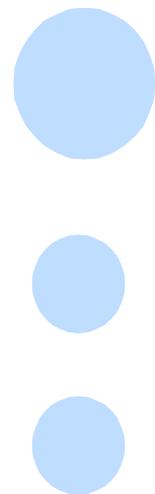


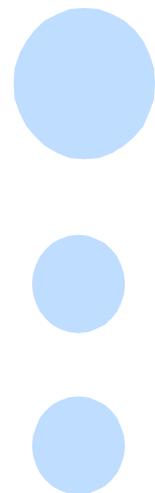
# Лекция №9 по химии

## Комплексные соединения (КС)



# План

1. Строение КС
2. Название КС
3. Химическая связь в КС
4. Диссоциация КС. Константа нестойкости ( $K_{\text{нест}}$ ) комплексного иона.



# Понятие КС

- **Комплексными** называются соединения, в которых есть химическая связь, образованная по донорно-акцепторному механизму.
- Пример: ион аммония  $[\text{NH}_4]^+$  :  
$$\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow [\text{NH}_4]^+$$
- Атом N – донор электронной пары;  
ион  $\text{H}^+$  - акцептор

# Строение КС. Координационная теория А.Вернера.

- КС состоят из внутренней и внешней сферы (внутренняя сфера заключается в квадратные скобки[...]).
- Внутренняя сфера КС состоит из центрального иона-комплексобразователя и лигандов. *Лиганды* – кислотные остатки или нейтральные молекулы –  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{NO}$ , которые присоединены, т.е. координированы, к комплексобразователю ( центральному иону).

## II. Название комплексных соединений.

- **Название числительных :**  
2 – ди, 3 – три, 4 – тетра, 5 – пента, 6 – гекса.
- **Названия лигандов:**

$\text{Cl}^-$  - *хлоро*

$\text{I}^-$  - *иодо*

$\text{CN}^-$  - *циано*

$\text{OH}^-$  - *гидроксо*

$\text{SO}_4^{2-}$  - *сульфато*

$\text{H}_2\text{O}$  – *аква*

$\text{NH}_3$  - *аммин*

$\text{CO}$  - *карбонил*

$\text{NO}$  - *нитрозил*

# Название КС катионного типа [...]<sup>+</sup>

- 1. Внешняя среда
- 2. Лиганды и их кол-во
- 3. Центральный ион по-русски в родительном падеже

## Пример:

- $[\text{Ni}^{+3}(\text{H}_2\text{O})^0_5\text{Cl}^-]^+\text{Cl}^-$  - Хлорид хлоропентаакваникеля(III)
- $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$  - Сульфат тетрааквацинка
- $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$  - Хлорид диамминсеребра

# Название КС анионного типа [...]<sup>-</sup>

- 1. Лиганды и их кол-во
- 2. Центральный ион (лат.) с окончанием «ат»
- 3. Внешняя сфера по-русски в родительном падеже

Пример:

- $K_3[Fe^{+3}(CN)_6]^{3-}$  - гексацианоферрат(III) калия
- $Na_2[HgI_4]$  - тетраиодомеркурат(II) натрия
- $K_3[Al(OH)_6]$  - гексагидроксоалюминат калия

# Название внутрикомплексных солей



- 1. Лиганды, их кол-во
- 2. Центральный ион по-русски в именительном падеже

Пример :

- $[\text{Pt}^{2+}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]^0$  -  
дихлородиамминплатина (II)

# Химическая связь в КС.

- Если КС растворимо в воде, то на внутреннюю и внешнюю сферу оно диссоциирует полностью. Внутренняя сфера КС – слабый электролит – диссоциирует обратимо и ступенчато. На каждой ступени диссоциации внутренней сферы из неё выходит один лиганд. Даже 1-ая ступень диссоциации КС идет слабо, а каждая последующая ступень протекает еще слабее.
- Константа равновесия для диссоциации комплексного иона называется *константой нестойкости*  $K_{\text{нест.}}$

# Пример:



Диссоциация комплексного иона:

- 1. Ступень первая



- 2. Ступень вторая

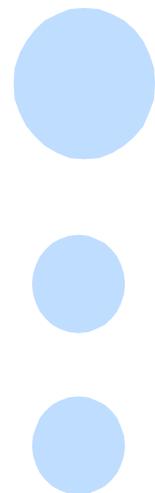


# Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)



План:

1. Понятие ОВР
2. Типичные окислители и восстановители
3. Окислительно-восстановительная двойственность (ОВД)
4. Метод электронного баланса
5. Метод полуреакций



# Понятие ОВР

- **I. ОВР** – реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов.
- **Окислители** принимают электроны и их степень окисления уменьшается.
- **Восстановители** отдают электроны и их степень окисления увеличивается.
- **Отдача электронов – процесс окисления;**  
**принятие электронов – процесс**  
**восстановления.**

