

Лабораторна робота №4.

Вода. Гідроліз солей

Мета: ознайомитися із способами очищення води та поняттям „твердість” води, провести досліди по виявленню іонів, що спричиняють твердість води.

Обладнання і реактиви: пробірки, штатив, лійка, піпетка, скляна паличка, годинникове скельце, фільтрувальний папір, дистильована вода, водопровідна вода, глина, колба, скляний холодильник, гумові трубки, алонж, розчини $KMnO_4$, NH_4OH , $(NH_4)_2C_2O_4$, $(NH_4)_2CO_3$, NH_4Cl , Na_2HPO_4 , HCl , $BaCl_2$, HNO_3 , $AgNO_3$, мильний розчин.

Теоретичні відомості

Вода - найпоширеніша на Землі речовина. Вона вкриває майже 3/4 поверхні земної кулі. Вода має дуже велике значення у житті всього живого на нашій планеті.

Вода в природі існує в трьох агрегатних станах: газоподібному (пара), рідкому і кристалічному (лід).

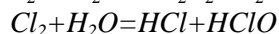
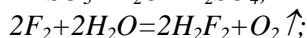
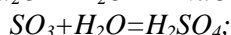
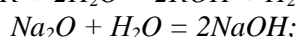
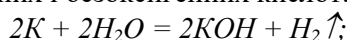
Природна вода завжди містить різні домішки, здебільшого це розчинені у воді солі, гази, інколи кислоти; часто у воді є речовини, які в ній не розчиняються, а перебувають у вигляді суспензії. Для очищення води від твердих диспергованих речовин її *фільтрують* крізь пористі речовини (вугілля, випалена глина), фільтри-преси, суміш піску з гравієм. Нині очищають не тільки питну, а й стічні води, особливо води теплоелектростанцій, хімічних підприємств. Адже проблема охорони довкілля набуває все більшої актуальності, а одним із головних завдань людства є збереження чистоти водних ресурсів.

Для очищення води від розчинених у ній речовин застосовують *адсорбцію*- поглинання поверхнею адсорбента розчинених речовин. Адсорбцією можна очистити воду від органічних домішок (токсичних речовин, різних барвників тощо). Найефективнішими методами очищення води від розчинених у ній речовин є *перегонка* (дистиляція) та *йонний обмін*. Перегнана вода називається *дистильованою*.

Чиста вода - це безбарвна прозора рідина, густина якої за температури $4^{\circ}C$ максимальна і дорівнює $1,00 \text{ г/см}^3$. Із зниженням температури густина води зменшується, тому лід плаває на поверхні води. Точка замерзання води за тиску 101 кПа (1 атм) становить $0^{\circ}C$, точка кипіння $+100^{\circ}C$. Вода має аномально високу теплоємність: $4,17 \text{ Дж/(г}\cdot\text{К)}$; теплота танення льоду за температури $0^{\circ}C$ дорівнює $333,98 \text{ Дж/г}$, теплота випаровування за температури $100^{\circ}C$ – 2253 Дж/г .

З хімічної точки зору вода є дуже стійкою сполукою. Водяна пара починає розкладатись на водень і кисень за температури, вищої від $1000^{\circ}C$; цей процес (термічна дисоціація) відбувається із поглинанням великої кількості теплоти. Навіть за температури $2000^{\circ}C$ ступінь термічної дисоціації води становить лише 2%.

Водночас вода досить хімічно активна. Вона реагує з активними металами з виділенням водню, з оксидами багатьох металів і неметалів з утворенням основ і кислот, з деякими активними неметалами з утворенням оксигеновмісних і безоксигенних кислот:



Вода, що входить до складу різних сполук, має різну природу. Розрізняють конституційну, кристалізаційну та гігроскопічну воду.

Конституційна вода входить до складу речовин, які в разі зневоднення змінюють свою хімічну природу. Так, у разі зневоднення $Ca(OH)_2$ утворюється нова речовина - оксид.

Внаслідок відщеплення *кристалізаційної води* хімічна природа сполуки не змінюється, а лише дещо змінюються хімічні властивості останньої. Так, у разі відщеплення води від кристалогідрату $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ змінюється його забарвлення, але сіль залишається сіллю.

Гігроскопічна вода хімічно не зв'язана з відповідними сполуками, тому вилучення її із сполуки не викликає жодних хімічних змін.

