

Лекція 6

Тема. Цікаві хімічні досліди

Мета. ознайомити з теоретичними питаннями використання навчального хімічного експерименту у навчанні учнів 7 – 11 класів загальноосвітніх навчальних закладів.

План.

1. Сіркова корозія.
2. Поташ із попелу.
3. Вибух гримучого газу.
4. Горіння фосфору під водою.
5. «Вавілонське чудо».
6. Хімічні «вулкани».
7. Феєрверк у склянці.
8. «Фарбований лис».
9. «Фараонові змії».
10. Вогонь від краплини води.
11. Вогонь від рідкої солі.
12. Підводні колоїдні «сади».
13. Свинцеве «дерево».
14. Мінеральний «хамелеон».
15. Хімічний годинник..

Зміст лекції

1. Сіркова корозія.

Дослід. У насичений розчин сірки в бензені або толуені занурюють стрічку мідної бляхи чи мідну платівку. Занурена поверхня металу вмиє чорніє. Якщо ж мідь залишити в розчині сірки на кілька діб, а то й на цілий тиждень, – вона зникне, бо сірка повністю «з’їдає» метал. Натомість у стаканчику знайдемо чорні із синюватим відблиском кристали купрум(I)

сульфіду [17]:



Цю саму реакцію можна провести інакше. У колбі нагрівають до кипіння сірку, а потім в її пару вносять пучок попередньо підігрітих мідних дротинок. У сірковій парі мідь спалахує та енергійно згоряє. При цьому утворюється чорний дим купрум(I) сульфід.

2. Поташ із попелу.

У давнину соду добували з води содових озер, а також з попелу солончакових рослин та морських водоростей [17].

Поташ добували з попелу, що лишався після спалювання деревини. Так, головним продуктом, який Росія у XVI—XVIII ст. вивозила за кордон, був поташ. Для його добування по-хижацькому вирубувались, а потім спалювались величезні лісові масиви.

Багато калію витягують з ґрунту картопля, буряки, помідори, баклажани, кукурудза, а найбільше – соняшник. Зокрема, у золі соняшникового бадилля міститься до 50% поташу. На заняттях хімічного гуртка можна спробувати виділити з попелу чистий K_2CO_3 . Для цього користуються доброю його розчинністю.

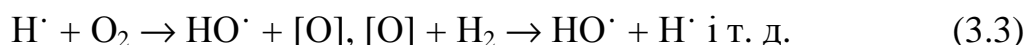
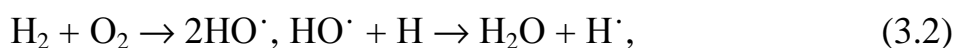
Дослід. Соняшниковий попіл збовтують з однаковою за масою кількістю гарячої води, дають відстоятись і відфільтровують водну витяжку. Останню випарюють насухо у порцеляновій чашці або стакані. При цьому одержують сірий порошок, що містить чимало домішок. Для очистки його розчиняють в однаковій за масою кількості гарячої (50-60°C) води і відфільтровують твердий залишок. Після випарювання розчину вдається виділити дуже чистий K_2CO_3 [17].

3. Вибух гримучого газу.

Дослід. У дні високої залізної бляшанки – місткістю 0,5-1 л шилом або цвяхом пробивають невеликий отвір. Отвір щільно закривають кусочком

сірника і бляшанку наповнюють воднем, витаскуючи з неї повітря. Газоподібний водень слід пропускати 5-6 хв. Бляшанку ставлять на стіл і підпалюють кусочок сірника палаючою скіпкою або свічкою, прикріпленого до дротини. Сірник згоряє і підпалює водень, що витікає з бляшанки через отвір. Водень горить майже безбарвним полум'ям. Та ось, через кілька хвилин чується протяжний свист, а потім – гучний вибух, від якого бляшанка підстрибує і перевертається [17].

Це явище пояснюється досить просто. Водень, що виривається назовні, згоряє спокійним безбарвним полум'ям. Натомість у бляшанку знизу надходить повітря. І в той момент, коли об'ємне співвідношення між воднем і киснем повітря становить 2 : 1, суміш вибухає внаслідок розгалуженої (лавинної) ланцюгової реакції:



При цьому розвивається висока температура, яка і спричиняє раптове розширення значного об'єму водяної пари.

Описаний дослід слід ретельно проробити кілька разів, щоб на вечорі цікавої хімії він виглядав ефектно. Можна також точно вказати час вибуху, визначивши його секундоміром з попередніх дослідів.

4. Горіння фосфору під водою.

Дослід. У стакан місткістю 500 мл наливають води майже по вінця і всипають 1-2 чайні ложки KClO_3 , який у воді розчиняється мало. Потім добавлять кілька маленьких кусочків білого фосфору (брати тільки пінцетом або щипцями). Лійку з довгим кінцем закріплюють у штативі і занурюють у розчин так, щоб кінець трохи не торкався дна. У лійку невеличкими порціями вливають концентровану H_2SO_4 . Як тільки кислота торкається KClO_3 , лунає тріск, рідина па дні жовтіє (виділяється ClO_2), фосфор підстрибує під водою і яскраво згоряє. Великі порції H_2SO_4 добавляти небезпечно [17].

5. «Вавілонське чудо».

На вечорі цікавої хімії можна з успіхом продемонструвати «вавілонське чудо» [17].

Дослід 1. У стакан місткістю 1 л наливають 500 мл 1-2%-вого лужного розчину люмінолу і 400 мл 3%-вого розчину H_2O_2 і всипають пучечок оранжево-червоних кристалів $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. До суміші додають також трохи лугу. У темряві розчин світиться яскравим блакитним сяйвом протягом кількох хвилин. Дуже гарно виглядає переливання рідини з одного стакана в інший. Коли розчин підкислювати кислотою – свічення зникає, коли доливати лугу – воно з'являється знову.

Дослід 2. У великий скляний кристалізатор кладуть гостроверхий уламок криги і обливають його сумішшю лужного розчину люмінолу з гідроген пероксидом. Потім кригу досипають розтертими в ступці кристалами $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Виникає дуже ефектна і вражаюча картина – «айсберг», що сяє блакитним світлом.

