

# Неорганічна хімія

Роман Гладішевський



*кафедра неорганічної хімії*

*Львівський національний університет  
імені Івана Франка*



*Тема 20.*

**Корозія металів.**

**Окисно-відновні реакції.**

# Корозія металів

**Корозія – процеси руйнування металів внаслідок хімічної або електрохімічної взаємодії їх із навколишнім середовищем.**

**Хімічна (газова) корозія – взаємодія металів з сухими газами або рідинами, що не проводять електричний струм.**

**Електрохімічна корозія – руйнування металів у розчинах електролітів і поява у системі електричного струму. Потік електронів спрямований від більш активного металу (**A(-)**) до менш активного металу (**K(+)**). На катоді виділяється водень, а анод розчиняється.**

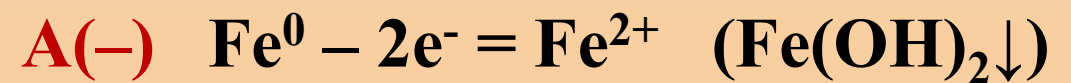
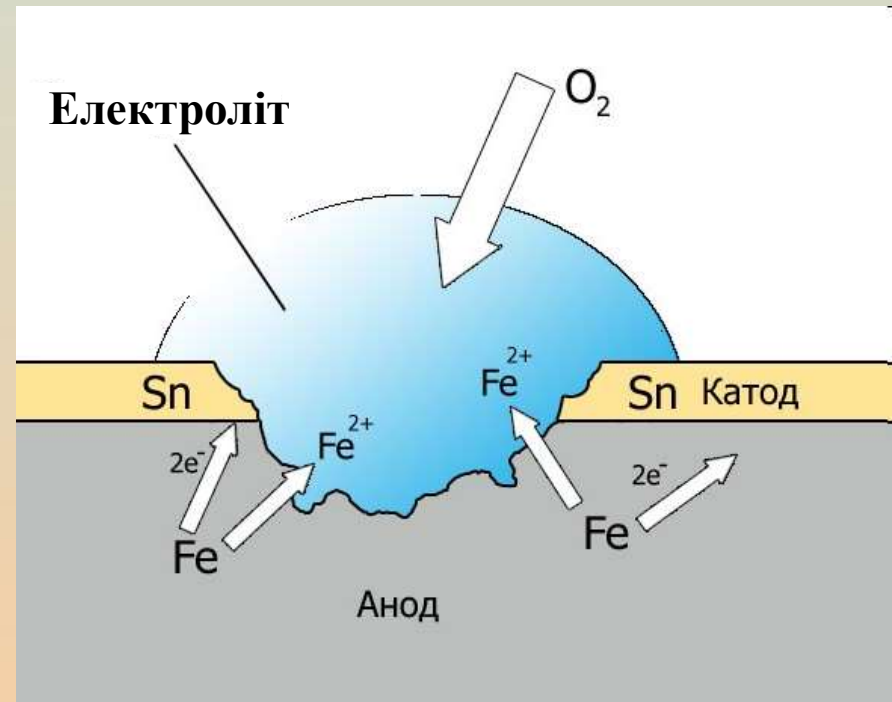
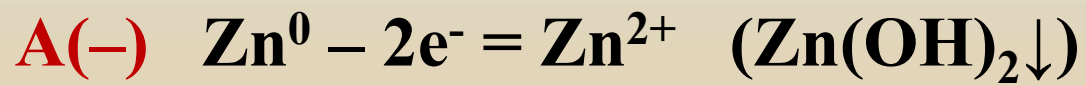
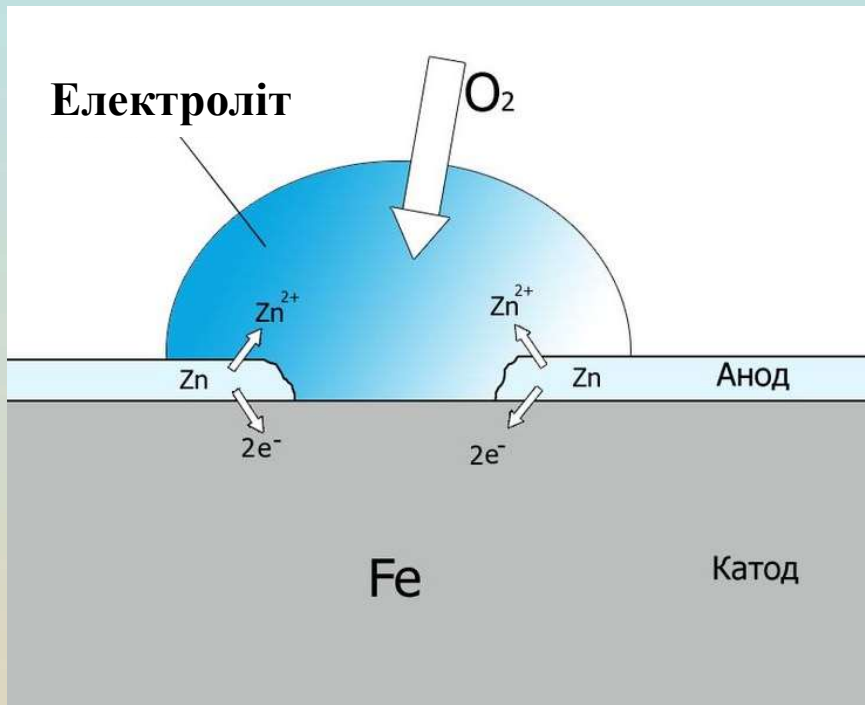
## **Способи захисту металів від корозії:**

