

Лабораторна робота №10.

Сульфур та його сполуки.

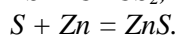
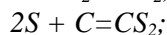
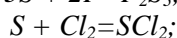
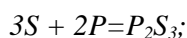
Мета: вивчити фізичні властивості сірки та дослідити способи добування і хімічні властивості сульфуровмісних сполук.

Обладнання і реактиви: пробірки, тримач, штатив, пальник, пробка з газовідвідною трубкою, гумова трубка, скляний капіляр, склянка, фарфорова чашка, плоскодонна колба, пробка, вода, лакмусовий папірець, порошок сірки, мідні ошурки, гранули цинку і міді, вугілля, хлорна вода, NaOH(конц.), KMnO₄, FeS, HCl, (CH₃COO)₂Pb, NaCl, ZnSO₄, CdCl₂, CuSO₄, MnSO₄, H₂S, NH₄OH, H₂SO₄(конц.), H₂SO₄(розб.), Na₂SO₃, Na₂SO₄, BaCl₂, Na₂S₂O₃.

Теоретичні відомості

Сульфур - найпоширеніший і практично найважливіший після Оксигену елемент головної підгрупи VI групи періодичної системи елементів. Електронна формула атома Сульфуру 1s²2s²2p⁶3s²3p⁴; він належить до сімейства р-елементів. У сполуках виявляє ступені окислення +6, +4, +2, 0, -2. Сполуки з вищим позитивним ступенем окислення Сульфуру в реакціях виявляють тільки окислювальні властивості, з нижчим негативним – тільки відновні.

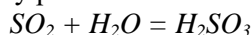
Сульфур легко утворює сполуки з багатьма елементами. При нагріванні він безпосередньо сполучається з воднем, галогенами (крім Йоду), Фосфором, Карбоном, а також з усіма металами, крім Ауруму, Платини й Ірідію. Наприклад:



Воднева сполука сульфуру – гідроген сульфід H₂S. Сірководень- безбарвний отруйний газ із запахом тухлих яєць, добре розчинний у воді.

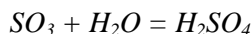
Сульфур утворює оксиди SO₂ та SO₃.

Сірчистий газ (сульфур (IV) оксид) SO₂ добре розчинний у воді. При цьому утворюється сульфїтна кислота, яка існує тільки у водному розчині:



У розчинні H₂SO₃ дисоціює ступінчасто, утворюючи два ряди солей -сульфїти і гідросульфїти.

Сульфур (VI) оксид SO₃- безбарвна рідина, яка активно поглинає вологу, утворюючи сульфатну кислоту:



SO₃ поглинається концентрованою сірчаною кислотою. В результаті утворюється олеум.

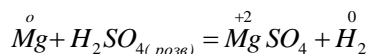
Сульфатна кислота дисоціює ступінчасто, утворюючи середні солі -сульфати та кислі - гідросульфати.

H₂SO₄ надзвичайно гігроскопічна. Поглинає вологу з виділенням великої кількості теплоти, тому для її розведення потрібно сірчану кислоту додавати невеликими порціями до води при постійному перемішуванні

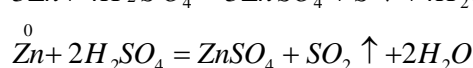
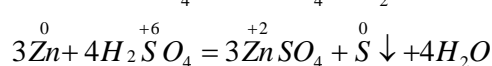
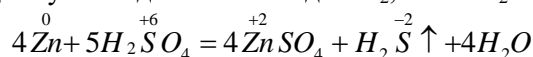
Розбавлена і концентрована сульфатна кислота реагує з металами по-різному.

У розбавленій окисником є іон водню. І тому вона розчиняє тільки метали, розташовані в ряду стандартних електродних потенціалів до Гідрогену.

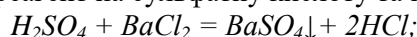
Наприклад:



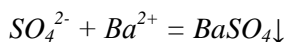
У концентрованій сульфатній кислоті окисником є сульфат-іон, в якому Сульфур має вищий позитивний ступінь окислення, тобто +6, і тому вона реагує майже з усіма металами (крім Платини, Ауруму та деяких інших). При цьому він відновлюється до SO₂, S або H₂S. Наприклад:



Велике практичне значення мають солі сульфатної кислоти, більшість з яких розчинна у воді. Солі CaSO₄ і PbSO₄ мало розчинні у воді, а BaSO₄ практично не розчинна як у воді, так і в кислотах. Тому солі барію використовують як реагент на сульфатну кислоту та її солі, тобто на іон SO₄²⁻:



або в іонній формі:



При цьому випадає білий осад сульфату барію.

Виконання роботи

Дослід 1. Фізичні властивості сірки (під тягою!).

Сушу пробірку до половини об'єму заповнити порошком сірки. Пробірку закріпити у дерев'яному тримачі і поступово нагрівати у полум'ї пальника, стежачи за послідовними змінами, що відбуваються під час плавлення сірки. Упродовж нагрівання пробірку злегка струшувати, щоб краще спостерігати зміну в'язкості розплавленої сірки.

Коли сірка нагріється до кипіння, її тонким струменем вилити у склянку з холодною водою.

Воду зі склянки злити, а пластичну сірку розтягнути руками у нитки. Через 1–1,5 год ще раз випробувати пластичність сірки. Записати результати спостережень.

При нагріванні сірка починає плавитись при температурі 113°C, утворюючи жовту рухому рідину. Вище 160°C рідина темнішає, а при 200°C стає темно-коричневою і настільки в'язкою, що не виливається з пробірки. Вище 250°C в'язкість знову зменшується і при 400°C сірка перетворюється в легкорухому рідину темно-коричневого кольору, яка при 444,5°C закипає, утворюючи оранжево-жовті пари.