Вмістом у природній воді йонів Ca^{2+} і Mg^{2+} зумовлена її твердість. У твердій воді не піниться мило (мило - натрієва сіль вищих карбонових кислот, наприклад стеаратної, пальмітатної тощо). Утворені за реакцією обміну кальцієві і магнієві солі цих кислот у воді не розчинні.

Сумарний вміст солей магнію і кальцію у воді називається її *загальною твердістю*. Загальну твердість води поділяють на тимчасову, або карбонатну, і постійну, або некарбонатну.

Тимчасова твердість води зумовлена наявністю кальцій і магній гідрогенкарбонатів, її можна усунути тривалим кип'ятінням води:



Постійна твердість води зумовлена наявністю у воді солей сильних кислот- магній і кальцій сульфатів і хлоридів; кип'ятінням постійну твердість води усунути неможливо.

Твердість води прийнято виражати числом міліеквівалентів (мекв) йонів Mg^{2+} і Ca^{2+} що містяться в 1 л води (1 мекв = 20,04 мг/л Ca^{2+} або 12,16 мг/л Mg^{2+}).

Воду, що містить менш ніж 4 мекв/л йонів Ca^{2+} і Mg^{2+} , називають м'якою, від 4 до 8 - середньою, понад 8 - твердою.

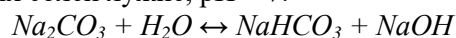
Розчинення речовин у воді часто супроводжується взаємодією частинок розчиненої речовини (молекул або іонів) з частинками розчинника (зокрема, полярними молекулами води). Процес обмінної взаємодії іонів розчиненої солі з молекулами води називається гідролізом. В результаті гідролізу відбувається зсув іонної рівноваги води і утворюються слабкі електроліти (кислоти та основи), катіони основних та аніони кислих солей і змінюється рН середовища.

В звичайних умовах гідроліз протікає в незначному ступені і переважно по першій стадії. Тобто, оскільки гідроліз є оборотним процесом, він досить швидко досягає стану рівноваги. Тому тільки порівняно незначна кількість солі піддається перетворенню.

Розрізняють три випадки гідролізу:

1. Солі сильних основ і слабких кислот гідролізують з утворенням слабких кислот або кислих солей і певної кількості вільного луку (іонів OH^-).

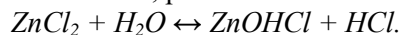
Середовище розчинів подібних солей лужне, $pH > 7$:



Або в іонній формі: $CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrow HCO_3^- + OH^-$

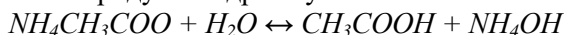
2. Солі слабких основ і сильних кислот гідролізують з утворенням слабких основ або основних солей і певної кількості вільної кислоти (іонів H^+).

Середовище розчинів подібних солей кисле, $pH < 7$:

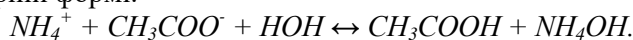


Або в іонній формі: $Zn^{2+} + H_2O \leftrightarrow ZnOH^+ + H^+$

3. Солі слабких кислот і слабких основ гідролізують у більшій мірі, оскільки тут можуть утворюватися одночасно усі можливі продукти гідролізу



Або в іонно-молекулярній формі:



Процеси гідролізу катіону та аніону взаємно підсилюють один одного, помітно зсуваючи іонну рівновагу води в бік утворення продуктів гідролізу. рН середовища залежить від співвідношення констант дисоціації кислоти і основи: якщо сильніша кислота – $pH < 7$, якщо сильніша основа – $pH > 7$ (утворюється або слабо кисле, або слабо лужне середовище).

Солі, утворені сильною кислотою і сильною основою (KCl , Na_2SO_4 , $Ca(NO_3)_2$ і ін.) гідролізу не піддаються, бо при їхній взаємодії з молекулами води не утворюються наведені вище продукти і іонна рівновага води не зміщується.

Виконання роботи

Дослід 1. Очищення води від нерозчинних домішок фільтруванням.

У лійку вкласти конусоподібний фільтр з фільтрувального паперу і змочити його дистильованою водою. Лійку вставити у кільце штатива.

У пробірку налити водопровідну воду, додати трохи порошку глини, збовтати і злити по скляній паличці на фільтр, дотримуючись правил фільтрування. Фільтрат зібрати у чисту пробірку. Звернути увагу на прозорість добутого фільтрату.

Дослід 2. Визначення наявності в розчині розчинних твердих речовин.

Налити на чисте годинникове скельце близько 1 мл добутого в попередньому досліді фільтрату і випарити його на водяній бані досуха. Спостерігати залишок на годинниковому скельці.