- введення інгібіторів;**
- нанесення захисних покриттів;**
- протекторний захист;**
- катодний захист.**

**Захисні покриття – фарбування, оксидування, металізація, пасивування.**

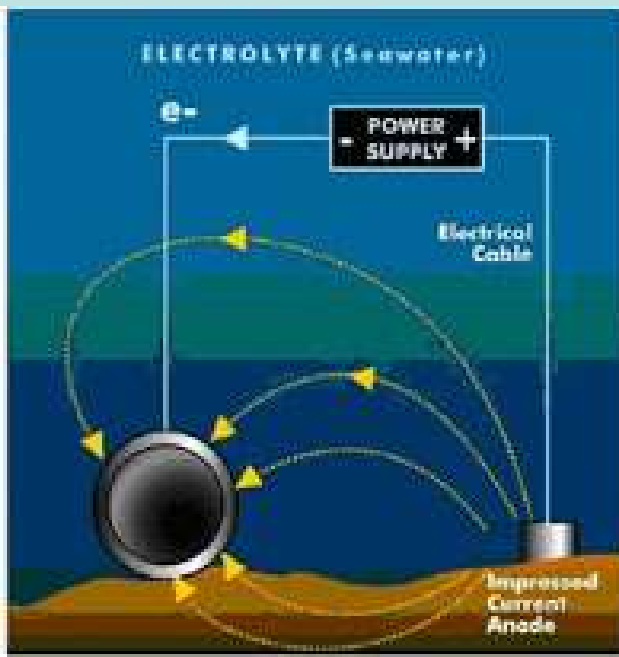
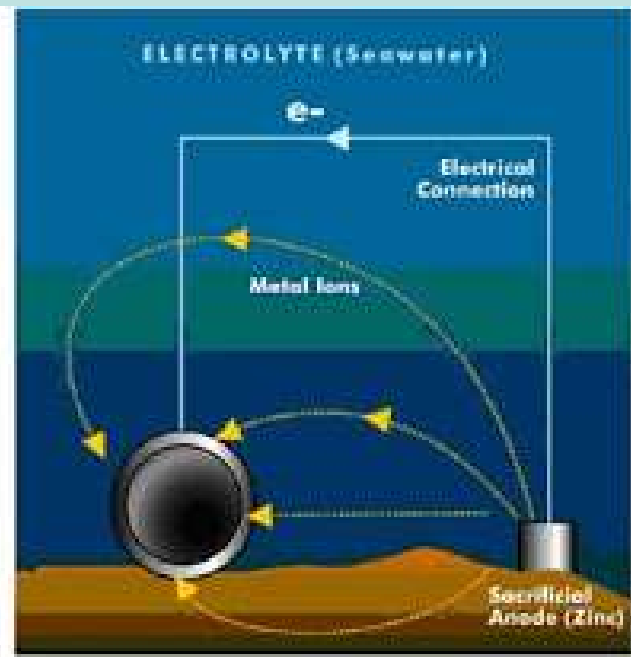
**Анодне покриття: на поверхню менш активного металу наносять активніший метал, який утворює стійку проти корозії захисну плівку (оцинковане залізо).**

**Катодне покриття: більш активний метал ізолюється малоактивним (луджене залізо).**



**Протекторний захист – метал, який захищають, з'єднують з більш активним металом (протектором), який легше окиснюється (катод-анод).**

**Катодний захист – метал, який захищають, приєднують до  $K(-)$ , а допоміжний матеріал – до  $A(+)$ , який окиснюється і захищає.**

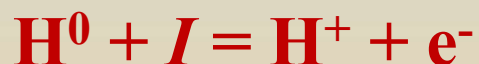


# Окисно-відновні реакції

Потенціал іонізації:



де  $I_1$  – енергія відриву одного електрона від електронейтрального атома.



