

Урок 5

Тема уроку. Місце неметалічних елементів у періодичній системі, особливості будови атомів. Фізичні властивості неметалів. Поширення в природі

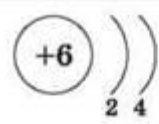
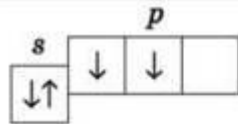
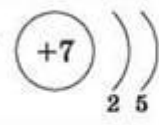
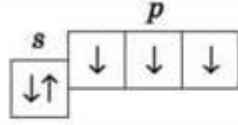
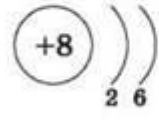
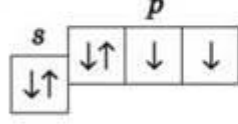
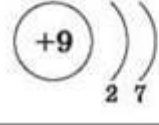
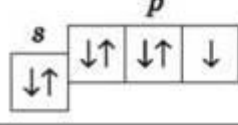
Продумайте відповіді на питання:

- Яких елементів — металів чи неметалів — у природі більше?
- У яких групах періодичної системи розташовуються неметалічні елементи?
- Чи можна зарахувати до неметалічних елементів інертні гази? чому?
- У якій групі періодичної системи розміщені галогени? Назвіть їх.
- Які елементи-неметали в періодичній системі називаються «халькогенами»? Назвіть їх.
- Назвіть елементи п'ятої групи періодичної системи, які належать до неметалічних.
- У четвертій групі періодичної системи розташовані два елементи-неметали. Назвіть їх.

Підготуйте відповіді:

1. Особливості будови атомів елементів-неметалів

Завдання 1 (четверо учнів біля дошки). Зобразіть схему будови атомів Карбону, Нітрогену, Оксигену, Флуору, укажіть вищий і нижчий ступені окиснення:

C 	$1s^2 2s^2 2p^2$		-4; +4
N 	$1s^2 2s^2 2p^3$		-3; +5
O 	$1s^2 2s^2 2p^4$		-2; +6
F 	$1s^2 2s^2 2p^5$		-1; +7

1) Що спільного в будові атомів цих елементів? (Це р-елементи, однакова кількість енергетичних рівнів, незавершений зовнішній енергетичний рівень, число електронів на зовнішньому рівні перевищує 3)

2) У чому полягають відмінності в будові атомів цих елементів? (Збільшується число електронів на зовнішньому рівні, а отже, й електронегативність, неметалічні властивості)

3) Як змінюються неметалічні властивості в підгрупах? Чому? (Зменшуються неметалічні властивості: унаслідок збільшення радіуса атома слабшає зв'язок між зовнішнім енергетичним рівнем і ядром атома. У III періоді з'являється вільний 3d-підрівень, що відіграє важливу роль у формуванні зовнішнього енергетичного рівня й утворенні хімічних зв'язків, а отже, впливає на властивості елементів)

Завдання 2 (самостійна робота). Складіть схеми будови атомів Силіцію, Фосфору, Сульфуру, Хлору, укажіть вищий і нижчий ступені окиснення.

Завдяки наявності d-підрівня в цих елементів можливий перерозподіл електронів на цей підрівень, стійкі сполуки з проміжними ступенями окиснення для Сульфуру +4, Фосфору +3, Хлору — +1, +3, +5.

Завдання 3 (групова або фронтальна робота). За таблицями 1, 2, 3, 4 порівняйте агрегатні стани та фізичні властивості простих речовин, утворених елементами-неметалами.

Назвіть загальні закономірності. (Низькі температури кипіння і плавлення, крихкість, неелектроліти, нерозчинні або малорозчинні у воді)

Назвіть відмінності у фізичних властивостях. (Агрегатні стани: газ (хлор, кисень, азот та ін.), рідини (бром), тверді речовини (вуглець, силіцій, фосфор та ін.), мають різні значення густини, смак, колір, запах, прості речовини мають різне число атомів, явище алотропії)

2. Поширення елементів-неметалів у природі.

Підготуйте інформацію, використовуючи матеріал:

1) Поширення Сульфуру в природі:

Вільна кристалічна сірка у вигляді сірчаних жил може залягати в тріщинах Землі вулканічних місцевостей (Італія, Греція) та

всередині кратерів вулканів. Сірка здавна вважалася продуктом життєдіяльності «бога вулканів». Це уявлення про сірку навіювали гарне синьо-блакитне полум'я, яким горить сірка, та задушливий запах. Поклади сірки знаходяться в Туркменії (Каракуми), по берегах Волги, в Узбекистані.

У складі складних речовин Сульфур міститься у водах Світового океану у вигляді солей (MgSO_4 , Na_2SO_4 та ін.), як і Оксиген, він необхідний для живих організмів, входить до складу білків.

Найважливіші природні сполуки Сульфуру:

- FeS_2 — пірит
- $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — мідний купорос
- PbS — свинцевий блиск
- $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — глауберова сіль
- Cu_2S — мідний колчедан
- $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — гіпс
- ZnS — цинкова обманка

2) Нітроген у природі

Академік Прянішніков так охарактеризував азот: «Низка протилежностей пов'язана зі словом “Нітроген”: з одного боку, це “безжиттєвий газ”, а з іншого — немає життя без елемента Нітрогену, тому що він є невід'ємною складовою білків».

Водночас Нітроген — елемент руйнування, тому що широко використовувані вибухові речовини є переважно сполуками Нітрогену.

Загальний уміст Нітрогену в земній корі становить близько 0,03 %. Основна його частина міститься в атмосфері — 75 % N_2 . Складні органічні похідні Нітрогену входять до складу всіх живих організмів. У результаті відмирання цих організмів утворюються більш прості сполуки Нітрогену, які за відсутності вологи можуть накопичуватися. (Таким є походження чилійської селітри.)

3) Фосфор у природі. Підготуйте доповідь, використовуючи матеріал:

Основні руди: апатит — $[Ca_5X(PO_4)_3]$ ($X = F-, Cl-, OH-$), фосфорит — $Ca_3(PO_4)_2$.

Фосфор становить 0,04 % від загальної кількості атомів земної кори. Входить до складу нервової та мозкової тканин, кісток

і зубів. Скелет дорослої людини містить у формі сполук близько 600 г Фосфору, м'язи — 56 г, нерви й мозок — 5 г (такої кількості чистого фосфору достатньо для смертельного отруєння 6,5 тисяч осіб). разом з тим, таке захворювання, як ламкість кісток, пов'язане з нестачею одночасно двох хімічних елементів — Фосфору й Кальцію.

4) Поширення в природі Карбону

Уміст Карбону в земній корі — 0,14 % від загальної кількості атомів. Карбон трапляється в природі у вільному стані у вигляді вугілля, алмаза, графіту, а також у складі складних речовин: тканин живих організмів і продуктів їх руйнування (вугілля, нафта, газ), мінералів (карбонати $MeCO_3$, $CaCO_3$ — кальцит); в атмосфері — у вигляді вуглекислого газу CO_2 (також розчинений у природній воді).

$T_{пл} = 3\,750\,^{\circ}C$ (12 МПа) — графіт.

Сучасну назву Карбон одержав у 1787 році.

У природі трапляється у вигляді двох ізотопів: ^{12}C (98,892 %) і ^{13}C (1,108 %).

5) Поширення в природі Силіцію, використовуючи матеріал:

Силіцій — найближчий аналог Карбону, третій після Оксигену й Гідрогену за поширенням елемент, становить 16,7 % від загальної кількості атомів земної кори. Si — основний елемент земної кори (силікатні породи, пісок — SiO_2). Якщо Карбон вважають основою живої природи, то Силіцій — основа неживої природи. Земна кора більш ніж наполовину складається із SiO_2 . Вільний SiO_2 — кварц: прозорий, чистий — гірський криштал, фіолетовий — аметист, з домішками інших речовин — пісок. Інші природні сполуки — яшма, агат (напівкоштовні камені). $T_{\text{кип}} = 3\,300\text{ }^\circ\text{C}$, $T_{\text{пл}} = 1\,420\text{ }^\circ\text{C}$ (кристалічний силіцій).

У природі існують три ізотопи: ^{28}Si (92,2 %), ^{29}Si (4,7 %), ^{30}Si (3,1 %).

Продумайте відповіді на запитання.

- 1) Доведіть, що за кількістю атомів неметалів у природі менше, але за вмістом (у відсотковому співвідношенні) їх значно більше й у повітрі, і у воді, і в земній корі, і в космосі.
- 2) Чим зумовлені відмінності у властивостях неметалів?
- 3) Які загальні закономірності у фізичних і хімічних властивостях неметалів ви можете назвати?

Домашнє завдання

Опрацювати матеріал параграфа, відповісти на запитання до нього, виконати вправи.

Творче завдання: підготувати короткі повідомлення про природні сполуки неметалів.

Таблиця 1

Порівняльна характеристика властивостей галогенів

Характеристика	Флуор	Хлор	Бром	Іод	Астат
Хімічний символ	F	Cl	Br	I	At
Формула простої	F	Cl ₂	Br ₂	I ₂	At ₂

речовини					
Атомна маса	19,00	35,45	79,90	126,90	[210]
Порядковий номер	9	17	35	53	85
Вищий ступінь окиснення		+7	+7	+7	+7
Нижчий ступінь окиснення	-1	-1	-1	-1	-1
Електронегативність	4,0	3,0	2,8	2,5	2,2
Густина, г/см ³	1,11	1,56	3,12	4,94	
Температура плавлення, °С	-220	-101	-7	114	
Температура кипіння, °С	-188	-34	59	186	
Агрегатний стан (н. у.)	Газ	Газ	Рідина	Твердий	
Колір	Зеленувато-жовтий	Жовто-зеленуватий	Червоно-бурий	Темно-фіолетовий	
Уміст, %:					
у земній корі	0,066	0,017	$2,1 \cdot 10^{-4}$	$4 \cdot 10^{-5}$	
у повітрі					
у воді					

Таблиця 2

Порівняльна характеристика властивостей халькогенів

Характеристика	Оксиген	Сульфур	Селен	Телур	Полоній
Хімічний символ	O	S	Se	Te	Po

Формула простої речовини	O ₂	S ₈	Se	Te	Po
Атомна маса	15,999	32,06	78,96	127,60	[209]
Порядковий номер	8	16	34	52	84
Вищий ступінь окиснення	+6	+6	+6	+6	+6
Нижчий ступінь окиснення	-2	-2	-2	-2	-2
Електронегативність	3,5	2,5	2,4	2,1	2,0
Густина, г/см ³	1,429	1,96	4,79	6,25	9,4
Температура плавлення, °C	-218,7	112,8	217	449,8	254
Температура кипіння, °C	-182,98	440,6	685	990	962
Агрегатний стан (н. у.)	Газ	Твердий	Твердий	Твердий	Твердий
Колір	Відсутній	Жовтий, білий, коричневий	Темно-коричневий, червоно-коричневий	Сріблясто-білий	Срібlistий
Уміст, %:					
у земній корі	47	0,047	$5 \cdot 10^{-6}$	$1 \cdot 10^{-7}$	$2 \cdot 10^{-14}$
у повітрі	20,95				
у воді	88,8				

Таблица 3

Порівняльна характеристика властивостей елементів V групи

Характеристика	Нітроген	Фосфор	Арсен	Стибій
Хімічний символ	N	P	As	Sb
Формула простої речовини	N ₂	P ₄	As	Sb
Атомна маса	14,00	30,97	74,92	121,75
Порядковий номер	7	15	33	51
Вищий ступінь окиснення	+5	+5	+5	+5
Нижчий ступінь окиснення	-3	-3	-3	-3
Електронегативність	3,0	2,1	2,0	1,9
Густина, г/см ³	1,250	1,828	5,727	6,69
Температура плавлення, °C	-209,9	44,1	814(36 атм)	630,5
Температура кипіння, °C	-195,8	5500	615 (сублімація)	1640
Агрегатний стан (н. у.)	Газ	Твердий	Твердий	Твердий
Колір	Відсутній	Жовтий, білий	Чорний	Срібlistий
Уміст, %:				
у земній корі	1,9 · 10 ⁻³	0,093	1,7 · 10 ⁻⁴	5 · 10 ⁻⁵
у повітрі	78,09			
у воді				

Таблиця 4

Порівняльна характеристика властивостей елементів IV групи й Гідрогену

Характеристика	Карбон	Силіцій	Германій	Гідроген
Хімічний символ	C	Si	Ge	H
Формула простої речовини	C	Si	Ge	H ₂
Атомна маса	12,01	28,09	72,59	1,00
Порядковий номер	6	14	32	1
Вищий ступінь окиснення	+4	+4	+4	+1
Нижчий ступінь окиснення	-4	-4	-4	-1
Електронегативність	2,5	1,8	1,8	2,1
Густина, г/см ³	3,515 (алмаз), 2,265 (графіт)	2,328	5,327	0,0899
Температура плавлення, °C	3 750	1 423	937,5	-259,1
Температура кипіння, °C	3 700 (12 атм)	2 600	2 700	-252,6
Агрегатний стан (н. у.)	Твердий	Твердий	Твердий	Газ
Колір	Алмаз — безбарвний, вугілля — чорне, графіт — сірий	Темно-сірий	Ясно-сірий	Безбарвний

Уміст, %:				
у земній корі	0,023	28,5	$1,4 \cdot 10^{-5}$	0,15
у повітрі				0,0001
у воді				11,4

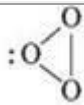
УРОК 6

Тема уроку. Алотропія. Значення озонового шару для життя організмів на Землі

У 7 класі ми вивчали дві прості речовини, утворені Оксигеном, — кисень і озон.

Чим вони відрізняються? (Кількістю атомів Оксигену)

Порівняймо фізичні властивості кисню й озону (з допомогою підручника або інших довідкових матеріалів).

	Кисень	Озон
Хімічна формула	O ₂	O ₃
Молярна маса	32	48
Будова		
Агрегатний стан	Газ	Газ
Колір	Відсутній	Синій
Запах	Відсутній	Різкий
Температура кипіння, °C	-183,0	-111,9
Температура плавлення, °C	-218,7	-192,7

Явище, за якого той самий хімічний елемент утворює кілька простих речовин, називається алотропією (від грецьк. «мінливість»).

Інформація...

Явище алотропії (розповідь учителя)

Прості речовини, утворені тим самим елементом, називаються алотропними видозмінами цього елемента.

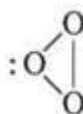
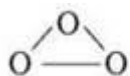
Алотропія спостерігається в багатьох елементах. Вона пояснюється наявністю двох і більше молекул, що містять різну кількість атомів (S_2 , S_8), або наявністю двох і більше кристалічних форм, що характеризуються різним розташуванням атомів у кристалічних ґратках.

1) Алотропія Оксигену

Кисень — безбарвний газ, без запаху. молекула — O_2 . Будова: $O=O$.

Парамагнітний (притягується магнітом, має два неспарені електрони).

Алотропна модифікація — озон O_3 :

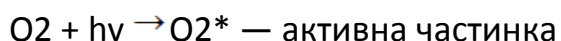


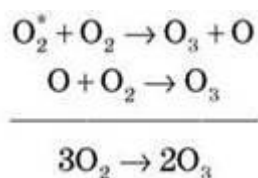
Озон відрізняється від кисню кількістю атомів у молекулі й різко відрізняється від кисню за фізичними й хімічними властивостями.

Озон — це газ синього кольору з різким дратівним запахом. Назва походить від грецького слова озейн — «запах». Токсичний, $t_{\text{кип}} = -111,9^\circ\text{C}$ (для порівняння: у кисню $t_{\text{кип}} = -183,0^\circ\text{C}$), інтенсивне забарвлення і краща, ніж у кисню, розчинність.

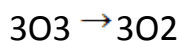
У природі озон утворюється з кисню під час грозових розрядів, а на висоті 10-30 км — під дією ультрафіолетового випромінювання. Він затримує шкідливе для людини ультрафіолетове випромінювання Сонця, поглинає інфрачервоні промені Землі, перешкоджаючи її остиганню.

Утворення O_3 — ланцюгова реакція:

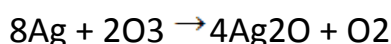




Молекула O₃ нестійка й за значної концентрації розпадається з вибухом.

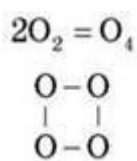


Окисна здатність озону вища, ніж кисню. За нормальних умов він окислює срібло та ртуть:



Озон використовують для очищення питної води, дезінфекції повітря. Повітря хвойних лісів корисне, тому що озон утворюється в процесі окиснення смоли хвойних дерев.

Відома ще одна модифікація Оксигену — O₄.



[O₄] (н. у.) — близько 0,1 % у рідкому й до 0,05 % у твердому кисні. Рідкий і твердий кисень, на відміну від газоподібного, забарвлений у синій колір.

2) Алотропія Сульфуру (заповнення опорної схеми)

Природна сірка — порошок жовтого кольору. Сульфур має кілька алотропних модифікацій, які відрізняються будовою кристалічних ґраток. ромбічна й моноклінна сірка складаються з восьмиатомних кільцеподібних молекул S₈. Відмінності у властивостях пояснюються не кількістю атомів, а різною структурою кристалів. ромбічна сірка — жовта, моноклінна — блідо-жовтого кольору. Шари циклічних молекул пов'язані між собою.

Третя модифікація — пластична сірка. Вона складається із зигзагоподібних ланцюжків S_n, де n — до кількох тисяч.

Розрізняють також модифікації Сульфуру — S₂ (пурпурна) і S₆ (оранжево-жовта).

Як правило, з усіх алотропних видозмін хімічного елемента за певних умов стійкою є лише одна.

Для Сульфуру за нормального тиску й $t^{\circ} < 95,6^{\circ}\text{C}$ стійкою є ромбічна модифікація. За кімнатної температури на неї перетворюються решта форм. У процесі кристалізації з розплаву сірки спочатку утворюються голчасті кристали моноклінної сірки, які за температури нижче $95,6^{\circ}\text{C}$ переходять у ромбічні.

За температури вище $95,6^{\circ}\text{C}$ стійкою є моноклінна сірка, за температури плавлення сірка — рухлива жовта рідина. У результаті подальшого нагрівання вона буріє, втрачаючи рухливість. Якщо вилити її в холодну воду (швидке охолодження), утвориться еластична, схожа на гуму коричнева маса — пластична сірка.

Скр $\leftrightarrow$ Спласт - Q (кДж)

У нерозтягнутій сірці ланцюжки переплутані, скручені, унаслідок розтягування вони розправляються паралельно один одному. Пластична сірка нестійка, поступово переходить у ромбічну, жовтіє.

За значного нагрівання сірка переходить у пару бурого кольору (S₂, S₄, S₈), за температури понад $1\,760^{\circ}\text{C}$ сірка одноатомна.

3) Алотропія Фосфору

Продовжимо вивчення явища алотропії на прикладі сполук Фосфору.

У вільному стані існує кілька алотропних видозмін. У парі — це молекули правильної тетраедричної форми P₄. Унаслідок охолодження пара переходить у білу форму, утворену молекулами P₄ ($\rho = 1,8\text{ г/см}^3$, $T_{\text{пл}} = 44^{\circ}\text{C}$). У воді білий фосфор не розчиняється. Зберігають його під шаром води в темряві, тому що він леткий. Кристалічна ґратка — молекулярна.

Надзвичайно отруйний! Розчиняється в багатьох органічних розчинниках. У разі зберігання на світлі, за незначного нагрівання без доступу повітря переходить у порошок червоного кольору:

Рбілий $\rightarrow$ Рчервоний + 4 ккал

Процес прискорюється в результаті нагрівання під дією світла, у присутності слідів іоду.

Практично червоний фосфор одержують шляхом тривалого нагрівання білого фосфору до температури 280-340 °С. Це порошок, $\rho = 2,3 \text{ г/см}^3$, не розчинний у воді. Не леткий, не отруйний. Використовується в сірниковому виробництві:



Запалюється під час горіння. Пара червоного фосфору, конденсуючись, перетворюється на білий фосфор.

