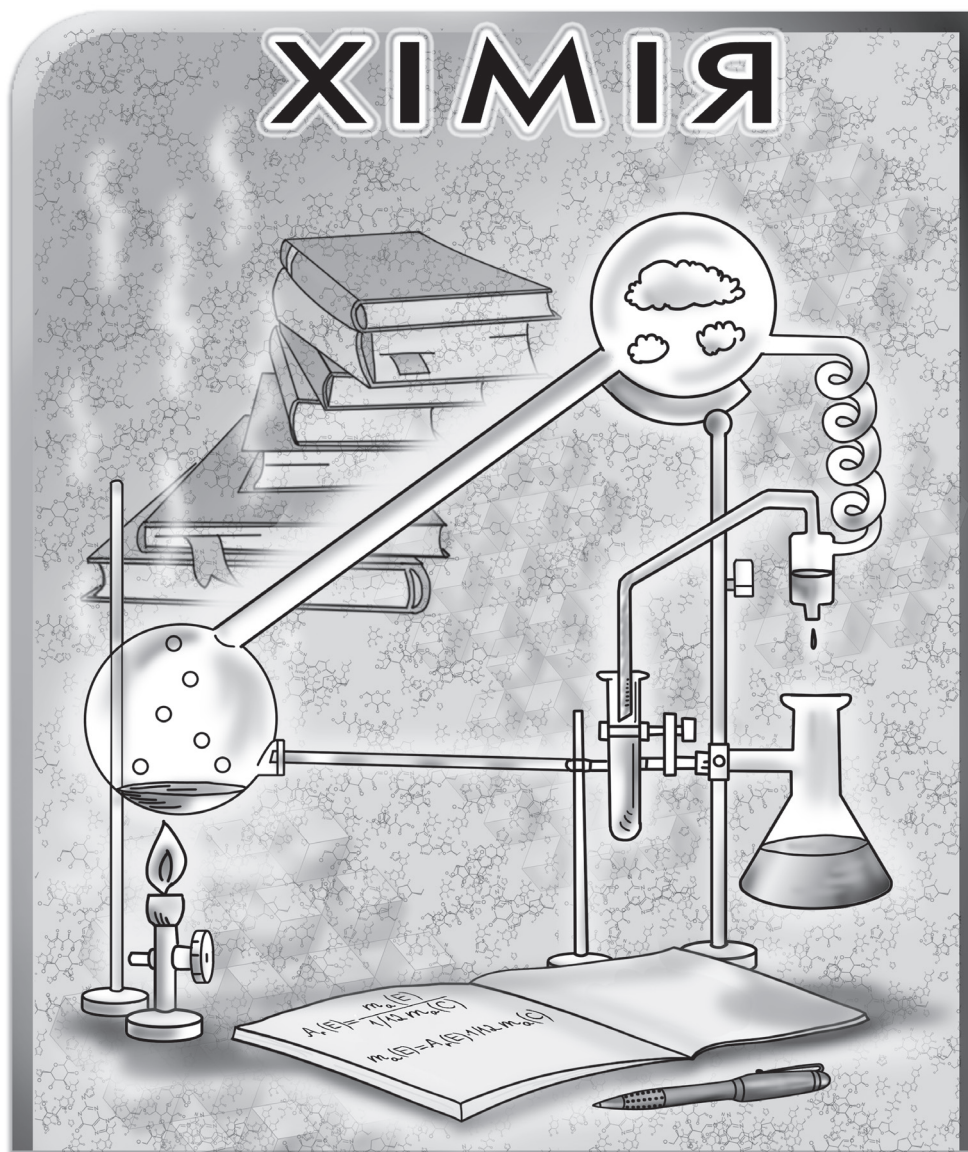


Науково-педагогічний проект
«Інтелект України»

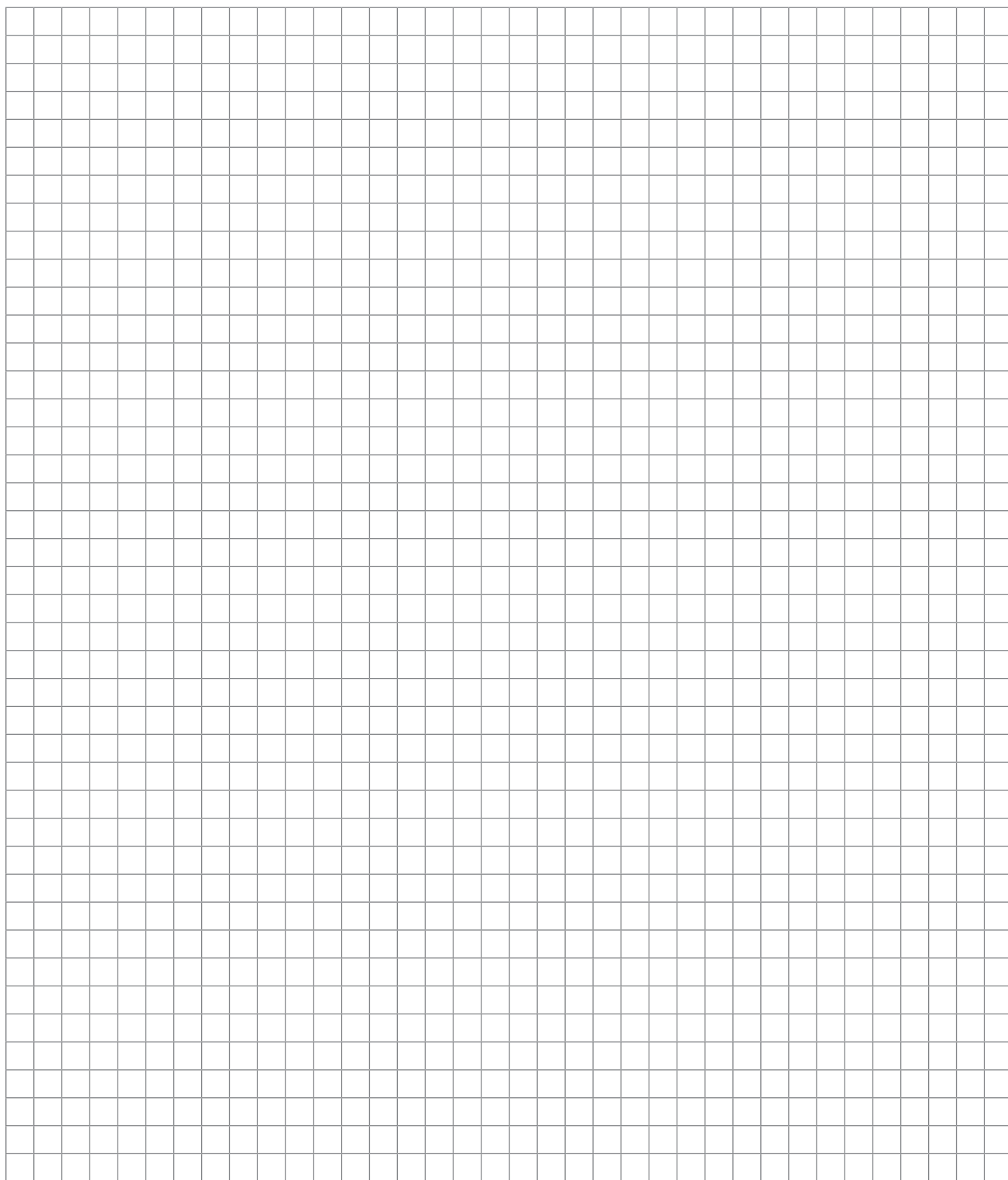
І. В. Гавриш, С. Ю. Макєєв



8 клас
Частина 3

Зміст

Урок 1. Аналітично-коригувальний урок	1
Урок 2. Контрольна робота	1
Урок 3. Хімічний зв'язок. Природа хімічного зв'язку.....	2
Урок 4. Електронегативність атомів хімічних елементів	5
Урок 5. Ковалентний зв'язок, його утворення. Полярний і неполярний ковалентний зв'язок	7
Урок 6. Електронні формули молекул. Поняття про металічний зв'язок	10
Урок 7. Хімічний зв'язок. Ковалентний зв'язок. Електронегативність (узагальнення).....	13
Урок 8. Йони. Йонний зв'язок, його утворення	16
Матеріали до уроків	19
До уроку 3	
Природа хімічного зв'язку	19
Хімічний зв'язок	20
Типи хімічного зв'язку	20
До уроку 4	
Електронегативність атомів хімічних елементів	20
До уроку 5	
Ковалентний зв'язок	21
Полярний і неполярний ковалентний зв'язок	21
До уроку 6	
Електронні формули молекул	22
Алгоритм розв'язання задачі на визначення полярності ковалентного зв'язку.....	23
Металічний зв'язок	23
До уроку 8	
Йонний зв'язок	23
Утворення йонного зв'язку.....	24





