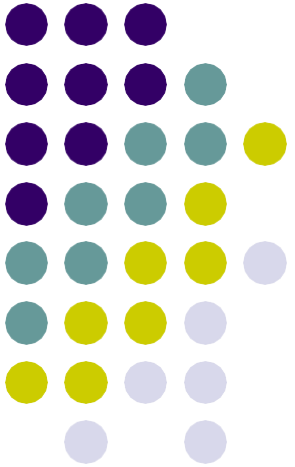
Лекція 10
ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

- Визначення
- Ступінь окиснення
- Типи ОВР
- Фактори, що впливають на окисно-відновні властивості речовин
- Окисно-відновні потенціали і енергетика
- Електронно-іонний баланс



Класифікація хімічних реакцій

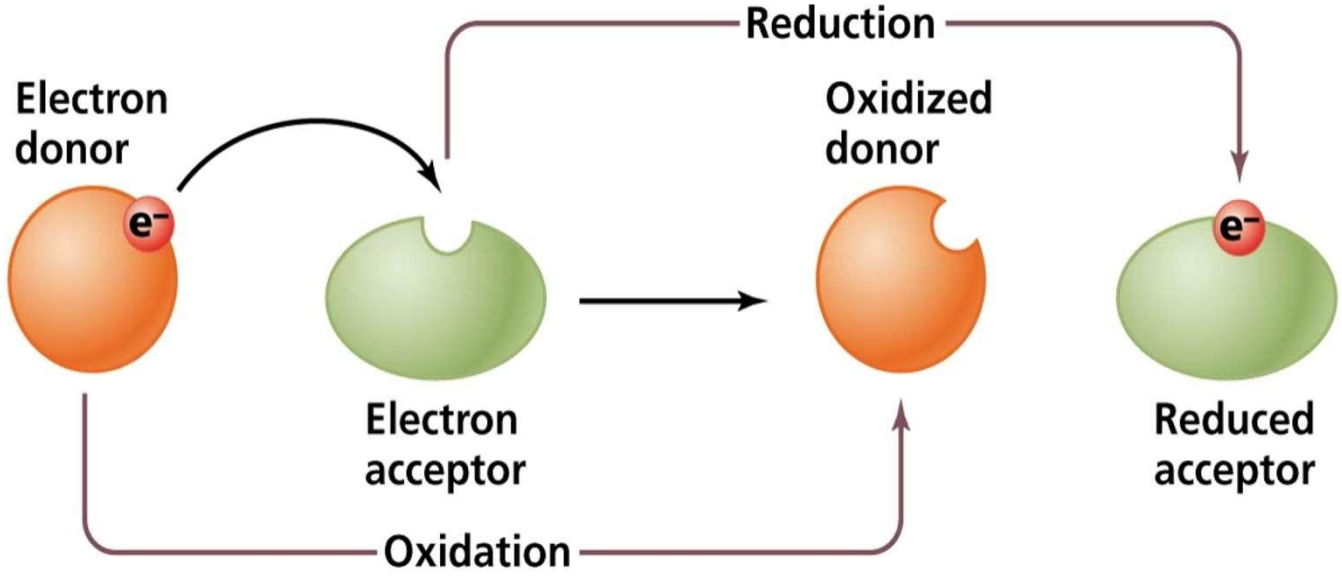


Під час окисно-відновних реакцій змінюється валентний стан взаємодіючих атомів завдяки перерозподілу електронної густини при утворенні хімічних зв'язків, а це спричиняє зміну ступенів окиснення атомів.

Ступінь окиснення *– це умовний заряд атома в молекулі, який визначається, виходячи з припущення, що молекула складається з одноатомних іонів.*

Визначення

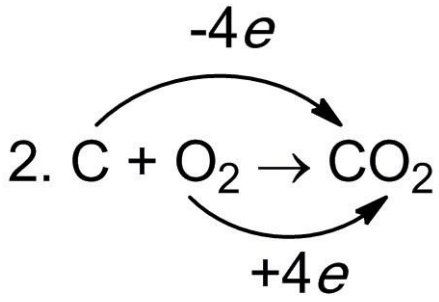
- ОВР - реакції, що відбуваються із зміненням ступеню окиснення елементів у речовинах.
- Окисник приєднує електрони й відновлюється, його ступень окиснення (со) зменшується.
- Відновник втрачає електрони й окиснюється, його ступень окиснення зростає.



Правила ОВР

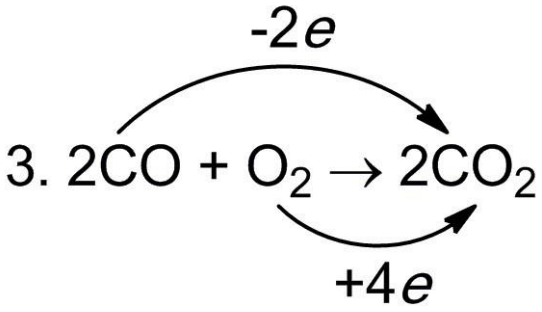
- Число електронів, які віддає відновник, має дорівнювати числу електронів, які приєднує окисник.

1. $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$



O_2^0 - окисник,

C^0 - відновник



O_2^0 - окисник,

C^{+2} - відновник

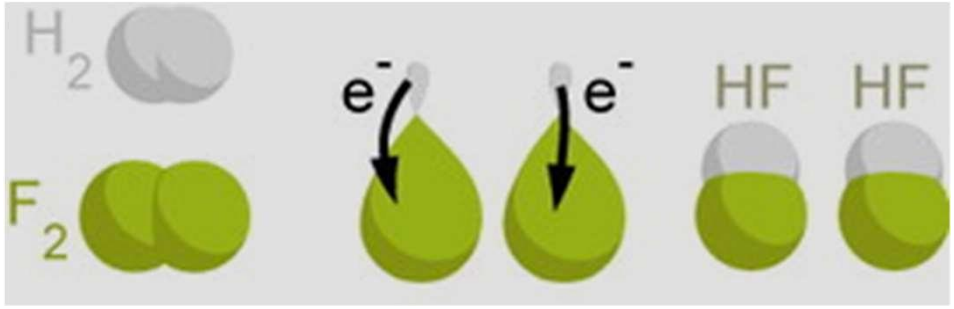
Правила ОВР

- електронний баланс:

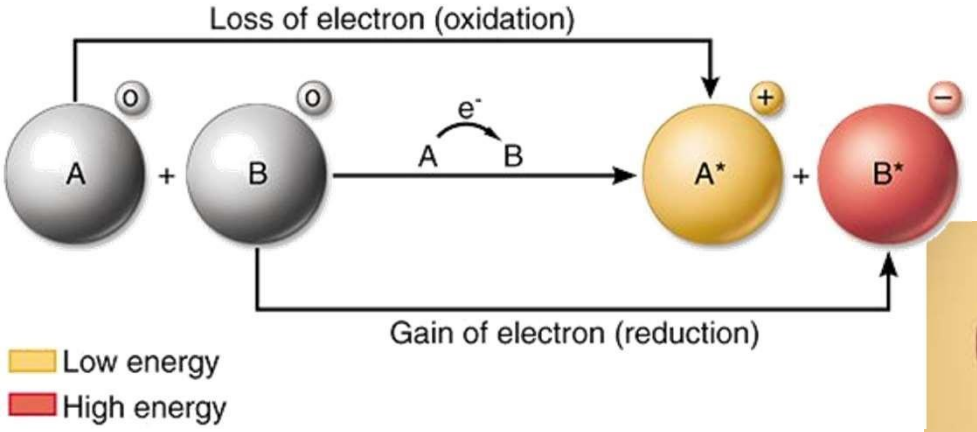
$H_2^0 + F_2^0 \rightarrow 2\,HF$

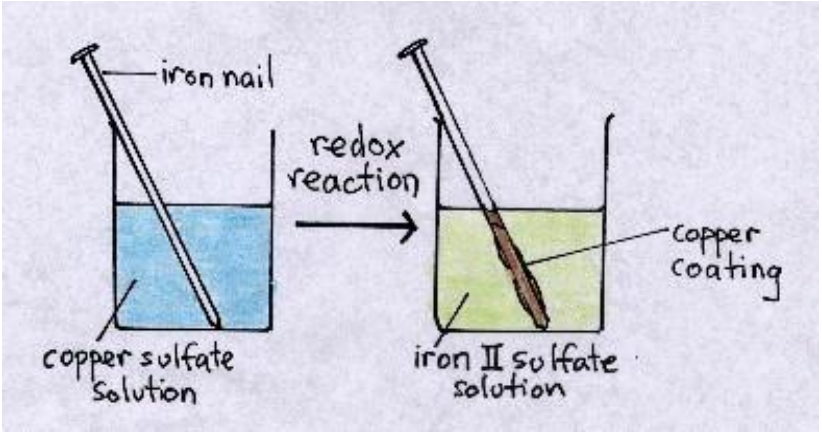
$H_2^0 \rightarrow 2H^+ + 2e$ відновник - окиснення

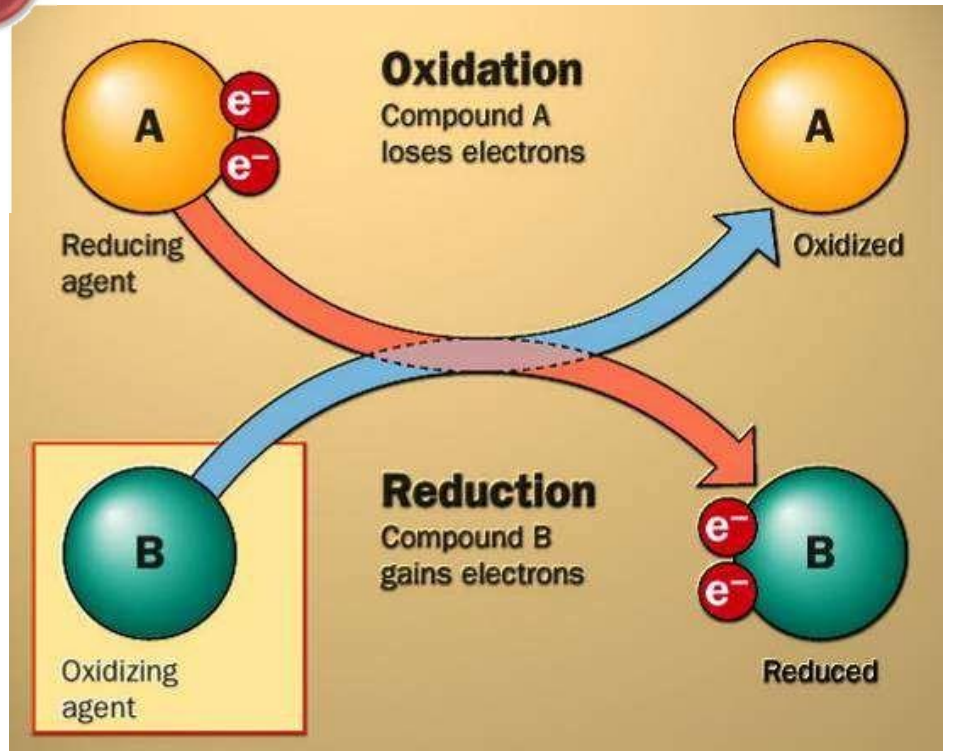
$F_2^0 + 2e \rightarrow 2F^-$ окисник - відновлення



Схеми ОВР







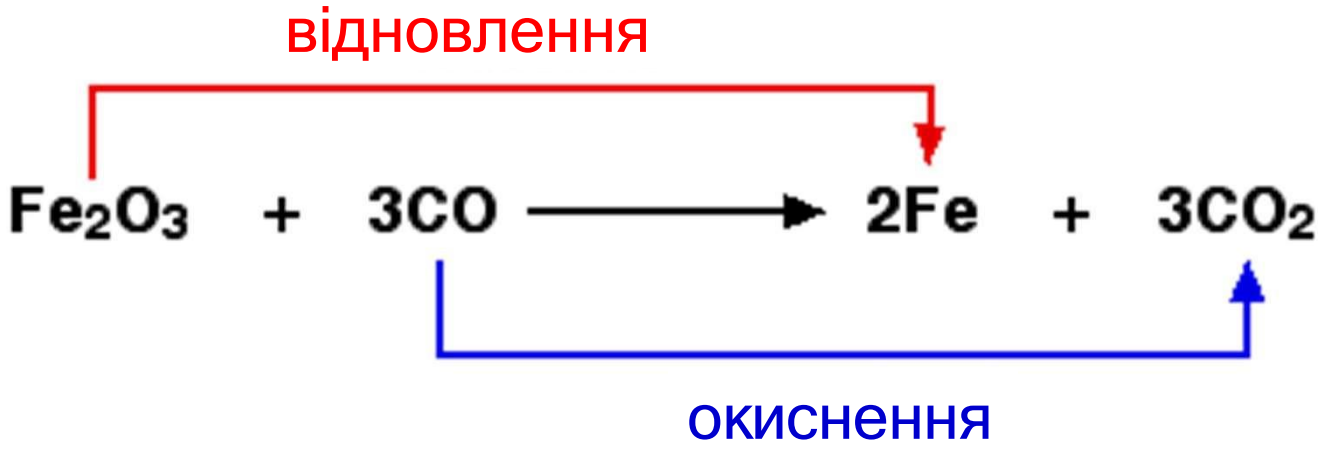
$Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$

Обидва процеси є обов’язковими та взаємозалежними складовими однієї загальної реакції і відбуваються одночасно, тому неможливий перебіг відновлення без окиснення і навпаки