Білий фосфор активніший за червоний: окислюється навіть за низьких температур і запалюється за температури 50 °С, червоний майже не окислюється. Інші реакції з білим фосфором також протікають більш енергійно.

Витримуванням білого фосфору за температури 220 °С і тиску 12 тис. атм можна одержати чорний фосфор ($\rho = 2,7 \text{ г/см}^3$). Чорний фосфор має шарувату структуру й за зовнішнім виглядом схожий на графіт, напівпровідник, а за хімічними властивостями подібний до червоного фосфору. Під тиском 18 тис. атм плавиться за температури близько 400 °С, а під тиском своєї пари переходить у фіолетовий. За тиску понад 111 тис. атм — металева фаза фосфору.

4) Алотропні модифікації Карбону

Карбон утворює дві найбільш відомі модифікації — алмаз і графіт. Відомий також карбін. Аморфний вуглець — деревне вугілля, сажа.

Характеристика основних алотропних модифікацій Карбону

Алмаз. $\rho = 3,5 \text{ г/см}^3$, найтвердіший з усіх мінералів. Чисті алмази — безбарвні та прозорі. (Розглядаємо модель кристалічної ґратки алмаза.)

Утворення природних алмазів відбувалося шляхом кристалізації С у глибинних шарах Землі (200-300 км від поверхні), $t^\circ = 3\,000 \text{ }^\circ\text{C}$, $P = 200 \text{ тис. атм}$. Їх родовища пов'язані з рідкісними виходами на поверхню особливої гірської породи — кімберліту. Промислові розробки містять близько 0,5 г алмаза на 1 т породи (Якутія, Південна Африка).

Кожен атом Карбону в алмазі з'єднаний з чотирма іншими ковалентним неполярним зв'язком, причому відстані від його центра до центра інших атомів однакові (1,54 А). Відносно кожного атома Карбону чотири сусідні

перебувають у кутах правильного тетраедра. Ґратка алмаза — атомна (демонстрація кристалічної ґратки). Чотири однакові електронні хмари спрямовані до вершин тетраедра.

Алмаз крихкий і розколюється від удару. Проводить тепло, але не проводить електричного струму.

Не діють на алмаз кислоти й луги. На повітрі горить за температури 900 °C, а за $t^{\circ} \geq 1\,200\text{ }^{\circ}\text{C}$ за відсутності повітря графітується.

Графіт. Сіра, жирна на дотик, з металевим блиском маса, $\rho = 2,2\text{ г/см}^3$, м'який, легко дряпається нігтем і після тертя ним об папір залишає сірі смуги.

Кристал графіту побудований із плоских сіток атомів Карбону, що розташовуються один над одним. (Розглядаємо модель кристалічної ґратки графіту.)

Кожен атом Карбону з'єднаний трьома ковалентними зв'язками з трьома іншими атомами (1,42 А — міцний зв'язок). Відстань між шарами — 3,35 А (зв'язок слабший), тому розщеплюється на лусочки в разі механічного впливу ($t_{\text{пл}} = 4\,492\text{ }^{\circ}\text{C}$ за $P = 10\text{ атм}$).

Четвертий валентний електрон утворює слабкі металеві зв'язки між шарами.

Добре проводить тепло, має близьку до металів електропровідність.

Перехід «алмаз $\rightarrow$ графіт $\rightarrow$ алмаз» можна здійснити лише за високих тисків, високих температур і наявності каталізатора.

Аморфні модифікації Карбону

Деревне вугілля утворюється в результаті нагрівання деревини без доступу повітря. Рихлий чорний продукт, зберігає структуру деревини.

Тваринне вугілля утворюється в результаті обвуглювання тваринних тканин.

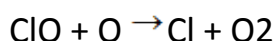
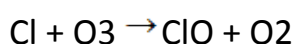
Сажа — продукт неповного згоряння органічних сполук.

Використайте матеріал для підготовки до уроку:

Значення озонового шару Землі. Вплив людини на озоновий шар

Озонова діра, всупереч своїй назві, — це не пролом в атмосфері. В атмосфері озон сконцентрований у так званому озоновому шарі, розташованому на висоті близько 30 км у межах стратосфери. У цьому шарі відбувається поглинання ультрафіолетового випромінювання Сонця, інакше сонячна радіація могла б завдати великої шкоди життю на поверхні Землі. Будь-яка загроза озоновому шару заслуговує на серйозне ставлення. У 1985 році британські вчені, які працювали на Південному полюсі, виявили, що під час антарктичної весни рівень озону в атмосфері там значно нижчий за норму. Щорічно в той самий час кількість озону зменшувалася — іноді більшою мірою, іноді меншою. Подібні, але не настільки яскраво виражені, озонові діри з'являлися також над Північним полюсом — під час арктичної весни.

Упродовж наступних років учені з'ясували, чому з'являється озонова діра. Коли сонце ховається й починається довга полярна ніч, відбувається різкий спад температури й утворюються високі стратосферні хмари, що містять кристалики льоду. Поява цих кристаликів спричиняє серію складних хімічних реакцій, які приводять до накопичення молекулярного хлору (молекула хлору складається з двох з'єднаних атомів Хлору). Коли з'являється сонце й починається антарктична весна, під дією ультрафіолетових променів відбувається розрив внутрішньо-молекулярних зв'язків і в атмосферу спрямовується потік атомів Хлору. Ці атоми виступають у ролі каталізаторів реакцій перетворення озону на простий кисень, що протікають за такою подвійною схемою:



У результаті цих реакцій молекули озону (O_3) перетворюються на молекули кисню (O_2), причому вихідні атоми Хлору залишаються у вільному стані та знову беруть участь у цьому процесі (кожна молекула Хлору руйнує мільйон молекул озону до того, як вони вийдуть з атмосфери під дією інших хімічних реакцій). Унаслідок цього ланцюжка перетворень озон починає зникати з атмосфери над Антарктидою, утворюючи озонову діру. Однак незабаром, після потепління, антарктичні вихрі руйнуються, свіже повітря (що містить новий озон) спрямовується в цей район, і діра зникає.

У 1987 році в Монреалі відбулася Міжнародна конференція, присвячена загрозі озоновому шару, і промислово розвинені країни домовилися про скорочення та, врешті-решт, про припинення виробництва хлорованих і флуорованих вуглеводнів (хлорфлуор-карбонів, ХФК) — хімічних речовин, що руйнують озоновий шар. Сьогодні вчені вважають, що приблизно через п'ятдесят років озоновий шар відновиться остаточно.

Відповісти на запитання.

- 1) У чому полягають відмінності між алотропними модифікаціями Оксигену? Карбону?
- 2) Як пояснити різку відмінність фізичних і хімічних властивостей алотропних модифікацій Оксигену? Карбону?
- 3) Яке значення має озоновий шар Землі для живих організмів?
- 4) Чим відрізняються алотропні модифікації й аморфні речовини, утворені тим самим хімічним елементом?
- 5) Одержання штучних алмазів із графіту — це явище фізичне чи хімічне? Чому?

V. Домашнє завдання

Опрацювати матеріал параграфа, відповісти на запитання до нього, виконати вправи.

УРОК 7

Тема уроку. Загальні хімічні властивості неметалів

Підготуватися до самостійної роботи.

- 1) Наведіть приклади явища алотропії в природі.
- 2) Чим відрізняються алотропні модифікації Оксигену? Карбону? Сульфуру?
- 3) Запишіть ОВР взаємодії сірки, азоту, фосфору, вуглецю, силіцію з киснем, укажіть окисник і відновник (два-три учні біля дошки).

4) Який висновок можна зробити про умови перебігу цих хімічних реакцій? Чому вони відрізняються?

Підготувати інформацію про загальні хімічні властивості неметалів, використовуючи матеріал.

Неметали можуть проявляти як окисні, так і відновні властивості.

1. Окисні властивості неметали проявляють у взаємодії з металами

1) Сірка з металами утворює солі — сульфіді.

Як і кисень, реагує з усіма металами, крім Au, Pt, Ir. Ці реакції протікають за умови нагрівання, але в деяких випадках і за звичайної температури.

З кобальтом і ртуттю сірка вступає в реакцію вже за звичайних умов (потовкти в ступці):

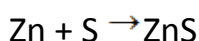
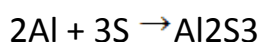


Демонстрація 1. Взаємодія заліза із сіркою

Із залізом сірка взаємодіє в процесі нагрівання:



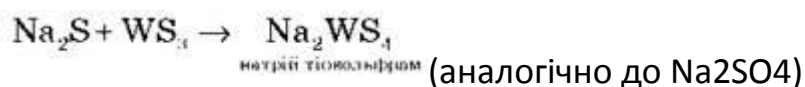
З алюмінієм і цинком — у результаті підпалювання (окисний спалах):



З міддю — у парах сірки:

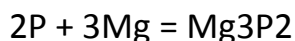


Сульфіді за деякими властивостями подібні до оксидів — основних (Na₂S, MgS), амфотерних (Al₂S₃, Cr₂S₃) і кислотних (MoS, WS₃).



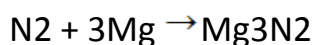
2) У результаті взаємодії азоту й фосфору з металами утворюються нітриди й фосфіди.

З магнієм реакція протікає легко:

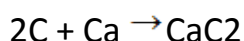


Аналогічно протікає реакція з кальцієм з утворенням кальцій фосфіду Ca_3P_2 (напишіть рівняння цієї реакції).

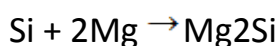
З магнієм — під час нагрівання:



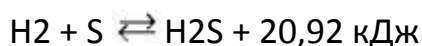
3) Вуглець у результаті взаємодії з металами утворює карбіди:



Силіцій — силіциди:



2. Окисні властивості неметалів під час взаємодії з воднем За звичайних умов сірка з воднем не реагує. У разі нагрівання (пропускають водень над киплячою сіркою) протікає реакція:



(Гідроген сульфід, що виділяється при цьому, має характерний запах гнилих яєць.)

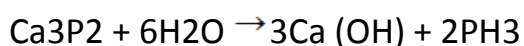
Взаємодія азоту з воднем описується рівнянням:



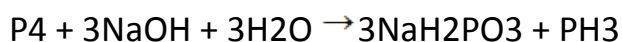
Реакція гомогенна, екзотермічна, оборотна, каталітична.

NH_3 — амоніак — безбарвний газ із різким запахом, розчинний у воді (за температури $20^\circ C$ — $\sim 700V NH_3$). $T_{пл} = -77,7^\circ C$, $T_{кип} = -33,4^\circ C$.

Фосфор з воднем практично не взаємодіють. Однак, у процесі розкладання деяких солей можна одержати фосфін:

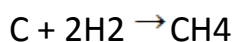


Також фосфін можна одержати з фосфору:

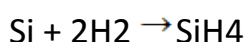


PH₃ — безбарвний газ із запахом «гнилої риби», отруйний, з водою не взаємодіє, T_{пл} = -133 °C, T_{кип} = -87,4 °C.

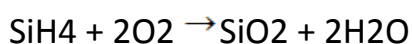
Вуглець із воднем взаємодіє з утворенням метану:



Силіцій — з утворенням силану:



Силан менш стійкий, ніж метан, на повітрі мимовільно окислюється:



3. Відновні властивості проявляються у взаємодії з киснем і галогенами

За нормальних умов сірка з киснем не взаємодіє. У разі нагрівання на повітрі згоряє блакитним, а в чистому кисні — синім полум'ям:

$S + O_2 \rightarrow SO_2$ (утворюється сульфур(IV) оксид, безбарвний газ із різким запахом).

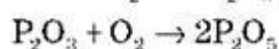
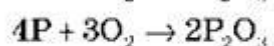
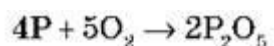
Взаємодія азоту з киснем відбувається за високої температури в присутності каталізатора за схемою:



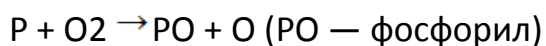
Така реакція в природі відбувається під час грозових розрядів.

У результаті взаємодії фосфору з O₂ утворюються різні продукти. У надлишку O₂ (повітря) утворюється P₂O₅ — фосфорний ангідрид, у разі нестачі O₂ — P₂O₃ (фосфористий).

Дайте назву одержаним оксидам і кислотам за сучасною номенклатурою.

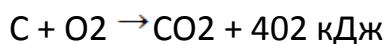


*Реакція окиснення фосфору супроводжується світінням, тому що паралельно з окисненням відбувається утворення озону:



Хемілюмінесценція (виділення проміжних продуктів — НРО) — приклад перетворення енергії окиснення на світлову енергію.

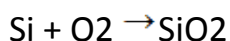
Вуглець на повітрі згоряє:



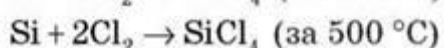
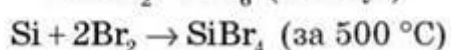
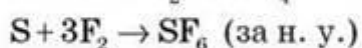
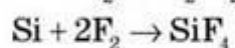
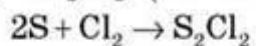
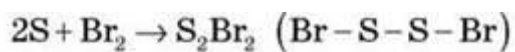
Деревне вугілля горить без полум'я й диму, тому що не містить горючих летких речовин. Найбільш реакційно-здатними є сажа й вугілля, найменш — алмаз.

Алмаз і графіт згоряють у чистому кисні за температури 700800 °С.

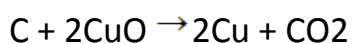
Силіцій горить у кисні за температури 500 °С:



Сірка, вуглець, силіцій взаємодіють з галогенами (не реагують з I₂), наприклад:



4. Вуглець і силіцій проявляють відновні властивості під час взаємодії з оксидами металів



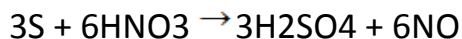
5. Силіцій взаємодіє з вуглецем і сіркою



SiC — карборунд (твердий, ґратка алмаза).

6. Неметали взаємодіють з кислотами й лугами

Наприклад, сірка взаємодіє з кислотами:



і лугами з утворенням двох солей:

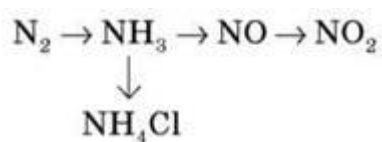


На силіцій кислоти не діють, а з лугами реакція відбувається за схемою:



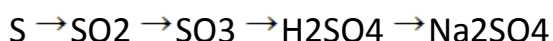
Зробити тренувальні вправи:

Завдання 1. Здійсніть перетворення.



Завдання 2. Обчисліть об'єм метану (н. у.), який можна одержати в результаті каталітичного синтезу зі 120 г вуглецю й 480 л водню, якщо вихід продукту реакції становить 95 %?

Завдання 3. Здійсніть перетворення.



Завдання 4. Напишіть рівняння реакцій взаємодії вуглецю з флуором, сіркою, ферум(III) оксидом. Укажіть окисник і відновник.

Завдання 5. Обчисліть об'єм повітря, який необхідно витратити на каталітичне окиснення азоту об'ємом 67,2 л (н. у.).

Підготувати відповіді.

- 1) У чому полягає подібність хімічних властивостей Сульфуру, Нітрогену, Карбону?
- 2) У чому полягають відмінності між хімічними властивостями Сульфуру, Нітрогену, Карбону?

3) Чи однаково взаємодіють з киснем алотропні модифікації Сульфуру й Карбону?

4) чому силіцій, вуглець, сірка взаємодіють між собою, а з азотом — ні?

Домашнє завдання

Опрацювати матеріал параграфа, відповісти на запитання до нього, виконати вправи.

Творче завдання: підготувати повідомлення про хімічні властивості озону.

УРОК 8

Тема уроку. Сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном. Гідроген хлорид. Хлоридна кислота

Продумати:

1) За яких умов взаємодіють із киснем сірка, азот, вуглець? Запишіть рівняння реакцій горіння вуглецю в нестачі й надлишку кисню.

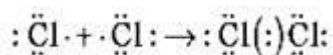
2) Порівняйте умови взаємодії сірки, азоту, вуглецю з воднем. Які властивості проявляє водний розчин сполуки Сульфуру з Гідрогеном, Сульфуру з Нітрогеном, Сульфуру з Карбоном?

3) Запишіть рівняння реакцій взаємодії сірки, азоту, вуглецю з магнієм. Назвіть одержані речовини. До якого класу належать ці речовини?

Тренування вдома.

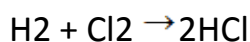
1) Запишіть схему будови атома Хлору. Визначте можливі ступені окиснення. Поясніть відповідь.

2) Атом Хлору утворює стійкі сполуки з різними ступенями окиснення. Зобразіть схему утворення молекули хлору. Укажіть тип зв'язку.

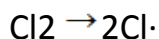


3) Напишіть рівняння реакції взаємодії водню та хлору, укажіть тип реакції й умови її перебігу.

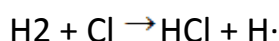
Горіння водню в хлорі:



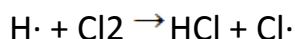
Ця реакція може протікати інакше. Якщо змішати хлор з воднем у товстостінному циліндрі, прикрити отвір і поблизу запалити магній, то в циліндрі станеться вибух. Яскраве світло спричинить вибух суміші. Реакція починається з розщеплення молекули хлору:



Атом Хлору, стикаючись із молекулою водню, зв'яже один атом Гідрогену в молекулу гідроген хлориду, вивільняючи другий атом:

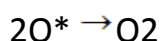
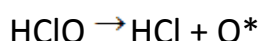
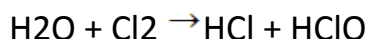


Атом Гідрогену реагує з іншою молекулою хлору:

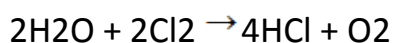


і так далі. Такі реакції називаються ланцюговими.

Хімічна активність Хлору як окисника проявляється й під час узаємодії з водою. Якщо виставити на світло колбу з хлорною водою, то відбувається реакція:



Сумарно:



На цій реакції ґрунтується застосування хлору.

Інформація:

Гідроген хлорид. хлоридна кислота

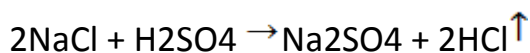
1. Гідроген хлорид

Гідроген хлорид HCl — безбарвний задушливий газ, добре розчинний у воді (в 1 л води розчиняється до 500 л гідроген хлориду за кімнатної

температури). Розчин відомий як хлоридна, або соляна, кислота, максимальна концентрація — до 40 %.

У хімічних лабораторіях гідроген хлорид одержують шляхом нагрівання натрій хлориду з концентрованою сульфатною кислотою.

Демонструється установка, учні записують на дошці рівняння реакції:



Згадайте, як необхідно збирати гідроген хлорид HCl? (Газ важчий за повітря, тому збирають, опустивши газовідвідну трубку в суху посудину)

У промисловості хлороводень синтезують із водню та хлору.

2. Хлоридна кислота

Ознайомтеся з дослідями(інформація) перед уроком.

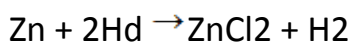
Лабораторний дослід 3. Хімічні властивості хлоридної кислоти

Дослід 1. Дослідження розчину хлоридної кислоти індикатором

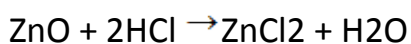


Висновок: хлоридна кислота — безоксигенова одноосновна кислота, сильний електроліт.

Дослід 2. Взаємодія хлоридної кислоти з металами

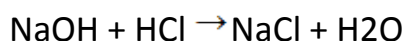


Взаємодія хлоридної кислоти із цинк оксидом:



Дослід 3. Реакція нейтралізації

Завдання. Проведіть реакцію нейтралізації в присутності фенолфталеїну, запишіть рівняння реакції в іонно-молекулярній формі:

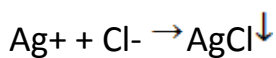


Дослід 4. Якісна реакція на хлорид-іон

Інформація про якісну реакцію на хлорид-йон.