Дослід 3. Одну руку змочують лужним розчином люмінолу і H_2O_2 , а другу – розведеним розчином $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ і ретельно труть одна об одну. Руки «спалахують» і світяться блакитним сяйвом.

Дослід 4. У колбу місткістю 500 мл всипають 35 г сухого КОН і 0,10-0,15 г люмінолу, потім вливають 30 мл диметилсульфоксиду, попередньо висушеного безводним Na_2SO_4 . Затикають колбу гумовим корком і сильно струшують. Невдовзі з'являється ясне блакитне сяйво, яке весь час підсилюється. Якщо свічення починає слабнути, відкривають колбу, впускають туди порцію свіжого повітря і свічення знову стає дуже яскравим. Цю хемілюмінесцентну реакцію можна демонструвати багато разів підряд.

Дослід 5. У колбочку місткістю 50 мл наливають 10 мл 10%-вого розчину пірогалолу і стільки ж 35-40%-вого розчину формальдегіду (формаліну). Потім до цієї суміші доливають 20 мл 30%-вого H_2O_2 (пергідролу). З'являється червонувато-жовте свічення.

Дослід 6. Розчиняють невеликий кусочок білого фосфору (брати тільки

пінцетом) в сірковуглеці або бензині (поводитись з цими речовинами треба дуже обережно, оскільки вони отруйні і легкозаймисті). Розведеним розчином білого фосфору за допомогою невеликого пензля роблять у темній кімнаті напис на дошці. З'являються «вогняні» знаки.

Дослід 7. Велику круглодонну колбу закріплюють у штативі, на дно її кладуть шар скляної вати, а на вату – кілька кусочків білого фосфору (брати тільки пінцетом). Потім у колбу крізь довгу скляну грубку, що майже сягає дна, пропускають сильний струмінь CO_2 з вуглекислотного балону чи апарату Кіппа. Одночасно колбу підігрівають на водяній ванні. При цьому фосфор розплавляється, випаровується, а його пара, підхоплена струминою CO_2 , біля виходу з отвору колби займається і горить «холодним полум'ям». Щоб переконатися в цьому глядачів, тримають у полум'ї руку. Дослід дуже ефектно виглядає в темряві (рис. 3.1).

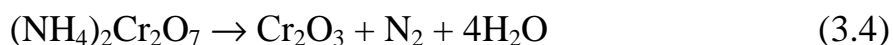
6. Хімічні «вулкани».

Дослід 1. Біхроматний вулкан. У фарфоровій ступці ретельно розтирають 50 г оранжево-червоних кристалів біхромату амонію. Порошок $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ висипають на велику металеву пластинку або аркуш азбестового паперу, надаючи йому форму гірки [19, 20].



Рис. 3.1. Горіння фосфору.

На вершині «вулкана» цвяхом або паличкою роблять лунку і вливають у неї 1-2 мл етилового спирту. Спирт підпалюють сірником і світло в кімнаті вимикають. Від тепла горіння спирту біхромат амонію починає бурхливо розкладатись. При цьому з «кратера» викидається сніп яскравих іскор і «вулканічний попіл» – брудно-зелений Cr_2O_3 , об'єм якого в багато разів перевищує об'єм взятого $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$:



Вперше за розкладом амоній біхромату спостерігав першовідкривач цієї речовини – Рудольф Беттгер (1843 р.).

Існує декілька модифікованих варіантів даного досліду. Наприклад, насипають гору цукрової пудри і роблять в ній заглиблення, в яке засипають амоній біхромат $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Біхромат підпалюють. Початок досліду нічим не відрізняється від описаного вище експерименту. Проте хром (III) оксид Cr_2O_3 , який утворюється в результаті розкладу, є каталізатором окиснення сахарози. Тому якщо в кінці розкладу біхромату суміш перемішати, дослід перейде в другу стадію. Потім майже згорілу, але ще гарячу гору посипають селітрою, при цьому одержують красиві мерехтливі вогні, що роз'їдають масу (рис.3.2).

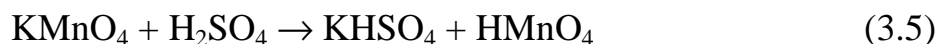


Рис. 3.2. Біхроматний вулкан.

Дослід 2. Перманганатний вулкан. Велику і широку пробірку закріплюють в штативі майже вертикально. У пробірку насипають 2-3 г дрібно розтертого калій перманганату KMnO_4 і обережно піпеткою додають туди 1-2 мл концентрованої сульфатної кислоти H_2SO_4 .

У пробірку з деякими інтервалами вкидають невеликі паперові кульки. Від контакту з сумішшю папір з тріском спалахує, при цьому утворюється бурий дим MnO_2 (точніше – $\text{MnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$) – продукту відновлення Mn_2O_7 целюлозою паперу.

Час від часу пробірки вистрілюють язички полум'я, йде дим і вилітають бурі пухнасті пластівці (рис. 3.3). Реакції можна виразити рівняннями:



(марганцева кислота)

Марганцева кислота під дією конц. H_2SO_4 розкладається:



в результаті утворюється зелений манган (VII) оксид – Mn_2O_7 , який володіє дуже сильними окисними властивостями і підпалює папір:

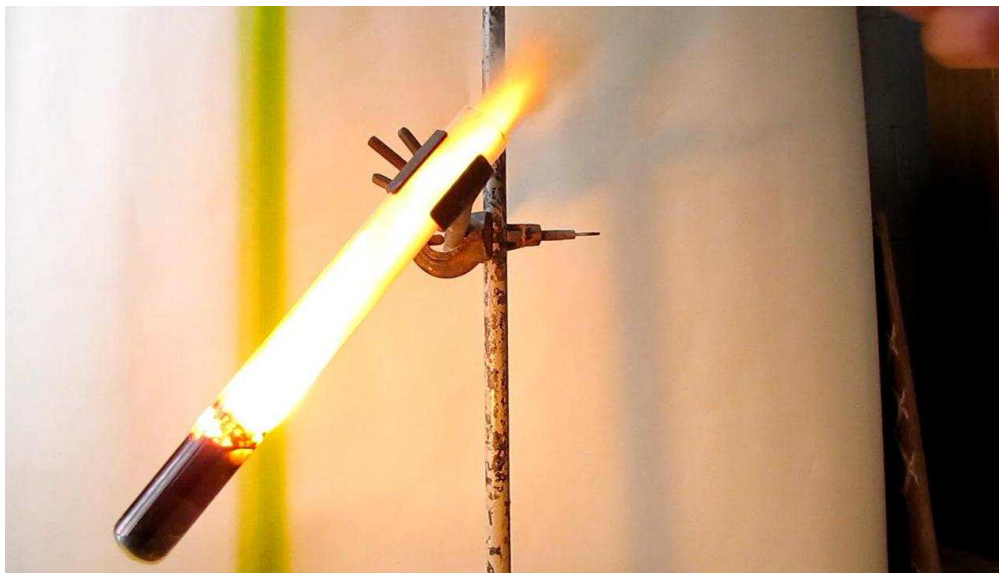
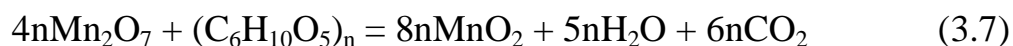


Рис. 3.3. Перманганатний вулкан.

Дослід 3. Фератний вулкан. Щоб показати виверження фератного вулкан, змішують 3-5 г залізного порошку або залізної пудри з рівною за

масою кількістю сухого калій нітрату KNO_3 , заздалегідь розтертого в ступці. (Калій нітрат має бути ретельно висушений!). Суміш поміщають в заглиблення гори, зробленої з 4-5 столових ложок сухого просіяного річкового піску. В центрі самої суміші також роблять невелике заглиблення. Далі розжарюють вуглинку в полум'ї газового пальника і кидають її в середину суміші (рис.3.4).

Починається активне горіння з виділенням великої кількості тепла, іскр, білого диму. Маса розжарюється до яскраво-жовтого кольору і дуже нагадує лаву. Якщо вулкан з амоній біхроматом подібний до викиду вулканічного попелу, то ферратний вулкан більше нагадує іншу стадію вулканічного виверження – коли з кратера з'являється лава.

При взаємодії калій нітрату з залізом утворюється калій ферат (VI) K_2FeO_4 :



Неприємним моментом при виконанні досліду є те, що суміш калій нітрату і залізного порошку досить важко підпалити: вона цілком витримує дію полум'я пальника протягом декількох хвилин, тому потрібна розжарена вуглинка достатніх розмірів. Суміш також можна підпалити з допомогою вузького газо-повітряного полум'я (склодувний пальник або піддування повітря в полум'я звичайного пальника через піпетку).

У деяких джерелах рекомендують брати 2 масових частини KNO_3 на 1 частину заліза. Проте така суміш запалюється значно гірше.



Рис. 3.4. Фератний вулкан

Дослід 4. Фіолетовий вулкан. Йод реагує з активними металами (наприклад, магнієм і алюмінієм) з ефектним спалахом. При цьому утворюється багато фіолетової або бурої пари йоду.

Дослід є дуже красивим видовищем (рис.3.5).

У фарфоровій ступці змішують половину чайної ложки алюмінієвої пудри або дрібного порошку магнію і чайну ложку задалегідь розтертого сухого йоду. Суміш збирають гіркою і у вершині її роблять заглиблення, в яке доливають з піпетки 1-2 краплі дистильованої води.

Через декілька секунд над гіркою з'явиться густа бура хмара і фіолетовий дим. Потім відбувається раптовий спалах, і вся суміш вмиг розжарюється до білого кольору.

В результаті реакції утворюються алюміній або магній йодиди (AlI_3 MgI_2), а буре і фіолетове забарвлення диму спричинене частковою сублимацією йоду.



Всі операції потрібно проводити у витяжній шафі або на свіжому повітрі.



Рис. 3.5. Фіолетовий вулкан.

7. Феєрверк у склянці.

У великий циліндр на 250 мл наливають 50 мл концентрованої H_2SO_4 . Потім обережно по стінках (щоб рідини не змішалися) додають рівний об'єм етанолу. Кінцеву частину досліду проводять в напівзатіненому приміщенні.

У циліндр невеликими порціями кидають кристали калій перманганату KMnO_4 . В глибині рідини з тріском спалахують жовті іскри (рис. 3.6). Це відбувається біля поверхні поділу між спиртом і сульфатною кислотою. Появу вогню в рідині можна пояснити енергійним окисненням спирту під дією сильних окисників – Mn_2O_7 і HMnO_4 , які утворюються в результаті реакції KMnO_4 з концентрованою сульфатною кислотою [17].

Ймовірно в ролі безпосереднього окисника виступає озон, який частково утворюється при розкладі нестійких Mn_2O_7 і HMnO_4 :



Виділення бульбашок озонованого кисню добре помітне, коли кристали перманганату опускаються на дно в шарі сульфатної кислоти.

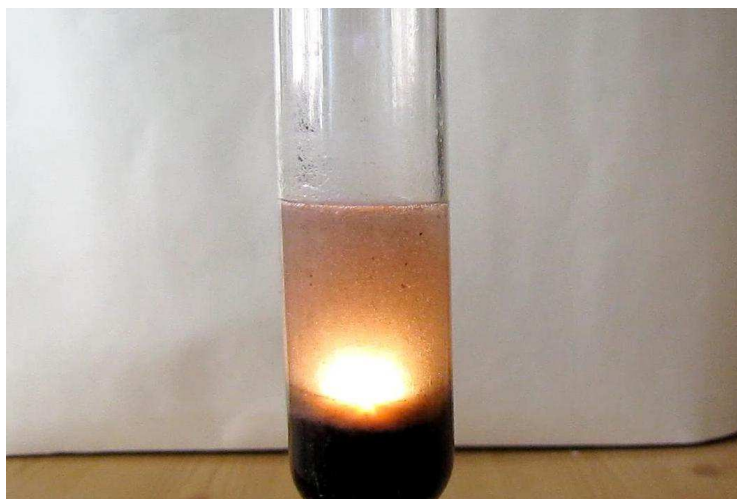
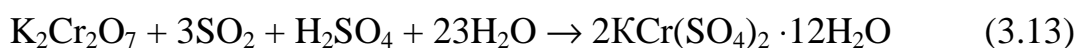


Рис. 3.6. Феєрверк у склянці.

