

§ 21. Серная кислота. Фізичныя і хімічныя ўласцівасці

Серная кислота H_2SO_4 з'яўляецца найважнейшым кіслародзмяшчальным злучэннем серы. Яна была атрымана алхімікамі яшчэ ў XIII ст. і называлася тады «купарваснае масла». З дапамогай сернай кислоты ўдалося атрымаць і іншыя мінеральныя (неарганічныя) кислоты — саяльную, азотную.

Будова малекулы сернай кислоты

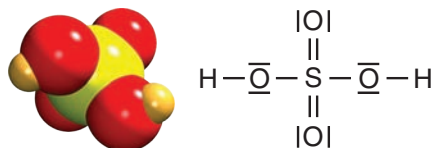
Мадэль малекулы сернай кислоты паказана на малюнку 59. У малекуле H_2SO_4 атам серы злучаны з чатырма атамамі кіслароду за кошт утварэння дзвюх дзвух сувязей $\text{S}=\text{O}$ і дзвух адзінарных $\text{S}-\text{OH}$.

Сувязі $\text{O}-\text{H}$ у малекуле сернай кислоты з'яўляюцца моцна палярнымі, таму ў H_2SO_4 ярка выяўлены кислотныя ўласцівасці. Серная кислота — моцны электраліт, у разбаўленых водных растворах дысацыіруе на іоны цалкам:



Фізичныя ўласцівасці сернай кислоты

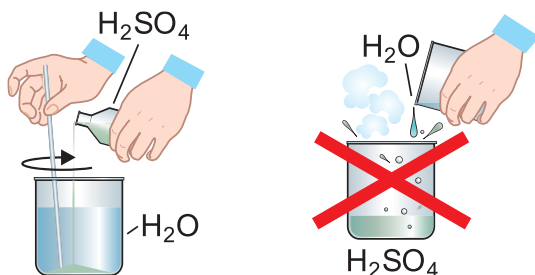
Чыстая серная кислота — бясколерная алеістая нелітучая вадкасць без паху, прыкладна ў 2 разы цяжэйшая за ваду. Яна змешваецца з вадой у любых суадносінах. Пры прыгатаванні водных раствораў сернай кислоты вылучаецца вялікая колькасць цяплоты, адбываецца разаграванне сумесі, якое можа суправаджацца яе распырскваннем.



Мал. 59. Мадэль малекулы і графічная формула сернай кислоты

Памятайце!

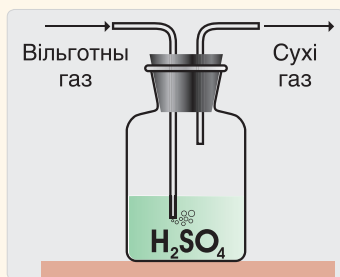
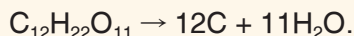
Кіслату асцярожна тонкім струменьчыкам уліваюць у ваду пры бесперапынным перамешванні раствора.



Звычайна водны раствор сернай кіслаты з масавай доляй H_2SO_4 больш за 70 % называюць канцэнтраванай сернай кіслатой, а менш за 70 % — *разбаўленай* сернай кіслатой.

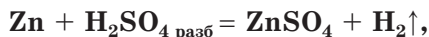


Канцэнтраваная серная кіслата выкарыстоўваецца як водааднімальны агент, напрыклад для асушэння газаў (гл. мал. злева). Яна здольная адымцаць ваду і ў складаных рэчываў, у састаў якіх уваходзяць вадарод і кісларод. Так, пад дзеяннем канцэнтраванай сернай кіслаты цукар асмальваецца і рэакцыйная маса чарнее і ўспушваецца (гл. мал. справа):



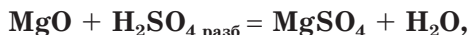
Хімічныя ўласцівасці сернай кіслаты

Разбаўленая серная кіслата, як і саляная, выяўляе ўсе характэрныя для кіслот уласцівасці. Яна змяняе афарбоўку індыкатараў: лакмус і метыларанж у раствору H_2SO_4 становяцца чырвонымі. Разбаўленая H_2SO_4 узаемадзейнічае з *металамі*, якія стаяць у радзе актыўнасці да вадароду, з вылучэннем вадароду:

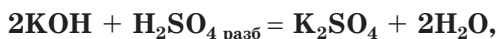


з'яўляючыся **акісляльнікам** за кошт іонаў вадароду H^+ .

