youtube.com/watch?v=co6Ae1Kn6io>

2. Анілін

<https://www.youtube.com/watch?v=zu6gRYBA40Y>

<https://www.youtube.com/watch?v=TX50xLIQKLk> – опыты с анилином

<https://www.youtube.com/watch?v=VxmaF13ISJQ> – опыты с анилином

Лекція № 19

Амінокислоти. Хімічні властивості аміноетанової кислоти.

Формування предметних компетентностей :

- Вивчити склад, будову, властивості амінокислот; знати , біологічну роль амінокислот, виховувати вміння виділяти головне, актуалізувати, конспектувати, порівнювати, зіставляти;
- Розвивати хімічну мову , екологічне мислення ;
- Виховувати інтерес до вивчення хімії.

1.Амінокислоти — органічні сполуки, у складі яких містяться дві функціональні групи: аміногрупа — NH_2 і карбоксильна — COOH .

Ці речовини можна розглядати як похідні від карбонових кислот, у вуглеводневому радикалі яких один, або кілька атомів Гідрогену заміщено на аміногрупу.

Загальна формула амінокислот: $\text{H}_2\text{N—R—COOH}$.

2.Номенклатура амінокислот

Назви амінокислот утворюються від назв відповідної карбонової кислоти із додаванням префікса «аміно-», а також з обов'язковим зазначенням положення аміногрупи в молекулі кислоти. Для цього користуються нумерацією атомів Карбону арабськими цифрами або ж використовують нумерацію літерами грецького алфавіту.

Наприклад:

$\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$ — 4-амінобутанова кислота (або γ -аміномасляна кислота)

$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{COOH}$ — 2-амінобутанова кислота або α -аміномасляна кис.



$\text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{COOH}$ — 3-амінобутанова кислота або β -аміномасляна кис.



Отже, можна зробити висновок, що для амінокислот характерним є явище ізомерії (ізомерія положення аміногрупи).

Амінокислотам властиве явище ізомерії карбонового скелета.

Наприклад:



$\text{CH}_3-\text{C}-\text{COOH}$ — α -аміно-2-метилпропанова кислота



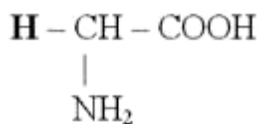
3. Аміноетанова кислота як представник амінокислот

Традиційні назви: амінооцтова кислота, гліцин.

Молекулярна формула аміноетанової кислоти $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}_2\text{N}$. У складі її молекули окрім атомів Карбону, Гідрогену й Оксигену, містяться атоми Нітрогену. Тому ця речовина належить до нітрогеновмісних органічних сполук. Однак молекулярна формула не відображає послідовності

сполучення атомів у молекулі та їхнє взаєморозташування в просторі. Розгляньмо, як побудована молекула цієї сполуки.

Структурна формула аміноетанової кислоти досить проста, її легко вивести зі структурної формули етанової кислоти, замістивши один з атомів Гідрогену в алкільній групі —CH_3 на аміногрупу, формула якої —NH_2 .



4. Фізичні властивості амінокислот

Амінокислоти — кристалічні речовини, більшість з яких добре розчиняється у воді. Можуть бути солодкуватими або кислуватими на смак, при нагріванні не плавляться, за температури $200\text{--}300\text{ }^\circ\text{C}$ — розкладаються.

Аміноетанова кислота (гліцин) — це біла кристалічна речовина, солодка на смак, густина $1,6\text{ г/см}^3$, плавиться за температури $232\text{ }^\circ\text{C}$ із розкладанням.

5. Історія вивчення амінокислот

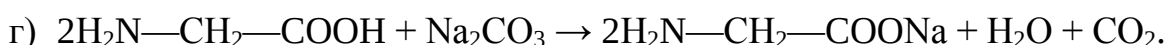
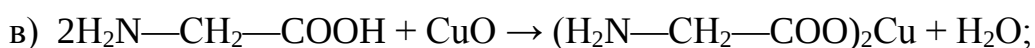
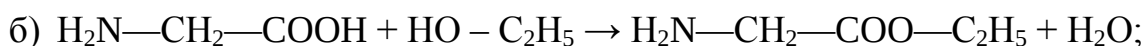
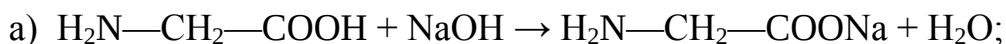
Сьогодні відомо і встановлено понад 300 різних амінокислот (не всі з них є α -амінокислотами). Близько 60 амінокислот та їхніх похідних містяться в організмі людини. Із цієї кількості лише 20–23 є складовими білків. Першу амінокислоту виділив у 1820 р. французький хімік А. Браконно, який одержав сполуку під час кислотного гідролізу речовин тваринного походження: шкіри, хрящів, сухожиль. «Зернисті кристали» мали солодкуватий смак, тому добуту речовину було названо «клейовим цукром», пізніше ця сполука одержала назву гліцин, або глікокол. Те, що гліцин не є цукром, довів Г. Мюльдер у 1938 р., який відкрив у сполуці атоми Нітрогену.

6. Хімічні властивості амінокислот

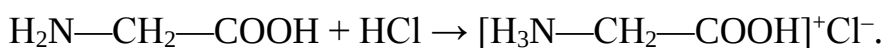
- 1. Дія на індикатори:** ці органічні сполуки містять у своєму складі протилежні за своїм характером функціональні групи: аміногрупа — виявляє основні властивості, а карбоксильна група — кислотні. Тобто такі речовини є нейтральними, відбувається ніби взаємoneйтралізація протилежних за властивостями функціональних груп. Отже, індикатори

в розчинах амінокислот, що містять у своєму складі по одній аміно- і карбоксильній групі, кольору не змінюють. Амінокислоти — це органічні амфотерні сполуки.

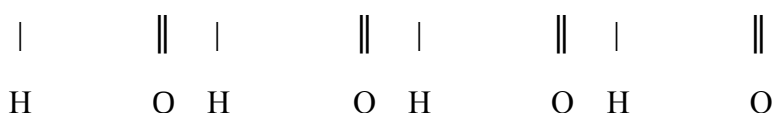
2. Реакції за карбоксильною групою (реакції з лугами, спиртами, оксидами металів, солями):



3. Реакції за аміногрупою (реакції з неорганічними кислотами):



4. Специфічні властивості амінокислот (зумовлені наявністю різних за хімічними властивостями функціональних груп):



Між собою можуть взаємодіяти багато амінокислот, але продукт такої взаємодії має певні особливості. Речовина, що утворюється, має досить великі молекули, у яких багаторазово повторюється група атомів **CO—NH** — *пептидна група*.

Тому розрізняють молекули дипептиди — містять два залишки амінокислот, що з'єднані пептидною групою, трипептиди — три залишки амінокислот, дві пептидні групи; поліпептиди — багато залишків амінокислот і багато пептидних зв'язків.

Реакція утворення поліпептидів є реакцією утворення полімерної молекули з одночасним утворенням низькомолекулярної речовини (води). Такі реакції називаються *реакціями поліконденсації*.

5. Склад, будова і структура білків

У природі існує велика кількість різних білків. Вони розрізняються за молекулярною масою, властивостями та функціями, які виконують у різних природних процесах. Часто білкові речовини являють собою складні суміші різних білків. Елементарний склад білків не є сталим. Усі вони містять Карбон (50–55 %), Гідроген (6,5–7,3 %), Оксиген (21,5–23,5 %), Нітроген (15–18 %), у складі багатьох білків міститься Сульфур (0,3–2,5 %), деякі містять Фосфор, Ферум, Йод, Купрум.

Білки — це високомолекулярні сполуки, утворені амінокислотними залишками, що з'єднані між собою пептидними зв'язками.

У складі білкових молекул можуть міститися до 20 видів амінокислот.

Розрізняють чотири рівні структурної організації білків: первинний, вторинний, третинний, четвертинний.

Первинна структура визначає якісний і кількісний склад амінокислотних залишків, а також їхню послідовність.

Вторинна структура характеризує просторову організацію білкової молекули, яка повністю або частково закручується в спіраль. У підтриманні вторинної структури важлива роль належить водневим зв'язкам.

Третинна структура зумовлена здатністю поліпептидної спіралі закручуватись певним чином у більш компактну форму — глобулу.

Четвертинна структура виникає внаслідок об'єднання окремих глобул, які разом утворюють функціональну одиницю.

6. Хімічні властивості білків, якісні реакції

Гідроліз білків

Відбувається при нагріванні з розчинами кислот або лугів або під впливом ферментів:

Білок + $n\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ суміш α -амінокислот.

У процесі гідролізу руйнується первинна структура білка.

Денатурація

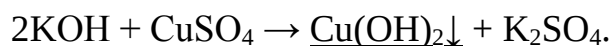
Денатурація — це руйнування вторинної і третинної структури білка під дією нагрівання, радіації, сильних кислот, лугів, сильного струшування.

Пригадайте приготування яєчні, смаження риби, м'яса. Це приклади денатурації.

Кольорові (якісні) реакції на білок

Біуретова реакція

1. Готуємо осад купрум(II) гідроксид: до розчину калій гідроксиду додаємо кілька крапель розчину купрум(II) сульфату:



синій осад

2. До розчину білка додаємо кілька крапель купрум(II) гідроксиду і спостерігаємо характерне фіолетове забарвлення.

Ксантопротеїнова реакція

Унаслідок дії на білок концентрованої нітратної кислоти виникає жовте забарвлення, яке при додаванні лугу змінюється на оранжеве. Ця реакція доводить, що білок містить у своєму складі бензенове кільце.

Домашнє завдання

1. Вивчити матеріал та скласти конспект.
2. Підручник: § 30 – 31.
3. Переглянути відеозаписи

<https://www.youtube.com/watch?v=z4NH8uYzyXY>

<https://www.youtube.com/watch?v=SgxeBRBvPck>

<https://www.youtube.com/watch?v=SgxeBRBvPck&t=68s>

Лекція № 20

Синтетичні високомолекулярні речовини. Полімери

Захист творчих завдань.

Створити реферат та презентацію за наступними темами:

(реферат та презентація робити на одну тему).

1. Синтетичні високомолекулярні речовини. Полімери. Реакції полімеризації і поліконденсації. Пластмаси. Каучуки, гума.
2. Найпоширеніші полімери та сфери їхнього використання.
3. Вплив полімерних матеріалів на здоров'я людини і довкілля. Проблеми утилізації полімерів і пластмас в контексті сталого розвитку суспільства.
4. Синтетичні волокна: фізичні властивості і застосування.
5. Загальні поняття про біологічно активні речовини (вітаміни, ферменти).
6. Роль органічної хімії у розв'язуванні сировинної, енергетичної, продовольчої проблем, створенні нових матеріалів.

Об'єм роботи: реферат: 5 або більше сторінок;

Презентація: більше ніж 12 слайдів.

Лекція № 21

Зв'язки між класами органічних речовин. Роль органічної хімії у створенні нових матеріалів

На сьогоднішньому занятті нам необхідно пригадати все, що ви знаєте про органічні сполуки

Генетичний взаємозв'язок між вуглеводнями, спиртами, альдегідами, карбоновими кислотами та естерами

- Прийом «Хімічний диктант»

Записати формули сполук і класифікувати їх.

1. Бензен
 2. Етин
 3. Метанол
 4. Глюкоза
 5. Етанова кислота
 6. Пропан
 7. Гліцерол
 8. Аміноетанова кислота
 9. Крохмаль
 10. Натрій етаноат
 11. Фенол
 12. Натрій стеарат
- Прийом «міні-практикум»

Здійснити перетворення:

- 1) $C \rightarrow CH_4 \rightarrow CH_3Cl \rightarrow CH_3OH \rightarrow HCOOH \rightarrow HCOOCH_3$
- 2) $CaC_2 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow C_2H_4 \rightarrow C_2H_6 \rightarrow C_2H_5I \rightarrow C_4H_{10} \rightarrow CO_2$
- 3) $CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow CaC_2 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow C_6H_6 \rightarrow C_6H_5Cl$
- 4) Вуглець $\rightarrow$ натрій етаноат

Прийом «Самоперевірка». Обговорення роботи.

Лекція № 22

Явище періодичної зміни властивостей елементів і їхніх сполук на основі уявлень про електронну будову атомів

У 1869 р. Д.І. Менделєєв відкрив періодичний закон.

Сучасне формулювання періодичного закону:

властивості хімічних елементів, а також утворених ними речовин перебувають у періодичній залежності від зарядів їхніх атомних ядер.

Схожість властивостей атомів елементів зумовлена схожістю їх електронних конфігурацій і розподілом електронів по зовнішніх орбіталях.

Це виявляється у *періодичному повторенні елементів із схожими властивостями зі зростанням заряду їх ядра*. Такі властивості називають *періодичними*.

Розглянемо періодичність зміни властивостей на прикладі атомів елементів третього *періоду* (табл. 1).

Таблиця 1.

Деякі властивості атомів елементів третього періоду

Символ	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Група	I	II	III	IV	V	VI	VII	VII
Заряд ядра	+11	+12	+13	+14	+15	+16	+17	+17
Електронна конфігурація [Ne]...	3s ¹	3s ²	3s ² 3p ¹	3s ² 3p ²	3s ² 3p ³	3s ² 3p ⁴	3s ² 3p ⁵	3s ² 3p ⁶
Радіус атома, м·10 ⁻¹²	171	128	131	107	92	81	70	66
Енергія іонізації, E _{il} , eV	5,14	7,65	5,99	8,15	10,49	10,36	12,97	15,76
Спорідненість до електрона, E _{sl} , eV,	0,3	−0,2	0,2	1,8	0,8	2,1	3,6	−0,4
Відносна електронегативність	0,9	1,2	1,6	1,9	2,2	2,6	2,8	—

Атом кожного елемента цього періоду містить три енергетичні рівні. Зі зростанням заряду ядра зростає кількість електронів на зовнішньому електронному рівні, за рахунок чого вони сильніше притягаються до ядра, що веде до зменшення атомного радіуса і відірвати зовнішні електрони стає все важче. *Енергія, яку необхідно затратити, щоб відірвати електрон від електронейтрального атома, перетворивши його в позитивно заряджений іон (катіон) називається енергією іонізації* (позначається E_i).

З відривом кожного електрона зростає позитивний заряд катіона, і для відриву наступного електрона затрачається все більше енергії, тому значення кожної наступної енергії іонізації більше за попереднє: E_{i1} < E_{i2} < E_{i3} < E_{in}.

Порівнявши значення E_{il} атомів елементів третього періоду, бачимо, що вони плавно зростають від Натрію до Алюмінію. Винятком є атоми Магнію зі стійкою конфігурацією 3s², Фосфору (3p³) і Аргону (3p⁶). Легкість віддачі

електрона є мірою металічності – чим менша E_i , тим ближче атом даного елемента до металів. Зі зростанням E_{il} послаблюються металічні і посилюються неметалічні властивості.

Мірою неметалічності є **спорідненість до електрона**. Це – кількість енергії, що виділяється або поглинається при приєднанні одного електрона до нейтрального атома з перетворенням його в негативно заряджений іон – аніон (позначається E_s). Оскільки з приєднанням кожного електрона негативний заряд іона зростає, а позитивний заряд ядра не змінюється, то приєднувати кожен наступний електрон стає все важче, тому кожне наступне значення енергії спорідненості до електрона більше за попереднє: $E_{s1} < E_{s2} < E_{s3} < E_{sn}$. Значення E_{s1} для атомів елементів третього періоду наведені у табл. 1. Чим більше значення E_{s1} , тим характерніші для атома даного елемента неметалічні властивості. Причини відхилення від плавної зміни E_{s1} у атомів Магнію, Фосфору та Аргону, такі ж як у випадку E_{il} .

Ще однією характеристикою металічних (або неметалічних) властивостей є **електронегативність** – здатність атомів притягати до себе електрони. Позначається гр. літерою χ (хі). Розраховується як півсума

значення $E_{il} + E_{s1}$:
$$\chi = \frac{E_{il} + E_{s1}}{2}.$$

Одержують абсолютне значення електронегативності, яким на практиці користуватись незручно. Тому за пропозицією американського вченого Л. Полінга, електронегативність атома літію приймають за одиницю – $\chi_{Li} = 1$. Порівнюючи з нею електронегативність атомів інших елементів одержують значення *відносних електронегативностей* атомів.

Зміна електронегативностей у атомів елементів в межах групи аналогічні вищезначеним змінам E_{il} і E_{s1} (табл. 1).

Зазначені закономірності спостерігаються в атомів елементів усіх періодів, однак у великих періодах зміна більш плавна, за рахунок заповнення електронами d - і f -підрівнів.

В межах *групи* елементи мають однакову будову зовнішнього електронного рівня і схожі хімічні властивості. Зі зростанням заряду ядра зростає кількість електронних рівнів, що у свою чергу веде до зменшення E_{il} , E_{s1} та χ . Тобто в групі зі зростанням заряду ядра зростають металічні властивості (табл. 2).

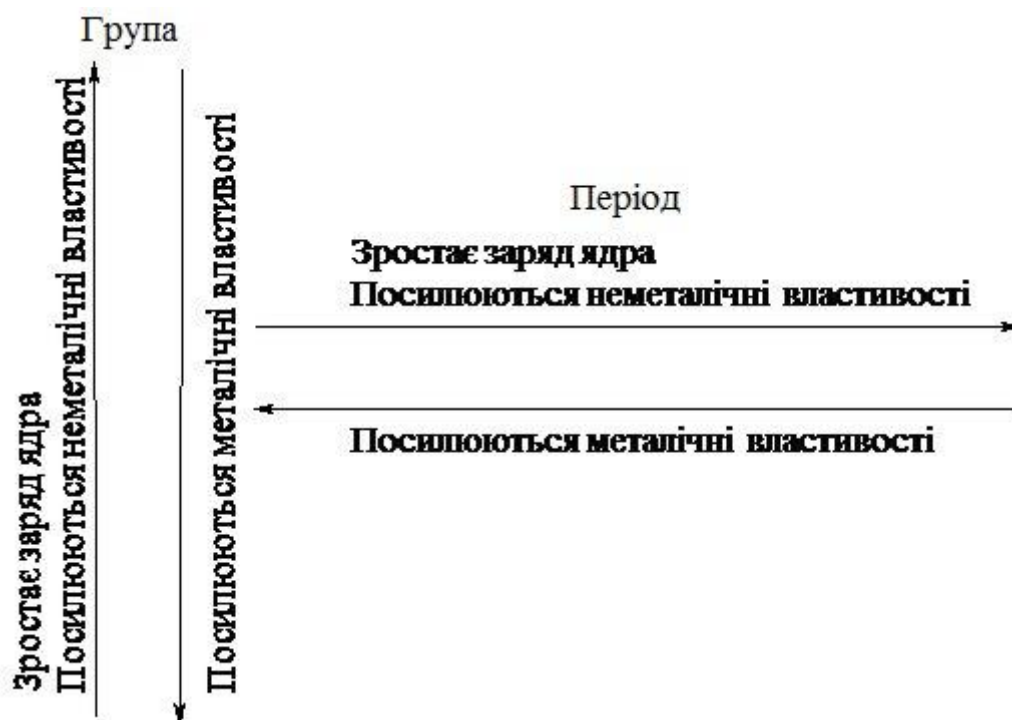
Таблиця 2.

Деякі властивості елементів VII В підгрупи

Символ	F	Cl	Br	I	At
Період	1	2	3	4	5
Заряд ядра	+9	+17	+35	+53	+85
Електронна конфігурація зовнішнього рівня	$2s^2 2p^5$	$3s^2 3p^5$	$4s^2 4p^5$	$5s^2 5p^5$	$6s^2 6p^5$
Радіус атома, м·10 ⁻¹²	64	99	114	133	—
Енергія іонізації, E_{il} , eВ	17,42	12,97	11,84	10,45	10,49
Спорідненість до електрона, E_{sl} , eВ,	3,45	3,60	3,37	3,08	2,80
Відносна електронегативність	4,1	2,8	2,7	2,2	1,9

Проілюструємо сказане схемою 1.

Схема 1.



Згідно схеми, найсильніші металічні властивості виявляє Цезій, а неметалічні – Флуор.

З окресленого випливає, що *періодичність зміни властивостей елементів обумовлена періодичною зміною кількості електронів на зовнішньому електронному рівні і зростанням заряду ядра атома – це фізичний зміст Періодичного закону.*

Домашнє завдання

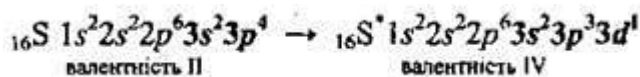
1. Скласти конспект та підготуватися до опитування.
2. За підручником О.В.Григорович, Хімія 11кл.: ознайомитись з § 4.

Лекція № 23

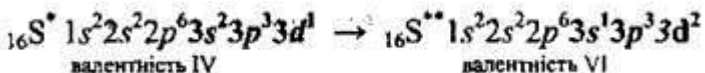
***Збуджений стан атома. Валентні стани елементів.
Ступені окиснення***

1.3буждений стан атома

При збудженні атомів електрони набувають більшої енергії, відбувається перехід електронів з нижчих енергетичних підрівнів на вищі. Так, в атома Сульфуру є вільні d-орбіталі, тому можливий перехід одного зі спарених електронів з 3p-орбіталі (p_x) на вакантну 3d-орбіталь (перший збуджений стан – S^*):



А при подальшому збудженні – перехід одного з 3s-електронів на іншу вакантну d-орбіталь (другий збуджений стан – S^{**}):



Тривалість існування збуджених станів (інстабільних) зазвичай дуже мала, порядку 10 в мінус 7 – 9 ступені секунд. Після закінчення цього проміжку атом випромінює енергію і переходить на більш низький рівень. При поверненні молекули із збудженого до нормального стану випромінюється не вся поглинена енергія. Частина її переходить в енергію коливального і обертального руху частин молекули.

2. Валентні можливості атомів хімічних елементів

Будова зовнішніх енергетичних рівнів атомів хімічних елементів і визначає в основному властивості їх атомів. Тому ці рівні називають валентними. Електрони цих рівнів, а іноді і предвнешнього рівнів можуть брати участь в утворенні хімічних зв'язків. Такі електрони також називають валентними.

Валентність атома хімічного елемента визначається в першу чергу числом неспарених електронів, які беруть участь в утворенні хімічного зв'язку.

Валентні електрони атомів елементів головних підгруп розташовані на s- і p-орбіталях зовнішнього електронного шару. У елементів побічних підгруп, крім лантаноїдів і актиноїдів, валентні електрони розташовані на s-орбіталі зовнішнього і d-орбіталях предвнешнього шарів.

Для того щоб правильно оцінити валентні можливості атомів хімічних елементів, потрібно розглянути розподіл електронів в них по енергетичним рівням і подрівням і визначити число неспарених електронів відповідно до принципу Паулі і правилом Хунда для збудженому (основного, або стаціонарного) стану атома і для порушеної (то є отримав додаткову енергію, в результаті чого відбувається розпарювання електронів зовнішнього шару і перехід їх на вільні орбіталі). Атом в збудженому стані позначають відповідним символом елемента із зірочкою.

Роз'єднання спарених електронів вимагає витрат енергії, так як спаровування електронів супроводжується зниженням потенційної енергії атомів. Разом з тим витрата енергії на перекид атома в збуджений стан компенсується енергією, що виділяється при утворенні хімічних зв'язків неспареними електронами.

Так, атом вуглецю в стаціонарному стані має два неспарених електрона. Отже, з їх участю можуть утворитися дві загальні електронні пари, які здійснюють дві ковалентні зв'язку. Однак вам добре відомо, що в

багатьох неорганічних і у всіх органічних сполуках присутні атоми чотирьохвалентного вуглецю. Очевидно, що його атоми утворили чотири ковалентні зв'язки в цих з'єднаннях, перебуваючи в збудженому стані. Витрати енергії на збудження атомів вуглецю з надлишком компенсуються енергією, що виділяється при утворенні двох додаткових ковалентних зв'язків. Так, для перекладу атомів вуглецю зі стаціонарного стану $2s^2 2p^2$ в порушену – $2s^1 2p^3$ потрібно затратити близько 400 кДж / моль енергії. Але при утворенні С-Н-зв'язку в граничних вуглеводнях виділяється 360 кДж / моль. Отже, при утворенні двох молей С-Н-зв'язків виділиться 720 кДж, що перевищує енергію перекладу атомів вуглецю в збуджений стан на 320 кДж / моль.

Слід зазначити, що валентні можливості атомів хімічних елементів далеко не вичерпуються числом неспарених електронів в стаціонарному і збудженому станах атомів. Якщо ви згадаєте донорно-акцепторний механізм утворення ковалентних зв'язків, то вам стануть зрозумілі і дві інші валентні можливості атомів хімічних елементів, які визначаються наявністю вільних орбіталей і наявністю неподіленого електронних пар, здатних дати ковалентну хімічний зв'язок по донорно-акцепторному механізму. Згадайте будову іона амонію NH_4^+ . (Більш детально ми розглянемо реалізацію цих валентних можливостей атомами хімічних елементів при вивченні хімічного зв'язку.)

Зробимо загальний висновок.

Валентні можливості атомів хімічних елементів визначаються: 1) числом неспарених електронів (одноелектронних орбіталей); 2) наявністю вільних орбіталей; 3) наявністю неподіленого пар електронів.

3. Ступінь окиснення

Ступінь окиснення елемента – це умовний заряд атома в речовині, обчислений із припущенням, що вона складається з іонів. Для визначення ступеня окиснення елементів необхідно запам'ятати певні правила:

1. Ступінь окиснення може бути позитивним, негативним або дорівнювати нулю. Він позначається арабською цифрою зі знаком «плюс» або «мінус» над символом елемента.

2. При визначенні ступіню окиснення виходять з електронегативності речовини: сума ступенів окиснення всіх атомів у сполуці дорівнює нулю.

3. Якщо сполука утворена атомами одного елемента (в простій речовині), то ступінь окиснення цих атомів дорівнює нулю.

4. Атомам деяких хімічних елементів звичайно приписують стали ступені окиснення. Наприклад, ступінь окиснення Флуору в сполуках завжди дорівнює -1 ; Літію, Натрію, Калію, Рубідію і Цезію $+1$; Магнію, Кальцію, Стронцію, Барію і Цинку $+2$, Алюмінію $+3$.

5. Ступінь окиснення Гідрогену у більшості сполук $+1$, і лише в сполуках з деякими металами він дорівнює -1 (КН, ВаН₂).

6. Ступінь окиснення Оксигену у більшості сполук -2 , і лише в деяких сполуках йому приписують ступінь окиснення -1 (H₂O₂, Na₂O₂ або $+2$ (OF₂)).

