На 27-е мая. ЛД. 1-1 курс.1-я группа. Практическое занятие (2 часа)

Практическое занятие: Реакции восстановления металлов. Коррозия. Семинар.

Реакции восстановление металлов**,** процесс получения металлов из руд при помощи восстановительных реакций.
Под восстановлением металлов первоначально понимались реакции получения металлов из их окислов путём применения веществ, отличающихся более высоким сродством к кислороду, чем металл. Простейший пример — получение металлического железа из его закиси: $FeO + C = Fe + CO$, которое, в частности, протекает в доменных печах.

Возможность восстановления металлов определяется изменением свободной энергии при реакции:

$MeO + B = Me + BO$, где MeO — окисел металла, B — восстановитель. Если при этой реакции (при постоянных температуре и давлении) сумма свободных энергий Me и BO меньше, чем MeO и B, то процесс протекает слева направо с образованием металла. Процесс облегчается, если конечный продукт — металл — находится в виде раствора (твёрдого или жидкого), так как растворение сопровождается уменьшением свободной энергии. Этим объясняется, что при восстановлении металлов из некоторых особенно прочных окислов получают в качестве конечных продуктов соответствующие сплавы. Таким образом, для восстановления металлов необходимо наличие определённого термодинамического стимула. Наряду с этим большое значение имеют и кинетические условия восстановления, которые определяются кристаллохимическими превращениями (в случае твёрдых окислов), механизмом химических реакций на границах фаз, условиями массопереноса реагентов, например диффузией.

В более общем, химическом смысле восстановление металлов сводится к присоединению электронов к атому или группе атомов. Поэтому к восстановлению металлов относятся и процессы получения металлов электролизом из солевых расплавов или растворов на катоде, например для меди:

$Cu^{++} + 2e = Cu$, где e — электрон.

Наиболее важные примеры подобных процессов в технике — производство Al электролизом глинозёма из расплавов и Cu из водных растворов $CuSO_4$. Восстановление металлов осуществляется в цветной металлургии при получении металлов из сульфидов, хлоридов и других соединений. Так как для восстановления необходимы электроны, которые отдаёт восстановитель, то восстановительные процессы неразрывно связаны с окислительными.

Для того чтобы разобраться, в каких случаях элементы ведут себя как окислители, а в каких – как восстановители, нужно обратиться к периодической системе Д.И.Менделеева. Если речь идет о простых веществах, то восстановительные свойства должны быть присущи тем элементам, которые имеют больший по сравнению с остальными атомный радиус и небольшое (1 - 3) число электронов на внешнем энергетическом уровне. Поэтому они могут сравнительно легко их отдавать. Это в основном металлы. Наиболее сильными восстановительными свойствами из них обладают щелочные и щелочноземельные металлы, расположенные в главных подгруппах I и II групп (например, натрий, калий, кальций и др.).

По окислительно – восстановительным свойствам вещества можно разделить на три группы:

1. окислители
2. восстановители
3. окислители - восстановители

В одной из приведенных схем уравнений реакций MnO_2 проявляет свойства окислителя, а в другой – свойства восстановителя:

1. $2MnO_2 + O_2 + 4KOH = 2K_2MnO_4 + 2H_2O$ *(MnO_2 – восстановитель)*
2. $MnO_2 + 4HCI = MnCI_2 + CI_2 + 2H_2O$ *(MnO_2 – окислитель)*

Значение окислительно – восстановительных реакций

в химии, технологии, повседневной жизни человека трудно переоценить.