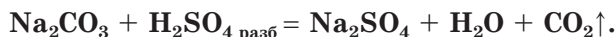
Разбаўленая серная кіслата рэагуе таксама з *аксідамі металаў*:



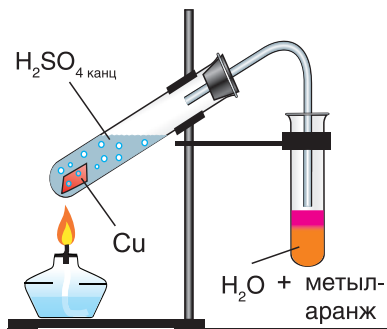
з *асновамі*:



з *солямі*:



Мал. 60. Дзеянне канцэнтраванай сернай кіслаты на медзь



Канцэнтраваная серная кіслата па сваіх уласцівасцях адрозніваецца ад разбаўленай. Яна з'яўляецца мацнейшым акісляльнікам за кошт атамаў серы, якія маюць ступень акіслення +6. Канцэнтраваная H_2SO_4 здольная ўзаемадзейнічаць з *металамі*, якія стаяць у радзе актыўнасці не толькі да, але і пасля вадароду (акрамя золата і плаціны).

Прадэманструем дзеянне канцэнтраванай сернай кіслаты на медзь. Пры прыліванні канцэнтраванай сернай кіслаты ў пробірку з меддзю і награванні сумесі раствор афарбоўваецца ў шаравата-сіні колер і назіраецца вылучэнне газу SO_2 (мал. 60):



Жалеза, алюміній і некаторыя іншыя металы пры звычайных умовах не рэагуюць з канцэнтраванай сернай кіслатой з прычыны ўтварэння ахоўнай плёўкі на паверхні металу. Таму канцэнтраваную серную кіслату можна захоўваць і перавозіць у сталёных цыстэрнах (мал. 61).

Канцэнтраваная серная кіслата здольная ўзаемадзейнічаць з простымі рэчывамі — *неметаламі*, а таксама шмат з якімі складанымі, у тым ліку *арганічнымі злучэннямі*. Серная кіслата асмальвае паперу і драўніну, разбурае адзенне і скуру — гэта вельмі небяспечнае рэчыва, здольнае выклікаць хімічныя апёкі, якія цяжка жываюць.



Мал. 61. Цыстэрна для перавозкі канцэнтраванай сернай кіслаты

Серная кіслата — бясколерная, алеістая вадкасць. У водных растворах з'яўляецца моцным электралітам.

Разбаўленая серная кіслата выяўляе ўсе характэрныя для кіслот уласцівасці: узаемадзейнічае з металамі, якія стаяць у радзе актыўнасці да вадароду, з вылучэннем вадароду; з аксідамі металаў; з асновамі; з солямі.

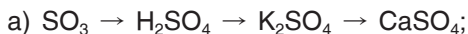
Пры ўзаемадзейні канцэнтраванай сернай кіслаты з меддзю вылучаецца аксід серы(IV).

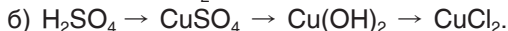
Пытанні і заданні

1. Апішыце будову малекулы і фізічныя ўласцівасці сернай кіслаты.
2. У тры прабіркы з разбаўненым растворам сернай кіслаты дабавілі: а) лакмус; б) фенолфталеін; в) метыларанж. Як змянілася афарбоўка індыкатара ў кожным выпадку?
3. Якія хімічныя ўласцівасці выяўляе разведзеная серная кіслата? Праілюструйце адказ ураўненнямі рэакцый.
4. Чым абумоўлена адрозненне акісляльных уласцівасцей разбаўленай і канцэнтраванай сернай кіслаты?
5. У вадзе аб'ёмам 1 дм³ растварылі аксід серы(VI). У выніку маса раствору склала 1180 г. Вызначыце масавую долю сернай кіслаты ў атрыманым раствору.
6. Разлічыце аб'ём (н. у.) сярністага газу, які вылучыцца пры ўзаемадзейні медзі масай 12,8 г з лішкам канцэнтраванай сернай кіслаты.

Рыхтуемца да алімпіяд

Запішыце ўраўненні рэакцый, з дапамогай якіх можна ажыццявіць наступныя ператварэнні:



$$\downarrow$$


Для акісляльна-аднаўленчых рэакцый прывядзіце электронны баланс, а для рэакцый, якія праходзяць у растворах, — іонныя ўраўненні.

