

ПОВТОРЕННЯ ОСНОВНИХ ПИТАНЬ КУРСУ ХІМІЇ ОСНОВНОЇ ШКОЛИ (4 год.)

УРОК 1. Тема уроку. Періодичний закон, періодична система хімічних елементів. Будова атома

УРОК 2. Тема уроку. Хімічний зв'язок, будова речовини

УРОК 3. Тема уроку. Теорія електролітичної дисоціації. Іонні реакції

УРОК 4. Тема уроку. Хімічні реакції. Окисно-відновні реакції

Урок №1.Періодичний закон, періодична система хімічних елементів. Будова атома.

Опрацюй, дай відповіді...

Вивчаючи зміну властивостей елементів, розміщених у ряд у порядку зростання їх відносних атомних мас, Д. І. Менделєєв виявив повторення однакових ознак у хімічних елементів і назвав цю закономірність періодичністю. Виявлену закономірність він сформулював у вигляді періодичного закону, суть якого опублікував у 1869 р.:

властивості елементів, а тому і властивості утворених ними простих і складних речовин перебувають у періодичній залежності від величини атомних мас елементів.

Чи знаєш ти, що назви деяких елементів запозичені з міфології народного епосу? Так, Титан Ті названий на честь казкової цариці ельфів Титанії зі старонімецького епосу. Ванадій V — на честь скандинавської богині краси Ванадіс. Прометій Pt — міфічного героя Прометея, який нібито вкрав з неба вогонь і передав його людям, тощо.

Чи знаєш ти, звідки пішов вираз «танталові муки», який вживається, коли людина не може домогтися своєї мети, хоча вона й близько? Тантал — син міфічного бога Зевса — за провину був приречений на вічний голод і спрагу, стоячи по горло у воді під деревом зі стиглими плодами. Учені-хіміки, які добували елемент Тантал Ta з руд, також зазнавали «танталових мук». У 1802 р. шведський учений Екеберг відкрив оксид елемента, а вважав його за метал. Металічний тантал добули лише через 100 років

Чи знаєш ти, що хімічний елемент Гелій He вперше був відкритий на Сонці (1868) і лише через 27 років англійському вченому У. Рамзаю вдалося виявити газувату речовину гелій в умовах Землі?

Тріумфом періодичного закону було відкриття в 1875 р. французьким ученим Лекок де Буабодраном нового елемента, названого Галієм (на честь стародавньої назви Франції). Властивості Галію, визначені експериментально, повністю збігалися із властивостями екаалюмінію, передбаченими Д. І. Менделєєвим.

Впродовж наступних 15 років передбачення Д. І. Менделєєва блискуче підтвердились: були відкриті прості речовини, утворені передбаченими елементами.

Проте наприкінці XIX ст. були відкриті інертні гази (He, Ne, Ar, Kr, Xe). їх молекули одноатомні. На відміну від усіх інших неметалів, вони не утворюють сполук із Гідроеном і металами. Несподіване відкриття інертних газів стало важким випробуванням для періодичної системи, оскільки для них не було вільних клітинок. Д. І. Менделєєв утворив для них окрему групу (нульову), розмістивши інертні гази між галогенами і лужними металами. У результаті періоди набули свого логічного завершення. Все це зумовило загальне визнання періодичного закону і періодичної системи елементів. Яка ж структура короткої форми періодичної системи? Основними структурними одиницями є періоди і групи.

Період — це горизонтальний ряд хімічних елементів, розміщених у порядку зростання їх відносних атомних мас, що починається лужним металом і закінчується інертним газом.

• **Визнач за періодичною системою, які періоди є винятком з цього правила (чому?).**

Усього періодів сім. Із них перші три — малі періоди, бо кожний складається з одного ряду хімічних елементів. Починаючи з четвертого, ідуть великі періоди (кожний складається з двох рядів). Усього рядів десять. Кожний період містить певне число хімічних елементів:

- 1- й період (малий) — 2 елементи;
- 2- й період (малий) — 8 елементів;
- 3- й період (малий) — 8 елементів;
- 4- й період (великий) — 18 елементів;
- 5- й період (великий) — 18 елементів;
- 6- й період (великий) — 32 елементи;
- 7- й період (великий) — досі ще не завершений, містить поки що 24 елементи.

Група — це вертикальний стовпчик, в якому один під одним розміщені

	VII	
	F	
	Cl	
	Mn	
	Br	
	I	
	Re	
	At	
	Bh	

подібні за властивостями хімічні елементи.

Усього груп вісім. Кожна з них поділяється на дві підгрупи: А — головну, до складу якої входять елементи малих періодів (типів) і Б — побічну, яка складається тільки з елементів великих періодів, вони є неповними аналогами типових елементів і навіть можуть дуже відрізнятися від них за властивостями. Так, сьома група складається з головної підгрупи — Флуор, Хлор (типів елементи) та їх аналоги — Бром, Йод, Астат, і побічної, до складу якої входять елементи тільки великих періодів — Манган, Технецій, Реній. Елементи головної підгрупи — активні неметали, а елементи побічної — метали.