7. Атоми багатьох хімічних елементів виявляють змінні ступені окиснення.

8. Ступінь окиснення атома металу в сполуках позитивний і чисельно дорівнює його валентності.

9. Максимальний позитивний ступінь окиснення елемента, як правило, дорівнює номеру групи в періодичній системі, в якій знаходиться елемент.

10. Мінімальний ступінь окиснення для металів дорівнює нулю. Для неметалів у більшості випадків нижчий негативний ступінь окиснення дорівнює різниці між номером групи та цифрою вісім.

11. Ступінь окиснення атома, що утворює простий іон (складається з одного атома), дорівнює заряду цього іона.

Користуючись наведеними правилами, визначимо ступені окиснення хімічних елементів у сполуці H₂SO₄. Це складна речовина, яка складається з трьох хімічних елементів – Гідрогену Н, Сульфору S та Оксигену О. Зазначимо ступені окиснення тих елементів, для яких вони є сталими. У нашому випадку це Гідроген Н та Оксиген О: $\overset{+1}{H}_2 \overset{-2}{S} \overset{-2}{O}_4$.

Визначимо невідомий ступінь окиснення Сульфору. Нехай ступінь окиснення Сульфору в цій сполуці дорівнює x : $\overset{+1}{H}_2 \overset{x}{S} \overset{-2}{O}_4$.

Складемо рівняння, помноживши для кожного елемента його індекс на ступінь окиснення та добути суму прирівняємо до нуля: $2 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0$

$$+2 + x - 8 = 0$$

$$x = +8 - 2 = +6$$

Отже, ступінь окиснення Сульфору дорівнює плюс шість: $\overset{+1}{H}_2 \overset{+6}{S} \overset{-2}{O}_4$.

У наступному прикладі з'ясуємо, як можна скласти формулу сполуки за відомими ступенями окиснення атомів елементів. Складемо формулу ферум(III) оксиду. Слово «оксид» означає, що справа від символу Феруму треба записати символ Оксигену: FeO.

Зазначимо ступені окиснення хімічних елементів над їх символами. Ступінь окиснення Феруму вказана в назві в дужках (III), отже, дорівнює +3, ступінь окиснення Оксигену в оксидах -2 : $\overset{+3}{Fe}\overset{-2}{O}$.

Знайдемо найменше спільне кратне для чисел 3 та 2, це 6. Розділемо число 6 на 3, одержимо число 2 – це індекс для Феруму. Розділемо число 6 на 2, одержимо число 3 – це індекс для Оксигену: $\overset{+3}{Fe}_2\overset{-2}{O}_3$.

У наступному прикладі з'ясуємо, як можна скласти формулу сполуки за відомими ступенями окиснення атомів елементів та зарядами іонів. Складемо формулу кальцій ортофосфату. Слово «ортофосфат» означає, що справа від символу Кальцію треба записати кислотний залишок ортофосфатної кислоти: CaPO₄.

Зазначимо ступінь окиснення Кальцію (правило номер чотири) та заряд кислотного залишку (за таблицею розчинності): $\overset{+2}{Ca}PO_4^{3-}$.

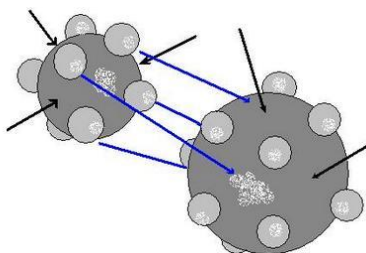
Знайдемо найменше спільне кратне для чисел 2 та 3, це 6. Розділемо число 6 на 2, одержимо число 3 – це індекс для Кальцію. Розділемо число 6 на 3, одержимо число 2 – це індекс для кислотного залишку: $\overset{+2}{Ca}_3(\overset{3-}{PO}_4)_2$.

Домашнє завдання

1. Скласти конспект та підготуватися до опитування.
2. За підручником О.В.Григорович, Хімія 11 кл.: ознайомитись з § 3.

Лекція № 24

Типи хімічного зв'язку. Залежність фізичних властивостей речовин від їхньої будови



Що таке хімічний зв'язок

Під хімічним зв'язком в хімії розуміється взаємне зчеплення атомів в молекулі і кристалічній решітці, в результаті дії сили тяжіння, що існує між атомами. Саме завдяки хімічним зв'язкам відбувається утворення різних хімічних сполук, в цьому полягає природа хімічного зв'язку.

Типи хімічних зв'язків

Механізм утворення хімічного зв'язку сильно залежить від його типу або виду, в цілому розрізняються такі основні види хімічного зв'язку:

- Ковалентний хімічний зв'язок (який в свою чергу може бути полярним і неполярним)
- Іонний зв'язок
- Водневий зв'язок
- Хімічний зв'язок металів

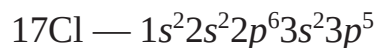
1. Утворення ковалентного зв'язку.

На відміну від йонного зв'язку, під час утворення якого атоми металічних елементів віддають валентні електрони, а атоми неметалічних елементів приєднують їх, утворення хімічного зв'язку між атомами неметалічних елементів відбувається по-іншому. Атоми не віддають і не приєднують електрони в односторонньому порядку, а утворюють із

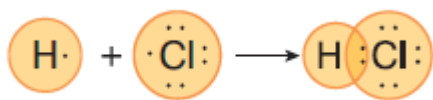
валентних неспарених електронів спільні електронні пари в такій кількості, що забезпечує кожному атому завершену будову зовнішнього енергетичного рівня. Утворений у такий спосіб хімічний зв'язок називають *ковалентним*.

З'ясуємо особливості утворення цього зв'язку розпочнемо на прикладі молекули гідроген хлориду HCl.

Спершу складемо електронні та графічні електронні формули атомів обох хімічних елементів.



Найближчим до Гідрогену інертним елементом є Гелій, електронна оболонка атома якого складається з двох електронів. Отже, Гідрогену достатньо утворити одну спільну з Хлором електронну пару, аби досягти завершеності енергетичного рівня. Зовнішньому енергетичному рівню атома Хлору не вистачає одного електрона, аби мати однакову електронну конфігурацію з найближчим до нього інертним хімічним елементом Аргоном. Маючи по одному неспареному електрону, атом Гідрогену й атом Хлору утворюють спільну електронну пару і в такий спосіб їхні зовнішні енергетичні рівні стають завершеними.



Ковалентний хімічний зв'язок — це хімічний зв'язок, утворений завдяки тому, що два атоми роблять спільними пару (пари) валентних електронів у кількості, необхідній їм для завершення зовнішніх енергетичних рівнів. Утворення *спільних електронних пар* відбувається з виділенням енергії. Це енергетично вигідно, оскільки молекула більш енергетично стійка, ніж поодинокий атом. Щоб зруйнувати ковалентний зв'язок, необхідно затратити стільки ж енергії, скільки її виділилося під час утворення хімічного зв'язку.

Види ковалентного зв'язку. Від утворення спільних електронних пар виникає область з відносно високою електронною густиною й між нею та атомними центрами діють сили притягання. Якщо молекула утворена атомами елементів з однаковим значенням електронегативності, то електронна густина спільної пари електронів не зміщується в бік одного з них, бо кожен атом діє на неї з однаковою силою. Такий ковалентний зв'язок називають *неполярним*.

Ковалентний неполярний зв'язок — це зв'язок, у якого спільна пара електронів локалізована симетрично відносно центрів обох атомів.

Повернемося до вже розглянутої будови атомів Гідрогену і Хлору, щоб з'ясувати хімічний зв'язок у двохатомних молекулах простих речовин водню H₂ і хлору Cl₂. Розглянемо електронні формули молекул цих речовин:
H : H : Cl : Cl :

Вони свідчать про утворення ковалентного неполярного зв'язку.

Електронна формула молекули — це запис складу речовини за допомогою символів хімічних елементів і крапок, що позначають електрони зовнішнього енергетичного рівня.

Якщо ж ковалентний зв'язок утворюють атоми з різною електронегативністю, то ймовірність перебування електронів хімічного зв'язку поблизу зв'язаних атомів буде різною. Для більш електронегативного атома вона більша. І це показано на схемі утворення ковалентного зв'язку в молекулі гідроген хлориду.

Ковалентний зв'язок, утворений атомами різних елементів, у якому розподіл електронної густини спільної електронної пари є несиметричним відносно центрів обох атомів, називається **полярним ковалентним зв'язком**.

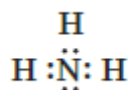
Утворення спільних електронних пар відбувається з неспарених електронів. Кількість їх може збільшуватися завдяки переходу атома у збуджений стан. Залежно від кількості електронних пар, які стають спільними для сполучених атомів, ковалентні зв'язки можуть бути одинарними, подвійними та потрійними. Прикладом одинарного зв'язку в молекулах неорганічних речовин є зв'язок атомів Гідрогену в молекулі водню $\text{H} - \text{H}$; подвійного — атомів Оксигену в молекулі кисню $\text{O} = \text{O}$; потрійного — атомів Нітрогену в молекулі азоту $\text{N} \equiv \text{N}$.

2. Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку.

Розглянемо його утворення на прикладі катіона амонію NH_4^+ .



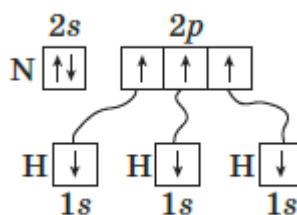
Амоній-катіон — це однозарядний позитивний йон NH_4^+ , що утворюється внаслідок приєднання Гідроген-катіону до молекули амоніаку. Утворення амоній-катіону відбувається за допомогою ковалентного зв'язку, але його механізм особливий — донорно-акцепторний. Щоб зрозуміти цей механізм, розглянемо електронну формулу молекули амоніаку:



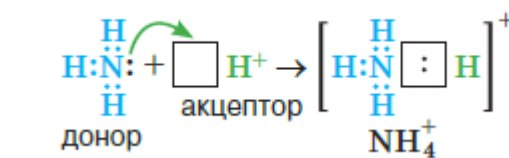
Як свідчить електронна формула, за рахунок трьох неспарених електронів Нітроген утворив три ковалентні полярні зв'язки з трьома атомами Гідрогену. Усі атоми молекули амоніаку досягли завершення зовнішніх енергетичних рівнів. В атома Нітрогену він складається з восьми електронів, у атомів Гідрогену — з двох. Електронегативність Гідрогену дорівнює 2,1; Нітрогену — 3,5. Тому спільні електронні пари зміщені до більш електронегативного Нітрогену. Цим пояснюється полярність утворених ковалентних зв'язків.

Зверніть увагу, що серед чотирьох електронних пар атома Нітрогену

в молекулі амоніаку одна є особливою в тому сенсі, що утворена не внаслідок взаємодії з атомом Гідрогену. За походженням — це ті два спарені s -електрони зовнішнього енергетичного рівня атома Нітрогену, що є в нього на $2s$ -підрівні:



Катіон Гідрогену H^+ , що утворюється внаслідок електролітичної дисоціації гідроген хлориду в розчині, має вільну електронну орбіталь. За рахунок неї та вільної електронної пари Нітрогену утворюється ще один ковалентний зв'язок. У його утворенні Нітроген виступив донором електронів (надав свою вільну електронну пару катіону Гідрогену), а катіон Гідрогену став акцептором — її приймачем. Утворився катіон амонію



Ковалентний зв'язок може виникати між двома атомами, один з яких має пару електронів, а другий — вакантну (незаповнену електронами) орбіталь. Такий механізм утворення ковалентного зв'язку називається **донорно-акцепторним**. Атом, який надає власну (вільну) електронну пару, називається **донором**, а атом, який має вільну орбіталь, називають **акцептором**.

3. Іонний хімічний зв'язок

Утворення іонного хімічного зв'язку виникає при взаємному електричному тяжінні двох іонів, що мають різні заряди. Іони зазвичай при таких хімічних зв'язках прості, що складаються з одного атома речовини.

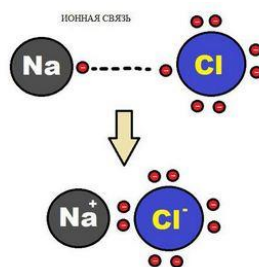


Схема іонного хімічного зв'язку

Характерною особливістю іонного типу хімічного зв'язку є відсутність у нього насиченості, і як результат, до іона або навіть цілої групи іонів може приєднатися сама різне кількість протилежно заряджених іонів. Прикладом іонного хімічного зв'язку може служити з'єднання фториду цезію CsF , в якому рівень «іоності» становить практично 97%.

4. Водневий хімічний зв'язок

Ще задовго до появи сучасної теорії хімічних зв'язків в її сучасному вигляді вченими хіміками було помічено, що з'єднання водню з неметалами володіють різними надзвичайними властивостями. Скажімо, температура кипіння води і разом зі фтороводнем набагато вище, ніж це могло б бути, ось вам готовий приклад водневого хімічного зв'язку.

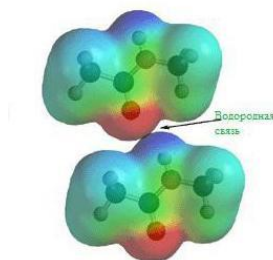


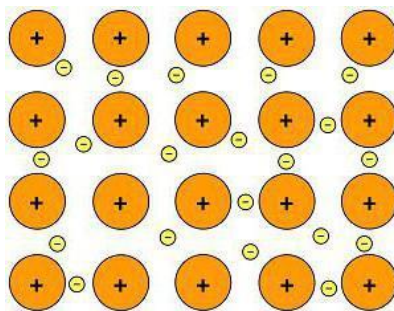
Схема утворення водневого хімічного зв'язку

Природа і властивості водневого хімічного зв'язку обумовлені здатністю атома водню H утворювати ще один хімічний зв'язок, звідси власне і назва цього зв'язку. Причиною утворення такого зв'язку є властивості електростатичних сил. Наприклад, загальна електронна хмара в молекулі фтороводню настільки зміщена в бік фтору, що простір навколо атома цієї речовини насичений негативним електричним полем. Навколо атома водню, тим більше позбавленого свого єдиного електрона, все з точністю до навпаки, його електричне поле значно слабше і як наслідок має позитивний заряд. А позитивні і негативні заряди, як відомо, притягуються, таким нехитрим чином і виникає водневий зв'язок.

5. Хімічний зв'язок металів

Який хімічний зв'язок характерний для металів? У цих речовин є свій власний тип хімічного зв'язку – атоми всіх металів розташовані не аби як, а певним чином, порядок їх розташування називається кристалічною

решіткою. Електрони різних атомів утворюють загальну електронну хмару, при цьому вони слабо взаємодіють один з одним.



Так виглядає металевий хімічний зв'язок.

Як приклад металевого хімічного зв'язку можуть виступати будь-які метали: натрій, залізо, цинк і так далі.

Як визначити вид хімічного зв'язку

Залежно від речовин, які беруть у ній участь, якщо метал і неметал, то зв'язок іонний, якщо два метали, то металевий, якщо два неметали то ковалентний.

6.Властивості хімічних зв'язків

Щоб провести порівняння різних хімічних реакцій використовуються різні кількісні характеристики, такі як:

- довжина,
- енергія,
- полярність,
- порядок зв'язків.

Розберемо їх докладніше.

Довжина зв'язку – рівноважна відстань між ядрами атомів, які з'єднані хімічним зв'язком. Зазвичай вимірюється експериментально.

Енергія хімічного зв'язку визначає її міцність. В даному випадку під енергією мається на увазі зусилля, необхідне, для того, щоб розірвати хімічний зв'язок і роз'єднати атоми.

Полярність хімічного зв'язку показує, наскільки електронна щільність зміщена до одного з атомів. Здатність атомів зміщувати до себе

електронну щільність або кажучи простою мовою «тягнути ковдру на себе» в хімії називають електронегативністю.

Порядок хімічного зв'язку (іншими словами кратність хімічного зв'язку) – це число електронних пар, що вступають в хімічний зв'язок.

Порядок може бути, як цілим, так і дробовим, чим він вищий, тим більше число електронів здійснюють хімічний зв'язок і тим важче його розірвати.

7.Залежність фізичних властивостей речовин від їхньої будови

Розглянути по матеріалам підручника.

Домашнє завдання

- 1.Скласти конспект та підготуватися до опитування.
- 2.За підручником О.В.Григорович, Хімія 11кл.: ознайомитись з § 5 -- 10.
- 3.Переглянути відеозаняття

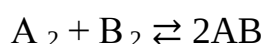
<https://www.youtube.com/watch?v=1doEvAGkEa4;>

<https://www.youtube.com/watch?v=o2Ae4N2agz4> – хімічний зв'язок , електронегативність

Лекція № 25

Необоротні і оборотні хімічні процеси. Хімічна рівновага. Принцип Ле Шательє

Хімічна рівновага - стан хімічної системи, в якому оборотно протікає одна або кілька хімічних реакцій, причому швидкості в кожній парі пряма-зворотна реакція рівні між собою. Для системи, що перебуває в хімічній рівновазі, концентрації реагентів, температура і інші параметри системи не змінюються з часом.



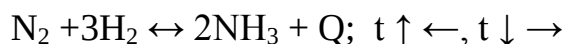
Зміщення хімічної рівноваги

Положення хімічної рівноваги залежить від наступних параметрів реакції: температури, тиску і концентрації. Вплив, який чинять ці фактори на хімічну реакцію, підпорядковуються закономірності, яка була висловлена в загальному вигляді в 1885 французьким ученим Ле-Шательє.

Фактори що впливають на хімічну рівновагу:

1) температура

При збільшенні температури хімічна рівновага зміщується в бік ендотермічної (поглинання) реакції, а при зниженні в сторону екзотермічної (виділення) реакції.



2) тиск

При збільшенні тиску хімічна рівновага зміщується в бік меншого обсягу речовин, а при зниженні в бік більшого об'єму. Цей принцип діє тільки на гази, тобто якщо в реакції беруть участь тверді речовини, то вони в розрахунок не беруться.



3) концентрація вихідних речовин та продуктів реакції

При збільшенні концентрації одного з вихідних речовин хімічна рівновага зміщується в бік продуктів реакції, а при збільшенні концентрації продуктів реакції-убік вихідних речовин.



Каталізатори не впливають на зміщення хімічної рівноваги!

Зворотні і незворотні хімічні реакції

Зворотними називають реакції, після перебігу яких вихідні речовини повністю не витрачаються.

Незворотними називають реакції, після перебігу яких хоча б одна з вихідних речовин витрачається повністю.

Принцип Ле-Шательє - якщо система, що знаходиться у стані хімічної рівноваги, піддається зовнішній дії, то стан рівноваги змінюється таким чином, що дана дія зменшується.

Хімічна рівновага

Хімічні реакції, які за одних і тих самих умов можуть іти в протилежних напрямках, називаються оборотними. У випадку, якщо за даних умов реагенти повністю перетворюються на продукти реакції, реакції називаються необоротними.

Умови необоротності хімічних реакцій

1) Продукти, що утворюються, виводяться зі сфери реакції — випадають у вигляді осаду, виділяються у вигляді газу; 2) Утворюються малодисоціюючі сполуки, наприклад вода; 3) Виділяється велика кількість енергії: під час підвищення температури рівновага зміщується у бік перебігу ендотермічної реакції, під час зниження температури — екзотермічної реакції.

Оборотні реакції не йдуть до кінця і закінчуються встановленням хімічної рівноваги — такого стану системи реагуючих речовин, за якого швидкості прямої та зворотної реакцій однакові.

Стан хімічної рівноваги можна змістити в той або інший бік зміною зовнішніх умов: температури, тиску, концентрації речовин, що беруть участь у реакції. Ці зміни визначаються принципом динамічної рівноваги — принципом Ле Шательє: зовнішня дія на рівноважну систему зміщує рівновагу в напрямі ослаблення ефекту цієї дії.

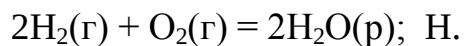
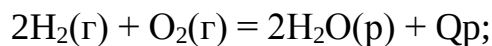
Із принципу Ле Шательє випливає:

- 1) при збільшенні концентрації однієї з реагуючих речовин рівновага зміщується у бік витрачання цієї речовини, а при зменшенні концентрації — у бік її утворення;
- 2) зміна тиску зміщує рівновагу тільки в газових системах.

Зі збільшенням тиску рівновага зміщується у бік зменшення об'єму (кількості речовини) газоподібних речовин, із зменшенням тиску — у бік збільшення об'єму (кількості речовини) газоподібних речовин. Якщо реакція проходить без зміни числа молекул (кількості речовини) газоподібних речовин, то тиск не впливає на стан рівноваги.

Хімічні реакції, які протікають з порівнянними швидкостями в обох напрямках, називаються оборотними. У таких реакціях утворюються рівноважні суміші реагентів і продуктів, склад яких далі вже не змінюється з часом. Наприклад, при нагріванні відбуваються наступні перетворення:

Термохімічні рівняння реакцій - рівняння в яких вказано агрегатний стан реагуючих речовин і тепловий ефект. Наприклад:



Q_p - тепловий ефект процесу при постійному тиску.

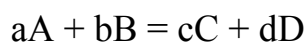
H - ентальпія; $H = - Q_p$.

Екзотермічні реакції - реакції, що протікають з виділенням теплоти $Q_p > 0$;

Ендотермічні реакції - реакції, що протікають з поглинанням теплоти $Q_p < 0$.

Закон діючих мас для системи у стані хімічної рівноваги - добуток концентрацій продуктів реакції розділений на добуток концентрацій вихідних речовин у ступенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам, при даній температурі є величиною постійною.

Для елементарної гомогенної реакції:



$KC = \frac{[A]^a \cdot [B]^b}{[C]^c \cdot [D]^d}$, де KC - константа хімічної рівноваги, залежить від температури і природи реагуючих речовин.

Термодинамічна система - сукупність речовин, що взаємодіють, яка мислено або фактично відокремлена від навколишнього середовища

Фаза - однорідна у всіх точках за складом і властивостями частина системи, яка відокремлена від інших частин системи поверхнею розділу фаз.

За фазовим складом системи класифікують на **гомогенні** (однорідні) і **гетерогенні** (неоднорідні). Прикладом гомогенних систем можуть бути: суміш газів, рідкий розчин, індивідуальний кристал. Прикладом гетерогенних можуть бути системи: газ-рідина, газ-кристал, рідина-кристал, тощо.

Домашнє завдання

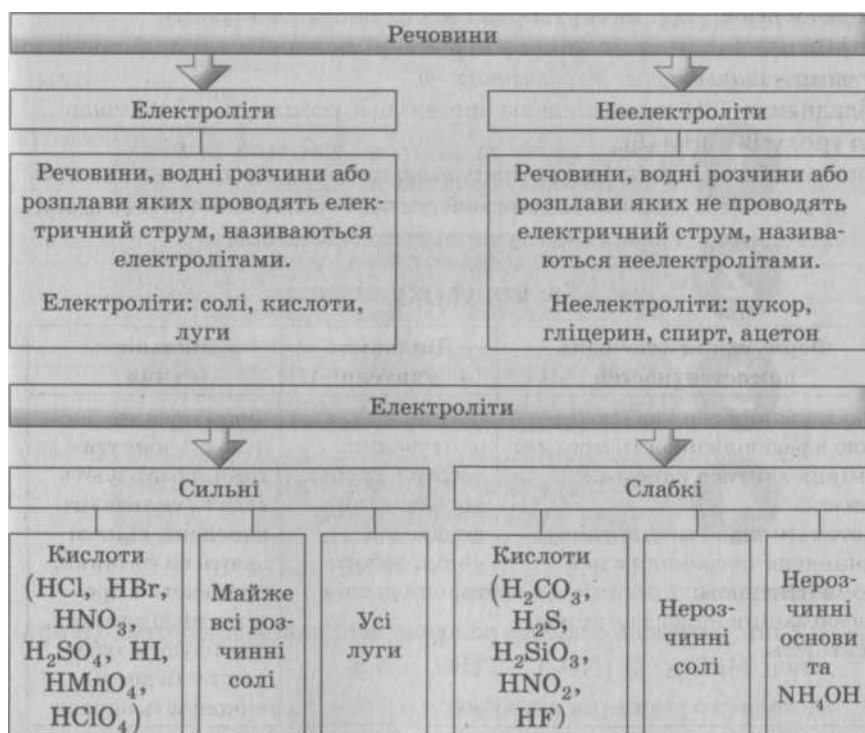
1. Скласти конспект та підготуватися до опитування.
2. За підручником О.В.Григорович, Хімія 11 кл.: ознайомитись з § 9 – 11.
3. Переглянути відеозаняття

<https://www.youtube.com/watch?v=OmMBVuIdu9w>

Лекція № 26

Гідроліз солей. Поняття про гальванічний елемент як хімічне джерело електричного струму

Складаємо схему з теми «Електроліти та неелектроліти. Слабкі та сильні електроліти».



Пригадайте які речовини називаються солями та їхні хімічні властивості.

Проблемне питання. Відстрочена відгадка

А чи можуть розчини солей змінювати колір індикаторів, як кислоти та луги?

Сьогодні ви дізнаєтеся ще про одну властивість солей — здатність до гідролізу.

Лабораторний дослід 1. Визначення рН середовища водних розчинів солей за допомогою індикаторів

Спостерігаємо зміну кольору індикатора в розчинах деяких солей. Чому?

Що таке гідроліз? Слово гідроліз у перекладі з грецької означає «розклад водою».

Гідроліз солі — це обмінна реакція йонів солі з молекулами води, у результаті якої утворюється слабкий електроліт.

За природою своїх йонів у структурі молекул солі поділяють на 4 типи.

Солі, які складаються з катіонів слабких основ і аніонів сильних кислот

Солі, які складаються з катіонів сильних основ і аніонів слабких кислот

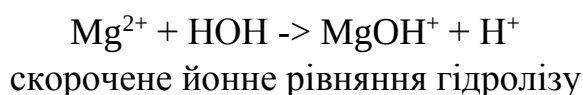
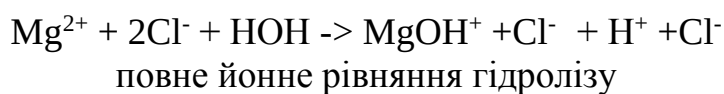
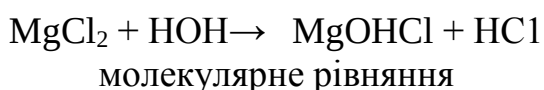
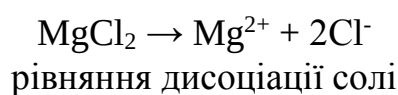
Солі, які складаються з катіонів слабких основ і аніонів слабких кислот

Солі, утворені аніонами сильних кислот і катіонами сильних основ

Розглянемо кожний випадок.