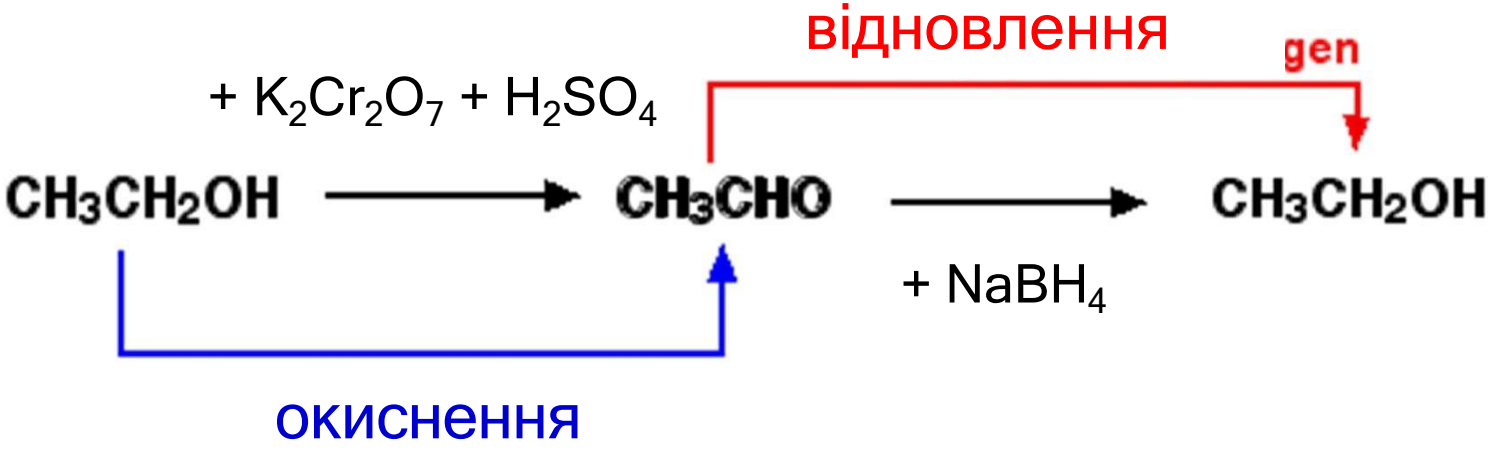


ОВР с точки зору перенесення оксигену

- окиснення – приєднання оксигену.
- відновлення – втрата оксигену.
- окисник віддає атоми оксигену відновнику.



ОВР с точки зору перенесення гідрогену



- окиснення – втрата атомів гідрогену.
- відновлення – приєднання атомів гідрогену.
- окисник відбирає атоми гідрогену у відновника.

ступень окиснення (*со*)

- Сума (Σ) *со* всіх елементів у нейтральній молекулі = 0.
- Σ*со* елементів в іоні = заряду іону.

$$\overset{x}{\mathrm{Na}}_2\overset{y}{\mathrm{S}}\overset{z}{\mathrm{O}}_4)^0$$

$$2x + y + 4z = 0$$

$$(\overset{y}{\mathrm{S}}\overset{z}{\mathrm{O}}_4)^{2-}$$

$$y + 4z = -2$$

- *со* елемента в *одноатомному* іоні = заряду іону.
- *со* простих речовин = 0.

$$\mathrm{S}^{2-};\ co(\mathrm{S}) = -2$$

$$\mathrm{Zn}^{2+};\ co(\mathrm{Zn}) = +2$$

$$\mathrm{S}^0 + \mathrm{Zn}^0 = \overset{+2}{\mathrm{Zn}}\ \overset{-2}{\mathrm{S}}$$

Ступені окиснення елементів



- *со* H у сполуках с більш електронегативними елементами = +1; у гідридах MH_x *со* H = −1.

- *со* F у сполуках завжди становить −1, ВЕН(F)=4
- *со* O у сполуках *як правило* = −2*.

$\overset{+}{H}\overset{-}{Cl}$

ВЕН(H) = 2,2;

ВЕН(Cl) = 3,16

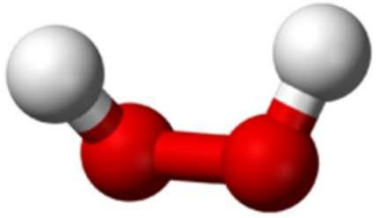
$\overset{+}{Na}\overset{-}{H}$

ВЕН(H) = 2,2;

ВЕН(Na) = 0,93

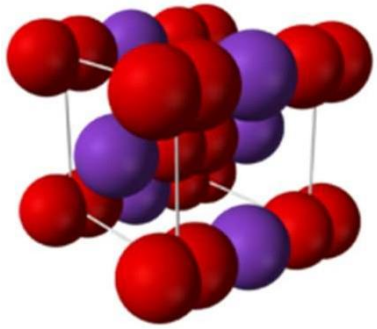
Ступені окиснення оксигену:

- Фторид оксигену OF_2, *со* O = +2, ВЕН(O)=3,5
- У сполуках з лужними і лужно-земельними металами:



пероксиди: $\overset{+2}{Ba}\overset{-1}{O_2}; \overset{+2}{Ca}\overset{-1}{O_2}; \overset{+}{Na_2}\overset{-1}{O_2}; \overset{+}{K_2}\overset{-1}{O_2}$

надпероксиди: $\overset{+}{K}\overset{-1/2}{O_2}; \overset{+}{Cs}\overset{-1/2}{O_2}$



озоніди: $\overset{+}{K}\overset{-1/3}{O_3}$

Ступені окиснення галогенів



- *со* галогенів у сполуках з металами = −1.
- *со* галогенів (Cl, Br, або I) у сполуках з більш електронегативними елементами (O, F) може бути позитивним:

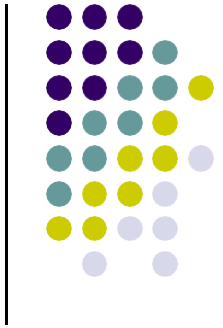
$$\overset{+}{Na}\overset{+}{Cl}\overset{-2}{O};\ \overset{+}{Na}\overset{+3}{Cl}\overset{-2}{O_2};\ \overset{+}{Na}\overset{+5}{Cl}\overset{-2}{O_3};\ \overset{+}{Na}\overset{+7}{Cl}\overset{-2}{O_4}$$

$$BEH(Cl) = 3{,}16;\quad BEH(O) = 3{,}44$$

$$\overset{+}{Cl}\overset{-}{F};\ \overset{+3}{Br}\overset{-}{F_3};\ \overset{+5}{I}\overset{-}{F_5};\ \overset{+1}{I}\overset{-}{Br}$$

$$BEH(F) = 3{,}98;\quad BEH(Br) = 2{,}96;\ BEH(I) = 2{,}66$$

Ступені окиснення металів



- *со* лужних металів (1 група головна п/г) у сполуках = +1.
- *со* лужно-земельних металів (2 група головна п/г), Cd і Zn у сполуках = +2.
- *со* Al у сполуках завжди +3, за виключенням речовин, які утворені у середовищі етерів.
- У всіх інших випадках *со* елемента у сполуці розраховують, виходячи з перелічених правил.