Періодична система хімічних елементів (коротка форма)																		
ПЕРІОДИ	ГРУПИ ЕЛЕМЕНТІВ																	
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII										
1	H 1.00794 Гідроген							He 4.002602 Гелій	Порядковий номер Назва елемента Символ елемента 26 55.847 [Ar]3d⁶4s² Fe Ферум Атомна маса Електронна конфігурація									
2	Li 6.941 Літій	Be 9.0122 Берилій	B 10.811 [He]2s ² 2p ¹ Бор	C 12.011 [He]2s ² 2p ² Карбон	N 14.007 [He]2s ² 2p ³ Нітроген	O 15.999 [He]2s ² 2p ⁴ Оксиген	F 18.998 [He]2s ² 2p ⁵ Флуор	Ne 20.179 [He]2s ² 2p ⁶ Неон										
3	Na 22.990 Натрій	Mg 24.305 Магній	Al 26.982 [Ne]3s ² 3p ¹ Алюміній	Si 28.086 [Ne]3s ² 3p ² Силіцій	P 30.974 [Ne]3s ² 3p ³ Фосфор	S 32.066 [Ne]3s ² 3p ⁴ Сульфур	Cl 35.453 [Ne]3s ² 3p ⁵ Хлор	Ar 39.948 [Ne]3s ² 3p ⁶ Аргон										
4	K 39.098 [Ar]4s ¹ Калій	Ca 40.078 [Ar]4s ² Кальцій	Sc 44.956 [Ar]3d ¹ 4s ² Скандій	Ti 47.88 [Ar]3d ² 4s ² Титан	V 50.942 [Ar]3d ³ 4s ² Ванадій	Cr 51.996 [Ar]3d ⁵ 4s ¹ Хро́м	Mn 54.938 [Ar]3d ⁵ 4s ² Манган	Fe 55.847 [Ar]3d ⁶ 4s ² Ферум	Co 58.933 [Ar]3d ⁷ 4s ² Кобальт	Ni 58.69 [Ar]3d ⁸ 4s ² Нікель								
5	Cu 63.546 [Ar]3d ¹⁰ 4s ¹ Купрум	Zn 65.39 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² Цинк	Ga 69.723 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹ Галій	Ge 72.59 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ² Германій	As 74.922 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ³ Арсен	Se 78.96 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴ Селен	Br 79.904 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵ Бром	Kr 83.80 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶ Криптон										
6	Rb 85.468 [Kr]5s ¹ Рубідій	Sr 87.62 [Kr]5s ² Стронцій	Y 88.906 [Kr]4d ¹ 5s ² Гафній	Zr 91.224 [Kr]4d ² 5s ² Цирконій	Nb 92.906 [Kr]4d ⁴ 5s ¹ Ніобій	Mo 95.94 [Kr]4d ⁵ 5s ¹ Молибден	Tc 98.906 [Kr]4d ⁵ 5s ² Техніцій	Ru 101.07 [Kr]4d ⁷ 5s ¹ Рутеній	Rh 102.91 [Kr]4d ⁸ 5s ¹ Родій	Pd 106.42 [Kr]4d ¹⁰ 5s ⁰ Паладій								
7	Ag 107.87 [Kr]4d ¹⁰ 5s ¹ Аргентум	Cd 112.41 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² Кадмій	In 114.82 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹ Індій	Sn 118.71 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ² Станум	Sb 121.75 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ³ Сур'я́б	Te 127.60 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴ Телу́р	I 126.90 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵ Йод	Xe 131.29 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶ Ксенон										
8	Cs 132.91 [Xe]6s ¹ Цезій	Ba 137.33 [Xe]6s ² Барій	*La 138.91 [Xe]5d ¹ 6s ² Лантан	Hf 178.49 [Xe]4f ¹⁴ 5d ² 6s ² Гафній	Ta 180.95 [Xe]4f ¹⁴ 5d ³ 6s ² Тантал	W 183.85 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ² Вольфрам	Re 186.21 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ² Реній	Os 190.2 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ² Осній	Ir 192.22 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ² Ірідій	Pt 195.08 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹ Платина								
9	Au 196.97 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹ Аурум	Hg 200.59 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² Меркурій	Tl 204.38 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹ Талій	Pb 207.2 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ² Свинець	Bi 208.98 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³ Бісмут	Po 209 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴ Полоній	At 210 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵ Астат	Rn 222 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶ Радон										
10	Fr 223 [Ra]7s ¹ Францій	Ra 226.03 [Ra]7s ² Радій	**Ac 227 [Ac]7s ² Актиній	Rf 261 [Rf]5f ¹⁴ 6d ² 7s ² Реніогеній	Db 262 [Db]5f ¹⁴ 6d ³ 7s ² Дубній	Sg 263 [Sg]5f ¹⁴ 6d ⁴ 7s ² Сєбегеній	Bh 264 [Bh]5f ¹⁴ 6d ⁵ 7s ² Бергій	Hs 265 [Hs]5f ¹⁴ 6d ⁶ 7s ² Гасій	Mt 266 [Mt]5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ² Мейтнерій	Uun 267 [Uun]5f ¹⁴ 6d ⁸ 7s ² Унбегеній								
Повні окислення	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄										
Легкі окислення				RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR											
★	Ce 140.12 [Xe]4f ¹ 5d ¹ 6s ² Церій	Pr 140.91 [Xe]4f ² 6s ² Прометій	Nd 144.24 [Xe]4f ³ 6s ² Неодім	Pm 144.91 [Xe]4f ⁴ 6s ² Прометій	Sm 150.36 [Xe]4f ⁵ 6s ² Самарій	Eu 151.96 [Xe]4f ⁶ 6s ² Європій	Gd 157.25 [Xe]4f ⁷ 6s ² Гадоліній	Tb 158.93 [Xe]4f ⁸ 6s ² Тербій	Dy 162.5 [Xe]4f ⁹ 6s ² Диспроцій	Ho 164.93 [Xe]4f ¹⁰ 6s ² Гольмій	Er 167.26 [Xe]4f ¹¹ 6s ² Ербий	Tm 168.93 [Xe]4f ¹² 6s ² Тулій	Yb 173.04 [Xe]4f ¹³ 6s ² Йттербий	Lu 174.96 [Xe]4f ¹⁴ 6s ² Лютецій				
★★	Th 232.04 [Rn]7s ² 6d ² Торій	Pa 231.04 [Rn]7s ² 6d ¹ 7p ¹ Протактиній	U 238.03 [Rn]7s ² 6d ¹ 7p ² Уран	Np 237.05 [Rn]7s ² 6d ¹ 7p ² Нептуній	Pu 239.05 [Rn]7s ² 6d ¹ 7p ² Плутоній	Am 243 [Rn]7s ² 6d ¹ 7p ² Америцій	Cm 247 [Rn]7s ² 6d ¹ 7p ² Курій	Bk 247 [Rn]7s ² 6d ¹ 7p ² Беркелій	Cf 251 [Rn]7s ² 6d ¹ 7p ² Каліфорній	Es 252 [Rn]7s ² 6d ¹ 7p ² Ейнштейній	Fm 257 [Rn]7s ² 6d ¹ 7p ² Фермій	Md 258 [Rn]7s ² 6d ¹ 7p ² Мейтнерій	No 259 [Rn]7s ² 6d ¹ 7p ² Нобелій	Lr 260 [Rn]7s ² 6d ¹ 7p ² Лютецій				

"Основні закономірності періодичної системи:

1. У малих періодах із зростанням відносних атомних мас елементів спостерігається поступове послаблення металічних і наростання неметалічних властивостей.
2. У великих періодах спостерігається деяка періодичність у зміні

властивостей всередині самих періодів. У парних рядах великих періодів металічні властивості елементів послаблюються повільно, в результаті всі елементи парних рядів — метали. У непарних рядах великих періодів властивості елементів змінюються так само, як і в елементів малих періодів: металічні властивості послаблюються, а неметалічні — посилюються.

3. Особливу подібність властивостей виявляють елементи, розміщені всередині великих періодів, наприкінці кожного парного ряду. Це так звані тріади: Ферум — Кобальт — Нікол, що утворюють родину Феруму, і дві інші: Рутеній — Родій — Паладій та Осмій — Іридій — Платина, що утворюють родину платинових металів (платиноїдів). Виділяють ще родину лантаноїдів (14 елементів шостого періоду) і родину актиноїдів (14 елементів сьомого періоду). Елементи кожної з цих родин за властивостями дуже подібні між собою.

26 55,847 [Ar]3d ⁶ 4s ² Fe Ферум	27 58,933 [Ar]3d ⁷ 4s ² Co Кобальт	28 58,69 [Ar]3d ⁸ 4s ² Ni Нікол
---	---	--

Родина Феруму

44 101,07 [Kr]4d ⁷ 5s ¹ Ru Рутеній	45 102,91 [Kr]4d ⁸ 5s ¹ Rh Родій	46 106,42 [Kr]4d ¹⁰ 5s ⁰ Pd Паладій
76 190,2 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ² Os Осмій	77 192,22 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ² Ir Іридій	78 195,08 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹ Pt Платина

4. У групах у міру зростання відносних атомних мас елементів їх металічні властивості посилюються, а неметалічні — послаблюються (в елементів побічних підгруп бувають винятки).

5. У періодичній системі посилення металічних властивостей елементів у групах зверху вниз і послаблення їх у періодах зліва направо зумовлюють появу діагональної подібності. Так, Берилій більше подібний до Алюмінію, ніж до Магнію, а Бор — до Силіцію, ніж до Алюмінію (див. періодичну систему).

6. У періодах валентність елементів зростає: у малих періодах — від 1 до 8, у великих періодах — двічі, що й дало Д. І. Менделєєву підставу розмістити елементи великих періодів у два ряди.