Майже всі хлориди розчиняються у воді. До практично нерозчинних хлоридів належить аргентум хлорид. Він випадає у вигляді сирнистого осаду білого кольору в результаті додавання розчину аргентум нітрату до розчину, що містить хлорид-йон.

У двох пробірках містяться розчини хлоридної кислоти та натрій хлориду. Дослідіть розчини на наявність хлорид-іонів, запишіть іонно-молекулярні рівняння реакції:



У результаті додавання до осаду нітратної кислоти осад не розчиняється: аргентум хлорид не розчиняється ні у воді, ні в кислотах. На світлі аргентум хлорид поступово чорніє, тому що розкладається на хлор і металеве срібло, що виділяється у вигляді дуже тонкого темно-сірого порошку.

Домашнє завдання.

Завдання 1. З якою з перелічених нижче речовин реагуватиме хлоридна кислота? Напишіть рівняння можливих реакцій.

Варіант I

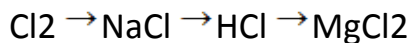
- а) магній;
- б) кальцій оксид;
- в) ртуть;
- г) калій гідроксид.

Варіант II

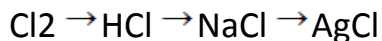
- а) Срібло;
- б) купрум(II) оксид;
- в) алюміній;
- г) натрій гідроксид.

Завдання 2. Здійсніть перетворення.

Варіант I



Варіант II



Завдання 3. Розв'яжіть задачі.

1. Обчисліть об'єм водню (н. у.), що виділиться внаслідок взаємодії 130 г цинку з 200 г розчину хлоридної кислоти з масовою часткою кислоти 27 %.

2. Обчисліть об'єм гідроген хлориду (н. у.), одержаного шляхом взаємодії 117 г натрій хлориду з концентрованою сульфатною кислотою масою 150 г (масова частка кислоти — 60 %).

Дайте відповіді.

- 1) Чим відрізняються властивості сполук Гідрогену з Хлором, Сульфуром, Нітрогеном, Карбоном?
- 2) Чому гідроген хлорид добре розчиняється у воді, а метан — ні?
- 3) Які хімічні властивості хлоридної кислоти доводять її приналежність до класу кислот?
- 4) Як визначити наявність аніонів Cl^- у розчині?

Опрацювати матеріал параграфа, відповісти на запитання до нього, виконати вправи.

УРОК 9

Тема уроку. Амоніак: властивості, використання. Солі амонію. Якісна реакція на іон амонію

Випереджаюче навчання...

Тренування :

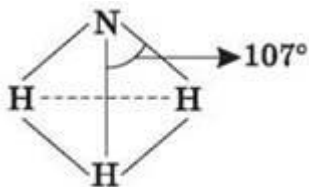
1. Напишіть рівняння одержання амоніаку, укажіть окисник і відновник.
2. Охарактеризуйте цю реакцію, назвіть умови, необхідні для перебігу цієї реакції.

Інформація.

1. Амоніак — будова молекули й фізичні властивості

молекула NH_3 має структуру трикутної піраміди з атомом Нітрогену у вершині. Хімічний зв'язок утворюється шляхом

перекривання s-орбіталей трьох атомів Гідрогену і трьох p-орбіталей Нітрогену. p-хмари перпендикулярні, але кут між зв'язками перевищує 90° , тому що електронні хмари атомів Гідрогену відштовхуються й утворюють кут зв'язку 107° . Довжина зв'язку N - H становить 1,01 А.



Фізичні властивості: безбарвний газ із різким запахом, добре розчинний у воді (до 700 л амоніаку в 1 л води). Температура плавлення дорівнює $-77,7^\circ\text{C}$, температура кипіння $33,4^\circ\text{C}$.

2. Хімічні властивості амоніаку

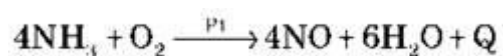
1) Окиснення для молекули амоніаку є мало-характерним, оскільки молекула амоніаку стійка.

а) На повітрі не горить, але в атмосфері кисню згоряє жовтим полум'ям:



Зверніть увагу на те, що суміш амоніаку й кисню внаслідок нагрівання може вибухати!

б) Неповне окиснення в присутності каталізатора (kat — Pt, Fe₂O₃, Cr₂O₃):



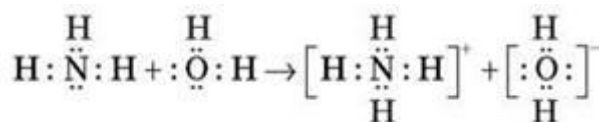
Тут каталізатор не лише прискорює, але і змінює напрям реакції.

2) Для амоніаку характерні реакції приєднання з утворенням іона амонію.

а) Взаємодія з водою:



Утворюється ковалентний зв'язок за донорно-акцепторним механізмом:



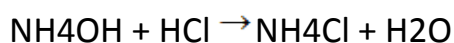
У розчині амоніаку індикатори змінюють колір: лакмус — на синій, фенолфталеїн — на малиновий, що вказує на лужне середовище розчину амоніаку.

Іон NH₄⁺ має форму правильного тетраедра, усі зв'язки — ковалентні полярні, рівноцінні (мають однакову довжину й кут зв'язку).

б) Приєднання кислот:



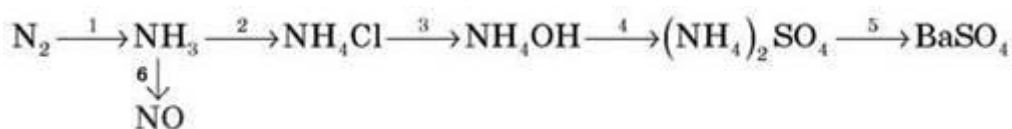
За цілковитої відсутності води реакція не протікає:



Висновок: розчин амоніаку NH₃ — основа, оскільки взаємодіє з кислотами, а розчин має лужну реакцію.

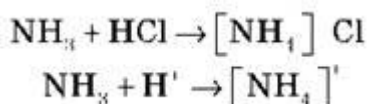
Тренування...

1. Напишіть рівняння реакцій, з допомогою яких можна здійснити перетворення:

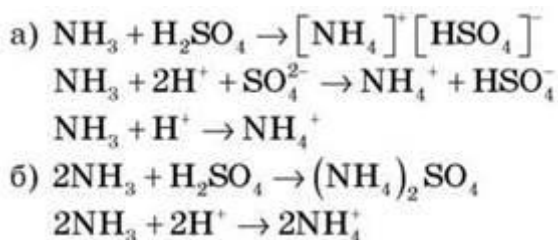


Укажіть, як змінюється ступінь окиснення Нітрогену в 1-й і 6-й реакціях.

Підготовка до проведення досліду «Дим без вогню». Ознайомитись з особливостями взаємодії амоніаку з хлоридною кислотою:



3. Запишіть рівняння взаємодії амоніаку із сульфатною кислотою в молекулярній та іонній формах:



Проаналізувати висновок:

Висновок: NH_4^+ можна розглядати у формулах як іон одновалентного металу.

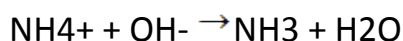
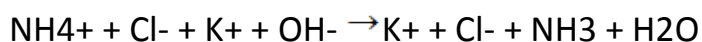
Інформація...(вивчити на пам'ять)

Якісною реакцією на іон амонію є реакція взаємодії з лугами. При цьому утворюється слабка основа NH_4OH , що легко розкладається на амоніак і воду, при цьому з'являється запах амоніаку. Усі солі й розчини, що містять іон амонію, мають слабкий запах амоніаку.

Ознайомитися...

Якісна реакція на іон амонію

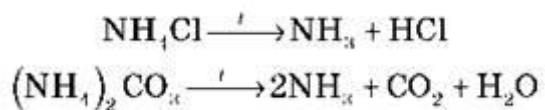
Здійсніть якісну реакцію й визначте наявність у розчині іона амонію, запишіть іонно-молекулярне рівняння взаємодії амоній хлориду з лугами:



Домашнє завдання

Продумайте .

Назвіть способи одержання солей амонію. Термічний розклад солей амонію супроводжується появою запаху амоніаку:



Завдання 1. Складіть повні та скорочені іонні рівняння реакцій між речовинами.

Варіант I

- а) амоній гідроксид і ортофосфатна кислота;
- б) амоній сульфат і кальцій гідроксид.

Варіант II

- а) магній хлорид і амоній фосфат;
- б) амоній нітрат і калій гідроксид.

Завдання 2. Напишіть рівняння окисно-відновної реакції одержання речовин.

Варіант I: нітроген(II) оксид.

Варіант II: амоніак.

Укажіть умови зміщення хімічної рівноваги в цих реакціях у бік утворення продукту реакції.

Завдання 3. Поясніть механізм утворення іона амонію NH_4^+ у реакціях.

Варіант I: розчинення амоніаку у воді.

Варіант II: взаємодії амоніаку з хлоридною кислотою.

Домашнє завдання

Опрацювати матеріал параграфа, відповісти на запитання до нього, виконати вправи.

УРОК 10

Тема уроку. Одержання амоніаку в лабораторії. Загальна схема одержання амоніаку в промисловості

Підготуватися до фронтального опитування

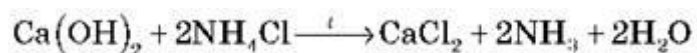
1. Як реагують індикатори на водний розчин амоніаку? Обґрунтуйте свою відповідь.
2. Доведіть, які властивості — кислотні чи основні — характерні для водного розчину амоніаку. Як це пояснити?
3. Запропонуйте хімічні реакції для одержання амоній хлориду, маючи водень, хлор і азот. Напишіть рівняння реакцій.
4. У пронумерованих пробірках видано розчини сульфатної кислоти, натрій сульфату й амоній сульфату. Запропонуйте, як дослідним шляхом можна розпізнати їх. Складіть план відповіді, напишіть відповідні рівняння реакцій.
5. Розкажіть, на якій властивості амоніаку ґрунтується якісна реакція на іон амонію.
6. Згадайте, за яких умов протікає хімічна реакція одержання амоніаку, запишіть рівняння реакції.

Ознайомитися:

Одержання амоніаку

Демонстрація 4. Одержання амоніаку й розчинення його у воді

1. У лабораторії амоніак одержують за схемою:



Як зібрати амоніак? (Газ легший за повітря, отже, його можна зібрати, витісняючи повітря з перевернутої пробірки)

Пробірку з амоніаком занурюємо у воду дном догори.

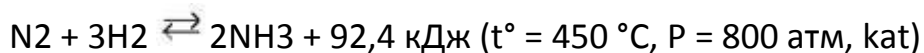
Чому піднімається стовп води? (Амоніак розчиняється у воді)

Якого забарвлення набуває у водному розчині амоніаку фенолфталеїн? лакмус? Чому?

Запишіть рівняння дисоціації амоній гідроксиду:



2. У промисловості амоніак одержують за схемою:



Демонстрація. Одержання NH_3 і розчинення його у воді з фенолфталеїном

Промисловий синтез амоніаку (розповідь учителя)

Процес синтезу амоніаку ускладнюється тим, що за високих температур і тиску водень дифундує крізь звичайні сталі, а азот і амоніак реагують з ними. Каталізатор отруюється сполуками Сульфуру, що містяться у вихідних газах, киснем, водяною парою та ін.

Оптимальні умови проведення синтезу амоніаку: $t^\circ > 400^\circ \text{C}$, kat — Fe, $P \uparrow$.

З міркувань економії як каталізатор обирають залізо, в яке для посилення активності й подовження терміну служби додають Al_2O_3 і K_2O .

Зі збільшенням тиску ускладнюється конструкція апаратів, але все одно 100%-го виходу амоніаку одержати не вдається через оборотність реакції.

Проблему розв'язали іншим шляхом: з газової суміші в колоні синтезу з умістом амоніаку 10-20 % його відокремлюють, охолоджуючи суміш до кімнатної температури, за якої амоніак під тиском перетворюється на рідину. Азот і водень спрямовують назад у колону синтезу, тобто використовують рециркуляцію азотно-водневої суміші. Завдяки цьому вдається обмежитися порівняно невеликим тиском — $30 \text{ МПа} = 300 \text{ атм}$ (на новітніх установках — до 150 атм).

Реагенти: N_2 — з повітря, H_2 — з природних горючих газів (CH_4).

Колона синтезу (розглядаємо схему виробництва амоніаку) Подвійний циліндр, між стінками якого рухається суміш N_2 і H_2 . Суміш розігрівається в трубковому теплообміннику за рахунок гарячої суміші, що залишає каталізаторну коробку (тобто теплоти хімічної реакції). Теплоти стільки, що

туди часто вміщують і труби парового опалення для утилізації тепла, що виділяється.

Розв'язання задач на обчислення масової частки виходу продукту реакції від теоретично можливого

Маса речовини, розрахована на підставі даних рівняння реакції, називається теоретичним виходом продукту $m_{\text{теор}}$.

Маса речовини, реально одержана в результаті реакції, називається практичним виходом продукту $m_{\text{практ}}$.

Частина речовини в процесі реакції губиться, вихідні речовини містять домішки, унаслідок хімічної рівноваги взаємодіють не повністю, тому завжди $m_{\text{практ}} < m_{\text{теор}}$.

Отже, масова частка виходу продукту реакції від теоретично можливого:

$$\omega_{\text{вих}} = \frac{m_{\text{практ}}}{m_{\text{теор}}} \cdot 100 \%$$

Для обчислень використовується також поняття «мольна частка» виходу продукту реакції:

$$\alpha_{\text{вих}} = \frac{n_{\text{практ}}}{n_{\text{теор}}} \cdot 100 \%$$

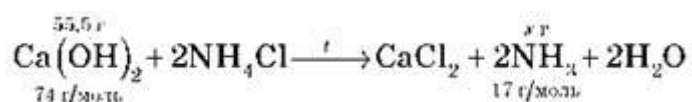
або для газоподібних продуктів реакції об'ємна частка виходу продукту реакції:

$$\gamma = \frac{V_{\text{практ}}}{V_{\text{теор}}} \cdot 100 \%$$

Розглянемо застосування цих формул на прикладах.

Задача 1. У результаті взаємодії 55,5 г кальцій гідроксиду з амоній хлоридом одержали 15 г NH_3 . Обчисліть мольну частку виходу амоніаку від теоретично можливого.

- Складаємо рівняння реакції:



- Обчислюємо кількість речовини кальцій гідроксиду за даними задачі:

$$\nu(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{55,5}{74} = 0,75 \text{ (моль)}.$$

- Обчислюємо теоретичну кількість речовини амоніаку за рівнянням реакції:

$$\nu_{\text{теор}} = 0,75 \cdot 2 = 1,5 \text{ (моль)}.$$

- Обчислюємо практичну кількість речовини за даними задачі:

$$\nu_{\text{практик}}(\text{NH}_3) = 15/17 = 0,88 \text{ (моль)}.$$

- За формулою обчислюємо мольну частку виходу амоніаку від теоретично можливого:

$$\omega_{\text{вих}}(\text{NH}_3) = 0,88/1,5 \cdot 100\% = 59\%.$$

Відповідь: 59 %.

Домашнє завдання

Опрацювати матеріал параграфа, відповісти на запитання до нього, виконати вправи.

Розв'язати задачі.

Задача 1. У процесі нагрівання суміші 33 г амоній сульфату з надлишком кальцій гідроксиду одержали амоніак об'ємом 9,5 л (н. у.). Обчисліть об'ємну частку виходу амоніаку від теоретично можливого.

Задача 2. Обчисліть об'єм амоніаку (н. у.), який можна одержати, нагріваючи 75 г амоній сульфату з надлишком кальцій гідроксиду, якщо об'ємна частка виходу амоніаку становить 96 %.

V. Підбиття підсумків уроку

VI. Домашнє завдання

Опрацювати матеріал параграфа, відповісти на запитання до нього, виконати вправи.

УРОК 11

Тема уроку. Оксиди неметалічних елементів. Кислотний характер оксидів і гідратів оксидів. Кислотні дощі

Випереджальне навчання.

Підготувати відповіді:

1. Згадайте умови взаємодії азоту й фосфору з киснем.
2. На підставі будови атомів Нітрогену й Фосфору, Сульфору й Карбону зробіть припущення щодо того, оксиди з яким ступенем окиснення вони можуть утворювати.

N ₂ O	NO	N ₂ O ₃	NO ₂	N ₂ O ₅
SO ₂	SO ₃	CO	CO ₂	

3. Назвіть ці оксиди за сучасною номенклатурою.
4. Використайте раніше набуті знання про оксиди й запропонуйте, які властивості мають бути властиві нітроген(II) і нітроген(IV) оксидам, фосфор(V) оксиду, карбон(II) і карбон(IV) оксидам.
5. Порівняємо фізичні й хімічні властивості оксидів і заповнимо порівняльну таблицю (схема до уроку 11).

Продумайте, використовуючи інформацію.

1. Порівняльна характеристика сульфур(IV) і сульфур(VI) оксидів (заповнення схеми)

Загальна формула оксидів елементів VI групи, що утворюються в процесі горіння, — EO₂.

Сульфур(IV) оксид

SO₂ — сірчистий газ, отруйний, один з найпоширеніших продуктів вулканічних вивержень. Серед діючих вулканів найбільше його міститься у викидах найвищого вулкана Камчатки — Ключевської Сопки. Від цього газу, що вирвався з кратера вулкана Везувій під час його катастрофічного виверження в 79 р. н. е., загинув знаменитий натураліст Пліній Старший.

SO₂ виділяється навіть із давно згаслих вулканів, наприклад на північному схилі Ельбрусу.

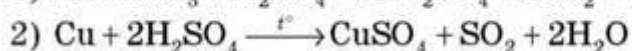
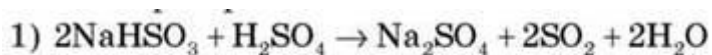
Фізичні властивості

SO₂ — безбарвний газ із різким задушливим запахом, за температури -10 °C скраплюється в безбарвну рідину, яку зберігають у сталевих цистернах. Рідкий SO₂ в разі випару спричиняє тривале охолодження (до -50 °C), тому застосовується в деяких холодильних установках. Добре розчиняється у воді (80 об'ємів SO₂ на 1 об'єм H₂O), але в разі кип'ятіння розчину повністю випаровується.

Ознайомитися...

Одержання

- У лабораторії:

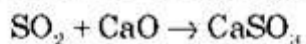
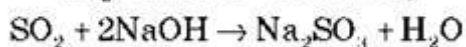
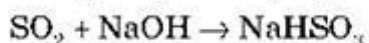
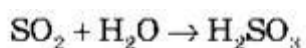


- У промисловості:

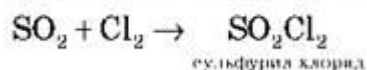
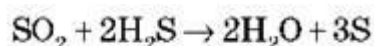


Хімічні властивості

Проявляє всі властивості кислотного оксиду:



Активний, проявляє властивості й окисника, і відновника:



Застосування

1) SO₂ вбиває багато мікроорганізмів, його використовують для знищення цвілевих грибків у сирих приміщеннях, підвалах, винних чанах тощо.

2) Консервувальний засіб, у виробництві сиропів і сухофруктів зі свіжих фруктів — процес сульфітизації (окурювання або вимочування у водному розчині). Під час подальшої обробки (варіння) SO₂ видаляється й у готовий продукт не потрапляє.

3) Лікування свійських тварин від корости.

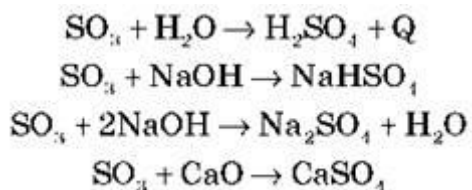
4) Відбілювання тканин.

Сульфур(VI) оксид

SO₃ — безбарвна рідина, твердне за t° < 16,8 °C на світлу кристалічну масу, схожу на мед. Це льодоподібна модифікація (SO₃), що в процесі зберігання поступово перетворюється на іншу — аз- бестопоподобну (SO₃), яка за зовнішнім виглядом нагадує азбест. Через неоднаковий склад азбестопоподобна модифікація не має певної температури плавлення.