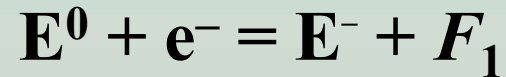
$I = 13,6$  В (потенціал);

$I = 13,6$  еВ = 1312 кДж/моль (енергія)

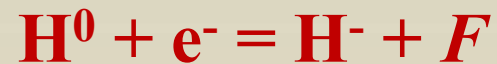
Для багатоелектронних атомів

$$I_1 < I_2 < I_3 < \dots$$

Спорідненість до електрона:



де  $F_1$  – енергія приєднання одного електрона до електронейтрального атома.



$$F = 0,75 \text{ eV} = 72,35 \text{ кДж/моль}$$

Для атомів металів

$$F \approx 0 \text{ або } F < 0,$$

для атомів O, S, C

$$F_1 > 0.$$

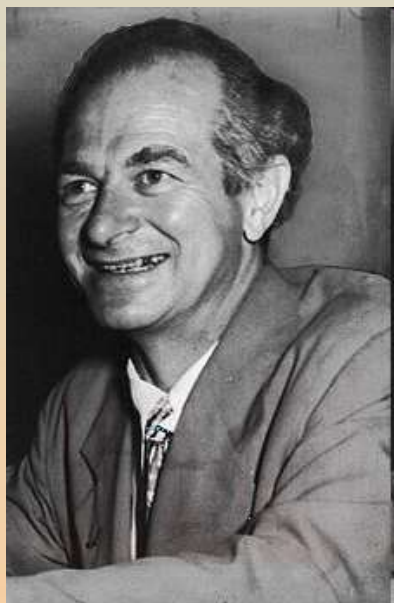
## Електронегативність:

$$\chi = (I + F) / 2 \quad (\text{Маллікен});$$

$$\Delta\chi = 0,208 \sqrt{(\Delta E)} \quad (\text{Полінг}),$$

$$\Delta E = E_{AB} - (E_{AA} + E_{BB}) / 2,$$

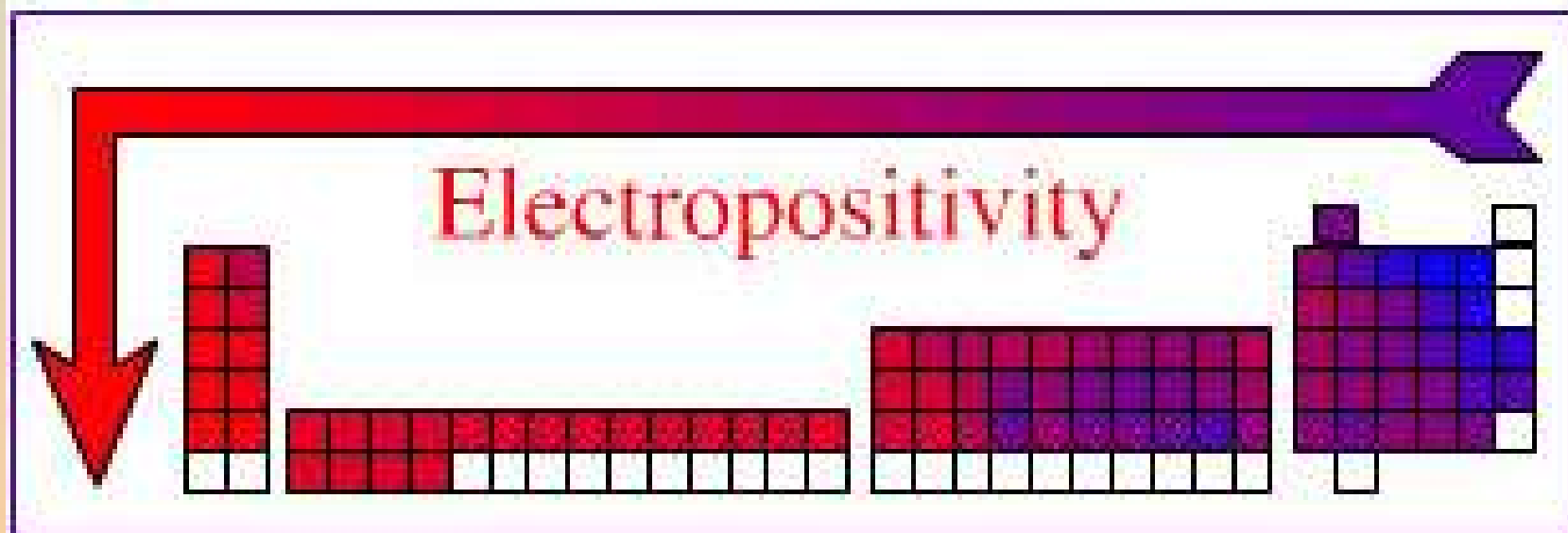
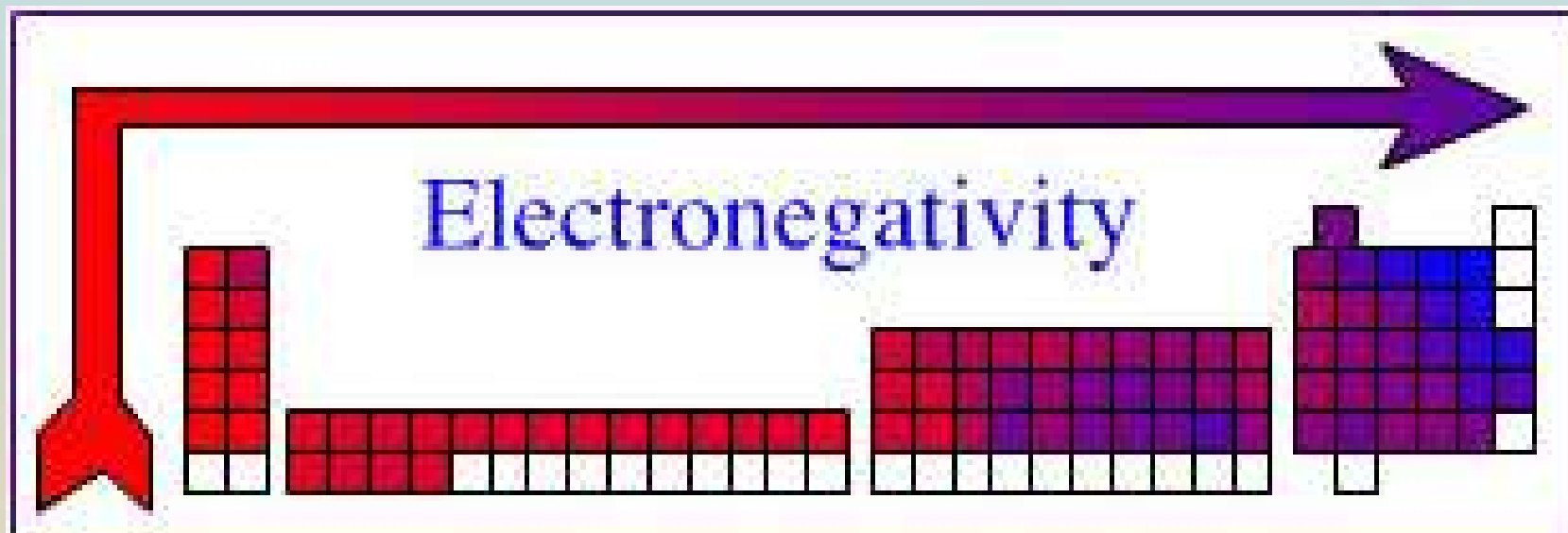
де  $E_{AA}$ ,  $E_{BB}$ ,  $E_{AB}$  – енергії зв'язків між атомами у відповідних молекулах.



Лайнус Полінг  
1901-1994

<b>H</b>	
2.1	
<b>Li</b>	<b>Be</b>
1.0	1.5
<b>Na</b>	<b>Mg</b>
0.9	1.2

<b>B</b>	<b>C</b>	<b>N</b>	<b>O</b>	<b>F</b>
2.0	2.5	3.0	3.5	4.0
<b>Al</b>	<b>Si</b>	<b>P</b>	<b>S</b>	<b>Cl</b>
1.5	1.8	2.1	2.5	3.0

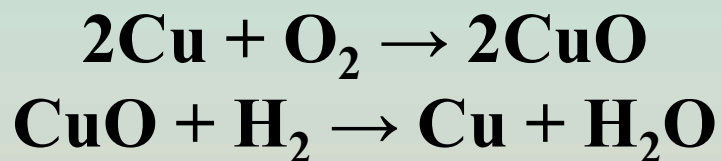


**Ступінь окиснення – умовний заряд атома в сполуці, якщо вважати, що сполука складається лише з іонів.**

### **Правила визначення ступеня окиснення**

- 1. Ступінь окиснення Оксигену:  $-2$**   
(пероксиди ( $\text{Na}_2\text{O}_2$ ):  $-1$ , надпероксиди ( $\text{KO}_2$ ):  $-1/2$ , озоніди ( $\text{KO}_3$ ):  $-1/3$ , флюориди ( $\text{OF}_2$ ):  $+1, +2$ ).
- 2. Ступінь окиснення Гідрогену:  $+1$**   
(іонні гідриди металів:  $-1$ ).
- 3. Найвищий ступінь окиснення елемента: номер групи, до якої він належить**  
(Флюор:  $-1$ , елементи VIII групи (виняток Xe, Ru, Os):  $<8$ , елементи підгрупи Купруму (Cu, Au):  $>1$ ).
- 4. Ступінь окиснення атомів у простих речовинах:  $0$ .**
- 5. Сума ступенів окиснення атомів в складному іоні: заряд іона, в молекулі:  $0$ .**