7. У групах валентність елементів, як правило, відповідає номеру групи. Деякі елементи побічних підгруп можуть виявляти й іншу валентність. Так, Купрум — елемент I групи побічної підгрупи — утворює оксиди Cu_2O і CuO та гідроксиди CuOH та $\text{Cu}(\text{OH})_2$, де валентність Купруму дорівнює 1 і 2.

8. Елементи перших трьох груп — метали, вони летких сполук з Гідрогеном не утворюють. Це характерно для елементів головних підгруп IV—VII груп. При

цьому валентність елемента дорівнює різниці між числом 8 і номером групи, в якій розміщується елемент.

Завдання

1. Як змінюються властивості елементів у періодах і групах? Назви найактивніші метал і неметал.
2. В якого з елементів металічні властивості виявлені сильніше: а) Ca, Rb, Mn; б) Bi, R N? Відповідь мотивуй.
3. За хімічними властивостями радіоактивний елемент Радій найбільш подібний до (а)

Будова атомів.

Ядра атомів мають складну будову. Вони складаються з двох видів частинок — протонів і нейтронів, що утримуються ядерними силами. Протон p — позитивно заряджена частинка із зарядом $+1$ і масою, яка практично дорівнює 1, тому ядра атомів заряджені позитивно. Величина їх заряду чисельно дорівнює кількості протонів — протонному числу.

Нейтрон n — електронейтральна частинка, маса якої також практично дорівнює 1.

Маса атома визначається масою його ядра. Загальне число протонів і нейтронів — нуклонне число — обумовлює масу атома. Кількість нейтронів у ядрі чисельно дорівнює різниці між масою атома і масою протонів.

Загальна назва атомів (атомних ядер) з певним значенням нуклонно-го числа — нукліди.

Ізотопи — це нукліди одного хімічного елемента. Вони мають однакове число протонів, але різне число нейтронів. У періодичній системі ізотопи займають одне й те саме місце.

Нукліди бувають стабільні та радіоактивні. Останні самочинно розпадаються, що супроводжується випромінюванням — радіацією, яка шкідливо впливає на все живе.

Завдання .

1. Чому протонне число є важливою константою хімічного елемента? Відповідь обґрунтуй.
2. Протонне число елемента дорівнює загальному числу
(а) нейтронів; (в) нейтронів і протонів;
(б) протонів; (г) протонів і електронів.
3. Основний внесок у масу атома роблять
(а) протони й електрони; (в) протони й нейтрони;
(б) ядро; (г) нейтрони й електрони.
4. Загальне число електронів у атомі елемента з протонним числом 13 і відносною атомною масою 27 —

(а) 13; (б) 14; (в) 27; (г) 40.

5. Число протонів у нукліді Фосфору —

(а) 15; (б) 17; (в) 31; (г) 46.

6. Число нейтронів у нукліді Урану —

(а) 235; (б) 92; (в) 327; (г) 146.

7. Ядро атома одного з ізотопів Купруму містить 36 нейтронів. Нуклонне число цього нукліда дорівнює

(а) 96; (б) 29; (в) 65; (г) 94.

Урок №2. Хімічний зв'язок. Будова речовини.

Аби відповісти на запитання: що називають хімічним зв'язком? Яка його природа? Що таке електронегативність? Як змінюється електронегативність у періодах і групах? Яким чином утворюються ковалентний та йонний зв'язки? Чим відмінні та подібні різні типи хімічного зв'язку? У який спосіб описують внутрішню будову кристалів? Для чого використовують знання про хімічний зв'язок і будову речовини? - пригадайте курс хімії 8-го класу, проаналізуйте малюнки та схеми й виконайте тестові завдання.

Поміркуй...

Виберімо правильні твердження.

Для утворення хімічного зв'язку між двома атомами необхідно, щоб енергія системи з двох атомів:

А Була нижчою за енергію окремо взятих атомів; Б Була вищою за енергію окремо взятих атомів; В Дорівнювала енергії окремо взятих атомів; Г Була б спочатку нижчою, а згодом - вищою за енергію окремо взятих атомів.

Відповідь. А.

Ковалентним зв'язком сполучені атоми:

А Металічних елементів; Б Неметалічних і металічних елементів; В Неметалічних елементів; Г Інертних елементів.

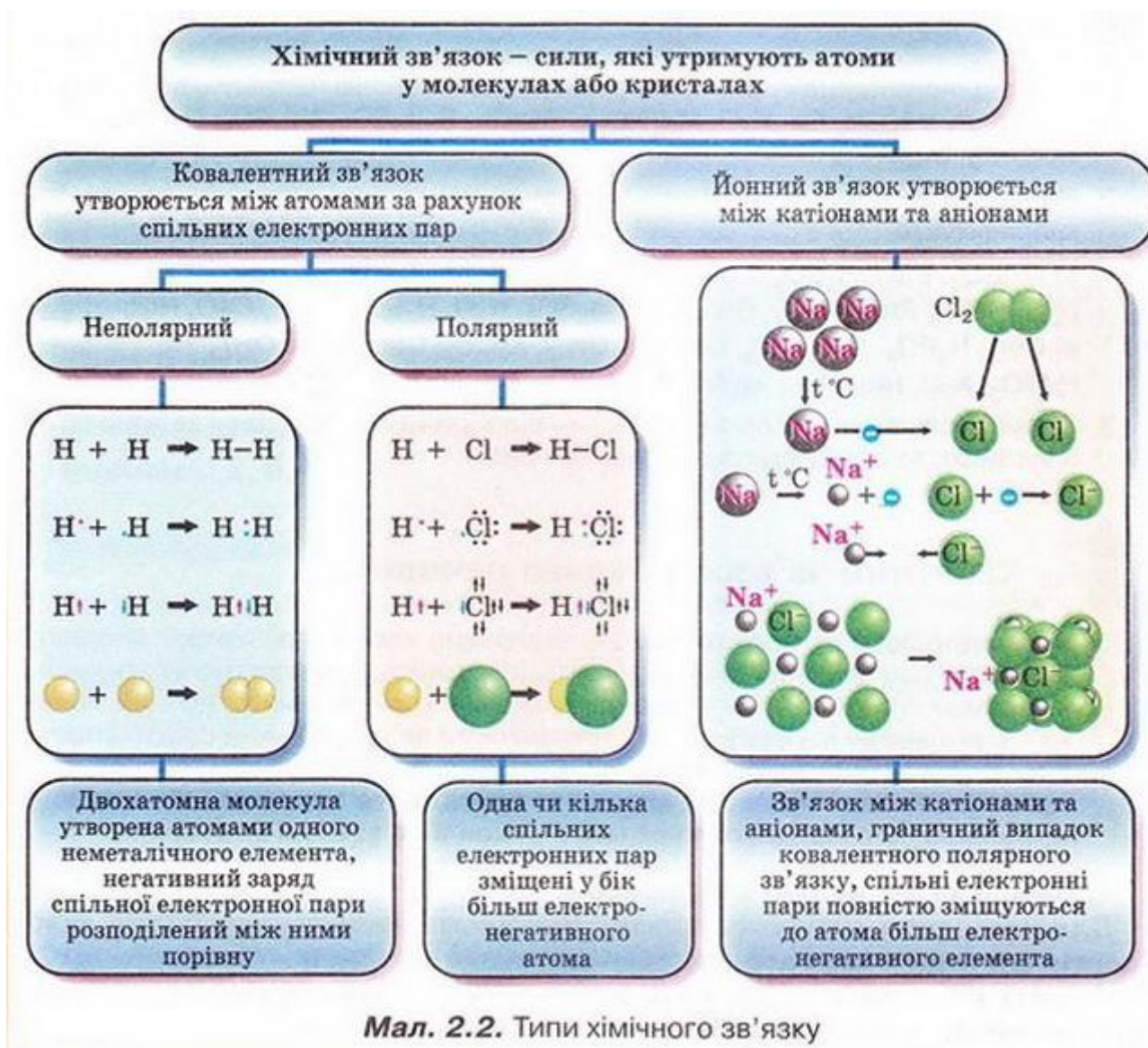
Відповідь. В.