§ 22. Сульфаты — солі сернай кіслаты. Ужыванне сернай кіслаты і сульфатаў

Серная кіслата — адзін з галоўных прадуктаў хімічнай прамысловасці. Пра гэта гавораць і маштабы сусветнай вытворчасці, якія дасягаюць 200 млн т у год.

У Беларусі серная кіслата вырабляецца на Гомельскім хімічным заводзе (мал. 62), ААТ «Гродна Азот» і шэрагу іншых хімічных заводаў.



Мал. 62. ААТ «Гомельскі хімічны завод»

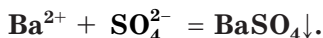
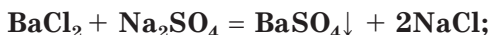
Солі сернай кіслаты

Як вы ўжо ведаеце з папярэдняга параграфу, солі сернай кіслаты — *сульфаты* могуць утварацца пры яе ўзаемадзеянні з металамі, аксідамі металаў, асновамі і солямі.

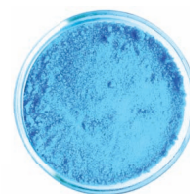
Большасць сульфатаў добра растваральныя ў вадзе. Растваральныя сульфаты, галоўным чынам сульфат магнію, змяшчаюцца ў марской вадзе і абумоўліваюць яе горкі смак.

Шмат якія сульфаты здольныя звязваць ваду, утвараючы крышталегідраты. Крышталегідраты солей сернай кіслаты часта называюць *купарвасамі*, напрыклад: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — медны купарвас, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — жалезны купарвас, $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — цынкавы купарвас (мал. 63). Пры награванні яны лёгка вылучаюць наяўную ў іх ваду.

Дрэнна растваральныя сульфаты металаў ІІА-групы (акрамя сульфатаў берылію і магнію), менш за іншых растваральны сульфат барыю. Пры дабаўленні раствору солі барыю, напрыклад хларыду барыю BaCl_2 , да водных раствораў сернай кіслаты або сульфатаў утвараецца асадак сульфату барыю белага колеру:



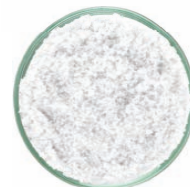
Таму для выяўлення сернай кіслаты і яе солей у водных растворах выкарыстоўваюць растваральныя солі барыю.



Медны



Жалезны



Цынкавы

Мал. 63.
Купарвасы

Лабараторны дослед 3

Якасная рэакцыя на сульфат-іоны

Распазнаванне раствору сернай кіслаты і яе солей у хімічнай практыцы звязана са здольнасцю сульфат-іонаў утвараць асадак з іонамі барыю.

1. У дзве выдадзеныя вам прабіркі з растворамі сернай кіслаты і сульфату натрыю дабаўце па некалькі кропель раствору хларыду барыю. Што вы назіраеце? Якія прыметы сведчаць пра праходжанне хімічных рэакцый?

2. Складзіце ўраўненні хімічных рэакцый у малекулярным і іонным выглядзе. Зрабіце вывад пра якасную рэакцыю на сульфат-іон.

Ужыванне сернай кіслаты і сульфатаў

Серная кіслата — адзін з найважнейшых прадуктаў, якія шырока выкарыстоўваюцца ў розных галінах прамысловасці (мал. 64). Асноўнымі яе спажыўцамі з'яўляюцца вытворчасці мінеральных угнаенняў, сяляннай, воцатнай і іншых кіслот, мыйных сродкаў, выбуховых рэчываў, фарбавальнікаў, лекаў. Серная кіслата ўжываецца таксама ў металургіі, для ачысткі нафтапрадуктаў, у якасці электраліту ў кіслотных акумулятарах і г. д.



Мал. 64. Ужыванне сернай кіслаты

Солі сернай кіслаты выкарыстоўваюцца ў якасці мінеральных угнаенняў, у будаўніцтве, у медыцыне, для барацьбы са шкоднікамі раслін, у вытворчасці соды і сцякла. Напрыклад, крышталегідраты сульфату медзі(II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (*медны купарвас*) і сульфату жалеза(II) $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (*жалезны купарвас*) выкарыстоўваюцца ў сельскай гаспадарцы для барацьбы са шкоднікамі раслін, як антысептычны сродак для апрацоўкі драўніны, у вытворчасці фарбавальнікаў. Гідратаваны сульфат магнію $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (*горкая, або англійская, соль*) шырока ўжываецца ў медыцыне, у тым ліку як моцны слабіцельны сродак.