Розрахунок ступеня окиснення



$(NH_4)_2SO_4$

$NH_4^+ + SO_4^{2-}$

x + x -2

$(NH_4)^+ \ (SO_4)^{2-}$

$x + 4 = +1$

$x = -3$

$K_4P_2O_7$

$K^+ + P_2O_7^{4-}$

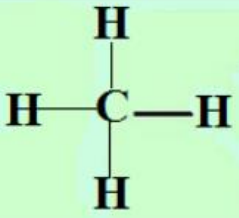
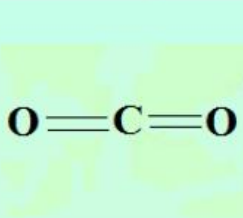
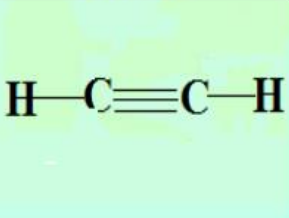
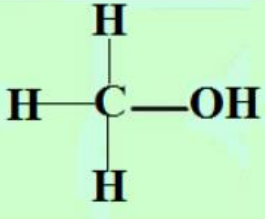
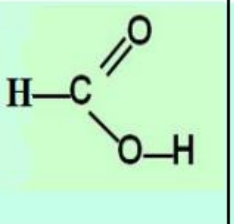
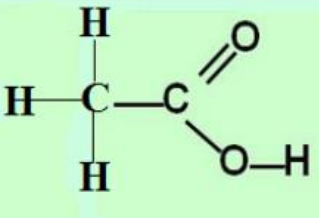
x -2

$(P_2O_7)^4_{?}$

$2x + 7(-2) = -4$

$x = +5$

Ступінь окиснення не слід ототожнювати з валентністю атомів навіть тоді, коли їх абсолютні значення випадково збігаються. *Валентність визначається кількістю зв'язків, якими даний атом сполучається з іншими атомами*, тому вона не може мати від'ємних значень або дорівнювати нулю. Як приклад можна розглянути ряд органічних сполук, в яких чотиривалентний атом карбону виявляє різні ступені окиснення (в структурних формулах кожний зв'язок позначений рисочкою):

−4 CH_4	+4 CO_2	−1 C_2H_2	−2 CH_3OH	+2 HCOOH	−3 +3 CH_3COOH
					

Типи ОВР

- Сполучення: $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$
- Розкладання: $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow Cr_2O_3 + N_2 + 4H_2O$
- Витіснення: $Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$
- Горіння: $C + O_2 \rightarrow CO_2$

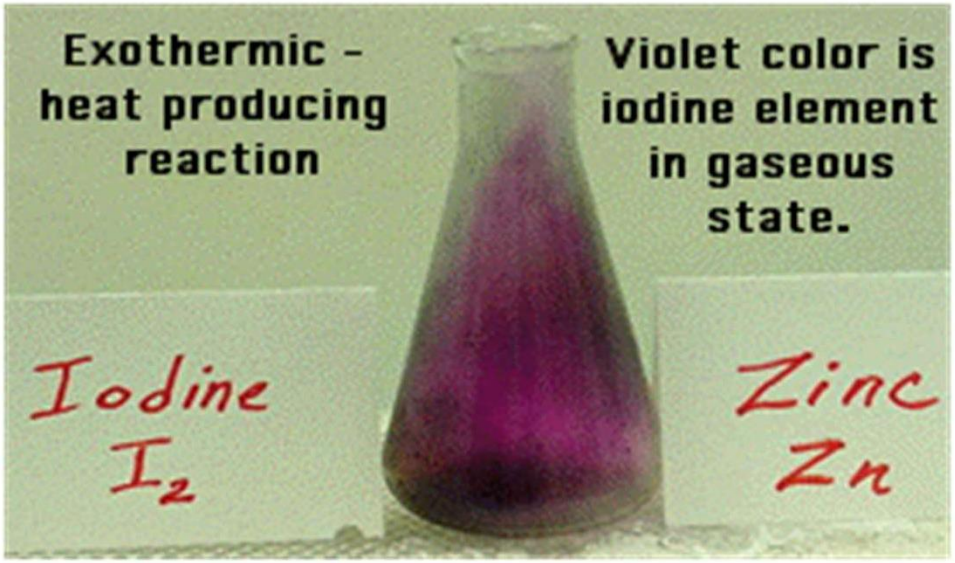
$2C_8H_{18} + 25O_2 \rightarrow 16CO_2 + 18H_2O$