# Типичные окислители:

- Элементы в тах степени окисления  
( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ )
- степень окисления = номер группы.
- Ионы  $\text{Me}^{n+}$  в тах степени окисления  
( $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{3+}$ )
- $\text{F}_2^0$ ,  $\text{O}_2^0$ ,  $\text{O}_3^0$

# Типичные восстановители:

- Элементы в минимальной степени окисления ( $KI$ ,  $H_2S$ ,  $NH_3$ )
- $Me^0$  (металлы) ( $Zn^0$ ,  $Mg^0$ )
- $H_2^0$



# Окислительно-восстановительная двойственность (ОВД)

- Элементы в промежуточной степени окисления ( $\text{HNO}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ )
- Ионы  $\text{Me}^{m+}$  в промежуточной степени окисления ( $\text{Cu}^+$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ )
- Неметаллы, кроме  $\text{F}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{O}_3$ ,  $\text{H}_2$ , ( $\text{S}^0$ ,  $\text{P}^0$ ,  $\text{C}^0$ )

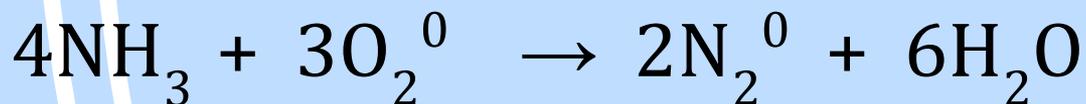
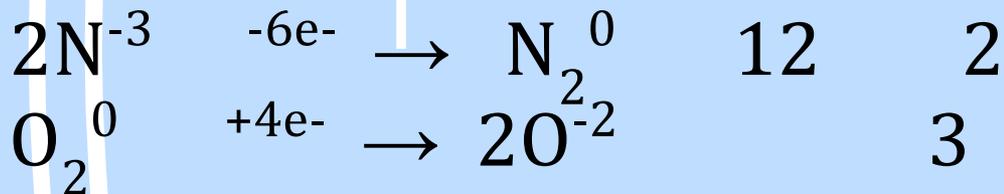
## III. ОВД

- Элементы в промежуточной степени окисления могут быть и окислителями, и восстановителями ( в зависимости от того, с чем они реагируют)
- Пример:



## IV. Метод электронного баланса

- Метод используется, если реакция протекает в газах или в твердой фазе.
- Пример:  $\text{N}^{-3}\text{H}_3 + \text{O}_2^0 \rightarrow \text{N}_2^0 + \text{H}_2\text{O}^{-2}$
- В-ль      ОК-ль



- Проверка: Me, неMe, H, O

# V. Метод полуреакций

- *Метод полуреакций* используется для ОВР, протекающих *в водном растворе*.
- В нем выписывается не просто элемент, изменивший степень окисления, а ион или молекула, в составе которого есть этот элемент.
- Для уравнивания атомов кислорода и водорода в этом методе можно использовать :

$\text{H}^+$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{OH}^-$  : в кислой среде  $\text{H}^+$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ;

в нейтральной среде:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{H}^+$

в щелочной среде:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{OH}^-$

# Правила уравнивания атомов «О» и «Н»:

- а) **кислая среда:** в той части полуреакции, где **мало** атомов «О» дописывают  $+ \text{H}_2\text{O}$  (столько молекул воды, сколько не хватает атомов «О»), а по другую сторону стрелочки дописывают ионы « $\text{H}^+$ », столько, сколько их напротив.

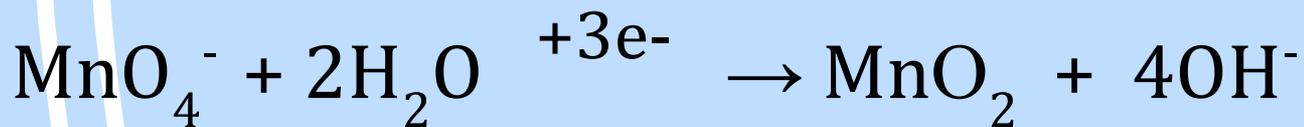
## Пример:

- $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}^{2+}$
- Затем считают суммарный заряд слева и справа и находят их разницу (это количество электронов)

## б) нейтральная среда:

- если справа и слева в полуреакции разное количество атомов «О», то **слева всегда добавляют воду** (столько молекул, сколько лишних атомов «О» или сколько не хватает атомов «О»). Справа же могут быть и  $\text{H}^+$ , и  $\text{OH}^-$ .

Пример:



Затем считают заряд слева, заряд справа и их разницу (это количество электронов).

## в) щелочная среда

- $\text{H}_2\text{O}$  пишут в той части полуреакции, где много атомов «О», столько молекул  $\text{H}_2\text{O}$ , сколько не хватает атомов «О». В другой же части полуреакции пишут  $\text{OH}^-$

Пример:

- $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^- - 2e^- \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
- Затем считают суммарные заряды слева, заряды справа и их разницу (это количество электронов)