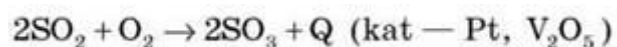
Хімічні властивості

Надто добре поглинає вологу, тому зберігається в ампулах. Кислотний оксид.



Способи одержання

- У промисловості:



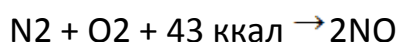
- У лабораторії — з олеуму.

Застосування

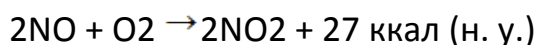
Виробництво H₂SO₄, олеуму (розчин SO₃ в H₂SO₄).

2. Оксиди Нітрогену, їх характеристика

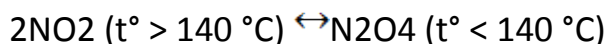
Під час грози (блискавка — t° > 1200 °C) утворюється нітроген(II) оксид:



NO — безбарвний газ, малорозчинний у воді, не взаємодіє з водою, кислотами й лугами. У результаті подальшого окиснення з NO можна одержати NO₂:

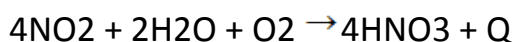
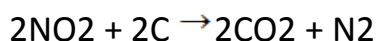


NO₂ — бурий газ, T_{кип} = 21 °С, розчинний у воді, у звичайному стані:

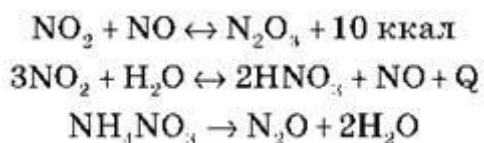


За t° < 140 °С (температура замерзання) — майже суцільний N₂O₄.

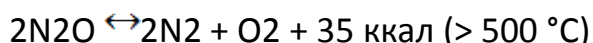
NO₂ — сильний окисник. Вугілля, сірка й фосфор легко згоряють у ньому:



Інші оксиди не можна одержати шляхом взаємодії азоту з киснем, тільки непрямим шляхом.



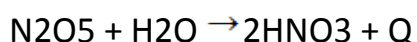
N₂O — безбарвний газ зі слабким приємним запахом і солодким смаком. У воді розчиняється, але не взаємодіє з нею. Розкладається внаслідок нагрівання.



За підвищеної температури N₂O — сильний окисник.

Вдихання N₂O разом з повітрям спричиняє характерний стан сп'яніння, що супроводжується ослабленням больових відчуттів.

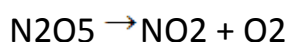
N₂O_b — білий, твердий, леткий.



Азотний ангідрид, що відповідає HNO₃, нестійкий і може бути одержаний у результаті окиснення нітроген(IV) оксиду.



$\text{O}_2\text{N} - \text{O} - \text{NO}_2$ нестійкий і вже за н. у. розкладається на NO_2 і O_2 .

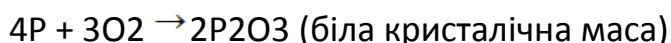


(Розставте коефіцієнти в рівнянні методом електронного балансу.)

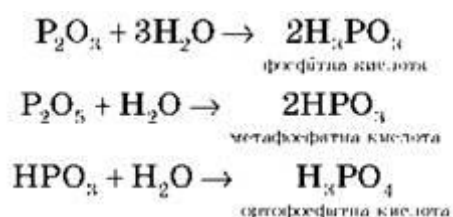
3. Оксиди Фосфору

Оксиди Фосфору одержують у результаті горіння фосфору.

P_2O_5 — фосфорний ангідрид, у разі нестачі кисню — P_2O_3 (фосфористий ангідрид).



$\text{P}_2\text{O}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$ — унаслідок нагрівання й на повітрі P_2O_3 окислюється до P_2O_5



4. Карбон(II) і карбон(IV) оксиди, силіцій(IV) оксид

CO_2 — карбон(IV) оксид, вуглекислий газ.

$\text{O} = \text{C} = \text{O}$ — лінійна структура.

Безбарвний газ, важчий за повітря, має кислуватий запах і смак.

За тиску 60 атм згущається в безбарвну рідину. У разі сильного охолодження CO_2 застигає в білу снігоподібну масу. Спресована, вона повільно випаровується, і навколишній простір дуже охолоджується (-78°C). «Сухий лід» не підтримує горіння, не горить.

В атмосфері CO_2 горять лише деякі речовини:



В атмосфері міститься близько 0,03 % (за об'ємом) CO₂ (в атмосфері Венери — 97 %).

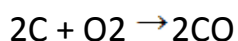
У воді розчинний:



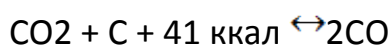
Застосування: газування води й напоїв, зарядка вогнегасників, «сухий лід» та ін.; усунення хмарності над аеродромами (1 км³ хмари — 200 г «сухого льоду», що спричиняє кристалізацію води, утворення снігу).

ТО — карбон(ГГ) оксид — чадний газ (заповнення порівняльної таблиці в схемі).

За нестачі кисню протікає реакція:



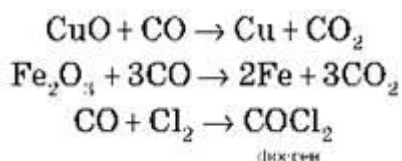
У результаті взаємодії CO₂ з розпеченим вугіллям:



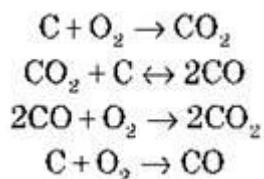
Блакитний вогник — полум'я CO, що далі згоряє в повітрі:



CO — безбарвний газ без запаху, малорозчинний у воді, не взаємодіє з нею. Не реагує з лугами й кислотами, надзвичайно отруйний. Несолетворний оксид. Проявляє відновні властивості за підвищених температур:

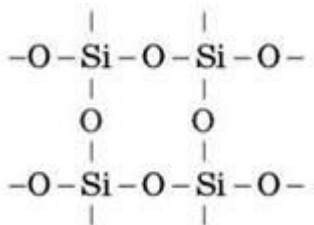


Горіння вугілля — складний процес, коли одночасно протікають кілька паралельних реакцій:

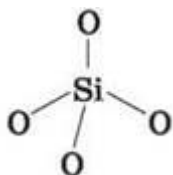


Застосування

CO — у генераторному газі, у металургії для відновлення металів. SiO₂ — силіцій(IV) оксид — безбарвна, тверда, тугоплавка речовина. Відмінність SiO₂ від CO₂ пояснюється відмінностями в кристалічних ґратках: у CO₂ — молекулярна, у SiO₂ — атомна.

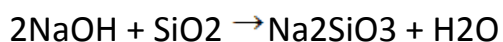


В атома Силіцію радіус більший, ніж радіус атома Карбону, він може розмістити чотири атоми Оксигену, напрямок — до вершин тетраедра.



У воді практично не розчиняється.

Кислотний оксид, з водою не взаємодіє, але реагує з лугами в процесі сплавлення:



Домашнє завдання.

Складіть за планом (див. таблицю) порівняльну характеристику:

- а) сульфур(IV) і сульфур(VI) оксидів;
- б) нітроген(II) і нітроген(IV) оксидів;
- в) карбон(II) і карбон(IV) оксидів.

V. Підбиття підсумків уроку

Проаналізуйте...

Термін «кислотний дощ» з'явився в середині XIX ст., коли британські вчені помітили, що забруднення повітря в промислово розвиненій центральній Англії призвело до випадіння більш кислих, ніж звичайно, дощів. Але тільки в

другій половині XX ст. стало зрозуміло, що кислотні дощі несуть у собі загрозу навколишньому середовищу.

Слід сказати, що звичайний дощ є кислим сам по собі, навіть за відсутності заводів. Це відбувається через те, що в процесі формування й випадання дощові краплі розчиняють вуглекислий газ, який міститься в повітрі, і реагують з ним з утворенням карбонатної кислоти (H_2CO_3). Чистий дощ, що проходить крізь незабруднене повітря, є водним розчином з $\text{pH} = 5,6$ (до моменту удару об землю). Основна причина випадіння кислотних дощів — діяльність людини. Однак є й природні причини, починаючи з виверження вулканів і розрядів блискавки й закінчуючи життєдіяльністю бактерій. Загалом, навіть якби ми закрили всі фабрики й припинили використовувати легкові й вантажні автомобілі, значення pH дощу однаково дорівнювало б приблизно 5,0. Тому наразі прийнято вважати дощ кислотним, якщо його pH нижчий від 5,0.

У сучасному промисловому світі надлишкова кислотність дощу зумовлена в основному наявністю двох речовин:

- **Оксиди Сульфуру.** Ці сполуки потрапляють до атмосфери природним шляхом під час виверження вулканів, але значна частина атмосферних оксидів Сульфуру утворюється в результаті спалювання природного палива. Вугілля й нафта містять незначну кількість сірки. У результаті спалювання цих видів палива в атмосферу потрапляє Сульфур у сполученні з Оксигеном. Розчиняючись у дощових краплях, оксиди Сульфуру утворюють сульфуровмісні кислоти.
- **Оксиди Нітрогену.** За досить високої температури азот, що міститься в повітрі, з'єднується з киснем з утворенням оксидів Нітрогену. У природі це може відбутися під час розряду блискавки, але основна частина оксидів утворюється внаслідок спалювання бензину у двигунах внутрішнього згоряння (наприклад, в автомобілях) або вугілля. У результаті розчинення цих речовин у крапельках води утворюються нітрогеновмісні кислоти.

Отже, дощі стають кислотними внаслідок вимивання з повітря сполук Сульфуру й Нітрогену. Це явище має кілька наслідків, згубних для природи. Наприклад, чимало історичних будівель Європи зведені з вапняку — будівельного матеріалу, що реагує з кислотою. Із часом кислотні дощі буквально роз'їдають поверхню цих будинків. Унаслідок випадання

кислотних дощів також відбувається закислення ґрунту, погіршуються умови існування лісів. Крім того, кислотні дощі підвищують кислотність річок і озер, створюючи загрозу флорі й фауні.

Методи боротьби з утворенням кислотних дощів спрямовані на поліпшення технології вловлювання сполук Сульфуру в повітряних викидах промислових підприємств і електростанцій, для чого зазвичай використовують пристрій під назвою скруббер. Уряди деяких держав навіть прийняли закони, що обмежують уміст забруднювальних речовин у вихлопах транспортних засобів.

Домашнє завдання

Опрацювати матеріал параграфа, відповісти на запитання до нього, виконати вправи.

Додаток

Характеристика	Оксид	Оксид
Молекулярна формула		
Структурна формула, вид зв'язку		
Технічна назва		
Фізичні властивості		
Агрегатний стан		
• Запах		
• Тпл		
• Ткип		
• Розчинність у воді		
• Взаємодія з повітрям		
Хімічні властивості		
• +H ₂ O		

• +NaOH		
• +CaO		
• +HCl		
Способи одержання		
Застосування		

УРОК 12

Практична робота 1. Одержання карбон(IV) оксиду. Взаємоперетворення карбонатів і гідрогенкарбонатів

Хід уроку:

Повторення правил техніки безпеки в кабінеті хімії під час проведення хімічного експерименту.

Ознайомлення з інструктажем перед початком практичної роботи

Виконання практичної роботи за інструкцією

Оформлення звіту про виконану роботу в зошиті, формулювання висновків з роботи

Домашнє завдання

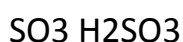
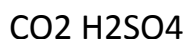
Повторити хімічні властивості неметалів, їхніх оксидів. Підготуватися до контрольної роботи з теми.

УРОК 13

Тема уроку. Сульфатна кислота. Фізичні й хімічні властивості

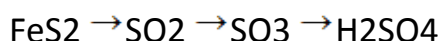
Зробити в робочих зошитах.

1) Установіть відповідність.



2) Запишіть рівняння гідратації оксидів із завдання 1.

3) Здійсніть перетворення.



4) Укажіть серед цих реакцій ОВР, у кожній реакції зазначте окисник і відновник.

5) Обчисліть масу сульфатної кислоти, яку можна одержати з 1 т піриту, що містить 10 % домішок, якщо вихід продукту реакції становить 87 %.

Використати інформацію при підготовці до уроку.

1. Фізичні властивості сульфатної кислоти

Безбарвна рідина, важка, дуже гігроскопічна. Поглинає вологу з виділенням великої кількості тепла (79 кДж/моль), утворюючи міцні гідрати. Не можна доливати воду до концентрованої H_2SO_4 : станеться розбризкування внаслідок її нагрівання до температури кипіння. Для розведення H_2SO_4 її невеликими порціями додають до води (тепло виділяється в товщі води).

Так само «жадібно» H_2SO_4 поглинає вологу повітря (використовується для осушення).

У продаж надходить 95%-ва сульфатна кислота H_2SO_4 ($\rho = 1,84$ г/мл).

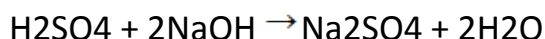
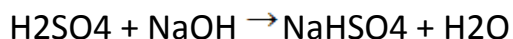
Нелетка. Не має запаху. Обвуглює органічні речовини, віднімаючи від них воду (цукор, папір, дерево), тому часто має бурий колір через органічні речовини, що випадково потрапили в неї. Спричиняє сильні опіки!

2. Демонстрація 6. Хімічні властивості розчину сульфатної кислоти

1) Сильний електроліт, у розчині практично повністю дисоціює на іони:

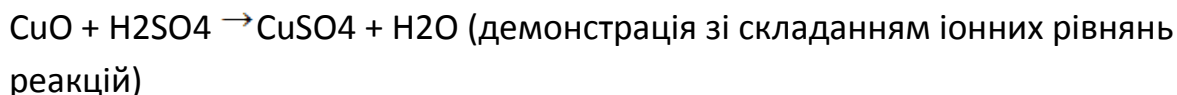


2) Утворює два ряди солей: кислі й середні. Які саме з них утворюються, залежить від кількісного співвідношення реагентів:

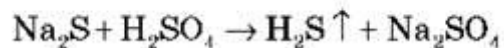
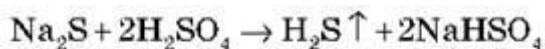


(демонстрація 2, учні біля дошки складають іонні рівняння реакцій)

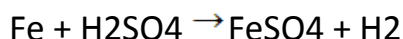
3) З основними оксидами:



4) Може витіснити більш слабкі кислоти в процесі взаємодії з їхніми солями:



5) З металами розбавлена й концентрована кислоти взаємодіють по-різному: розбавлена реагує з усіма металами до H_2 (крім Pb , тому що PbSO_4 не розчиняється):

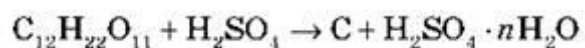


(демонстрація зі складанням іонних рівнянь реакцій)

3. Специфічні властивості концентрованої сульфатної кислоти

1) Концентрована сульфатна кислота не дисоціює на іони.

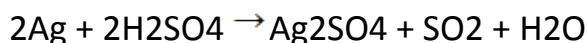
2) Обвуглювання органічних речовин, що складаються з Карбону й Гідрогену. Якщо цукор змішати з концентрованою H_2SO_4 , маса чорніє й розігрівається й незабаром зі стаканчика починає виповзати пориста чорна маса (за технічної можливості демонструємо дію концентрованої сульфатної кислоти на цукор):



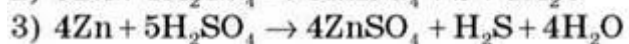
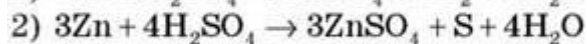
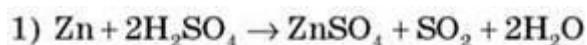
3) Концентрована H_2SO_4 за кімнатної температури не взаємодіє з деякими металами. Це дозволяє перевозити кислоту ($\geq 75\%$) у сталевих цистернах.

4) Під час нагрівання діє майже на всі метали до Ag включно (крім Pt, Au та деяких інших). У цьому випадку водень не виділяється, а утворюються продукти відновлення S^{+6} : SO_2 , H_2S , S, а також сіль і вода. Продукти залежать від активності металу й умов реакції (температура, концентрація H_2SO_4). Умовно можна прийняти, що сульфатна кислота відновлюється:

- з малоактивними металами — до SO_2 :

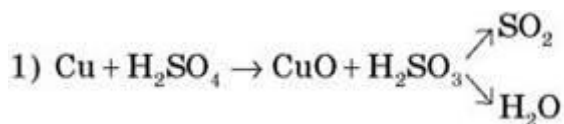


- у результаті взаємодії з більш активними металами можуть виділятися SO_2 , H_2S і S. Наприклад, взаємодія з Zn (залежно від умов — температури й концентрації):

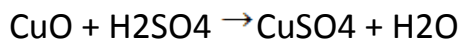


4. Демонстрація 7. Взаємодія концентрованої сульфатної кислоти з міддю

Реакція в процесі нагрівання протікає поетапно:



2) Купрум(II) оксид реагує з надлишком сульфатної кислоти, що можна описати рівнянням:



Сумарне рівняння можна записати так:



5. Значення сульфатної кислоти й сульфатів у народному господарстві

Повідомлення учнів

Застосування H_2SO_4

Фундамент хімічної промисловості.

Виробництво мінеральних добрив.

Очищення поверхні металів перед нанесенням металевих покриттів.

Очищення нафтопродуктів (у тому числі бензину й гасу). Утворює продукти, нерозчинні в нафтопродуктах.

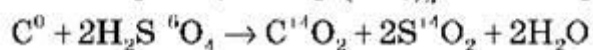
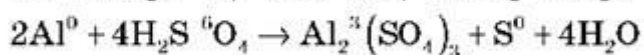
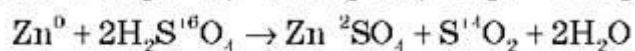
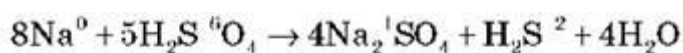
Виробництво вибухових речовин, мийних засобів, барвників, хімічних волокон.

В акумуляторах.

Розв'язати завдання...

Завдання 1. Як концентрована H_2SO_4 діятиме на індикатори? Відповідь обґрунтуйте.

Завдання 2. Напишіть рівняння реакцій взаємодії концентрованої сульфатної кислоти з натрієм, цинком, алюмінієм, вуглецем у молекулярній формі й розставте коефіцієнти методом електронного балансу (самостійна робота зі взаємоперевіркою):



Завдання 3. З перелічених речовин виберіть ті, з якими реагуватиме розбавлена сульфатна кислота. Запишіть рівняння можливих реакцій у молекулярній, повній та скороченій іонній формах.

Ca , $\text{Al}(\text{OH})_3$, CuO , ZnO , Cu , CO_2 , S , K_2CO_3 .

Завдання 4. Обчисліть масу сульфатної кислоти, яку можна одержати зі 100 кг руди, що містить 70 % Сульфуру, якщо масова частка виходу продукту реакції становить 85 %.

Відповісти на запитання...

Чому розрізняються хімічні властивості розбавленої та концентрованої сульфатної кислоти?

У цистернах з яких металів можна транспортувати концентровану сульфатну кислоту? (Назвіть умови.)

Чому ці самі цистерни не можна використовувати для перевезення розчинів кислоти?

Домашнє завдання

Опрацювати матеріал параграфа, відповісти на запитання до нього, виконати вправи.

Творче завдання: підготувати повідомлення про сульфати та їх застосування.

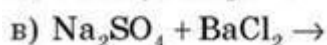
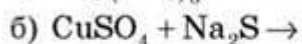
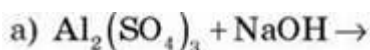
УРОК 14

Тема уроку. Сульфати. Якісна реакція на сульфат-іон.