Сполучення

Iodine and Zinc Reaction

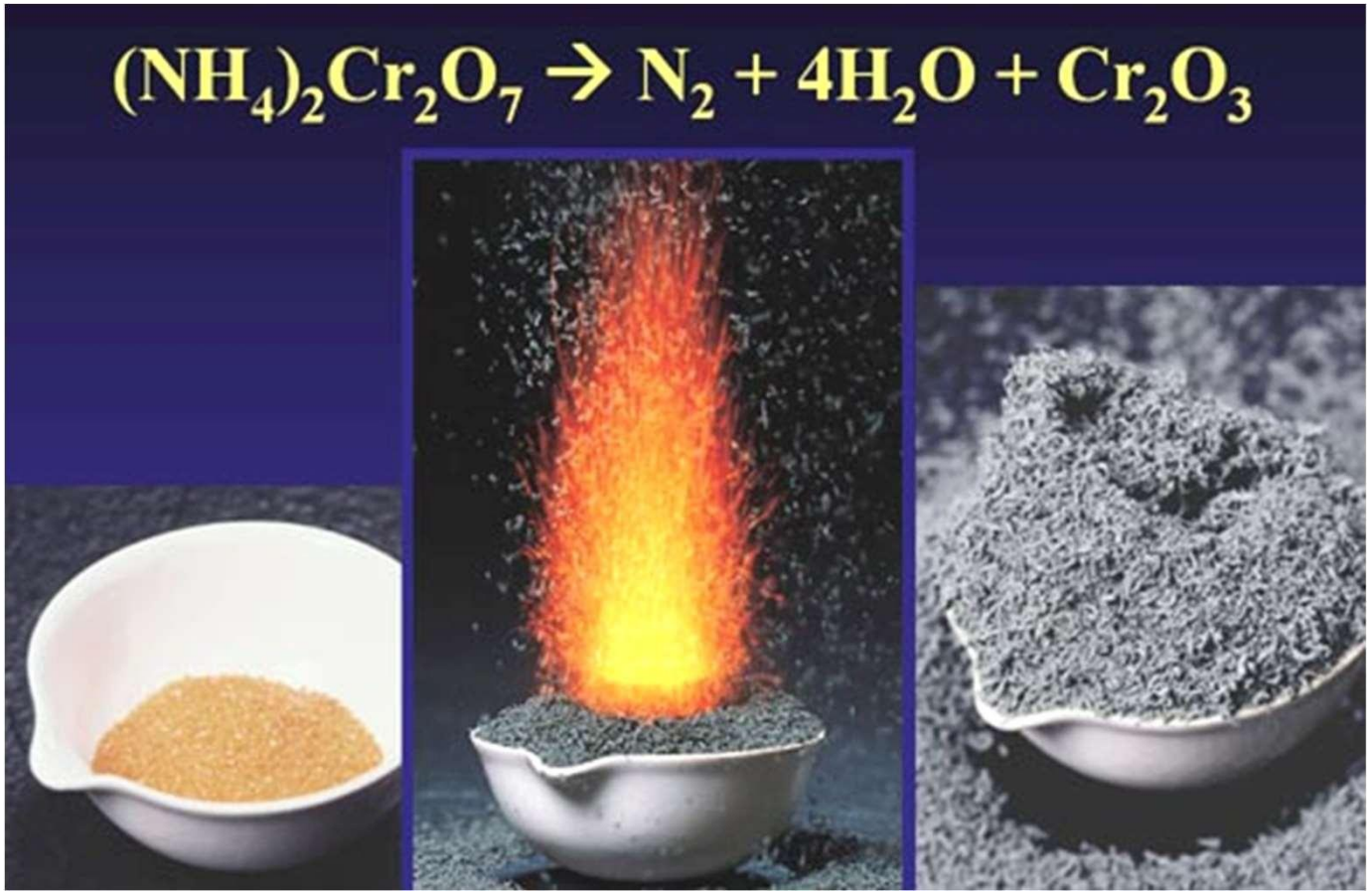


C. Ophardt c. 2002

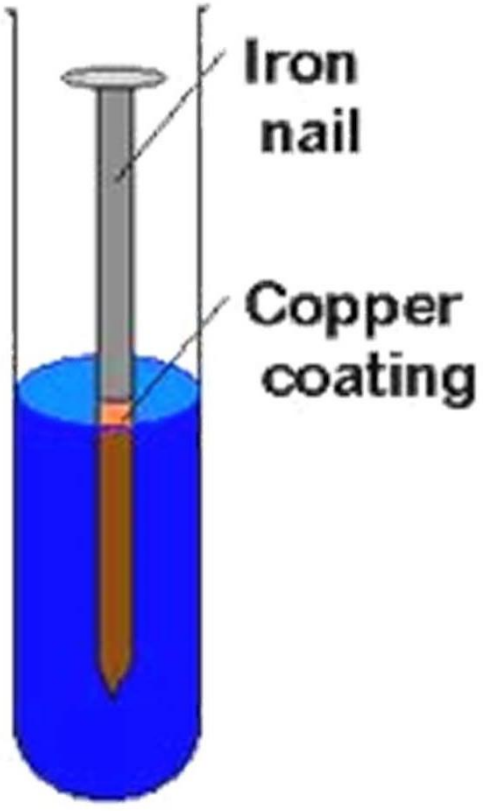


Product is zinc iodide
(dark color on bottom)

Розкладання



Витіснення

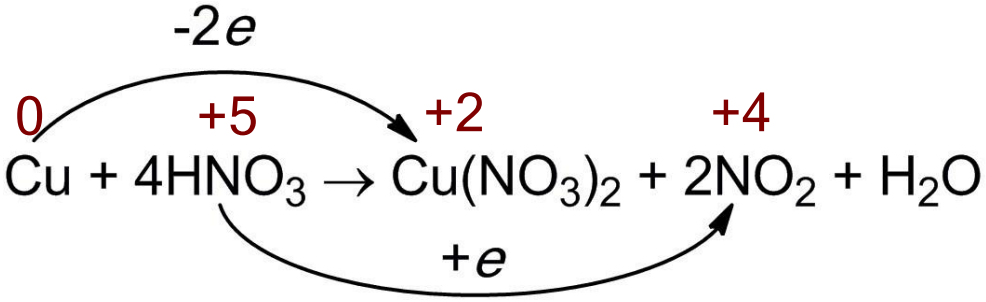


Горіння

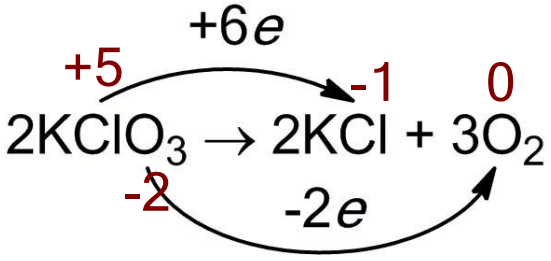


Типи ОВР

- Міжмолекулярне окиснення-відновлення – окисник і відновник входять до складу різних речовин:

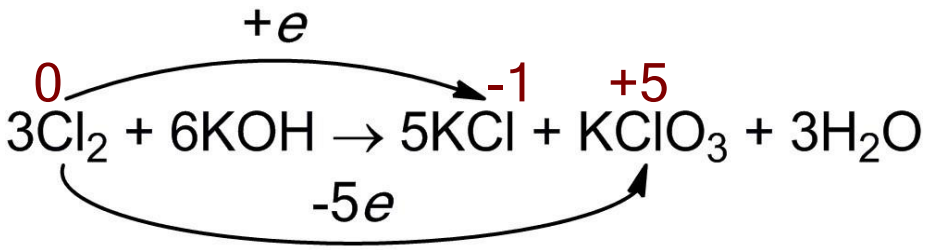


- Внутрішньомолекулярне окиснення-відновлення – окисник і відновник входять до складу однієї молекули:

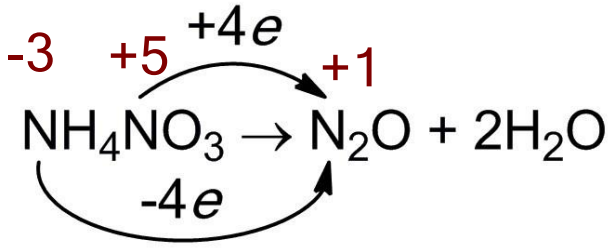


Типи ОВР

- Диспропорціонування (самоокиснення-самовідновлення) - один елемент виступає у ролі і окисника, і відновника:



- Репропорціонування (конпропорціонування) - з двох різних ступенів окиснення одного елемента утворюється один ступень окиснення:



Баланс ОВР

- Визначення коефіцієнтів у ОВР починається з визначення *со* елементів у кожній речовині
- електронний баланс використовують для гетерогенних реакцій розкладання і горіння:

$$(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow Cr_2O_3 + N_2 + 4H_2O$$

$$\begin{array}{l|c|l} Cr^{+6} + 3e \rightarrow Cr^{+3} & 6 & 2 \text{ окисник, відновлення} \\ 2N^{-3} \quad 6e \rightarrow N_2^0 & & 1 \text{ відновник, окиснення} \end{array}$$

$$2Cr^{+6} + 2N^{-3} \rightarrow 2Cr^{+3} + N_2^0$$

Алгоритм методу електронного балансу



Записують у молекулярній формі реагуючі речовини, вказуючи ступені окиснення всіх елементів:

$$\overset{+1\ +6\ -2}{K_2Cr_2O_7} + \overset{+1\ -1}{HCl} \rightarrow \ldots$$

Визначають, яка сполука виступатиме у ролі окисника, а яка – відновника. У наведеному прикладі $K_2Cr_2O_7$ містить хром (+6) у максимальному ступені окиснення, тому він може бути *тільки окисником*, який у кислому середовищі звичайно відновлюється до Cr^{+3}. А сполука HCl, в якій хлор (-1) виявляє мінімальний ступень окиснення, буде відновником. Найімовірніше, що хлор (-1) окиснюється до вільного хлору. Очевидно, що продуктами реакції будуть такі речовини:

$$\overset{+1\ +6\ -2}{K_2Cr_2O_7} + \overset{+1\ -1}{HCl} \rightarrow \overset{+3\ -1}{CrCl_3} + \overset{0}{Cl_2} + \overset{+1\ -1}{KCl} + \overset{+1\ -2}{H_2O}.$$

Зазначають елементи зі змінними ступенями окиснення, вказуючи елемент-окисник і елемент-відновник. При цьому враховують кількість атомів кожного елемента, що міститься у сполуці. Оскільки $K_2Cr_2O_7$ має два атоми хрому (+6), то згідно із законом збереження маси і утворюватися будуть два атоми хрому, але вже в іншому ступені окиснення (+3), що обов'язково відображається коефіцієнтами. *Подвоєння кількості атомів за допомогою індексів застосовується тільки у випадку простої речовини*.

окисник	$2Cr^{+6} \rightarrow 2Cr^{+3}$	відновлення,
відновник	$2Cl^{-1} \rightarrow Cl_2^0$.	окиснення.

