

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

План

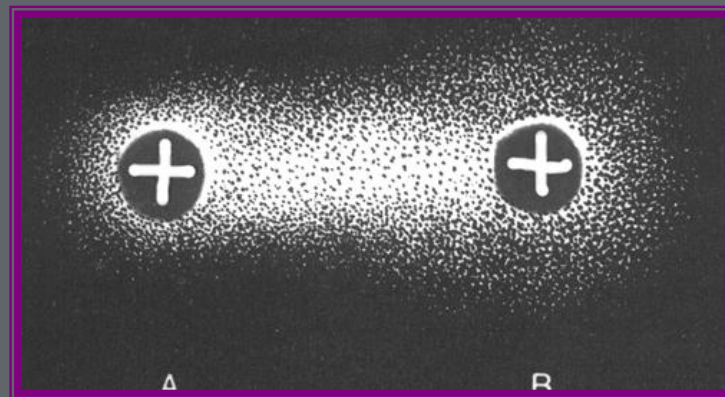
1. Введение. Основные термины.
2. Расчет переменной степени окисления.
3. Окислители и восстановители.
4. Электронный баланс.

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления элементов (атомов).

Степень окисления (СО) – условный электрический заряд, возникающий на атоме при образовании химической связи за счет смещения электронов к более электроотрицательному элементу.



АТОМЫ
РАЗНЫЕ
ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛ
Ь-НОСТИ НЕ РАВНЫ

