

# **ТЕМА: VII ГОЛОВНА ПІДГРУПА ПСЕ (ГАЛОГЕНИ)**

- 1. Загальна характеристика галогенів*
- 2. Хлор. Загальна характеристика елемента*
- 3. Хімічні властивості та одержання хлору*
  - 4. Сполуки Хлору з Гідрогеном*
  - 5. Оксигеновмісні сполуки Хлору*
  - 6. Флуор, Бром, Йод*
- 7. Застосування галогенів та їх сполук*

# СЬОМА ГОЛОВНА ПІДГРУПА ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ

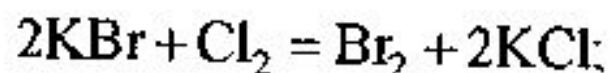
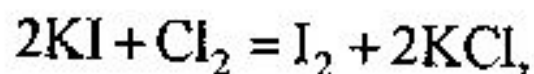
## Елементи сьомої головної підгрупи (галогени)

Елементи Символи	Фтор F	Хлор Cl	Бром Br	Йод I
Атомна маса	18,998	35,45	79,91	126,9
Густина $\rho$ , г/см <sup>3</sup>	1,51 (при температурі кипіння)	1,57 (при температурі кипіння)	3,14	4,94
Температура плавління (т.пл.), °C	-220	-101	-7	114
Температура кипіння (т.кип.), °C	-188	-34	59	185
Колір при кімнатній температурі	Зелено-жовтий	Жовто-зелений	Червоний	Синьо-червоний
Колір в газуватому стані	Зелено-жовтий	Жовто-зелений	Червоний	Фіолетовий
Електронегативність	4,0	3,0	2,8	2,5
Ступінь окиснення в сполука	-1	+7 +5 +4 +3 +1 -1	+5 +1 -1	+7 +5 +4 +1 -1
Валентність по відношенню до Гідрогену	I	I	I	I
Вища валентність по відношенню до Оксигену	I	VII	V	VII
Реакція з металами	← Полегшується →			
Реакція з Оксигеном	← Полегшується →			

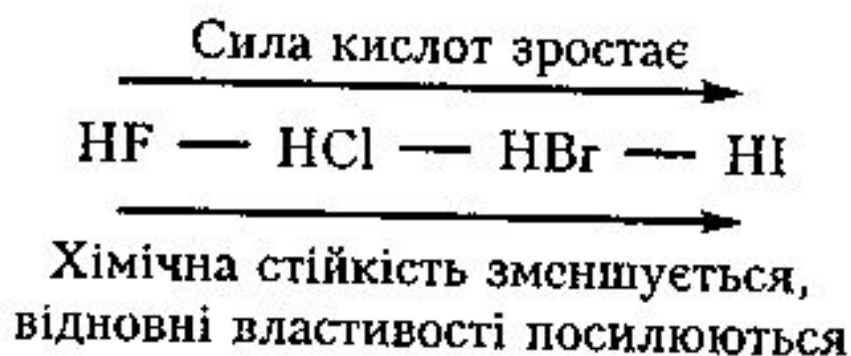
## VII ГОЛОВНА ПІДГРУПА ПСЕ (ГАЛОГЕНІВ). ЗАГАЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА ГАЛОГЕНІВ.

- виявляють виражені неметалічні властивості, тобто легко приєднують електрони;
- у вільному стані утворюють прості речовини, молекули яких складаються з двох атомів  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ ;
- електронегативність у ряді  $F-Cl-Br-I$  зменшується, Флуор має найбільше значення електронегативності (за Полінгом вона дорівнює 4,0) і тому у нього найбільше виражені неметалічні властивості;
- зі збільшенням заряду ядра  $Z$  у ряді  $F-Cl-Br-I$  радіуси атомів зростають (від 0,07 до 0,13 нм), енергія йонізації зменшується (від 17,4 до 10,45 еВ), посилюється забарвлення галогенів (від жовто-зеленого до фіолетового), підвищується їх густина (від 1,1 до 1,94 г/см<sup>3</sup>), температура плавлення і кипіння;

- реакційна здатність галогенів у ряді  $F_2 - Cl_2 - Br_2 - I_2$  знижується, тому більш активний галоген може заміщувати менш активний у сполуках, наприклад:



- сполуки галогенів з Гідрогеном у водних розчинах є кислотами;
- у ряді галогеноводневих кислот властивості змінюються так:

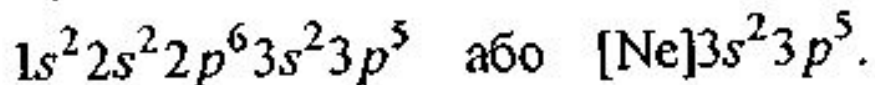


# ХЛОР (Cl)

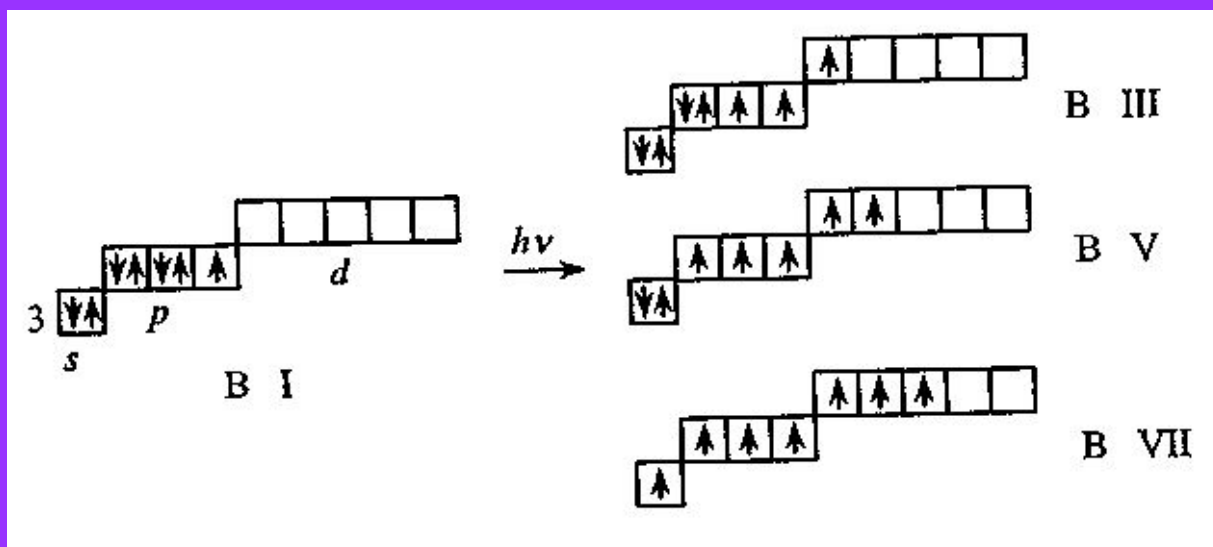
## ЗАГАЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА ЕЛЕМЕНТА

Хлор — хімічний елемент VII групи, головної підгрупи, 3-го періоду,  $Z = 17$ ,  $A_r = 35,5$ , типовий неметал,  $p$ -елемент. Відкритий шведським хіміком Л. Шееле у 1774 році. Назва елемента походить від грец. слова „жовто-зелений“.

Електронна конфігурація:



Електронно-графічна схема:



## Ступені окиснення

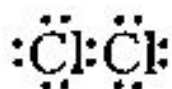
-1	0	+1	+3	+5	+7
HCl, PCl <sub>5</sub>	Cl <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub> O, HClO	ClF <sub>3</sub> , HClO <sub>2</sub>	HClO <sub>3</sub> , KClO <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub> , KClO <sub>4</sub>

Ізотопи. У природних сполуках перебуває у вигляді двох ізотопів <sup>35</sup>Cl (75,53 %) і <sup>37</sup>Cl (24,47 %), п'ять радіоактивних ізотопів було добуто штучно.

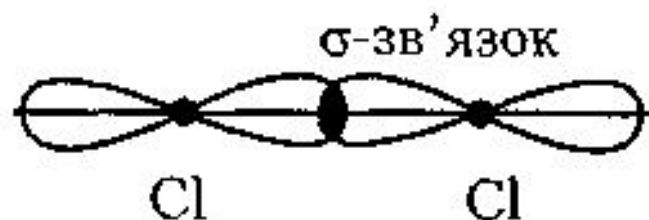
Як видно з наведених вище електронно-графічних формул, атом Хлору в стаціонарному стані має один неспарений електрон і тому утворює двохатомну молекулу  $\text{Cl}_2$ .

Графічна формула:  $\text{Cl}-\text{Cl}$

Електронна формула:



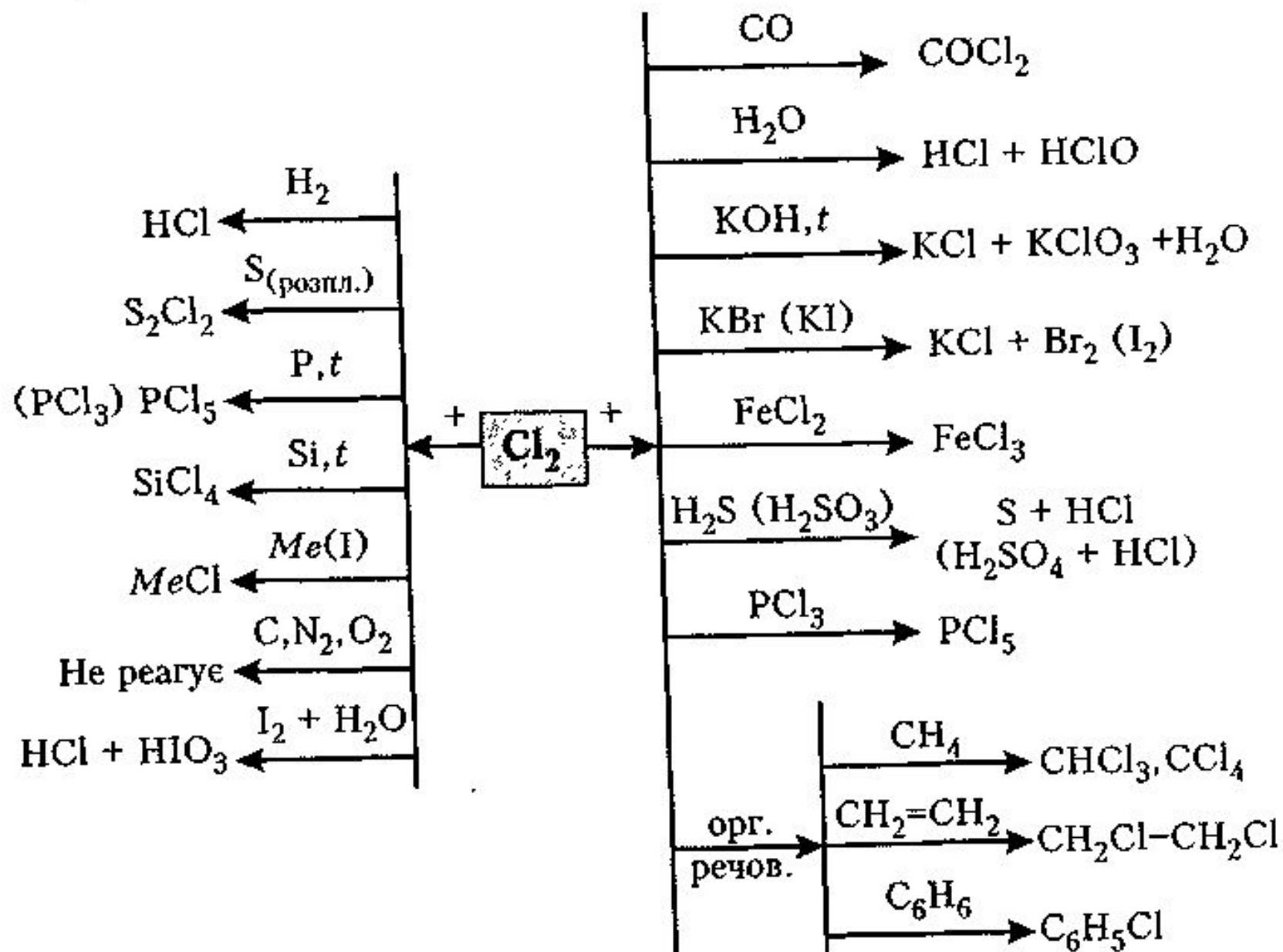
Будова молекули.  $p$ -Орбіталі, на яких містяться два неспарені електрони, перекриваються, утворюючи  $\sigma$ -ковалентний зв'язок:



Молекула має лінійну форму, неполярна.

### З простими речовинами

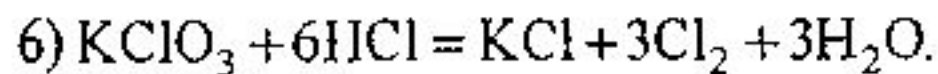
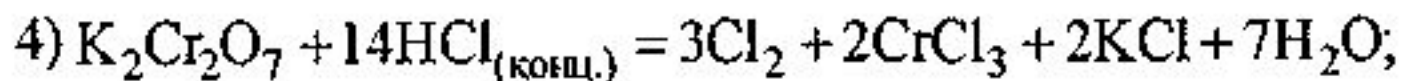
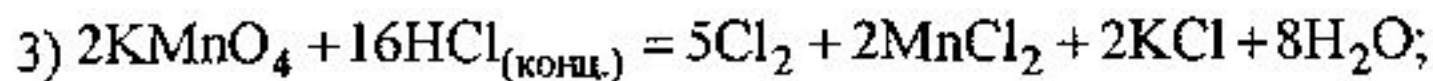
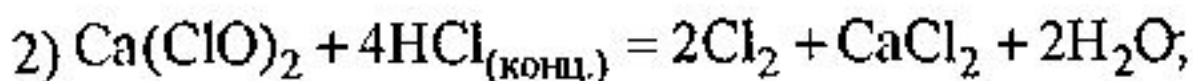
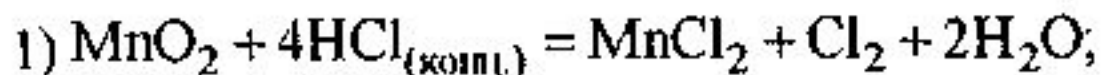
### Зі складними речовинами





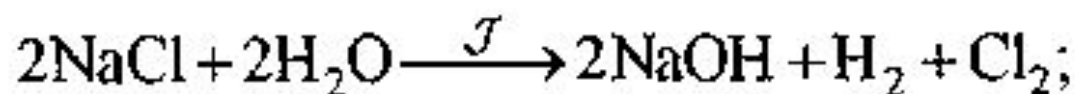
Одержання:

а) у лабораторії:

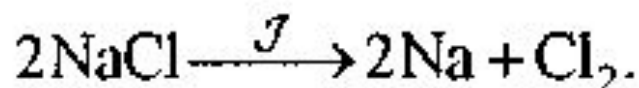


б) у промисловості:

1) електролізом концентрованого водного розчину  $\text{NaCl}$



2) електролізом хлориду натрію у розплаві

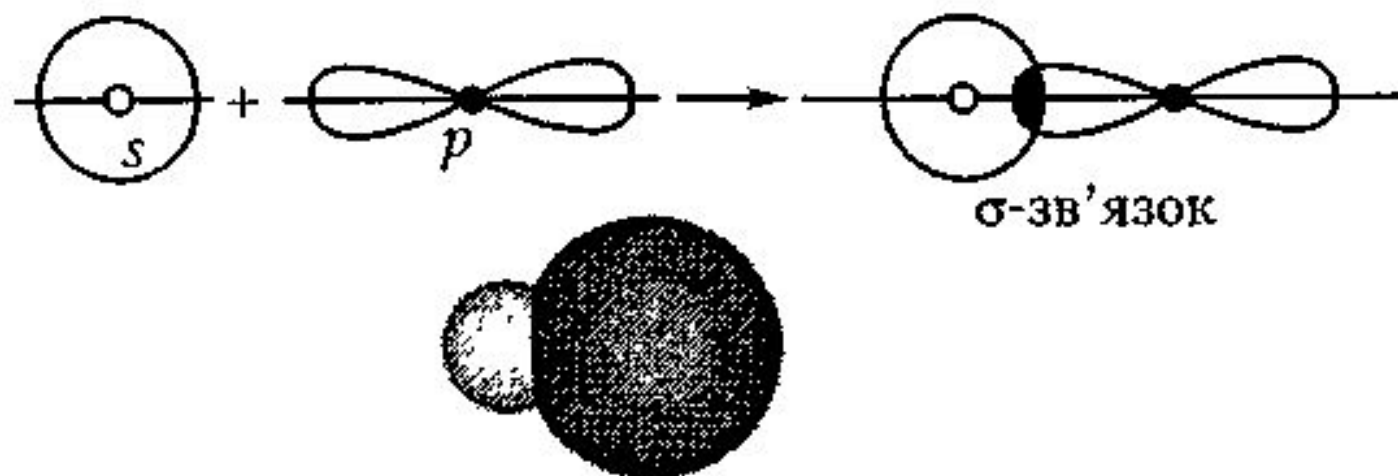


## Гідроген хлорид (хлороводень)

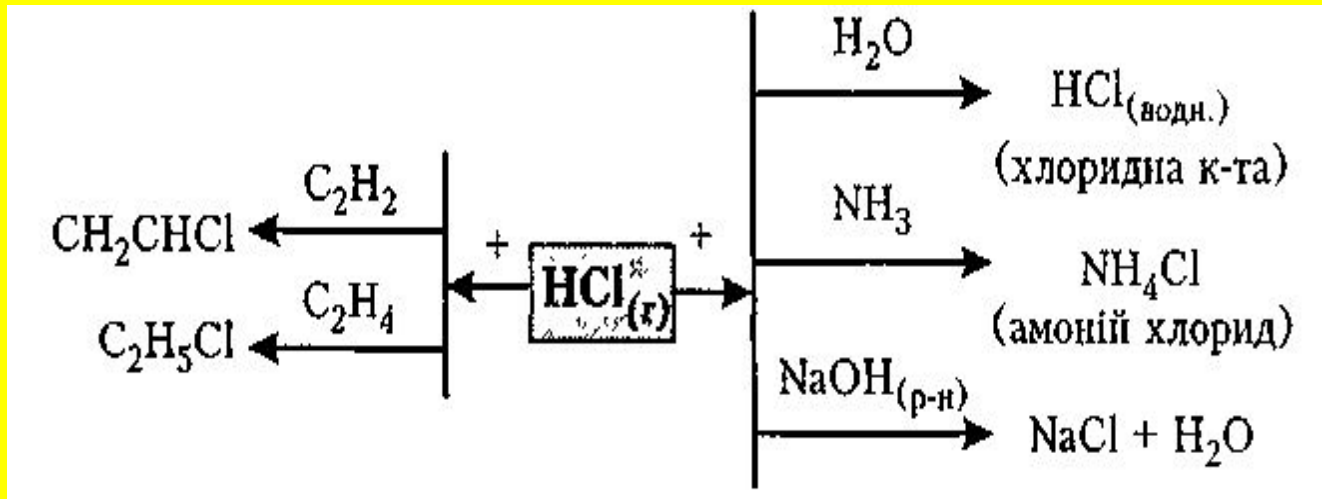
Графічна формула: H—Cl

Електронна формула:  $\text{H}:\ddot{\text{Cl}}:$

Будова молекули. Лінійна форма, зв'язок  $\sigma$ -ковалентний, полярний ( $\mu = 1,07\text{D}$ ).

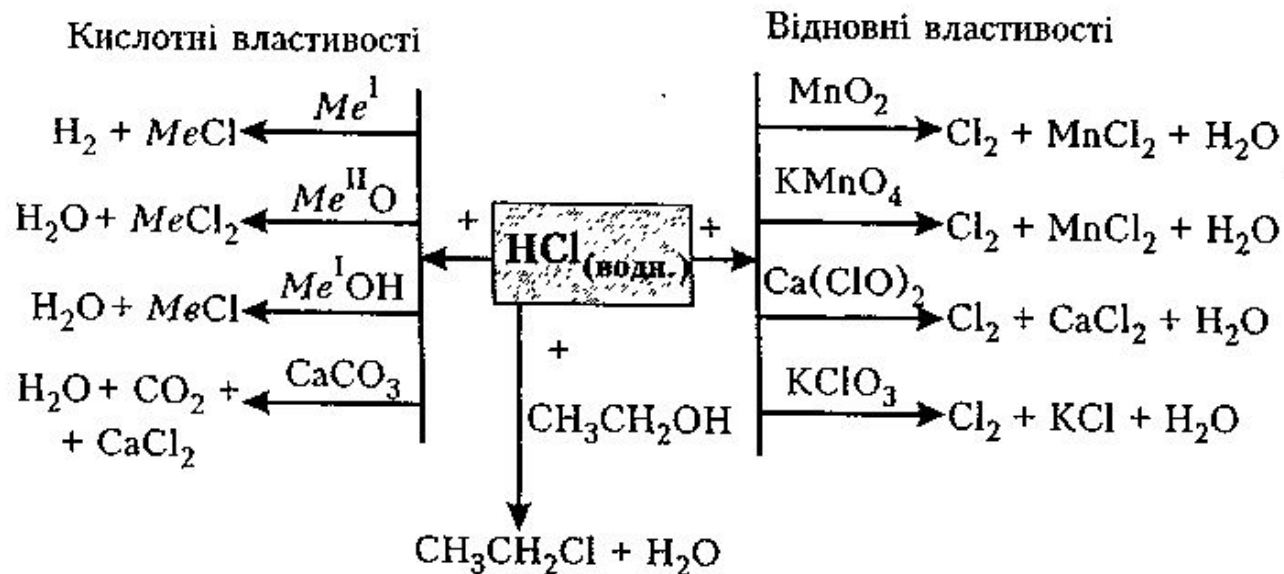


# ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ



В ОВР концентрована хлоридна кислота виявляє відновні властивості, належить до кислот-неокисників.

