



О В Р

ОТ ТЕОРИИ К ПРАКТИКЕ





| Восстановители | Продукты окисления | Условия |
|--|---|--|
| 1. Металлы, м | M^+, M^{2+}, M^{3+} | кислая и нейтральная среда |
| 2. Металлы, образующие амфотерные гидроксиды: Be, Zn, Al | $[Zn(OH)_4]^{2-}, [Al(OH)_4]^-$, ZnO_2^{2-}, AlO_2^- | <ul style="list-style-type: none"> щелочная среда (раствор), щелочная среда (сплавление) |
| 3. Углерод, С | CO CO ₂ | <ul style="list-style-type: none"> при высокой температуре, при горении, в кислой среде |
| 4. Оксид углерода (II), CO | CO ₂ | |
| 5. Сера, S | SO ₂ , SO ₄ ²⁻ , SO ₃ ²⁻ | <ul style="list-style-type: none"> кислая среда, щелочная среда |
| 6. Сероводород, H ₂ S, сульфиды, S ²⁻ | S SO ₂ H ₂ SO ₄ , SO ₄ ²⁻ | <ul style="list-style-type: none"> с сильными окислителями, при обжиге, с сильными окислителями |
| 7. Оксид серы (IV), SO ₂ , сернистая кислота H ₂ SO ₃ , сульфиты SO ₃ ²⁻ (Na ₂ SO ₃) | SO ₃ H ₂ SO ₄ , SO ₄ ²⁻ (Na ₂ SO ₄) | <ul style="list-style-type: none"> в газовой сфере, в водных растворах |
| 8. Фосфор, P, фосфорин PH ₃ , фосфиты PO ₃ ³⁻ | P ₂ O ₅ H ₃ PO ₄ , PO ₄ ³⁻ | <ul style="list-style-type: none"> в газовой сфере, в водных растворах |
| 9. Аммиак, NH ₃ | N ₂ NO | <ul style="list-style-type: none"> в большинстве случаев, каталитическое окисление |
| 10. Азотистая кислота, HNO ₂ , нитриты NO ₂ ⁻ (KNO ₂) | HNO ₃ NO ₃ ⁻ (KNO ₃) | |
| 11. Галогеноводороды, кислоты HCl, HBr, HI и их соли | Cl ₂ , Br ₂ , I ₂ | |
| 12. Катионы Cr ³⁺ | CrO ₄ ²⁻ Cr ₂ O ₇ ²⁻ | <ul style="list-style-type: none"> щелочная среда, кислая среда |
| 13. Катионы Fe ²⁺ , Cu ⁺ | Fe ³⁺ , Cu ²⁺ | |
| 14. Катионы Mn ²⁺ | MnO ₂ MnO ₄ ²⁻ MnO ₄ ⁻ | <ul style="list-style-type: none"> нейтральная среда, щелочная среда, кислая среда |
| 15. Пероксид водорода, H ₂ O ₂ | O ₂ + H ⁺ O ₂ + H ₂ O | <ul style="list-style-type: none"> кислая среда. нейтральная среда |