8. «Фарбований лис».

Дослід. На цупкому білому папері малюють лиса і вирізають малюнок ножицями. У хімічному стакані виготовляють насичений розчин $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ У

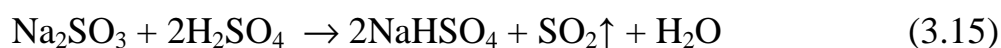
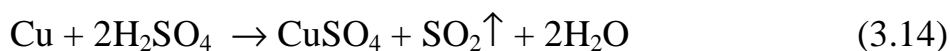
розведеній. H_2SO_4 . Білого лиса повністю занурюють у цей розчин – він стає рудим. Мокрий малюнок вкидають у великий хімічний стакан, завчасно наповнений газоподібний SO_2 . Рудий лис від задушливого сіркового газу швидко стає блакитним або синім. Така метаморфоза відбувається завдяки окисно-відновному перетворенню. При цьому утворюється хромокалієвий галун [17]:



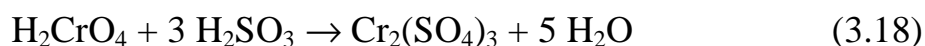
Оранжевий

Синій

Найзручніше сірчистий газ можна добути внаслідок взаємодії концентрованої H_2SO_4 з мідними стружками або Na_2SO_3 (трохи зволожений водою). Реакції проводять при слабкому нагріванні:



Згаданий вище ефектний дослід можна проробити дещо інакше, а саме: паперового лиса попередньо вкинути в розчин чистої хроматної кислоти. Для цього в дистильованій воді розчиняють темно-червоні блискучі кристали CrO_3 (сильна отрута!). Потім білого паперового лиса занурюють в оранжево-червоний розчин H_2CrO_4 – він стає жовто-оранжевим. Після цього його обкурюють сірчистим газом, як описано вище:



Остання реакція цікава тим, що тут внаслідок взаємодії двох кислот утворюються сіль і вода, як і в реакціях нейтралізації.

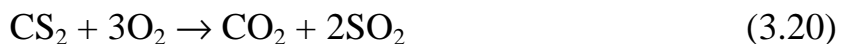
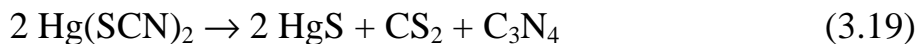
9. «Фараонові змії».

Фараоновими зміями називають цілий ряд реакцій [19, 20], які супроводжуються утворенням пористого продукту з невеликого обсягу реагуючих речовин. Ці реакції супроводжуються бурхливим виділенням

газу. У підсумку виглядає реакція так, ніби з суміші реагентів виповзає велика змія і повзе по столу, як справжня.

1. Розклад меркурій(II) роданіду (тіоціанату) $\text{Hg}(\text{CNS})_2$.

Термічний розклад меркурій(II) роданіду відбувається за рівнянням:



Під час нагрівання меркурій(II) роданіду утворюються чорна сіль – меркурій (II) сульфід, карбон нітрид жовтого кольору і карбон дисульфід CS_2 , який на повітрі спалахує і згоряє, утворюючи карбон діоксид CO_2 і сульфур діоксид SO_2 .

Карбон нітрид стає пористим від утворених газів, у русі він захоплює чорний меркурій(II) сульфід, і виходить жовто-чорна пориста маса.

У результаті з шматочка меркурій(II) роданіду вилазить велика «змія» чорно-жовтого кольору, схожа на вужа, а то й не одна. Блакитне полум'я, з якого виповзає «змія» - це полум'я палаючого сірковуглецю CS_2 . З 1 г амоній тіоціанату і 2,5 г меркурій(II) нітрату в умілих руках можна одержати змію довжиною 20-30 см.



Рис. 3.7. Розклад меркурій(II) тіоціанату.

2. Дихроматна змія.

Спосіб 1. Змішують 10 г калій біхромату $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, 5 г калій нітрату KNO_3 і 10 г цукру (сахарози) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Потім розтирають суміш в ступці і

зволожують етиловим спиртом або колодієм (він продається в аптеці). Потім цю суміш спресовують в скляній трубочці діаметром 5-8 мм.

Отриманий стовпчик виштовхують з трубочки і підпалюють з одного кінця. Спалахує ледь помітний вогник, з-під якого починає виповзати спочатку чорна, а потім зелена «змія». Стовпчик суміші діаметром 4 мм горить зі швидкістю 2 мм за секунду. При горінні він може подовжитися в 10 разів!

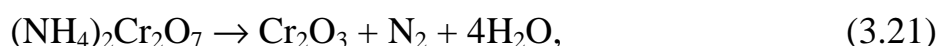


Рис. 3.8. Дихроматна змія.

Реакція горіння сахарози в присутності двох окисників – калій нітрату і калій біхромату – досить складна. Продукти реакції – чорні частинки сажі, зелений хром(III) оксид Cr_2O_3 , розплав калій карбонату K_2CO_3 , карбон діоксид і калій нітрит KNO_2 . Вуглекислий газ CO_2 розпушує суміш твердих продуктів і змушує її рухатися.

Спосіб 2. Змішати 1 г амоній біхромату $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, 2 г амоній нітрату NH_4NO_3 і 1 г цукрової пудри. Змочити суміш водою, виліпити з неї паличку і висушити на повітрі. Якщо паличку підпалити, з неї в різні боки поповзуть чорно-зелені «змії».

При підпалюванні суміші відбуваються наступні реакції:



При розкладі амоній біхромату утворюються азот N_2 , водяна пара і

зелений хром(III) оксид Cr_2O_3 . Реакція протікає з виділенням тепла. В реакції термічного розкладу амоній нітрату виділяється безбарвний газ – нітроген(I) оксид, який вже при слабкому нагріванні розкладається на кисень і азот. Горіння цукру дає ще один газ – карбон діоксид, до того ж відбувається обвуглювання – виділення карбону. Великий об'єм газів плюс тверді продукти окиснення – ось секрет «змійної» поведінки суміші.