**Окисно-відновні (редокс) реакції – реакції зі зміною ступеня окиснення елементів.**



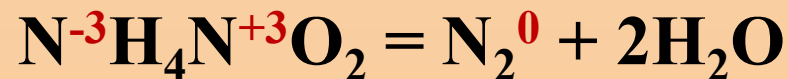
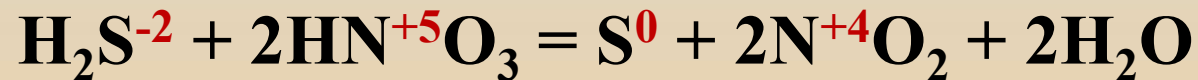
**Окисник** – іон (атом, молекула), який при взаємодії приймає електрони,  
**відновник** – іон, який віддає електрони.

**Окисник** в ході реакції **відновлюється** (процес відновлення)  
**відновник** – **окиснюється** (процес окиснення).



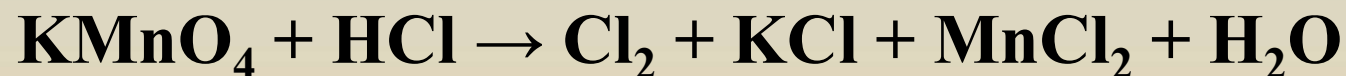
## Типи окисно-відновних реакцій

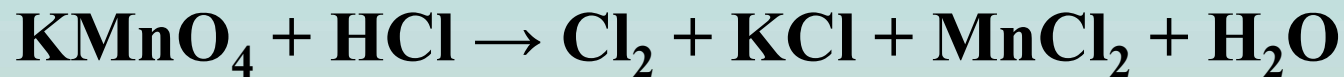
1. Міжмолекулярні (міжатомні) – окисник і відновник є елементами різних речовин.
2. Внутрішньомолекулярні (внутрішньокристалічні) – окисник і відновник є елементами однієї сполуки.
3. Самоокиснення-самовідновлення (диспропорціонування та конпропорціонування) – той же елемент є окисником і відновником.



## Методи складання рівнянь окисно-відновних реакцій

1. Алгебраїчний.
2. Електронного балансу.
3. Аналізу ступенів окиснення.
4. Напівреакцій.