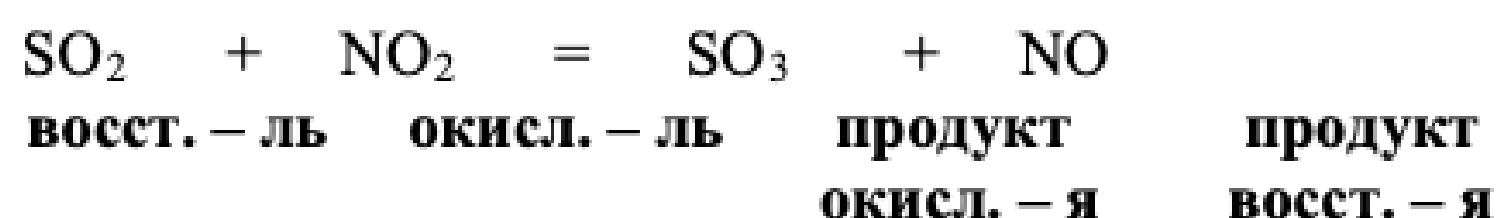
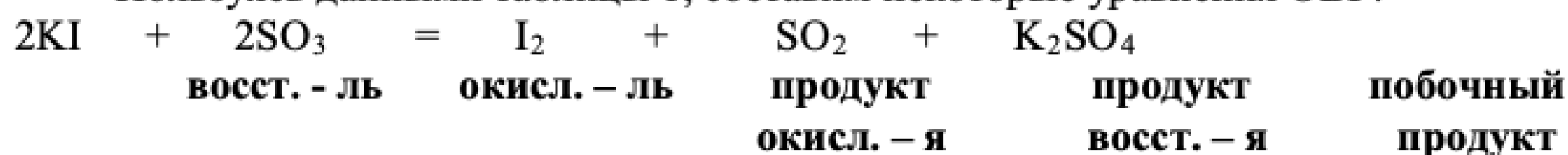
| | | |
|--|---|--|
| 1. Галогены, F ₂ , Cl ₂ , Br ₂ , I ₂ | F ⁻ , Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻ | |
| 2. Оксокислоты, хлора, брома и их соли: HClO, HBrO, HClO ₃ , HBrO ₃ | Cl ⁻ , Br ⁻ | |
| 3. Кислород, O ₂ | O ²⁻ | |
| 4. Озон, O ₃ | H ₂ O + O ₂ OH ⁻ + O ₂ | <ul style="list-style-type: none"> кислая среда, нейтральная среда |
| 5. Сера, S | S ²⁻ | |
| 6. Оксид серы (VI), SO ₃ | SO ₂ | |
| 7. Оксид серы (IV), SO ₂ | S | |
| 8. Азотистая кислота, HNO ₂ , нитриты, NO ₂ ⁻ | NO N ₂ | <ul style="list-style-type: none"> в большинстве случаев, с солями аммония |
| 9. Оксид азота (IV), NO ₂ более сильный окислитель, чем HNO ₃ , | NO N ₂ NH ₃ | <ul style="list-style-type: none"> в большинстве случаев |
| 10. Нитраты, NO ₃ ⁻ | NO ₂ ⁻ NH ₃ | <ul style="list-style-type: none"> в расплавах, с сильными восстановителями: |
| 11. Хроматы, CrO ₄ ²⁻ , дихроматы, Cr ₂ O ₇ ²⁻ | $[Cr(OH)_6]^{3-}$ Cr(OH) ₃ Cr ³⁺ | <ul style="list-style-type: none"> щелочная среда, нейтральная среда, кислая среда |
| 12. Катионы, Fe ³⁺ , Cu ²⁺ | Fe ²⁺ , Cu ⁺ | |
| 13. Перманганаты, MnO ₄ ⁻ | Mn ²⁺ + H ₂ O MnO ₂ + щелочь MnO ₄ ²⁻ + H ₂ O | <ul style="list-style-type: none"> кислая среда, нейтральная, слабощелочная среда, сильнощелочная среда |
| 14. Пероксид водорода, H ₂ O ₂ | H ₂ O OH ⁻ | <ul style="list-style-type: none"> кислая среда, нейтральная и щелочная среда |
| 15. H ₂ SO ₄ (конц.), HNO ₃ | | рассмотрены отдельно |



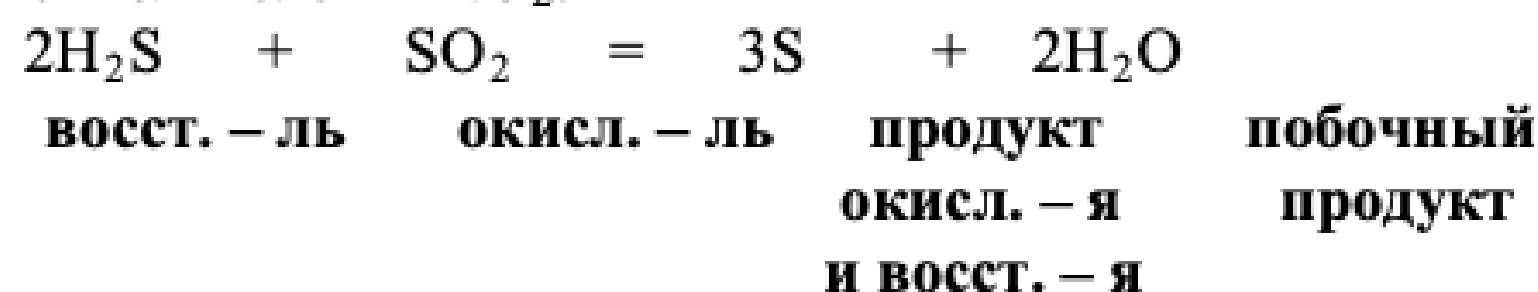
При составлении уравнений ОВР важно уверенно находить среди реагирующих веществ **окислитель** и **восстановитель**. Некоторые вещества могут быть только восстановителями. Это металлы и вещества, которые содержат элемент, изменяющий степень окисления, в низшей степени окисления (например: NH_3 , PH_3 , H_2S , HCl , HBr , HI и их соли). Фтор и сложные вещества, содержащие элемент в высшей степени окисления, могут быть только окислителями (например: HNO_3 , H_2SO_4 , SO_3 , KMnO_4 , K_2CrO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$).

Вещества, которые содержат элементы в промежуточной степени окисления, могут проявлять, в зависимости от природы реагента – партнёра, как окислительные, так и восстановительные свойства. Это – все неметаллы (кроме фтора): N_2 , NO , HNO_2 , KNO_2 , H_2O_2 , S , SO_2 и другие.

Пользуясь данными таблицы 1, составим некоторые уравнения ОВР:



В этой реакции оксид серы (IV) проявляет восстановительные свойства, т.к. реагирует с сильным окислителем – NO_2 .