Розраховують загальні кількості електронів, що приймають атоми окисника і віддають атоми відновника:

окисник	$2Cr^{+6} + 6\bar{e} \rightarrow 2Cr^{+3}$	відновлення,
відновник	$2Cl^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2^0$	окиснення.

Підбирають множники (основні коефіцієнти) для обох напівреакцій так, щоб після множення на них загальна кількість електронів, які приймає окисник, дорівнювала загальній кількості електронів, які віддає відновник. У схемі електронного балансу ці множники записуються за вертикальною рискою напроти відповідних напівреакцій:

$2Cr^{+6} + 6\bar{e} \rightarrow 2Cr^{+3}$	1	відновлення,
$2Cl^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2^0$	3	окиснення.

Помножують кожний член обох напіреакцій на знайдені основні коефіцієнти. Після цього складають рівняння напівреакцій (записуючи разом ліві частини, а потім через стрілку - праві) та скорочують електрони:

$$2\overset{+6}{Cr} + 6e + 6\overset{-1}{Cl} - 6\bar{e} \rightarrow 2\overset{+3}{Cr} + 3\overset{0}{Cl_2},$$

$$2\overset{+6}{Cr} + 6\overset{-1}{Cl} \rightarrow 2\overset{+3}{Cr} + 3\overset{0}{Cl_2}.$$

Переносять одержані коефіцієнти у схему окисно-відновної реакції:

$$K_2Cr_2O_7 + 6HCl \rightarrow 2CrCl_3 + 3Cl_2 + KCl + H_2O.$$

Визначають коефіцієнти для тих речовин, атоми яких не змінили своїх ступенів окиснення: спочатку металів, потім неметалів, передостаннім - гідроген, останнім оксиген. Слід звернути увагу, що не всі атоми хлору хлоридної кислоти відновлюються до Cl_2, частина їх витрачається на утворення солей $CrCl_3$ і KCl, тому коефіцієнт перед HCl повинен ураховувати й ті атоми хлору (-1), які не змінили свого ступеня окиснення, як це показано на схемі:

$$K_2Cr_2O_7 + (6+8=14)HCl \rightarrow 2CrCl_3 + 3Cl_2 + 2KCl + 7H_2O.$$

Остаточно рівняння розглянутої окисно-відновної реакції набуває вигляду:

$$K_2Cr_2O_7 + 14HCl \rightarrow 2CrCl_3 + 3Cl_2 + 2KCl + 7H_2O.$$

Фактори ОВ властивостей речовин



- Природа речовини
- *со* елемента у речовині
- pH середовища
- Концентрація
- Температура

Природа речовини



Відновники

- Відновники – донори електронів.
- Метали – прості речовини:

$$Zn + O_2 \rightarrow 2ZnO.$$

- елементи з меншою ВЕН:

$$2F_2 + O_2 \rightarrow 2OF_2$$

O_2 – ВЕН 3.44, F_2 – ВЕН 3.98.

- Молекули або іони, які містять елементи з меншою ВЕН:

$$2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2$$

C – ВЕН 2.51.

Окисники

- Окисники – акцептори електронів
- Неметали з високою ВЕН:

  $Cl_2 + Cu \rightarrow CuCl_2$

  Cl_2 - ВЕН 3.16, Cu - ВЕН 1.90.
- Молекули або іони, які містять елементи з більшою ВЕН:

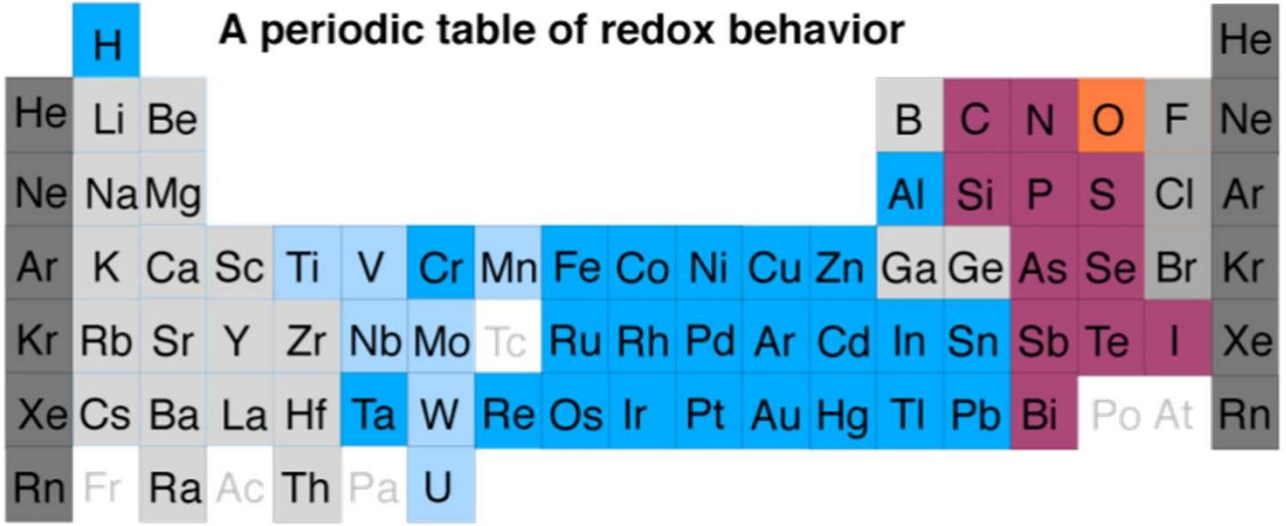
  $2KI + Cl_2 \rightarrow 2KCl + I_2$

  I - ВЕН 2.66.

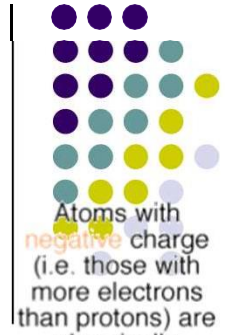
Електронегативність елементів

H 2.20																	He 3.89
Li 0.98	Be 1.57											B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98	Ne 3.67
Na 0.93	Mg 1.31											Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	Ar 3.3
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
Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.20	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe 2.67
Cs 0.79	Ba 0.89	*	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.36	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.20	Pt 2.28	Au 2.54	Hg 2.00	Tl 1.62	Pb 2.33	Bi 2.02	Po 2.0	At 2.2	Rn 2.2
Fr 0.7	Ra 0.9	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo
*	La 1.1	Ce 1.12	Pr 1.13	Nd 1.14	Pm 1.13	Sm 1.17	Eu 1.2	Gd 1.2	Tb 1.1	Dy 1.22	Ho 1.23	Er 1.24	Tm 1.25	Yb 1.1	Lu 1.27		
**	Ac 1.1	Th 1.3	Pa 1.5	U 1.38	Np 1.36	Pu 1.28	Am 1.13	Cm 1.28	Bk 1.3	Cf 1.3	Es 1.3	Fm 1.3	Md 1.3	No 1.3	Lr 1.291		

A periodic table of redox behavior



Atoms with positive charge (i.e. those with more electrons than protons) are chemically oxidized relative to their elemental condition.



Atoms with negative charge (i.e. those with more electrons than protons) are chemically reduced relative to their elemental condition.