- 1) Сіль, утворена слабкою основою та сильною кислотою. Наприклад: MgCl_2 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, FeSO_4 іт. д.

Складаємо рівняння гідролізу:



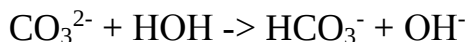
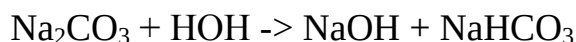
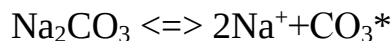
Оскільки в результаті гідролізу утворюються йони Гідрогену, то розчин буде мати кисле середовище $\text{pH} < 7$.

Дана сіль має ще другий ступінь гідролізу, тому що основа багатокислотна. Але по другій стадії гідроліз перебігає набагато слабше.

Середовище визначається за шкалою pH.

Індикатор	рН														
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Лакмус	Сильнокислотне				Слабко-кислотне			ф я ейтра. льне середові я	Слабко-лужне			Сильнолужне			
Метилловий оранжевий															
Фенолфталеїн	Не змінює забарвлення														
	Посилюється кислотність середовища								Посилюється лужність середовища						

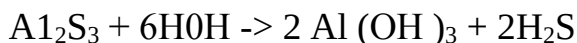
2) Сіль, утворена сильною основою та слабкою кислотою. Наприклад: Na_2CO_3 , K_2CO_3 , Na_2SO_3 , K_2SO_3 , Na_2S , K_2S і т. д.



перебігає за першою стадією, ніж за другою. За другою стадією гідроліз можливий при розбавленні та нагріванні.

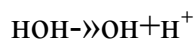
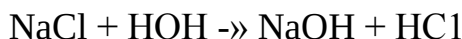
Оскільки в результаті гідролізу утворюються гідроксид-аніони, то розчин буде мати лужне середовище $\text{pH} < 7$.

3) Сіль, утворена слабкою основою та слабкою кислотою. Прикладом такої солі є алюміній сульфід Al_2S_3 , одержаний при спіканні алюмінію із сіркою. У таблиці розчинності солей цієї солі немає, оскільки при розчиненні відбувається її повний гідроліз. У результаті цього випадає драглистий осад алюміній гідроксид, і розчин пахне сірководнем.



Отже, солі, утворені слабкими основами і слабкими кислотами, у водних розчинах піддаються глибокому гідролізу, який часто перебігає до кінця.

4) Сіль, утворена сильною основою та сильною кислотою, гідролізу не піддається.



Даємо визначення поняттям. Для перевірки, чи всі поняття були названі, їх можна записати на зворотній стороні дошки або спроектувати на екран.

- Екзотермічні реакції
- Ендотермічні реакції
- Тепловий ефект
- Термохімічне рівняння
- Необоротні реакції
- Оборотні реакції
- Хімічна рівновага
- Принцип Ле Шательє
- Електроліти
- Неелектроліти
- Слабкі електроліти

- Сильні електроліти
- Водневий показник
- Гідроліз солей

Домашнє завдання

1. Скласти конспект та підготуватися до опитування.
2. За підручником О.В.Григорович, Хімія 11 кл.:
ознайомитись з § 12 –13.

Лекція № 27

Неметали. Загальна характеристика неметалів. Фізичні властивості. Алотропія. Явище адсорбції. Окисні та відновні властивості неметалів

Людині для життя потрібно не так вже й багато: кисень (повітря), вода, їжа, одяг і житло. Проте людина, освоюючи навколишній світ, одержуючи нові знання про нього, постійно змінює своє життя краще.

Наприклад, створюючи нові речі, вона робить життя зручнішим; одержуючи нові ліки, позбувається хвороб; синтезуючи нові барвники й волокна, робить більш гарними одяг, житло тощо. Для розв'язання всіх цих і безлічі інших завдань необхідні знання про властивості речовин і їхні перетворення, способи керування цими перетвореннями.

1. Положення неметалічних елементів у Періодичній системі. Будова атомів Оксигену й Карбону, їхня валентність, ступінь окиснення, електронегативність

Неметалічних елементів у порівнянні з металічними елементами відносно небагато. Вони розташовані в основному в правому верхньому куті Періодичної системи, умовно обмеженому діагоналлю Бор—Астат. Найактивнішим є Флуор.

III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
B $1s^2 2s^2 2p^1$	C $1s^2 2s^2 2p^2$	N $1s^2 2s^2 2p^3$	O $1s^2 2s^2 2p^4$	F $1s^2 2s^2 2p^5$	Ne $1s^2 2s^2 2p^6$

Для атомів неметалічних елементів у порівнянні з атомами металічних елементів характерні:

- менший атомний радіус;
- чотири й більше електронів на зовнішньому енергетичному рівні.

Звідси впливає найважливіша властивість атомів неметалічних елементів — тенденція до прийому електронів, яких не вистачає, щоб їх стало 8, тобто окисні властивості. Якісною характеристикою атомів неметалічних елементів, тобто своєрідною мірою їх неметалічності, може служити **електронегативність** — властивість атомів хімічних елементів поляризувати хімічний зв'язок, відтягати до себе спільні електронні пари. Чим більш електронегативний даний хімічний елемент, тим яскравіше виражені неметалічні властивості.

Оскільки в періодах поступово збільшуються заряди ядер атомів елементів і зменшуються атомні радіуси, а в головних підгрупах зі збільшенням порядкового номера елемента атомні радіуси різко зростають, то стає зрозумілим, чому атоми неметалічних елементів сильніше притягають зовнішні електрони в порівнянні з атомами металічних елементів.

Особливо яскраво ці властивості виражені в неметалічних елементів VII і VI груп головних підгруп 2-го й 3-го періодів. Найсильніший окисник — Флуор. Окисні здатності неметалічних елементів залежать від чисельного значення електронегативності й збільшуються в такому порядку:

Si, B, H, P, C, S, I, N, Cl, O, F



Порядковий номер	Назва	Електронна конфігурація	Електро-негативність	Ступені окиснення
8	Оксиген	$1s^2 2s^2 2p^4$	3,5	-2, -1, +1, +2
6	Карбон	$1s^2 2s^2 2p^2$	2,5	-4, +2, +4

Будова простих речовин — неметалів

Для більшості простих речовин, утворених неметалічними елементами, характерна молекулярна будова, й лише деякі з них мають немоллекулярну будову. Відмінностями в будові пояснюється і відмінність у властивостях цих неметалів.

Неметали утворюють одноатомні, двоатомні й багатоатомні молекули.

До *одноатомних* неметалів належать інертні гази (He, Ne, Ar, Kr, Xe і Rn), що практично не реагують із найактивнішими речовинами.

До *двохатомних* неметалів відносять H_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , O_2 , N_2 .

Багатоатомні — P_4 , S_8 , O_3 (озон).

«*Полімери*» — пластична сірка, червоний фосфор, алмаз, графіт, карбін, бор, кремній.

Для простих речовин — неметалів, що перебувають у твердому стані, визначити хімічну формулу складно. Атоми Карбону в графіті з'єднані один з одним по-різному. Виділити окрему молекулу важко. При написанні хімічних формул таких речовин, як і у випадку з металами, слід мати на увазі, що такі речовини складаються тільки з атомів. Хімічні формули при цьому записуються без індексів — C, Si, S і т. д.

Неметалічні елементи, що утворюють кілька простих речовин — O, C, Si, Se, S, As, P, Te.

Прості речовини — неметали (з ковалентним неполярним зв'язком)	
Немолекулярна будова (атомна)	Молекулярна будова
C, B, Si та ін.	F_2 , O_2 , Cl_2 , Br_2 , N_2 , I_2 , S_8 , P_4
У цих неметалів — атомні кристалічні ґратки, тому вони мають велику твердість і дуже високі температури плавлення	Для цих неметалів у твердому стані характерні молекулярні кристалічні ґратки. За звичайних умов це — гази, рідини (Br_2) або тверді речовини (I_2 , P_4 , S_8) з низькими температурами плавлення

2. Алотропні модифікації Карбону: алмаз, графіт, карбін, фулерени. **Фізичні властивості простих речовин, утворених елементом Карбоном**

Алотропія — існування одного й того самого хімічного елемента у вигляді двох і більше простих речовин. Наприклад, червоний фосфор, білий фосфор — це алотропні модифікації Фосфору.

Карбон — неметалічний елемент із найбільшим числом алотропних модифікацій — 8 із дотепер виявлених (алмаз, графіт, карбін, фулерени, нанопена, нанотрубка, лонсдалент і церафіт).

Усі алотропні модифікації Карбону не мають смаку й запаху. Хімічно розчиняються в розплавлених металах. За звичайних температур хімічно

інертні. Алмаз посідає перше місце за шкалою твердості, проте при цьому він крихкий і його можна розбити молотком.

Близько 20 років тому в родині Карбону з'явився ще один дуже цікавий представник. Народився він в Америці, назвали його фулереном за прізвищем одного з американських учених. Його було одержано з графіту. Але фулерен відрізняється від своїх побратимів за будовою — він утворює молекули, які за формою нагадують футбольний м'яч! У цих молекулах може бути 60 або 70 атомів Карбону. Галузі застосування фулеренів ще тільки досліджуються, вони будуть використовуватися в медицині, комп'ютерній техніці, за ними — майбутнє!

Фізичні властивості простих речовин, утворених атомами Карбону

Властивості	Графіт	Алмаз
Колір	Темно-сірий	Безбарвний
Густина, г/см ³	2,26	3,5
Температура займання, °С	600—700	850—1000
Твердість	2 (уздовж шарів), 5 (уперек)	10
Температура плавлення, °С	3700 (сублімація)	Вище за 3500 (у вакуумі)
Температура алотропних переходів, °С	При 1500—3000 і 6—106 кПа переходить в алмаз	Вище за 1000 переходить у графіт
Блиск	Металоподібний	Специфічний «алмазний»
Електропровідність	Провідник	Непровідник (ізолятор)

3. Алотропні модифікації Оксигену. Фізичні властивості простих речовин, утворених елементом Оксигеном

У вільному вигляді Оксиген утворює дві алотропні модифікації: О₂ (кисень) і О₃ (озон).

Порівняння властивостей кисню й озону

Властивості	Кисень	Озон
Фізичні	Безбарвний газ без смаку й запаху. Рідкий і твердий кисень має ясно-синє забарвлення. Молекули кисню слабо поляризовані, тому температури кипіння (-183°C) і плавлення ($-218,9^{\circ}\text{C}$) кисню низькі, він погано розчиняється у воді (5 об'ємів у 100 об'ємах води при 0°C). Рідкий і твердий кисень парамагнітний	Газ ясно-синього кольору без смаку з характерним різким запахом. Рідкий озон — темно-синя рідина, твердий — темно-фіолетові кристали. Має більш високу температуру кипіння ($-111,9^{\circ}\text{C}$), ніж кисень, внаслідок більшої полярності молекули. Цим же пояснюється інтенсивність забарвлення озону й краща розчинність у воді. Діамагнітний
Біологічні	Вдихання чистого кисню спричиняє отруєння, що спочатку виражається ейфорією	Дуже отруйний. Гранично допустима концентрація в повітрі становить $0,1 \text{ мкг/л}$ (озон набагато небезпечніший за хлор)
Хімічні	Другий за електронегативністю елемент після Фтору, виявляє сильні окисні властивості. Утворює оксиди майже з усіма елементами (крім Гелію, Неону, Аргону); не реагує з галогенами, золотом і платиною (їхні оксиди одержують непрямим шляхом). Взаємодіє зі складними речовинами	Більш сильний окисник, ніж кисень. Легко окиснює водний розчин калій йодиду: $2\text{KI} + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH} + \text{I}_2$ (якісна реакція на озон), окиснює багато металів, у тому числі золото й платину. Озон окиснює органічні сполуки, розщеплюючи кратні вуглець-вуглецеві зв'язки (ця властивість використовується в органічному аналізі)

Озон утворюється зі звичайного кисню (у чистому вигляді або в повітрі) під дією тліючого електричного розряду або ультрафіолетового випромінювання, а також у процесах, що супроводжуються зміною атомарного Оксигену (наприклад, розкладання гідроген пероксиду), при роботі електричних трансформаторів, ксероксів.

Озон має дезінфікуючу й відбілювальну дію. Основне застосування озону — знезаражування водопровідної води. Озон, розчинений у воді, швидко розпадається з утворенням кисню.

Чим же зумовлені причини алотропії?

Алотропія може бути результатом утворення молекул із різним числом атомів (O_2 , O_3) або утворення різних кристалічних форм (графіт, алмаз).

4. Значення озонового шару для життя організмів на Землі

Самостійно підготувати матеріал про значення озонового шару для життя організмів на Землі.

5. Поняття про адсорбцію

Адсорбція — поглинання якої-небудь речовини з газоподібного середовища або розчину поверхневим шаром рідини або твердої речовини.

Явище адсорбції легко продемонструвати, профільтрувавши воду, підфарбовану яким-небудь барвником, через активоване або деревне вугілля. Для цього в лійку поміщається фільтр із фільтрувального паперу, насипається шар дрібненого деревного або активованого вугілля, пробірка закріплюється над порожньою склянкою. У лійку акуратно наливається підфарбована вода. У склянці збирається прозорий безбарвний фільтрат.

Адсорбувати речовини можна не тільки з розчинів, але й із газів. На явищі адсорбції заснований принцип дії протигазу. Уперше протигазу були використані під час Першої світової війни, коли було вперше застосовано отруйні гази (хлор та іприт). Конструкція протигазу, запропонована російським професором Зелінським, зберегла свою основу дотепер. Застосування адсорбції:

- очищення повітря, води;
- очищення цукрових сиропів при цукроварінні;
- очищення фруктових соків та інших рідин у харчовій промисловості;
- очищення відпрацьованих мастил;
- виділення зі складних сумішей окремих компонентів;
- у медицині для виділення шкідливих речовин із крові (метод__гемосорбції) та інших фізіологічних рідин.

Домашнє завдання:

1. Скласти конспект та підготуватися до опитування.
2. Григорович О.В. Хімія. 11 кл. § 15.
3. Переглянути відеозаняття

<https://www.youtube.com/watch?v=LU9qEBmMnTU&t=162s>

<https://www.youtube.com/watch?v=LU9qEBmMnTU>

Дослідження адсорбційної здатності активованого вугілля й аналогічних медичних препаратів

<https://www.youtube.com/watch?v=VqUZ0VAUmQ>

ДОДАТКОВИЙ МАТЕРІАЛ ДО ЗАНЯТТЯ

Хімія озонового шару й життя на Землі

На відміну від інших атмосферних складових, озон з'явився в атмосфері винятково хімічним шляхом і є наймолодшим атмосферним компонентом. З екологічної точки зору найціннішою властивістю озону є його здатність поглинати біологічно небезпечне ультрафіолетове випромінювання Сонця. У той же час як хімічна сполука озон є найсильнішим окисником (просто кажучи отрутою), здатним при безпосередньому контакті отруїти флору й фауну, які він захищає як стратосферний озоновий шар. Крім цього, озон є ефективним парниковим газом. І нарешті, озон значно впливає на малі активні складові атмосфери, а через них — на стабільні компоненти, що, як і сам озон, поглинають і ультрафіолетове, і інфрачервоне випромінювання.

Тим самим озон не тільки прямо, але й опосередковано впливає на парниковий ефект і рівень ультрафіолетового (УФ) випромінювання на поверхні Землі.

Сучасні показання концентрації озону на різних висотах і його загальна кількість стали помітно меншими, ніж 50 років тому. Як тепер точно встановлено, це стало наслідком появи в атмосфері антропогенних галогеновмісних сполук (фреонів), що широко застосовувалися останніми десятиліттями в промисловості й побуті.

Молекули фреонів є надзвичайно стійкими хімічними сполуками, які погано розчиняються у воді. Через це, опинившись в атмосфері поблизу поверхні Землі, вони безперешкодно проходять тропосферу, тобто перші 10—15 км, і зрештою дістаються до стратосфери, де зосереджено 90 % атмосферного озону. Ця подорож у стратосферу відбувається складним шляхом, оскільки фреони (як і решта сполук) можуть потрапити в стратосферу з поверхні Землі тільки з топочними конвективними потоками. Тому спочатку їм потрібно дістатися тропіків. Ця подорож триває близько місяця.

Конвекція вгору, тобто до висоти 10—15 км, триває дні й навіть години, але щоб піднятися на висоту 35 км, потрібно 15 років. Таким чином, вплинути на озоновий шар можуть тільки такі сполуки, час життя яких в атмосфері перевищує кілька десятків років. Тому фреони, які живуть 50 і більше років, здатні руйнувати стратосферний озон. А оксиди Нітрогену,

що викидаються біля поверхні Землі і час життя яких дорівнює декільком дням, ніякого впливу на стратосферний озон зробити не можуть.

На висотах понад 30 км фреони фотодисоціюють під дією сонячного ультрафіолетового випромінювання, віддаючи атоми Хлору, які руйнують стратосферний озон. Наслідком зростання атмосферного вмісту фреонів, виробництво яких безупинно збільшувалося останніми десятиліттями, стало виснаження озонового шару.

Розуміння суті справи й ужиті заходи дозволили зупинити подальший вплив на озоновий шар і створити умови для його відновлення на «дофреоновому» рівні. Темпи відновлення (при дотриманні всіх поправок до Монреальського протоколу) визначаються кількістю накопичених в атмосфері антропогенних сполук, що руйнують озон, і їхніх атмосферних строків життя, які становлять десятки й навіть сотні років. Обчислення показують, що процес відновлення відбуватиметься протягом ХХІ сторіччя, причому до його середини «рівень відновлення» може скласти 80—90 %. Можна вважати, що проблему озонового шару ХХ сторіччя розв'язано. Інакше кажучи, можна не побоюватися, що в найближчі сто років рівень атмосферного озону знову почне зменшуватися під впливом людської діяльності. Але є побоювання, що у ХХІ столітті в результаті росту парникового ефекту відновлений озоновий шар стане «товщим», ніж він був до початку свого виснаження.

Попередні оцінки показують, що при безконтрольному викиданні в атмосферу таких парникових газів, як CO_2 , метан, нітроген(I) оксид та ін., які призводять до нагрівання тропосфери й охолодження стратосфери— це цілком імовірна подія. У цьому випадку рівень УФ-випромінювання в порівнянні зі звичною нормою зменшиться, що здатне викликати появу ультрафіолетового голодування й інших екологічних неприємностей, які ще будуть вивчатися.

Ми бачимо, таким чином, що озоновий шар — це таке явище природи, за яким потрібний особливий контроль. У наш час ми маємо можливість постійно стежити за атмосферним озоном над усією земною кулею.

Якщо у вас є доступ до Інтернету, то на сайті NASA <http://jwocky.gsfc.nasa.gov/ozone/today.html> ви знайдете щоденну інформацію із цього питання, включаючи й архівні дані.

Лекція № 28

Сполуки неметалічних елементів із Гідрогеном

1. Сполуки неметалічних елементів із Гідрогеном

Загальні формули сполук із Гідрогеном за групами Періодичної системи хімічних елементів наведено в таблиці.

Загальні формули сполук за групами

I	II	III	IV	V	VI	VII
RH	RH ₂	RH ₃	RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR
Нелеткі сполуки з Гідрогеном			Леткі сполуки з Гідрогеном			

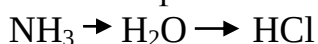
З металами водень утворює (за деяким виключенням) нелеткі сполуки, які є твердими речовинами немоллекулярної будови. Тому їхні температури плавлення порівняно високі.

З неметалами водень утворює леткі сполуки моллекулярної будови. За звичайних умов — це гази або леткі рідини.

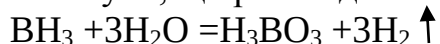
Леткі сполуки неметалічних елементів із Гідрогеном можна розділити на три групи:

1. Добре розчинні у воді (HCl, HBr, HI, H₂S, H₂Se, NH₃), які дисоціюють на йони, виявляючи кислотні й основні властивості:

осн. амф. кисл.



2. Сполуки, що розкладаються водою:



3. Леткі сполуки з Гідрогеном CH₄, PH₃, які не взаємодіють із водою.

У періодах зліва направо в Періодичній системі хімічних елементів зі збільшенням порядкового номера неметалічного елемента підсилюється кислотний характер сполуки з Гідрогеном.

Амоніак NH₃ має основні властивості, а гідроген фторид HF — кислотні. Така сама закономірність властива сполукам із Гідрогеном неметалічних елементів

3-го періоду: фосфін PH₃ виявляє основні властивості, а гідроген хлорид HCl — кислотні властивості.

Тепер розглянемо, чому сполука Флуору з Гідрогеном — гідроген фторид HF — у водному розчині є кислотою, але більш слабкою, ніж хлоридна. Це пояснюється тим, що радіуси йонів Флуору значно менші, ніж йонів Хлору. Тому йони Флуору набагато сильніше притягають до себе йони Гідрогену, ніж йони Хлору. У зв'язку із цим ступінь дисоціації фторидної кислоти значно менший, ніж хлоридної кислоти, тобто фторидна кислота слабкіша за хлоридну.

У групах Періодичної системи хімічних елементів зверху вниз кислотний характер сполук неметалічних елементів із Гідрогеном підсилюється. Це пояснюється тим, що негативно заряджені аніони (наприклад, F^- , Cl^- , Br^- , I^-) усе слабкіше притягають позитивно заряджені катіони Гідрогену H^+ .

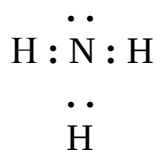
Сполуки неметалічних елементів із Гідрогеном, що мають у водних розчинах кислотні властивості, реагують із лугами. Сполуки неметалічних елементів із Гідрогеном, які мають у водних розчинах основні властивості, реагують із кислотами.

Окисна активність сполук неметалічних елементів із Гідрогеном у групах зверху вниз сильно збільшується. Наприклад, окиснити Флуор зі сполуки HF хімічним шляхом не можна, окиснити ж Хлор зі сполуки HCl можна різними окисниками. Це пояснюється тим, що в групах зверху вниз різко зростають атомні радіуси, у результаті чого віддача електронів полегшується.

2. Склад, фізичні властивості, одержання в лабораторії амоніаку

Фізичні й хімічні властивості амоніаку визначаються будовою його молекул.

Електронна формула молекули амоніаку:



Видно, що із чотирьох електронних пар при Нітрогені три спільні й одна неподілена. Молекула амоніаку має форму піраміди. Хімічний зв'язок N-H полярний. Позитивний заряд зосереджений на атомі Гідрогену, негативний — на атомі Нітрогену. Унаслідок цього між молекулами амоніаку утворюються водневі зв'язки. Існуванням водневих зв'язків між молекулами NH_3 пояснюються порівняно високі температури кипіння й плавлення амоніаку, а також те, що він легко скраплюється й добре розчиняється у воді.

Амоніак — це безбарвний газ із характерним різким запахом. Порівняємо середню молярну масу повітря (29 г/моль) з молярною масою амоніаку (17г/моль). Густина амоніаку за повітрям: $17/29 = 0,59$, отже, амоніак майже у два рази легший за повітря.

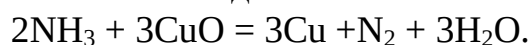
При збільшенні тиску або при охолодженні амоніак легко скраплюється в безбарвну рідину ($t_{\text{кип.}} = -33,4\text{ }^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{пл.}} = -78\text{ }^{\circ}\text{C}$). Амоніак дуже добре розчиняється у воді (при $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ в 1 об'ємі води розчиняється до 700 об'ємів амоніаку, при $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ — 1200 об'ємів).

Хімічні властивості амоніаку

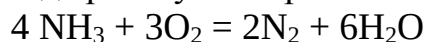
Амоніак ще називають основою Льюїса.

Нітроген в амоніаку має найменший ступінь окиснення й тому виявляє тільки відновні властивості.

1. Амоніак відновлює малоактивні метали з їхніх оксидів:



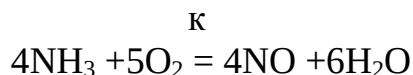
2. Окиснення амоніаку. Амоніак горить у чистому кисні або в попередньо підігрітому повітрі блакитнуватим полум'ям:



Ця реакція є сильно екзотермічною й необоротною.

Суміші амоніаку з повітрям при концентрації NH_3 від 15,5 до 27,5 % вибухонебезпечні. У процесі реакції утворюється азот, оскільки температура недостатня для взаємодії його з киснем.

У присутності каталізатора (пропущення над розпеченою платиною) амоніак може окиснюватися до нітроген(II) оксиду:

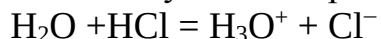


Ця реакція також є необоротною. Платина бере участь у реакції як каталізатор.

3. Взаємодія амоніаку й гідроген хлориду з водою

У періодах зліва направо кислотні властивості летких сполук неметалічних елементів із Гідроеном у водних розчинах підсилюються.

Гідроген фторид у водному розчині відщеплює позитивні йони Гідроену, тобто виявляє кислотні властивості. Це пояснюється тим, що атоми Оксигену мають вільні електронні пари, а йони Гідроену — вільну орбіталь. Відбувається процес, що описується рівнянням:



Цьому процесу сприяє й інша обставина: атом Оксигену має неподілену електронну пару, а йон Гідроену — вільну орбіталь, завдяки чому утворюється **донорно-акцепторний зв'язок**.

При розчиненні амоніаку у воді відбувається протилежний процес. Оскільки атоми Нітрогену мають неподілену електронну пару, а йони Гідроену — вільну орбіталь, виникає додатковий зв'язок (донорно-акцепторний) і утворюються йони амонію NH_4^+ й гідроксид-іони OH^- . Атом

Нітрогену є донором єднальної загальної електронної пари, а йон Гідрогену — акцептором. У результаті розчин набуває основних властивостей. Цей процес можна виразити формулою:



Молекули амоніаку у водному розчині приєднують позитивні йони Гідрогену, тобто амоніак виявляє основні властивості.

Одержання амоніаку й розчинення його у воді.

У кристалізатор налити води й додати до неї фенолфталеїну 2—3 краплі. У пробірку насипати суміші з амоній сульфату $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ й кальцій гідроксиду

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ до 1/2 її об'єму. Закрити пробірку пробкою з газовідвідною трубкою й закріпити в штативі. Капіляр і газовідвідну трубку з'єднати каучуковою трубкою. Пробірку перевернути вгору дном і надіти її на капіляр так, щоб пробка не закривала повністю отвору пробірки. Суміш у пробірці нагрівати протягом 5—6хв. Газ, що виділяється, зібрати в пробірку. Наповнення перевірити за посинінням вологого червоного лакмусового папірця, для чого піднести його до отвору пробірки. Наповнивши газом пробірку, щільно закрити її пробкою, після чого від'єднати капіляр від газовідвідної трубки, знявши каучукову трубку.