Йонним зв'язком сполучені атоми:

А Металічних елементів; Б Неметалічних і металічних елементів; В Неметалічних елементів; Г Лужних елементів.

Відповідь. Б.

Використай...



Завдання

1. Виберіть формули речовин із ковалентним зв'язком:

А NaCl; Б H₂O; В N₂; Г HBr; Д O₂; Ж Br₂.

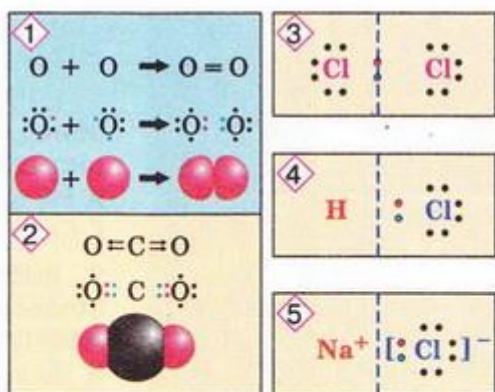
2. Виберіть формули речовин із ковалентним полярним зв'язком:

А KCl; Б SO₂; В O₃; Г HI; Д I₂; Ж CaBr₂.

3. Виберіть формули речовин із ковалентним неполярним зв'язком:

А H₂O; Б O₂; В CF₄; Г Cl₂; Д NH₃; Ж O₃.

Під час утворення молекул у хімічних реакціях атоми хімічних елементів прагнуть утворити стійку зовнішню оболонку (мал. 2.3).



Мал. 2.3. Утворення хімічного зв'язку в молекулах кисню (1), карбон(IV) оксиду (2), хлору (3), гідроген хлориду (4) та у кристалі натрій хлориду (5)

Використай!

Завдання

Виберіть правильне твердження. Під час утворення молекул у хімічних реакціях атоми хімічних елементів намагаються набути стійкої зовнішньої оболонки з:

А Шістьох електронів; Б Вісьмох електронів; В Трьох електронів; Г Чотирьох електронів.

Завдання

човин і типами хімічного зв'язку у них:

Назва речовини	Тип хімічного зв'язку
1 Кисень	А Ковалентний неполярний
2 Карбон(IV) оксид	Б Ковалентний полярний
	В Йонний

Завдання

Встановіть відповідність між типами хімічного зв'язку у бінарних сполуках і хімічними елементами, які входять до їхнього складу:

Тип хімічного зв'язку	Елементи у складі бінарної сполуки, їхня електронегативність
1 Ковалентний неполярний	А Неметалічні, однакова
2 Ковалентний полярний	Б Неметалічні, різна
3 Йонний	В Металічний і неметалічний
	Г Металічні, однакова

Електронегативність хімічного елемента — це властивість його атома притягувати спільні з іншим атомом електронні пари.

Завдання

1. Виберіть правильне твердження. У підгрупах зі збільшенням протонних чисел електронегативність елементів:

А Не змінюється; Б Збільшується; В Зменшується; Г Спочатку збільшується, потім зменшується.

2. Виберіть правильне твердження. У періодах зі збільшенням кількості електронів в атомах електронегативність елементів:

А Не змінюється; Б Збільшується; В Зменшується; Г Спочатку зменшується, потім збільшується.

3. Розташуйте хімічні елементи за зростанням їхньої електронегативності:

А С, Б О, В Si, Г F

4. Розташуйте хімічні елементи за зменшенням їхньої електронегативності:

А Ca; Б Al; В Si; Г K.

Завдання

Виберіть характеристики речовин з атомними кристалічними ґратками:

А Невисокі температури плавлення; б Не розчиняються у воді; В Йони у вузлах кристалічних ґраток; Г Висока твердість; Д Приємний запах.

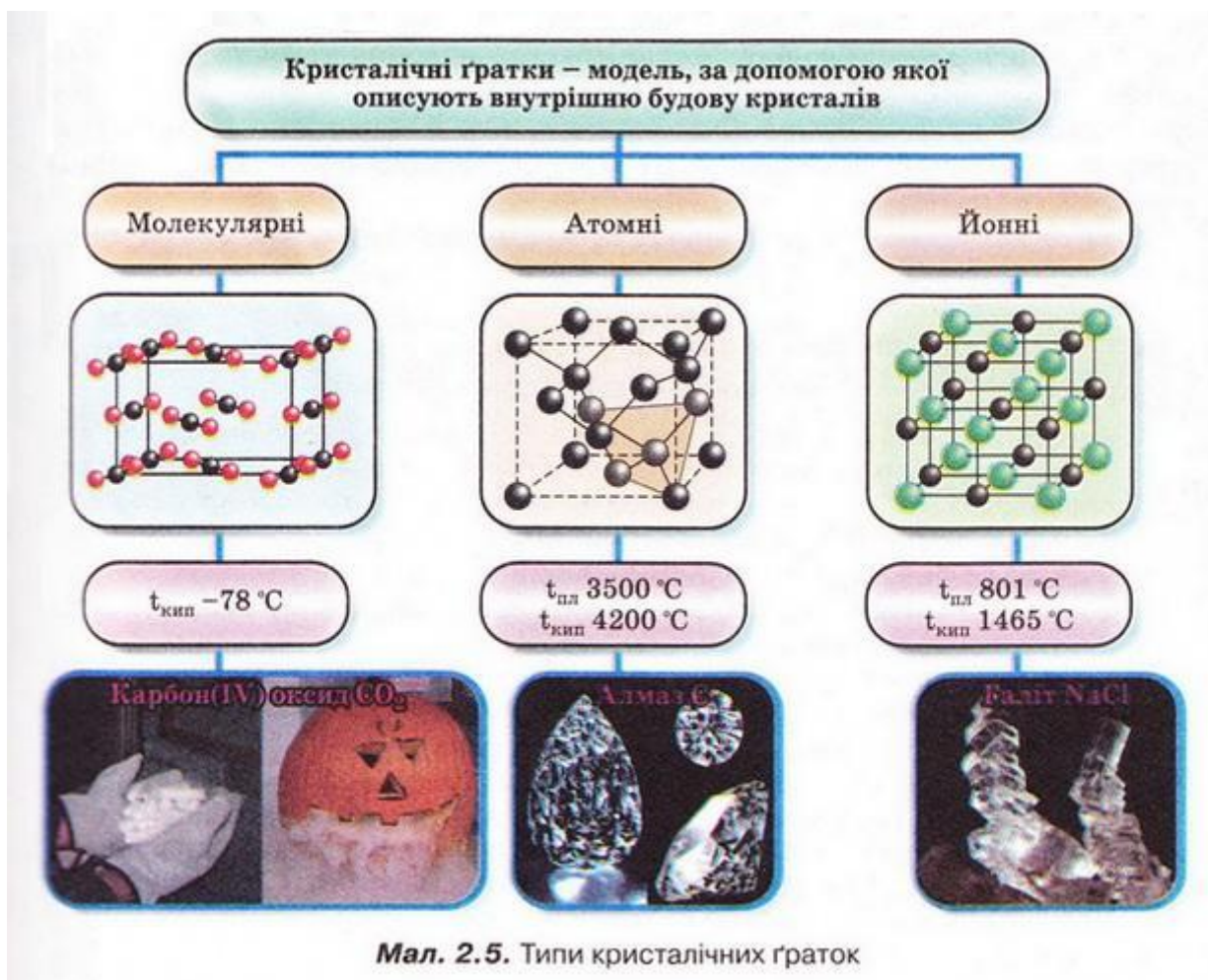
Стисло про головне

Хімічним зв'язком називають сили, які утримують атоми в молекулах або кристалах. Він має електронну природу.