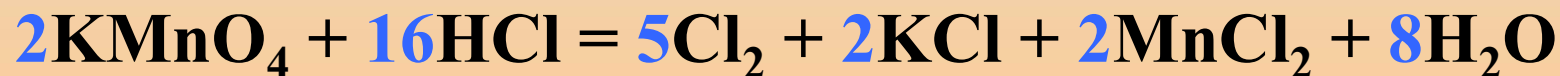




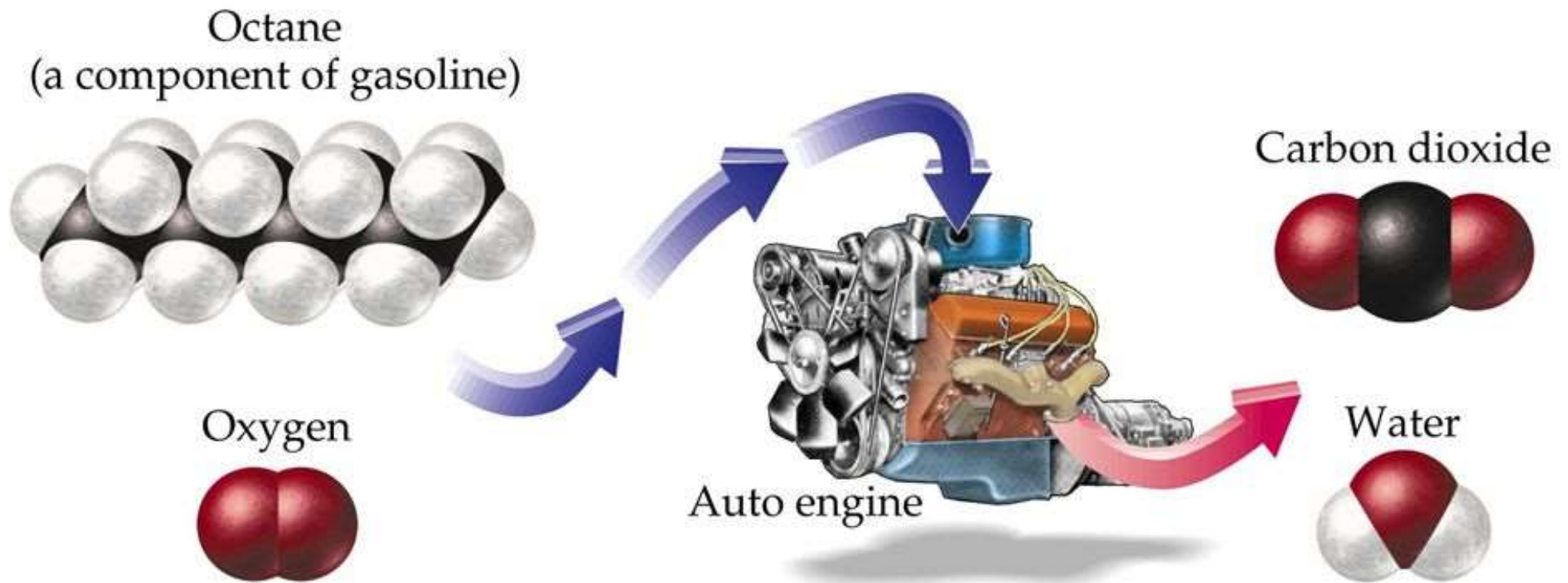
$$\text{O: } 4x = y/2; \quad y = 8x$$

$$\text{Cl: } y = 2z + x + 2x = 2z + 3x$$

$$8x = 2z + 3x; \quad 5x = 2z \quad \rightarrow \quad x = 2, \quad z = 5$$



What happens to the octane molecule when it undergoes combustion?





**C: 8**

**H: 18**

**O: 2**

**C: 1**

**H: 2**

**O: 2+1 = 3**

**C: 8**

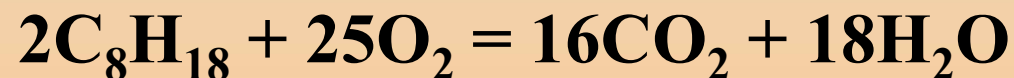
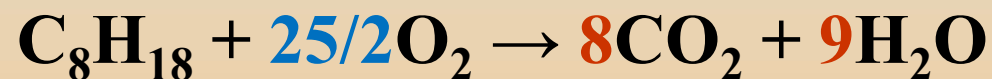
**H: 18**

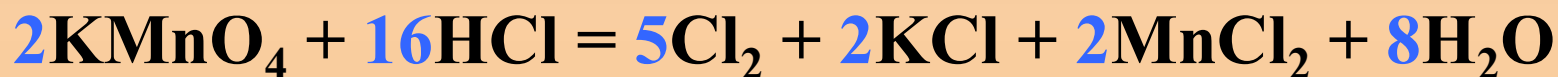
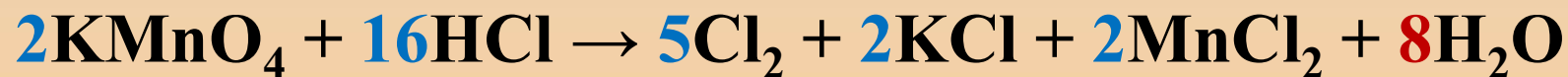
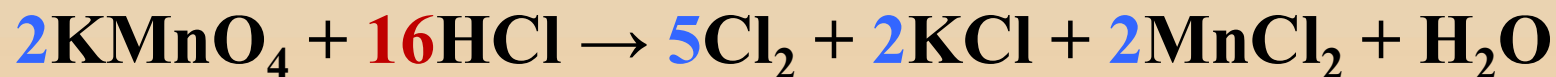
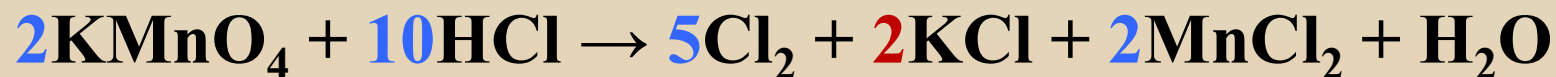
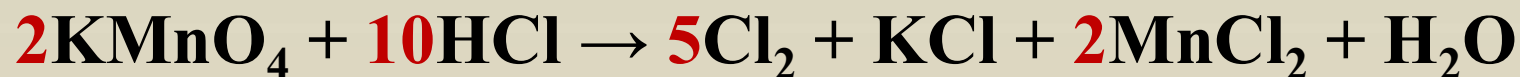
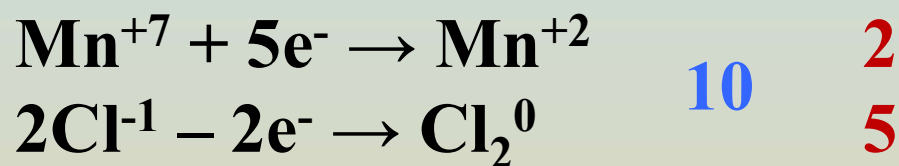
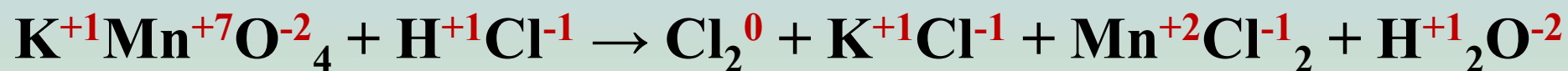
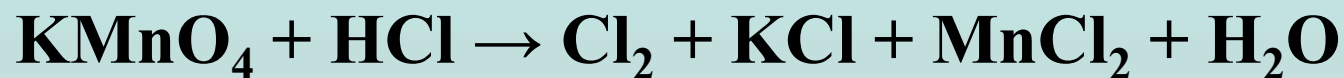
**O: 25/2**