3. Гадюка з соди і цукру.

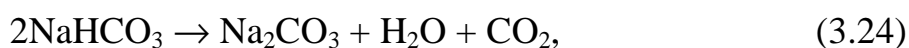
Для проведення цього досліду в столову тарілку насипають 3-4 ложки сухого просіяного річкового піску і роблять з нього гірку з заглибленням у вершині. Потім готують суміш, що складається з 1 чайної ложки цукрової пудри і 1/4 чайної ложки натрій гідрогенкарбонату NaHCO_3 (питна сода). Пісок просочують 96-98%-м розчином етанолу $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ і в заглиблення гірки насипають приготовану реакційну суміш. Потім гірку підпалюють.

Спирт загоряється. Через 3-4 хвилини на поверхні суміші з'являються чорні кульки, а біля основи гірки – чорна рідина. Коли майже весь спирт згорить, суміш чорніє, і з піску повільно виповзає звивиста товста чорна «гадюка». Біля основи вона оточена «коміром» догораючого спирту.



Рис. 3.9. Чорна «гадюка».

У цій масі відбуваються наступні реакції:



Карбон діоксид, що виділяється при розкладі натрій гідрогенкарбонату і горінні етилового спирту, а також водяні пари розпушують гарячу масу, змушуючи її повзти, як змія. Чим довше горить спирт, тим довшою виходить «змія». Вона складається з натрій карбонату, змішаного з найдрібнішими частинками вугілля, утвореного при горінні цукру.

4. Нітратний черв'як.

Замість натрій гідрогенкарбонату можна використовувати амоній нітрат NH_4NO_3 . У тарілку насипають 3-4 ложки просіяного річкового піску, роблять з нього гірку з заглибленням у вершині і готують реакційну суміш, що складається з 1/2 чайної ложки амоній нітрату і 1/2 чайної ложки цукрової пудри, ретельно перетертих в ступці. Потім у заглиблення гірки наливають 1/2 столові ложки етилового спирту і насипають 1 чайну ложку приготованої нітратно-цукрової суміші. Тепер, якщо підпалити спирт, на поверхні суміші відразу ж з'являються чорні кульки обвугленого цукрового піску, і слідом за ними виростає чорний блискучий і товстий «черв'як». Якщо нітратно-цукрової суміші було взято не більше 1 чайної ложки, то довжина черв'яка не перевищить 3-4 см, а його товщина залежить від діаметра заглиблення гірки.



Рис. 3.10. Нітратний черв'як.

Поява черв'яка спричинена взаємодією амоній нітрату з цукром, яка виражається наступним рівнянням:



«Черв'яка» приводять у рух газу: азот N₂, карбон діоксид CO₂ і пари води.

5. «Чорний удав» зі склянки.

Цей дослід – вражаюче видовище. Цукрову пудру масою 75 г поміщають у високий скляний стакан, змочують її 5-7 мл води і перемішують довгою скляною паличкою. До вологого цукру приливають по цій паличці 30-40 мл концентрованої сульфатної кислоти. Потім суміш швидко перемішують скляною паличкою і залишають у стакані.

Через 1-2 хвилини вміст склянки починає чорніти, розпушуватися і у вигляді пухкої маси підніматися, захоплюючи вгору скляну паличку. Суміш в стакані сильно нагрівається, навіть трохи димить, - і повільно виповзає із склянки.

Сульфатна кислота відбирає від цукру воду, руйнуючи його молекулярну структуру, і окиснює його, перетворюючись при цьому в сульфур діоксид. При окисненні цукру одержують карбон діоксид. Ці газу розпушують утворене вугілля і виштовхують його зі склянки разом з паличкою.



Рис. 3.11. «Чорний удав» зі склянки.

Рівняння цих хімічних перетворень виглядає так:



Карбон і сульфур діоксиди разом з парами води збільшують об'єм

реакційної маси і змушують її підніматися вгору у вузькому стакані.

6. Уротропінова змія.

Для цього досліду знадобиться уротропін (гексаметилентетрамін – $(\text{CH}_2)_6\text{N}_4$). Таблетки уротропіну можна купити в аптеці – це антисептичний препарат. Підійде також «твердий спирт» (сухе пальне) – його можна придбати в господарському магазині.

Щоб зробити «змію», потрібно виконати наступні дії. Одну таблетку «твердого спирту» або аптечного уротропіну покладіть на блюдце і 3-4 рази просочіть концентрованим водним розчином амоній нітрату NH_4NO_3 , капаючи його з піпетки, а потім висушуючи. Кожен раз треба наносити по 5-10 крапель (0,5 мл розчину).

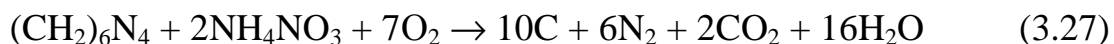
Висушування таблеток – найважча частина досліду: за кімнатної температури на повітрі воно триває занадто довго. Але підвищувати температуру для прискорення процесу не можна – уротропін розкладається за високої температури. Тим більше не можна сушити таблетки на відкритому вогні: вони можуть спалахнути.

Просочену і висушену таблетку слід покласти на блюдце і підпалити з одного боку. Після цього з'являться чорні кульки киплячої рідини, які зливаються разом, справляючи враження зростання «хвоста». Він згинається, а за ним з вогню виростає товсте тіло «змії». «Змія» росте, впирається хвостом у блюдце, починає згинатися.



Рис. 3.12. Уротропінова змія.

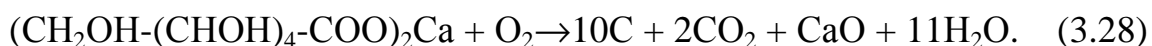
Розклад уротропіну в суміші з амоній нітратом призводить до утворення пористої маси, що складається з вуглецю, і великої кількості газів – карбон діоксиду, азоту і води:



7. Глюконатная змія.