Elements that exist in nature in just one positively charged state

For example, K^{+} and Ca^{2+}.

Elements that exist in nature in more than one positively charged state

For example, Mo^{6+}, Mo^{4+}, & Mo^{2+}.

Elements that exist in nature in elemental (uncharged) form and in at least one positively charged state

For example, Fe^{3+}, Fe^{2+}, & Fe.

Elements that exist in nature in states ranging from positively charged to negatively charged

For example, S^{6+} to S^{2-}.

Elements that exist in nature in elemental (uncharged) form and in at least one negatively charged state

For example, O_2 to O^{2-}.

Elements that exist in nature in just one negatively charged state

For example, F^{-} and Cl^{-}.

Elements that exist in nature in no charged state at all (the noble gases)

Elements with no redox chemistry in nature

Elements with at least some redox chemistry in nature

(and thus with multiple forms that can't be shown on a one-cell-per-element table like this one, but shown in their multiple forms on the Earth Scientist's Periodic Table of the Elements and Their Ions)

Elements with no redox chemistry in nature

Безумовні відновники



- Лужні та лужно-земельні метали відновлюють H_2 з H_2O:

$$2Li + 2H_2O \rightarrow 2Li^+ + 2OH^- + H_2$$

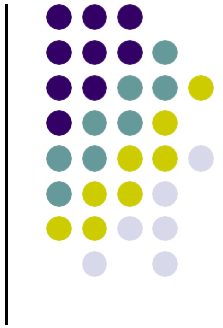
- Більшість металів (Fe, Zn) відновлюють іони H^+ з кислот:

$$Zn + 2H_3O^+ \rightarrow Zn^{2+} + 2H_2O + H_2$$

- Благородні та напівблагородні метали окиснюються тільки сильними окисниками (HNO_3):

$$Hg + 8\ H_3O^+ + 2NO_3^- \rightarrow 3Hg^{2+} + NO + 12H_2O$$

Безумовні окисники



- Всі прості галогени, F_2, Cl_2, Br_2 и I_2:

$$X_2 + 2e \rightarrow 2X^- \qquad X = F, Cl, Br, I$$

- окисна здатність падає в ряду

$$F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2.$$

- Фтор здатний окислювати оксиген води:

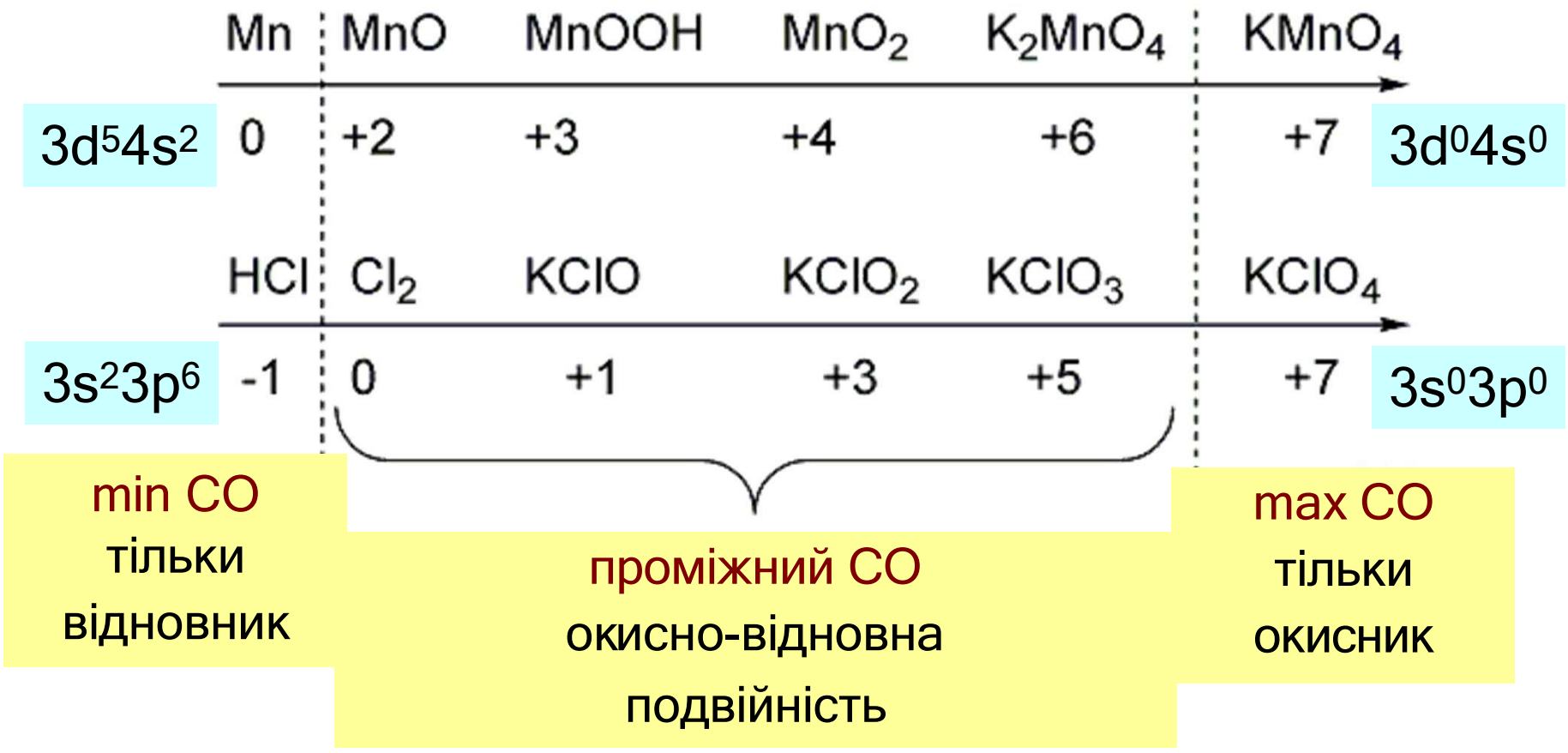
$$2F_2 + 6H_2O \rightarrow 4H_3O^+ + 4F^- + O_2$$

- O_2 за окисною здатністю поступається тільки F_2.
- Оксоаніони та оксокислоти, центральний атом яких знаходиться у найвищому ступені окиснення:

$$NO_3^-,\ IO_3^-,\ MnO_4^-,\ Cr_2O_7^{2-}$$

Ступень окиснення елемента у речовині





Ступень окиснення елемента у речовині



- *со* 0: $Mn + Cl_2 \rightarrow MnCl_2$; $Cl_2 + 3F_2 \rightarrow 2ClF_3$
- *со* +4: $MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$;

  $3MnO_2 + KClO_3 + 6KOH \rightarrow 3K_2MnO_4 + KCl + 3H_2O$
- диспропорціонування

  $3K_2MnO_4 + 2H_2O \rightarrow 2KMnO_4 + MnO_2 + 4KOH$

  $Cl_2 + H_2O \rightarrow HCl + HClO$
- *со* +7

  $2KMnO_4 + 5KClO_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow$

  $2MnSO_4 + 5KClO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O$

pH середовища (метод напівреакцій)

Кисле (pH < 7) H^+, H_2O: $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$

окисник $MnO_4^- + 5e + 8H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$ | 10 | 2