*Розчин хлороводню у воді називають хлоридною (соляною) кислотою.*

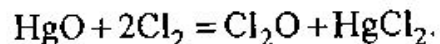


# ОКСИГЕНОВМІСНІ СПОЛУКИ ХЛОРУ

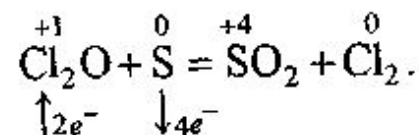
## Оксид хлору(I) $\text{Cl}_2\text{O}$

### Хімічні властивості

Одержання:

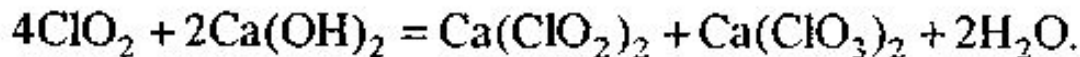
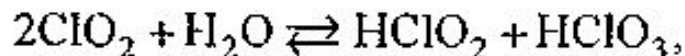


В ОВР виявляє властивості окисника

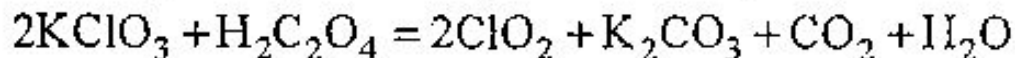


## Оксид хлору(IV) $\text{ClO}_2$

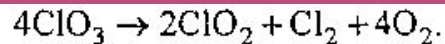
Хімічні властивості.  $\text{ClO}_2$  — це змішаний оксид, який є ангідридом двох кислот:



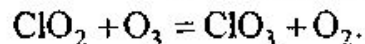
Одержання. При нагріванні суміші  $\text{KClO}_3$  і щавлевої кислоти



## Оксид хлору(VI) $\text{ClO}_3$

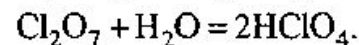


Одержання. Окиснюють оксид хлору(IV) озonom



## Оксид хлору(VII) $\text{Cl}_2\text{O}_7$

При розчиненні у воді утворює перхлоратну кислоту  $\text{HClO}_4$



# ОКСИГЕНОВМІСНІ КИСЛОТИ ХЛОРУ ТА ЇХ СОЛІ

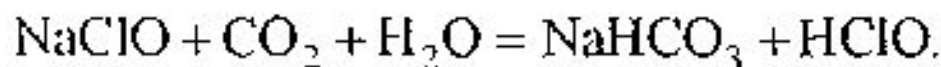
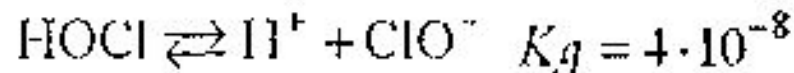
Відомо чотири оксигеновмісні кислоти, що містять Хлор

Кислоти		Солі	
Формула	Назва к-ти	Формула	Назва
$\text{HClO}$	Гіпохлоритна, хлоратна(I)	$\text{KClO}$	Калій гіпохлорит, хлорат(I) калію
$\text{HClO}_2$	Хлоритна, хлоратна(III)	$\text{KClO}_2$	Калій хлорит, хлорат(III) калію
$\text{HClO}_3$	Хлоратна, хлоратна(V)	$\text{KClO}_3$	Калій хлорат, хлорат(V) калію
$\text{HClO}_4$	Перхлоратна, хлоратна(VII)	$\text{KClO}_4$	Калій перхлорат, хлорат(VII) калію

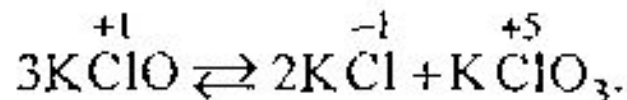
## Гіпохлоритна кислота $\text{HClO}$ і гіпохлорити

Гіпохлоритна кислота існує тільки в розбавленому водному розчині.

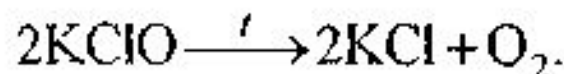
Належить до слабких кислот, дещо слабкіша за карбонатну:



Солі цієї кислоти (гіпохлорити) – стійкі сполуки, здатні до реакції диспропорціонування

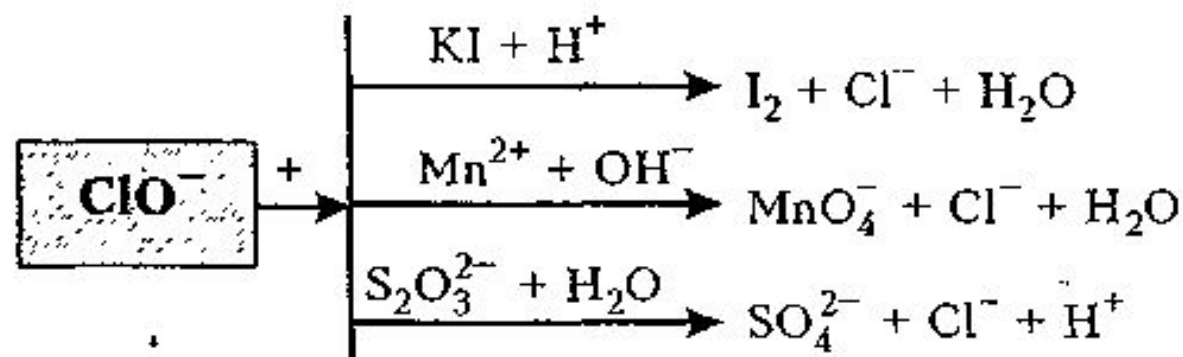


При нагріванні розкладаються з виділенням кисню

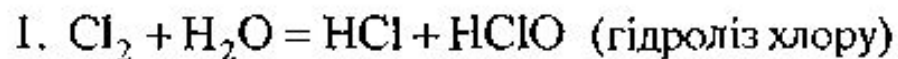


Гіпохлорит-іон  $\text{ClO}^-$

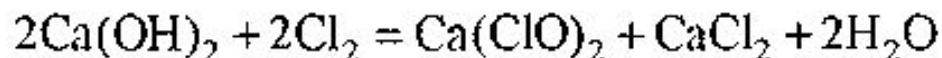
Як кислота, так і її солі — сильні окисники за рахунок йона  $\text{ClO}^-$ .