1. Налаштуйся на активну роботу на уроці.
2. Попрацюй за методикою перевірки домашнього завдання.
3. Переглянь презентацію. Дай відповіді на запитання. У разі потреби звернись до тексту на с. 19.
 - Що позначають риси на структурних формулах речовин? _____
 - Які елементарні частинки беруть участь в утворенні хімічного зв'язку? _____
 - Що спільного в електронних конфігураціях атомів інертних елементів? _____
 - З яких частинок складаються інертні гази? _____
4. Вивчи інформацію за методикою «Тренажер пам'яті».

1. Хімічний зв'язок — взаємодія атомів, що зумовлює стійкість багатоатомних частинок (молекул, йонів, кристалів).
2. Хімічний зв'язок утворюють атоми тих елементів, електронні конфігурації яких відрізняються від електронних конфігурацій атомів інертних елементів.
3. Під час утворення хімічного зв'язку атоми хімічного елемента прагнуть набутися електронної конфігурації атома найближчого інертного елемента (правило октету).

5. Визнач, скільки електронів не вистачає до октету атомам таких хімічних елементів:
Нітрогену _____
Карбону _____
Хлору _____
Оксигену _____
Сульфуру _____
Флуору _____
6. Визнач інертні елементи, до електронних конфігурацій атомів яких прагнуть атоми таких хімічних елементів:
Літію _____
Оксигену _____
Кальцію _____
Алюмінію _____
Хлору _____
Фосфору _____

- Які з атомів зазначених хімічних елементів (див. завд. 6) віддають, а які приєднують електрони під час утворення хімічного зв'язку?

7. Переглянь презентацію. Дай відповіді на запитання. У разі потреби звернись до тексту на с. 20.

- Завдяки чому утворюється хімічний зв'язок?

- Які існують типи хімічного зв'язку? _____

- Від чого залежить тип хімічного зв'язку? _____

- Між атомами яких елементів (металічних/неметалічних) утворюється ковалентний зв'язок? _____

- Які існують різновиди ковалентного зв'язку? _____

8. Напиши, які типи хімічного зв'язку існують у наведених речовинах.

Кисень — _____

мідь — _____

натрій хлорид — _____

вода — _____

азот — _____

залізо — _____

вуглекислий газ — _____

калій йодид — _____

➤ Обґрунтуй відповідь, спираючись на величини електронегативності атомів.

9. Визнач, скільки електронів можуть віддати або приєднати атоми таких хімічних елементів:

Літійу _____

Сульфур _____

Магній _____

Алюміній _____

Хлор _____

Фосфор _____

Домашнє завдання

1. Повтори інформацію за методикою «Тренажер пам'яті». Перекажи її стільки разів, скільки потрібно, щоб відтворити на уроці.

1. Хімічний зв'язок — взаємодія атомів, що зумовлює стійкість багатоатомних частинок (молекул, йонів, кристалів).
2. Хімічний зв'язок утворюють атоми тих елементів, електронні конфігурації яких відрізняються від електронних конфігурацій атомів інертних елементів.
3. Під час утворення хімічного зв'язку атоми хімічного елемента прагнуть набутися електронної конфігурації атома найближчого інертного елемента (правило октету).

2. Виконай тестові завдання.

2.1. Частинки, за участі яких утворюється хімічний зв'язок:

- | | |
|-------------|--------------|
| А протони; | Б електрони; |
| В нейтрони; | Г молекули. |

2.2. Молекула, порівняно з атомами, з яких вона складається, ...

- А має більшу енергію;
Б має таку саму енергію;
В має меншу енергію;
Г не має енергії.

2.3. У разі утворення хімічного зв'язку електронні хмари атомів...

- | | |
|-------------------|--------------------------|
| А перекриваються; | Б відштовхуються; |
| В притягуються; | Г усе зазначене невірно. |

2.4. Електрони, що беруть участь в утворенні хімічного зв'язку, називають...

- | | |
|-----------------|------------------|
| А вільними; | Б валентними; |
| В ковалентними; | Г р-елекtrонами. |

3. Дай відповіді на запитання.

- Чому кількість відомих молекул (а отже й речовин) набагато перевищує кількість відомих хімічних елементів?

- Які електронні конфігурації зовнішніх енергетичних рівнів атомів називають стабільними або завершеними? В атомах яких хімічних елементів вони зустрічаються? Наведи приклади.



1. Налаштуйся на активну роботу на уроці.
2. Попрацюй за методикою перевірки домашнього завдання.
3. Переглянь презентацію. Дай відповіді на запитання. У разі потреби звернись до тексту на с. 20.
 - Яку властивість атомів хімічних елементів виражає електронегативність?

- Чи має електронегативність одиниці вимірювання? Як вона позначається?
- Який хімічний елемент є найбільш електронегативним, а який — найменш електронегативним? _____
- Чи існує залежність між електронегативністю й неметалічними властивостями? Яка? _____
- Яким чином взаємопов'язані електронегативність і тип хімічного зв'язку? _____

4. Вивчи інформацію за методикою «Тренажер пам'яті».

1. Електронегативність — здатність атома хімічного елемента зміщувати до себе електронну пару, спільну з атомом іншого елемента в хімічній сполуці.
2. У періодах електронегативність хімічних елементів зростає зліва направо, а в головних підгрупах — знизу вгору.

5. Виконай тестові завдання.
 - 5.1. Ряд хімічних елементів, у якому вони розміщені в порядку зростання їх електронегативності:

А С, N, S;

Б Br, Cl, F;

В Be, Mg, Ca;

Г Li, Na, K.

- 5.2. Ряд хімічних елементів, у якому вони розміщені в порядку зменшення їх електронегативності:

А С, N, O;

Б I, Br, Cl;

В Be, Mg, H;

Г Li, Na, K.

6. Упиши пропущене та прочитай утворені речення.

У малих періодах електронегативність _____ зліва направо.

У головних підгрупах електронегативність _____ зверху вниз.

7. Скориставшись таблицею електронегативності на вкладці, визнач, у бік якого хімічного елемента зміщуються спільні електронні пари в сполуках:

NO₂ _____

SiF₄ _____

H₂O _____

OF₂ _____

ICl₃ _____

CH₄ _____

- Поясни чому. _____

8. Визнач, скільки електронів можуть віддати або приєднати атоми таких хімічних елементів:

Натрію _____	Оксигену _____
Кальцію _____	Силіцію _____
Флуору _____	Нітрогену _____

9. Напиши, які типи хімічного зв'язку існують у наведених речовинах.