Швидко закрити пальцем капіляр і, перевернувши пробірку вгору дном, опустити кінець капіляра в кристалізатор із водою. Під водою капіляр відкрити й спостерігати, як вода «фонтаном» заповнює пробірку.



Ця реакція оборотна. Лише мала частка розчиненого амоніаку наявна в розчині у вигляді йонів амонію, більша частина його міститься у вигляді молекул NH_3 . Тому амоніачна вода пахне амоніаком, і на відкритому повітрі або при нагріванні виділяється весь розчинений у ній амоніак.

Зверніть увагу на те, що йони NH_4^+ існують тільки в розчині, і виділити як самостійну сполуку амоній гідроксид NH_4OH неможливо. У реакціях, що відбуваються з утворенням амоній гідроксиду, слід писати не NH_4OH , а

$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Приєднання Гідрогену до амоніаку з утворенням йона амонію NH_4^+ відбувається за донорно-акцепторним механізмом. Ступінь окиснення Нітрогену в йоні амонію становить –3.

Розчиняючи у воді гідроген хлорид, одержують хлоридну кислоту.

4. Солі амонію

NH_4^+ — йон амонію — одновалентний катіон. Це катіон, до складу якого входить неметалічний елемент (зазвичай катіони — металічні елементи). Йон амонію має приблизно такі самі властивості, як йон Калію або Натрію.

Зверніть увагу, що в амоніаку й у йоні амонію ступінь окиснення Нітрогену однаковий і дорівнює -3 . Проте валентність Нітрогену в молекулі амоніаку дорівнює 3 , а в йоні амонію — 4 .

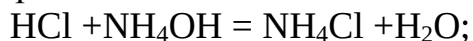
Солі амонію — це складні речовини, до складу яких входять йони амонію NH_4^+ , з'єднані з кислотними залишками, наприклад: NH_4Cl амоній хлорид.

Порівнює солі амонію із солями Натрію або Калію: K_3PO_4 — калій ортофосфат; $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ — амоній ортофосфат; Na_2SO_4 — натрій сульфат; $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ — амоній сульфат; KCl — калій хлорид; NH_4Cl — амоній хлорид; Na_2CO_3 — натрій карбонат; $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ — амоній карбонат.

Одержання солей амонію

Утворення амоній хлориду з амоніаку й гідроген хлориду

Одну скляну паличку змочують концентрованою хлоридною кислотою, другу — концентрованим розчином нашатирного спирту. Палички підносять одна до одної. Спостерігається поява білого диму, утвореного частинками амоній хлориду NH_4Cl :

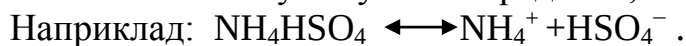


Висновок: солі амонію утворюються при взаємодії амоніаку (або його розчину) з кислотами.

Можна одержати й інші солі амонію, змішуючи розчини амоній гідроксиду і якої-небудь кислоти, при цьому реакцію слід проводити в присутності індикатору (як зазвичай проводять реакцію нейтралізації). Наприклад: $3 \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 = (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$.

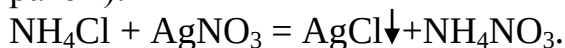
Властивості солей амонію подібні до властивостей солей Натрію або Калію. Усі солі — тверді речовини, гарні електроліти, в основному добре розчинні у воді.

Солі амонію можуть бути як середніми, так і кислими.

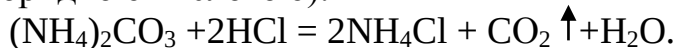


Хімічні властивості солей амонію

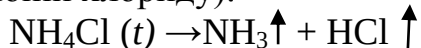
1. Взаємодія із солями (наприклад, взаємодія амоній хлориду з аргентум нітратом):



2. Взаємодія з кислотами (наприклад, реакція амоній карбонату з хлоридною кислотою):



3. Розкладання солей амонію при нагріванні (наприклад, розкладання амоній хлориду):



Зверніть увагу, що не всі солі амонію розкладаються при нагріванні на амоніак і кислоту, а реакція $\text{NH}_4\text{NO}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ відбиває лабораторний спосіб одержання азоту.

Якщо сіль утворена кислотою-окисником, то при термічному розкладанні відбувається окисно-відновна реакція:



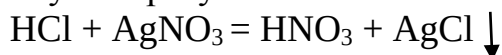
5. Якісна реакція на йони амонію і хлорид-іони

У пробірку налейте розчин амоній хлориду. Потім додайте трохи розчину натрій гідроксиду. Над пробіркою тримайте змочений водою червоний лакмусовий папірець.



Якісна реакція на хлорид-іони.

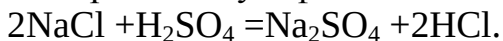
У пробірку з хлоридною кислотою додайте кілька крапель розчину аргентум нітрату:



6. Склад, фізичні властивості, одержання в лабораторії гідроген хлориду

Гідроген хлорид (хлороводень HCl) — безбарвний, термічно стійкий газ із різким запахом, що димиться у вологому повітрі. Легко розчиняється у воді (до 500 об'ємів газу на один об'єм води) з утворенням хлоридної кислоти. При $-85,1^\circ\text{C}$ конденсується в безбарвну, рухливу рідину. При $-114,22^\circ\text{C}$ гідроген хлорид переходить у твердий стан. У твердому стані гідроген хлорид існує у вигляді двох кристалічних модифікацій: ромбічної (стійкої при температурах, нижчих від $-174,75^\circ\text{C}$) і кубічної.

Гідроген хлорид ми можемо одержати при взаємодії натрій хлориду й концентрованої сульфатної кислоти:



Розчиняючи гідроген хлорид у воді, одержують хлоридну кислоту. Концентрованою вважають 39%-ну хлоридну кислоту, а розведеною — 10%-ну. Сира (технічна) хлоридна кислота найчастіше має жовтуватий колір через домішку FeCl_3 , чиста кислота являє собою безбарвну рідину.

У промисловості гідроген хлорид одержують прямим синтезом. У кварцовому пальнику, що складається із центральної труби й зовнішньої сорочки, водень пропускають через сорочку, а хлор — по внутрішній трубці. Обидва гази вступають у взаємодію тільки в полум'ї. У такий спосіб вдається уникнути вибуху хлороводневого гримучого газу. Гарячий

газоподібний хлороводень охолоджують і, розчиняючи у воді, одержують хлоридну кислоту.

Домашнє завдання:

1. Скласти конспект та підготуватися до опитування.
2. Григорович О.В. Хімія. 11 кл. § 17, 24.
3. Переглянути відеозаняття:
<https://www.youtube.com/watch?v=Pl59Ky0ZJfE&list=PLFVSJgZgf7h-qJBQG9cs8SUSNKxKdqt0k&index=39> ;

Амоніак. Солі амонію

<https://www.youtube.com/watch?v=OQFNvGAy5cw>

Лекція № 29

Оксиди неметалічних елементів. Оксиди Сульфуру

1. Оксиди неметалічних елементів

З Оксигеном неметалічні елементи утворюють кислотні оксиди. В одних оксидах вони виявляють максимальний ступінь окиснення, що дорівнює номеру групи (наприклад, SO_3 , N_2O_5), а в інших — більш низьку (наприклад, SO_2 , N_2O_3).

Порівняльна характеристика вищих оксидів елементів підгрупи Нітрогену

Хімічний знак елемента	Фізичні властивості простих речовин	Оксигеновмісні сполуки елементів із найвищим ступенем окиснення	
		Хімічна формула	Властивості
N	N_2 — безбарвний газ, малорозчинний у воді. Температура кипіння - 196°C	N_2O_5	Безбарвна кристалічна речовина. При взаємодії

			з водою утворює нітратну кислоту HNO_3
P	Існує у вигляді декількох алотропних видозмін. Найважливіші з них: 1) білий фосфор — безбарвна тверда речовина, ріжеться ножом (під водою); 2) червоний фосфор — порошкоподібний; 3) чорний фосфор — твердий, нагадує графіт	P_2O_5	Біла порошкоподібна гігроскопічна речовина. При взаємодії з водою за звичайної температури утворює HPO_3 , а при нагріванні — H_3PO_4 . Обидві кислоти набагато слабкіші за нітратну й належать до кислот середньої сили
As	Крихка кристалічна речовина з металічним блиском	As_2O_5	Біла склоподібна речовина, що розпливається на повітрі. При взаємодії з водою утворює ортоарсенатну кислоту H_3AsO_4 , що за силою слабкіша, ніж H_3PO_4

Висновки:

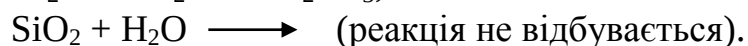
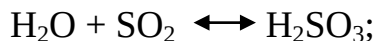
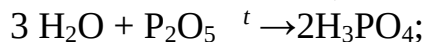
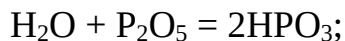
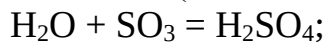
1. Властивості вищих оксидів (тобто оксидів, до складу яких входить елемент даної групи з вищим ступенем окиснення) у періодах зліва направо поступово змінюються від основних до кислотних.
2. У групах зверху вниз кислотні властивості вищих оксидів поступово слабшають. Про це можна судити за властивостями кислот, що відповідають цим оксидам.
3. Зростання кислотних властивостей вищих оксидів відповідних елементів у періодах зліва направо пояснюється поступовим зростанням позитивного заряду йонів цих елементів.
4. У головних підгрупах Періодичної системи хімічних елементів у напрямку зверху вниз кислотні властивості вищих оксидів неметалічних елементів зменшуються. Так, у головній підгрупі V групи нітроген(V) оксид має більш сильні кислотні властивості (утворює одну з найсильніших кислот — нітратну кислоту HNO_3), ніж фосфор(V) оксид P_2O_5 . Це пояснюється тим, що в атома Фосфору атомний радіус набагато більший за радіус атома Нітрогену, отже, позитивно заряджений атом Фосфору

слабкіше відштовхує йон Гідрогену, ніж позитивно заряджений атом Нітрогену.

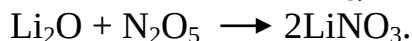
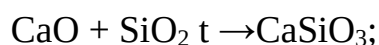
2. Кислотний характер оксидів неметалічних елементів

Взаємодія кислотних оксидів

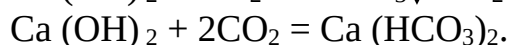
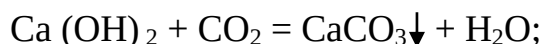
1. З водою (більшість кислотних оксидів):



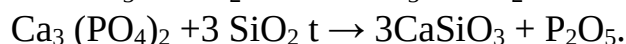
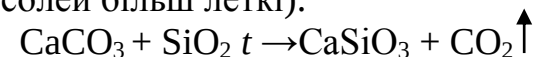
2. З основними оксидами:



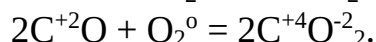
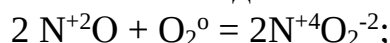
3. З основами:



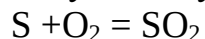
4. З деякими солями (менш леткі кислотні оксиди витісняють із відповідних солей більш леткі):



З курсу хімії основної школи вам відомі такі оксиди, як нітроген(II) оксид NO і карбон(II) оксид CO, які за їхніми властивостями не можна віднести ні до кислотних, ні до основних. Їх називають *несолетвірними (індиференційними) оксидами*. Характерна хімічна властивість цих оксидів — здатність до окиснення, у результаті чого вони перетворюються на кислотні оксиди:



Кислотні оксиди можна одержати при взаємодії кисню з неметалічними елементами. Наприклад, при нагріванні на повітрі сірка горить блакитним полум'ям з утворенням сульфур(IV) оксиду:



Сульфур(IV) оксид SO₂ — безбарвний газ із різким запахом, отруйний, спричиняє кашель, задишку, бронхіт, запалення легенів. Скраплюється при 10°C. Негорючий, легко розчиняється у воді. Сульфур(IV) оксид міститься у вулканічних газах і газах, що виділяються при спалюванні природного вугілля. З'єднуючись із парами води, сульфур(IV) оксид утворює сульфітну кислоту, що випадає у вигляді кислотних дощів.

Водний розчин сульфур(IV) оксиду забарвлює синій лакмус у червоний колір, оскільки утворюється сульфітна кислота:



Сульфур(IV) оксид утворюється:

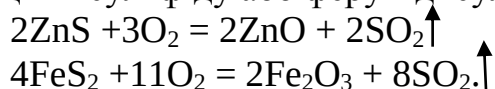
- при згорянні сірки на повітрі;
- при згорянні H_2S в надлишку кисню;
- при взаємодії міді з концентрованою сульфатною кислотою:

$$\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ конц.} = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O};$$
- при дії сульфатної кислоти на сульфіти або гідрогенсульфіти:

$$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ розв.} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}.$$

В останній реакції сульфітна кислота H_2SO_3 , що утворюється як проміжна речовина, відразу розкладається на SO_2 й H_2O .

Сульфур(IV) оксид одержують при випалі сульфідних мінералів, наприклад цинк сульфід або ферум дисульфід FeS_2 (піриту або залізного колчедану):



Токсичність деяких оксидів неметалічних елементів

Сульфур(IV) оксид (сірчистий газ)

SO_2 — токсичний. Симптоми при отруєнні сульфур(IV) оксидом — нежить, кашель, охриплість голосу, подразнення в горлі. При вдиханні сірчистого газу більш високої концентрації — асфіксія, розлад мови, труднощі ковтання, рвота, можливий гострий набряк легенів. ГПК (гранично припустима концентрація) максимально-разового впливу — $0,5 \text{ мг/м}^3$.

Оксиди Карбону

Залежно від того скільки кисню подається на окиснення (спалювання вуглецю), утворюються різні оксиди Карбону. При спалюванні вуглецю в атмосфері, слабо збагаченій киснем, утворюється карбон(II) оксид — чадний газ (CO), який кольору і запаху не має, але має задушливу здатність. При потраплянні в організм людини може спричинити запаморочення. При дії сонячного світла карбон(II) оксид може прореагувати з хлором, утворивши при цьому дуже отруйний газ фосген COCl_2 .

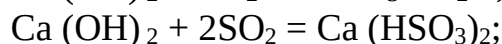
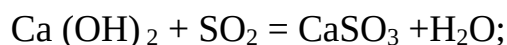
Навіть знайомий усім карбон(IV) оксид — вуглекислий газ (CO_2) при концентрації в 10 % спричиняє хворобливі відчуття і ядуху.

3. Кислотний характер гідратів оксидів неметалічних елементів

Кислотним оксидам відповідають кислоти, причому із двох оксигеновмісних кислот одного неметалічного елемента сильніша та, у якій він виявляє більш високий ступінь окиснення. Наприклад, нітратна кислота HNO_3 сильніша за нітритну HNO_2 , а сульфатна кислота H_2SO_4 сильніша за сульфітну H_2SO_3 .

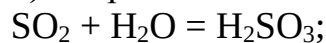
Хімічні властивості, характерні для сульфур(IV) оксиду, можна розділити на три групи:

1. Реакції, що перебігають без зміни ступеня окиснення, наприклад:
а) взаємодія з основами:



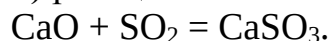
утворюються два ряди солей — середні (сульфіди) і кислі (гідрогенсульфіди);

б) оборотна взаємодія з водою:

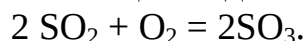


утворюється слабка й нестійка сульфитна кислота;

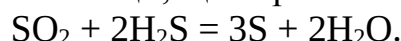
в) реакція з основними оксидами:



2. Реакції з підвищенням ступеня окиснення від +4 до +6, наприклад:



3. Реакції, що перебігають зі зниженням ступеня окиснення, наприклад:



Проте для SO_2 більш характерні відновні властивості.

Домашнє завдання:

1. Скласти конспект та підготуватися до опитування.
2. Переглянути відеозаняття

<https://www.youtube.com/watch?v=GpidNsmuqxU>

Лекція № 30

Сульфатна кислота і сульфати. Особливості взаємодії металів з концентрованою сульфатною кислотою

1. Сульфатна кислота й сульфати

Фізичні властивості сульфатної кислоти

Сульфатна кислота — важка ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$), майже вдвічі важча за воду, безбарвна масляниста нелетка рідина. Вона в'язка, як олія. Друга назва сульфатної кислоти — «купоросне масло». Дуже гігроскопічна. За кімнатної температури нелетка й тому не має запаху. Поглинає вологу з виділенням великої кількості теплоти, тому **до концентрованої кислоти не можна доливати воду** — відбудеться розбризкування кислоти. **Слід сульфатну кислоту доливати невеликими порціями до води.**

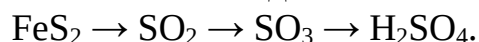
При роботі із сульфатною кислотою слід дотримувати особливої

обережності: потрапляння її на шкіру спричиняє важкі опіки. При готуванні розчину сульфатної кислоти її обережно при постійному перемішуванні доливають тонким струменем у воду, а не навпаки. H_2SO_4 , що потрапила на шкіру або тканину, необхідно негайно змити великою кількістю води, а потім розчином питної соди й знову водою.

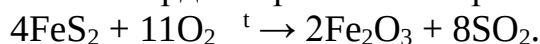
Безводна сульфатна кислота розчиняє до 70 % сульфур(VI) оксиду; при цьому утворюється суміш сульфатної кислоти H_2SO_4 , дисульфатної кислоти $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ і надлишкового сульфур(VI) оксиду SO_3 , що називається олеумом ($\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{SO}_3$). Безводна сульфатна кислота майже не проводить електричного струму. При нагріванні відщеплює сульфур(VI) оксид доти, поки не утвориться розчин із масовою часткою сульфатної кислоти 98,3 %.

Одержання сульфатної кислоти

Контактний метод:



1. Випал твердої сировини — сірчаного колчедану (піриту):



2. Окиснення сульфур(IV) оксиду в сульфур(VI) оксид:



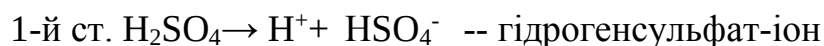
3. Одержання кислоти:



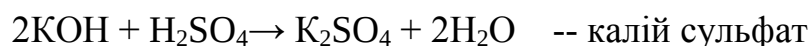
Хімічні властивості сульфатної кислоти

Сульфатна кислота є дуже сильним окисником. У розведених розчинах окиснення проходить за рахунок іона Гідрогену, а в концентрованих розчинах — за рахунок атома Сульфуру(VI).

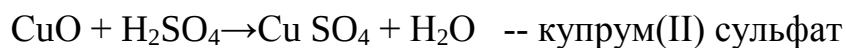
1) Сульфатна кислота — це одна з найсильніших кислот. У розведених розчинах вона являє собою двохосновну кислоту, яка піддається дисоціації за такою схемою:



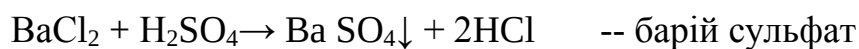
2) Взаємодія з основами :



3) Взаємодія з оксидами металів :

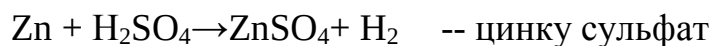


4) Взаємодія із солями:

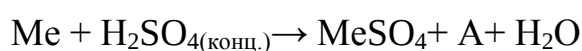


(білий кристалічний осад)

5) Взаємодія розчину кислоти з металами :



6) Взаємодія сульфатної концентрованої кислоти з металами



A:

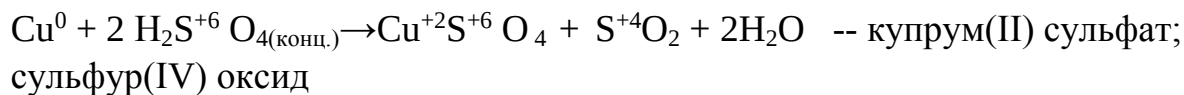
H₂ S – з Me до Al

S – з Me від Al до Sn

SO₂ - з Me після Sn

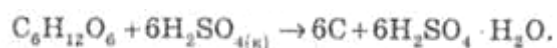
Fe , Al, Cr – на холоді пасивують

Au, Pt – не реагують



Сульфатна кислота, так само, утворює два ряди солей. До них належать сульфати (наприклад, BaSO_4 — барій сульфат) та гідрогенсульфати (NaHSO_4 — натрій гідрогенсульфат).

Від більшості органічних сполук вона відщеплює молекули води, що призводить до обвуглювання сполуки. Наприклад, якщо на папір помістити краплю сульфатної кислоти, то через кілька секунд на місці цієї краплі утвориться чорна пляма, яка складається з вуглецю:



2. Найважливіші природні сульфати, якісна реакція на сульфат-іони

Сульфатна кислота утворює два ряди солей — середні і кислі, наприклад: Na_2SO_4 (натрій сульфат) і NaHSO_4 (натрій гідрогенсульфат). Сульфати металів — середні солі сульфатної кислоти, кристалічні речовини, більшість розчинні у воді.

У природних сульфатах Сульфур має вищий ступінь окиснення +6.

Мірабіліт $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Мінерал називається «глауберова сіль» на честь німецького лікаря й хіміка, який одержав його штучно. Є важливою сировиною для одержання соди способом Леблана. Мінерал часто має білий колір, гірко-солоний на смак, легко розчинний у воді й кислотах.

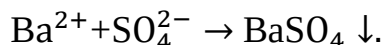
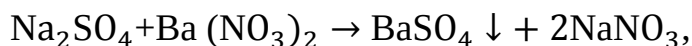
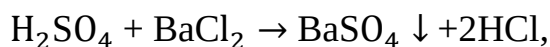
Барит BaSO_4 — крихкий мінерал білого або сіруватого кольору. Застосовується для виготовлення білої фарби, а також у медицині. Барій сульфат BaSO_4 , змішаний із водою, випивають перед рентгеноскопією шлунка, оскільки барит поглинає рентгенівські промені.

Целестин SrSO_4 — малорозчинний у воді стронцій сульфат, застосовується для одержання металічного стронцію, а також інших солей Стронцію.

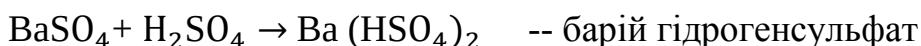
Гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (легкий шпат) — мінерал білого, рожевого або сірого кольору. Має блиск від скляного до перламутрового. Розчиняється в HCl і H_2O . Зустрічається повсюдно. Використовується в медицині для фіксації кісток при переломах, а також у виробництві алебастру, тобто паленого гіпсу (будівельний матеріал).

Якісна реакція на сульфат-іон

В аналітичній хімії використовують реакцію взаємодії хлориду або нітрату Барію із утворенням барій сульфату. При цьому утворюється білий дрібнокристалічний осад, який не розчиняється в кислотах та лугах:



Отриманий осад розчиняється тільки в концентрований сульфатній кислоті:



3. Застосування сульфатної кислоти й сульфатів

Сульфатна кислота — це найважливіший продукт хімічної промисловості. Світове виробництво сульфатної кислоти за рік складає сотні мільйонів тонн.

Сульфатну кислоту використовують для виробництва різних летких кислот, наприклад, хлоридної, оцтової, ортофосфатної, нітратної та інших, а також для виробництва азотних і фосфатних добрив (суперфосфату, амоній фосфату тощо). Сульфатна кислота необхідна у виробництві пластмас, паперу, будівельних матеріалів, тканин, лакофарбових виробів та мийних засобів. Її застосовують для очищеної нафти, нафтопродуктів і продуктів коксохімічного виробництва (бензену й толуену) від шкідливих домішок. Для виробництва ефірів, ангідридів органічних кислот і різних сульфопохідних також необхідна сульфатна кислота. У металургійній промисловості її застосовують для очищення поверхні металів перед нанесенням покриття. Розчин сульфатної кислоти використовують як електроліт у кислотних акумуляторах.

Сульфатна кислота незамінна в народному господарстві.

Солі сульфатної кислоти застосовують у боротьбі зі шкідниками і хворобами рослин ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), для одержання скла ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$), соди, у медицині й ветеринарії, будівництві й тощо.

4. Охорона навколишнього середовища від забруднення викидами сульфуровмісних речовин

Сполуки Сульфуру за негативним впливом на довкілля посідають одне з перших місць серед забруднюючих речовин. Основне джерело забруднення сполуками Сульфуру — спалювання вугілля й нафтопродуктів. 96 % Сульфуру надходить в атмосферу у вигляді SO_2 , решта припадає на сульфати, H_2S , CS_2 та ін. У вигляді пилу сірка подразнює органи дихання, слизові оболонки, може спричиняти екземи тощо. ГПК у повітрі складає $0,07 \text{ мг/м}^3$ (аерозоль, клас небезпеки 4). Багато сполук Сульфуру токсичні.

До числа найнебезпечніших сполук Сульфуру як забруднювачів природного середовища належать гідроген сульфід (сірководень) і сульфур(IV) оксид.

Гідроген сульфід викидають в атмосферу підприємства нафтопереробної, коксохімічної, азотно-тукової промисловості. У великих концентраціях гідроген сульфід діє як сильна отрутна речовина нервово-паралітичної дії. При його концентрації 1000 мг/м^3 і вище в людини з'являються судоми, може зупинитися дихання або трапитися параліч серця. При хронічному впливі малих концентрацій гідроген сульфиду настає зміна світлової чутливості очей і електричної активності мозку, відзначаються зміни в морфологічному складі крові, знижується імунітет, погіршується стан серцево-судинної й нервової систем людини. Розвивається порушення

обміну речовин, підвищення артеріального тиску в дітей, ларингіт, кон'юнктивіт, риніт, бронхопневмонія, алергійні реакції, гострі захворювання верхніх дихальних шляхів і системи кровообігу.

Сульфур(IV) оксид надходить у повітря в результаті згоряння палива й виплавляння руд, що містять Сульфур. Основні джерела забруднення атмосфери SO₂: енергетичні установки, підприємства кольорової металургії й виробництво сульфатної кислоти. Менш значні викиди підприємств чорної металургії й машинобудування, вугільної, нафтопереробної промисловості, виробництва суперфосфату, транспорту. Викиди SO₂ забруднюють повітря на значній відстані від джерела забруднення (за тисячу й більше кілометрів).

Сульфур(IV) оксид вважається однією з основних складових частин «токсичних туманів» і одним з активних компонентів формування смогу.

Домашнє завдання

1. Вивчити матеріал та скласти конспект.
2. Підручник: § 22.
3. Переглянути відеозапис

<https://www.youtube.com/watch?v=aWRI1P0AVS0>

<https://www.youtube.com/watch?v=Td6itaNfJrU> – дослід з конц. H₂SO₄

Лекція № 31

Оксиди Нітрогену та Фосфор. Нітратна та ортофосфатна кислоти

Нітратна кислота HNO₃ – найсильніший окисник. Деякі органічні речовини (наприклад, скипидар) при зіткненні з нею запалюються. Її солі з найдавніших часів використовували для приготування пороху й піротехнічних сумішей.

