**Приложение 1.**

**Восстановители:**

* Металлы
* водород
* уголь
* Окись углерода (II) (CO)
* Сероводород (H2S)
* оксид серы (IV) (SO2)
* сернистая кислота H2SO3 и ее соли
* Галогеноводородные кислоты и их соли
* Катионы металлов в низших степенях окисления: SnCl2, FeCl2, MnSO4, Cr2(SO4)3
* Азотистая кислота HNO2
* аммиак NH3
* гидразин NH2NH2
* оксид азота(II) (NO)
* Катод при электролизе

**Окислители:**

* Галогены
* Перманганат калия(KMnO4)
* манганат калия (K2MnO4)
* оксид марганца (IV) (MnO2)
* Дихромат калия (K2Cr2O7)
* хромат калия (K2CrO4)
* Азотная кислота (HNO3)
* Серная кислота (H2SO4) конц.
* Оксид меди(II) (CuO)
* оксид свинца(IV) (PbO2)
* оксид серебра (Ag2O)
* пероксид водорода (H2O2)
* Хлорид железа(III) (FeCl3)
* Бертоллетова соль (KClO3)
* Анод при электролизе.

**Приложение 2.**

**П р а в и л а  д л я  о п р е д е л е н и я  с т е п е н е й  о к и с л е н и я**

Степень окисления атомов простых веществ равна нулю.

Сумма степеней окисления атомов в сложном веществе (в молекуле) равна нулю.

Степень окисления атомов щелочных металлов +1.

Степень окисления атомов щелочно-земельных металлов +2.

Степень окисления атомов бора, алюминия +3.

Степень окисления атомов водорода +1 (в гидридах щелочных и щелочно-земельных металлов –1).

Степень окисления атомов кислорода –2 (в пероксидах –1).

 **Приложение 3.**

**Памятка**

возможные степени окисления элементов

Марганец: +2, +3, +4, +6, +7.

Хром :      +2, +3, +6.

Железо:    +2, +3, +6.

Азот:        -3, 0, +1, +2, +4, +5.

Сера:        -2, 0, +4, +6.

Фосфор:   -3, 0, +3, +5.

Хлор:        -1, 0, +1, + 3, +5, +7.

**Металлы, имеющие высшие степени окисления, образуют кислотные оксиды.**

**Перманганат калия: КМпО4.**

Это сильный окислитель. Он легко окисляет многие органические вещества, превращает соли железа(2) в соли железа(3), сернистую кислоту в серную, из соляной кислоты выделяет хлор.

Вступая в химические реакции ион МnО4- может восстанавливаться в различной степени:

В кислой среде (рН<7) до Мn2+

В нейтральной среде (рН=7) до МnО2.

В щелочной среде (рН>7) до МnО42-

**Перекись водорода.**

Степень окисления элемента кислород в перекиси водорода равна

-1, т.е. имеет промежуточное значение между степенью окисления элемента кислорода в воде(-2), и в молекулярном кислороде(0). Поэтому перекись водорода проявляет окислительно-восстановительную двойственность.

Если перекись служит окислителем,  то она восстанавливается до воды Н2О.

Если перекись служит восстановителем, то она окисляется до молекулярного кислорода-О2.

**Соли хроматы и дихроматы.**

 Хроматы (окрашенные в ярко-жёлтый цвет) в кислой среде переходят в дихроматы (оранжевого цвета), дихроматы в щелочной среде переходят в хроматы.

Хроматы и дихроматы-сильные окислители и в уравнениях окислительно-восстановительных реакций они меняют степень окисления с +6 до +3.

**Соединения хлора.**

НСlО-хлорноватистая кислота( соли-гипохлориты)

НСlО2-хлористая (соли-хлориты)

НСlО3-хлоноватая (соли-хлораты)

НСlО4-хлорная (соли-перхлораты)

При взаимодействии галогенов со щелочами в холодном растворе образуются гипохлориты, а в горячем-хлораты ( например хлорат калия или бертолетова соль-КСlО3).

**Концентрированная азотная кислота**

 Если в качестве исходного вещества для проведения ОВР с другими веществами берут концентрированную азотную кислоту, в результате реакции она восстанавливается до оксида азота NO2.