Cl₂ — _____
Au — _____
KCl — _____
SO₂ — _____
Br₂ — _____
Zn — _____
CH₄ — _____
NaBr — _____

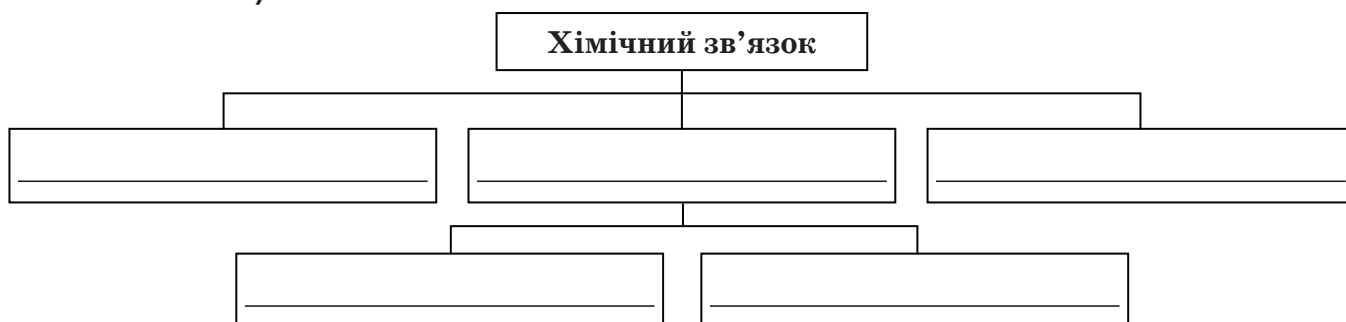
➤ Обґрунтуй відповідь, спираючись на величини електронегативності атомів.

Домашнє завдання

1. Повтори інформацію за методикою «Тренажер пам'яті». Перекажи її стільки разів, скільки потрібно, щоб відтворити на уроці.

1. Електронегативність — здатність атома хімічного елемента зміщувати до себе електронну пару, спільну з атомом іншого елемента в хімічній сполуці.
2. У періодах електронегативність хімічних елементів зростає зліва направо, а в головних підгрупах — знизу вгору.

2. Заповни схему.



3. Знайди інформацію та підготуй міні-розповідь про вченого Лайнуса Полінга.



Ковалентний зв'язок, його утворення. Полярний і неполярний ковалентний зв'язок

Урок 5

1. Налаштуйся на активну роботу на уроці.
2. Попрацюй за методикою перевірки домашнього завдання.
3. Переглянь відеофрагмент. Дай відповіді на запитання. У разі потреби звернись до тексту на с. 21.
 - Що називають електронною парою? _____
 - Завдяки електронам якого енергетичного рівня утворюється ковалентний зв'язок у молекулі хлору? _____
 - Чому інертні елементи не утворюють двоатомні молекули? _____
 - Чим визначається кратність хімічного зв'язку? _____
 - Наведи приклади молекул з одинарним, подвійним і потрійним зв'язком. _____
4. Вивчи інформацію за методикою «Тренажер пам'яті».

1. Ковалентний зв'язок — хімічний зв'язок між атомами, що виникає в результаті утворення спільних електронних пар.
2. Кратність зв'язку — це кількість спільних електронних пар між двома атомами.

5. Виконай завдання.
 - Визнач, скільки електронних пар і неспарених електронів міститься на зовнішньому енергетичному рівні атома:
Хлору _____
Сульфуру _____
Фосфору _____
 - Укажи, скільки неспарених електронів...
в атомі Оксигену _____
у молекулі кисню _____
6. Переглянь відеофрагмент. Дай відповіді на запитання. У разі потреби звернись до тексту на с. 21.
 - Від чого залежить полярність ковалентного зв'язку? _____
 - Чому один з атомів, що утворюють ковалентний зв'язок, набуває частково позитивного заряду, а інший — частково негативного? _____

- Як позначають такі заряди? _____
- Наведи приклади речовин з полярним і неполярним ковалентним зв'язком.

7. Вивчи інформацію за методикою «Тренажер пам'яті».

3. Ковалентний зв'язок, у якому одна чи кілька спільних електронних пар зміщені в бік одного з атомів, називають полярним зв'язком, а за відсутності такого зміщення — неполярним зв'язком.

8. Заповни таблицю, розподіливши хімічні формули речовин у відповідні колонки.

$\text{O}_2, \text{OF}_2, \text{F}_2, \text{ClF}_3, \text{P}_4, \text{S}_8, \text{NH}_3, \text{NO}_2, \text{NO}, \text{N}_2.$

Полярний зв'язок	Неполярний зв'язок

9. Склади структурні формули речовин з ковалентним полярним зв'язком (див. завд. 8). Познач часткові заряди на атомах (δ^-/δ^+).

[illegible]

10. Полярність ковалентного зв'язку визначається різницею між значеннями електронегативності елементів. Не вдаючись до розрахунків, обери формулу сполуки з найбільш полярним зв'язком, послугуючись таблицею електронегативності на вкладці.

HF, HCl, HBr, HI — _____

P_2O_5 , NO_2 , SO_2 , SeO_2 — _____

$$\text{H}_2\text{O}, \text{CH}_4, \text{HF}, \text{NH}_3 - \underline{\hspace{2cm}}$$

OF₂, H₂O, CO₂, NO₂ — _____

Домашнє завдання

1. Повтори інформацію за методикою «Тренажер пам'яті». Перекажи її стільки разів, скільки потрібно, щоб відтворити на уроці.

1. Ковалентний зв'язок — хімічний зв'язок між атомами, що виникає в результаті утворення спільних електронних пар.
2. Кратність зв'язку — це кількість спільних електронних пар між двома атомами.
3. Ковалентний зв'язок, у якому одна чи кілька спільних електронних пар зміщені в бік одного з атомів, називають полярним зв'язком, а за відсутності такого зміщення — неполярним зв'язком.

2. Виконай тестові завдання.

2.1. Спільна електронна пара — це...

- А пара електронів, що належить обом атомам, між якими утворено хімічний зв'язок;
- Б пара електронів, що не утворює хімічного зв'язку;
- В два електрони, що перебувають на одному енергетичному підрівні;
- Г два електрони з антипаралельними спінами.

2.2. При утворенні ковалентного зв'язку атом неметалічного елемента прагне набути електронної конфігурації атома...

- А найближчого металічного елемента;
- Б найближчого інертного елемента;
- В будь-якого інертного елемента;
- Г найближчого неметалічного елемента.

2.3. Укажи молекулу з найбільш полярним ковалентним зв'язком:

- А H_2S ;
- Б H_2Se ;
- В H_2O ;
- Г H_2Te .

2.4. Укажи формулу речовини, молекула якої неполярна:

- А HBr ;
- Б HF ;
- В NH_3 ;
- Г H_2 .

3. Чому двохатомна молекула водню стійкіша за окремий атом Гідрогену, а молекула Гелію стійкіша в одноатомному стані?

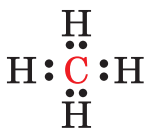


1. Налаштуйся на активну роботу на уроці.
2. Попрацюй за методикою перевірки домашнього завдання.
3. Переглянь презентацію. Дай відповіді на запитання. У разі потреби звернись до тексту на с. 22.
 - Що в електронній формулі позначають крапками? _____
 - Як називають електронні пари, що не приймають участі в утворенні хімічного зв'язку? _____
 - Чому молекули води та гідроген флуориду є полярними? _____

 - Скільки спільних електронних пар може утворити атом Оксигену? Чому? _____

 - Як можна позначити зміщення електронної густини в структурній формулі молекули? _____

4. Укажи кількість спільних електронних пар у молекулі, електронна формула якої:



5. Ознайомся з алгоритмом розв'язання задачі на визначення полярності ковалентного зв'язку на с. 23.
 6. Розв'яжи задачі.
- У молекулі якої сполуки — води чи гідроген сульфід (H_2S) — полярність ковалентного зв'язку вища, якщо $\chi(\text{H}) = 2,2$, $\chi(\text{O}) = 3,4$, $\chi(\text{S}) = 2,6$?

[illegible]

- У молекулі якої сполуки — вуглекислого газу (CO_2) чи кремнезему (SiO_2) — полярність ковалентного зв'язку вища, якщо $\chi(\text{H}) = 2,2$, $\chi(\text{C}) = 2,6$, $\chi(\text{Si}) = 1,9$?

[illegible]

7. Склади структурні формули молекул речовин (див. завд. 4). Скориставшись таблицею електронегативності на вкладці, визнач більш та менш електронегативні елементи, познач їхні заряди (δ^-/δ^+). Укажи стрілками зміщення електронної густини.