Ортофосфорна кислота застосовується в харчовій промисловості й входить до складу напоїв, таких як кока-кола й пепсі-кола.

Одержання нітратної кислоти.

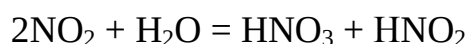
- З її солей.



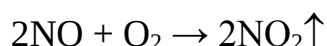
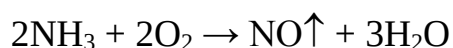
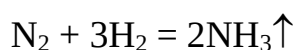
1.Одержання нітратної кислоти методом Глаубера

У XVII ст. Глаубер запропонував метод одержання легких кислот реакцією їхніх солей з концентрованою сульфатною кислотою, у тому числі й нітратної кислоти з калійної селітри, що дозволило ввести в хімічну практику концентровану нітратну кислоту й вивчити її властивості. Метод Глаубера застосовувався до початку XX ст., причому єдиною істотною модифікацією його виявилася заміна калійної (індійської) селітри на дешевшу натрієву (чилійську) селітру .

- З оксидів Нітрогену.



- Промисловий синтез нітратної кислоти (здійснюється з амоніаку).

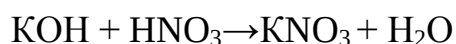


2.Хімічні властивості нітратної кислоти

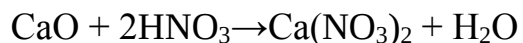
1. Дисоціація кислоти (сильний електроліт):



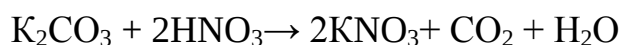
2. Взаємодія з основами :



3. Взаємодія з оксидами металів:



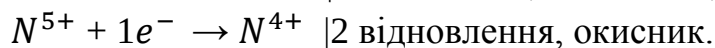
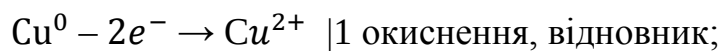
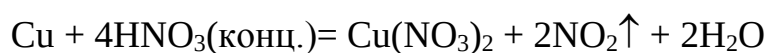
4. Взаємодія із солями:



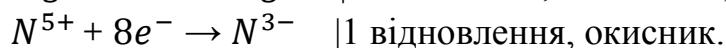
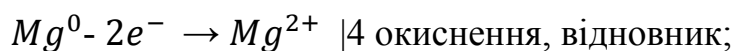
5. Розклад нітратної кислоти:



6. Взаємодія нітратної кислоти з металами

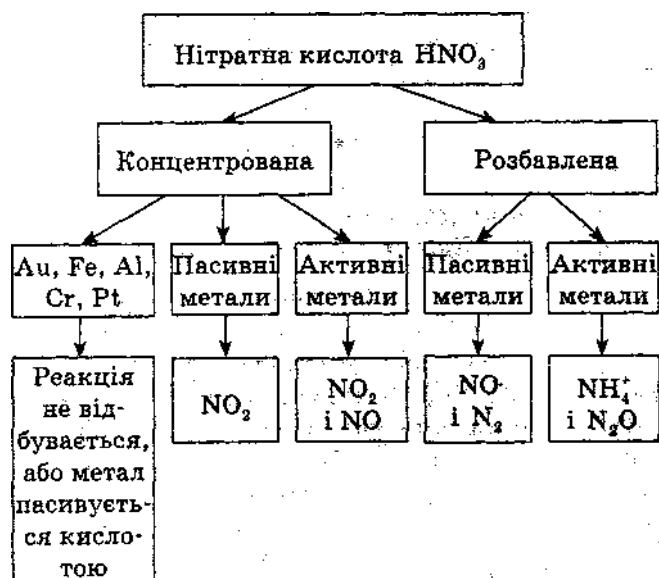


Якщо в результаті реакції виділяється амоніак, то він одразу реагує з нітратною кислотою, і зрештою утворюється амоній нітрат.



Зверніть увагу

Алюміній, залізо й хром **р** не реагують із концентрованою нітратною кислотою тільки при нагріванні, а такі метали, як золото, іридій, осмій, платина й деякі інші, не реагують за жодних умов.



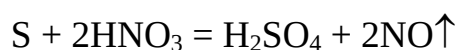
Цікавий факт

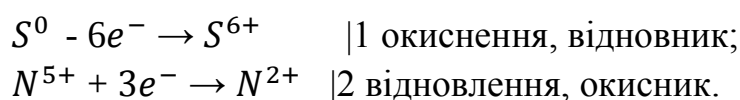
Царська горілка

Суміш трьох об'ємів хлоридної кислоти й одного об'єму нітратної називається «царською горілкою», яка розчиняє більшість металів, у тому числі й золото. Її сильні окисні здатності зумовлені хлором:

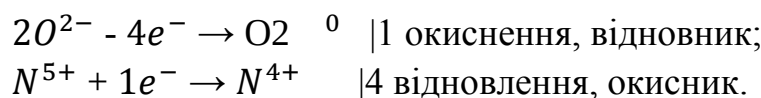
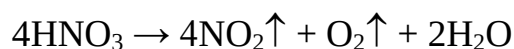


- Взаємодія з неметалами.





- Розкладання під дією світла.

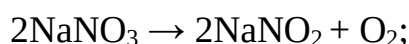


3. Солі нітратної кислоти - нітрати, їхні хімічні властивості

Зверніть увагу

Розкладання нітратів, утворених металічними елементами:

- активних металів (на прикладі Натрію) :



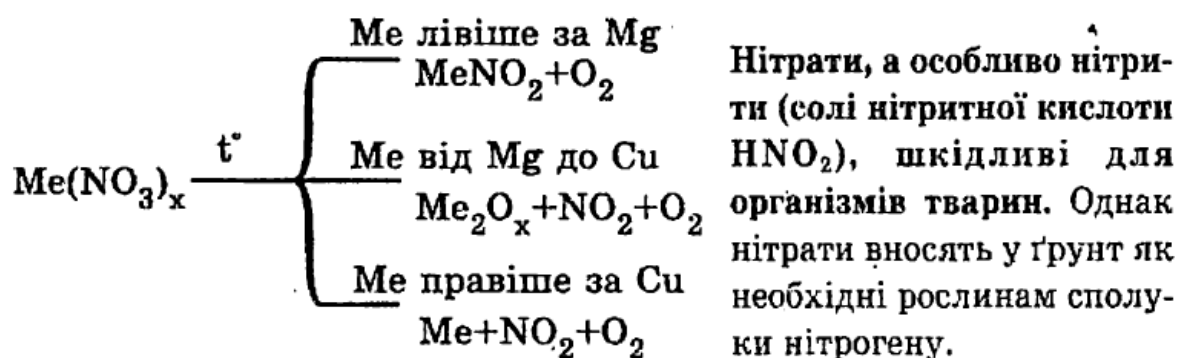
- металів середньої активності та Купрумом (на прикладі Купруму):



- неактивних металів (на прикладі Аргентуму) :



1. Розкладаються при нагріванні. Продукти визначаються положенням металу в електрохімічному ряді металів. 30



Застосування нітратної кислоти

Нітратну кислоту застосовують у багатьох галузях промисловості. Одне з головних застосувань HNO_3 — це добування азотних добрив. Нітратну кислоту також використовують для виготовлення різних вибухових речовин (порох, тротил, нітрогліцерин тощо), лікарських препаратів, яскравих барвників, штучних волокон (наприклад, нітроцелюлози, або «штучного

шовку»). Її також застосовують як окисник ракетного палива.

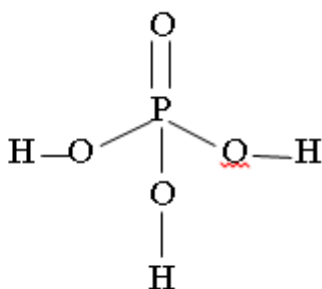
Нітрати

Нітрати — гарні окисники. Наприклад, така інертна речовина, як хром(III) оксид, при сплавці з натрій нітратом утворює натрій хромат:

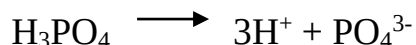
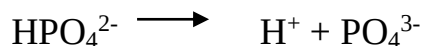
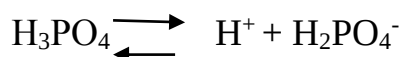


Нітрати широко використовують у народному господарстві. Амоній нітрат NH_4NO_3 застосовують як азотне добриво та при виробництві вибухових речовин (він входить до складу амоналу); калій нітрат KNO_3 (калійна селітра) заковують при виготовленні пороху (у чорному осі міститься близько 75 % KNO_3) і як добриво, а ще в харчовій промисловості та при виробництві скла. Багато інших нітратів застосовують добрива в сільському господарстві.

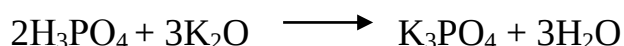
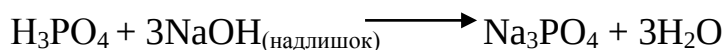
4.Ортофосфатна кислота і її солі.



У водних розчинах проходить дисоціація:



Ортофосфатна кислота вступає у взаємодію з основами та основними оксидами.



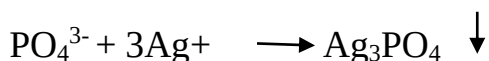
Більшість металів не взаємодіє з ортофосфатною **кислотою** внаслідок утворення нерозчинної щільної оксидної плівки на поверхні металу. У воді розчиняються тільки фосфати амонію та найбільш активних металів (Натрію, Калію).

Застосування ортофосфатної кислоти

Ортофосфатну кислоту, здебільшого застосовують для добування фосфатних добрив. Окрім того, її використовують у лакофарбовій, металургійній та харчовій промисловості, а також для запобігання корозії металів.

Якісна реакція на ортофосфат-іон

Аналітичне визначення ортофосфат-іона ґрунтується на утворенні жовтого, не розчинного у воді осаду з іоном Аргентуму:



При сільськогосподарському використанні земельних ресурсів упродовж багатьох років речовини, необхідні для повноцінного розвитку рослин, поступово вичерпуються. Унаслідок цього з плином часу ґрунт втрачає свою родючість.

Оскільки кількість населення нашої планети повсякчас зростає, виникає потреба в збільшенні кількості сільськогосподарської продукції. Однак це не завжди вдається зробити тому що ґрунт поступово втрачає родючість, а відповідно й знижується врожайність.

У цьому разі на допомогу приходять хіміки. Аби зарадити справі, учені-хіміки запропонували штучно вносити в ґрунт сполуки необхідних елементів. Найнеобхіднішими для життєдіяльності рослин є такі елементи: С, Н, О, N, P, K, Ca, Mg, Fe та S. Ці елементи необхідні рослинам у великих кількостях, тому добрива, які їх містять, називають *макродобривами*. Інші елементи, які рослини потребують у менших кількостях, також вносять у ґрунт за допомогою добрив. Такі речовини називають *мікродобривами*.

Залежно від складу добрив, їх поділяють на прості, складні й змішані. До складу простих добрив входить тільки один необхідний елемент (наприклад, амоній хлорид містить тільки один живильний компонент — Нітроген), до складних добрив входить кілька корисних компонентів (наприклад, нітрофоска містить Нітроген, Фосфор та Калій), а змішані добрива виготовляють шляхом звичайного змішування кількох добрив.

Найбільш важливими добривами є:

— нітрати лужних металів та амоніаку (селітри) — цінні природні нітратні добрива, а калій нітрат до того ж ще й калійне добриво;

— карбамід (сечовина) $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ — високоефективне нітратне добриво, яке за вмістом Нітрогену перевершує аміачну селітру, здебільшого його застосовують для вирощування таких культур, як картопля, кукурудза, буряк та рис;

— фосфористе борошно — продукт переробки кісток свійської худоби; головна перевага фосфористого борошна — повільне розчинення в ґрунті, що зумовлює тривалу дію добрива;

— простий суперфосфат — суміш сульфатів лужноземельних металів та $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$; розбавлене (малий вміст Фосфору), але досить ефективне добриво на багатьох видах ґрунтів;

— подвійний суперфосфат — концентроване фосфатне добриво, яке добувають із природних фосфатів дією ортофосфатної кислоти; містить до 50 % Фосфору;

— преципітат — являє собою сполуку $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; за своїми агрохімічними властивостями дуже схожий на подвійний суперфосфат, однак вартість преципітату приблизно у 2 рази вища, що обмежує його застосування в сільському господарстві;

— хлорид та сульфат Калію — ефективне калійне добриво, яке використовують як у кристалічній формі, так і в розчиненій;

— амофос — суміш $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ та $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$; високоефективне складне нітратно-фосфатне добриво, яке добувають нейтралізацією ортофосфатної кислоти амоніаком;

нітроамофоска та амофоска — складні високоефективні потрійні добрива, що містять Нітроген, Фосфор та Калій.

Домашнє завдання.

1.Скласти конспект; приготуватися до опитування.

2. Підручник: § 23, 25 – 26.

3.Переглянути відеозаняття

<https://www.youtube.com/watch?v=4C0RtWVWHKk>

<https://www.youtube.com/watch?v=Ce8Seu3tvJ4> – досліди з конц. HNO_3

Ортофосфатна кислота

<https://www.youtube.com/watch?v=PhVvqe2NqGg>

Лекція № 32

Мінеральні добрива. Поняття про кислотність ґрунтів

Формування предметних компетентностей :

- *Формувати знання про мінеральні добрива, дати поняття про кислотні й лужні ґрунти, формувати вміння складати формули речовин та рівняння хімічних реакцій.*

Знаменитий автор «Подорожей Гуллівера» Джонатан Свіфт 300 років тому сказав, що той, кому вдається виростити два колоски на тому місці, де ріс один, заслужить вічну подяку людства. За останнє сторіччя там, де ріс один колосок, стало рости чотири – у стільки разів зросла на земній кулі середня врожайність зернових! І 40-50 % приросту сільськогосподарської продукції одержують сьогодні за рахунок мінеральних добрив.

Добрива : органічні й мінеральні.

1.Мінеральні добрива : калійні, азотні, фосфатні.

Азотні добрива – селітри(калійна, натрієва, аміачна, аміачна вода).

Фосфатні добрива:

- Фосфоритне борошно – $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- Простий суперфосфат – $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4$
- Подвійний суперфосфат - $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
- Преципітат – $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Змішані (комплексні) добрива :

- Амофоси – $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$
- Нітроамофоска - $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 + \text{KNO}_3$

2.Поняття про кислотні й лужні ґрунти

Реакція ґрунтового розчину зумовлюється наявністю і співвідношенням у ньому гідроген – (H^+) і гідроксид – іонів (OH^-).

У нейтральних розчинах, у яких $c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-) = 10^{-7}$, величина $\text{pH}=7$, у кислих – менша 7, в лужних – більша 7. pH ґрунтових розчинів коливається

в межах від 3 до 9. Кислотність ґрунтів зумовлюється наявністю H^{1+} та Al^{3+} -йонів. Йони Алюмінію підкислюють розчин унаслідок гідролізу солей Алюмінію.

Кисла реакція ґрунтів несприятлива для більшості культурних рослин і корисних мікроорганізмів. Вона негативно впливає на процес формування родючості ґрунтів. Кислі ґрунти мають погані фізичні властивості. Через відсутність основ органічна речовина в цих ґрунтах не закріплюється, вони бідні на поживні елементи, не містять хлоридів, сульфатів, карбонатів.

Лужна реакція ґрунтових розчинів може бути зумовлена різними сполуками: карбонатами, гідрогенкарбонатами, хлоридами і сульфатами лужних і лужноземельних металів, гуматами Натрію, силікатами та іншими сполуками. Основну роль при цьому відіграють гідролітично лужні солі слабких кислот, а саме: карбонати Натрію і Калію, карбонати Кальцію і Магнію.

Висока лужність несприятлива для росту і розвитку більшості сільськогосподарських рослин. Лужні ґрунти мають низьку родючість, несприятливі фізичні властивості й хімічний склад. Вони, як правило, тверді, зцементовані, безструктурні, у вологому стані в'язкі, липкі, водонепроникні.

Меліорація лужних ґрунтів проводиться внесенням гіпсу (гіпсування) та інших солей (кальцієва селітра, сульфат Феруму, піритні недогарки). При цьому відбувається заміщення обмінного натрію на кальцій.

Домашнє завдання

1. Вивчити матеріал та скласти конспект.
2. Підручник: § 27.
3. Переглянути відеозапис
<https://www.youtube.com/watch?v=bIqS6JLEuPE>

Лекція № 33

Оксиди Карбону та Силіцію. Карбонатна та Силікатна кислоти. Сучасні силікатні матеріали

Формування предметних компетентностей :

- Формувати знання про склад карбонатної та силікатної кислот, їхні властивості та поширення в природі ; формувати вміння складати формули сполук та рівняння реакцій; формувати знання про жорсткість води та шляхи її усунення.

1. Загальні відомості про карбонатну кислоту. Будова молекул.

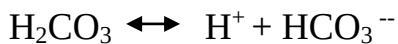
Цікавий факт

Молекули силікатної кислоти згодом конденсуються, утворюючи так звані полі силікатні кислоти, які існують у вигляді полімерної тривимірної сітки. При зберіганні на повітрі вода випаровується, й утворюється непрозорий, білий, пористий продукт – силікагель. Він широко використовується у вигляді адсорбенту, і його можна виявити в коробках із взуттям або іншими виробами зі шкіри, де він відіграє роль осушувача. Силікагель є основою в деяких адсорбуючих лікарських препаратах. Якщо його прожарити, то можна одержати дрібнодисперсний білий порошок SiO_2 , також гарний адсорбент. Його називають «білою сажею» або «білим вугіллям».

2.Добування карбонатної кислоти.

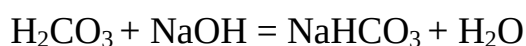
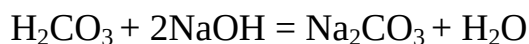
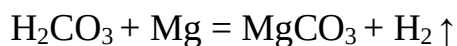


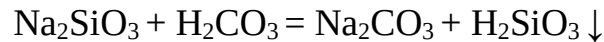
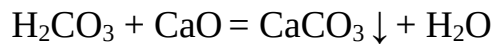
3.Хімічні властивості карбонатної кислоти.



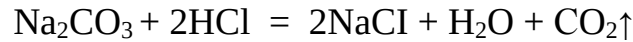
Зверніть увагу

Не слід плутати розкладання карбонатної кислоти і її дисоціацію.



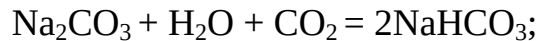


4.Хімічні властивості солей карбонатної кислоти.

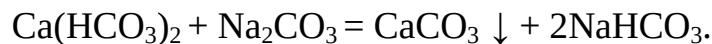


· Перетворення карбонатів у гідроген карбонати:

- пропускання вуглекислого газу крізь розчин натрій карбонату:

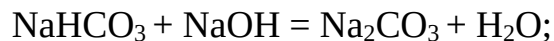


- додавання розчинного карбонату:



· Перетворення гідроген карбонатів у карбонати:

- додавання основи:



- розкладання при нагріванні:



Якісна реакція на карбонати: додавання сильної, ніж карбонатна, кислоти. При цьому спостерігається виділення вуглекислого газу:



5.Поширення й застосування карбонатів.

Цікавий факт

Натрій гідроген карбонат додають у тісто. При випіканні виробів ця речовина розкладається. Вуглекислий газ, що утворився, і пари води розпушують тісто, воно стає пористим і м'яким. Натрій карбонат залишається в тісті, тому надлишок соди дає неприємний присмак. Такою ж здатністю володіє й пекарський порошок, до складу якого входить амоній гідроген карбонат. Він розкладається за рівняннями:
$$\text{NH}_4\text{HCO}_3 = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2.$$

Вода теж випаровується. У цьому випадку сіль розкладається без твердого залишку.

6.Поняття про жорсткість води

Жорсткість води зумовлена наявністю розчинних солей **Ca** та **Mg**.

Способи усунення жорсткості води

Карбонатна , або тимчасова	Некарбонатна, або постійна
Спричиняється наявністю у воді гідрогенкарбонатів кальцію та магнію: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ та $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$	Спричиняється наявністю у воді сульфатів та хлоридів кальцію та магнію: CaSO_4 , MgSO_4 , CaCl_2 , MgCl_2
1.Кип'ятіння $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ 2. Додавання соди $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + \text{NaHCO}_3$ 3. Додавання вапняного молока $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$	Додавання соди $\text{CaSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$

7. Силікатна кислота і її солі.

Самостійно знайдіть матеріал та напишіть конспект.

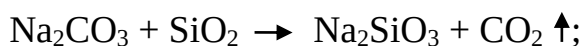
8.Силікатні матеріали. Будівельні матеріали: скло, цемент, бетон, їхнє використання

Склоробство існує багато століть. У Давньому Єгипті воно виникло за 3000 років до н.е. У Тель-Асмарі біля Багдада знайдено циліндр зі скла, що виготовлений у середині III тис. до н.е. Один із сортів для вироблення столового посуду має такий склад: SiO_2 – 75 %, Ca – 9 %, Na_2O – 16 %.

СКЛО

Скло являє собою сплав декількох речовин з аморфною будовою. Сировиною для його виробництва є чистий *кварцовий пісок* SiO_2 , сода Na_2CO_3 і вапняк CaCO_3 . Ці речовини ретельно перемішують і піддають

нагріванню до 1500 С. При цьому менш леткий оксид SiO_2 витісняє більш леткий оксид CO_2 з його солі:



Солі силікатної кислоти, що утворилися, - натрій і кальцій силікату, сплавляють із піском, що беруть у надлишку.

Склад скла прийнято виражати умовними формулами, що складаються тільки з оксидів.

Приблизний склад віконного (натрієвого) скла: $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Це недороге скло, яке легко розм'якшується.

Пляшкове скло ще дешевше; воно менш чисте, оскільки розплавлена маса містить алюміній і ферум силікати, що надає склу зеленого зображення.

Якщо соду замінити на поташ K_2CO_3 , вийде тугоплавке скло (хімічне, або калієве). Приблизний склад цього скла: $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Його різновиди – крон, що використовується в оптиці, і богемський криштал.

Якщо як сировину беруть поташ, плюмбум(II) оксид і пісок, то одержують кришталеве скло. Це скло сильно заломлює світло й тому застосовується в оптиці для виготовлення лінз і призм. Із нього виготовляють також кришталевий посуд.

З чистого піску одержують кварцове скло. Із нього роблять лабораторний посуд – його можна кинути в холодну воду, і він не тріскається. Кварцове скло пропускає ультрафіолетові промені, тому з нього виготовляють кварцові лампи, що використовуються в медицині.

Для одержані кольорових стекол до сировини додають оксиди металічних елементів. Наприклад, при додаванні кобальт(II) оксиду одержують синє скло, хром(III) оксиду – зелене, купрум(II) оксиду – синьо-зелене. Додаванням невеликих кількостей дрібно роздрібленого золота одержують рубінове скло.

Скло, як речовина аморфної будови, при нагріванні розм'якшується й поступово переходить у рідину; воно не має строго певної температури плавлення. Розплавлене скло при охолодженні твердіє не відразу, а поступово густішає, утворюючи спочатку грузлу масу. Завдяки цій властивості скло піддається формуванню – у розігрітому стані йому можна надати будь-якої форми. Для формування скляних виробів застосовують видування (пляшки, електролампи), пресування (гудзики), прокатку (дзеркальне скло), витягування (листоє скло, скляні трубки й палички).

Зі скляних ниток роблять скловолокно й тканини. Скляні тканини застосовуються як тепло-і електроізолятори. Зі скловолокна й пластмас виготовляють склопластики, які за міцністю не поступаються сталі. За хімічними властивостями скло – інертний матеріал. Воно стійке до хімічних впливів, тільки гідроген фторидна кислота HF і розплави гідроксидів лужних елементів руйнують скло.

Для тралення скла найчастіше застосовують гідроген фторидну кислоту, а також газоподібний гідроген фторид. Цим користуються для нанесення на скло різних малюнків і написів.

ЦЕМЕНТ

Цемент – це сірий, рідше білий порошок кальцій алюмосилікату, що при зволоженні хімічного зв'язує воду й твердне у кам'яну масу. Основною сировиною для виробництва цементу є вапняк CaCO_3 і глина, до складу якої входить силіцій(IV) оксид і алюміній оксид. Ці речовини ретельно перемішують і їхню суміш обвалюють. При підвищеній температури між глиною й вапняком відбуваються складні хімічні реакції. Речовини, що утворюються при цьому, спікаються у вигляді окремих шматків. Після остигання їх розмелюють у порошок.

У будівництві цемент змішують із піском і водою. Утворена суміш із часом твердне. Це відбувається тому, що різні силікати й алюмінати, що входять до складу цементу, реагують із водою з утворенням кам'янистої маси.

Цемент використовують як скріпний матеріал при укладанні цегли, шлакоблокових плит, декоративної плитки.

Бетон – суміш щебнів і піску із цементом. При змішуванні цементу зі шлаками (відходами виробництва сталі й чавуну) одержують шлакобетоном. Бетонні спорудження виходять ще більш міцними, якщо в бетон закладають каркас із залізних стрижнів. Такий будівельний матеріал називають залізобетоном. Із нього споруджують заводські корпуси, греблі й інші капітальні споруди. Бетон, одержуваний із ви користуванням піноутворювачів, називається пінобетоном. Він має дуже пористу структуру, тому у нього гарні теплоізоляційні властивості.

Кераміка – це матеріали й вироби, одержувані при випалюванні сирової глини, іноді з домішками кварцового піску й польового шпату. Тонкостінна кераміка – це різний хімічний і технічний посуд; тонкостінна кераміка – це вогнетривкі будівельні вироби. Залежно від ступеня спікання розрізняються пористу й спечену кераміку. Пориста

кераміка утворюється при температурі спікання в інтервалі 900-1200 °С. Вона прозора й водонепроникна, тому вироби з неї вкривають глазур'ю для додавання водонепроникності. До різновидів пористої кераміки належать звичайна цегла (червоний колір цегли пояснюється наявністю Fe_2O_3), покрівельна черепиця, дренажні труби.

Із червоної пористої кераміки виготовляють вироби, широко застосовані в побуті – квіткові горщики, гончарні вироби й кахель. Із білої пористої кераміки (фаянсу) роблять білі вироби – побутовий посуд, сантехнічне обладнання, лицювальні плитки. Для одержання білої кераміки використовують очищену від домішок Феруму сировину. Вироби піддають подвійному випалу, покривають глазурями й фарбують.