Прыродны *гіпс* $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ служыць для паляпшэння глебы, *алебастэр* $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ знайшоў шырокае ўжыванне ў будаўнічай справе, для фармоўкі разнастайных прадметаў, пры вырабе гіпсавых скульптур і да т. п.

Серная кіслата — адзін з галоўных прадуктаў хімічнай прамысловасці.

Большасць сульфатаў добра растваральныя ў вадзе.

Для выяўлення сернай кіслаты і яе солей у водных растворах выкарыстоўваюць растваральныя солі барыю.



Пытанні і заданні

1. Якія солі называюцца купарвасамі?
2. Пералічыце асноўныя галіны ўжывання сернай кіслаты і сульфатаў.
3. Запішыце магчымыя ўраўненні рэакцый атрымання сульфату медзі(II).
4. Разлічыце масу вады, якая змяшчаецца ў крышталях меднага купарвасу хімічнай колькасцю 3 моль.
5. Вызначыце аб'ём раствору сернай кіслаты з малярнай канцэнтрацыяй растваранага рэчыва, роўнай $0,25 \text{ моль/дм}^3$, які неабходны для атрымання сульфату цынку хімічнай колькасцю 3 моль.
6. Для апырквання саду фермеру спатрэбілася прыгатаваць «бардоскую вадкасць». У інструкцыі было сказана, што для гэтага неабходны 7%-ы раствор сульфату медзі(II), а ў фермера былі толькі ярка-сінія крышталі меднага купарвасу. Вызначыце масу меднага купарвасу, неабходнага для прыгатавання патрэбнага фермеру раствору масай 10 кг. Як прыгатаваць такі раствор?
7. Да раствору сернай кіслаты аб'ёмам 500 см^3 з масавай доляй H_2SO_4 , роўнай 10 %, і шчыльнасцю $1,07 \text{ г/см}^3$ дабавілі ваду аб'ёмам 300 см^3 . Вызначыце масавую долю кіслаты ў прыгатаваным раствору.

Рыхтуемся да алімпіяд

Закончыце ўраўненне акісляльна-аднаўленчай рэакцыі:



Расстаўце каэфіцыенты метадам электроннага балансу. Разлічыце масу сернай кіслаты, якая павінна ўступіць у рэакцыю з магніем, каб серавадарод, што вылучыцца, цалкам паглынуўся растворам гідраксиду натрыю масай 300 г з масавай доляй NaOH, роўнай 27 %, з утварэннем солі Na₂S, калі страты серавадароду складаюць 5 %.

§ 23. Азот — хімічны элемент і простае рэчыва

Неметал азот N у перыядычнай сістэме хімічных элементаў адкрывае VA-групу, у якой таксама размешчаны неметалы фосфар P і мыш'як As і металы сурма Sb і вісмут Bi.

Уласцівасці атамаў элементаў VA-групы, а таксама ўласцівасці іх простых рэчываў заканамерна змяняюцца з ростам іх атамнага нумара: неметалічныя ўласцівасці слабеюць, а металічныя — узмацняюцца.

Азот у прыродзе

У прыродзе хімічны элемент азот знаходзіцца ў выглядзе простага рэчыва N₂ і ў складзе злучэнняў. Аб'ёмная доля азоту N₂ у паветры складае 78 %. Зямная атмасфера служыць асноўнай крыніцай гэтага найважнейшага элемента. Неарганічныя злучэнні азоту сустракаюцца ў невялікіх колькасцях, за выключэннем буйнога радовішча натрыевай (чылійскай) салетры NaNO₃ у Чылі. Азот уваходзіць у склад бялкоў і іншых складаных арганічных рэчываў. На Зямлі ўвесь час адбываюцца працэсы ператварэння рэчываў жывой і нежывой прыроды, якія змяшчаюць атамы азоту — кругаварот азоту ў прыродзе (мал. 65). У выніку гэтых ператварэнняў атамы азоту з неарганічных рэчываў нежывой прыроды — солей амонію і нітратаў — пераходзяць у складаныя арганічныя рэчывы — бялкі. Ператварэнні бялкоў у арганізмах жывёл і раслін складаюць аснову ўсіх жыццёвых працэсаў.

Будова атамаў

У атаме азоту 7 электронаў, з іх 5 размяшчаюцца на знешнім электронным слоі: ${}_7\text{N } 2e^-, 5e^-$. Такім чынам, атаму азоту не хапае трох электронаў да завяршэння знешняга электроннага пласта. Таму ў сваіх злучэннях з металамі і вадародам азот звычайна выяўляе ступень акіслення,