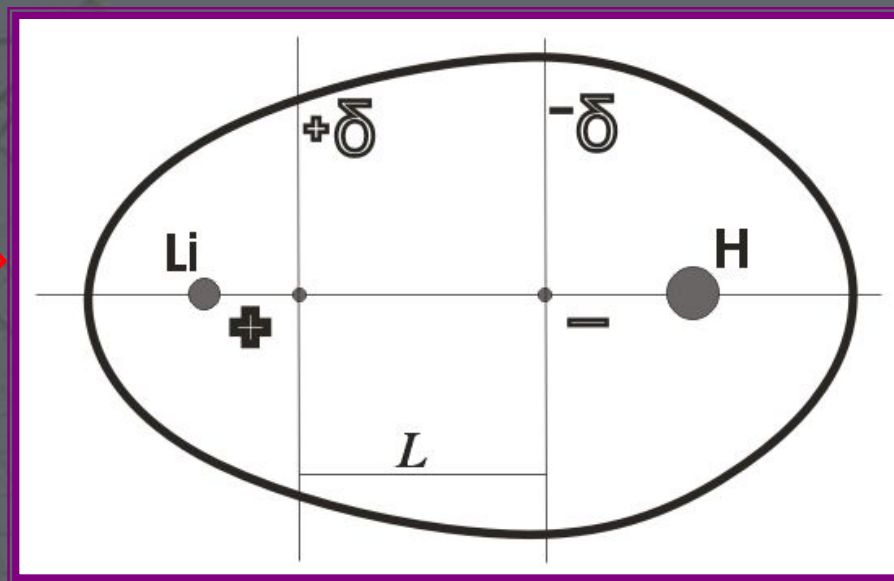


КОВАЛЕНТНАЯ
ПОЛЯРНАЯ СВЯЗЬ

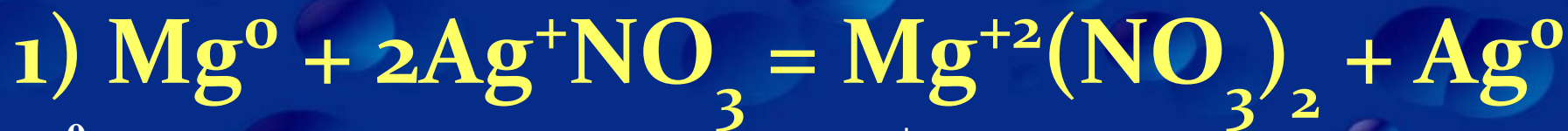
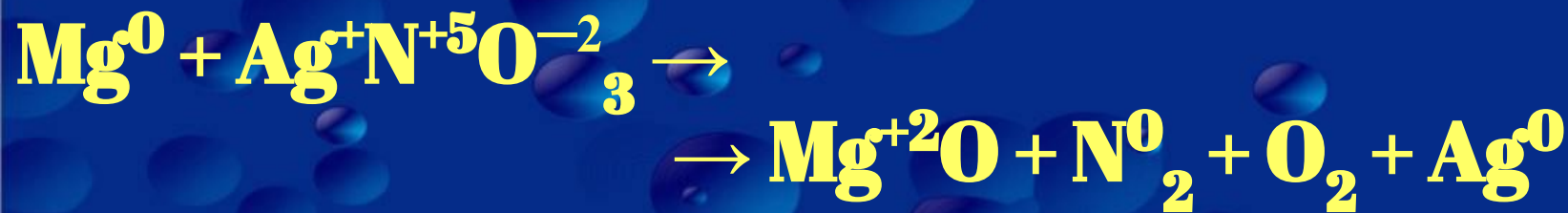
$\text{ЭО}(\text{Li})=1,0 < \text{ЭО}(\text{H})=2,2$

$\text{Li}^+ \rightarrow \text{H}^-$

МОЛЕКУЛА
ПОЛЯРНАЯ



$+\delta$ и $-\delta$ – УСЛОВНЫЙ
ЗАРЯД – СТЕПЕНЬ
ОКИСЛЕНИЯ



Mg^0 - восстановитель

Ag^+ - окислитель



N^{+5} - окислитель

O^{-2} - восстановитель

Элементы с постоянной СО: H^+ , Li^+ , Na^+ , K^+ ,
 Rb^+ , Cs^+ , Be^{+2} , Mg^{+2} , Ca^{+2} , Sr^{+2} , Zn^{+2} , Ag^+ , Cd^{+2} ,
 Ba^{+2} , Hg^{+2} , Al^{+3} , Si^{+4} , O^{-2} , F^- .

ИСКЛЮЧЕНИЯ: гидриды Li^+H^- ,

перекиси $\text{H}^+ \rightarrow \text{O}^- - \text{O}^- \leftarrow \text{H}^+$

Переменная СО: $\text{H}_2^+ \text{S}^x$, $\text{H}_2^+ \text{S}^x \text{O}_3^{-2}$, $\text{H}_2^+ \text{S}^x \text{O}_4^{-2}$

$$(+1) \cdot 2 + x = 0$$

$$x = 0 - 2$$

$$x = -2$$

$$(+1) \cdot 2 + (-2) \cdot 4 + x = 0$$

$$x = 0 - 2 + 8$$

$$x = +6$$

$$(+1) \cdot 2 + (-2) \cdot 3 + x = 0$$

$$x = 0 - 2 + 6$$

$$x = +4$$

Окисление – отдача электронов:



ВОССТАНОВИТЕЛИ

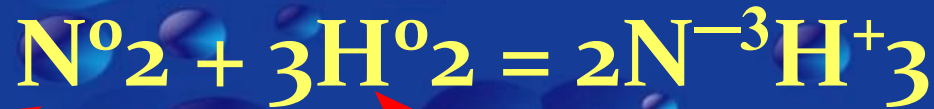
Восстановление – принятие электронов:



ОКИСЛИТЕЛИ

Типы ОВР:

1. Межмолекулярные:



Ок-ль

Вос-ль

2. Внутримолекулярные:



Ок-ль

Вос-ль

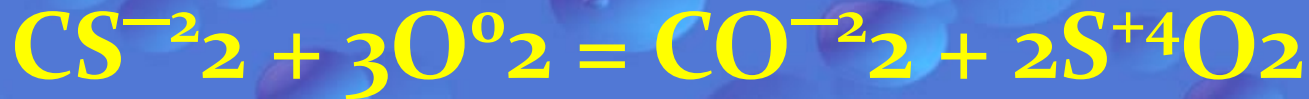
3. Диспропорционирование:



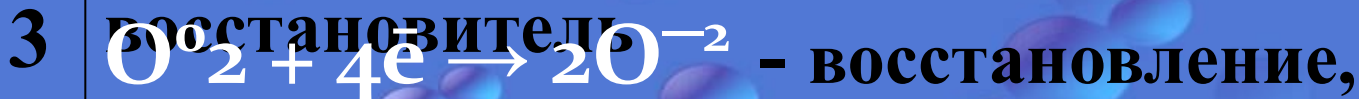
Ок-ся и вос-ся



«Фараонова змея»:



Электронный баланс:



окислитель

12 – наименьшее общее кратное

Для окисления или восстановления в стандартных условиях: $\Delta G^0 = -nF\phi^0$

n – кол-во e^- ; $F = 96480$ Кл/моль – const Фарадея; ϕ^0 – стандартный окислительно-восстановительный потенциал реакции, В.



$$\Delta G^0 = -1(96480)(+0,80) = -77184 \text{ Дж/моль} < 0$$

Р-ция самопроизвольно протекает в прямом направлении



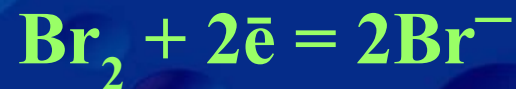
$$\Delta G^0 = -2(96480)(-0,41) = 79113 \text{ Дж/моль} > 0$$

Р-ция самопроизвольно НЕ протекает в прямом направлении

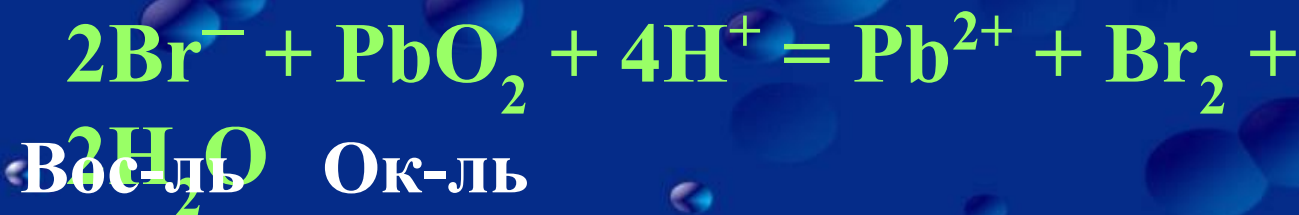
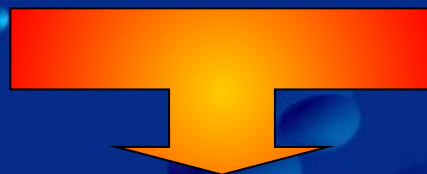
Направление самопроизвольного протекания ОВР:

Полуреакция с большим значением ϕ^0 – всегда **ОКИСЛИТЕЛЬ!**

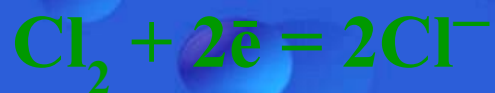
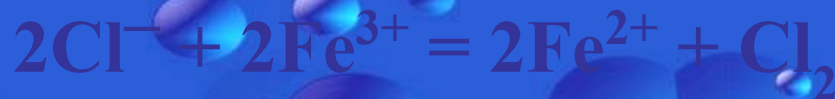
Полуреакция с меньшим значением ϕ^0 – всегда **ВОССТАНОВИТЕЛЬ!**



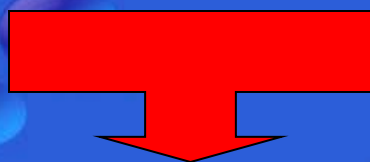
$$\phi^0 = 1,455\text{В} > \phi^0 = 1,065\text{В}$$



Возможно ли протекание реакции в прямом направлении?



$$\phi^0 = 1,36 \text{ В} > \phi^0 = 0,77 \text{ В}$$



Cl_2 – окислитель!

Fe^{2+} - восстановитель!