[illegible]

8. Переглянь відеофрагмент. Дай відповіді на запитання. У разі потреби звернись до тексту на с. 23.

- Чому атоми металічних елементів легко втрачають електрони? _____
- Якими частинками стають атоми металічних елементів, втрачаючи електрони? _____
- Чи має металічний кристал загальний заряд? Чому? _____

9. Вивчи інформацію за методикою «Тренажер пам'яті».

1. **Металічний зв'язок** — хімічний зв'язок, що утворюється внаслідок взаємодії валентних делокалізованих електронів з йонами металічного елемента.

10. Поміркуй, чи може в сплаві, де присутні атоми металічних елементів з різними значеннями електронегативності, утворитися ковалентний полярний зв'язок? Відповідь обґрунтуй.

Домашнє завдання

1. Повтори інформацію за методикою «Тренажер пам'яті». Перекажи її стільки разів, скільки потрібно, щоб відтворити на уроці.

1. Хімічний зв'язок — взаємодія _____, що зумовлює стійкість багатоатомних частинок (молекул, йонів, кристалів).
2. Хімічний зв'язок утворюють _____ тих елементів, електронні конфігурації яких відрізняються від електронних конфігурацій атомів _____ елементів.
3. Під час утворення хімічного зв'язку _____ хімічного елемента прагнуть набути електронної конфігурації атома найближчого _____ елемента (правило октету).
4. Електронегативність — здатність атома хімічного елемента зміщувати до себе електронну _____, спільну з атомом іншого елемента в хімічній _____.
5. У періодах електронегативність елементів _____ зліва направо, а в головних підгрупах — знизу вгору.
6. Ковалентний зв'язок — хімічний зв'язок між атомами, що виникає в результаті утворення спільних електронних _____.
7. Кратність зв'язку — це кількість спільних електронних _____ між двома атомами.
8. Ковалентний зв'язок, у якому одна чи кілька спільних електронних пар зміщені в бік одного з атомів, називають _____ зв'язком, а за відсутності такого зміщення — _____ зв'язком.
9. Металічний зв'язок — хімічний зв'язок, що утворюється внаслідок взаємодії _____ делокалізованих електронів з металічного елемента.

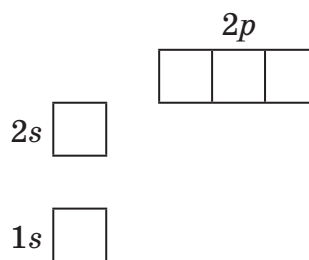
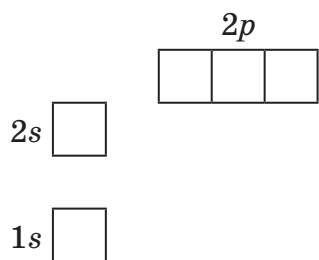
2. Склади схеми утворення хімічного зв'язку в молекулах Cl_2 та H_2S за допомогою електронних формул. Укажи тип зв'язку для кожної молекули.

[illegible]

3. Як змінюється полярність ковалентного зв'язку в ряду H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te ? Відповідь підтвердь розрахунками.

[illegible]

7. Склади електронно-графічні формули атомів Карбону та Оксигену. Обведи електрони, які беруть участь в утворенні хімічного зв'язку.



➤ За допомогою електронних формул склади схему утворення молекули чадного газу (CO), укажи кількість спільних електронних пар.

[illegible]

8. Виконай тестові завдання.

8.1. Укажи тип хімічного зв'язку в речовині, формула якої OF_2 :

А ковалентний полярний; Б йонний;
В ковалентний неполярний; Г металічний.

8.2. Укажи формулу речовини, між атомами якої існує ковалентний неполярний зв'язок:

A Cl_2 ; **Б** H_2O ; **В** NH_3 ; **Г** PCl_3 .

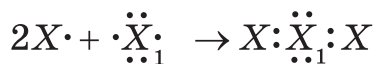
8.3. Укажи формулу речовини, хімічний зв'язок між атомами якої найбільш полярний:

А PH_3 ; **Б** HBr ; **В** H_2S ; **Г** H_2Te .

8.4. Укажи загальну кількість електронів, які беруть участь в утворенні хімічного зв'язку в молекулі азоту:

А 6; Б 3; В 4; Г 8.

8.5. Визнач хімічні елементи, між атомами яких утворюється хімічний зв'язок відповідно до схеми



А Гідроген і Нітроген;
Б Гідроген і Карбон;
В Гідроген і Хлор;
Г Гідроген і Оксиген.

8.6. Установи відповідність між назвою речовини та кількістю спільних електронних пар у молекулі.

1	Азот	А	1
2	Карбон (IV) оксид	Б	2
3	Гідроген хлорид	В	3
4	Гідроген сульфід	Г	4
		Д	5

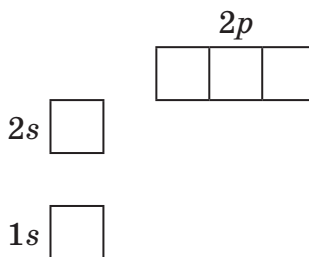
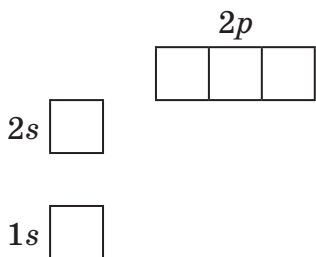
	А	Б	В	Г	Д
1					
2					
3					
4					

Домашнє завдання

1. Склади електронні та структурні формули речовин: SiF_4 , Cl_2O , CS_2 , SO_2 . Познач часткові заряди на атомах (δ^-/δ^+).

[illegible]

2. Склади електронно-графічні формули атомів Гідрогену та Нітрогену. Обведи електрони, які беруть участь в утворенні хімічного зв'язку.



- За допомогою електронних формул склади схему утворення молекули амоніаку (NH_3), укажи кількість спільних електронних пар.

[illegible]

- ### 3. Виконай тестові завдання.

- 3.1. Обери варіант, у якому є молекули тільки з ковалентним полярним зв'язком:

A N_2 , CO_2 , NH_3 ;

Б H_2S , HCl , NH_3 ;

B $\text{H}_2, \text{N}_2, \text{Cl}_2$;

Γ $\text{H}_2, \text{HCl}, \text{Cl}_2$.

- 3.2. Укажи, як зміщена спільна електронна пара в молекулі HCl .

A $H \rightarrow Cl, \chi(H) > \chi(Cl)$;

Б $H \leftarrow Cl, \chi(H) > \chi(Cl);$

B $H \rightarrow Cl, \chi(H) < \chi(Cl)$;

$$\Gamma \quad \text{H} \leftarrow \text{Cl}, \chi(\text{H}) < \chi(\text{Cl}).$$

- ### 3.3. Установи відповідність між хімічною формулою речовини та типом зв'язку в ній.

1 Cl₂

A Металічний

$$2 \text{ H}_2\text{O}$$

Б Йонний

3 Mg

В Ковалентний неполярний

4 NaCl

Г Ковалентный полярный

Д Йонний і ковалентний

	А	Б	В	Г	Д
1					
2					
3					
4					



Урок 8

Йони. Йонний зв'язок, його утворення

1. Налаштуйся на активну роботу на уроці.
2. Попрацюй за методикою перевірки домашнього завдання.
3. Пригадай, що ти знаєш про йони. Переглянь відеофрагмент. Дай відповіді на запитання та доповни речення. У разі потреби звернись до тексту на с. 23.
 - У чому полягає різниця будови зовнішнього енергетичного рівня між атомами металічних та неметалічних елементів? _____
 - На які частинки перетворюються атоми при втраті або приєднанні електронів? _____
 - Атоми металічних елементів здатні _____ електрони, перетворюючись на _____.
 - Атоми неметалічних елементів здатні _____ електрони, перетворюючись на _____.
 - Чим зумовлений зв'язок між йонами? _____
4. Вивчи інформацію за методикою «Тренажер пам'яті».