відновник $SO_3^{2-} - 2e + H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2H^+$ | 5

$$2MnO_4^- + \boxed{16H^+} + 5SO_3^{2-} + \textcircled{5H_2O} \rightarrow$$

$$\rightarrow 2Mn^{2+} + \textcircled{8H_2O} + 5SO_4^{2-} + \boxed{10H^+}$$

$$2MnO_4^- + 6H^+ + 5SO_3^{2-} \rightarrow 2Mn^{2+} + 5SO_4^{2-} + 3H_2O$$

$2KMnO_4 + 5Na_2SO_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow 2MnSO_4 + 5Na_2SO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O$

pH середовища (метод напівреакцій)

Нейтральне (pH = 7) H_2O: $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow$

окисник $MnO_4^- + 3e + 2H_2O \rightarrow MnO_2 + 4OH^-$ | 6 | $\frac{2}{3}$

відновник $SO_3^{2-} - 2e + H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2H^+$

$2MnO_4^- + 4H_2O + 3SO_3^{2-} + 3H_2O \rightarrow$

$\rightarrow 2MnO_2 + 3SO_4^{2-} + (8OH^- + 6H^+) \rightarrow 6H_2O$

$2MnO_4^- + H_2O + 3SO_3^{2-} \rightarrow 2MnO_2 + 3SO_4^{2-} + 2OH^-$

$2KMnO_4 + 3Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow 2MnO_2 + 3Na_2SO_4 + 2KOH$

pH середовища (метод напівреакцій)

Лужне (pH > 7) OH^-, H_2O: $KMnO_4 + Na_2SO_3 + KOH \rightarrow$

окисник

відновник

$$MnO_4^- + e \rightarrow MnO_4^{2-} \quad \Big| \; 2 \; \Big| \; \frac{2}{1}$$

$$SO_3^{2-} - 2e + 2OH^- \rightarrow SO_4^{2-} + H_2O$$

$$2MnO_4^- + 2OH^- + SO_3^{2-} \rightarrow 2MnO_4^{2-} + SO_4^{2-} + H_2O$$

$2KMnO_4 + Na_2SO_3 + 2KOH \rightarrow 2K_2MnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$

Іонний баланс ОВР

- Метод електронно-іонного балансу враховує реальний склад частинок у водному середовищі та включає H^+, OH^-, H_2O, *со* елементів у яких не змінюється.

середовище	донор [O^{-2}]	акцептор [O^{-2}]
кисле	$H_2O \rightarrow [O^{-2}] + 2H^+$	$[O^{-2}] + 2H^+ \rightarrow H_2O$
нейтральне	$H_2O \rightarrow [O^{-2}] + 2H^+$	$[O^{-2}] + H_2O \rightarrow 2OH^-$
лужне	$2OH^- \rightarrow [O^{-2}] + H_2O$	$[O^{-2}] + H_2O \rightarrow 2OH^-$

Концентрація речовини

- Сульфатна кислота
  - Розведена (ω<20 %)
  - Концентрована (ω>30 %)

$$H_2SO_{4(розв)} + Zn \rightarrow ZnSO_4 + H_2$$

$$5H_2SO_{4(конц)} + 4Zn \rightarrow 4ZnSO_4 + H_2S + 4H_2O$$

$$H_2SO_{4(розв)} + Cu \rightarrow$$

$$2H_2SO_{4(конц)} + Cu \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

Концентрація речовини

- Нітратна кислота
  - Розведена (ω<15 %)
  - Концентрована (ω>20 %)

$$10HNO_{3(розв)} + 4Zn \rightarrow 4Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$$

$$4HNO_{3(конц)} + Zn \rightarrow Zn(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

$$8HNO_{3(розв)} + 3Cu \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

$$4HNO_{3(конц)} + Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

Температура

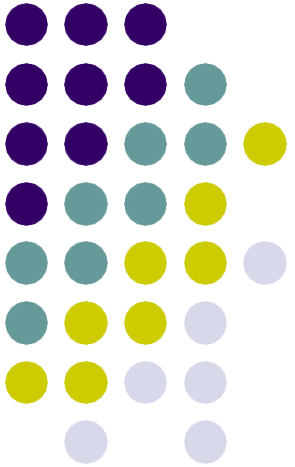
- Концентрована нітратна кислота (ω>30 %)
  - холодна T < 30 ºC
  - нагрівання T > 40 ºC

$$HNO_{3(хол)} + Al \rightarrow Al_2O_3 \downarrow \quad \text{пасивація}$$

$$6HNO_{3(гор)} + Al \rightarrow Al(NO_3)_3 + 3NO_2 + 3H_2O$$

Термодинаміка ОВР

- ОВ пари
- ОВ потенціали



ОВ пара



$$2FeCl_3 + 2KI \rightarrow 2FeCl_2 + I_2 + 2KCl$$

- Окиснена і відновлена форми одного елемента в ОВР утворюють ОВ пару: Fe^{2+}/Fe^{3+}

$$Fe^{3+} + e \rightarrow Fe^{2+};$$

$$2I^- \rightarrow I_2 + 2e$$

- Кожна з напівреакцій характеризується стандартним ОВ потенціалом E^0 :

$$E^0_{Fe^{2+}/Fe^{3+}} = +0{,}77\ \text{В};$$

$$E^0_{2I^-/I_2^0} = +0{,}54\ \text{В}.$$

ОВ потенціал

- ОВ потенціал речовини пов'язаний з вільною енергією:

$$E^0_{\text{в/о}} = -\Delta G / zF,$$

де в - відновлена форма;

о - окиснена форма;

ΔG – зміна вільної енергії;

z - число електронів у напівреакції;

F - число Фарадея, $1F = 96495$ Кл· моль$^{-1}$.

ОВ потенціал



- Чим більший E^0, тим вище окиснювальна здатність окисленої форми речовини.
- Чим менше E^0, тим вище відновлювальна здатність відновленої форми речовини.

ОВ потенціал

- Змінення вільної енергії ОВР залежить від різниці потенціалів окисника $E_{ок}$ і відновника $E_{в}$:

$$\Delta G^0 = -zF\Delta E^0, \text{ де } \Delta E^0 = E_{ок} - E_{в}$$

- Для самочинних ОВР $\Delta G^0 < 0$, тому різниця потенціалів має бути позитивною

$$\Delta E^0 > 0$$

- Отже потенціал окисника завжди має перевищувати потенціал відновника:

$$E_{ок} > E_{в}$$

ОВ потенціали

$8HNO_{3(розв)} + 3Cu \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$

$Cu - 2e \rightarrow Cu^{2+}$ $\qquad E^0_{Cu^{2+}/Cu^0} = +0{,}34$ В

$NO_3^- + 3e + 4H^+ \rightarrow NO + 2H_2O$ $\qquad E^0_{NO_3^-/NO} = +0{,}89$ В

$E^0_{NO_3^-/NO} > E^0_{Cu^{2+}/Cu^0}$

NO_3^- - окисник; $\qquad$ Cu - відновник

але $\qquad HCl + Cu \rightarrow$ реакція не перебігає

$2H^+ + 2e \rightarrow H_2$ $\qquad E^0_{2H^+/H_2} = 0.0$ В

оскільки $\qquad E^0_{2H^+/H_2} < E^0_{Cu^{2+}/Cu^0}$