Дослід 2. Добування і властивості сірководню (під тягою!).

У пробірку покласти кілька шматочків феруму (II) сульфід, долити 6–8 мл розбавленого розчину хлоридної кислоти (1:3) і закрити пробкою з газовідвідною трубкою, подовженою гумовою трубкою, що закінчується скляним капіляром.

Коли почне енергійно виділятися сірководень, до отвору капіляра піднести спочатку зволожений синій лакмусовий папірець, а потім папірець, просочений розчином плюмбуму (II) ацетату.

Сірководень запалити. У полум'я його внести на кілька секунд холодну фарфорову чашку і спостерігати жовтий наліт сірки на її стінках. Над полум'ям сірководню потримати холодну склянку і спостерігати конденсацію води.

Полум'я погасити і газовідвідну трубку опустити до дна плоскодонної колби об'ємом близько 200 мл, наполовину заповненої водою. Через 10–15 хв добути сірководневу воду дослідити синім лакмусовим папірцем і, закривши колбу пробкою, залишити її для наступного досліді.

Дослід 3. Добування важкорозчинних сульфідів.

В окремі пробірки налити по 2–3 мл розчинів: натрій хлориду, цинк сульфату, кадмій хлориду, купрум (II) сульфату і манган (II) сульфату. У кожну з них додати по 3–4 мл сірководневої води. Кожну з отриманих сумішей розділити у дві пробірки, в одну з яких долити 2–3 мл розчину хлоридної кислоти (1:2), а в другу – такий самий об'єм розчину аміаку. Записати рівняння відповідних реакцій.

За результатами спостережень зробити висновки про розчинність утворених сульфідів.

Дослід 4. Добування сульфідної кислоти (під тягою!).

У пробірку помістити трохи мідних ошурок і долити 3–4 мл концентрованої сульфатної кислоти. Пробірку закрити пробкою з газовідвідною трубкою, кінець якої занурити до дна іншої пробірки, заповненої водою на три чверті об'єму. Закріпивши пробірку в штативі, суміш поступово нагріти. Записати рівняння відповідної реакції. Добутий розчин сульфідної кислоти залишити для виконання наступних дослідів.

Дослід 5. Добування солей сульфідної кислоти.

У три пробірки налити по 1 мл розчинів сульфідної кислоти, натрій сульфату та натрій сульфату. В кожну пробірку додати по декілька крапель барій хлориду. Спостерігати утворення білих осадів. До кожної пробірки додати по 1 мл розбавленої хлоридної кислоти. Написати рівняння реакцій.

Дослід 6. Взаємодія сульфатної кислоти з металами.

Беремо чотири пробірки. У перші дві пробірки помістити по одній гранулі цинку, а в другі дві міді. В першу і третю пробірки додати 3–4 краплі розчину сульфатної кислоти. В другу і четверту - (обережно!) 2–3 краплі концентрованої сульфатної кислоти. Пробірки нагріти на водяній бані протягом 5–7 хвилин. Відмітити, що відбувається. Написати рівняння реакцій. Скласти схеми електронного балансу, визначити окисник та відновник.

Дослід 7. Взаємодія концентрованої сульфатної кислоти з неметалами (під тягою.).

У дві сухі пробірки покласти по декілька шматочків сірки і вугілля, в кожну з них долити по 1 мл концентрованої сульфатної кислоти. Закріпивши пробірки вертикально у штативі обережно нагріти їх, спостерігаючи за поступовим окисненням неметалів. Дослідити гази, що виділяється, піднісши до отвору пробірки зволожений синій лакмусовий папірець. Написати рівняння реакцій.

Дослід 8. Властивості тіосульфату натрію та тіосульфатної кислоти.

У дві пробірки внести по 3–4 краплі розчину тіосульфату натрію. В першу пробірку додати 2–3 краплі розбавленого розчину хлоридної кислоти. Спостерігати помутніння розчину. Написати рівняння реакцій. Зробити висновок про одержання та стійкість тіосульфатної кислоти.

У другу пробірку додати 2 краплі розчину хлорної води. Спостерігати зникнення запаху хлору.

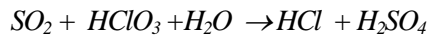
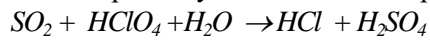
Довести утворення іонів SO_4^{2-} додаванням 1-2 крапель розчину барій хлориду. Написати рівняння реакцій.

Вправи та задачі для самоконтролю

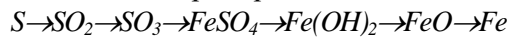
1. Напишіть рівняння реакції взаємодії сульфур (IV) оксиду з такими речовинами: водою, сірководнем, гідроксидом натрію і киснем.

2. Вказати ступінь окислення Сульфуру у сполуках: SO_3 , H_2SO_4 , SO_2 , Al_2S_3 , H_2S , CuS , S , ZnS .

3. Використовуючи метод електронного балансу, урівняйте рівняння:



4. Здійснити перетворення



7. Прокоментувати, якими хімічними властивостями відрізняються концентрована та розбавлена сульфатна кислота. Написати рівняння реакцій, що відбуваються при взаємодії $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц}}$ та $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{розб. з}}$: алюмінієм, міддю.

8. До розчину масою 200г з масовою часткою сульфатної кислоти 9,8% долили розчин натрію гідроксиду, що містить 16г луку. Обчисліть масу солі, що утворилась.