Спечена кераміка утворюється при температурі спікання в інтервалі 1200-1500 °С. Це щільний водонепроникний матеріал. Залежно від якості сировини одержують кам'яну спечу кераміку й порцеляну.

Кам'яна кераміка – матеріал, виготовлений із глини, каоліну, кварцу й польового шпату, який не просвічується. Із неї виготовляють такі вироби, як кухонні раковини, каналізаційні труби.

Порцеляна – просвітчастий, білий, твердий матеріал, найблагородніший керамічний продукт, який просвічується. Відомий у Китаї з VI ст. н.е., а у Європі – з 1709 р. Вихідними речовинами для одержання порцеляни слугують каолін, кварцовий пісок і польовий шпат.

Домашнє завдання

1. Вивчити матеріал та скласти конспект.
2. Підготуватися до тестування.
3. Переглянути відеозаняття:

1) Силікатна кислота

<https://www.youtube.com/watch?v=qUfsq1kEJPY>

2) Карбонатна кислота

<https://www.youtube.com/watch?v=BOBJflzQILI>

Лекція № 34

Загальна характеристика металів. Фізичні властивості металів на основі їхньої будови. Загальні хімічні властивості металів

Формування предметних компетентностей:

- *повторити і закріпити знання про класифікацію хімічних речовин; формувати знання про фізичні та хімічні властивості металів на основі їхньої будови, загальну характеристику металів;*
- *розвивати хімічну мову, екологічне мислення;*
- *виховувати інтерес до вивчення хімії.*

Переважає більшість елементів Періодичної системи (понад 75%) належить до металів. Серед s- та p-елементів металами є елементи головних груп I та II груп (окрім Гідрогену), III групи (за винятком Бору), а також Станум, Плюмбум та Бісмут. Крім того, до металів відносять всі елементи побічних підгруп (d-елементи), а також родин лантаноїдів та актиноїдів (f-елементи). Треба зазначити, що поділ елементів на метали та неметали є умовними. Деякі елементи (Германій, Стибій, Силіцій) поєднують металічні властивості з неметалічними.

Для атомів металів, незважаючи на відмінності їх будови, характерні такі спільні ознаки: невелика кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні та великі атомні радіуси.

Метали характеризуються здатністю віддавати зовнішні (валентні) електрони в процесі утворення хімічних зв'язків. У вільному стані вони утворюють прості речовини, для яких характерні: особливий блиск; висока тепло- та електропровідність; пластична деформація.

Всі метали характеризуються низькими потенціалами йонізації, легко втрачають валентні електрони, утворюючи позитивно заряджені йони.

Металічний зв'язок. У металах реалізується особливий різновид хімічного зв'язку - *металічний*. У вузлах кристалічної решітки металу містяться атоми та позитивно заряджені йони, у просторі між якими рухаються вільні електрони (так званий «електронний газ»). Оскільки валентні електрони металу слабо зв'язані з атомними ядрами, то в структурі кожного металу існує так званий «електронний газ». Результатом цього є вільне переміщення електронів у металі. *Таким чином, валентні електрони вільного металу є узагальненими і належать одночасно всім атомами.*

Металічний зв'язок не має певної спрямованості в просторі, оскільки валентні електрони рівномірно розподілені по всьому кристалу, і таким чином є ненасичуваним і ненаправленим.

Фізичні властивості металів. Існування легко рухливих електронів у металах пояснює їх характерні фізичні властивості. Так, *металічний блиск* виникає внаслідок розсіяння світла електронами, висока *тепло- та електропровідність* зумовлена здатністю електронів вільно рухатися по всьому об'єму металу. *Ковкість та пластичність* металів також пов'язані з наявністю вільних електронів, які є своєрідним «мастилом», - шари металу можуть зміщуватися під час ковки, але розриву зв'язків при цьому не відбувається.

У металічних кристалічних решітках атоми мають високі *координативні числа*. Саме великою кількістю зв'язків зумовлена механічна та термічна міцність багатьох металів.

За звичайних умов метали - тверді речовини (окрім ртуті), але за твердістю значно відрізняються між собою. Найтвердішим

серед металів є хром, найм'якшим - цезій (легко ріжеться ножом). Густина металів залежить від їхніх індивідуальних властивостей і змінюється від 0,53 (літій) до 22,7 г/см³ (осмій). За густиною всі метали поділяють на легкі (густина менша за 6 г/см³) та важкі (густина більша за 6 г/см³). Температури плавлення металів також істотно розрізняються: ртуть плавиться за -38,9°C, цезій - за 28, галій - 29,8, а вольфрам - за 3410°C.

У ряді напруг зліва направо знижується хімічна активність металів в окисно-відновних реакціях, які відбуваються у водному середовищі, а також зростає окисна здатність їх катіонів. Метали, розташовані в ряді напруг до водню, виділяють водень з кислот - неокисників.

Загальні хімічні властивості металів

Характерною ознакою металів є їхня здатність проявляти відновні властивості та утворювати сполуки з позитивними ступенями окиснення.

1. Метали відновлюють прості речовини елементів неметалів:



оксид



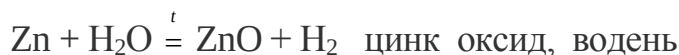
хлорид



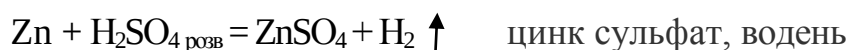
2. Лужні та лужноземельні метали, якими починається ряд напруг, реагують з водою, виділяючи водень:



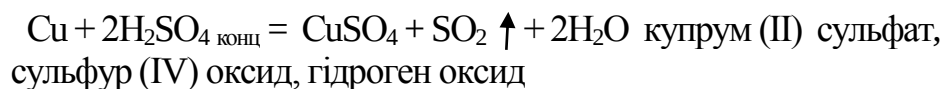
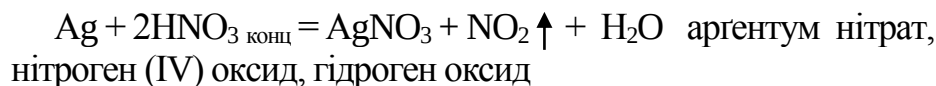
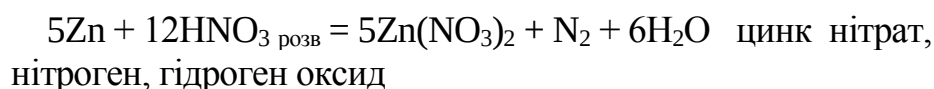
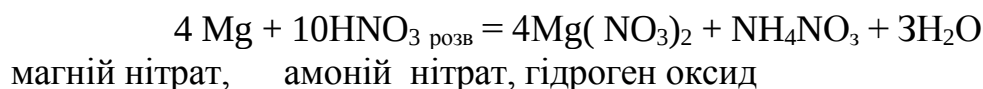
Метали, які у ряді активності металів, стоять від Mg до H повільно реагує з водою за нагрівання:



3. Метали, що розміщені в електрохімічному ряді напруг до водню, розчиняються в кислотах – неокисниках з виділенням водню:

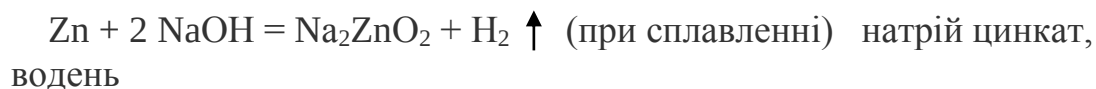


4. Кислоти-окисники взаємодіють з металами, незалежно від їхнього місця в ряді напруг металів (окрім золота та металів платинової групи):



Залізо, хром та алюміній пасивуються концентрованими кислотами-окисниками.

5. Метали, оксиди яких є амфотерними, реагують з лугами:



6. Метали, що розміщені в ряді напруг ліворуч від водню, витісняють менш активні метали (що стоять праворуч) з їх солей:



7. Під час нагрівання активні метали відновлюють ряд елементів з їх оксидів:



Домашнє завдання:

4. Скласти конспект та підготуватися до опитування.
5. Григорович О.В. Хімія. 11 кл. § 31 -- 32.
6. Переглянути відеозаняття
 - а) <https://www.youtube.com/watch?v=3VRTw-08KV8>
 - б) <https://www.youtube.com/watch?v=BvqJoGTKzuA>

Лекція № 35

Лужні елементи . Фізичні та хімічні властивості

Головну підгрупу I групи Періодичної системи елементів складають лужні метали: Літій (Li), Натрій (Na), Калій (K), Рубідій (Rb), Цезій (Cs) та Францій (Fr). Назва «лужний метал» походить від властивості їх гідроксидів — сильних, добре розчинних у воді основ, які називаються лугами. Лужні метали належать до s-елементів. Зовнішні електронні рівні їх атомів містять по одному електрону, загальна електронна формула ns^1 . Атоми лужних металів характеризуються низькими потенціалами йонізації (див.табл.) і легко утворюють катіони M^+ , що мають електронну конфігурацію інертного газу. Значення потенціалів іонізації знижується зі зростанням атомного радіуса від Літію до Францію. Так, атоми Рубідію та Цезію втрачають валентні електрони при освітленні. Оскільки лужні метали, а також їхні оксиди та гідроксиди виявляють надзвичайно високу хімічну активність, у природі елементи підгрупи Літію зустрічаються виключно у вигляді солей. Натрій та Калій належать до поширених елементів, Літій, Рубідій та Цезій вважають рідкісними елементами. Францій — радіоактивний елемент, що не має стабільних ізотопів.

Таблиця

Властивості лужних металів

ВЛАСТИВІСТЬ	ЕЛЕМЕН					
	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
Порядковий	3	11	19	37	55	87
Атомний радіус,	0,152	0,186	0,227	0,248	0,266	0,280
Електронегативні	1,0	0,9	0,8	0,8	0,7	0,7
Енергія йонізації,	5,39	5,14	4,34	4,18	3,89	3,83
Густина, г/см ³	0,530	0,963	0,85	1,594	1,992	2,1...2,
Температура плавлення, °С	179	98	63	38	28	—

Лужні метали — м'які легкоплавкі речовини. Цезій, температура плавлення якого становить 28 °С, плавиться в ампулі від тепла руки. Літій, натрій і калій навіть легші за воду. На свіжій поверхні зрізу лужні метали мають сріблясто-біле забарвлення.

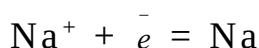
Лужні метали є найактивнішими в хімічному відношенні металами. Вони характеризуються високою реакційною здатністю, взаємодіють майже з усіма неметалами, виділяють водень з розчинів кислот, води та спиртів. Металічні властивості лужних металів посилюються зі зростанням атомного радіуса від Літію до Францію.

Усі елементи підгрупи Літію утворюють основні оксиди загальної формули E_2O та добре розчинні у воді основи ЕОН. Сила основ зростає зі збільшенням атомного радіуса від Літію до Францію.

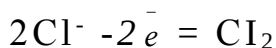
НАТРІЙ І КАЛІЙ

Поширення в природі. Натрій та калій – поширені елементи. Їх вміст у земній корі становить по 2,5 % мас. У природі натрій і калій зустрічаються у вигляді солей. Серед їх мінералів найважливішими є: галіт (кам'яна сіль) $NaCl$, мірабіліт (глауберова сілі) $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, сильвін KCl , сильвініт $KCl \cdot NaCl$, карналіт $KCl \cdot MgCl \cdot 6H_2O$, бура $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$, кріоліт Na_3AlF_6 тощо.

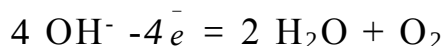
Добування. Натрій та калій одержують електролізом розплавів їх хлоридів або гідроксидів. Під час електролізу розплаву хлориду натрію або калію на катоді виділяється лужний метал, наприклад:



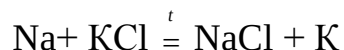
На аноді відбувається виділення хлору:



При електролізі розплавів гідроксидів на катоді виділяється метал, а на аноді — вода та кисень:



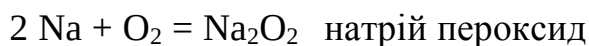
Крім того, калій добувають взаємодією розплавів його солей з натрієм:



Фізичні властивості. Натрій та калій — дуже м'які (легко ріжуться ножом), легкі та легкоплавкі метали (див. табл.). Вони характеризуються високою електропровідністю. Солі натрію та калію забарвлюють полум'я відповідно у жовтий та фіалковий кольори.

Хімічні властивості. У хімічних перетвореннях натрій і калій проявляють властивості активних відновників — переходять у стан окиснення +1.

1. Обидва метали енергійно реагують з киснем повітря за звичайних умов, утворюючи йонні сполуки, негативно зарядженими частинами яких є аніони O^{2-}_2 (натрій пероксид Na_2O_2) та O^{2-}_2 (калій надпероксид KO_2):



Оскільки лужні метали окиснюються на повітрі, їх зберігають під шаром гасу.

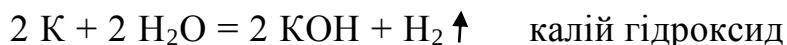
2. З іншими неметалами натрій і калій реагують з утворенням йонних сполук:



3. Відновні властивості натрію та калію є настільки сильними, що навіть водень проявляє відносно до цих металів властивості окисника, утворюючи гідриди:

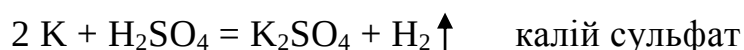
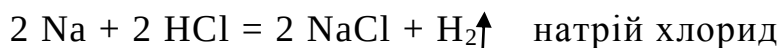


4. Натрій та калій енергійно реагують з водою (калій — з вибухом):



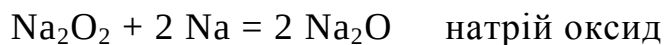
При цьому виділяється так багато тепла, що водень самоспалахує на повітрі.

5. Обидва метали виділяють водень з кислот — неокисників (HCl , CH_3COOH , H_2SO_4 тощо):

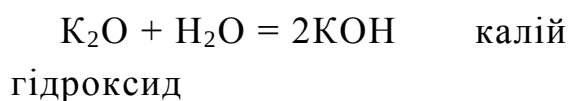


СПОЛУКИ НАТРІЮ І КАЛІЮ

Оксиди натрію та калію добувають відновленням їх пероксосполук вільним металом:



Це тверді кристалічні речовини білого кольору, які енергійно приєднують воду з утворенням лугів:



Оксиди натрію та калію проявляють властивості типових основних оксидів — реагують з кислотами, кислотними оксидами, амфотерними оксидами та гідроксидами

Гідроксиди натрію та калію — безбарвні тверді речовини з йонним типом кристалічних ґраток, гігроскопічні, добре розчинні у воді. Мають порівняно невеликі температури плавлення, при нагрівання не розкладаються.

Хімічні властивості NaOH та KOH

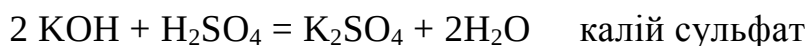
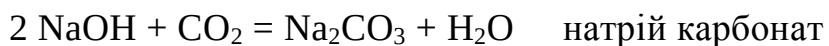
Гідроксиди натрію та калію - сильні, добре розчинні у воді основи. У водних розчинах повністю дисоціюють з утворенням катіонів металу та аніонів гідроксиду:



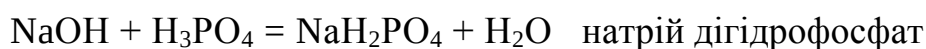
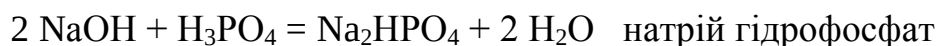
Розчини гідроксидів натрію та калію дуже агресивні відносно багатьох органічних речовин, роз'їдають папір, шкіру, тканини. Тому їх називають їдкими лугами.

Луги змінюють забарвлення індикаторів: лакмусу на синій колір, метилоранжу — на жовтий, фенолфталеїну — на малиновий.

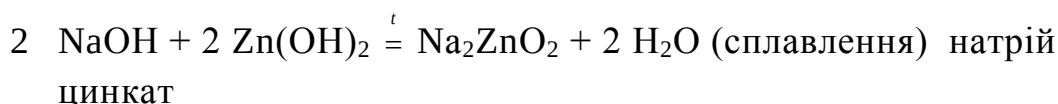
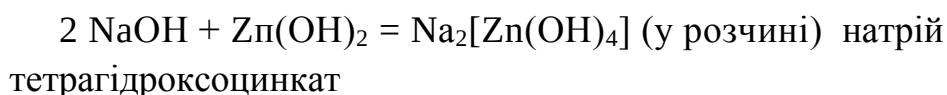
1. Гідроксиди натрію та калію взаємодіють з кислотами та кислотними оксидами з утворенням солей та води:



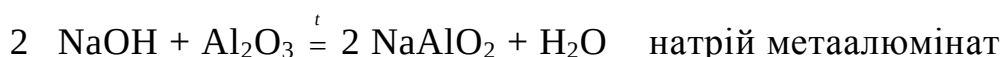
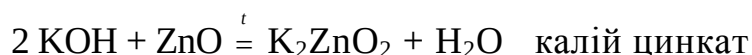
2. Під час взаємодії NaOH або KOH з надлишком багатоосновної кислоти утворюються кислі солі:



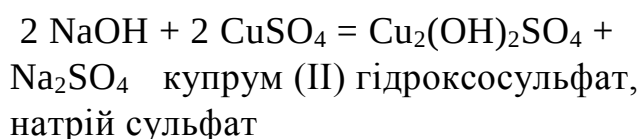
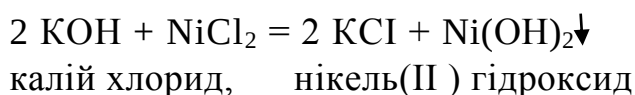
3. Гідроксиди натрію і калію реагують з амфотерними гідроксидами:



4. Під час сплавлення гідроксиди натрію і калію реагують з амфотерними оксидами:



5. Водні розчини NaOH та KOH взаємодіють з солями з утворенням малорозчинних основ або основних солей:



Застосування

Гідроксиди натрію і калію застосовують у виробництві фарб, целюлози, у миловарній промисловості.

Калійні добрива. Калій — елемент, необхідний для життєдіяльності рослин. Відсутність або зниження вмісту калію у ґрунті приводить до загибелі рослин. Тому сполуки калію використовують, як калійні добрива. У сільському господарстві застосовують:

- ***сирі солі***, які є розмеленими природними солями (каїніт $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, сильвініт $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$, тощо)
- ***концентровані добрива***, добуті переробкою природних солей калію (найчастіше це KCl та K_2SO_4);
- ***деревну та торф'яну золу***, що містить поташ K_2CO_3 .

Домашнє завдання:

7. Скласти конспект та підготуватися до опитування.
8. Григорович О.В. Хімія. 11 кл. § 33.
3. Переглянути відеозаняття:

<https://www.youtube.com/watch?v=2eSLowzYISg;>

<https://www.youtube.com/watch?v=2k1ovVFgMkU>

Лекція № 36

Лужно-земельні елементи та Магній. Фізичні та хімічні властивості

До головної підгрупи II групи Періодичної системи елементів відносяться Берилій (Be), Магній (Mg) та лужноземельні елементи Кальцій (Ca), Стронцій (Sr) і Барій (Ba). Назва « лужноземельний метал » походить від того, що їх оксиди (землі) при розчиненні утворюють лужні розчини.

Будова зовнішнього електронного рівня: ns^2 . Найбільш характерний ступінь окиснення +2. Із зростанням атомного номера спостерігається посилення металічних властивостей, яке зумовлене збільшенням радіусів та зменшенням електронегативності та йонізації елементів (див. табл.)

За хімічною активністю елементи підгрупи Берилію поступають тільки лужним металам. Вони легко окиснюються на повітрі. Взаємодіють з неметалами, витісняють водень із води та кислот.

Хімічна активність елементів підгрупи Берилію зростає збільшенням порядкового номера елемента.

Властивості елементів підгрупи Берилію

Властивість	Елемент				
	Be	Mg	Ca	Sr	Ba
Порядковий номер	4	12	20	38	56
Атомний радіус, нм	0,113	0,1599	0,1974	0,2151	0,2174
Електронегативність	1,5	1,2	1,0	1,0	0,9
Енергія йонізації, еВ	9,322	7,646	6,113	5,695	5,212
Густина, г/см ³	1,846	1,74	1,54	2,63	3,76
Температура плавлення, С	1283	650	847	770	718

Усі елементи підгрупи Берилію утворюють оксиди загальної формули EO та гідроксиди $E(OH)_2$. Оксид та гідроксид Берилію $Be(OH)_2$ виявляють яскраво виражені амфотерні властивості. Оксиди та гідроксиди всіх інших елементів підгрупи виявляють основні властивості, які посилюються із збільшенням порядкового номера елемента.

КАЛЬЦІЙ

Поширення кальцію в природі. Кальцій — один з найпоширеніших елементів земної кори. Його масовий вміст становить. Оскільки кальцій належить до активних металів, в природі він зустрічається тільки у вигляді хімічних сполук (карбонатів, сульфатів, фосфатів тощо). Найважливіші мінерали кальцію: $CaCO_3$ (мармур, крейда), $CaCO_3 \cdot MgCO_3$ (доломіт), $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ (гіпс), CaF_2 (флюорит), $Ca_3(PO_4)_2$ (фосфорит).

Добування кальцію. У промисловості кальцій добувають електролізом розплаву $CaCl_2$. Для зниження температури плавлення хлорид використовують у суміші з фторидом.

Фізичні властивості. Кальцій — метал сріблясто-білого кольору, досить легкий (густина $1,55 \text{ г/см}^3$). Твердість та температура плавлення значно вищі, ніж у лужних металів.

Хімічні властивості. Кальцій проявляє типові металічні властивості. Це активний метал, в електрохімічному ряді напруг розташований перед натрієм. Оскільки атом Кальцію містить на зовнішньому енергетичному рівні два s- електрони (конфігурація $4s^2$), у сполуках він проявляє ступінь окиснення +2.

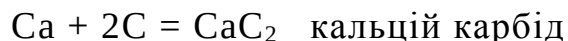
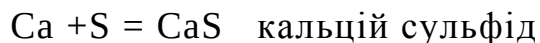
1. За звичайних умов кальцій реагує з киснем та галогенами з утворенням оксиду та галогенідів:



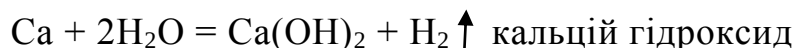
На повітрі кальцій вкривається оксидною плівкою, яка не має захисних властивостей (на відміну від оксидної плівки на поверхні алюмінію). Для запобігання окиснення кальцій, як і лужні метали, зберігають у гасі.

Порівняно з лужними металами кальцій менш схильний до утворення пероксидів. Кальцій пероксид CaO_2 утворюється під час окиснення металу як домішка до оксиду.

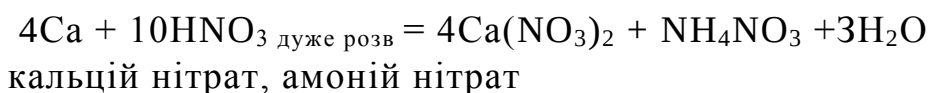
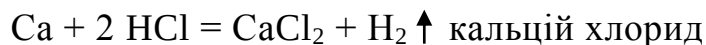
2. За помірного нагрівання кальцій окислюється іншими неметалами (сіркою, азотом, фосфором, вуглецем, воднем):



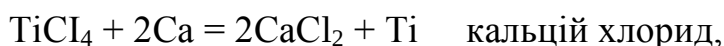
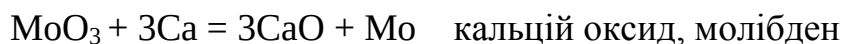
3. Кальцій виділяє водень з води:



4. З кислотами кальцій реагує подібно до лужних металів:



5. Здатність кальцію при нагріванні відновлювати менш активні метали з оксидів або галогенідів використовують для промислового одержання ряду перехідних металів:

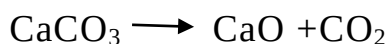


тітан

СПОЛУКИ КАЛЬЦІЮ

Кальцій оксид (технічна назва негашене вапно) — тверда порошкоподібна речовина білого кольору з високою температурою плавлення (2614°C).

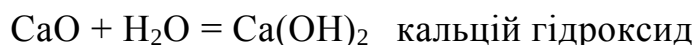
Добування CaO . В промисловості кальцій оксид одержують випалюванням (прожарюванням) вапняку або крейди:



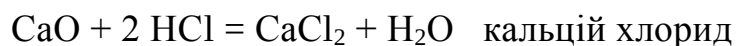
Оскільки розклад кальцій карбонату — рівноважна ендотермічна реакція, CaO одержують при високій температурі ($850 - 900^\circ \text{C}$) та видаленні вуглекислого газу з реакційного середовища.

Хімічні властивості. Кальцій оксид — сполука з яскраво вираженими основними властивостями.

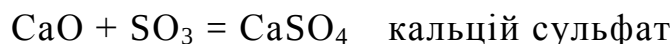
1. Енергійно приєднує воду з виділенням тепла (цей процес називають гашенням вапна):



2. Реагує з кислотами:



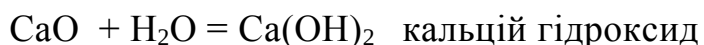
3. Реагує з кислотними оксидами



Кальцій оксид застосовується в будівництві як в'язучий матеріал.

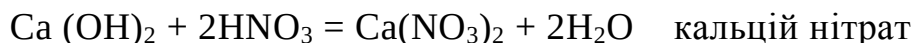
Кальцій гідроксид (гашене вапно) — тверда сполука білого кольору, мало розчинна у воді (розчинність $\text{Ca}(\text{OH})_2$ за температури 20°C становить 1.56 г на 1 л води). Насичений розчин $\text{Ca}(\text{OH})_2$ називають вапняною водою.

Добування $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Кальцій гідроксид одержують обробкою негашеного вапна водою.