Зв'язок між атомами за рахунок спільних електронних пар називають ковалентним. Його зображують за допомогою електронних і графічних формул молекул.

Якщо двохатомна молекула утворена атомами одного неметалічного елемента, то негативний заряд спільних електронних пар розподілений між ними порівну. Такий зв'язок називають ковалентним неполярним.

Використай!



Електронегативність хімічного елемента - це властивість його атома притягувати спільні з іншим атомом електронні пари. Зі зростанням протонного числа електронегативність хімічних елементів зростає у періодах і зменшується у підгрупах.

Ковалентний зв'язок, у якому одна чи кілька спільних електронних пар зміщені у бік більш електронегативного атома, називають **полярним зв'язком**.

Йонний зв'язок - це зв'язок між катіонами та аніонами. Його можна розглядати як граничний випадок ковалентного полярного зв'язку. Якщо різниця в електронегативності атомів хімічних елементів дуже велика, спільні електронні пари практично повністю зміщуються до атома більш електронегативного елемента. За цих умов атоми перетворюються на йони, завершуючи у такий спосіб зовнішній енергетичний рівень.

Межа між ковалентним полярним та йонним зв'язком дещо умовна. Різниця електронегативностей хімічних елементів дає змогу визначити, і в : кільки хімічний зв'язок у сполуці відрізняється від чисто ковалентного.

Кристалічні ґратки - модель, за допомогою якої описують знутрішню будову кристалів. Точки кристалічних ґраток, у яких розташовані частинки, називають

вузлами кристалічних ґраток. Природа частинок у вузлах кристалічних ґраток та сили взаємодії між частинками визначають тип ґраток: йонні, атомні, молекулярні.

Молекулярні речовини мають низькі температури плавлення й кипіння, адже молекули слабо зв'язані між собою. Речовини, що мають атомні кристалічні ґратки, плавляться за високих температур, практично нерозчинні у будь-яких розчинниках, мають низьку реакційну здатність. У йонних кристалах зв'язки між йонами міцні, тому такі кристали зазвичай мають високі температури плавлення. Вони тверді, але крихкі.

Властивості сполук залежать від їхньої будови і зумовлюють застосування речовин.

Застосуйте свої знання й уміння

1. Виберіть хімічний елемент, атоми якого під час утворення молекул у хімічних реакціях намагаються набутися стійкої зовнішньої оболонки з двох електронів:

1 Хлор; 2 Натрій; 3 Гідроген; 3 Карбон.

2. У молекулі бромі типу хімічного зв'язку:

1 Ковалентний неполярний; 2 Ковалентний полярний; 3 Йонний.

Він утворений за рахунок:

А Однієї спільної електронної пари; Б Двох спільних електронних пар; В Трьох спільних електронних пар; Г Чотирьох спільних електронних пар.

3. У молекулі гідроген сульфіді типу хімічного зв'язку:

1 Ковалентний неполярний; 2 Ковалентний полярний; 3 Йонний.

Він утворений за рахунок:

А Однієї спільної електронної пари; Б Двох спільних електронних пар; В Переходу електрона від атома Сульфуру до атома Гідрогену; Г Зміщення електрона від атома Сульфуру до атома Гідрогену.

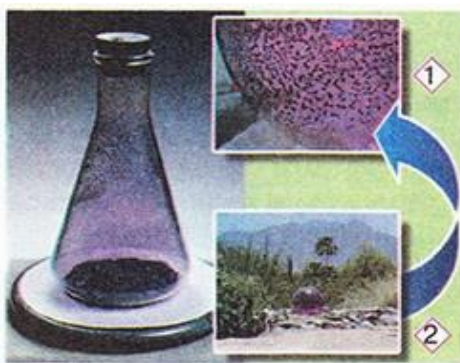
4. У кристалічних ґратках алмазу містяться:

1 Йони; 2 Молекули; 3 Атоми.

Вони зв'язані між собою:

А Ковалентними зв'язками; Б Електростатичними силами

5. Опишіть зображені на малюнку 2.6 зміни, які відбуваються з йодом за слабого нагрівання. Зробіть висновок про тип кристалічних ґраток цієї



Мал. 2.6. Досліди з йодом:
у лабораторії (1) та на природі (2)

речовини.

6. Спрогнозуйте тип кристалічних ґраток у речовинах за описом їхніх властивостей і застосування: а) камфора (компонент мазей, крапель та інших лікарських форм) - безбарвні леткі кристали з характерним запахом; б) ванілін (ароматизатор кондитерських виробів) - безбарвні, з приємним запахом; в) бор нітрид BN (боразон) за твердістю наближається до алмазу, водночас стійкіший до високих температур, його використовують для виготовлення надтвердих абразивних матеріалів.

7. Обчисліть об'єм газу (н. у.), який утвориться під час сублімації сухого льоду (карбон(IV) оксиду) масою 220 г.

Урок №3. Теорія електролітичної дисоціації. Йонні рівняння. Хімічні реакції.

Опрацюй інформацію...

Електролітична дисоціація

Речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм, називаються **електролітами**. Речовини, розчини або розплави яких не проводять електричного струму, називаються **неелектролітами**. Розпад електролітів на йони під час їхнього розчинення у воді називається **електролітичною дисоціацією**.

Основні положення теорії електролітичної дисоціації

1) Електроліти під час розчинення у воді розпадаються (дисоціюють) на позитивно й негативно заряджені йони. Розпад на йони здійснюється під дією диполів води.

- 2) Йони в розчині перебувають у гідратованому стані, тобто вони оточені диполями води.
- 3) Під дією електричного струму позитивно заряджені йони (катіони) рухаються до катода, негативно заряджені (аніони) — до анода. Завдяки руху йонів розчини електролітів проводять електричний струм.
- 4) У розчинах на йони розпадаються речовини з йонним і ковалентним полярним зв'язком.

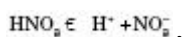
Ступінь дисоціації

Ступінь дисоціації α — відношення числа молекул N , що розпалися на йони, до загального числа розчинених молекул $N_{\text{вс}}$: $\alpha = \frac{N}{N_{\text{вс}}}$. Ступінь дисоціації виражається в частках одиниці або у відсотках.

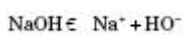
Якщо ступінь дисоціації менший 3 %, то електроліт називається слабким, якщо більший 30 % — сильним. Електроліти, ступінь дисоціації яких лежить у межах від 3 до 30 %, називаються електролітами середньої сили.