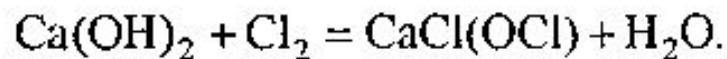
#### Одержання:



**Застосування.** Гіпохлорити використовують як відбілюючі засоби, найбільше значення має хлорне вапно  $\text{CaOCl}_2$  або  $\text{CaCl}(\text{OCl})$ . Його одержують при взаємодії хлору з гашеним вапном за рівнянням:



або

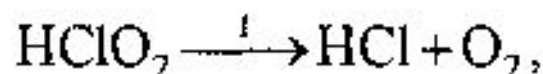


Хлорне вапно використовують як відбілюючий та дезинфікуючий засіб.

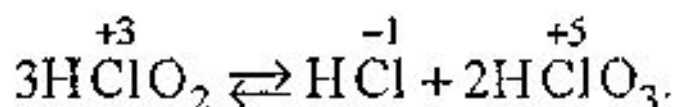
## Хлоритна кислота $\text{HClO}_2$ і хлорити $\text{Me ClO}_2$

Хлорит-іон  $\text{ClO}_2^-$  має таку будову:

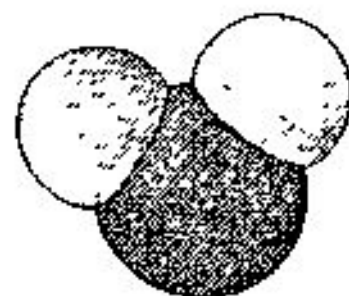
Кислота  $\text{HClO}_2$  існує лише в розбавлених розчинах, оскільки вона дуже нестійка



легко диспропорціонує



Хлорит натрію  $\text{NaClO}_2$  використовують як відбілювач.

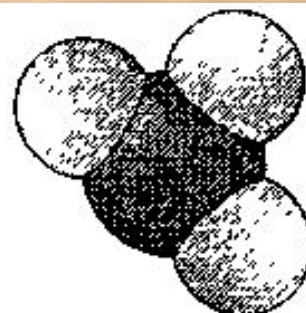


Хлорит-іон  $\text{ClO}_2^-$



# Хлоратна кислота $\text{HClO}_3$ і хлорати $\text{Me ClO}_3$

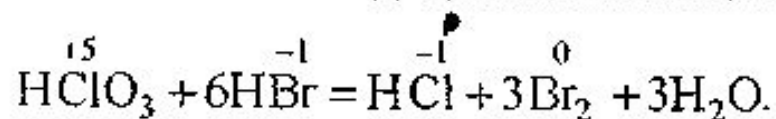
Хлорат-іон  $\text{ClO}_3^-$  має таку будову:



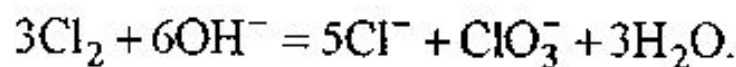
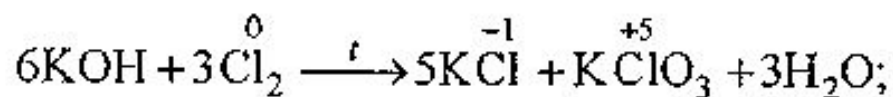
Хлорат-іон  $\text{ClO}_3^-$

$\text{HClO}_3$  — сильна кислота, у водному розчині стійка.

Виявляє сильні окисаційні властивості:



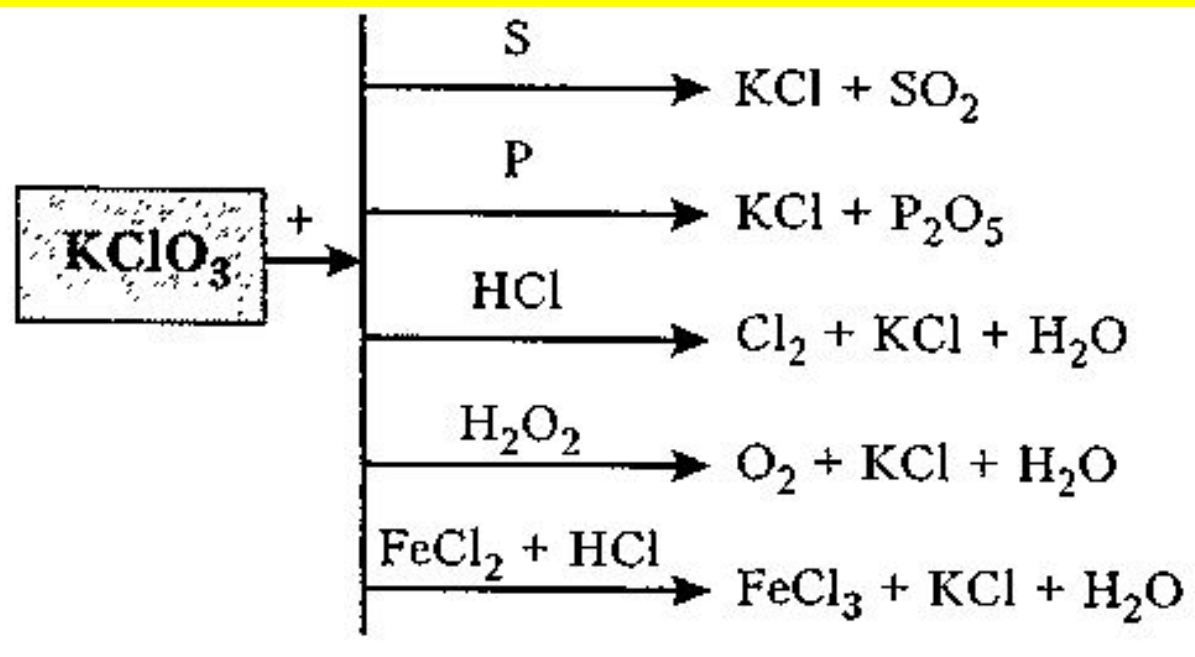
Із похідних найбільше значення має бертолетова сіль  $\text{KClO}_3$ , яку одержують пропусканням хлору крізь гарячий розчин лугу:



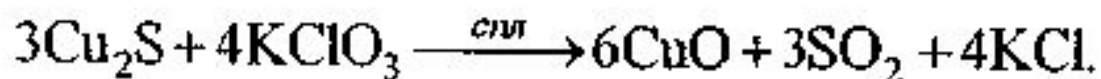
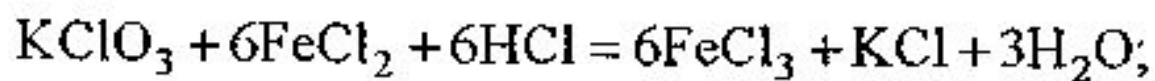
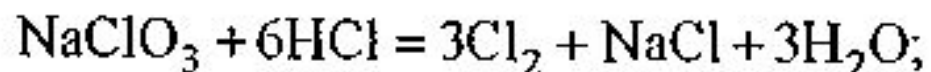
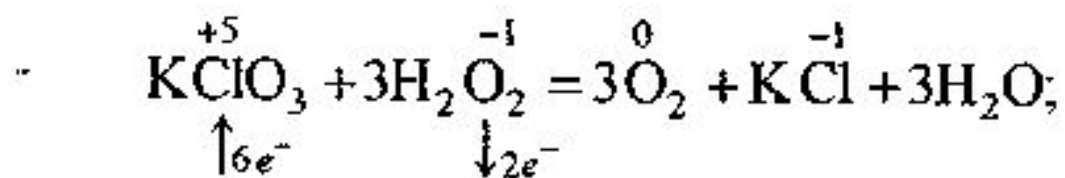
Термічне розкладання:  $2\text{KClO}_3 \xrightarrow{t, \text{Kl}} 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$ .

Диспропорціонування:  $4\text{KClO}_3 \xrightarrow{t} 3\text{KClO}_4 + \text{KCl}$ .

Хлорати — сильні окисники, при розтиранні з сіркою вибухають.

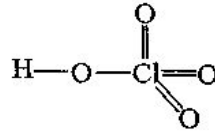


Приклади ОВР за участю хлоратів:

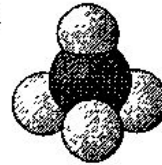


# Перхлоратна кислота $\text{HClO}_4$ і перхлорати $\text{Me ClO}_4$

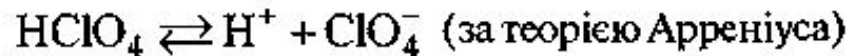
Структурна формула:



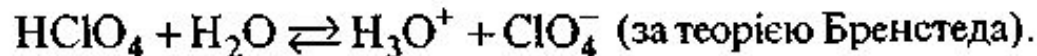
Йон  $\text{ClO}_4^-$  має тетраедричну будову:



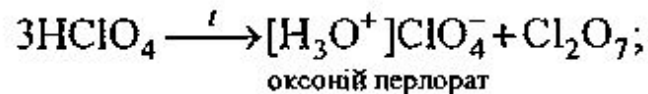
**Хімічні властивості.** Перхлоратна кислота — одна з найсильніших кислот, легко дисоціює:



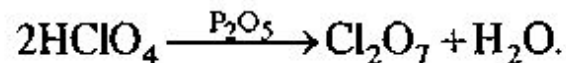
або



Це найстійкіша сполука серед оксигеновмісних сполук Хлору. Безводна кислота при нагріванні, струшуванні або при сполученні з відновником розкладається з вибухом:



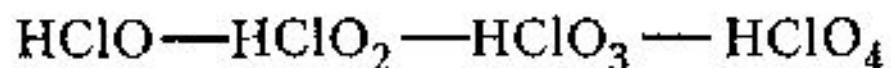
При дії водовіднімаючих засобів утворюється її ангідрид  $\text{Cl}_2\text{O}_7$



Перхлорна кислота є слабкішим окисником, ніж хлоратна, а у розбавлених розчинах окисдаційних властивостей не виявляє.

Для порівняння зміну окисдаційних властивостей і сили окисгеновмісних кислот Хлору наведено на схемі:

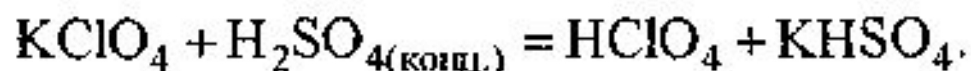
Підвищення стійкості і сили кислот →



←

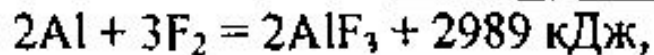
Посилення окисдаційних властивостей

Одержання. Дія сильних кислот на перхлорати



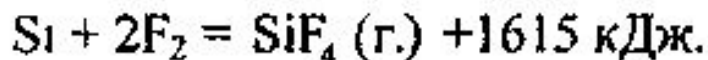
# ФЛУОР, БРОМ, ЙОД

Флуор  $F_2$  – найактивніший галоген. Він взаємодіє з багатьма металами, з виділенням великої кількості енергії.

