

# 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



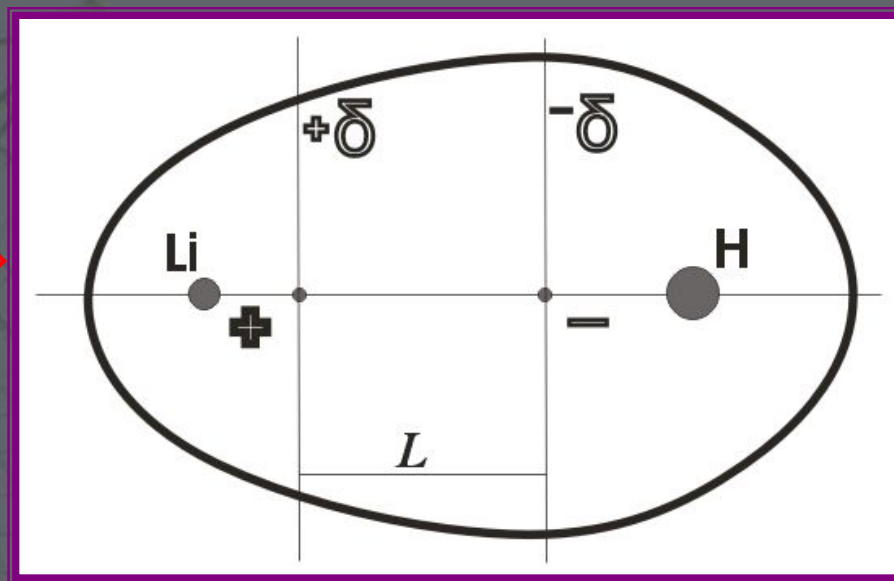
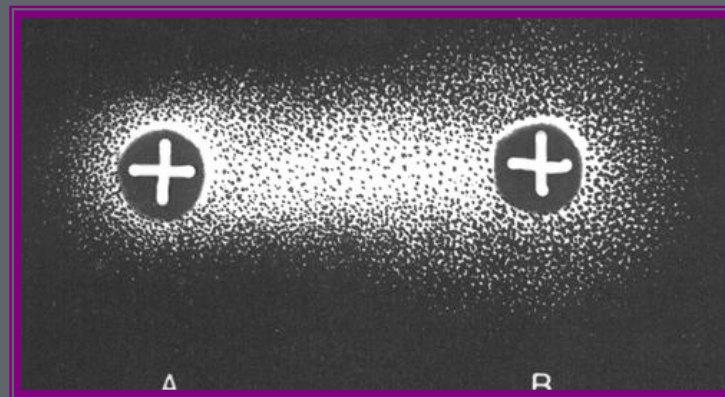
КОВАЛЕНТНАЯ  
ПОЛЯРНАЯ СВЯЗЬ

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

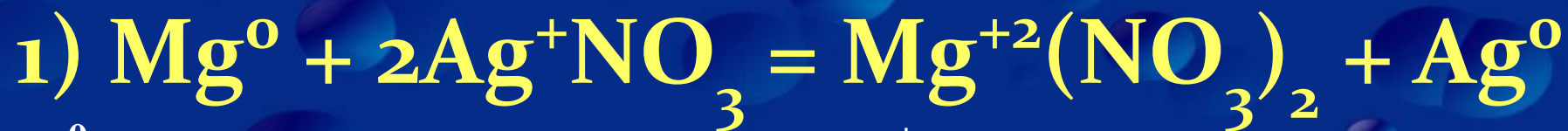
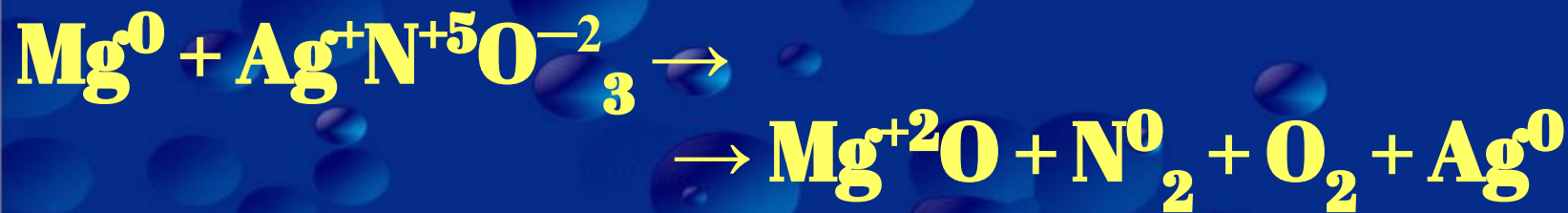


