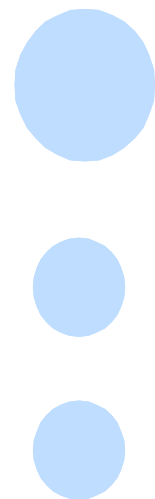


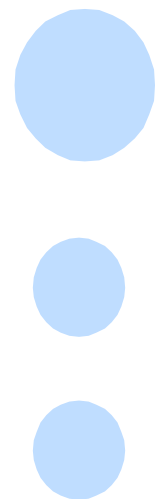
Лекция №9 по химии

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 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 – NH_3 , H_2O , CO , 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:**

Cl^- - хлоро

I^- - иодо

CN^- - циано

OH^- - гидроксо

SO_4^{2-} - сульфато

H_2O – аква

NH_3 - аммин

CO - карбонил

NO - нитрозил

Название КС катионного типа [...]⁺

- 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 [...]⁻

- 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

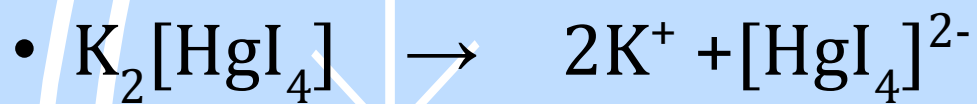
Пример :

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

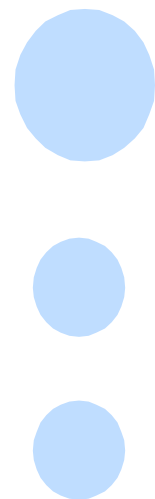


Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)



План:

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



Понятие ОВР

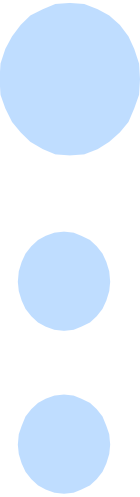
- **I. ОВР** – реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов.
- **Окислители** принимают электроны и их степень окисления уменьшается.
- **Восстановители** отдают электроны и их степень окисления увеличивается.
- **Отдача электронов – процесс окисления;**
принятие электронов – процесс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

Типичные окислители:

- Элементы в тах степени окисления
(HNO_3 , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$)
- степень окисления = номер группы.
- Ионы Me^{n+} в тах степени окисления
(Cu^{2+} , Ni^{3+})
- F_2^0 , O_2^0 , 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

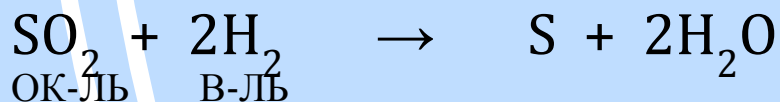
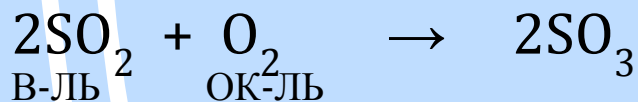


Окислительно-восстановительная двойственность (ОВД)

- Элементы в промежуточной степени окисления (HNO_2 , Na_2SO_3)
- Ионы Me^{m+} в промежуточной степени окисления (Cu^+ , Fe^{2+})
- Неметаллы, кроме F_2 , O_2 , O_3 , H_2 , (S^0 , P^0 , C^0)

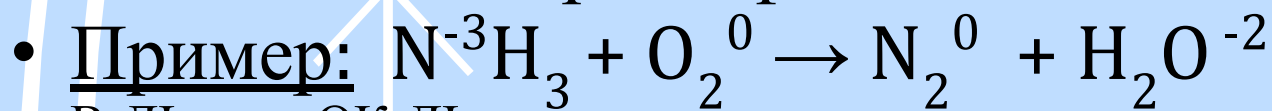
III. ОВД

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

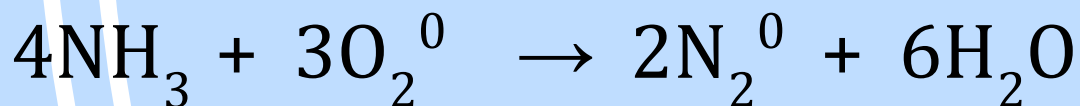
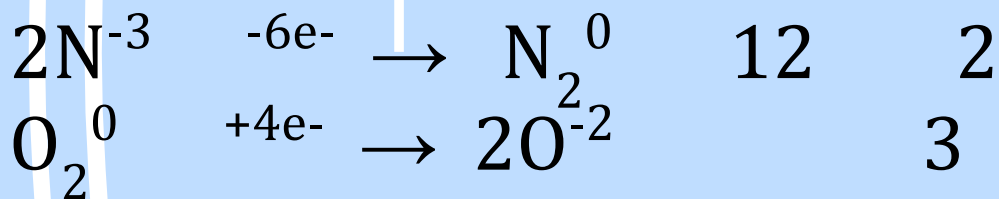


IV. Метод электронного баланса

- Метод используется, если реакция протекает в газах или в твердой фазе.



- 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 :

H^+ , H_2O , OH^- : в кислой среде H^+ , H_2O ;

в нейтральной среде: H_2O , OH^- , H^+

в щелочной среде: H_2O , 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 « H^+ », столько, сколько их напротив.

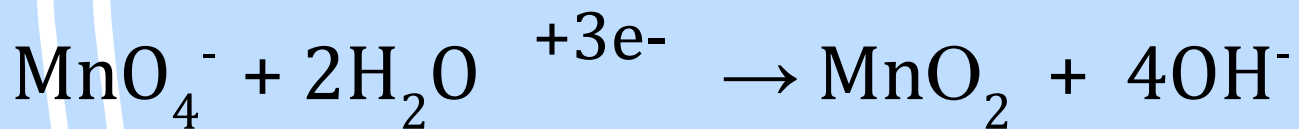
Пример:

- $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}^{2+}$
- 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 H^+ , и OH^- .

Пример:



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

в) щелочная среда

- H_2O пишут в той части полуреакции, где много атомов «О», столько молекул H_2O , сколько не хватает атомов «О». В другой же части полуреакции пишут 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)