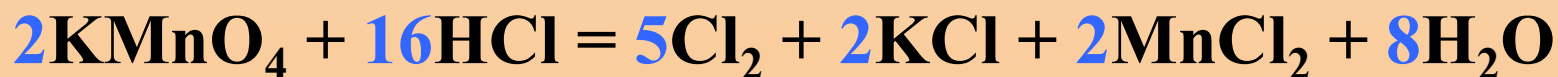
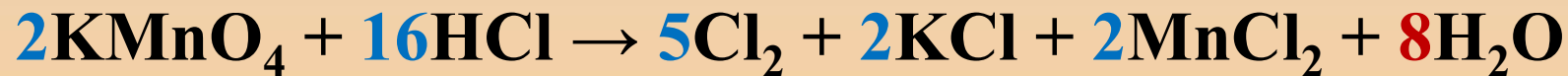
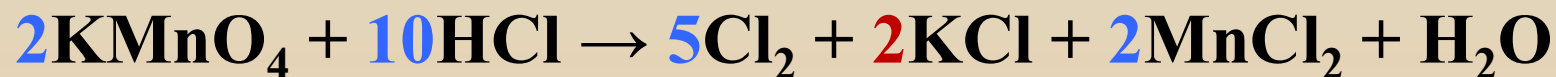
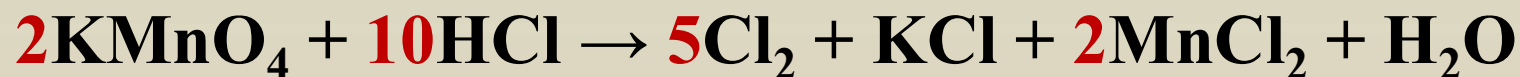
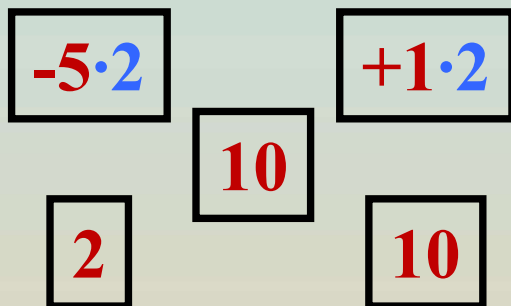
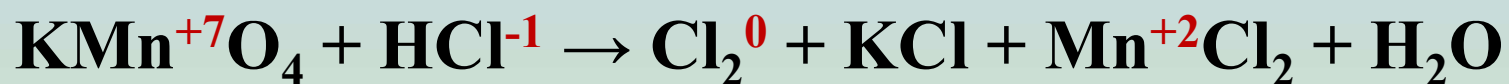
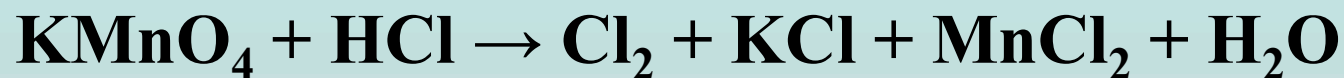
**C: 1·8 = 8**

