**Хфма 5 опи -21**

**лекция**

 **Тема: ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РАВНОВЕСИЯ В ХИМИЧЕСКОМ АНАЛИЗЕ**

В аналитической химии окислительно-восстановительные реакции используют как в качественном, так и в количественном анализе. Многие элементы существуют в разных степенях окисления, образуя соединения, резко отличающиеся по своим физическим и химическим свойствам. Аналитические реакции катионов Mn(II), Cr(III), Fe(II), Fe(III), галогенид-анионов и других представляют собой окислительно-восстановительные процессы. В количественном анализе широкое применение находит окислительно-восстановительное титрование, в котором в качестве реагентов используют окислители или восстановители.

Точность аналитических определений во многом зависит от окислительно-восстановительных потенциалов участников реакции, умения аналитика определить направление и глубину протекания окислительно-восстановительных реакций, создать условия, обеспечивающие протекание реакции в соответствии со стехиометрическими коэффициентами.

**Окислительно-восстановительные реакции (редокс-реакции)**

Многие реакции, используемые в аналитической химии, являются окислительно-восстановительными. *Окислительно-восстановительными* (ОВ), или редокс-реакциями, называют реакции, в ходе которых изменяются степени окисления элементов реагирующих веществ. Рассмотрим окислительно-восстановительную реакцию



или в ионной форме: 2Fe3+ + Sn2+ = 2Fe2+ + Sn4+.

Железо из трехвалентного (Fe3+) переходит в двухвалентное (Fe2+), степень окисления его уменьшается:



Процесс присоединения электронов называется *восстановлением.*Вещества, атомы или ионы которых в ходе реакции приобретают электроны, называют *окислителями.* В данном примере ионы трехвалентного железа (Fe3+) являются окислителями (акцепторами электронов).

Олово из двухвалентного (Sn2+) переходит в четырехвалентное (Sn4+), степень окисления его увеличивается:



Процесс отдачи электронов называется *окислением.* Вещества, атомы или ионы которых в ходе реакции отдают электроны, называют *восстановителями.* Ионы двухвалентного олова (Sn2+) являются восстановителями (донорами электронов).

Процессы с присоединением и с отдачей электронов рассматривают как полуреакции восстановления и окисления соответственно. Полу- реакции окисления и восстановления неосуществимы одна без другой: если есть донор электронов (восстановитель), должен быть и акцептор (окислитель). При этом общее число электронов, отдаваемых восстановителем, должно быть равно общему числу электронов, принимаемых окислителем. Для уравнивания числа отдаваемых и присоединяемых электронов чаще всего используют метод электронного баланса. Для рассматриваемой нами окислительно-восстановительной реакции полуреакции должны быть записаны в следующем виде:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | Процесс | Коэффициенты |
| Окислитель Fe3+ *+е <=>* Fe2+ | Восстановления | 2 |
| Восстановитель Sn2+ -2е~ <=\* Sn4+ | Окисления | 1 |

Переход Fe3+ —» Fe2+ формально означает присоединение 1 моль электронов, а переход Sn2+ —> Sn4+ — потерю 2 моль электронов. Следовательно, 1 моль ионов Sn2+ восстановит 2 моль ионов Fe3+. Найденные коэффициенты подставляют в уравнение реакции.

В каждой полуреакции вещество в более высокой степени окисления называют *окисленной формой* (Ох), а вещество в более низкой степени окисления — *восстановленной формой (Red).* Окисленная и восстановленная формы вещества составляют сопряженную пару — редокс-пару.

*Редокс-пара* — система из окисленной и восстановленной форм данного вещества, в которой окисленная форма (окислитель) является акцептором электронов и восстанавливается, принимая электроны, а восстановленная форма выступает в роли донора электронов и окисляется, отдавая электроны. При написании окисленная и восстановленная формы разделяются вертикальной чертой: Fe3+ |Fe2+ — окисленная форма Fe3+, восстановленная форма Fe2+; Sn4+1 Sn2+ — окисленная форма Sn4+, восстановленная форма Sn2+. В общем виде: *ОхгRedb Ox2Red2.*

В любой окислительно-восстановительной реакции участвуют по крайней мере две редокс-пары: 

**Ионно-электронный метод составления окислительно-восстановительных реакций (ОВР).**Часто при окислительно-восстановительных реакциях перестраивается структура веществ, при этом участвуют другие компоненты (катионы водорода, вода и др.). В этом случае применяют ионно-электронный метод составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Этот метод основан на составлении частных уравнений реакций восстановления ионов (молекул) окислителя и окисления ионов (молекул) восстановителя с последующим суммированием их в общее уравнение. Для этого необходимо составить ионную схему реакции. Не изменяющиеся в результате реакции ионы в ионную схему не включаются. Рассмотрим реакцию окисления железа(Н) перманганатом калия в кислой среде:



Ионная схема реакции:



Частное уравнение восстановления иона-окислителя:



Ионы водорода связывают атомы кислорода перманганат-иона в воду. Частное уравнение окисления иона-восстановителя:



Объединив частные ионно-электронные уравнения, находим коэффициенты, чтобы число моль потерянных электронов стало равно числу приобретенных.



Общее ионно-молекулярное уравнение:



Вернемся к молекулярному уравнению. В качестве среды взята серная кислота, в ходе реакции образуется сульфат железа(III), молекула которого содержит два атома железа. В связи с этим найденные коэффициенты необходимо удвоить, а уравнение реакции следует записать: 

Задание: 1. конспект

2.расписать реакции ОВР Составить э.баланс. Уравнять. Указать окисл-ль и восст-ль.

1. H2SO4+ Al → Al2(SO4)3 + S + H2O
2. Ag + HClO3 → AgCl + AgClO3 + H2O
3. HBrO3 + H2S → S + Br2 + H2O
4. Zn + HNO3 → Zn(NO3)2 + N2O + H2O
5. Br2 + KI + H2O → KIO3 + HBr 6. S + KOH → K2S + K2SO3 + H2O