1. Йонний зв'язок — хімічний зв'язок, що виникає в результаті притягання протилежно заряджених йонів.
2. Йон — це одноатомна або багатоатомна частинка, яка має електричний заряд. Йон утворюється внаслідок втрати або приєднання атомом одного або кількох електронів. Позитивно заряджені йони називають катіонами, а негативно заряджені — аніонами.

5. Заповни таблицю.

Li, Li⁺, O, O₂, O²⁻, Mg, SO₄²⁻, Mg²⁺, HNO₃, NO₃⁻, NO₂, Zn, Al³⁺, OH⁻, H⁺, H₂O.

Атоми	Катіони	Аніони	Молекули

6. Переглянь презентацію. Дай відповіді на запитання. У разі потреби звернись до тексту на с. 24.
 - Як значення електронегативності атомів хімічних елементів впливає на утворення йонного зв'язку? _____

7. Склади схему утворення йонного зв'язку на прикладі калій броміду (KBr).

[illegible]

-
- A full-page sheet of graph paper featuring a uniform grid of small squares. The grid consists of 20 columns and 20 rows, creating a total of 400 squares. The lines are thin and light gray, set against a white background. There are no margins, text, or other markings on the page.

- Яка принципова різниця між йонним зв'язком та ковалентним?

- Який з атомів легше перетвориться на катіон — К чи Са, а який з атомів на аніон — F чи Cl? Як це можна встановити?

Домашнє завдання

1. Повтори інформацію за методикою «Тренажер пам'яті». Перекажи її стільки разів, скільки потрібно, щоб відтворити на уроці.

1. Йонний зв'язок — хімічний зв'язок, що виникає в результаті притягання протилежно заряджених йонів.
2. Йон — це одноатомна або багатоатомна частинка, яка має електричний заряд. Йон утворюється внаслідок втрати або приєднання атомом одного або кількох електронів. Позитивно заряджені йони називають катіонами, а негативно заряджені — аніонами.

- ## 2. Виконай тестові завдання.

- 2.1. До металічних елементів відносять ті, у яких на зовнішніх енергетичних рівнях міститься...

- А 4—7 електронів;
Б 1—3 електрони;
В 8 електронів;
Г 3—4 електрони.

- ## 2.2. Утворення йонного зв'язку можливе за рахунок взаємодії атомів...

- А** металічних елементів;
Б неметалічних елементів;
В металічних і неметалічних елементів;
Г інертних елементів.

- 2.3. Обери варіант, у якому є тільки йонні сполуки:

- A** Cl_2 , Li_2O , CO_2 , NaCl ;
Б HI , NH_3 , MgF_2 , KCl ;
В BaO , O_2 , N_2 , HI ;
Г Na_2O , CaCl_2 , NaF , CaO .

3. Склади схему утворення йонного зв'язку на прикладі кальцій оксиду (CaO).

[illegible]

4. Наведи по дві формули хімічних сполук, у яких атом Флуору утворює...

йонний зв'язок _____
ковалентний зв'язок _____



Матеріали до уроків

До уроку 3

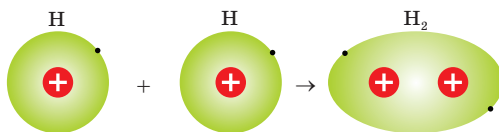
Природа хімічного зв'язку

Тобі відомо, що валентність — характеристика здатності атомів хімічного елемента утворювати хімічні зв'язки з іншими атомами. Наприклад, атоми Гідрогену мають валентність I, а атоми Оксигену — II. Два атоми Гідрогену сполучаються в молекулу H_2 (водень), два атоми Оксигену утворюють молекулу O_2 (кисень). Вода складається з молекул H_2O , утворених двома атомами Гідрогену й одним атомом Оксигену. На структурних формулах речовин рисочками позначають хімічні зв'язки, що існують між атомами:



Хімічні зв'язки мають електронну природу та утворюються завдяки сполученню або перерозподілу електронів між атомами.

Атом Гідрогену містить лише один електрон, який розміщується на першому енергетичному рівні. Під час зближення двох атомів Гідрогену ядро кожного з них притягує електрон іншого атома. Таким чином, між атомами виникає взаємодія, і відстань між ними зменшується до тих пір, поки взаємне притягання не врівноважиться відштовхуванням двох позитивно заряджених ядер. В утвореній молекулі водню електронна густина в просторі між ядрами підвищена завдяки перекриванню електронних орбіталей атомів Гідрогену.



Отже, **хімічний зв'язок** — це взаємодія атомів, що зумовлює стійкість багатоатомних частинок. В утворенні хімічного зв'язку беруть участь валентні електрони зовнішнього енергетичного рівня.

Причина утворення хімічного зв'язку — це зменшення енергії молекули порівняно з енергією окремих атомів, з яких вона складається. Тобто такий стан енергетично вигідний.

Але далеко не всі атоми можуть взаємодіяти між собою. При зближенні деяких атомів та перекриванні їхніх електронних орбіталей молекула не утворюється. Наприклад, якщо два атоми Гелію наближаються один до одного, то загальна енергія тільки збільшується, і молекула He_2 утворитися не може.

Електронні оболонки атомів інертних елементів відзначаються особливою стійкістю, чим і пояснюється їхня хімічна інертність. Атоми всіх інших елементів при утворенні хімічного зв'язку прагнуть набути електронної конфігурації найближчого інертного елемента, віддаючи або приєднуючи електрони. Тільки в цьому разі утворюються стійкі молекули. Це правило називають **правилом октету** (від лат. *окто* — «вісім»), оскільки атоми всіх інертних елементів (крім Гелію: у нього завершений зовнішній енергетичний рівень з двома електронами) містять на зовнішньому енергетичному рівні по вісім електронів. Це правило сформулював видатний американський фізик-хімік Гілберт Льюїс 1916 року.

Під час утворення молекули H_2 (водню), два атоми Гідрогену з електронами, що мають антипаралельні спіни, сполучаються, і електронна конфігурація кожного атома доповнюється до конфігурації атома Гелію. А в атомі Гелію зовнішній енергетичний рівень уже заповнений, тому молекула He_2 не утворюється. Серед усіх простих речовин лише інертні гази (гелій, неон, аргон, криптон, ксенон, радон) складаються з окремих атомів.

Типи хімічного зв'язку

Розрізняють декілька типів хімічного зв'язку. Усі вони утворюються завдяки сполученню або перерозподілу електронів, але між різними типами зв'язку існують суттєві відмінності. Залежно від характеру атомів хімічних елементів, що сполучаються, можуть утворюватися різні типи зв'язку.

Між атомами неметалічних елементів утворюється ковалентний зв'язок. Виділяють також його різновиди: неполярний, що утворюють атоми однакових неметалічних елементів, та полярний — утворений атомами різних неметалічних елементів. Ковалентний зв'язок характерний для простих речовин-неметалів і сполук, що складаються з декількох неметалічних елементів.

Між атомами металічних елементів утворюється металічний зв'язок. Він характерний для простих речовин-металів та їх сплавів.

Йонний зв'язок існує в сполуках, утворених атомами металічних і неметалічних елементів.



До уроку 4

Електронегативність атомів хімічних елементів

Під час утворення хімічного зв'язку валентні електрони двох атомів сполучаються й утворюють електронні пари. Здатність атома хімічного елемента зміщувати до себе електронну пару, спільну з атомом іншого елемента в хімічній сполуці, називають електронегативністю. Ця характеристика атома хімічного елемента є безрозмірною та позначається грецькою літерою χ (хі).

Спосіб кількісного визначення електронегативності вперше розробив видатний американський хімік і нобелівський лауреат Лайнус Полінг 1932 року.

Електронегативність пов'язана зі здатністю атома приєднувати та віддавати електрони, тому в періодичній системі вона змінюється так само, як і неметалічні властивості: у періодах електронегативність зростає зліва направо, а в головних підгрупах знизу вгору. Найбільш електронегативним елементом є Флуор, найменш електронегативним — Цезій.

Інертні елементи не мають цієї властивості через їхню електронну будову, і лише деякі з них здатні утворювати хімічні зв'язки з іншими елементами в дуже специфічних умовах.