Розв'язання розрахункових задач з обчислення маси (об'єму, кількості речовини) продукту реакції, якщо один з реагентів узятو в надлишку

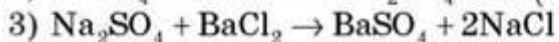
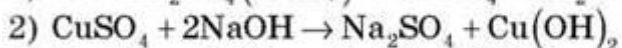
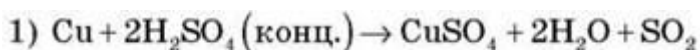
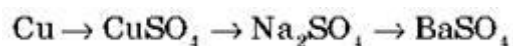
Тренувальні вправи напередодні.

- Написати рівняння реакцій у молекулярній, повній та скороченій іонній формах:



- Що станеться, якщо до одержаних осадів додати хлоридну кислоту? Напишіть рівняння реакцій. Який із цих осадів не розчиняється в хлоридній кислоті? У якій з відомих вам кислот він може розчинитися?

а) Напишіть рівняння реакцій, з допомогою яких можна здійснити перетворення:



б) Із запропонованих речовин виберіть ті, з якими реагуватиме розбавлена сульфатна кислота. Складіть рівняння відповідних реакцій.

Mg, Mg (OH)₂, Ag₂O, MgO, Au, NO₂, P, CaCO₃.

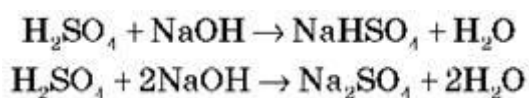
в) Складіть рівняння взаємодії концентрованої сульфатної кислоти з кальцієм, алюмінієм, сріблом і сіркою. Укажіть окисник і відновник.

Використайте інформацію.

Сульфати

1. Солі сульфатної кислоти — сульфати, гідрогенсульфати

Утворює ряди солей: кислі й середні, що залежить від кількісного співвідношення реагентів:



(Учні біля дошки складають іонні рівняння реакцій.)

Зробіть повідомлення про сульфати, їх застосування

Використайте інформацію...

Найпоширеніші сульфати

CaSO₄ · 2H₂O — гіпс, за t° = 150 °C переходить у 2CaSO₄ · H₂O — алебастр.

Na₂SO₄ · 10H₂O — глауберова сіль (на честь німецького хіміка Йоганна Рудольфа Глаубера). Використовується як проносне в медицині, у виробництві скла й соди.

MgSO₄ · 7H₂O — гірка сіль.

BaSO₄ — діагностика захворювань шлунково-кишкового тракту, оскільки барій сульфат непрозорий для рентгенівських променів.

Купороси — кристалогідрати сульфатів Fe, Co, Ni, Zn

ZnSO₄ · 7H₂O — мікродобриво, виробництво фарб.

FeSO₄ · 7H₂O — боротьба зі шкідниками рослин, виготовлення чорнила, фарбування тканин.

CuSO₄ · 5H₂O — обприскування рослин, протруювання насіння, покриття металів міддю електролізом.

Галуни — кристалогідрати подвійних солей

$K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ ($KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$) — алюмокалієві галуни — кровоспинний засіб.

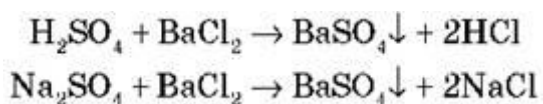
$K_2SO_4 \cdot Cr_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ — хромокалієві галуни — вичинка шкіри, «хромові чоботи».

Ознайомитися...

Визначення сульфат-іонів у розчині

Для визначення сульфат-іонів у розчині використовують реакцію утворення практично нерозчинного білого осаду барій сульфату.

Завдання. Дослідіть розчини сульфатної кислоти й натрій сульфату на наявність сульфат-іонів у розчині. Підтвердьте припущення іонно-молекулярними рівняннями реакцій.

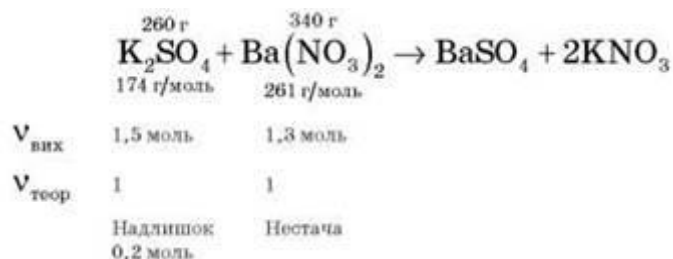


Висновок: якісна реакція на сульфат-іон — дія розчинних солей Барію.

IV. Формування навичок розв'язання задач

Розв'язання задач на обчислення маси, об'єму й кількості речовини за відомими даними про вихідні речовини, одну з яких дано в надлишку

1. Обчисліть масу осаду, що утвориться в результаті зливання розчинів, один з яких містить 340 г барій нітрату, а другий — 260 г калій сульфату.

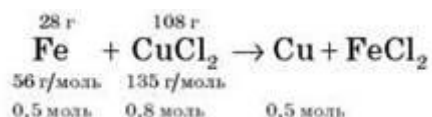


- Складаємо рівняння реакції.
- Обчислюємо кількість речовини реагентів за даними задачі.
- За рівнянням реакції визначаємо, який з реагентів узятو в надлишку, а який — у нестачі.

- За рівнянням реакції обчислюємо кількість речовини продукту реакції, виходячи з реагенту, узятото в нестачі.
- Обчислюємо масу продукту реакції:

$$m(\text{BaSO}_4) = 1,3 \cdot 233 = 303 \text{ (г)}.$$

2. 28 г мідних ошурок занурили в розчин купрум(II) хлориду, що містить 108 г солі. Яка маса міді може при цьому виділитися?



Нестача

$$M(\text{Cu}) = 0,5 \cdot 64 = 32 \text{ (г)}.$$

Домашнє завдання

Задачі для самостійної роботи

1. Обчисліть масу барій сульфату, що утвориться в результаті взаємодії 200 г розчину сульфатної кислоти з масовою часткою 7 % з розчином барій хлориду, що містить 2 моль цієї солі.
2. Обчисліть масу осаду, що утвориться в результаті зливання 15 г розчину барій хлориду з масовою часткою 5 % і 10 г розчину натрій сульфату з масовою часткою 8 %.
3. Обчисліть масу осаду, що випаде в результаті взаємодії 250 г розчину барій нітрату з масовою часткою солі 41,6 % і 294 г розчину сульфатної кислоти з масовою часткою 40 %.

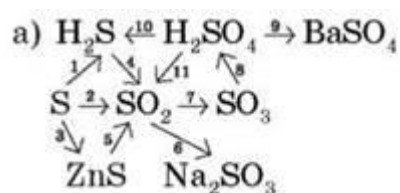
Опрацювати матеріал параграфа, відповісти на запитання до нього, виконати вправи. Підготуватися до семінару за поданим вище матеріалом.

УРОК 15

Тема уроку. Узагальнення й систематизація знань про неметали, їх оксиди, гідрати. Розв'язання задач

Завдання для контрольної роботи.

Завдання 1. Складіть рівняння реакцій відповідно до схеми (схему зображено на дошці або в картках-завданнях, учні виконують завдання по черзі біля дошки).

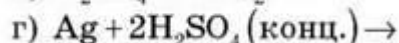
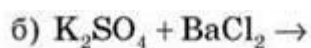
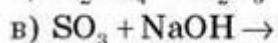
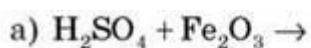


Для реакцій 4, 5, 10, 11 — скласти ОВР, реакції 6, 7, 8, 9 написати в іонно-молекулярній формі.

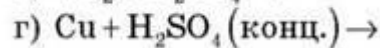
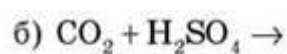
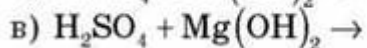
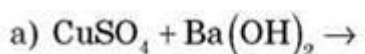


Завдання 2. Допишіть рівняння практично здійснених реакцій (двоє учнів біля дошки, решта — за варіантами в зошитах).

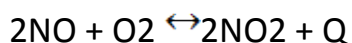
Варіант I



Варіант II



Завдання 3. Дано рівняння реакції:



Укажіть умови, що вплинуть на зміщення рівноваги реакції (обговорюємо в класі):

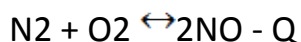
а) охолодження;

б) зниження тиску;

- в) нагрівання;
- г) збільшення концентрації кисню.

Відповідь обґрунтуйте.

Завдання 4. Дано рівняння реакції:

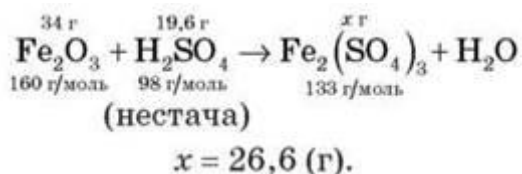


З перелічених умов виберіть ті, що вплинуть на зміщення рівноваги реакції ліворуч (учні виконують самостійно з наступним обговоренням у класі):

- а) збільшення концентрації азоту;
- б) охолодження;
- в) збільшення концентрації нітроген(II) оксиду;
- г) нагрівання.

Відповідь обґрунтуйте.

Завдання 5. Обчисліть масу солі, що утворилася, якщо в реакцію вступило 34 г ферум(III) оксиду й 19,6 г сульфатної кислоти.



2. Завдання для групової роботи

Учні об'єднуються в шість-вісім груп, завдання в групах повторюються з метою взаємоперевірки.

Група 1

1. Обчисліть об'єм карбон(IV) оксиду за н. у., що виділиться в результаті взаємодії 5,3 г натрій карбонату й 8 г сульфатної кислоти.
2. З перелічених речовин виберіть ті, з якими реагуватиме розчин сульфатної кислоти: натрій гідроксид, купрум(II) оксид, золото, магній, барій хлорид, срібло, алюміній гідроксид. Наведіть рівняння реакцій у молекулярній, повній та скороченій іонній формах.

3. До 540 г розчину купрум(II) хлориду долили 560 г розчину натрій гідроксиду з масовою часткою лугу 20 %. Обчисліть масу осаду, що випав, якщо масова частка купрум(II) хлориду становить 20 %.

4. У процесі нагрівання амоній нітриту утворилися азот і вода. Обчисліть об'єм азоту (н. у.), який можна одержати в результаті розкладання 128 г амоній нітриту, якщо об'ємна частка виходу азоту становить 90 %.

Група 2

1. Обчисліть масу натрій сульфату, що утвориться в результаті зливання двох розчинів, які містять 16 г натрій гідроксиду й 10 г сульфатної кислоти.

2. З перелічених речовин виберіть ті, з якими реагуватиме розчин сульфатної кислоти: кальцій гідроксид, мідь, цинк хлорид, залізо, силіцій(IV) оксид, барій нітрат, купрум(II) гідроксид. Наведіть рівняння реакцій у молекулярній, повній та скороченій іонній формах.

3. Змішали 300 г розчину натрій гідроксиду та 250 г розчину хлоридної кислоти. Обчисліть масу води, що утворилася, якщо до зливання розчини мали однакову масову частку розчиненої речовини — 36 %.

4. У процесі нагрівання 42 г амоній хлориду з надлишком кальцій гідроксиду одержали амоніак об'ємом 11,6 л (н. у.). Обчисліть об'ємну частку виходу амоніаку.

Група 3

1. Обчисліть масу фосфатної кислоти, яку можна одержати з 200 кг фосфориту, що містить 60 % кальцій фосфату, дією на нього сульфатної кислоти, якщо масова частка виходу кислоти становить 80 %.

2. З перелічених речовин виберіть ті, з якими реагуватиме розчин сульфатної кислоти: літій гідроксид, алюміній, барій хлорид, сульфур(IV) оксид, ферум(III) оксид, мідь, цинк гідроксид. Наведіть рівняння реакцій у молекулярній, повній та скороченій іонній формах.

3. Обчисліть масу осаду, що утвориться в результаті зливання 257 г розчину аргентум нітрату з масовою часткою солі 3,4 % і 364 г розчину хлоридної кислоти з масовою часткою кислоти 2,92 %.

4. У процесі розкладання амоній хлориду масою 107 г одержали амоніак об'ємом 38 л (н. у.). Обчисліть об'ємну частку виходу амоніаку.

Група 4

1. Обчисліть масу міді, потрібну для реакції з надлишком концентрованої нітратної кислоти для одержання 4 л (н. у.) нітроген(IV) оксиду, якщо об'ємна частка виходу нітроген(IV) оксиду становить 96 %.

2. З перелічених речовин виберіть ті, з якими реагуватиме розчин сульфатної кислоти: ртуть, ферум(III) гідроксид, барій нітрат, калій гідроксид, магній оксид, цинк, карбон(IV) оксид. Наведіть рівняння реакцій у молекулярній, повній та скороченій іонній формах.

3. Обчисліть масу осаду, що утвориться в результаті зливання 257 г розчину аргентум нітрату з масовою часткою солі 3,4 % і 364 г розчину хлоридної кислоти з масовою часткою кислоти 2,92 %.

4. Обчисліть об'єм амоніаку (н. у.), який можна одержати, нагріваючи 75 г амоній сульфату з надлишком кальцій гідроксиду, прийнявши, що об'ємна частка виходу амоніаку становить 96 %.

Обговорення підсумків уроку, оцінювання роботи учнів на уроці.

Домашнє завдання

Опрацювати матеріал параграфа, відповісти на запитання до нього, виконати вправи. Підготуватися до контрольної роботи.

УРОК 16

Тема уроку. Контрольна робота № 1 з теми «Неметали та їхні сполуки»

Ще раз ознайомтеся з умовами.

Письмова контрольна робота

- завдання 1, 2, 3, 4, 5, 6 — тестові, кожне завдання оцінюється в 0,5 бала, у сумі перші шість завдань дають 3 бали;
- завдання 7, 8, 9 оцінюються по 2 бали, разом за дев'ять правильно виконаних завдань — 9 балів;

- завдання 10 пропонується виконувати учням, які претендують на оцінку 12 балів, оцінюється в 3 бали.

Отже, максимальна оцінка за правильно виконану роботу становить 12 балів.

Час на виконання роботи — 40 хв.

Домашнє завдання

Підготувати повідомлення про застосування нітратної та фосфатної кислот.

Варіант I

1. Формула вищого оксиду елементів підгрупи Оксигену:

а) E_2O_3 ;

б) EO_2 ;

в) EO_3 ;

г) E_2O_5 .

2. Амоніак за фізичними властивостями:

а) газ жовтого кольору без запаху, розчинний у воді;

б) безбарвний газ із різким запахом, розчинний у воді,

в) безбарвний газ без запаху, розчинний у воді.

3. Алотропними видозмінами Сульфуру є сірки:

а) червона й чорна;

б) жовта й коричнева;

в) кристалічна й пластична.

4. Кількість зв'язків між атомами Нітрогену в молекулі азоту:

а) один;

б) два;

в) три.

5. Найбільша кількість азоту в природі міститься:

а) у повітрі;

б) у ґрунті;

в) у воді.

6. Формула вищого гідроксиду елементів підгрупи Карбону:

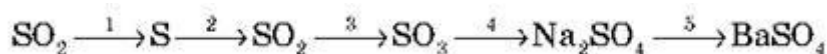
а) HCO_3 ;

б) H_2CO_3 ;

в) HCO_4 ;

г) H_2CO_4 .

7. Здійснить схему перетворень:



8. Реакцію 5 запишіть у іонно-молекулярній формі.

9. До розчину сульфатної кислоти масою 4,9 г додали кальцій карбонат масою 10 г. Обчисліть об'єм вуглекислого газу (н. у.), що утворився в результаті реакції.

10. Обчисліть об'єм амоніаку (н. у.), який можна одержати в результаті взаємодії амоній хлориду масою 30 г з надлишком кальцій гідроксиду, прийнявши, що об'ємна частка виходу амоніаку становить 92 %.

Варіант II

1. Розподіл електронів на зовнішньому рівні атомів елементів підгрупи Оксигену:

а) $s^2 p^3 d^1$;

б) $s^2 p^4 d^0$;

в) $s^1 p^3 d^2$.

2. Виберіть фізичні властивості азоту:

а) газ;

б) газ без запаху;

в) безбарвний газ без запаху;

г) безбарвний газ без запаху, не розчинний у воді.

3. До фізичних властивостей сульфатної кислоти належать такі:

а) газ;

б) масляниста рідина;

в) відсутність кольору;

г) жовтий колір;

д) відсутність запаху;

е) слабкий запах.

4. Установіть відповідність:

Формула Назва

1. NH_3 А. Амоній хлорид

2. NH_4OH Б. Амоніак

3. NH_4Cl В. Амоній гідроксид

5. Сірка в природі поширена:

а) лише у вільному стані;

б) лише у зв'язаному стані;

в) і у вільному, і у зв'язаному станах.

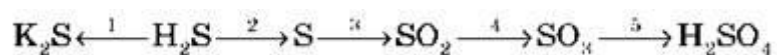
6. Характерними ступенями окиснення елементів підгрупи Карбону є:

а) +4, +2, -4;

б) +3, +5, -1, -2, -3;

в) +4, +5, -3.

7. Здійсніть схему перетворень:



8. Реакцію 1 запишіть у іонно-молекулярній формі.

9. Обчисліть об'єм водню (н. у.), що виділиться в результаті взаємодії розчину сульфатної кислоти масою 17,6 г з алюмінієм масою 2,7 г.

10. У результаті взаємодії кальцій гідроксиду масою 37 г з амоній сульфатом одержали 15 г амоніаку. Обчисліть масову частку виходу амоніаку.

Варіант III

1. Характерними ступенями окиснення елементів підгрупи Нітрогену є:

а) +1, +2, +3, +5, -1, -2, -3;

б) +3, +5, -1, -2, -3;

в) +3, +5, -3.

2. Сульфур(IV) оксид за хімічними властивостями належить до групи:

а) основних;

б) кислотних;

в) амфотерних.

3. Фосфор у природі поширений у стані:

а) вільному;

б) зв'язаному;

в) і у вільному, і у зв'язаному.

4. червоний фосфор застосовується:

а) як добриво;

б) для виготовлення іграшок;

в) для виготовлення сірників.

5. Природною сполукою Силіцію є:

а) кварц;

б) халцедон;

в) пірит;

г) крейда.

6. До фізичних властивостей сульфур(VI) оксиду належать такі:

а) рідина;

б) газ;

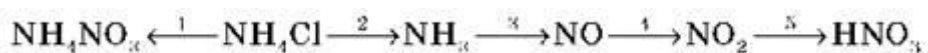
в) відсутність запаху;

г) запах;

д) розчинний у воді;

е) нерозчинний у воді.

7. Напишіть рівняння реакцій для здійснення схеми перетворень:



8. Реакцію 1 запишіть у іонно-молекулярній формі.

9. Обчисліть об'єм сірчастого газу (н. у.), що виділиться в результаті взаємодії сірки масою 9,6 г з киснем об'ємом 4,48 л (н. у.).

10. Обчисліть масу нітратної кислоти, яку можна одержати з натрій нітрату масою 17 г у результаті його взаємодії з концентрованою сульфатною кислотою, якщо масова частка виходу нітратної кислоти становить 96 %.

УРОК 17

Тема уроку. Нітратна й фосфатна кислоти, їх властивості

Випереджальне навчання.

Тренування...

1. Запишіть формули оксидів Нітрогену зі ступенями окиснення +1, +2, +3, +4, +5.

N₂O, NO, N₂O₃, NO₂, N₂O₅.

2. Які з цих оксидів розчиняються у воді?

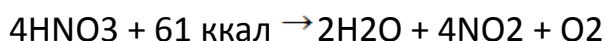
3. Які з оксидів утворюють кислоти? Запишіть рівняння хімічних реакцій.

Опрацювати матеріал:

Нітратна й фосфатна кислоти, їх властивості

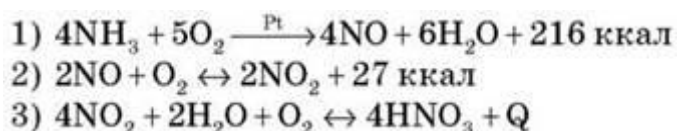
1. Нітратна кислота

Безбарвна рідина, що швидко жовтіє в процесі зберігання, $t = 84\text{ }^{\circ}\text{C}$. Кипіння супроводжується частковим розкладом:



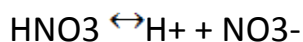
Розчиняючись у рідині, NO_2 надає кислоті жовтуватого забарвлення. Така кислота «димить», тому що NO_2 виділяється з розчину. Розклад 100%-ї HNO_3 відбувається вже за звичайних умов. Використовувана в лабораторії HNO_3 має концентрацію 65 % HNO_3 (концентрована, $\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$).