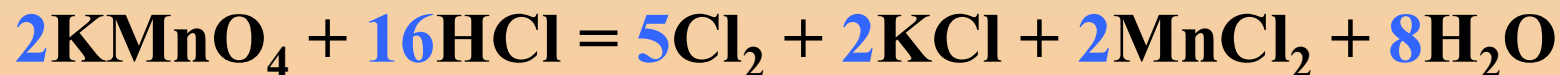
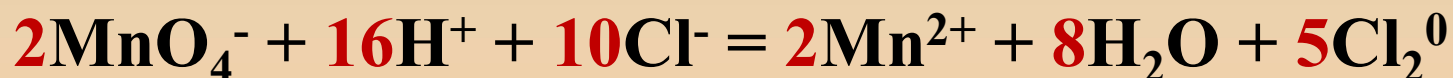
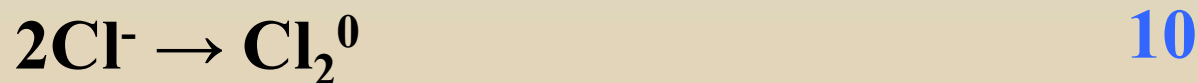
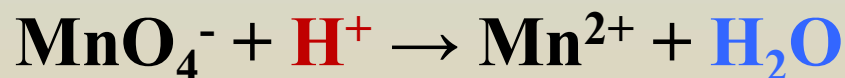
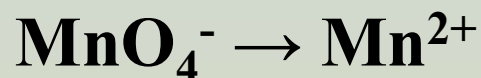
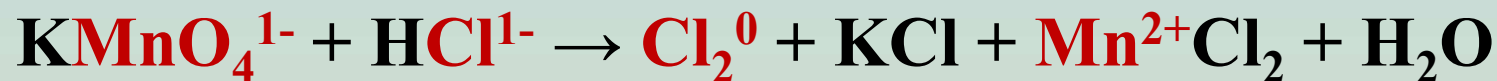
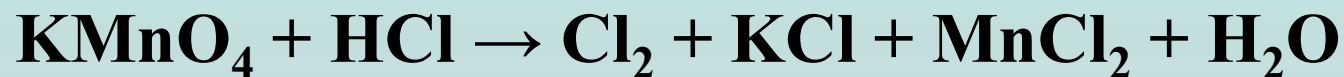
**H: 2·9 = 18**

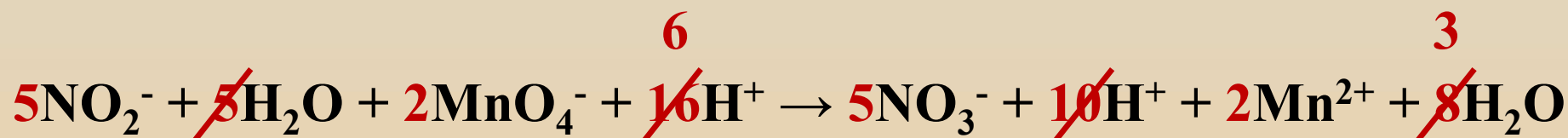
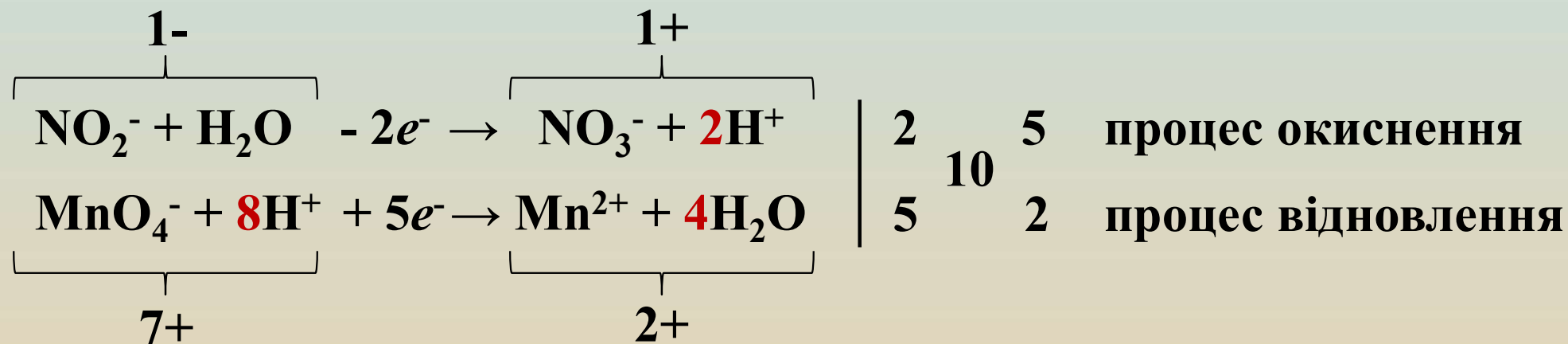
**O: 16+9 = 25**











**Vanadium for example – a malleable, dull grey metal – shows vibrant colours when oxidized: from violet ( $V^{2+}$ ), to green ( $V^{3+}$ ) and blue ( $VO^{2+}$ , +4), and finally yellow in its +5 oxidation state ( $VO_2^+$ ).**