За шкалою Полінга, електронегативність Флуору становить 3,98, на другому місці перебуває Оксиген (3,44), на третьому — Хлор (3,16). Гідроген і типові неметалічні елементи розміщені посередині шкали, значення їхніх електронегативностей приблизно дорівнюють 2. Активні металічні елементи мають значення електронегативностей менші ніж 1,6.



Послугуючись знанням про електронегативність елементів, можна передбачити тип хімічного зв'язку в сполуці. Електронегативність елементів впливає на розподіл електронної хмари між взаємодіючими атомами.

Ковалентний неполярний зв'язок утворюється між атомами неметалічних елементів з однаковою електронегативністю. Ковалентний полярний зв'язок утворюється між атомами різних неметалічних елементів з різною електронегативністю. Йонний зв'язок утворюється між атомами металічних та неметалічних елементів — їхні електронегативності різко відрізняються. Між атомами металічних елементів утворюється металічний зв'язок.

До уроку 5

Ковалентний зв'язок

Атоми неметалічних елементів зазвичай не існують в ізольованому стані, а утворюють молекули. Вони можуть складатися з атомів одного й того ж хімічного елемента (наприклад, кисень містить 2 атоми Оксигену) або бути сполуками атомів різних елементів (наприклад, вуглекислий газ містить 1 атом Карбону та 2 атоми Оксигену).

У більшості неметалічних елементів на зовнішніх енергетичних рівнях розміщується по 4 або більше електронів, тому вони мають отримувати електрони, щоб завершити свої зовнішні енергетичні рівні. Ця потреба настільки сильна, що кожен атом ділиться кількома зовнішніми електронами для утворення завершеного енергетичного рівня.

У результаті об'єднання неспарених електронів у спільні електронні пари, що належать обом атомам, виникає ковалентний зв'язок. Ковалентним зв'язком сполучаються між собою тільки атоми неметалічних елементів.

Хлор може утворити лише один ковалентний зв'язок, тому що його атомам не вистачає тільки одного електрона до завершення зовнішнього енергетичного рівня.

Але атоми, яким потрібно більше електронів для завершення зовнішніх енергетичних рівнів, можуть утворювати декілька ковалентних зв'язків. Саме ця здатність утворювати два зв'язки дозволяє атому Оксигену об'єднатися з двома атомами Гідрогену, утворюючи молекулу води.

Під час взаємодії двох атомів, кожний з яких має кілька неспарених електронів, утворюється відразу кілька спільних електронних пар. Це явище називають **кратністю зв'язку**. Ковалентний зв'язок за кратністю може бути одинарним (простим), подвійним і потрійним.

Зв'язок, утворений однією парою електронів, наприклад атомами Гідрогену в молекулі водню, називають **одинарним** і позначають однією рисою.

В атомі Оксигену на зовнішньому енергетичному рівні перебуває шість електронів: дві електронні пари й два неспарені електрони. Ці неспарені електрони беруть участь в утворенні двох спільних електронних пар. Такий хімічний зв'язок називають **подвійним** і позначають двома рисками.

В атомі Нітрогену на зовнішньому енергетичному рівні містяться п'ять електронів: одна електронна пара й три неспарені електрони. Завдяки трьом неспареним електронам при утворенні молекули азоту утворюються три спільні електронні пари. Зв'язок у молекулі азоту називають **потрійним** і позначають трьома рисками.

H–H одинарний (простий) зв'язок; **O=O** подвійний зв'язок; **N≡N** потрійний зв'язок

Полярний і неполярний ковалентний зв'язок

У молекулі води два атоми Гідрогену пов'язані ковалентним зв'язком з атомом Оксигену, утворюючи спільні електронні пари.

Але атом Оксигену містить 8 протонів у ядрі, у той час як атом Гідрогену — лише один. Тому здатність атома Оксигену притягувати електрони значно більша, ніж атома Гідрогену. Ця властивість атомів відома як електронегативність. Оскільки атом Оксигену більш електронегативний, ніж атом Гідрогену, він зміщує до себе електрони й набуває частково негативного заряду, а менш електронегативний атом Гідрогену — частково позитивного. Тобто така молекула стає полярною. Це полярний ковалентний зв'язок.

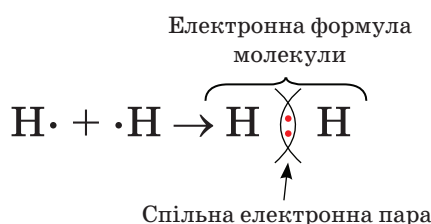
Отже, полярний ковалентний зв'язок утворюється між атомами з різною електронегативністю. Наведемо як приклад молекулу гідроген хлориду. Атом Хлору притягує електрони сильніше, ніж атом Гідрогену, тому атом Хлору стає частково негативним, а атом Гідрогену — частково позитивним. Цей частковий заряд позначають грецькою літерою δ (дельта): частково негативний — δ^- , частково позитивний — δ^+ . Чим більша різниця електронегативності хімічних елементів, тим сильніше зміщення спільної електронної пари й тим більшою є полярність зв'язку.

Ковалентний неполярний зв'язок утворюється між атомами з однаковою електро-негативністю, тобто електрони не притягуються до якогось одного атома. Прикладом можуть бути двохатомні молекули азоту, кисню та фтору, утворені Нітрогеном, Оксигеном та Флуором відповідно.

До уроку 6 Електронні формули молекул

Хімічний зв'язок позначають кількома способами. Одним із способів є позначення валентних електронів атомів крапками або хрестиками. Такі формули називають **електронними формулами молекул**, або формулами Льюїса.

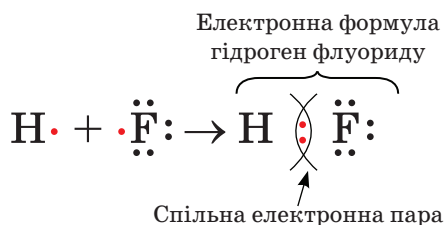
При утворенні ковалентного зв'язку в молекулі водню атоми Гідрогену сполучаються завдяки своїм валентним *s*-електронам. За допомогою таких формул утворення молекули H_2 можна записати у вигляді схеми:



Спільну електронну пару, яка обумовлює ковалентний хімічний зв'язок, позначають двокрапкою та додатково можуть виділяти двома дужками.

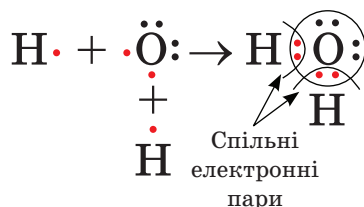
Структурну формулу молекули позначають за допомогою риски. Наприклад, структурна формула молекули водню: $H-H$.

Розглянемо утворення ковалентного зв'язку в молекулі гідроген флуориду. Атом Флуору містить на зовнішньому енергетичному рівні сім електронів — три електронні пари й один неспарений електрон. До завершення зовнішнього енергетичного рівня атому Флуору не вистачає одного електрона, тому його неспарений електрон утворює з електроном атома Гідрогену в молекулі HF одну спільну електронну пару.



Шість зовнішніх електронів атома Флуору не беруть участі в утворенні хімічного зв'язку й належать самому атому. Ці три електронні пари називають **неподіленими**. Електронегативність атома Флуору вища за електронегативність атома Гідрогену, тому утворений ковалентний зв'язок є полярним. Флуор зміщує до себе спільну електронну пару і набуває частково негативного заряду (δ^-), а Гідроген, відповідно, частково позитивного заряду (δ^+). Молекула гідроген флуориду є полярною.

Якщо в одному атомі є декілька неспарених електронів, то він може утворити ковалентні зв'язки одночасно з декількома атомами. Наприклад, у молекулі води H_2O атом Оксигену утворює два ковалентні зв'язки з двома атомами Гідрогену. Кожний атом Гідрогену в молекулі води містить на зовнішньому енергетичному рівні по два електрони, а атом Оксигену — вісім електронів: дві спільні пари й дві неподілені.