Це найпростіший і безпечний спосіб отримання фараонової змії – для цього достатньо піднести до полум'я таблетку кальцій глюконату, який продається в кожній аптеці. Можна покласти таблетку кальцій глюконату на таблетку сухого спирту і підпалити його. З таблетки виповзе світло-сіра «змія» з білими плямами, об'єм якої набагато перевищує об'єм вихідної речовини – вона може досягти довжини 10-15 см.

Розклад кальцій глюконату супроводжується утворенням кальцій оксиду, вуглецю, вуглекислого газу і води.



Світлий відтінок «змії» надає кальцій оксид.



Рис. 3.13. Глюконатна змія.

10. Вогонь від краплини води.

Дослід. На азбестовому картоні чи металевій пластинці змішують приблизно однакові кількості натрій пероксиду і тирси. Цій суміші надають форму гірки, її вершину притискають пальцем і в ямку пускають з піпетки

1-2 краплі води. Суміш спалахує і згоряє. Спочатку вода реагує з Na_2O_2 – утворюються натрій гідроксид та безводний гідроген пероксид [17]:



Безводний H_2O_2 – надзвичайно сильний окисник і підпалює деревину. Потім горіння підтримується за рахунок безпосередньої реакції натрій пероксиду з деревиною.

11. Вогонь від рідкої солі.

Дослід. Фарфорову чашку накривають двома-трьома аркушами фільтрувального каперу. У пробірку насипають 1-2 г кристалів AgNO_3 і нагрівають її у полум'ї газового пальника чи спиртівки. За 218°C сіль плавиться і перетворюється на блідо-зеленувату рідину. Розплавлений AgNO_3 краплю за краплею виливають на папір. Він умить спалахує і горить. На дні чашки рідка сіль гусне і кристалізується у вигляді сірої маси (AgNO_3 з домішкою розпорошеного металічного Ag) [17].

Розплавлений AgNO_3 – надзвичайно активний окисник, легко розкладається:

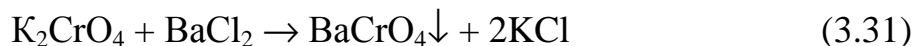


а тому він і газоподібні продукти його розкладу енергійно окиснюють клітковину.

12. Підводні колоїдні «сади».

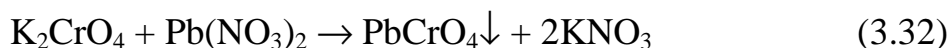
Хроматний осінній сад [19, 20].

Хімічний осінній сад із жовтою «травою» і золотистим «листям» виростає, якщо у водний розчин, що містить 30 - 50 г калій хромату K_2CrO_4 в 1 л води, додати кристал дигідрату барій хлориду $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. У жовтому розчині відбувається осадження барій хромату BaCrO_4 :



Тонкі нитки жовтого кольору, схожі на траву, з'являться і у водному розчині плюмбум(II) нітрату $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, що містить 100 - 150 г солі в 1 л води, якщо в

нього помістити декілька кристалів калій хромату . В цьому випадку «трава» це малорозчинний плумбум(II) хромат $PbCrO_4$:



Хімічні «водорості» [19, 20].

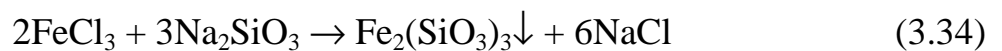
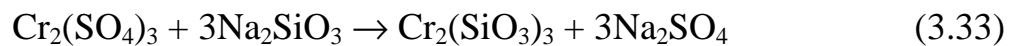
Для цього досліду потрібно взяти рідке скло – натрій полісилікат з умовною формулою Na_2SiO_3 , розбавити його 2-3-х кратною кількістю води і налити в банку. Далі додати в розчин кристали різних солей: сульфатів (або хлоридів, нітратів) Cu , $Fe(II)$, $Fe(III)$, $Cr(III)$, Co , Ni , Mn , Mg , Zn , Pb . Кількість кожної солі – «на кінчику шпателя». Солі можна брати як разом, так і окремо. Коли кристали опустяться на дно, почнеться ріст «водоростей». Використовуючи солі різних металів, можна виростити «водорості» різноманітних квітів (рис. 3.14). Наприклад, солі $Cu(II)$ дають «водорості» світло-синього кольору, Co – фіолетового, Ni – ясно-зеленого, Zn , Mg і Pb – білого, $Fe(III)$ – бурого. «Марганцеві водорості» спочатку забарвлюються в білий колір, але потім стають бурими (в результаті окиснення $Mn(II)$).



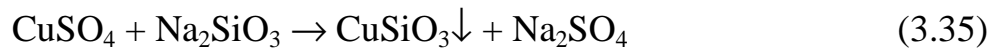
Рис. 3.14. Хімічні водорості.

Інший варіант досліду. У високу скляну банку потрібно налити 1 л рідкого скла додати 0,5-0,7 л води і перемішати. Після цього потрібно одночасно з двох склянок вилити в цю банку водні розчини хром (III) сульфату $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ і ферум (III) хлориду FeCl_3 . В результаті виростуть силікатні «водорості» жовто-зеленого кольору, які, химерно переплітаючись, опускаються зверху вниз.

Ріст «водоростей» - наслідок утворення ферум, купрум і хром силікатів, що утворюються в результаті реакцій обміну, рівняння яких умовно можна записати таким чином:



Додавши в ту ж банку краплями розчин купрум (II) сульфату CuSO_4 , акваріум можна заселити химерними «морськими зірками» і круглими колючими «морськими їжаками» синього кольору:



В табл. 3.1 приведені концентрації розчинів для утворення водоростей.