Електролітична дисоціація кислот, лугів, солей

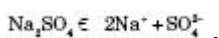
Кислоти дисоціюють на катіони Гідрогену й аніони кислотного залишку, наприклад:



Луги дисоціюють на катіони металу (або йони амонію NH_4^+) та аніони гідроксигрупи, наприклад:



Солі дисоціюють на катіони металу (або йони амонію NH_4^+) та аніони кислотного залишку, наприклад:



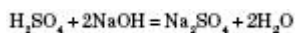
На йони не розпадаються осадки, гази, а також вода — сполука, яка мало дисоціює.

Реакції обміну в розчинах. Йонні рівняння

Реакції у водних розчинах з участю електролітів є реакціями між іонами. Вони називаються **йонними реакціями**, а рівняння цих реакцій — **йонними рівняннями**.

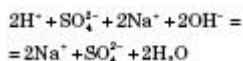
План запису йонних рівнянь реакцій

1) Записуємо схему реакції в молекулярній формі:



2) Перевіряємо, чи є серед реагентів або продуктів реакції малодисоційовані речовини, гази або речовини, які випадають в осад.

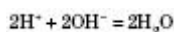
У даному рівнянні є малодисоційована сполука — вода, отже, H_2O записуємо в молекулярному вигляді, а решту речовин — у вигляді йонів:



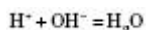
Це **повне йонне рівняння**.

3) Виключаємо з обох частин йонного рівняння однакові, тобто ті, що не беруть участі в реакції, йони.

Перепишемо йони, що залишилися:

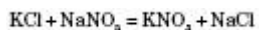


Скорочуємо коефіцієнти:



Це **скорочене йонне рівняння**.

Якщо в рівнянні немає малодисоційованих речовин, газів або речовин, які випадають в осад, то ця реакція не відбувається повністю. Наприклад:



У цьому рівнянні всі йони скорочуються, отже, з точки зору електролітичної дисоціації реакція не відбувається.

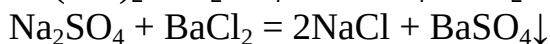
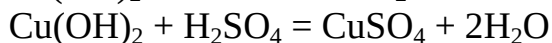
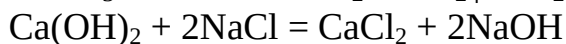
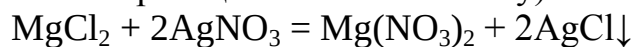
Тема: Йонні рівняння реакцій. Складання йонних рівнянь.

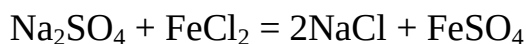
Підготуй заздалегідь.

- Які реакції називаються реакціями йонного обміну?
- При яких умовах реакції йонного обміну відбуваються до кінця? (один учень – одна умова)
- Які речовини не розпадаються на йони і записуються в рівняннях йонного обміну в молекулярному вигляді?

Завдання: Які реакції йонного обміну відбуваються до кінця?

(За допомогою ПК чи ноутбука учням демонструються слайди із рівняннями реакцій. Учні повинні плеснути в долоні, якщо побачать можливі реакції йонного обміну)





Зверні увагу на проблемне питання.

Чому під час печії люди вживають розчин питної соди?

Порада викладача...

Ви вже знаєте, що таке йонні рівняння реакції, знаєте як складати ці рівняння. Але практика без теорії сліпа, а теорія без практики мертва. Тому, пропоную вам сьогодні підтвердити теоретичні знання отримані на попередньому уроці, виконанням лабораторних дослідів.

Уважно прочитай, підготуйся до: виконання лабораторних дослідів.

1. Інструктаж з ТБ.

На попередньому уроці ми з'ясували при яких умовах реакції йонного обміну відбуваються до кінця. Пригадайте ці умови.

Сьогодні я пропоную вам перевірити на практиці, чи дійсно це так.

Перед тим, як розпочати роботу пригадаємо правила техніки безпеки.

Перегляд відео «ТБ» Програма «Хімія 9 клас»

Сьогодні вам доведеться працювати з досить небезпечними речовинами. Пригадаємо деякі правила поводження з ними. Вони сформульовані у вигляді вірша. Давайте прочитаємо їх.

Прорчитай вірш .

Пам'ятай, що всі кислоти
Не бувають без роботи.
Все руйнують навкруги:
Шкіру, одяг і луги.

Агресивні і їдучі
Як вогонь вони пекучі.
Підкоряють навіть сплави,
Тож кислоти не для забави.

Луги також небезпечні.
Будь уважним – безперечно.
Шкіру легко роз'їдають,
Очі швидко випікають

Тож, коли працюєш з лугом,
Не бесідуйте ви з другом.
Обережним будь, обачним,
Бо помилки не пробачать.

Знайдіть помилки з Т.Б.

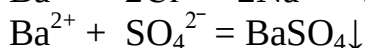
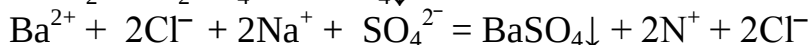
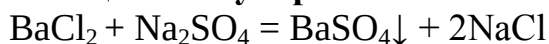
- 1) налити розчин – етикетка не під рукою.

- 2) Затиснути тримач майже біля дна.
- 3) Нагрівати на спиртівці – отвір пробірки на себе.
- 4) Понюхати – отвір прямо до отвору пробірки.

Уважно продивися...

Лабораторний дослід №2

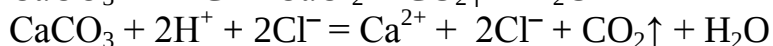
Реакції обміну в розчинах електролітів з випаданням осаду.



Висновок: реакції йонного обміну відбуваються до кінця, якщо утворюється осад.

Лабораторний дослід №3

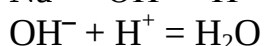
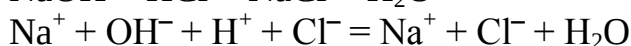
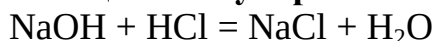
Реакції обміну в розчинах електролітів з виділенням газу.



Висновок: реакції йонного обміну відбуваються до кінця, якщо виділяється газ.

Лабораторний дослід №4

Реакції обміну в розчинах електролітів з утворенням води.

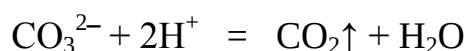
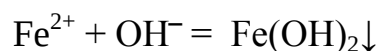


Висновок: реакції йонного обміну відбуваються до кінця, якщо утворюється вода.

Продумай...

А зараз давайте спробуємо попрацювати навпаки.

Перед вами на дошці записане скорочене йонне рівняння реакції. Використовуючи реактивами, які ви бачите на столі у вчителя, складіть молекулярне рівняння реакції, яке б відповідало такому скороченому йонному рівнянню. (Учні пропонують реактиви, демонструють цю реакцію, складають повне йонне та молекулярне рівняння реакції)



Спробуй зробити ...

Експрес – тест. Йонні рівняння реакції.

1. Позначте скорочене йонне рівняння, яке відповідає реакції між ферум (III) нітратом і калій гідроксидом у розчині.