У молекулі води ковалентний зв'язок також полярний через високу електронегативність атома Оксигену, який набуває частково негативного заряду (δ^-). Отже, молекула води є також полярною. Це зміщення електронної густини в структурній формулі можна позначити стрілками, спрямованими в бік більш електронегативного елемента.

Алгоритм розв'язання задачі на визначення полярності ковалентного зв'язку

Задача. У молекулі якої сполуки — гідроген флуориду чи гідроген хлориду — полярність ковалентного зв'язку вища, якщо $\chi(\text{H}) = 2,2$, $\chi(\text{F}) = 4,0$, $\chi(\text{Cl}) = 3,2$?

Дано:	Розв'язання.
HF, HCl	Визначаємо різницю електронегативностей атомів, що утворили молекули HF і HCl, віднімаючи від більшого значення χ менше:
$\chi(\text{H}) = 2,2$	$\Delta\chi(\text{H-F}) = \chi(\text{F}) - \chi(\text{H}) = 4,0 - 2,2 = 1,8$;
$\chi(\text{F}) = 4,0$	$\Delta\chi(\text{H-Cl}) = \chi(\text{Cl}) - \chi(\text{H}) = 3,2 - 2,2 = 1,0$.
$\chi(\text{Cl}) = 3,2$	Через те, що значення різниці електронегативностей $\Delta\chi$ зв'язку H-F вище від $\Delta\chi$ зв'язку H-Cl, полярність ковалентного зв'язку в молекулі HF вища за полярність зв'язку в молекулі HCl.
$\Delta\chi(\text{H-F}) = ?$	Відповідь: полярність ковалентного зв'язку вища в молекулі HF.
$\Delta\chi(\text{H-Cl}) = ?$	

Металічний зв'язок

Ми всі залежимо від властивостей металів — вони проводять електричний струм, можуть бути міцними й тугоплавкими, гнучкими та пластичними. Ці корисні властивості обумовлені особливим типом зв'язку, притаманним тільки металам.

Атоми одного металічного елемента об'єднуються, щоб сформувати величезну ґратчасту структуру. Оскільки атоми металічних елементів зазвичай містять від 1 до 3 валентних електронів на зовнішніх енергетичних рівнях, вони, як правило, легко втрачають ці електрони, залишаючи свої зовнішні енергетичні рівні без електронів. Але через те що у атомах тепер електронів менше, ніж протонів, вони набувають електричного заряду. Отже, атоми стали позитивно зарядженими йонами — катіонами. Валентні електрони більше не прикріплені до будь-якого конкретного атому, вони делокалізовані й вільно течуть, як море негативного електричного заряду, через усю ґратку металічних йонів.

Сильне притягання між цим морем негативних електронів і позитивно зарядженими йонами металічного елемента утримує структуру разом. Це і є металічний зв'язок. Оскільки загальний негативний заряд електронів урівноважує загальний позитивний заряд йонів, металічний кристал не має загального заряду.

Саме море електронів надає металам їх основних властивостей. Валентні електрони роблять метали гарними провідниками тепла та електричного струму. Також під час взаємодії зі світлом вони роблять метал блискучим.

Метали є ковкими та пластичними, у твердому стані здатні деформуватися. Під час деформації шари металічних йонів ковзають один по одному, отже металу можна надати будь-яку форму, не руйнуючи його.

До уроку 8

Йонний зв'язок

Зіткнувшись із водою, натрій починає горіти. А хлор (зеленуватий газ) настільки отруйний, що раніше використовувався як хімічна зброя. Але коли атоми Натрію та Хлору хімічно з'єднуються між собою, вони утворюють нову речовину, властивості якої не схожі з властивостями натрію й хлору. Вона відносно нешкідлива, ми вживаємо її в їжу щодня. Це натрій хлорид — кухонна сіль.

Багато сполук утворені в результаті взаємодії атомів металічних елементів з атомами неметалічних елементів. Як правило, атоми металічних елементів містять

від 1 до 3 зовнішніх електронів, і щоб стати більш стабільними, їм необхідно позбутися цих електронів. Неметалічні елементи зазвичай містять по 4 або більше електронів на зовнішніх енергетичних рівнях, і тому їм необхідно приєднати електрони, щоб досягти стабільності.

Так, коли атоми металічних і неметалічних елементів взаємодіють, через велику різницю значень електронегативності атомів електрони можуть повністю пересуватися від одного атома до іншого.

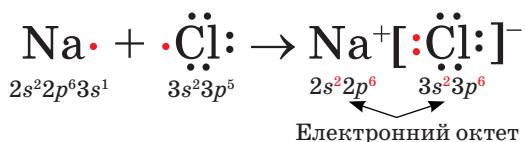
Атом Натрію віддає один зовнішній електрон атому Хлору, при цьому зовнішні енергетичні рівні обох утворюють октет. Але тепер в атома Хлору електронів на один більше, ніж протонів, і він несе загальний негативний заряд, тому ми більше не можемо називати його атомом. Ця заряджена частинка — аніон Хлору (Cl^-). Атом Натрію втрачає електрон і тепер є позитивно зарядженим йоном — катіоном Натрію (Na^+). Оскільки протилежні заряди притягуються, позитивні й негативні йони тепер міцно пов'язані між собою. Цю силу тяжіння називають йонним зв'язком.

Позитивні йони Натрію та негативні йони Хлору разом тісно упорядковуються, утворюючи величезну тривимірну кристалічну ґратку. Зв'язок між йонами настільки міцний, що потрібна велика кількість енергії, щоб роз'єднати їх. Тому йонні сполуки мають високі температури плавлення й кипіння.

Утворення йонного зв'язку

Йонний зв'язок утворюють атоми хімічних елементів з великою різницею значень електронегативності, більшою, ніж при ковалентному полярному зв'язку.

Розглянемо схему утворення йонного зв'язку в молекулі натрій хлориду. Атом Хлору містить на зовнішньому енергетичному рівні сім електронів — три неподілені електронні пари й один неспарений електрон. До завершення зовнішнього енергетичного рівня атому Хлору не вистачає одного електрона, тому він забирає єдиний електрон зовнішнього енергетичного рівня атома Натрію, утворюючи негативно заряджений аніон, а атом Натрію стає позитивно зарядженим катіоном. Обидва йони на зовнішніх енергетичних рівнях мають октет електронів, тобто вони набули електронних конфігурацій атомів інертних елементів.



Йонні сполуки — речовини з йонним типом зв'язку, які побудовані з йонів. Вони не об'єднуються в молекули, а утворюють кристал. Йонний зв'язок характерний для оксидів металічних елементів, гідроксидів та солей.

Катіони й аніони можуть складатися не тільки з одного, але й з декількох атомів. Наприклад, гідроксиди утворені катіонами металічних елементів і гідроксид-аніонами OH^- . Зв'язок між катіонами металічних елементів і гідроксид-аніонами OH^- йонний, а між атомами Гідрогену й Оксигену в йоні OH^- — ковалентний полярний.