Таблиця 3.1

Рецепти «хімічних водоростей»

Розчин	Концентрація розчину, %	Кристали
$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	3-5	CdCl_2 , ZnCl_2 , MnCl_2 , FeCl_2 , CoCl_2 , NiCl_2 , FeCl_3
$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	3-5	ZnCl_2 , FeCl_2
CdCl_2 , CuSO_4	3-5	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
CuSO_4	10-15	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
NiCl_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	3-5	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
K_2CrO_4	3-5	BaCl_2
$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$	3-5	AlCl_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
Na_2CO_3	3-5	BaCl_2 , CaCl_2
Na_2CO_3	5-20	$\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
Na_2CO_3	10-20	BaI_2 , CdI_2
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	11	KI , CdI_2
CdI_2	насичений	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
NaI	10	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
Na_3PO_4	2-4	MgCl_2

Na_3PO_4	7-15	$\text{CoCl}_2, \text{ZnCl}_2, \text{Sr}(\text{NO}_3)_2,$ $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2, \text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	5-10	Na_3PO_4
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	10-15	K_2CrO_4
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	20	$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_4$
Na_2CrO_4	5-20	$\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
$\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$	10-20	$\text{K}_2\text{CrO}_4, \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$
K_2HPO_4	3-4	$\text{CdCl}_2, \text{CaCl}_2, \text{FeCl}_2, \text{BaCl}_2,$ ZnCl_2
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$	3-20	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2, \text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
NaOH	25	CoCl_2
Na_2CrO_4	4	$\text{MnCl}_2, \text{Cd}(\text{NO}_3)_2,$ $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2, \text{BaCl}_2$

«Золоті сталактити» [19, 20].

Дуже барвистий експеримент, який, по суті, є різновидом дослідів «хімічні водорості».

Для його проведення потрібно налити в склянку розчин плюмбум (II) ацетату (концентрацією близько 10%), підкисненого нітратною або мурашиною кислотою. На поверхню розчину акуратно поміщають півшпателя кристалів KI (кристали повинні плавати на поверхні, а не падати на дно). Для цього добре використовувати кристали пластинчастої форми. KI розміщують таким чином, щоб кристали покрили 50-80% поверхні розчину. Необхідно ретельно уникати навіть невеликих струсів склянки і столу, на якому вона стоїть. Інакше дослід може не вийти.

Кристали, які потрапили на поверхню розчину вмиг забарвлюються в жовтий колір – внаслідок утворення плюмбум (II) йодиду:



Частина кристалів все-таки опуститься на дно, утворюючи жовтий осад.

Частинки KI, які залишаться на поверхні, даватимуть насичений розчин, який опускаючись на дно, набуває жовтого забарвлення. В результаті з поверхні розчину вниз будуть рости утворення, які нагадують жовті сталактити (рис. 3.15).



Рис. 3.15. «Золоті сталактити».

13. Свинцеве «дерево».

Дослід. У колбу місткістю 500 мл наливають 200 мл дистильованої води, всипають у неї 2 г агар-агару, 0,65 г $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, і додають 10-20 крапель льодяної CH_3COOH . Вміст колби нагрівають до кипіння і кип'ять до повного розчинення агар-агару. Теплий розчин виливають у стакан місткістю 200 мл, і після того як у стакані розчин перетвориться на драгли, у нього вдавлюють на глибину 1-2 см одну велику гранулу металічного цинку. Уже наступного дня можна бачити, що гранула-«насінина» «проросла» і в стакані з'явилося свинцеве «дерево», яке все більше розростається в усі боки.

Явище пояснюється так. Металічний цинк витискує з плюмбум(II) ацетату вільний метал, який виділяється у вигляді великих гіллястих утворень:



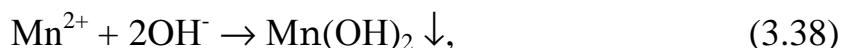
У водному розчині ця реакція відбувається досить швидко, а в середовищі агар-агарового «холодцю» - повільно.

14. Мінеральний «хамелеон».

Відомо, що хамелеон від подразнення чи зміни зовнішнього

середовища змінює колір своєї шкіри [17].

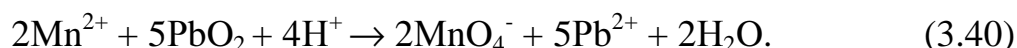
У хімії мінеральним «хамелеоном» називають метал манган, сполуки якого залежно від умов реакції швидко змінюють своє забарвлення. Так, солі мангану(II), наприклад $\text{MnCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{MnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ тощо, світло-рожевого кольору. Якщо як до їх розчинів додати лугу, випадає білий осад манган(II) гідроксиду:



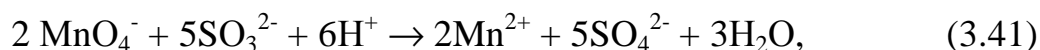
який на повітрі швидко буріє;



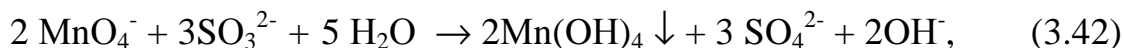
Дослід. У хімічний стакан наливають розведеного розчину якої-небудь солі мангану(II), підкислюють його концентрованою HNO_3 , всипають невелику кількість коричневого PbO_2 і нагрівають. При цьому майже безбарвний розчин стає фіалковим:



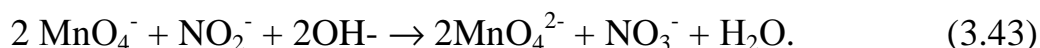
Дослід. У три стакани наливають фіалкового розчину KMnO_4 . У перший додають розведеної H_2SO_4 , а в третій – концентрованою розчину KOH . Потім у кожний стакан додають розчину K_2SO_3 , або NaNO_2 . При цьому фіалкове забарвлення аніона MnO_4^- скрізь зникає, натомість у першому стакані розчин знебарвлюється:



у другому – випадає бурий осад:



у третьому – розчин вмиє зеленіє:



Дослід. Якщо висипати твердий залишок після прожарювання KMnO_4 у воду, то спершу утворюється розчин зеленого кольору, який швидко переходить у синьо-фіалковий, потім у фіалковий і, нарешті, у малиновий. Одночасно випадає бурий осад.