$\text{Li}^+ \rightarrow \text{H}^-$

МОЛЕКУЛА  
ПОЛЯРНАЯ



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



$\text{Mg}^0$  - восстановитель

$\text{Ag}^+$  - окислитель



$\text{N}^{+5}$  - окислитель

$\text{O}^{-2}$  - восстановитель



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

**ИСКЛЮЧЕНИЯ:** гидриды  $\text{Li}^+\text{H}^-$ ,

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**

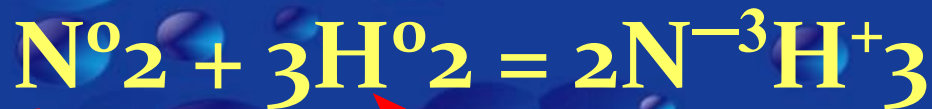
Восстановление – принятие электронов:



**ОКИСЛИТЕЛИ**

# Типы ОВР:

## 1. Межмолекулярные:



Ок-ль

Вос-ль

## 2. Внутримолекулярные:



Ок-ль

Вос-ль

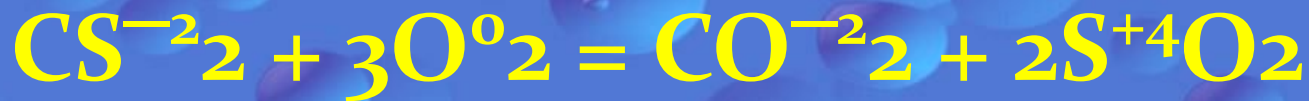
## 3. Диспропорционирование:



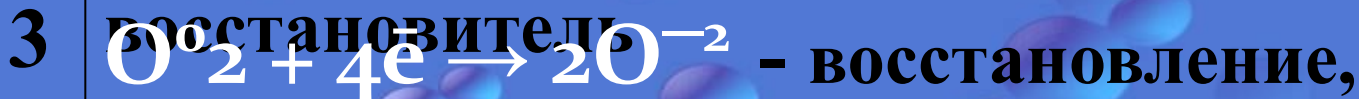
Ок-ся и вос-ся



## «Фараонова змея»:



Электронный баланс:



восстановитель  
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;  $\phi^0$  – 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



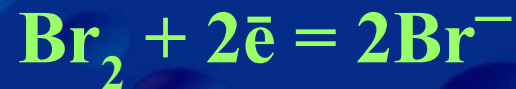
$$\Delta G^0 = -2(96480)(-0,41) = 79113 \text{ Дж/моль} > 0$$

Р-ция самопроизвольно НЕ протекает в прямом направлении

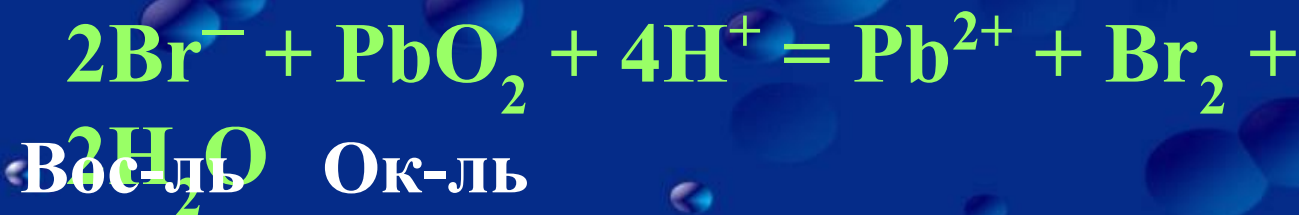
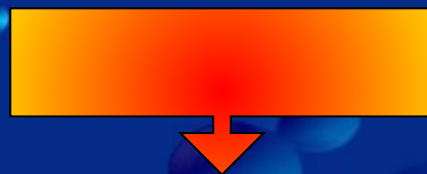
# Направление самопроизвольного протекания ОВР:

Полуреакция с большим значением  $\phi^0$  – всегда **ОКИСЛИТЕЛЬ!**

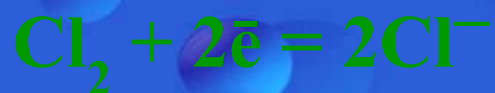
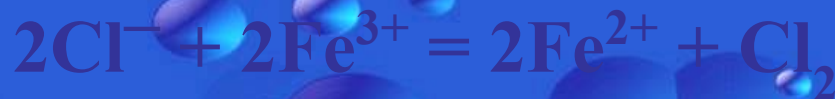
Полуреакция с меньшим значением  $\phi^0$  – всегда **ВОССТАНОВИТЕЛЬ!**



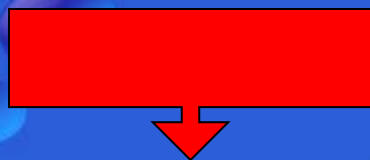
$$\phi^0 = 1,455\text{В} > \phi^0 = 1,065\text{В}$$



Возможно ли протекание реакции в прямом направлении?



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



$\text{Cl}_2$  – окислитель!

$\text{Fe}^{2+}$  - восстановитель!