Одержання

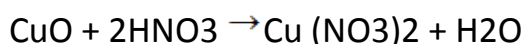


Хімічні властивості

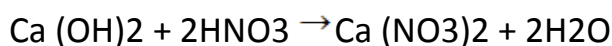
Сильна одноосновна кислота:



1) Реагує з основними оксидами:

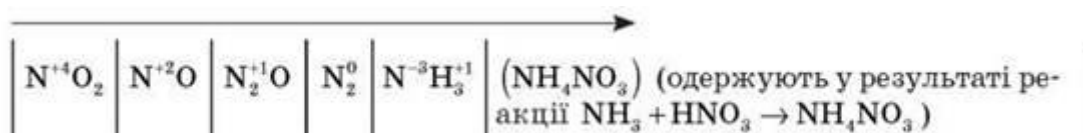


2) Реагує з основами:



3) Виражені окисні властивості проявляються в реакціях з металами.

У ряду активності металів зі зменшенням концентрації HNO_3 і збільшенням активності металу ступінь відновлення Нітрогену збільшується від +5 до -3. Найбільш імовірними продуктами відновлення нітратної кислоти вважаються такі:

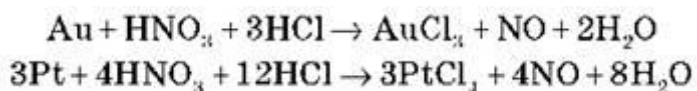


Практично всі метали, крім золота й платини, переводяться концентрованою нітратною кислотою в оксиди. Якщо оксиди розчинні в нітратній кислоті, то вони перетворюються на нітрати, у тому числі оксиди Купруму, Меркурію, Аргентуму.

Деякі метали реагують з розведеною нітратною кислотою й не реагують з концентрованою, тому що на їхній поверхні утворюється тонкий, але щільний шар оксиду, нерозчинний у кислоті. Така пасивність характерна для заліза й алюмінію. Алюміній пасивується й у концентрованій, і в розбавленій кислоті, залізо — тільки в концентрованій, що дозволяє перевозити концентровану HNO_3 в цистернах зі сталі й алюмінію.

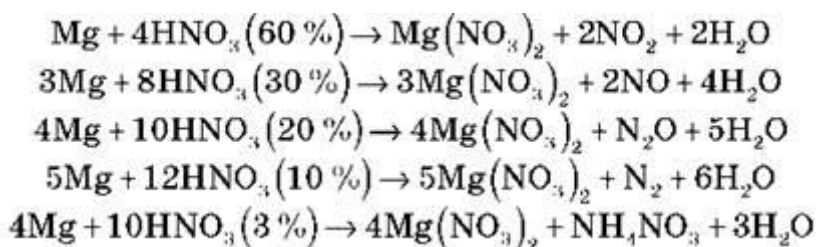
Суміш концентрованої HNO_3 та HCl (1 : 3) називається «царською горілкою», у ній легко розчиняються золото й платина. (Активний елемент — Cl у момент виділення.)

Завдання. Складіть окисно-відновну реакцію розчинення золота й платини в «царській горілці».

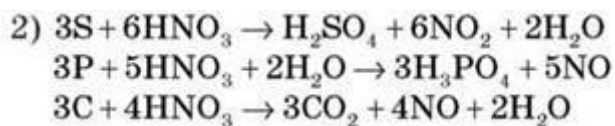


Унаслідок розведення окисні властивості нітратної кислоти зменшуються, а кислотність збільшується. через це багато металів з розбавленою HNO_3 реагують з виділенням водню, який, утім, витрачається на відновлення надлишку HNO_3 до нижчих ступенів окиснення (NH_4NO_3 , NH_3).

Наприклад:



1) З неметалами взаємодіє концентрована кислота.



2. Фосфатна кислота

Безбарвні кристали, що розпливаються на повітрі, розчиняються у воді. Продається у вигляді 35%-го водного розчину, неотруйна. Температура плавлення безводної кислоти - + 42 °С.

Одержання

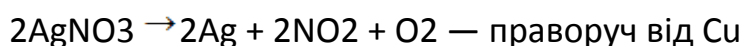
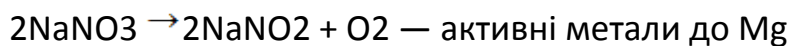


Хімічні властивості

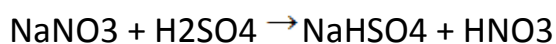
Окисні властивості не характерні, проявляє всі властивості кислот.

3. Солі нітратної та фосфатної кислот

Солі нітратної кислоти — нітрати, розчинні у воді, розкладаються внаслідок нагрівання:



Для виявлення нітрат-іонів NO_3^- у пробірку поміщають досліджувану речовину, додають трохи мідних ошурок, доливають концентровану сульфатну кислоту й нагрівають.



Солі фосфатної кислоти — фосфати. Безбарвні. Використовуються в різних галузях промисловості й сільському господарстві.

Ортофосфатна кислота — кислота середньої сили, утворює три ряди солей: дигідрофосфати, гідрофосфати й фосфати.

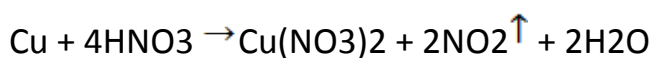
З фосфоритів одержують фосфатні добрива:

- $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 4\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 3\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ — подвійний суперфосфат
- $\text{Ca}_3(\text{PO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{CaSO}_4 + \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ — простий суперфосфат
- суміш $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ і $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ — амофос Фосфати — звичайні складові пральних порошків.

V. Питання для закріплення

1. Демонстрація 8. Якісна реакція на нітратну кислоту

Якісна реакція на NO_3^- — виділення NO_2 (бурий газ).



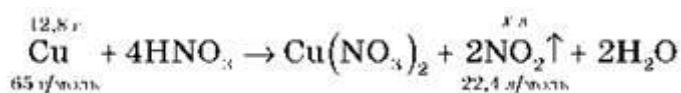
Виділяється бурий газ — NO_2 .

2. Якісна реакція на PO_4^{3-} — з AgNO_3 з випадінням жовтого осаду Ag_3PO_4 .

Запишіть іонно-молекулярне рівняння реакції.

3. У чому полягають подібність та відмінності між нітратною й фосфатною кислотами?

4. 12,8 г міді розчинили в концентрованій нітратній кислоті. Обчисліть об'єм газу, що виділився, якщо масова частка виходу газу дорівнює 85 %.



Домашнє завдання(різнорівневе)

Складіть окисно-відновну реакцію взаємодії нітратної кислоти різної концентрації з речовинами.

Варіант I

- Натрій;
- вуглець.

Варіант II

- Калій;

б) сірка.

Опрацювати матеріал параграфа, відповісти на запитання до нього, виконати вправи.

Творче завдання: підготувати повідомлення про мінеральні добрива, їх застосування, раціональне використання мінеральних добрив і пов'язані з цим проблеми екології.

УРОК 18

Тема уроку. Нітрати й фосфати. Поняття про нітрати, проблеми їх умісту в продуктах харчування.

Загальні відомості про нітратні й фосфатні добрива. Кругообіг Нітрогену в природі

Підготуватися до евристичної бесіди

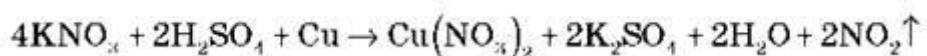
1. Поясніть, чому нітратна кислота утворює один вид солей, а фосфатна — три види.

2. Назвіть наведені солі:

NaNO_3 , KH_2PO_4 , CaHPO_4 , $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$.

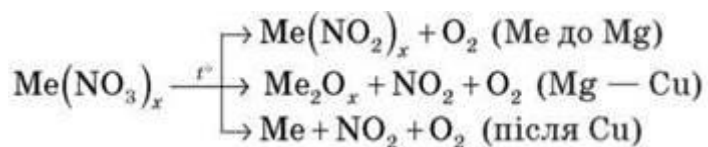
3. У чому проявляються ознаки подібності й відмінності в загальних хімічних властивостях нітратів і фосфатів?

4. Назвіть якісну реакцію на нітрати:

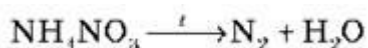


(Розгляньте реакцію з погляду теорії ОВР.)

5. Особливі властивості нітратів — термічний розклад:

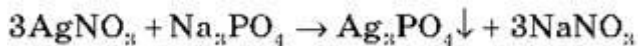


Наведіть приклади хімічних реакцій кожного типу розкладу нітратів, розставте коефіцієнти методом електронного балансу. Амоній нітрат розкладається за схемою:



Розставте в рівнянні коефіцієнти, укажіть окисник і відновник.

6. Якісна реакція на фосфати:



(Допишіть у іонно-молекулярній формі.)

Аналіз схеми класифікації мінеральних добрив



Підготуватися до проведення, зробити висновки

Лабораторний дослід . Ознайомлення зі зразками нітратних добрив

Лабораторний дослід . Ознайомлення зі зразками фосфатних добрив

Опрацювати матеріал.

Мінеральні добрива

Мінеральні добрива є джерелом різних поживних елементів для рослин і поліпшення властивостей ґрунту. У першу чергу вони містять сполуки Нітрогену, Фосфору й Калію, а потім — Кальцію, мангану, Сульфуру, Феруму. Усі ці елементи належать до групи макроелементів (від грецьк. макрос — «великий»), оскільки поглинаються рослинами в значних кількостях. Крім того, рослинам необхідні інші елементи, хоча й у дуже невеликих кількостях.

їх називають мікроелементами (від грецьк. мікрос — «маленький»). До мікроелементів належать Манган, Бор, Купрум, Цинк, Молібден, Іод, Кобальт і деякі інші елементи. Усі елементи однаково необхідні рослинам. За цілковитої відсутності будь-якого елемента в ґрунті рослина не може рости й розвиватися нормально. Усі мінеральні елементи беруть участь у складних перетвореннях органічних речовин, що утворюються в процесі фотосинтезу. Рослини для утворення своїх органів — стебел, листків, квіток, плодів, бульб — використовують мінеральні поживні елементи в різних співвідношеннях.

У ґрунтах зазвичай наявні всі необхідні рослинні поживні елементи, але часто окремих елементів буває недостатньо для задовільного росту рослин. Застосування мінеральних добрив є одним з основних прийомів інтенсивного землеробства. З допомогою добрив можна різко підвищити врожаї будь-яких культур на вже освоєних площах без додаткових витрат на обробку нових земель.

Мінеральні добрива, що виробляються хімічною промисловістю, поділяються на такі види:

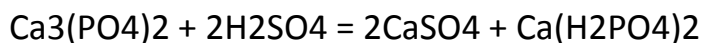
- а) фосфатні (головним чином простий і подвійний суперфосфати й преципітат);
- б) нітратні (амоній сульфат, амоніакова селітра, кальцієва й натрієва селітри);
- в) калійні (калій хлористий та змішані калійні солі);
- г) борні, магнієві й манганові (сполуки й солі, що містять ці елементи).

Фосфатні добрива

Природні сполуки Фосфору — фосфорити й апатити — містять Фосфор у вигляді нерозчинного третинного фосфату $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, який погано засвоюється рослинами. Для одержання легкозасвоюваних добрив фосфорити переробляють, перетворюючи нормальну сіль на кислоту. У такий спосіб виготовляють найважливіші фосфатні добрива — суперфосфат, подвійний суперфосфат і преципітат.

Для одержання суперфосфату дрібно розмелений природний фосфорит змішують з такою кількістю сульфатної кислоти, щоб на одну молекулу третинного кальцій фосфату припадали дві молекули сульфатної кислоти.

Суміш енергійно перемішують і завантажують в особливі безперервно діючі камери, де реакція завершується:



У результаті реакції одержують суміш гіпсу з первинним фосфатом $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, що порівняно легко розчиняється у воді. Ця суміш у подрібненому або гранульованому стані й називається суперфосфатом.

Простий суперфосфат — добриво з порівняно невисоким умістом поживних речовин (14-20 % засвоюваного P_2O_5). Більш ефективним і транспортабельним є подвійний суперфосфат, що являє собою продукт розкладу природного фосфату не сульфатною, а фосфатною кислотою. Кількість засвоюваного P_2O_5 у подвійному суперфосфаті становить 40-50 %.

Преципітат являє собою фосфатне добриво, до складу якого входить вторинний кальцій фосфат $\text{Ca}_2(\text{HPO}_4)_3$, або CaHPO_4 , що не розчиняється у воді, але розчиняється в кислотах, які містяться в ґрунті.

Фосфатні добрива називаються простими, тому що містять лише один з необхідних рослині елементів. Більш перспективними є складні мінеральні добрива, що містять кілька поживних речовин. До добрив такого типу належать амофос, калійна селітра й нітрофоска.

Першу з цих речовин одержують шляхом взаємодії фосфатної кислоти з амоніаком. Залежно від ступеня нейтралізації утворюються моноамонійфосфат $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ і діамонійфосфат $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$. Калійна селітра являє собою подвійне добриво, що містить Нітроген і Калій. Одержують її в результаті обмінного розкладу хлористого калію й натронної, або амоніакової, селітри. Нітрофоска — потрійне добриво, що містить Нітроген, Фосфор і Калій. Одержують нітрофоску шляхом сплавлення амоній фосфату $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, амоній нітрату NH_4NO_3 і калій хлориду або сульфату.

Нітратні добрива

Амоніакові й амонійні добрива: рідкий NH_3 , амоніакова вода, амоній і амоній-натрій сульфати та ін. Перетворюються в ґрунті на малорухому форму, що під дією наявних у ґрунті бактерій, здатних до нітрифікації, поступово переходять у більш рухливу форму, добре засвоювану рослинами. Ці

добрива придатні для всіх сільськогосподарських культур і застосовуються на кислих і некислих ґрунтах у разі їх вапнування.

Нітратні добрива: натрієва й калієва селітри. Тривале застосування нітратних добрив може іноді призводити до підлужування ґрунту. Їх використовують на всіх ґрунтах для передпосівного внесення й підгодівлі всіх видів рослин у період вегетації.

Амонійно-нітратні добрива: амоніакова селітра й аміакати на її основі, вапняно-амоніакова селітра — суміш CaCO_3 й NH_4NO_3 . Ці добрива можна використовувати в різних кліматичних зонах під різні ґрунти й усі види культур.

Амідні добрива: розрізняють добре розчинні й погано розчинні. До добре розчинних належить карбамід, до погано розчинних — уреформ та ізобутиленкарбамід, який одержують шляхом конденсації ізомасляного альдегіду з карбамідом. Сфери застосування й масштаби виробництва повільно діючих добрив через їх високу вартість поки що обмежені.

Амонійно-нітратно-амідні добрива: концентровані водні розчини карбаміду й амоній нітрату, а також їхні розчини в амоніаковій воді. Є ефективними як для внесення в ґрунт, так і для підгодівлі рослин.

Звернути увагу...

Застосування мінеральних добрив — один з основних прийомів інтенсивного землеробства. За високого рівня агротехніки й застосування добрив можна керувати врожайністю, підвищувати її в кілька разів. Саме таке питання наразі розв'язують наші хіміки й сільськогосподарські працівники для того, щоб достатньо забезпечити потреби країни в продуктах харчування, а промисловість — у сировині.

Домашнє завдання

Опрацювати матеріал параграфа, відповісти на запитання до нього, виконати вправи.

Творче завдання: створити рекламу або «антирекламу» мінеральних добрив.

УРОК 19

Тема уроку. Карбонатна кислота. Карбонати й гідрогенкарбонати. Якісна реакція на карбонат-іон

Використайте матеріал...

Карбонатна кислота, карбонати

H_2CO_3 — слабка кислота, у розчині встановлюється рівновага системи:



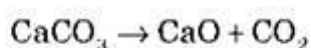
За яких умов рівновага зміщуватиметься в бік утворення карбонатної кислоти? (Підвищення тиску, зниження температури)

У водних розчинах карбонатна кислота — слабкий електроліт:

$\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^- \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ — рівновага значною мірою зміщена ліворуч.

Утворює два ряди солей: MeCO_3 — карбонати, MeHCO_3 — гідрогенкарбонати.

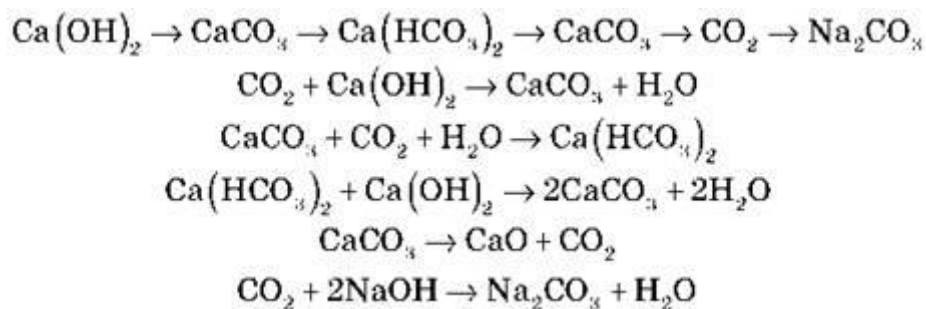
Розчинними у воді є карбонати Na^+ , K^+ , NH_4^+ . Гідрогенкарбонати всі розчиняються у воді. Карбонати Натрію й Калію плавляться без розкладу, решта розкладаються внаслідок нагрівання й навіть у процесі кипіння.



Для деяких карбонатів широко використовуються тривіальні назви: Na_2CO_3 — кальцинована сода, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — каустична сода, K_2CO_3 — поташ, CaCO_3 — крейда.

Підготуйте...

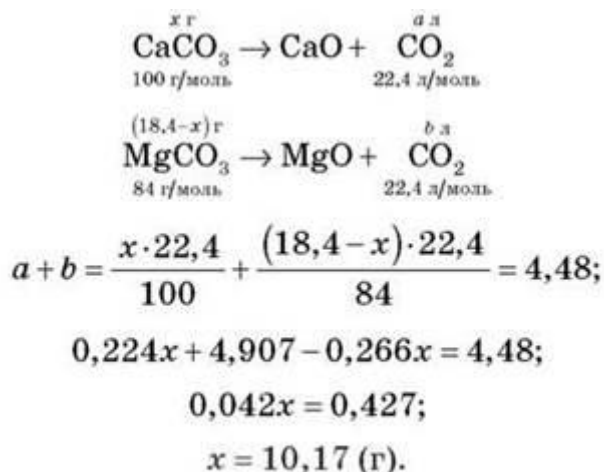
Завдання 1. Напишіть рівняння реакцій, з допомогою яких можна здійснити перетворення:



Навчитися...

Завдання 2. У процесі нагрівання суміші кальцій карбонату й магній карбонату масою 18,4 г утворилося 4,48 л CO₂ (н. у.). Обчисліть уміст кожного карбонату в суміші.

Якщо $m(\text{CaCO}_3) = x$ г, то $m(\text{MgCO}_3) = (18,4 - x)$ г.



$$m(\text{CaCO}_3) = 10,17 \text{ г}, m(\text{MgCO}_3) = 8,23 \text{ г}.$$

Домашнє завдання

Опрацювати матеріал параграфа, відповісти на запитання до нього, виконати вправи.

Творче завдання: підготувати повідомлення про будівельні матеріали, письмово — повідомлення на одну з тем:

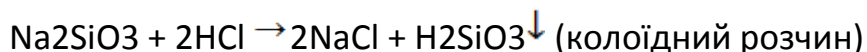
1. Виготовлення скла: історія розвитку.
2. Види скла, його застосування.
3. Кераміка, її застосування.
4. Цемент, бетон — фундамент сучасного будівництва.