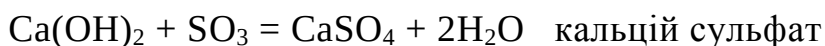


Хімічні властивості. Кальцій гідроксид виявляє лужні властивості. Він реагує

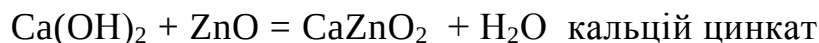
1. З кислотами



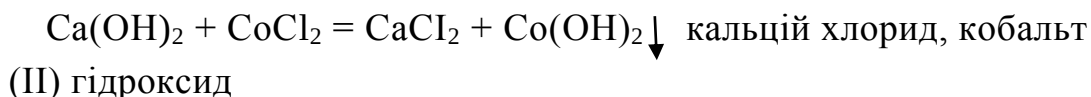
2. Кислотними оксидами



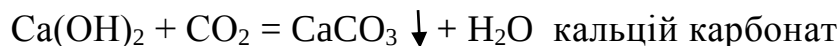
3. Амфотерними оксидами



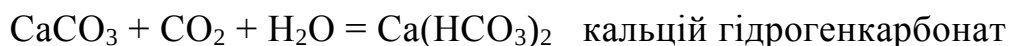
4. У водних розчинах вступає в реакції подвійного обміну із солями



5. Під час пропускання CO_2 крізь вапняну воду утворюється білий погано розчинний кальцій карбонат:



6. Після тривалого пропускання CO_2 крізь водну суспензію карбонату розчин знову стає прозорим внаслідок утворення розчинного гідрокарбонату



Солі кальцію забарвлюють полум'я в інтенсивно-червоний колір, а солі барію — в жовто-зелений. Цим користуються для якісного визначення катіонів кальцію та барію.

Застосування. Гашене вапно в суміші з піском та водою (вапняний розчин) використовується в будівництві для зв'язування цегли або штукатурних робіт. В'яжучі властивості гашеного вапна зумовлені його здатністю поглинати вуглекислий газ з повітря та утворювати кристалічний кальцій карбонат.

Домашнє завдання:

1. Скласти конспект та підготуватися до опитування.
2. Григорович О.В. Хімія. 11 кл. § 34.

Лекція № 37

Алюміній. Фізичні та хімічні властивості алюмінію

До головної підгрупи III групи Періодичної системи елементів входять: Бор (В), Алюміній (Al), Галій (Ga), Індій (In) і Талій (Tl).

Будова зовнішнього електронного рівня: ns^2np^1 . Найбільш характерний ступінь окиснення +3. Бор — це неметал. Всі інші елементи підгрупи Бору виявляють металічні властивості, які посилюються зі збільшенням порядкового номеру, оскільки спостерігається загальна тенденція до зростання атомних радіусів (див.табл.)

ВЛАСТИВОСТІ ЕЛЕМЕНТІВ ПІДГРУПИ БОРУ

ВЛАСТИВІСТЬ	ЕЛЕМЕНТ				
	В	Al	Ga	In	Tl
Порядковий	5	13	31	49	81
Атомний радіус,	0,0795	0,143	0,122	0,1626	0,170
Густина, г/см ³	2,34	2,70	5,90	7,31	11,9
Температура плавлення, °С	2300	660	29,8	156,8	303,6

Від алюмінію до галію спостерігається деяке зменшення атомних радіусів. Це пояснюється тим, що валентні електрони Галію розмішені після заповнення 3d підрівня (d-стиснення).

Оксиди елементів підгрупи Бору мають загальну формулу E_2O_3 , а відповідні їм гідроксиди — $E(OH)_3$. Властивості сполук елементів із зростанням порядкового номера змінюються від кислотних у B_2O_3 та H_3BO_3 до основних у Tl_2O_3 та $Tl(OH)_3$. Оксид та гідроксид галію Ga_2O_3 та $Ga(OH)_3$ — це амфотерні сполуки, в яких кислотна та основна функції проявляються в однаковій мірі. Амфотерні оксиди та гідроксиди алюмінію та індію виявляють яскравіше виражені основні властивості. Це пояснюється тим, що атомні радіуси Алюмінію та Індію більші, ніж Галію (див. табл.).

Алюміній

Алюміній – р-елемент третьої групи з електронної формулою зовнішнього електронного рівня $3s^23p^1$. У сполуках проявляє ступінь окиснення +3. Металічні властивості алюмінію виражені слабкіше, ніж у металів головних підгруп I та II груп періодичної системи. Оксиду та гідроксиду алюмінію притаманні амфотерні властивості.

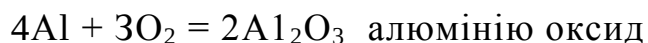
Поширення в природі. За поширенням у природі Алюміній займає третє місце після Оксигену та Силіцію. Його вміст у земній корі становить 8% за масою. Відомо понад 250 мінералів алюмінію, серед яких найбільше значення мають боксит $Al_2O_3 \cdot xH_2O$, корунд Al_2O_3 та кріоліт Na_3AlF_6 . Крім того, алюміній міститься в алюмосилікатах (ортоклаз $KAlSi_3O_8$, нефелін $NaAlSi_3O_8$ тощо), які складають основу земної кори. У вигляді каоліну $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$ алюміній входить до складу глини.

Добування алюмінію. У промисловості алюміній добувають електролізом розчину Al_2O_3 в розплавленому кріоліті Na_3AlF_6 950 °C.

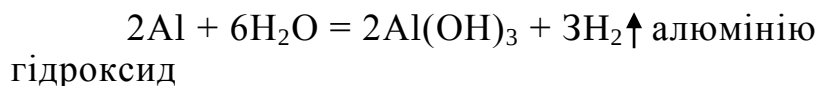
Фізичні властивості. Алюміній — легкий сріблясто-білий метал (густина 2,7 г/см³). Характеризується високою електропровідністю, механічною міцністю та пластичністю (легко витягується в дріт та прокатується у фольгу товщиною біля 0,005 мм). На повітрі вкривається щільною оксидною плівкою, яка надає поверхні алюмінію матового вигляду.

Хімічні властивості. Алюміній — активний метал, що розміщується в електрохімічному ряді напруг після лужних та лужноземельних металів. Стійкий на повітрі, оскільки міцна оксидна плівка, якою вкрита поверхня алюмінію, запобігає його окисненню.

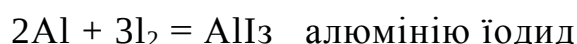
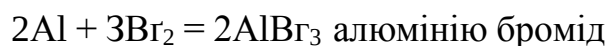
1. Очищений від захисної плівки, алюміній енергійно реагує з киснем



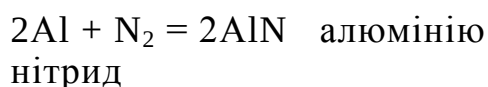
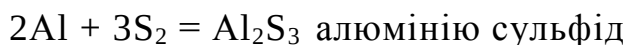
2. Витісняє водень з води:



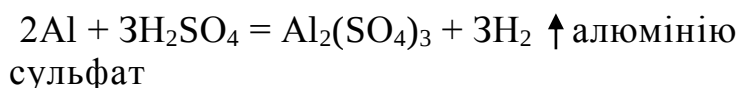
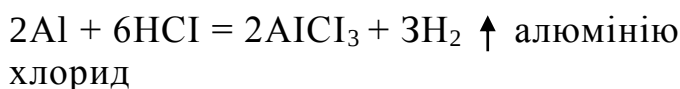
3. Алюміній реагує з галогенами (окрім йоду) за звичайних умов. З йодом реакція відбувається за наявності води як каталізатора:



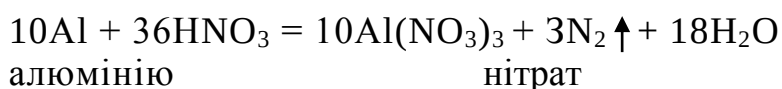
4. Під час нагрівання оксидна плівка тріскається, що призводить до зростання хімічної активності алюмінію. За підвищення температури алюміній реагує з сіркою, азотом та вуглецем:



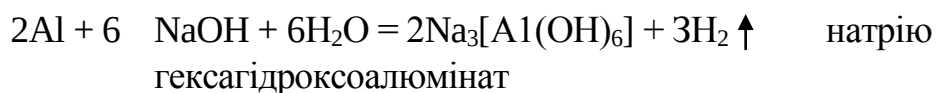
5. Алюміній легко розчиняється в кислотах-неокисниках з виділенням водню:



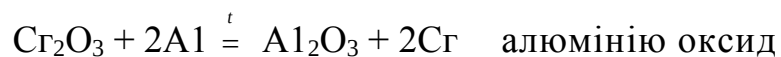
6. Концентровані сульфатна та нітратна кислоти пасивують поверхню алюмінію. В нітратній кислоті середньої концентрації він повільно розчиняється:



7. Завдяки амфотерній властивості алюміній оксиду, метал дуже легко взаємодіє з розчинами лугів з утворенням розчинних *гідроксоалюмінатів*:



8. Як активний метал, алюміній відновлює метали із сполук (оксидів, галогенідів):



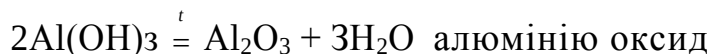
Відновлення оксидів металів алюмінієм використовується для одержання ряду перехідних металів (*алюмотермія*).

Сполуки Алюмінію

Алюміній оксид. Al_2O_3 - тугоплавка тверда речовина білого кольору. Зустрічається в природі у вигляді *корунду*, прозорі кристали якого інколи забарвлені домішками інших металів (дорогоцінне каміння): *рубін* забарвлений в червоний колір домішками хрому, *сапфір* — у синій колір

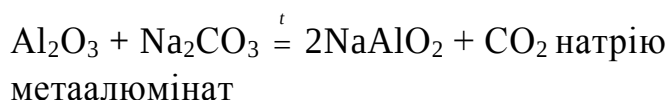
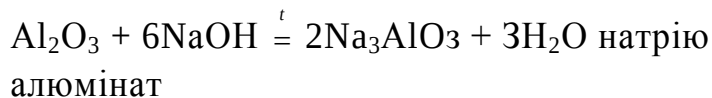
домішками титану та заліза. Для технічних потреб рубін та сапфір одержують штучно.

Одержання алюміній оксиду. Al_2O_3 одержують окисненням порошкоподібного алюмінію киснем, а також термічним розкладом алюміній гідроксиду:

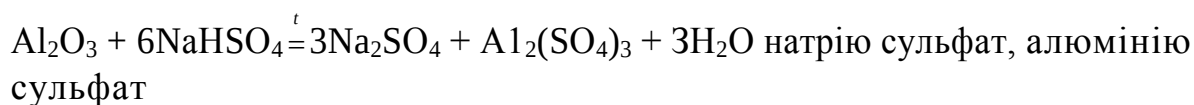


Хімічні властивості алюміній оксиду. Al_2O_3 — дуже стійка, хімічно інертна сполука завдяки високій міцності зв'язку Al—O .

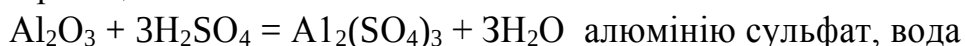
1. Хоча Al_2O_3 і виявляє амфотерні властивості, він *нерозчинний у воді, кислотах та розчинах лугів*. У розчинний стан оксид алюмінію переводять сплавленням з лугами або карбонатами лужних металів, стосовно яких виявляється його *кислотна функція*:



2. Основні властивості Al_2O_3 проявляє в реакціях з гідрогенсульфатами лужних металів (реакції проводять при сплавленні):



Та в реакціях з кислотами:

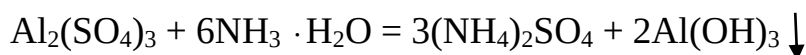


Застосування

Завдяки високій твердості та тугоплавкості природний та штучний корунд застосовують для виготовлення шліфувальних кругів, абразивів, а також вогнетривких матеріалів. Рубін використовують у квантових генераторах, а також для виготовлення деталей годинникових механізмів. Дрібнодисперсний Al_2O_3 , одержаний зневодненням алюміній гідроксиду, використовують як адсорбент.

Алюміній гідроксид. $\text{Al}(\text{OH})_3$ — біла тверда речовина полімерної будови, практично нерозчинна у воді. При нагріванні легко втрачає воду, перетворюючись на алюміній оксид.

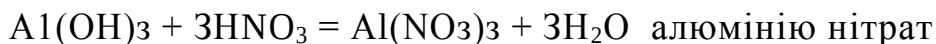
Одержання алюміній гідроксиду. $\text{Al}(\text{OH})_3$ одержують обробкою солей алюмінію аміаком або розчинами карбонатів:



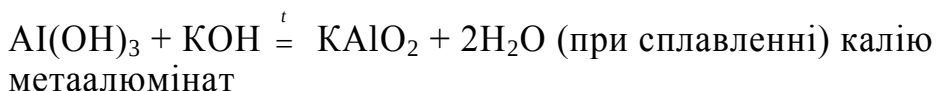
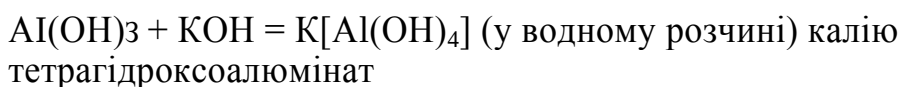
амонію сульфат, алюмінію гідроксид

Хімічні властивості алюміній гідроксиду. $\text{Al}(\text{OH})_3$ має амфотерні властивості. Легко розчиняється в кислотах та лугах.

1. В результаті взаємодії з кислотами утворює солі, що містять катіон Al^{3+}



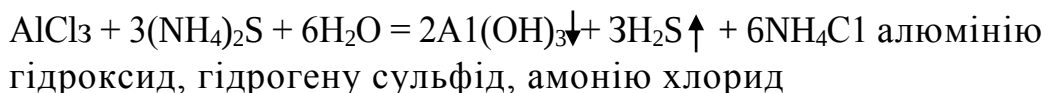
2. В наслідок дії лугів утворює алюмінати (солі, в яких алюміній входить до складу аніона):



3. Оскільки як основні, так і кислотні властивості алюміній гідроксиду виражені дуже слабо, солі алюмінію у водних розчинах зазнають значного гідролізу:



4. У зв'язку з тим що солі, утворені алюмінієм та слабкими кислотами, гідролізують повністю, взаємодія солей алюмінію з солями слабких кислот відбувається за схемою:



Застосування алюмінію. Найважливіша галузь застосування алюмінію — *виробництво сплавів* на його основі. Алюмінієві сплави характеризуються легкістю, високою в'язкістю, міцністю та корозійною стійкістю. Вони широко використовуються в *авіаційній та автомобільній промисловості, ракетобудуванні*. У *хімічній промисловості* алюміній використовують для виготовлення корозійно стійкої апаратури. В *електротехніці* з нього виготовляють електропроводи. Алюмінієву фольгу використовують для виготовлення конденсаторів. У *металургії* алюміній використовують для одержання перехідних металів з їх сполук (*алюмотермія*). Таким методом одержують хром, манган, ванадій, молібден та інші метали.

Домашнє завдання:

- 1.Скласти конспект та підготуватися до опитування.
- 2.Григорович О.В. Хімія. 11 кл. § 35.

Лекція № 38

Залізо: фізичні і хімічні властивості. Застосування металів та їхніх сплавів

Ферум входить до складу побічної підгрупи VIII групи та належить до перехідних, або d-елементів. Атом Феруму має два s електрона на зовнішньому електронному рівні та шість d-електронів на передостанньому:

У хімічних реакціях залізо виявляє відновні властивості та віддає зовнішні s-електрони з утворенням сполук, в яких його ступінь окиснення дорівнює +2. Оскільки 3d-підрівень атома Феруму незаповнений, а енергії 3d та 4s-електронів близькі, d-електрони передостаннього електронного рівня можуть приймати участь в утворенні хімічних зв'язків. Тому ферум у сполуках проявляє декілька ступенів окиснення, найхарактерніші з яких +2 та +3. Найбільш енергетично вигідним є ступінь окиснення +3, оскільки катіон Fe^{+3} має стабільний напівзаповнений 3d-підрівень. Тому сполуки двовалентного феруму не стійкі та легко окиснюються до сполук феруму(III).

Ферум утворює оксиди FeO , Fe_2O_3 та Fe_3O_4 , яким відповім гідроксиди $\text{Fe}(\text{OH})_2$ та $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Із зростанням ступеня окиснення феруму посилюється кислотна функція його сполук: оксид та гідроксид феруму(II) проявляють основні властивості, а відповідні сполуки феруму(III) — амфотерні.

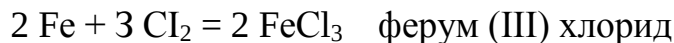
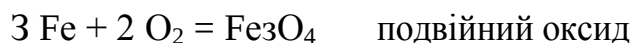
Поширення в природі. Ферум — другий за поширеністю метал після Алюмінію. Його вміст у земній корі становить 4,65 %.

Основні мінерали феруму: магнетит Fe_3O_4 , гематит Fe_2O_3 , лимоніт $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, сидерит FeCO_3 та пірит FeS_2 . Ферум входить до складу живих організмів, в яких є складовою частиною гемоглобіну — компонента крові, що переносить кисень від легенів до тканин.

Фізичні властивості заліза. Наявність двох електронів на верхньому енергетичному рівні зумовлює характерні металічні властивості заліза. Це — сріблясто-білий метал з високою температурою кипіння (1539°C), добре проводить тепло та електричний струм. Фізичні властивості заліза залежать від ступеня його чистоти. Хімічне чисте залізо - пластичний та м'який метал. Залізо та деякі сплави проявляють феромагнітні властивості.

Хімічні властивості заліза. Ферум — метал середньої активності.

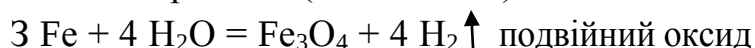
1. Під час нагрівання легко окислюється більшістю неметалів:



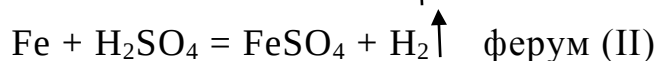
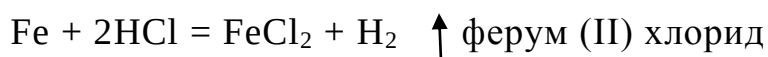
2. У вологому повітрі повільно окиснюється при кімнатній температурі



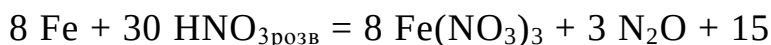
3. Під час нагрівання (700...900 °C) витісняє водень з водяної пари:



4. Оскільки в електрохімічному ряді напруг залізо розташоване ліворуч від водню (між цинком та оловом), цей метал легко розчиняється в розчинах кислот:



сульфат

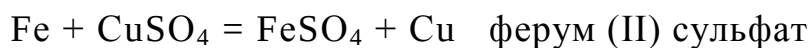


H₂O

ферум (III) нітрат, нітроген (I) оксид

Концентровані сульфатна та нітратна кислоти пасивують залізо.

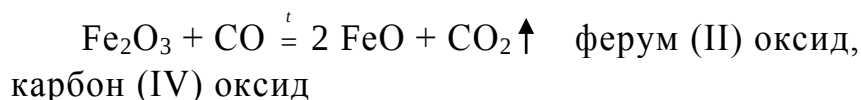
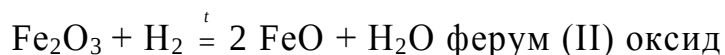
5. Ферум витісняє метали, що стоять в електрохімічному ряді напруг правіше, з їх солей:



СПОЛУКИ ФЕРУМА

Ферум (II) оксид. FeO — тверда порошкоподібна сполука чорного кольору, погано розчинна у воді.

Добування ферум (II) оксиду. FeO одержують відновленням ферум (III) оксиду воднем або карбон (II) оксидом при нагріванні:

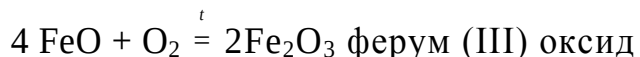


Хімічні властивості ферум (II) оксиду:

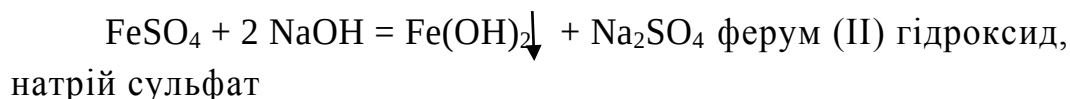
1. FeO має основні властивості. Він розчиняється в кислотах з утворенням солей феруму (II), з лугами не реагує:



2. Ферум (II) оксиду притаманні відновні властивості:

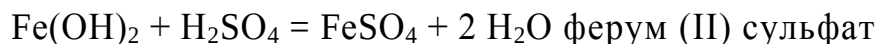


Ферум (II) гідроксид. $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – речовина світло-зеленого кольору, погано розчинна у воді. Одержується при дії лугів на солі феруму (II) без доступу повітря:



Хімічні властивості ферум (II) гідроксиду. $\text{Fe}(\text{OH})_2$ є основою.

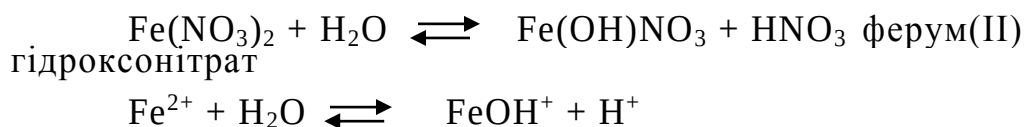
1. Він розчиняється в кислотах, а з лугами за звичайних умов не реагує:



2. Виявляє відновні властивості, легко окислюється киснем повітря



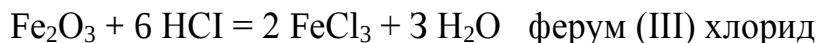
3. Оскільки ферум (II) гідроксид — слабка основа, солі феруму (II) у розведених розчинах гідролізують



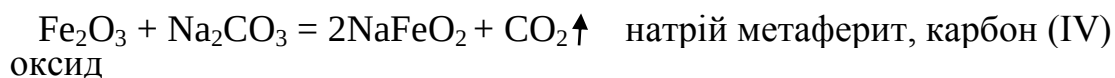
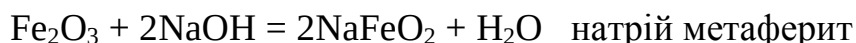
Ферум (III) оксид. Fe_2O_3 — речовина бурого кольору, не розчиняється у воді. Це найстійкіша природна сполука феруму.

Хімічні властивості ферум (III) оксиду. Fe_2O_3 виявляє **амфотерні властивості**, причому його основна функція виражена сильніше, ніж кислотна.

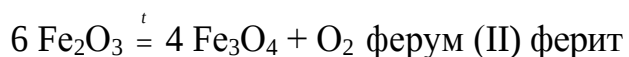
1. Він легко розчиняється в кислотах з утворенням солей феруму (III):



2. Під час сплавлення з лугами та карбонатами лужних металів утворює ферити:

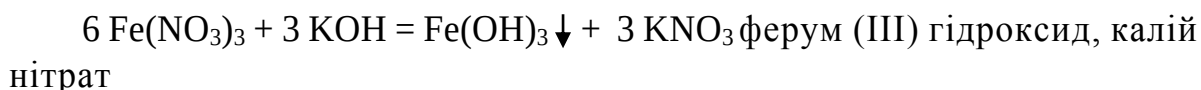


3. Під час значного нагрівання ферум (III) оксид відщеплює кисень та утворює магнетит Fe_3O_4 :



Ця киснева сполука феруму є змішаним, або подвійним оксидом $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$. Умовно її відносять до класу солей і називають ферум (II) феритом: $\text{Fe}^{+2}(\text{Fe}^{+3}\text{O}_2)_2$

Ферум (III) гідроксид. $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — погано розчинна сполука бурого кольору, яку одержують обробкою розчинів солей феруму (III) розчинами лугів або карбонатів:

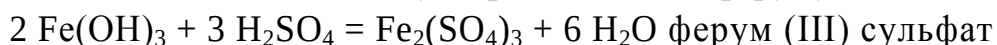


ХІМІЧНІ властивості ферум (III) гідроксиду.

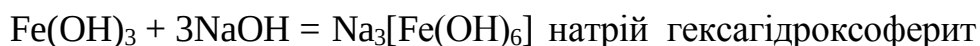
1. Під час нагрівання $\text{Fe}(\text{OH})_3$ втрачає воду і перетворюється на Fe_2O_3 :



2. Розчиняється в кислотах з утворенням солей феруму (III):



3. Свіжоосаджений ферум (III) гідроксид розчиняється у концентрованих лугах під час кип'ятіння та утворює гексагідроксоферити:



Отже, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ виявляє амфотерні властивості.

Сплави на основі заліза, їх виробництво

Залізо — найголовніший метал для сучасної промисловості. Виробництво заліза та його сплавів становлять основу чорної металургії. Залізо пластичне і легко піддається механічній обробці (прокатка, кування, штамповка). Шляхом термічної обробки (загартування і відпуск) йому можна надати високої міцності та твердості.

Залізо одержують з його руд карботермічним методом — за високих температур відновлюють коксом у присутності вапняку. При цьому утворюється сплав заліза з карбоном та домішками силіцію, мангану, сірки, фосфору, який називається **чавуном**. Чавун виплавляють у **доменних печах (домнах)**.

Доменна піч — це стальна башта, викладена з середини вогнетривкою цеглою висотою 27 - 31 м.

У верхню частину домни завантажують залізну руду, кокс (С) і флюс: (суміш вапняку CaCO_3 і піску SiO_2), у нижню (гори) через спеціальні отвори (фурми) вдувають повітря, підігріте до $600 - 800^\circ \text{C}$. Часто разом з повітрям вдувають кисень (кисневе дуття).

У нижній частині домни спалюють кокс, і температура підвищується до 1700°C :



Зверху донизу температура в домні підвищується. У середній частині домни за температури 1200°C вуглекислий газ відновлюється до СО:



Подрібнену руду подають у верхню, найменш розігріту частину доменної печі. За температури $450 - 500^\circ \text{C}$ відбувається відновлений ферум (III) оксиду до Fe_3O_4 :



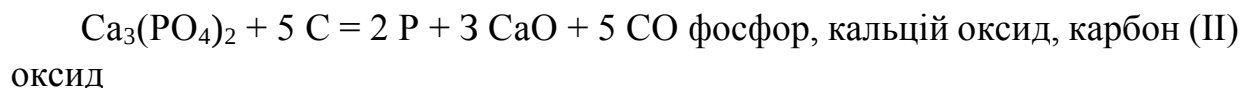
При підвищенні температури до 600°C Fe_3O_4 відновлюється до FeO :



Коли температура зростає до $900 - 1000^\circ \text{C}$, ферум (III) оксид відновлюється до вільного заліза:



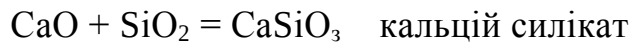
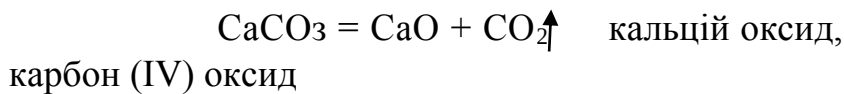
Домшки сполук силіцію, мангану та фосфору, що містяться в рудах, також відновлюються:



Частина відновленого заліза реагує з розжареним коксом та карбон (II) оксидом з утворенням ферум карбіду (**цементиту**):



Руда містить пусту породу – силіцій (IV) оксид (пісок). Для зв'язування пустої породи до руди додають флюси, зокрема кальцій карбонат (вапняк). Після термічного розкладу вапняку утворюється кальцій оксид, який зв'язує силікатні домішки:



Кальцій силікат легко відокремлюється у вигляді розплавленого **шлаку**.