Таблиця електронегативності

Електронегативність зростає

Період		Групи																	
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H 2,20																		He —
2	Li 0,98	Be 1,57															O 3,44	F 3,98	Ne —
3	Na 0,93	Mg 1,31															S 2,58	Cl 3,16	Ar —
4	K 0,82	Ca 1,00	Sc 1,36	Ti 1,54	V 1,63	Cr 1,66	Mn 1,55	Fe 1,83	Co 1,88	Ni 1,91	Cu 1,90	Zn 1,65	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96	Kr 3,00	
5	Rb 0,82	Sr 0,95	Y 1,22	Zr 1,33	Nb 1,60	Mo 2,16	Tc 1,90	Ru 2,20	Rh 2,28	Pd 2,20	Ag 1,93	Cd 1,69	In 1,78	Sn 1,96	Sb 2,05	Te 2,10	I 2,66	Xe 2,60	
6	Cs 0,79	Ba 0,89	La* 1,10	Hf 1,30	Ta 1,50	W 2,36	Re 1,90	Os 2,20	Ir 2,20	Pt 2,28	Au 2,54	Hg 2,00	Tl 1,62	Pb 2,33	Bi 2,02	Po 2,00	At 2,20	Rn —	
7	Fr 0,70	Ra 0,90	Ac** 1,10	Rf —	Dd —	Sg —	Bh —	Hs —	Mt —	Ds —	Rg —	Cn —	Nh —	Fl —	Mc —	Lv —	Ts —	Og —	

Лантаноїди *	Ce 1,12	Pr 1,13	Nd 1,14	Pm 1,13	Sm 1,17	Eu 1,20	Gd 1,20	Tb 1,10	Dy 1,22	Ho 1,23	Er 1,24	Tm 1,25	Yb 1,10	Lu 1,27
Актиноїди **	Th 1,3	Pa 1,50	U 1,38	Np 1,36	Pu 1,28	Am 1,13	Cm 1,28	Bk 1,30	Cf 1,30	Es 1,30	Fm 1,30	Md 1,30	No 1,30	Lr 1,30

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

Групи

Період	Г	А	І	В	А	ІІ	ІІІ	ІV	В	А	ІVІ	В	А	ІVІІ	В	А	ІVІІІ	В
1	1	Н Гідроген	1 1,0079 1s ¹											(Н)		He Гелій	2 4,0026 1s ²	
2	2	Li Літій	3 6,941 [He]2s ² 1	4 Be Берилій	9,012 [He]2s ² 1												9 F Флуор	10 Ne Неон
3	3	Na Натрій	11 22,99 [Ne]3s ² 1	12 Mg Магній	24,305 [Ne]3s ² 1	13 Al Алюміній	26,982 [Ne]3s ² 3p ¹	14 Si Силіцій	28,086 [Ne]3s ² 3p ²	15 P Фосфор	30,974 [Ne]3s ² 3p ³	16 S Сульфур	32,065 [Ne]3s ² 3p ⁴	17 Cl Хлор	35,453 [Ne]3s ² 3p ⁵	18 Ar Аргон		
4	4	K Калій	19 39,098 [Ar]4s ¹	20 Ca Кальцій	40,078 [Ar]4s ²	21 Sc Скандій	44,956 [Ar]3d ¹ 4s ²	22 Ti Титан	47,867 [Ar]3d ² 4s ²	23 V Ванадій	50,942 [Ar]3d ³ 4s ²	24 Cr Хром	51,996 [Ar]3d ⁵ 4s ¹	25 Mn Манган	54,938 [Ar]3d ⁵ 4s ²	26 Fe Ферум	55,845 [Ar]3d ⁶ 4s ²	27 Co Кобальт
5	5	Rb Рубідій	37 85,468 [Kr]5s ² 1	38 Sr Стронцій	87,62 [Kr]5s ²	39 Y Ітрій	88,906 [Kr]4d ¹ 5s ²	40 Zr Цирконій	91,224 [Kr]4d ² 5s ²	41 Nb Ніобій	92,906 [Kr]4d ⁴ 5s ¹	42 Mo Молибден	95,94 [Kr]4d ⁵ 5s ¹	43 Tc Технецій	98,906 [Kr]4d ⁵ 5s ²	44 Ru Рутеній	101,07 [Kr]4d ⁷ 5s ¹	45 Rh Родій
6	6	Cs Цезій	55 132,905 [Xe]6s ² 1	56 Ba Барій	137,327 [Xe]6s ²	57 La* Лантан	114,818 [Kr]4d ¹ 5s ² 5p ¹	58 Ce Церій	114,818 [Kr]4d ¹ 5s ² 5p ¹	59 Pr Прометій	118,71 [Kr]4d ¹ 5s ² 5p ¹	60 Nd Неодим	121,76 [Kr]4d ¹ 5s ² 5p ¹	61 Pm Прометій	126,904 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹	62 Sm Самарій	131,293 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹	63 Eu Євродій
7	7	Fr Францій	87 [223,02] [Rn]7s ¹	88 Ra Радій	226,025 [Rn]7s ²	89 Ac** Актиній	204,383 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² 6p ¹	90 Th Торій	232,037 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² 6p ¹	91 Pa Протактиній	231,036 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² 6p ¹	92 U Уран	238,028 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² 6p ¹	93 Np Нептуній	237,047 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² 6p ¹	94 Pu Плутоній	244,064 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² 6p ¹	95 Am Америцій
8	8																	
9	9																	
10	10																	
11	11																	
Виплі оксиди																		
Легкі сполуки з Гідрогеном																		

*Лантаноїди

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	Lu
Церій	Празеодим	Неодим	Прометій	Самарій	Європій	Гадоліній	Тербій	Диспрозій	Гольмій	Ербій	Тулій	Ітербій	Лютецій	
140,12	140,91	144,24	146,91	150,36	151,96	157,25	158,93	162,50	164,93	167,26	168,93	173,04	174,97	
[Xe]4f ⁷ 5d ⁰ 6s ²	[Xe]4f ⁵ 5d ⁰ 6s ²	[Xe]4f ⁵ 5d ⁰ 6s ²	[Xe]4f ⁴ 5d ¹ 6s ²	[Xe]4f ⁵ 5d ⁰ 6s ²	[Xe]4f ⁵ 5d ⁰ 6s ²	[Xe]4f ⁷ 5d ⁰ 6s ²	[Xe]4f ⁹ 5d ⁰ 6s ²	[Xe]4f ¹⁰ 5d ⁰ 6s ²	[Xe]4f ¹¹ 5d ⁰ 6s ²	[Xe]4f ¹³ 5d ⁰ 6s ²	[Xe]4f ¹³ 5d ⁰ 6s ²	[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁰ 6s ²	[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁰ 6s ²	

**Актиноїди

90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th Торій	Pa Протактиній	U Уран	Np Нептуній	Pu Плутоній	Am Америцій	Cm Кюріум	Bk Берклій	Cf Каліфорній	Es Ейнштейній	Fm Фермій	Md Менделєєв	No Нобелій	Lr Лоуренсій
232,04	231,04	238,03	237,05	244,06	243,06	247,07	247,07	251,08	252,08	257,1	258,1	259,1	260,11
[Rn]5f ¹⁴ 6d ² 7s ²	[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²	[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²	[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²	[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²	[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²	[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²	[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²	[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²	[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²	[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²	[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²	[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²	[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²

УДК 54:[37.016+373.5](076-028.77)
Г12

Гавриш І. В.

Г12 Хімія. 8 клас : експериментальний зошит з друкованою основою : у 9 ч. Ч. 3 / І. В. Гавриш, С. Ю. Макєєв. — Харків : ТОВ ВБ «Інтелект України», 2018. — ____ с.
ISBN 978-617-7718-____-

УДК 54:[37.016+373.5](076-028.77)

Хімія

8 клас

Експериментальний зошит
з друкованою основою

Частина 3

Гавриш Ірина Володимирівна
Макєєв Сергій Юрійович

Головний редактор О. В. Скринник
Відповідальний за випуск О. А. Єпікова
Коректор А. Г. Стешенко
Комп'ютерне макетування Ю. Г. Беляєва

Підп. до друку _____.2018 Формат 60×90/8.
Друк офсетний. Папір офсетний. Ум. друк. арк. ____.
Наклад 700 прим. Зам. № ____.

Видавництво ТОВ ВБ «Інтелект України»,
а/с 10683, м. Харків, 61052.
Тел.: (057) 757-09-40. E-mail: office@intellect-ukraine.org
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи
ДК № 4508 від 19.03.2013 р.

Адреса для листування: 61052, м. Харків, а/с 10683, ТОВ ВБ «Інтелект України»

Віддруковано з готових форм у друкарні ПП «Модем»,
вул. Восьмого березня, 31, м. Харків, 61052. Тел.: (057) 758-15-80.
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи
ХК № 91 від 25.12.2003 р.

ISBN 978-617-7718-____-

© ТОВАРИСТВО З ОБМЕЖЕНОЮ ВІДПОВІДАЛЬНІСТЮ
«НАЦІОНАЛЬНИЙ ІНТЕЛЕКТ», 2018