- 1) $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$
- 2) $\text{K}^+ + \text{NO}_3^- = \text{KNO}_3$
2. Позначте ту пару йонів, яка бере участь у хімічній реакції між MgSO_4 і $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ у розчині.
 - 1) Mg^{2+} і NO_3^-
 - 2) Mg^{2+} і Ba^{2+}
 - 3) Ba^{2+} і SO_4^{2-}
 - 4) NO_3^- і SO_4^{2-}
3. Позначте ту пару йонів, яка бере участь у хімічній реакції між KOH і HNO_3 у розчині.
 - 1) K^+ і NO_3^-
 - 2) H^+ і NO_3^-
 - 3) H^+ і OH^-
 - 4) K^+ і OH^-
4. Позначте пари тих йонів, які не можуть одночасно перебувати в розчині.
 - 1) Ca^{2+} і PO_4^{3-}
 - 2) Fe^{3+} і OH^-
 - 3) CO_3^{2-} і Cl^-
 - 4) NO_3^- і Ba^{2+}
5. Позначте пари тих йонів, які можуть одночасно перебувати в розчині.
 - 1) Ca^{2+} і Br^-
 - 2) H^+ і OH^-
 - 3) CO_3^{2-} і H^+
 - 4) NO_3^- і Zn^{2+}

Д/з. §12 (Н.М. Буринська)

Контрольні питання №3,4 ст. 12, 15, 17 (зошит Гога) - всім

Впр 7, 8* Ст. 78 (Н.М. Буринська) –для учнів (для бажаючих)

Урок №4. Підготовка до перевірконої контрольної роботи за курс 9-ти річної школи.

Скористайся і зроби.

1. Повторити основні класи неорганічних сполук.
2. Що таке відносна молекулярна вага речовини?
3. Дописати рівняння реакцій: урівняти.
4. Написати рівняння йонних реакцій.

В основній школі ви вже вивчили такі класи [неорганічних сполук](#), як [оксиди](#), [кислоти](#), [основи](#), [солі](#). **Опрацюй...**

Пригадайте їх визначення й розподіліть наведені формули за класами сполук, назвіть речовини: NaOH , CuSO_4 , CaO , HCl , HNO_3 , SO_2 , $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

Серед неорганічних сполук переважають представники саме цих класів. Хоча, окрім них, вам відомі амфотерні гідроксиди (алюміній гідроксид, цинк гідроксид та ін.), пероксиди (гідроген пероксид та ін.).

Речовини, формули яких ви віднесли до одного класу, подібні за складом, проте мають відмінності щодо [фізичних і хімічних властивостей](#). Це дає підстави для їх класифікації на окремі групи. Так, за агрегатним станом (фізична характеристика) оксиди поділяють на тверді (наприклад, фосфор(V) оксид), рідкі (наприклад, вода), газуваті (наприклад, карбон(IV) оксид).

Наведіть власні приклади оксидів, що за звичайних умов перебувають у різному агрегатному стані.

За здатністю розчинятися у воді кислоти, основи та солі поділяють на розчинні, малорозчинні й нерозчинні. Наприклад, сульфатна кислота добре розчинна, силікатна кислота — нерозчинна, купрум(II) гідроксид — нерозчинна основа, натрій гідроксид -розчинна основа, або луг, кальцій гідроксид — малорозчинна основа, натрій хлорид — розчинна сіль, барій сульфат — нерозчинна сіль, кальцій сульфат — малорозчинна сіль. Потрібно пам'ятати, що абсолютно нерозчинних речовин не існує.

Розчинні основи утворюють мильні на дотик розчини, через що ці речовини дістали назву луги. Це: літій гідроксид, натрій гідроксид, калій гідроксид, кальцій гідроксид, барій гідроксид і деякі інші. Їх значно менше, ніж нерозчинних основ.

З-поміж різних класифікацій неорганічних речовин найуживанішою є класифікація за хімічними властивостями.

Оксиди. Вам відомо, що оксиди — бінарні сполуки елемента з Оксигеном, у яких він проявляє [ступінь окиснення](#) -2. Вони бувають солетвірні й несолетвірні. Солетвірні на підставі їх хімічних властивостей поділяють на основні, кислотні й амфотерні.

Основні оксиди — це оксиди, які взаємодіють із кислотами з утворенням солі та води.

До них належать лише оксиди металічних елементів зі ступенем окиснення +1, +2, рідше +3.

Гідратами оксидів (гідратними формами), що відповідають основним оксидам, є **основи**. Наприклад:
 $\text{Na}_2\text{O} - \text{NaOH}$, $\text{CuO} - \text{Cu(OH)}_2$,
 $\text{Cu}_2\text{O} - \text{CuOH}$, $\text{FeO} - \text{Fe(OH)}_2$

Мал. 1. Основи

Визначте ступінь окиснення атомів металічних елементів у наведених формулах. Яка закономірність простежується між їх ступенем окиснення в оксиді й основі?

Кислотні оксиди — це оксиди, які взаємодіють із лугами з утворенням солі та води.

До них належать усі солетвірні оксиди неметалічних елементів та оксиди деяких металічних елементів із високими ступенями окиснення (+5, +6, +7).

Гідратами оксидів (гідратними формами), що відповідають кислотним оксидам, є **кислоти**.
Наприклад:
 $\text{SiO}_2 - \text{H}_2\text{SiO}_3$, $\text{P}_2\text{O}_5 - \text{H}_3\text{PO}_4$, $\text{Mn}_2\text{O}_7 - \text{HMnO}_4$

Мал. 2. Кислоти.

Щодо кислотних оксидів і відповідних їм гідратів оксидів (оксигеновмісних кислот), то для них також справджується закономірність, виявлена для основ: атоми кислототвірних елементів у кислотному оксиді й відповідній йому кислоті мають однаковий ступінь окиснення.

Напишіть формули сульфур(IV) оксиду і сульфур(VI) оксиду та формули відповідних їм гідратів оксидів.

Амфотерні оксиди — оксиди, які утворюють сіль і воду при взаємодії як із кислотою, так і з лугом.

До них належить невелика кількість оксидів металічних елементів:

BeO, Al₂O₃, ZnO, PbO, Cr₂O₃ та деякі ін.

Гідратами оксидів (гідратними формами), що відповідають амфотерним оксидам, є **амфотерні гідроксиди**. Наприклад:
 $\text{BeO} - \text{Be}(\text{OH})_2$ $\text{Al}_2\text{O}_3 - \text{Al}(\text{OH})_3$

Мал. 3. Амфотерні гідроксиди.

Кислоти. Кислоти належать до складних речовин, загальну формулу яких передає об'ємне зображення:



Кислоти — це електроліти, які у водному розчині дисоціюють на катіони Гідрогену й аніони кислотного залишку. Наприклад:
 $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
 $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

Мал. 4. Кислоти.

У розчинах кислот наявні катіони Гідрогену, що зумовлюють загальні властивості кислот. Так, кислоти взаємодіють з: 1) індикаторами; 2) [металами](#) (розташованими в ряді активності до водню); 3) основними й амфотерними оксидами; 4) основами й амфотерними гідроксидами; 5) солями інших кислот, якщо один із продуктів реакції випадає в осад або виділяється в газоподібному стані.

Наведіть приклади рівнянь реакцій, що ілюструють зазначені властивості кислот.

Катіони Гідрогену зумовлюють загальні, кислотні залишки — специфічні властивості кислот.