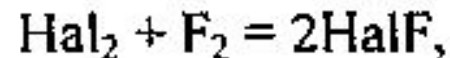


Без нагрівання Флуор реагує з багатьма неметалами

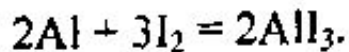
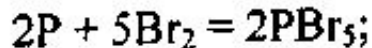
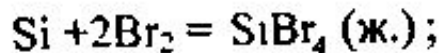
( $H_2, S, C, Si, P$ )



Флуор інтенсивно реагує з іншими галогенами: де  $Hal=Cl, Br, I$ , у сполуках  $HalF$  ступінь окиснення хлору, бром, йоду = +1



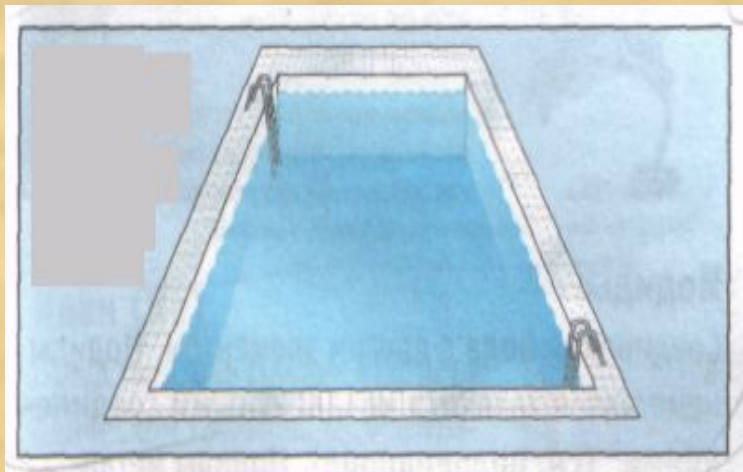
Бром  $Br_2$  і Йод  $I_2$  також активні у реакціях з металами і неметалами.



Реакції бром і йоду з воднем оборотні, тому не використовуються для практичного одержання  $HJ$  та  $HBr$

# ЗАСТОСУВАННЯ ГАЛОГЕНІВ ТА ЇХ СПОЛУК

Сіль	Застосування
NaCl (кухонна сіль)	Необхідний продукт для життєдіяльності організму; використовують у харчовій промисловості та медицині, а також для добування хлору, соди кальцинованої та для виготовлення мила і фарбування тканин
KCl	Мінеральне добриво, сировина для одержання їдкового калі та інших солей Калію
CaCl <sub>2</sub>	Використовують для висушування газів і органічних речовин, у медицині — як кровозупинний, протизапальний засіб та при алергіях
ZnCl <sub>2</sub>	Для оброблення дерев'яних предметів з метою запобігання їх загнивання; для травлення металів
BaCl <sub>2</sub>	Отрутохімікат, який застосовують для боротьби з шкідниками сільського господарства
HgCl <sub>2</sub> (сулема)	Дуже отруйна речовина, використовують у медицині як дезинфікуючий засіб
Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> (каломель)	У електрохімії для виготовлення електродів та в медицині при шкірних захворюваннях (у вигляді мазей і присипок)
AgCl	У фотографічній промисловості (виготовлення деяких сортів світлочутливих плівок)

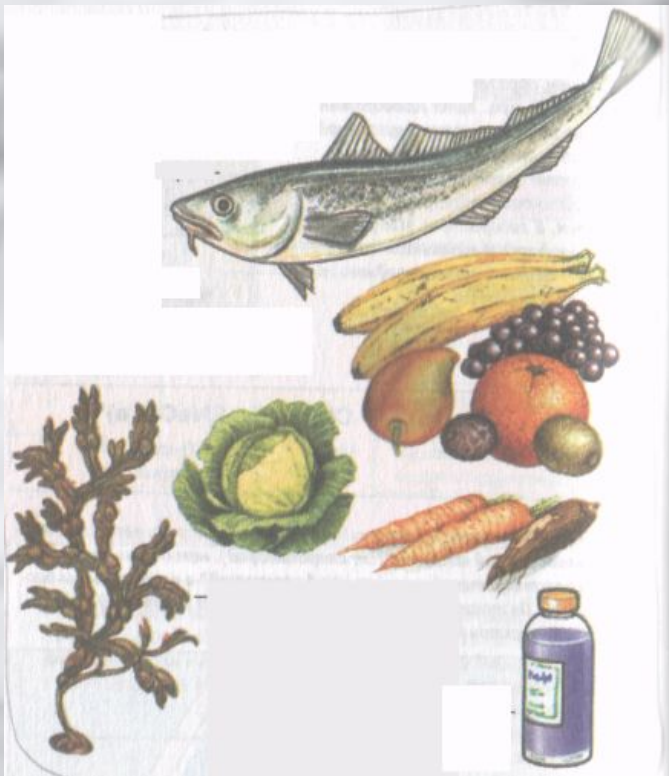


*Хлор має багато застосувань. Він застосовується у виробництві хлороводневої кислоти, деяких органічних розчинників, а також як бактерицид у басейнах. Він також застосовується як бактерицид у питній воді і дезінфектантах. Хлор вбиває мікроби які виявляються в басейнах.*

*Деякі фториди (неорганічні сполуки фтору) додають до зубної пасти, а у деяких країнах у питну воду для профілактики карієсу.*



*Сковорідки покривають тефлоном, так як це запобігає пригоранню.*



*Настійка йоду  
(йод розчинений  
в етанолі)  
застосовується  
як антисептик  
при пораненні.*

*Морські  
водорості  
містять до  
0,5% йоду  
(на вагу).*

*Основними харчовими джерелами йоду є морепродукти, жир із печінки тріски, фрукти і овочі. Частина кухонної солі йодується. Нестача йоду в їжі призводить до того, що щитовидна залоза не може виробляти достатньо гормону тироксину. Тироксин потрібен для регулювання обміну речовин в організмі. Люди з нестачею тироксину хворіють зобом.*

**Хлорат  
натрію**



*Біла кристалічна  
тверда речовина, що  
утворюється при  
додавання хлору до  
теплого  
концентрованого  
розчину гідроксиду  
натрію, а також при  
нагріванні гіпохлориту  
натрію. Хлорат натрію  
знищує бур'яни.*



# ***ЛІТЕРАТУРА***

- 1. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник для студентів вищ. навч. закладів. – Київ; Ірпінь: ВТФ «Перун», 1998. – 480 с.***
- 2. Карнаухов О.І., Мельничук Д.О., Чеботько К.О., Копілевич В.А. Загальна та біонеорганічна хімія. Вінниця: Нова книга, 2003. – С. 367-398.***