Якщо ж всипати залишок після прожарювання KMnO_4 концентрований луг, то зелений колір лишається незмінним, бо манганати (VI) і манганати (V) стійкі лише в сильно лужному середовищі. Після підкислення розчину аніони MnO_4^- і MnO_4^{2-} вміть самоокиснюються - самовідновлюються:

Дослід. До лужного розчину K_2MnO_4 і K_3MnO_4 в циліндрі обережно вливають по його стінці концентрованої H_2SO_4 . При цьому розчин змінює зелене забарвлення на малиново-фіалкове, починаючи знизу і не відразу, а поступово, набираючи різноманітних відтінків.

15. Хімічний годинник.

Дослід. Приготуйте два розчини. Склад першого: 3,9 г калій йодату KIO_3 на літр води. Склад другого: 1 г натрій сульфїту Na_2SO_3 , 0,94 г концентрованої сульфатної кислоти (обережно!) і небагато – кілька мілілітрів крохмального клейстеру – теж на літр води. Обидва розчини безбарвні і прозорі [19].

Відміряйте по 100 мл обох розчинів і швидко, краще при перемішуванні, прилийте другий до першого. Дослід зручніше демонструвати удвох – нехай ваш товариш відразу ж почне відлік часу за секундоміром. Через шість-вісім секунд (точний час залежить від температури) рідина миттєво забарвиться в темно-синій, майже чорний колір.

Тепер відміряйте знову 100 мл другого розчину, а 50 мл першого розбавте водою рівно вдвічі. З секундоміром в руках ви переконаєтеся, що час, що минув з моменту зливання розчинів до їх фарбування, теж збільшиться в два рази.

Нарешті, змішайте 100 мл другого розчину з 25 мл першого, розведеного водою вчетверо, тобто до тих же 100 мл. «Хімічний годинник» буде працювати в чотири рази довше, ніж у першому досліді.

Цей дослід демонструє один з фундаментальних хімічних законів – закон дії мас, згідно з яким швидкість реакції пропорційна концентраціям

реагуючих речовин. Але чому розчини забарвлюються миттєво після паузи, а не рівномірно та поступово, як цього слід очікувати?

Сульфатна кислота в розчині витісняє йодат - і сульфат-йони з їх солей. При цьому в розчині утворюється йодидна кислота HI, яка майже миттєво вступає у взаємодію з йодатною кислотою HIO_3 . У результаті виділяється вільний йод. Він і дає кольорову реакцію з крохмалем.

Якби все відбувалося саме так, то розчин і темнів би поступово, у міру виділення йоду. Однак паралельно йде ще один процес: сульфатна кислота H_2SO_3 реагує з вільним йодом і знову утворюється йодидна кислота. Ця реакція йде швидше, ніж попередня, і йод, не встигнувши пофарбувати крохмаль, знову відновлюється до IO_3^- . У ході реакції сульфатна кислота безперервно витрачається, і як тільки вся вона перетвориться в сульфатну, йоду ніщо вже не буде заважати реагувати з крохмалем. І тоді розчин миттєво забарвиться по всьому об'єму.

Розбавляючи розчин вдвічі і вчетверо, зменшується концентрація калій йодату, і швидкість реакції зменшується пропорційно.

Література.

1. Савчин М. Шкільний хімічний експеримент як система та його дидактичне забезпечення// Педагогічна Думка. – 2003.– № 1-2.– С.36-44.
2. Книш Л.А. Застосування хімічного експерименту при вивченні хімії // Хімія. – 2004. – №4/52/. – С. 2-6.
3. Буринська Н.М. Хімія, 7 кл.:підруч. для загальноосвіт. навч. закл./ Н.М.Буринська. – К.:Ірпінь: ВТФ «Перун», 2007. – 112с.
4. Куленко О.А. Шкільний хімічний експеримент в умовах реформування навчально-виховного процесу з хімії // Хімія.– 2009.– №7.– С.36-39.
5. Беспалов П.И. Как сделать безотходным школьный химический кабинет / П.И.Беспалов.А.А., Гамаюнова // Химия в школе. – 2000.– №5.– С.31-33.
6. Хімічний експеримент: Теорія і практика. – К: Шкільний світ, 2008 – Спеціальний номер газети «Хімія» – 2008.– №1 / 541/.– С.48.

7. Симоненко С. Шкільний хімічний експеримент як основа розвитку творчої діяльності учнів // Хімія. – 2008. – №13 /553/.– С.22-24.
8. Коник М. Демонстраційний експеримент у системі засобів навчання /на прикладі вивчення хімії // Матеріали звітних наукових конференцій кафедри педагогіки. – Л. 2005. – Вип. 4, С. 20-24.
9. Грабовий А. Естетика шкільного хімічного експерименту// Біологія і хімія в школі. – 2007.– №1. – С.17-20.
10. Гаврилюк І. Хімічний експеримент як засіб розвитку логічного мислення учнів // Хімія. – 2006. – №11 /479/. – С.11-17.
11. Романенко Ю., Олійник М. Технологія моніторингу навчання: Хімічний експеримент // Біологія і хімія в школі. – 2006.– №3.– С.43-45.
12. Йосипенко Л. Хімічний експеримент: формування в учнів системного аналітичного мислення // Хімія. – 2010. – № 9 /621/.– С.11-22.
13. Грабовий А. Компетентнісний підхід до учнівського хімічного експерименту // Біологія і хімія в школі. – 2006. – №4. – С.13-15.
14. Сенюк Н.М. Зошит для лабораторних дослідів та практичних робіт з хімії. 8 клас/ Н.М. Сенюк. – Івано-Франківськ: Симфонія форте, 2014. – 36 с.
15. Струць О.В. Хімічний експеримент при навчанні хімії та методика його проведення/ Електронний ресурс
https://docs.google.com/document/d/1ra_K1KjXYoAAAnslx7BuMIBNL8uWQjDeqe8-NN9Y9wmg/edit?pli=1
16. Яковішин Л.О. Цікаві досліди з хімії: у школі та вдома. - Севастополь: Біблекс, 2006. — 176 с. — ISBN 966-8231-36-8.
17. http://lib.iitta.gov.ua/702/1/Тези._Херсон._Міжн._конф.pdf.
18. <http://www.osvita.org.ua>: Загнибіда Н.М. Домашній хімічний експеримент.
19. <http://chemistryandchemists.narod.ru/>
20. <http://chem.tut.ru>