Основи. Основи належать до складних речовин, загальну формулу яких передає об'ємне зображення:



Основи — це електроліти, що дисоціюють з утворенням катіонів металічного елемента та гідроксид-аніонів. Наприклад:
 $\text{KOH} = \text{K}^+ + \text{OH}^-$

Як вам відомо, серед основ сильними електролітами є луги. Наявність гідроксид-іонів зумовлює загальні властивості лугів: 1) дію на індикатори; 2) взаємодію з кислотними та амфотерними оксидами; 3) взаємодію з кислотами (реакція нейтралізації); 4) взаємодію з амфотерними гідроксидами; 5) взаємодію із солями, якщо один із продуктів реакції випадає в осад або виділяється в газоподібному стані.

Наведіть приклади рівнянь реакцій, що ілюструють зазначені загальні властивості лугів.

Для нерозчинних основ характерною є взаємодія: 1) з кислотними та амфотерними оксидами (при сплавленні у твердому стані); 2) з кислотами; 3) розкладання під час нагрівання.

Наведіть приклади рівнянь реакцій, що ілюструють зазначені загальні властивості нерозчинних основ.

Солі. Солі належать до складних речовин, загальну формулу яких передає об'ємне зображення:



Солі — це електроліти, що дисоціюють з утворенням катіонів металічного елемента й аніонів кислотного залишку. Наприклад:
$$K_2CO_3 = 2K^+ + CO_3^{2-}$$

Як бачимо, до складу солей, як і до складу основ, входять катіони металічних елементів, а інша складова частина солей — аніони кислотних залишків — властива також молекулам відповідних кислот. Таке поєднання [йонів](#) урізноманітнює хімічні властивості солей. Солі взаємодіють з: 1) металами, активнішими від металу, йони якого входять до складу солі (у розчині); 2) лугами (у розчині за умови утворення осаду); 3) іншою сіллю (у розчині за умови утворення осаду); 4) кислотами, що є сильнішими електролітами за кислоту, із сіллю якої проводять реакцію (за умови утворення осаду чи виділення газу); 5) розкладання солей деяких кислот (наприклад, карбонатів, нітратів) під час нагрівання.

Зроби...

Наведіть приклади рівнянь реакцій, що ілюструють зазначені загальні властивості солей.

Номенклатура неорганічних сполук. Окрім правильного запису хімічних формул і рівнянь хімічних реакцій, не менш важливо правильно називати речовини. Ви вже обізнані із сучасною українською хімічною номенклатурою, повторити яку допоможе таблиця 1. При повторенні треба пам'ятати, що для оксидів, основ і солей існує загальне правило номенклатури.

Усі назви складаються із двох слів. Назву елемента, з атомів якого утворилася перша складова частина речовини, пишуть з малої літери в називному відмінку, а в разі прояву ним змінної валентності її без відступу зазначають після назви елемента в круглих дужках римською цифрою.

Номенклатура неорганічних сполук різних класів Таблиця 1

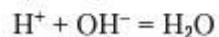
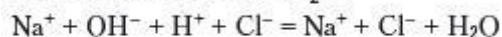
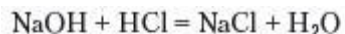
Клас	Складові назви	Приклади
Оксиди	назва хімічного елемента в називному відмінку + оксид	CaO — кальцій оксид NO ₂ — нітроген(IV) оксид
Основи	назва металічного елемента + гідроксид	Ca(OH) ₂ — кальцій гідроксид Cu(OH) ₂ — купрум(II) гідроксид
Кислоти	назва аніону з додаванням закінчення -на + кислота	HCl — хлоридна кислота HNO ₃ — нітратна кислота
Солі	назва металічного елемента + назва кислотного залишку	CaCl ₂ — кальцій хлорид Cu(NO ₃) ₂ — купрум(II) нітрат

Особливості перебігу хімічних реакцій неорганічних речовин у розчинах. Значна частина хімічних реакцій між неорганічними речовинами відбувається в розчині.

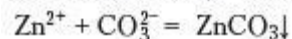
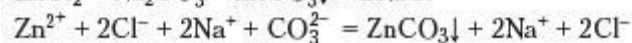
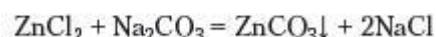
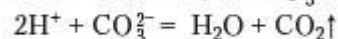
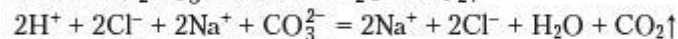
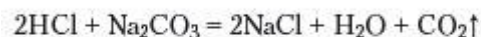
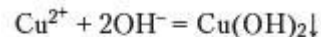
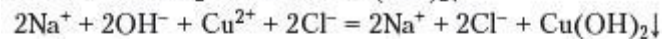
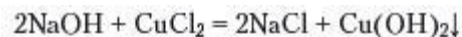
До якого б класу не належала неорганічна сполука, у водному розчині її хімічні властивості визначають йони, на які вона дисоціює.

На конкретних прикладах розглянемо цей висновок і повторимо, як пишуть повні й скорочені йонні рівняння реакцій.

Приклад 1. Реакція нейтралізації (взаємодія основи з кислотою):



Приклад 2. Реакції йонного обміну основи, кислоти та солі із сіллю:



Відносна молекулярна маса речовини, її обчислення за хімічною формулою

Опрацювавши цю тему, Ви маєте:

- давати визначення відносної молекулярної маси речовини;
- називати та розрізняти позначення відносної атомної та молекулярної мас;
- обчислювати відносну молекулярну масу речовини за її формулою.

Склад найменшої структурної частинки речовини (молекули чи формульної одиниці) можна виразити за допомогою хімічної формули. Оскільки ця частинка складається із певних хімічних елементів, то вона має масу, яка дорівнює сумі мас цих елементів з урахуванням кількості кожного із елементів, які входять до складу цієї частинки. Подібно до маси атома масу молекули або формульної одиниці порівнюють з $1/12$ маси атома ізотопу ^{12}C . Вона є важливою характеристикою речовини і називається відотною молекулярною масою **Mr** (молекулярна « relatives » - відносна).

Відотною молекулярною масою речовини називають відношення маси молекули даної речовини до $1/12$ маси атома Карбону-12.

$$Mr = \frac{m}{1/12 m_a(^{12}\text{C})}, \text{ де}$$

m - маси молекули даної речовини;

$m_a(^{12}\text{C})$ – маса атома ізотопу ^{12}C .

Відносну молекулярну масу легко вирахувати за хімічною формулою речовини.
Наприклад, розрахуємо відносну молекулярну масу речовини:

$$Mr(H_2O) = 2 \cdot Ar(H) + Ar(O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$$

Приклад : Відносна молекулярна маса алюміній сульфату дорівнює:

$$Mr(Al_2(SO_4)_3) = 2 \cdot Ar(Al) + 3 \cdot Ar(S) + 12 \cdot Ar(O) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 32 + 12 \cdot 16 = 342$$

Таким чином, за хімічною формулою можна визначити не тільки якісний і кількісний склад молекули або формульної одиниці речовини, а і її відносну молекулярну масу.

Перевірте свої знання

1. Визначте відносну молекулярну масу речовини, хімічна формула якої SO_2

- ☐ а) 64;
- ☐ б) 217
- ☐ в) 148;
- ☐ г) 160.

2. Встановіть відповідність між хімічною формулою речовини та її відотною молекулярною масою:

- | | |
|----------------------------------|-------|
| 1 CuO | А 111 |
| 2 K ₂ SO ₄ | Б 80 |
| 3 AgNO ₃ | В 174 |
| 4 P ₂ O ₅ | Г 160 |