УРОК 20

Тема уроку. Силікатна кислота й силікати. Поняття про будівельні матеріали: скло, цемент, бетон

Використайте поради викладача.

H_2SiO_3 — дуже слабка кислота, нерозчинна у воді. Одержують її в один спосіб — діючи на розчини її солей кислотами:



Згадаймо з 9 класу, що таке колоїдний розчин.

Силікати — безбарвні, тугоплавкі речовини, нерозчинні у воді (розчиняються лише Na_2SiO_3 й K_2SiO_3).

Силікати дуже поширені в природі.

Назвіть природні сполуки — силікати. (Польовий шпат, слюда, глини, азбест, тальк, коштовні камені — смарагд, топаз, аквамарин, рідке скло — $\text{Na}_2\text{SiO}_3 \cdot \text{K}_2\text{SiO}_3$)

якісна реакція на силікати — дія кислот (при цьому випадає колоїдний осад H_2SiO_3).

Сполуки Силіцію відіграють важливу роль у народному господарстві.

Кремнезем і природні силікати служать вихідними матеріалами у виробництві скла, керамічних виробів, порцеляни й фаянсу, будівельних і в'язких матеріалів. Усі ці виробництва складають велику галузь народного господарства — силікатну промисловість.

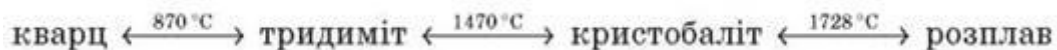
Скло одержують з білого піску, вапняку й соди шляхом сплавлення суміші. Приблизний склад: $\text{Na}_2\text{CaSi}_6\text{O}_{14}$, або $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. У разі заміни Na_2SiO_3 на K_2SiO_3 одержують тугоплавке скло для хімічного посуду. Якщо замінити CaO на PbO , а Na_2O — на K_2O , можна одержати штучний кришталь $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{PbO} \cdot 6\text{SiO}_2$.

Цемент одержують шляхом прожарювання суміші глини $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ і вапняку CaCO_3 . Після виділення вуглекислого газу й води залишається $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot \text{CaO}$ — цемент.

Бетон — цемент + наповнювач (пісок або щебінь) силікати й будівельні матеріали

1. Силіцій оксид SiO_2 — тверда, дуже тугоплавка речовина (температура плавлення — понад $1\,700\text{ }^\circ\text{C}$), дуже поширена в природі, де вона трапляється головним чином у вигляді мінералу кварцу, а також кристобаліту й тридиміту.

За звичайних температур стійкою модифікацією є кварц, з підвищенням температури спостерігаються поліморфні перетворення:



Кварц трапляється в природі у формі правильних кристалів, іноді значної величини. Кристали утворюються з тетраедрів, розташованих гвинтоподібно навколо центральної осі, у вигляді спіралі. У тому самому кристалі напрямок спіралі може бути протилежним.

Кварц використовується в різних галузях науки й техніки, і його кристали часто вирощуються штучно. Деякі різновиди кварцу мають власні назви. Прозорі безбарвні кристали називають гірським кришталем. Трапляються й забарвлені різновиди кварцу: рожевий кварц, фіолетовий (аметист), темно-коричневий (димчастий топаз), зелений (хризопраз) та ін. Дрібнокристалічна модифікація кварцу з домішками інших речовин називається халцедоном. Різновидами халцедону є агат, яшма та ін. Гірський кришталі й забарвлені різновиди кварцу використовують як коштовне й напівкоштовне каміння.

Тридиміт міститься у вулканічних породах, однак у дуже незначних кількостях. Відомий тридиміт і метеоритного походження.

Кристобаліт у природі іноді трапляється у вигляді дрібних кристалів, включених у лаву, подібно до тридиміту. Тридиміт і кристобаліт мають більш «рихлу» структуру, ніж кварц.

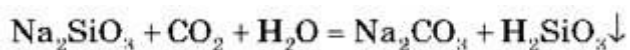
Розплав кремнезему в результаті повільного остигання легко утворює аморфне кварцове скло. Кремнезем у формі скла трапляється й у природі. Густина аморфного скла дорівнює $2,20\text{ г/см}^3$ — менша, ніж у всіх кристалічних модифікацій. Кварцове скло має незначний температурний коефіцієнт розширення, тому з нього виготовляють лабораторний посуд, стійкий до різких змін температури.

2. Оксид SiO_2 є ангідридом ряду силікатних кислот, склад яких можна описати загальною формулою $x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$. Кислоти, молекули яких містять більш ніж одну молекулу SiO_2 , належать до полісилікатних.

Найпростіша із силікатних кислот — H_2SiO_3 . Її часто називають просто силікатною, а її солі — силікатами. Із силікатів у воді розчиняються лише силікати Натрію й Калію, решта силікатів — тугоплавкі, нерозчинні у воді речовини.

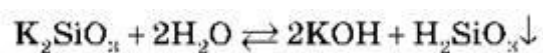
Розчини силікатів каламутніють унаслідок перебування на повітрі, оскільки CO_2 , що міститься в них, витісняє силікатну кислоту з її солей (H_2SiO_3 слабша за карбонатну кислоту).

H_2SiO_3 практично не розчиняється у воді, і цю властивість використовують як якісну реакцію для виявлення силікат-іонів:



Одержують силікати шляхом сплавлення SiO_2 з лугами або карбонатами.

Концентровані розчини силікатів Натрію й Калію називають рідким склом. Вони мають сильнолужну реакцію внаслідок того, що дуже гідролізовані:



Рідке скло використовують, наприклад, для виготовлення клею, водонепроникних тканин.

3. Скло

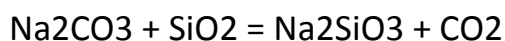
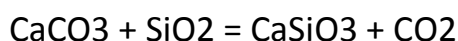
У результаті нагрівання сумішей багатьох силікатів один з одним або із кремнеземом одержують прозорі аморфні сплави, що називаються склом. Скло є аморфним, воно не має кристалічного порядку. Через цю особливість воно переходить у рідкий стан не стрибком, а поступово.

Головна властивість будь-якого скла, що відіграє головну роль у виробництві скляних виробів, полягає в тому, що в розплавленому стані, остигаючи, воно не відразу твердне, а поступово густіє, робиться грузлим і зрештою перетворюється на тверду однорідну прозору масу.

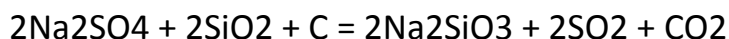
Багато інших властивостей скла значною мірою залежать від його складу. Змінюючи не лише складові скла, але і їхні відносні кількості, можна одержувати види скла, що мають дуже різні властивості.

Звичайне скло для шибок, а також скло, з якого виготовляється переважна частина скляного посуду для домашнього вжитку, — пляшки, склянки тощо, складається, головним чином, із силікатів Натрію й Кальцію, сплавлених із кремнеземом. Склад такого скла приблизно можна описати формулою $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Вихідними матеріалами для його одержання є не власне силікати, а білий пісок, сода й крейда.

Суміш цих речовин сплавляють у регенеративних печах, які зазвичай нагріваються з допомогою генераторного газу. Під час плавлення протікають такі реакції:



Часто соду замінюють натрій сульфатом і вугіллям. Вугілля відновлює Na_2SO_4 до Na_2SO_3 , який, вступаючи в реакцію з піском, утворює Na_2SiO_3 :



Скляні вироби виготовляються шляхом видування, лиття, пресування й витягування. Видування скляних виробів ще донедавна здійснювалося виключно силою легенів майстра й було дуже важкою працею. Але останнім часом техніка склоробства зробила чималий крок уперед, і наразі існують машини, що механічно виготовляють найпростіші скляні предмети, наприклад пляшки, а також машини для безпосереднього одержання листового скла шляхом витягування з в'язкої скломаси нескінченної скляної стрічки.

Якщо під час «варіння» скла замінити соду поташем, то можна одержати так зване богемське скло, що складається із силікатів Калію й Кальцію. Воно більш тугоплавке, ніж звичайне скло для шибок, і застосовується для особливого сорту хімічного посуду, здатного витримувати значні температури. У результаті сплавлення кремнезему з поташем і плюмбум оксидом одержують світле важке скло, що називається кришталем і містить силікати Калію та Плюмбуму. Таке скло має значну здатність переломлювати

світлові промені й після шліфування набуває сильного блиску; з нього виробляють оптичні види скла й художній посуд.

Великий вплив на властивості скла має заміна частини кремнезему борним ангідридом B_2O_3 , що підвищує твердість скла, робить його більш стійким щодо хімічних впливів і менш чутливим до різких змін температури. З такого скла виготовляється високоякісний хімічний посуд.

Застосовуваний під час варіння звичайного скла пісок часто містить домішки сполук Феруму, які надають склу некрасивого зеленого забарвлення.

Найкращим способом його знищення є додавання до маси, що сплавляється, незначних кількостей Селену, який дає рожеве забарвлення. Додаткові кольори (рожевий і зелений) разом дають білий. Аналогічно діє й манган(IV) оксид.

Іноді до скляної маси, що сплавляється, спеціально додають ті чи інші речовини для одержання забарвленого скла. Наприклад, хром(III) оксид Cr_2O_3 надає склу зеленого забарвлення, манган(IV) оксид — червонясто-лилового, кобальт(II) оксид — синього тощо. У більшості випадків колір скла залежить від утворення забарвлених силікатів (Феруму, Мангану, Кобальту та ін.). Але іноді він виникає через те, що додана речовина міститься в склі в надзвичайно дрібному стані. Так, унаслідок додавання незначної кількості золота скло набуває рубіново-червоного кольору, зумовленого наявністю в склі дрібних, не помітних навіть у мікроскоп, часток золота, що виділяються під час повільного остигання розплавленого скла. рубінові види скла пропускають лише червоні промені й тому застосовуються у фотографічних процесах, що вимагають червоного освітлення.

Скло зазвичай зараховують до речовин, що не розчиняються у воді. Однак унаслідок її тривалої дії на звичайне натрієве скло вода частково вимиває з нього натрій силікат.

4. Кераміка

Під керамікою, або керамічною промисловістю, розуміють виробництво різних виробів із глини. Кераміка охоплює виробництво цегли, черепиці, вогнетривких матеріалів, гончарного посуду, гончарних труб, кахлів (груба кераміка), а також виробництво порцеляни й фаянсу (тонка кераміка). Усі ці виробництва ґрунтуються на здатності глини давати з водою пластичне тісто,

яке після випалювання перетворюється на тверду пористу масу, що не розмокає у воді.

Для підвищення механічної міцності виробів до глини додають різні речовини, з яких головними є кварц і польовий шпат.

Керамічні вироби формують із вологої глини механічним шляхом або вручну на гончарних верстатах, потім висушують на повітрі або в спеціальних сушарках і обпалюють у печах. У процесі випалювання випаровується вода — як та, на якій було замішано глину, так і та, що входить до складу молекул глини, унаслідок чого глина стає пористою, трохи спікається й перетворюється на алюміній силікат $3\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$.

Низькосортні керамічні вироби: цеглу, дренажні труби, черепицю, квіткові горщики тощо, виготовляють на цегельних заводах з низькосортних глин. Їх випалюють за відносно низької температури (не вище від $1\,000\text{ }^\circ\text{C}$), вони пористі й можуть усмоктувати чимало води.

Так само виготовляється простий гончарний посуд. Щоб зробити посуд водонепроникним, його покривають глазур'ю. Для цього у випалювальну піч кидають кухонну сіль, пари якої вступають у реакцію з частиною кремнезему, що міститься у виробах, і останні покриваються склоподібним шаром легкоплавкого силікату.

Найкращі сорти кераміки й фаянс виробляють із більш чистих сортів глини, що не містять Феруму, і випалюють за більш високої температури.

5. Цемент

Одним з найважливіших матеріалів, що виготовляє силікатна промисловість, є цемент, споживаний у величезних кількостях у будь-яких будівельних роботах.

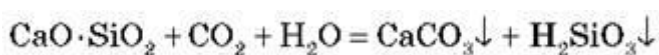
Цемент одержують шляхом прожарювання глини з вапняком CaCO_3 . Для цього названі речовини попередньо ретельно перемішуються в сухому або сирому вигляді, а потім піддають сильному випалюванню.

Під час випалювання цементної суміші кальцій карбонат розкладається на вуглекислий газ і кальцій монооксид, що вступає в реакцію з глиною, причому продуктами реакції є силікати й алюмінати Кальцію. Випал цементу наразі здійснюється в особливих обертових циліндричних печах.

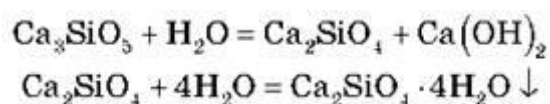
Хімічний склад цементів зазвичай виражають у відсотках оксидів, що містяться в них, з-поміж яких головними є CaO, Al₂O₃, SiO₂ і Fe₂O₃. Масове співвідношення кальцій оксиду до інших трьох оксидів називається гідромодулем цементу й характеризує його технічні якості.

Цемент дуже широко використовується в будівництві як в'язкий матеріал, що після змішування з водою твердне. Зазвичай цемент одержують у великих обертових печах, де здійснюють випал і розмел різних силікатів (за температури 1000 °C).

Розрізняють кілька типів цементів, однак умовно можна виділити два типи цементів за принципом їх «схоплювання» — звичайний цемент і портландський цемент. Процес «схоплювання» звичайного цементу, що складається з кальцій силікату, відбувається внаслідок утворення кальцій карбонату за рахунок вуглекислого газу повітря:



Під час схоплювання портландського цементу вуглекислота не бере участі в процесі, а відбувається гідроліз силікатів з наступним утворенням нерозчинних кристалогідратів:



Подумайте...

Як ви розумієте висловлювання М. В. Артемонова: «Світ навколо нас — величезна експозиція сфер застосування скла»?

Які будівельні матеріали ви знаєте?

Домашнє завдання

Опрацювати матеріал параграфа, відповісти на запитання до нього, виконати вправи.

Творче завдання: підготуватися до семінару з теми «Використання неметалів та їхніх сполук, кругообіг неметалів у природі» (повідомлення, презентації, плакати).

УРОК 21

Тема уроку. Використання неметалів та їхніх сполук. Кругообіг неметалічних елементів у природі. Парниковий ефект

Опрацюйте матеріал...

Між літосферою, гідросферою, атмосферою й живими організмами Землі постійно відбувається обмін хімічними елементами. Цей процес має циклічний характер: перемістившись із однієї сфери в іншу, елементи знову вертаються у вихідний стан. Кругообіг елементів відбувався впродовж усієї історії Землі, яка нараховує 4,5 млрд. років.

Гігантські маси хімічних речовин переносяться водами Світового океану. Насамперед це стосується розчинених газів — вуглекислого газу, кисню, азоту. Холодна вода високих широт розчиняє гази атмосфери. Потрапляючи з океанічними течіями в тропічний пояс, вона виділяє їх, тому що розчинність газів унаслідок нагрівання зменшується. Поглинання й виділення газів відбувається також у результаті зміни теплих і холодних сезонів року.

Величезний вплив на природні цикли деяких елементів спричинила поява життя на планеті. Це, у першу чергу, стосується кругообігу головних елементів органічної речовини — Карбону, Гідрогену й Оксигену, а також таких життєво важливих елементів, як Нітроген, Сульфур і Фосфор. Незважаючи на те що сумарна маса живих організмів Землі менша за масу земної кори в мільйони разів, рослини й тварини відіграють дуже важливу роль у переміщенні хімічних елементів.

Діяльність людини також впливає на кругообіг елементів. Особливо помітним це стало останнім століттям. розглядаючи хімічні аспекти глобальних змін у кругообігу хімічних елементів, слід урахувувати не лише зміни в природних кругообігах за рахунок надходження або видалення наявних у них хімічних речовин у результаті звичайних циклічних або спричинених людиною впливів, але й надходження в навколишнє середовище хімічних речовин, яких раніше не існувало в природі.

Виконання тренувальних вправ

Завдання:

1. Дайте характеристику хімічного елемента.

2. Охарактеризуйте фізичні й хімічні властивості простої речовини, утвореної елементом.
3. Наведіть приклади використання простої речовини й найбільш використовуваних сполук хімічного елемента.
4. Опишіть кругообіг неметалу в природі.
5. Складіть схему перетворень за участі сполук хімічного елемента та складіть рівняння хімічних реакцій.
6. Розв'яжіть задачі.

Задачі для груп. Різнорівневі завдання.

Група 1. Нітроген

Обчисліть масову частку виходу амоніаку відносно теоретичного, якщо відомо, що в результаті проходження через колону синтезу азоту масою $2,32 \cdot 10^3$ кг одержали амоніак масою $2,58 \cdot 10^3$ кг.

Група 2. Сульфур

Апаратник печі випалу за добу подав у піч колчедан, що містить ферум дисульфід масою $2,4 \cdot 10^5$ кг. Який об'єм сульфур(IV) оксиду при цьому утвориться (н. у.)?

Група 3. Фосфор

За зміну оператор установки виробництва подвійного суперфосфату подав у реактор $6,287 \cdot 10^4$ кг кальцій фосфату, а також водний розчин ортофосфатної кислоти масою $1,235 \cdot 10^5$ кг із масовою часткою кислоти 70 %. Обчисліть масу кальцій дигідрофосфату, що утворився.

Група 4. Карбон

Обчисліть об'єм карбон(II) оксиду за н. у., що утвориться в газогенераторі з вугілля масою 1 т, якщо масова частка Карбону у вугіллі становить 92 %, а виробничі втрати дорівнюють 10 %.

Група 5. Силіцій

Обчисліть масу кварцового піску, кальцинованої соди й вапняку, необхідних для одержання скла для шибок масою $2,4 \cdot 10^4$ кг, якщо втрати у виробництві становлять 10 %.

Використайте...

Питання про екологію.

Усі живі організми перебувають у взаємозв'язку з неживою природою та включаються в безперервний кругообіг речовин та енергії. У результаті відбувається біогенна міграція атомів. Необхідні для життя хімічні елементи переходять із зовнішнього середовища в організм. Після розкладу органічних речовин ці елементи знову вертаються в навколишнє середовище. В атмосфері завжди містяться гази: азот — 78 %, кисень — 20,9 %, вуглекислий газ — 0,033 % та інші гази-домішки, у тому числі пара води. Ці гази перетворюються живою біомасою планети. У процесі фотосинтезу зелені рослини поглинають вуглекислий газ і виділяють кисень. Вуглекислий газ використовується для утворення органічних речовин і через рослинні організми, у вигляді поживних речовин, переходить в організм тварин. Кисень використовується всіма живими організмами в процесі дихання, для окиснення органічних речовин, з його допомогою розкладаються відмерлі рештки організмів. У результаті цих процесів утворюється вуглекислий газ, який знову виділяється в атмосферу.

Вільний азот атмосфери поглинається в ґрунті бактеріями, які фіксують Нітроген. Вони перетворюють його на доступний для засвоєння рослинами стан. З ґрунту сполуки Нітрогену поглинаються рослинами для синтезу органічних речовин. Після їх відмирання інша група мікроорганізмів перетворює Нітроген на азот і вивільняє його в атмосферу.

Отже, завдяки збалансованому кругообігу газів склад атмосфери завжди перебуває на постійному рівні.

Значні запаси Фосфору містяться в гірських породах. Унаслідок руйнування гірських порід Фосфор надходить у ґрунт, а отже, засвоюється живими організмами. Але частина фосфатів розчиняється у воді й вимивається у Світовий океан, де осідає у вигляді донних відкладень.

Вода також бере участь у кругообігу. У процесі фотосинтезу вона використовується для синтезу органічних речовин, а в процесі дихання й

розкладу органічних решток виділяється в навколишнє середовище. Крім цього, вода потрібна всім живим організмам. У ній розчиняються мінеральні солі й органічні речовини, необхідні для засвоєння живими організмами. У водному середовищі відбувається кругообіг Натрію, Магнію, Кальцію, Феруму, Сульфуру та інших елементів, які разом становлять 1,7 % від загальної кількості речовин, які беруть участь у кругообігу.