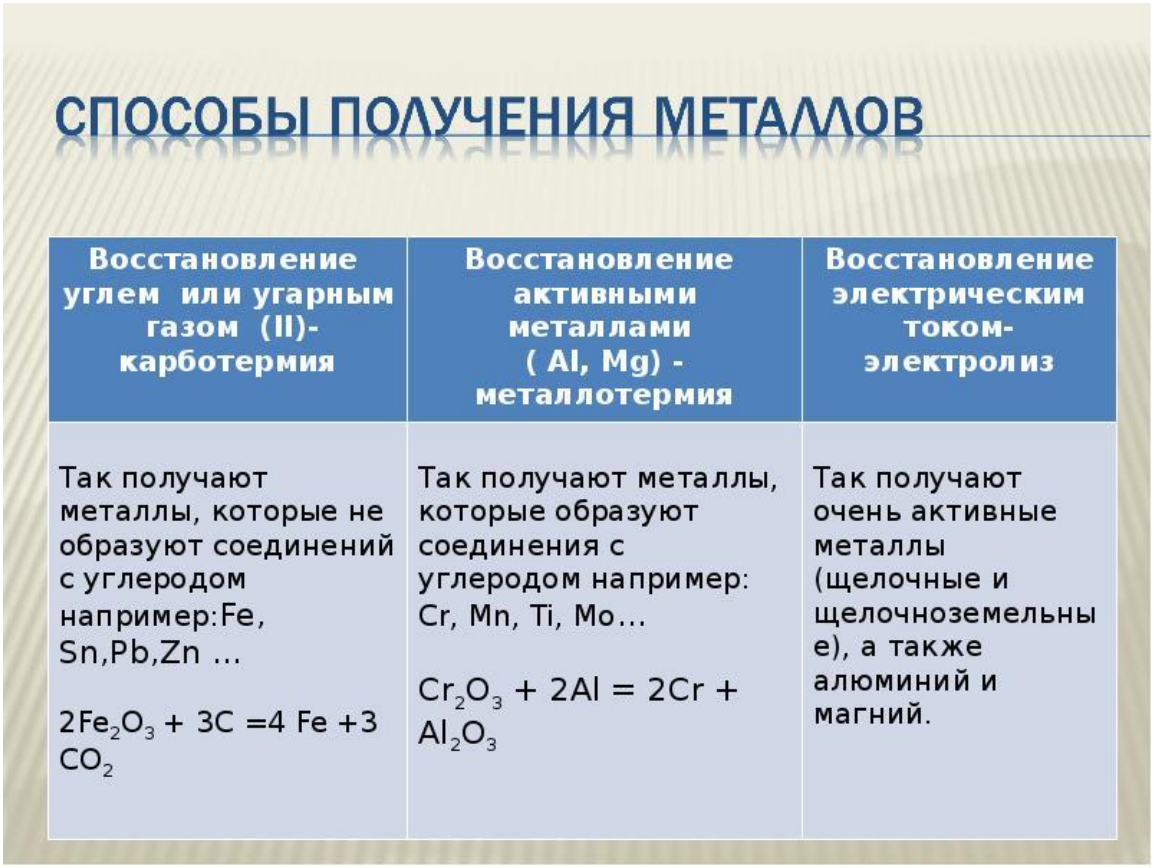
Окислительно-восстановительные реакции лежат в основе получения металлов и сплавов, водорода и галогенов, щелочей и лекарственных препаратов.

Восстановление – процесс присоединения электронов атомами, молекулами или ионами. Степень окисления при восстановлении уменьшается. Атомы, молекулы или ионы, которые принимают электроны, называются **окислителями.**

$Br_2^{\ 0} + 2e = 2Br^{-1}$

$Zn^{+2} + 2e = Zn^0$

Окисление и восстановление – взаимосвязанные процессы. Число электронов, отданных окислителем в ОВР, всегда равно числу электронов, принятых восстановителем. Реакции восстановления металлами используют для получения металлов.



Семинар по теме: Коррозия металлов и способы защиты металлов от коррозии.

1. Что такое коррозия ?
2. Как называется этот процесс?
3. Какие виды коррозии вы знаете?
4. Каковы способы защиты металлов от коррозии?

Решение типовых задач по теме: Коррозия металлов методы защиты металлов от коррозии

1. Склепаны два металла. Укажите, какой из металлов подвергается коррозии:

а) Mn – Al ; б) Sn – Bi .

Решение.

а) Al в ряду напряжений находится перед марганцем и имеет более отрицательное значение стандартного электродного потенциала, поэтому при контакте этих двух металлов Al будет анодом, а Mn - катодом. Окисляться, т.е. подвергаться коррозии, будет алюминий.

б) В этом случае корродировать будет олово, т.к. в ряду напряжений оно расположено впереди висмута и, следовательно, является электрохимически более активным.

Ответ: Al, Sn.

2. Какие из нижеперечисленных металлов выполняют для свинца роль анодного покрытия: Pt, Al, Cu, Hg ?

Решение.

Анодное покрытие – это нанесение на защищаемое изделие электрохимически более активного металла. Из перечисленных металлов электрохимически более активным (по сравнению со свинцом) является алюминий (см. ряд напряжений металлов).

Ответ: Al.

3. Какие из нижеперечисленных металлов выполняют для свинца роль катодного покрытия: Ti, Mn, Ag, Cr ?

Решение.

Катодное покрытие – это нанесение на защищаемое изделие электрохимически менее активного металла. Из перечисленных металлов электрохимически менее активным (по сравнению со свинцом) является серебро (см. ряд напряжений металлов).

Ответ: Ag.

Домашнее задание:

1. Закрепить знания о реакциях восстановления металлов, о коррозии металлов и способах защиты просмотрев телеуроки по YouTube.