Чавун, який утворюється в результаті доменного процесу містить 2 - 4 % вуглецю, а також домішки силіцію, сірки, фосфору, мангану та цементиту. Він крихкий, не піддається ковці та прокату.

Сталь є сплавом заліза з вуглецем, в якому міститься від 0,4 до 1,5 - 2,0 % вуглецю. Сировиною для виробництва сталі є чавун. У промисловості для переробки чавуну на сталь застосовують три методи: **конверторний, мартенівський та варку сталі в електронечах.**

Для перетворення чавуну на сталь з нього необхідно видалити домішки. Їх видаляють продуванням через розплавлений чавун кисню. При цьому відбувається вигорання домішок:



Оксиди мангану та силіцію видаляються у вигляді шлаку.

Рідка сталь містить розчинений кисень, який полегшує механічні якості сплаву. Тому процес виплавки сталі завершують її розкисненням, для чого додають розкиснювачі (манган, алюміній, титан), що здатні зв'язувати кисень.

На відміну від чавуну сталь пластична, її твердість залежить від вмісту вуглецю: м'яка сталь містить до 0,4 %, а тверда - до 2% вуглецю.

Залежно від призначення сталі класифікують на **інструментальні, будівельні та спеціальні**.

Леговані сталі містять домішки інших металів, які поліпшують властивості сплавів. Додатки ванадію надають сталі ковкості та пружності, молібден підвищує її корозійну стійкість та твердість, титан поліпшує термічну стійкість сталі.

Домашнє завдання:

1. Скласти конспект та підготуватися до опитування.
2. Григорович О.В. Хімія. 11 кл. § 36.

Лекція № 39

Оксиди. Класифікація, властивості. Кислоти. Класифікація та властивості

Поняття про оксид

Оксиди – це різновид бінарних сполук. Бінарні сполуки поділяються на певні типи з елементом, який стоїть у хімічній формулі на одному місці. Сполуки з киснем називають «Оксидами» - від назви хімічного елемента Кисень. Друга частина слова Оксид – частка «ИД» - походить від латинського слова *eidos* – різновид. Аналогічно називають інші типи бінарних сполук: сульфід, хлорид, карбід тощо.

Оксиди – це складні речовини, що складаються з атомів двох хімічних елементів, один з яких - Кисень.

Кількісний склад та назви оксидів

Залежно від валентності хімічного елемента, який утворює оксид, склад оксидів може бути описаний за допомогою формул: E_2O , EO , E_2O_3 , EO_2 , E_2O_5 , EO_3 , E_2O_7 , EO_4 . Символ елемента Кисеню завжди записують на другому місці.

Назви оксидів складаються з двох слів: перше – назва хімічного елемента, який утворює оксид, у називному відмінку, а друге – слово «Оксид». Якщо елемент виявляє постійну валентність, то в назву оксиду його валентність не вказують:

Na_2O – натрій оксид;

MgO – магній оксид;

Al_2O_3 - алюміній оксид.

Якщо елемент може виявляти різні валентності й утворювати кілька оксидів, то в назві оксиду після назви елемента вказується значення його валентності римською цифрою в дужках.

Будова та фізичні властивості оксидів

Серед оксидів трапляються речовини із молекулярної і не молекулярної будови. Структура оксидів зумовлює і їх фізичні можливості. У більшості випадків оксиди неметалічних елементів мають молекулярну будову, а оксиди металічних елементів – немолекулярну будову.

Оксиди металічних елементів мають молекулярну будову. Це тверді речовини з високою температурою плавлення і кипіння. У більшості випадків вони не розчиняються у воді.

Оксиди неметалічних елементів у більшості випадках мають молекулярну будову. Їхні температури плавлення і кипіння невеликі. Оксиди неметалічних елементів трапляються у твердому, рідкому й газоподібному станах. Силіцій оксид та фосфор оксид – тверді речовини. Газуватих оксидів значно менше, усі вони є речовинами з молекулярною будовою й утворені неметалічними елементами.

Застосування оксидів

У природі існує близько трьохсот оксидів. Багато з них використовуються на практиці. Оксиди багатьох металічних елементів є сировиною для добування металів – заліза, алюмінію, свинцю, міді, тощо. Кварц та кварцовий пісок є сировиною для виробництва скла. Скло із чистого кварцу є дуже цінним матеріалом, оскільки воно пропускає ультрафіолетове випромінювання. Окрім того пісок і багато інших оксидів є цінними будівельними матеріалами. Алюміній оксид утворює дуже твердий мінерал корунд.

Оксиди

Фізичні властивості оксидів зумовлені типом кристалічних ґраток у речовинах, а отже, і типом хімічного зв'язку.

Оксиди	Визначення	Хімічний зв'язок та кристалічні ґратки	Агрегатний стан за звичайних умов
Оснóвні	Оксиди, гідрати яких є основами	Здебільшого йонний зв'язок і йонні кристалічні ґратки	Тверді речовини
Кислотні	Оксиди, гідрати яких є кислотами. Їх також називають ангідридами кислот	Ковалентний полярний зв'язок; молекулярні кристалічні ґратки	Газуваті (CO_2 , SO_2), рідкі (SO_3 , Mn_2O_7) або тверді (P_2O_5 , CrO_3 , N_2O_5) речовини
Амфотерні	Оксиди, що взаємодіють як із кислотними, так і з оснóвними речовинами	Здебільшого йонний зв'язок; йонні або атомні кристалічні ґратки	Тверді тугоплавкі речовини
Несолетворні	Оксиди, яким не відповідають ані кислотні, ані оснóвні речовини	Ковалентний полярний зв'язок; молекулярні або атомні кристалічні ґратки	Газуваті (N_2O , NO , CO) або тверді (SiO) речовини

Залежно від того, до якої групи належить оксид, він виявляє різні хімічні властивості.

1. Основні оксиди

Хімічні властивості	Рівняння реакції
Взаємодіють із кислотними оксидами з утворенням солі. Не взаємодіють з оснóвними оксидами	$\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$
Взаємодіють із кислотами з утворенням солі та води. Не взаємодіють з основами	$\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
З водою взаємодіють лише ті оксиди, що утворюють луги (оксиди лужних і лужноземельних елементів). Інші оксиди з водою не взаємодіють	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$ $\text{FeO} + \text{H}_2\text{O} \neq$
Взаємодіють із відновниками: активнішими металами або вуглецем чи воднем. Не взаємодіють із солями	$3\text{MnO} + 2\text{Al} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{Mn}$ $\text{FeO} + \text{C} = \text{Fe} + \text{CO}$ $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$

2.Кислотні оксиди

Хімічні властивості	Рівняння реакції
Взаємодіють з основними оксидами з утворенням солі. Не взаємодіють із кислотними оксидами	$\text{SO}_3 + \text{CaO} = \text{CaSO}_4$
Взаємодіють з основами з утворенням солі та води. Не взаємодіють із кислотами	$\text{SO}_3 + \text{Ca(OH)}_2 = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Взаємодіють із водою з утворенням кислот (за винятком силіцій(IV) оксиду)	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \neq$
Взаємодіють із солями за умови утворення леткого оксиду (CO_2 , SO_2)	$\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$

2. Амфотерні оксиди

Хімічні властивості	Рівняння реакції
Взаємодіють із кислотами й основами з утворенням солі та води	$\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Взаємодіють із кислотними й основними оксидами та між собою під час сплавлення	$\text{ZnO} + \text{CO}_2 \xrightarrow{t} \text{ZnCO}_3$ $\text{ZnO} + \text{CaO} \xrightarrow{t} \text{CaZnO}_2$ $\text{ZnO} + \text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t} \text{Zn(AlO}_2)_2$

4. Несолетворні оксиди не взаємодіють ані з водою, ані з кислотними та основними оксидами. Для них більш характерними є відновні властивості.

Хімічні властивості	Рівняння реакції
Взаємодіють із киснем	$2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$
Карбон(II) оксид відновлює метали з оксидів	$\text{CuO} + \text{CO} = \text{Cu} + \text{CO}_2$

Кислоти

Кислоти — це електроліти, під час дисоціації яких утворюються аніони кислотних залишків та катіони лише одного виду — йони H^+ . Розбавлені розчини кислот виявляють загальні хімічні властивості, що є спільними як для неорганічних, так і для органічних кислот.

Хімічні властивості	Рівняння реакції
Електролітична дисоціація і, як наслідок, зміна забарвлення індикаторів	$H_xAn \rightleftharpoons xH^+ + An^{x-}$
Взаємодіють із металами, розташованими в ряду активності лівіше за водень	$H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + H_2 \uparrow$
Взаємодіють із основними та амфотерними оксидами з утворенням солі і води	$H_2SO_4 + FeO = FeSO_4 + H_2O$ $Al_2O_3 + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2O$
Взаємодіють з основами та амфотерними гідроксидами з утворенням солі і води	$H_3PO_4 + 3NaOH = Na_3PO_4 + 3H_2O$ $H_2SO_4 + Zn(OH)_2 = ZnSO_4 + 2H_2O$
Взаємодіють із солями, якщо в результаті реакції виділяється газ, утворюється осад або вода	$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 \downarrow + 2HCl$ $2HCl + Na_2SiO_3 = H_2SiO_3 \downarrow + 2NaCl$ $2HCl + FeS = FeCl_2 + H_2S \uparrow$ $2HNO_3 + CaCO_3 = Ca(NO_3)_2 + CO_2 \uparrow + H_2O$

Домашнє завдання:

- 1.Скласти конспект та підготуватися до опитування.
- 2.Григорович О.В. Хімія. 11 кл. § 26.

Лекція № 40

Основи. Властивості, застосування гідроксидів

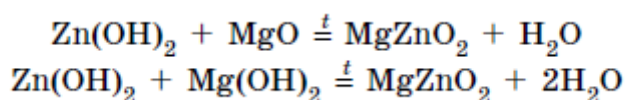
Основи — це електроліти, під час дисоціації яких утворюються катіони металічних елементів, амонію (або його органічних похідних) та аніони лише одного виду — гідроксид-іони OH^- . Розчинні основи — гідроксиди лужних елементів та амонію — називають лугами. Хоча луги та нерозчинні гідроксиди є основними речовинами, але їхні хімічні властивості дещо відрізняються внаслідок різної розчинності.

Луги	Нерозчинні гідроксиди
Змінюють забарвлення індикаторів	Не змінюють забарвлення індикаторів
Взаємодіють із кислотами (реакція нейтралізації): $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	Взаємодіють із кислотами: $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
Взаємодіють із кислотними оксидами: $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	Взаємодіють із кислотними оксидами, які є ангідридами сильних кислот: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Взаємодіють з амфотерними оксидами й гідроксидами: $2\text{NaOH} + \text{ZnO} \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KOH} + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{KAl}(\text{OH})_4$ (у розчині)	Взаємодіють з амфотерними оксидами й гідроксидами під час сплавляння: $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{ZnO} \xrightarrow{t} \text{FeZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $3\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t} \text{Fe}_3(\text{AlO}_3)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
Взаємодіють із розчинами солей, якщо утворюється нерозчинна речовина (випадає осад): $2\text{NaOH} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$	Із розчинами солей зазвичай не взаємодіють
Гідроксиди лужних елементів стійкі до нагрівання (не розкладаються). Гідроксиди лужноземельних елементів розкладаються, але за значно більшої температури, ніж нерозчинні гідроксиди: $\text{Ca}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$	За нагрівання розкладаються з утворенням оксиду та води: $\text{Fe}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$

Амфотерні гідроксиди

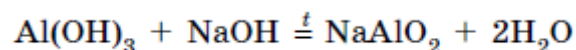
Амфотерними є сполуки, що взаємодіють із речовинами як кислотної, так і основної природи. Алюміній, Цинк і деякі інші елементи утворюють амфотерні оксиди та гідроксиди. Амфотерні гідроксиди виявляють усі властивості нерозчинних гідроксидів. Їхні особливості проявляються у взаємодії з основними речовинами.

Під час сплавляння з основними оксидами або гідроксидами утворюються сіль (цинкат або алюмінат) та вода:

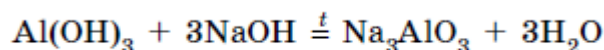


У випадку алюміній гідроксиду залежно від співвідношення лугу й оксиду утворюються два типи солей — метаалюмінат та ортоалюмінат:

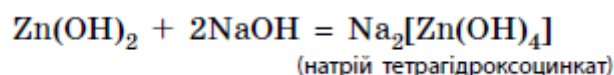
- за нестачі лугу:



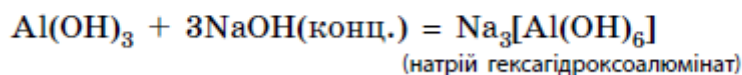
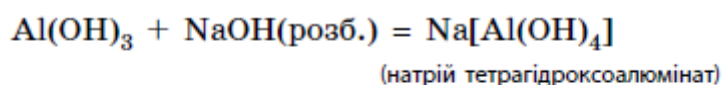
- за надлишку лугу:



Свіжоприготовлений алюміній та цинк гідроксиди активно взаємодіють із розчинами лугів за звичайних умов:



Залежно від концентрації лугу алюміній гідроксид може утворювати два різні продукти:



Домашнє завдання:

1. Скласти конспект та підготуватися до опитування.
2. Григорович О.В. Хімія. 11 кл. § 26.

Лекція № 41

Солі. Середні та кислі солі

Солі — це хімічні сполуки, що складаються з катіонів та аніонів. Для **середніх солей** характерні реакції обміну та розкладання на оксиди.

Хімічні властивості середніх солей	Рівняння реакції
Взаємодіють із кислотами, якщо утворюється слабкіша чи нестійка кислота або осад	$\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$ $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$ $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$
Взаємодіють із лугами, якщо утворюється нерозчинний гідроксид. Із нерозчинними гідроксидами не взаємодіють	$\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu(OH)}_2\downarrow + 2\text{NaCl}$
Вступають у реакції обміну з іншими солями, якщо утворюється осад	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$ $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$ $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$
Розкладаються за нагрівання, якщо утворюються леткі оксиди	$\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$ $\text{CuSO}_4 \xrightarrow{t} \text{CuO} + \text{SO}_3\uparrow$ $\text{Cu(NO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{CuO} + 2\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$
Активніші метали витісняють менш активні метали з розчинів солей	$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}\downarrow$

Хімічні властивості **кислих солей** певною мірою подібні до властивостей кислот.

Хімічні властивості кислих солей	Рівняння реакції
Із кислотами взаємодіють за умови утворення слабкішої або нестійкої кислоти	$\text{NaHS} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{S}\uparrow$ $\text{Ca(HCO}_3)_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{CO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
Із лугами взаємодіють з утворенням солі та води, як кислоти	$\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2 + \text{Ca(OH)}_2 = 2\text{CaHPO}_4\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{Ca(OH)}_2 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 4\text{H}_2\text{O}$
Із середніми солями вступають у реакції обміну за умови утворення нерозчинної солі	$\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{CaCl}_2 = \text{CaHPO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$ $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + 3\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow + 2\text{NaNO}_3 + \text{HNO}_3$
За незначного нагрівання розкладаються з утворенням середніх солей за умови виділення леткого оксиду	$2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca(HCO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{CaCO}_3\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

Домашнє завдання:

- 1.Скласти конспект та підготуватися до опитування.
- 2.Григорович О.В. Хімія. 11 кл. § 27 – 28.

Лекція № 42

Якісні реакції на деякі йони. Значення металічних і неметалічних елементів

У двох пробірках насипані речовини у кристалічному стані, наприклад натрій хлорид і калій хлорид. Проблема: визначити де яка?

Визначаємо за кольором полум'я.

Отже, на сьогоднішньому уроці нам необхідно пригадати, як розпізнавати речовини.

Прийом «Хімічний крос»

- Електроліти, неелектроліти
- Електролітична дисоціація
- Кислоти (з погляду теорії електролітичної дисоціації)
- Основи (з погляду теорії електролітичної дисоціації)
- Солі (з погляду теорії електролітичної дисоціації)
- Якісна реакція
- Йонні рівняння
- Індикатор
- pH

Йон	Реактив	Ознака якісної реакції
Na ¹⁺ K ¹⁺ Li ¹⁺ Ca ²⁺ Ba ²⁺	Забарвлення полум'я	Жовтий Фіолетовий Карміново-червоний Цегляно-червоний Зелений
H ¹⁺	Індикатори	Лакмус — червоний Метиловий оранжевий — рожевий Фенолфталеїн — безбарвний Універсальний — червоний
OH ⁻	Індикатори	Лакмус — синій Метиловий оранжевий — жовтий Фенолфталеїн — малиновий Універсальний — синій

Cl^-	Ag^+	Білий сирнистий осад — AgCl
Br^-	Ag^+	Жовтуватий сирнистий осад — AgBr
I^-	Ag^+	Жовтий сирнистий осад — AgI
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	Білий кристалічний осад — BaSO_4
PO_4^{3-}	Ag^+	Жовтий кристалічний осад — Ag_3PO_4
CO_3^{2-}	H^+	Безбарвний газ, без запаху — CO_2
S^{2-}	Pb^{2+}	Чорний осад — PbS
SiO_3^{2-}	H^+	Драглистий осад — H_2SiO_3
NH_4^+	OH^- , Індикатор	Безбарвний газ із різким запахом — NH_3 Вологий індикаторний папірець показує лужне середовище
Ba^{2+}	SO_4^{2-}	Білий кристалічний осад — BaSO_4
Ca^{2+}	SO_4^{2-}	Білий кристалічний осад — CaSO_4
Al^{3+}	OH^-	Білий аморфний осад — $\text{Al}(\text{OH})_3$, розчинний у розчинах кислот лугів
Fe^{2+}	OH^-	Білий осад — $\text{Fe}(\text{OH})_2$, який поступово темніє
Fe^{3+}	OH^-	Бурий осад — $\text{Fe}(\text{OH})_3$
Cu^{2+}	OH^-	Блакитний осад — $\text{Cu}(\text{OH})_2$

Домашнє завдання:

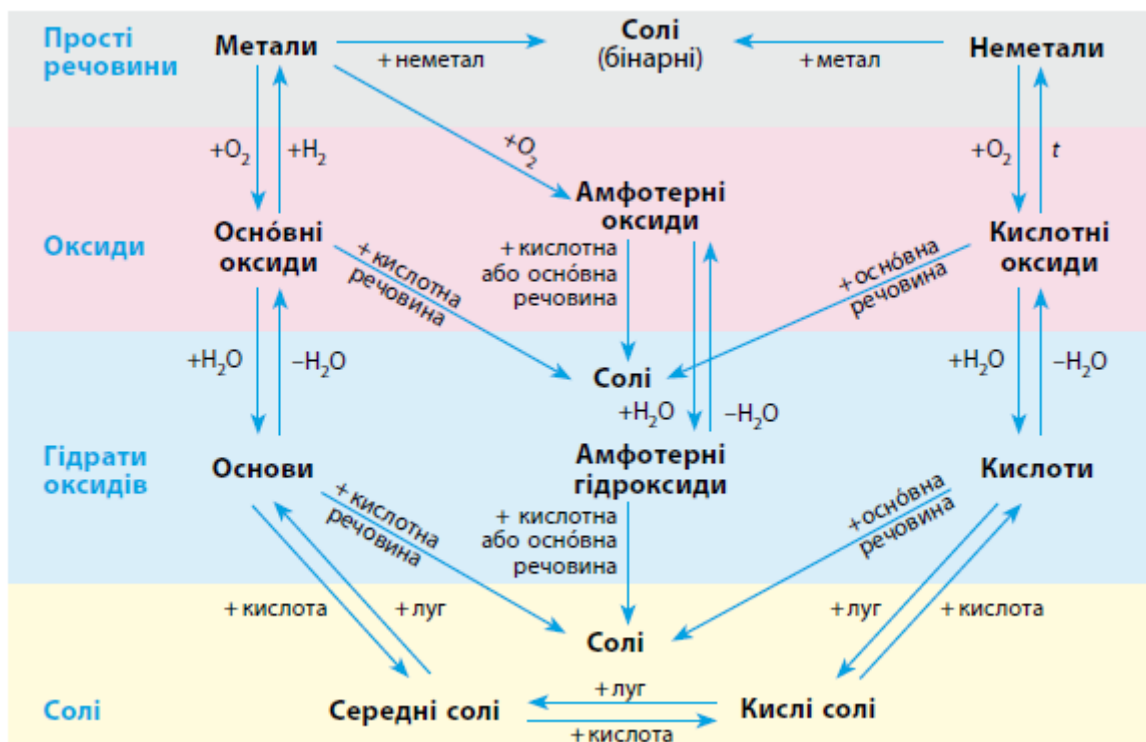
1. Скласти конспект та підготуватися до опитування.
2. Григорович О.В. Хімія. 11 кл. § 33.

Лекція № 43

Генетичні зв'язки між основними класами неорганічних сполук

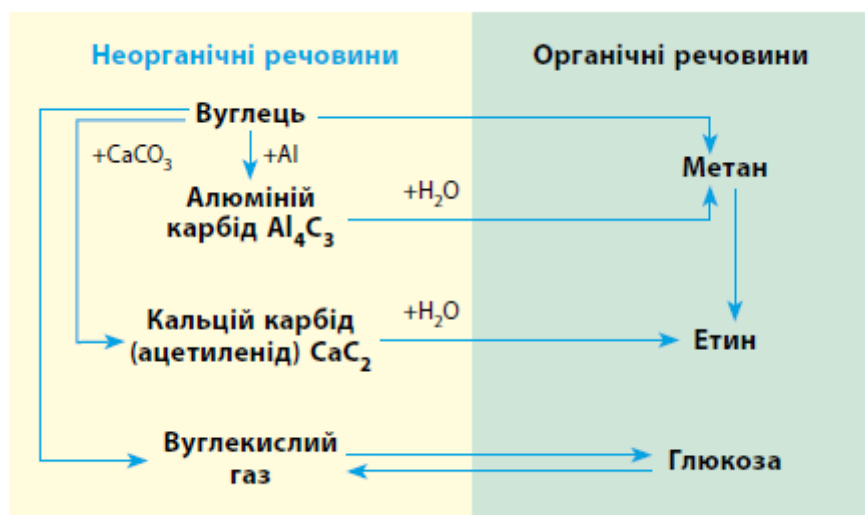
Генетичні зв'язки між основними класами неорганічних сполук

Грунтуючись на взаємоперетвореннях речовин основних класів неорганічних сполук, можна визначити певні закономірності поступового їх ускладнення та взаємозв'язки між ними.



Під час вивчення органічної хімії ви дізналися, що деякі органічні речовини можна отримати з неорганічних, і навпаки.

Тому іноді говорять, що чіткої межі між органічними та неорганічними речовинами немає. Зв'язок між ними можна проілюструвати схемою:



Домашнє завдання:

1. Скласти конспект та підготуватися до опитування.
2. Григорович О.В. Хімія. 11 кл. § 34.

Лекція № 44

Роль хімії у розв'язанні продовольчої, сировинної, енергетичної, екологічної проблем

Практична діяльність людей пов'язана із застосуванням матерії як речовини, тому хімічні знання необхідні в усіх галузях науки та технології. Цілком можна говорити й про хімічний аспект багатьох наук, особливо природничих.

Взаємини хімії й людини завжди були непростими. В окремі періоди історії хімія була джерелом захоплення і сліпої віри. Свого часу хімізація всього народного господарства, здавалося, була головним засобом прогресу. Потім настало сліпе відкидання й страх хімії.

Так, на зміну широкому застосуванню хімічних добрив приходив «нітратний» синдром. Образ алхіміка-мага, що приховує свої цілі й має незрозумілу силу, дотепер витає над хімічною наукою і практикою. Отрути й порох, забруднення навколишнього середовища й розробка психотропних речовин навіть сьогодні міцно асоціюються в суспільній свідомості з хімією. Часом хемофобія свідомо розпалюється в кон'юнктурних цілях — коли потрібно розправитися з успішним конкурентом, який розвиває хімічну промисловість.

Насправді хімія є системотвірним фактором сучасного суспільства. Існування людства наразі немислиме без хімії й різноманітних продуктів і матеріалів, які можна одержати лише з допомогою хімічних технологій. При цьому штучно створений людиною навколишній світ — техносфера — усе швидше насичується продуктами хімічного виробництва. Грамотне, і тому безпечне, поводження з ними вимагає високого рівня хімічних знань.

Без хімії неможливо зрозуміти такі науки, як біологія, геологія, екологія. Знання хімії надзвичайно необхідні в сільському господарстві — для того, щоб уміло й розумно використовувати мінеральні добрива, отрутохімікати, антибіотики. Без хімічних знань не можна працювати в хімічній промисловості, будівництві, медицині, металургії.

Знання хімії необхідне не лише фахівцям, які працюють над створенням, дослідженням і застосуванням хімічних речовин. Навіть удома, в побуті не обійтися без хімічних знань, які допомагають правильно й за призначенням використовувати різні речовини. Інакше можна поплатитися своїм здоров'ям і здоров'ям оточуючих, адже багато які з препаратів побутової хімії є вогненебезпечними, впливають на різні життєво важливі органи, спричиняють алергійні захворювання.

Найважливішим завданням хімії стає контроль над хімічними процесами, що відбуваються у природі й техносфері, у виробництві й перетворенні потрібних людині речовин і матеріалів.

I Повідомлення учнів

1. Роль хімії в розв'язанні енергетичної проблеми

- Традиційні джерела енергії
- Воднева енергетика
- Ядерна енергетика
- Геліоенергетика
- Перспективні (нетрадиційні джерела енергії)

2. Роль хімії в розв'язанні сировинної проблеми

- Відновні природні ресурси
- Невідновні природні ресурси

3. Хімія і охорона навколишнього середовища

- Парниковий ефект
 - Озонові дірки
- Вирішення проблеми утилізації різних видів електричних ламп.

Домашнє завдання:

1. Скласти конспект та підготуватися до опитування.
2. Григорович О.В. Хімія. 11 кл. § 37 – 38.

Лекція № 45

«Зелена» хімія: сучасні завдання перед хімічною наукою та хімічною технологією

НАВЧАЛЬНІ ПРОЕКТИ

1. Вирішення проблеми утилізації різних видів електричних ламп.
2. Роль хімії в моєму житті.

Домашнє завдання:

1. Скласти конспект та підготуватися до опитування.
2. Григорович О.В. Хімія. 11 кл. § 39.