Дослід 3. Очищення води перегонкою.

Скласти прилад, зображений на рис.4.

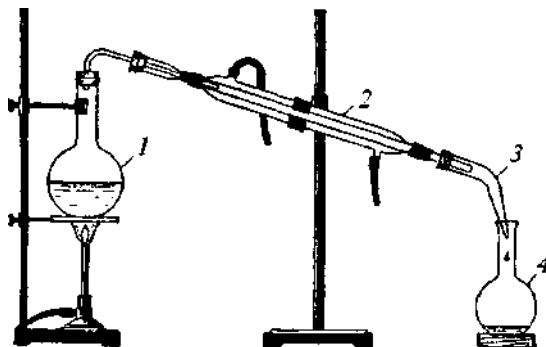


Рис.4. Прилад для перегонки води

У закріплену в штативі колбу 1 налити 1/3 об'єму водопровідної води і забарвити її розчином KMnO_4 . Скляний холодильник 2 з'єднати гумовими трубками з краном водопроводу і з водозбірником. Алонж 3 спрямовує дистилат у колбу 4. Перші порції дистилату, добуті протягом 3-5 хв, вилити.

Щоб переконатися у відсутності нелетких домішок, 2-3 мл добутої води випарити на годинниковому скельці.

Дослід 4. *Виявлення йонів Кальцію у воді.*

У пробірку налити 3–4 мл водопровідної води, додати кілька крапель розчину амоній гідроксиду і 3–4 мл розчину оксалату амонію. Суміш нагріти до кипіння. Скаламучення розчину від осаду CaC_2O_4 засвідчує наявність у воді йонів Ca^{2+} . Записати рівняння реакції та результати спостережень.

Дослід 5. *Виявлення йонів Магнію у воді.*

Налити у пробірку 3–4 мл водопровідної води, додати такий самий об'єм розчину амоній карбонату й 1–2 мл розчину амоній хлориду. Суміш нагріти до кипіння і профільтрувати (якщо є йони Ca^{2+} , то випаде осад CaCO_3). Відібрати 3–4 мл фільтрату у пробірку, долити 1-2 мл розчину амоній гідроксиду і 3–4 мл розчину натрій гідрогенофосфату, розчин перемішати. Якщо осад утворюється не відразу, то пробірку з розчином залишити у штативі на 30 хв. Дрібнокристалічний осад, що випадає, має склад MgNH_4PO_4 . Записати рівняння реакції.

Дослід 7. *Виявлення сульфат-іонів SO_4^{2-} у воді.*

Налити у пробірку 3–4 мл водопровідної води, додати близько 1 мл розбавленого розчину хлоридної кислоти і 2–3 мл розчину барій хлориду. Помітне скаламучення розчину засвідчує наявність у воді йонів SO_4^{2-} . Записати рівняння реакції.

Дослід 8. *Виявлення йонів Cl^- у воді.*

У пробірку налити 3-4 мл водопровідної води, додати близько 0,5 мл розбавленого розчину нітратної кислоти і 4 - 5 краплі розчину аргентум (I) нітрату. Розчин перемішати. Випадання білого осаду або скаламучення розчину засвідчують наявність у воді йонів Cl^- . Записати рівняння реакції.

Дослід 9. *Вивчення дії мильного розчину на тверду воду.*

Одну пробірку до половини об'єму наповнити дистильованою, другу — водопровідною водою. У кожна з них додати по 0,5 мл відміряного мірною піпеткою спиртового розчину мила. Розчини в пробірках енергійно збовтати до утворення піни. Якщо піна швидко зникає, додати ще по 0,5 мл розчину мила до утворення стійкої піни у пробірках. За порівнянням об'ємів витраченого розчину мила для утворення стійкої піни в кожній з пробірок зробити відповідні висновки стосовно твердості води.

Дослід 10. *Визначення реакції середовища в розчинах солей.*

У чотири пробірки налити по 2-3 мл розчину лакмусу. В ці пробірки додати, користуючись скляною паличкою, приблизно однакову кількість кристалів солей: в I – натрію ацетату, в II – амоній хлориду, в III — натрію хлориду, в IV пробірку нічого не додавати, використовуючи її як контрольну. За зміною забарвлення лакмусу зробити висновок про реакцію середовища в розчині кожної солі. Записати рівняння гідролізу солей.

Вправи та задачі для самоконтролю

- 1 Скласти три принципово різні рівняння реакцій, серед яких продуктом реакції була б вода.
2. Описати методи очистки води.