У результаті кругообігу речовин відбувається безперервне переміщення хімічних елементів із живих організмів у неживу природу, і навпаки.

Кругообіг речовин складається з двох протилежних процесів, пов'язаних з акумуляцією елементів у живих організмах і мінералізацією в результаті їх розкладу. Утворення живої речовини переважає на поверхні Землі, а мінералізація — у ґрунті й морських глибинах.

Одночасно з міграцією атомів відбувається й перетворення енергії.

Джерелом енергії на Землі є Сонце. частина тепла витрачається на обігрів Землі й випар води. І лише 0,2 % сонячної енергії накопичується в процесі фотосинтезу. Ця енергія перетворюється на енергію хімічних зв'язків органічних речовин, під час розщеплення й окиснення яких у процесі живлення вона виділяється та знову витрачається на процеси життєдіяльності організмів: ріст, рух, розмноження, розвиток. Цей процес незамкнений, тому існує необхідність у постійному надходженні сонячної енергії.

Отже, біосфера є великою системою, що складається з різномірних компонентів, пов'язаних між собою процесами перетворення енергії та речовини. міграція речовин замкнена в цикли, компонентами яких є тіла живої й неживої природи. Циклічність процесів забезпечує безперервне існування біосфери.

2. Адсорбція

Адсорбція — це поглинання газів або розчинених речовин з розчину поверхнею твердого тіла або рідини. Адсорбція є одним із видів сорбції. Адсорбція відбувається під впливом молекулярних сил поверхневого шару адсорбенту. У деяких випадках молекули адсорбату (речовини, яка поглинається) взаємодіють з молекулами адсорбенту й утворюють з ними поверхневі хімічні сполуки (хемосорбція). За постійної температури фізична адсорбція посилюється внаслідок підвищення тиску або концентрації розчину. Процес, зворотний адсорбції, називається десорбцією.

Адсорбенти — високодисперсні природні або штучні матеріали з великою площею поверхні, на якій відбувається адсорбція речовин з газів або рідин, що стикаються з нею. Для очищення повітря й води від шкідливих речовин на очисних спорудженнях широко використовується метод адсорбції. Найбільш широко використовувані адсорбенти: активоване вугілля, силікагелі, алюмосилікагелі, оксиди й гідроксиди деяких металів, губчасті метали, природні мінерали.

Домашнє завдання

Повторити властивості неметалічних елементів та їхніх сполук, підготуватися до контрольної роботи з теми «Неметали та їхні сполуки».

Додаток

Орієнтовний зміст відповідей учнів

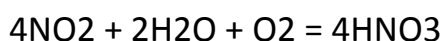
Група 1. Нітроген

Нітроген унаслідок виняткової міцності молекули азоту N₂ майже цілком зосереджений в атмосфері. Частина газоподібного

азоту розчинена в природних водах, які містять і розчинені нітрогеновмісні органічні речовини й неорганічні іони: катіон амонію, нітрит-іон і нітрат-іон. Оскільки Нітроген не утворює нерозчинних солей, він у дуже рідкісних випадках накопичується в літосфері. Так, у південноамериканській пустелі Атакама є скупчення натрій нітрату, що, незважаючи на високу розчинність у воді, зберігається завдяки винятково сухому клімату.

Слово «азот» буквально означає «безжиттєвий», оскільки він не підтримує дихання. Однак Нітроген цей є обов'язковою складовою білків. Тому він у значній кількості міститься в живих організмах і «мертвій» органічній речовині. Нітроген безупинно переміщається між атмосферою, океаном, живими організмами та ґрунтом.

В атмосфері під дією електричних розрядів азот переходить спочатку в нітроген(I) оксид, а потім — у нітроген(IV) оксид. Волога повітря й кисень перетворюють нітроген(IV) оксид на нітратну кислоту:



Сполуки Нітрогену легко розчиняються в атмосферних опадах і потрапляють на поверхню Землі.

Велике значення у зв'язуванні атмосферного азоту має життєдіяльність бульбочкових бактерій, що живуть на коренях бобових рослин. Ферменти цих бактерій перетворюють молекулярний азот на сполуки, які потім засвоюються рослинами. З рослин зв'язаний Нітроген надходить в організми тварин, переважно у формі амінокислот і білків. Після загибелі живих організмів органічні речовини перетворюються на неорганічні сполуки, які знову засвоюються рослинами. Частина Нітрогену в ґрунтах перетворюється на молекулярний азот і переходить в атмосферу. Молекулярний азот утворюється також у результаті остаточного окиснення органічних речовин.

Сполуки Нітрогену потрапляють в атмосферу з викидами промислових підприємств і транспорту, а в природні води — з побутовими та промисловими відходами.

Занадто велика кількість розчинних сполук Нітрогену в ґрунті призводить до збільшення їх умісту в продуктах харчування й питній воді, що може стати причиною серйозних захворювань. Сполуки Нітрогену накопичуються у водоймах і спричиняють заростання озер і водоймищ. Поки що подібні явища спостерігаються лише в окремих районах, де в навколишнє середовище потрапляє багато сполук Нітрогену. У цілому ж природа поки що справляється з тією кількістю зв'язаного Нітрогену, що виробляється людиною.

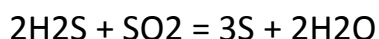
(Розглядаємо схему кругообігу Нітрогену в природі.)

Група 2. Сульфур

Сульфур міститься в атмосфері в невеликих кількостях, в основному у вигляді сірководню й сульфур(IV) оксиду. Досить багато цього елемента (у вигляді сульфат-іонів) міститься в гідросфері. У літосфері Сульфур трапляється у вигляді простої речовини — самородної сірки — та в складі численних мінералів — сульфідів і сульфатів металів. Крім того, сполуки Сульфуру наявні у вугіллі, сланцях, нафті, природному газі. Сульфур входить до складу багатьох білків, тому завжди міститься в організмах тварин і рослин.

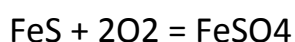
Виділяючись із глибин Землі, газоподібні сполуки Сульфуру (переважно сульфур(IV) оксид і сірководню) розчиняються в підземних водах. Тут вони

утворюють малорозчинні сульфіді (головним чином пірит — ферум дисульфід FeS_2) і сульфати (зокрема, кальцій сульфат CaSO_4). Утворюється також самородна сірка:



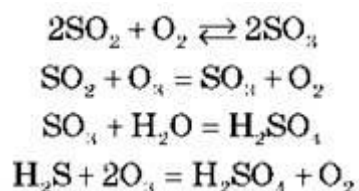
Газоподібні сполуки Сульфуру потрапляють у ґрунт, атмосферу та Світовий океан, де їх поглинають сульфатні бактерії.

Малорозчинні сульфіді, що містяться в гірських породах, у результаті життєдіяльності деяких бактерій частково окиснюються, перетворюючись на легкорозчинні сульфати:



Водорозчинні сульфати виносяться з поверхні суші з річковим стоком, постачаючи сульфат-іони у Світовий океан.

У результаті активного зв'язування Сульфуру в земній корі, гідросфері й живих організмах уміст сірководню й сульфур(IV) оксиду в атмосфері незначний і непостійний. Під дією кисню й озону ці речовини поступово перетворюються на сульфатну кислоту:



Сульфатна кислота вертається на землю з атмосферними опадами.

Господарська діяльність людей призводить до збільшення вмісту сполук Сульфуру в атмосфері й гідросфері. У результаті змін у методах тваринництва й землеробства (випас, оранка, меліорація) збільшилися об'єми викидів сульфуровмісних сполук у вигляді пилу. Ще більше Сульфуру потрапляє в атмосферу у формі сульфур діоксиду в результаті випалу сульфідних руд. Це, у свою чергу, спричиняє збільшення потоку Сульфуру, що потрапляє

з атмосфери в океани й на поверхню суходолу. Природні води забруднюються також добривами з полів і стоками промислових підприємств.

Отже, людська діяльність істотно змінила кругообіг Сульфуру між атмосферою, океанами й поверхнею суходолу. Техногенні викиди Сульфуру в навколишнє середовище не мають значного впливу на розподіл мас цього елемента на поверхні Землі, однак підвищений уміст Сульфуру в промислових і побутових відходах створює небезпеку для життя на великих територіях. Масований викид сульфур(IV) оксиду в атмосферу спричиняє кислотні дощі, які можуть випадати далеко за межами індустріальних районів. Забруднення природних вод розчинними сполуками Сульфуру загрожує живим організмам внутрішніх водойм і прибережних ділянок морів.

(Розглядаємо схему кругообігу Сульфуру в природі.)

Група 3. Фосфор

Фосфор міститься в земній корі й живих організмах у незначних кількостях, проте він має дуже велике значення для рослин і тварин. Без цього елемента неможливий синтез білків. Крім того, Фосфор входить до складу кісток і зубів. Саме недостатня кількість Фосфору найчастіше обмежує збільшення маси живої речовини. Значна частина Фосфору міститься в ґрунтах. Фосфор утворює численні мінерали (наприклад, фосфорити), однак вони не часто трапляються в гірських породах у великих кількостях. В атмосфері Фосфор практично відсутній.

У природних водах Фосфор наявний у складі органічних сполук і зважених твердих часток. Лише незначна його частина міститься в розчині у вигляді ортофосфат-іона PO_4^{3-} і гідрогенортофосфат-іона HPO_4^{2-} .

В океані «органічний» Фосфор багаторазово переходить від одного живого організму до іншого й повільно накопичується в донних відкладеннях у вигляді малорозчинних фосфатів. Ці втрати Фосфору компенсуються лише з одного джерела — гірських порід, що вивітрюються, суходолу, куди вони потрапляють із дна океанів у результаті тривалих геологічних процесів.

Діяльність людини порушила природний кругообіг Фосфору. Сполуки Фосфору використовуються для виробництва добрив і мийних засобів. Це призводить до забруднення водойм сполуками Фосфору.

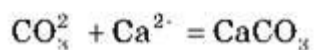
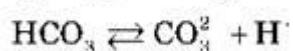
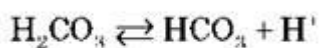
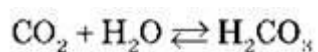
Група 4. Карбон

Карбон — основний елемент життя — міститься в атмосфері у вигляді карбон(IV) оксиду. В океані та прісних водах Землі Карбон перебуває у двох головних формах: у складі органічної речовини й у складі взаємозалежних неорганічних частинок: гідрогенкарбонат-іона HCO_3^- , карбонат-іона CO_3^{2-} і розчиненого карбон(IV) оксиду CO_2 . Велика кількість Карбону зосереджена у вигляді органічних сполук у тваринах і рослинах. Багато «неживої» органічної речовини міститься в ґрунті. Карбон літосфери міститься також у карбонатних мінералах (вапняк, доломіт, крейда, мармур). частина Карбону входить до складу нафти, кам'яного вугілля й природного газу.

Сполучною ланкою в природному кругообігу Карбону є карбон(IV) оксид. (Розглядаємо мультимедійну схему або схему в підручнику.)

Найбагатшими «сховищами» Карбону є морські відкладення й осадові породи на суходолі. Однак переважна частина цієї речовини не взаємодіє з атмосферою, а бере участь у кругообігу через тверду частину Землі. Наступним за величиною запасом Карбону є морська вода. Але й тут глибинна частина океанів, де міститься основна кількість Карбону, не взаємодіє з атмосферою настільки швидко, як їхня поверхня. Найбіднішим «сховищем» є біосфера суходолу й атмосфера.

Сучасний глобальний цикл Карбону складається з двох менших циклів. Перший з них полягає у зв'язуванні карбон(IV) оксиду в процесі фотосинтезу й нового утворення його в процесі життєдіяльності рослин і тварин, а також під час розкладу органічних решток. Другий цикл зумовлений взаємодією карбон(IV) оксиду атмосфери та природних вод:



Упродовж останнього століття в карбоновий цикл істотні зміни внесла господарська діяльність людини. Спалювання викопного палива — вугілля, нафти й газу — призвело до збільшення надходження карбон(IV) оксиду в атмосферу. Це не дуже впливає на розподіл мас Карбону між оболонками Землі, але може мати серйозні наслідки через посилення парникового ефекту.

Важливо розуміти, що парниковий ефект на Землі існував завжди. Без парникового ефекту, зумовленого наявністю вуглекислого газу в атмосфері, океани давно б замерзли, а вищі форми життя не виникли б. Наразі наукові дебати про парниковий ефект ведуться з питання глобального потепління: чи не занадто ми, люди, порушуємо енергетичний баланс планети в результаті спалювання викопних видів палива та іншої господарської діяльності, додаючи при цьому зайву кількість вуглекислого газу в атмосферу? Сьогодні вчені одностайно вважають, що ми відповідальні за підвищення природного парникового ефекту на кілька градусів.

Парниковий ефект існує не лише на Землі. Насправді найсильніший парниковий ефект, про який ми знаємо, — спостерігається на сусідній планеті, Венері. Атмосфера Венери майже цілком складається з вуглекислого газу, у результаті чого поверхня планети розігріта до температури 475 °C. Кліматологи вважають, що ми уникли такої долі завдяки наявності на Землі океанів. Океани поглинають атмосферний Карбон, і він накопичується в гірських породах, таких як вапняк, завдяки чому вуглекислий газ видаляється з атмосфери. На Венері немає океанів, і весь вуглекислий газ, який вулкани викидають в атмосферу, там і залишається. У результаті ми спостерігаємо на Венері некерований парниковий ефект.

Група 5. Силіцій

Силіцій — другий (після Оксигену) за масою елемент земної кори. Він інтенсивно накопичувався в речовині літосфери в процесах виплавки. Силіцій у формі високодисперсного кремнезему (SiO_2) повсюдно міститься в природних водах і використовується багатьма морськими організмами для побудови кістяка. Біологічний кругообіг Силіцію в океані зумовлений переважно життєдіяльністю планктонних водоростей і наступним розчиненням їхніх кістяків.

УРОК 22

Тема уроку. Контрольна робота з теми «Неметали та їхні сполуки»

Підготуйтеся...

Письмова контрольна робота(подібні завдання)

- завдання 1, 2, 3, 4, 5, 6 — тестові, кожне завдання оцінюється в 0,5 бала, у сумі перші шість завдань дають 3 бали;
- завдання 7, 8, 9 оцінюються по 2 бали, разом за дев'ять правильно виконаних завдань — 9 балів;
- завдання 10 пропонується виконувати учням, які претендують на оцінку 12 балів, оцінюється в 3 бали.

Отже, максимальна оцінка за правильно виконану роботу становить 12 балів.

Час на виконання роботи — 40 хв.

Варіант I

1. Проста речовина хлор:

- а) важкий газ зеленого кольору;
- б) бура летка рідина;
- в) отруйна речовина;
- г) добре розчиняється у воді.

2. Якісна реакція на карбонат-іон:

- а) дія розчинних солей Аргентуму;
- б) дія розчинних солей Барію;
- в) дія сильних кислот;
- г) дія індикатора.

3. Тільки окисні властивості Сульфур проявляє в сполуці:

- а) SO_3 ;

б) H_2S ;

в) SO_2 ;

г) H_2SO_3 .

4. Скло для шибок одержують у результаті сплавлення:

а) Na_2CO_3 , CaCO_3 , SiO_2 ;

б) Na_2Cl , CaCO_3 , SiO_2 ;

в) CaCl_2 , CaCO_3 , SiO_2 ;

г) Na_2CO_3 , NaCl , SiO_2 .

5. Формула нітратної кислоти:

а) HNO_2 ;

б) N_2O_3 ;

в) HNO_3 ;

г) H_3N .

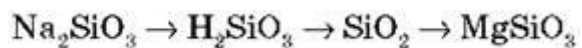
6. Солі фосфатної кислоти застосовуються:

а) як вибухові речовини;

б) для виробництва добрив;

в) для виготовлення гуми.

7. Запишіть рівняння реакції для здійснення перетворень:



8. Напишіть іонно-молекулярні рівняння реакції взаємодії:

а) натрій сульфїту та хлоридної кислоти;

б) амонїй нїтрату й барїй гїдроксиду.

9. Аргентум нїтрат масою 8,5 г прореагував із хлоридною кислотою. Випав бїлий нерозчинний осад масою 7 г. Обчислїть масову частку виходу продукту реакції від теоретично можливого.

10. Крізь розчин кальцій гідроксиду масою 50 г з масовою часткою 74 % пропустили карбон(IV) оксид об'ємом 12,5 л (н. у.). Обчисліть масу солі, що утворилася.

Варіант II

1. Алотропні модифікації Карбону:

- а) алмаз і графіт;
- б) білий і чорний;
- в) алмаз і кварц;
- г) метан і вугілля.

2. Якісна реакція на хлорид-іон:

- а) дія розчинних солей Аргентуму;
- б) дія розчинних солей Барію;
- в) дія сильних кислот;
- г) дія індикатора.

3. Тільки відновні властивості Нітроген проявляє в речовині:

- а) NO_2 ;
- б) N_2 ;
- в) HNO_3 ;
- г) HSN .

4. Рідке скло має формулу:

- а) Na_2SiO_3 ;
- б) CaSiO_3 ;
- в) CaSiO_3 ;
- г) Na_2CO_3 .

5. Ортофосфатна кислота є:

а) одноосновною;

б) двохосновною;

в) трьохосновною.

6. Нітратна кислота застосовується:

а) у медицині;

б) у виробництві вибухових речовин;

в) у радіотехніці.

7. Запишіть рівняння реакції для здійснення перетворень: $\text{CO}_2 \rightarrow \text{KHCO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KCl}$

8. Напишіть іонно-молекулярні рівняння реакцій взаємодії:

а) амоній сульфату й калій гідроксиду;

б) натрій силікату й нітратної кислоти.

9. Залізо масою 5,6 г згоріло в атмосфері хлору. Утворився ферум(III) хлорид масою 15,25 г. Обчисліть масову частку виходу продукту реакції від теоретично можливого.

10. До розчину сульфатної кислоти масою 98 г з масовою часткою кислоти 10 % додали натрій гідроксид масою 10 г. Обчисліть масу солі, що утворилася.

Варіант III

1. Азот перебуває в природі:

а) у вигляді простих і складних речовин;

б) тільки у вільному стані;

в) тільки у зв'язаному стані;

г) у вільному стані тільки в космосі.

2. Якісна реакція на сульфат-іон:

а) дія розчинних солей Аргентуму;

б) дія розчинних солей Барію;

в) дія сильних кислот;

г) дія індикатора.

3. Тільки відновні властивості Карбон проявляє в ступені окиснення:

а) +2;

б) +4;

в) -4;

г) 0.

4. Силікатна промисловість виготовляє:

а) цемент, бетон, пісок;

б) цемент, скло, залізобетон;

в) цемент, скло, кераміку;

г) цемент, скло, гуму.

5. Концентрована сульфатна кислота пасивує:

а) Al, Fe, Cr;

б) Zn, Fe, Cr;

в) Fe, Al, Pb;

г) Al, Zn, Pb.

6. Амоніак застосовується:

а) у медицині;

б) у будівництві;

в) у металургії.

7. Запишіть рівняння реакції для здійснення перетворень: $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$

8. Напишіть іонно-молекулярні рівняння реакції взаємодії:

а) калій карбонату та хлоридної кислоти;

б) алюміній сульфату й барій хлориду.

9. У результаті нагрівання магнію масою 2,4 г з фосфором утворився магній фосфід масою 4 г. Обчисліть масову частку виходу продукту реакції від теоретично можливого.

10. Технічний барій карбонат масою 24,6 г з масовою часткою карбонату 20 % прореагував із хлоридною кислотою масою 8,6 г. Обчисліть об'єм газу, що утворився (н. у.).

Домашнє завдання

Повторити матеріал параграфів про неметалічні елементи та їхні сполуки.