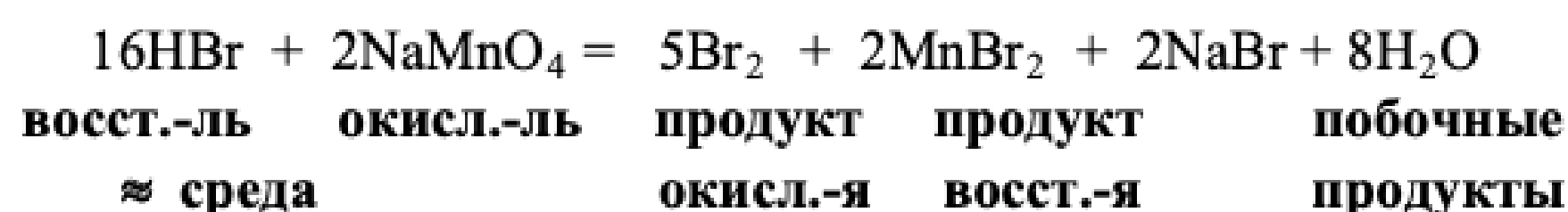
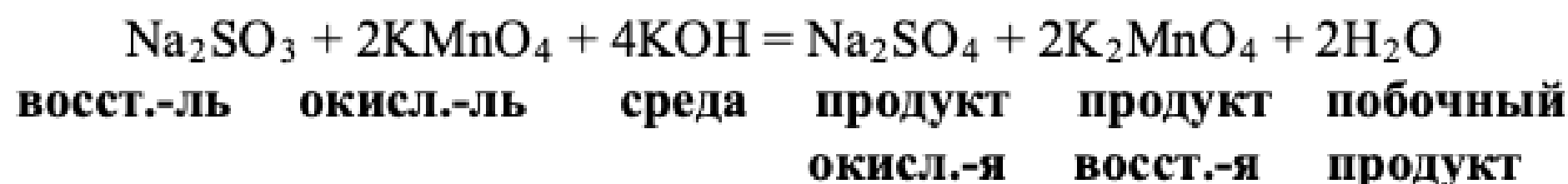
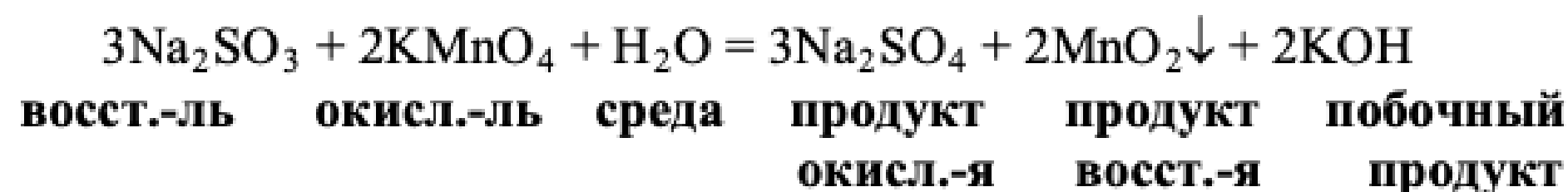
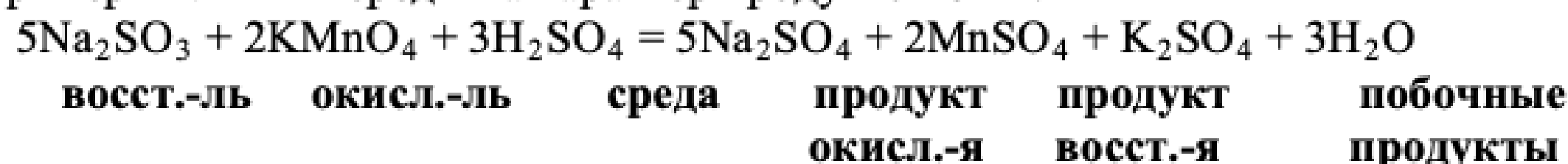


В данной реакции SO_2 проявляет окислительные свойства, т.к. реагирует с более сильным восстановителем – H_2S .

На ход окислительно – восстановительных реакций в растворах влияет среда, в которой протекает реакция и, поэтому, окислительно – восстановительный процесс между одними и теми же веществами в разных средах приводит к образованию различных продуктов. Для создания кислой среды обычно используют разбавленную серную кислоту.

Азотную и соляную применяют редко, т.к. первая является сильным окислителем, а вторая способна окисляться. Для создания щелочной среды применяют растворы гидроксидов калия или натрия.

Примеры влияния среды на характер продуктов ОВР:



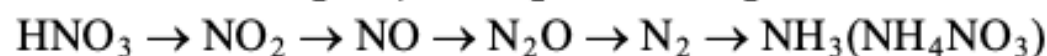
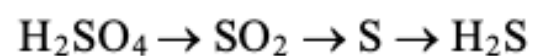
Остановимся на некоторых, наиболее часто встречающихся в заданиях ЕГЭ. окислительно – восстановительных реакциях.



* Кислоты – сильные окислители.

Это серная кислота концентрированная и азотная кислота в любом виде. Они окисляют почти все металлы и такие неметаллы, как углерод, фосфор, серу, и многие сложные вещества.

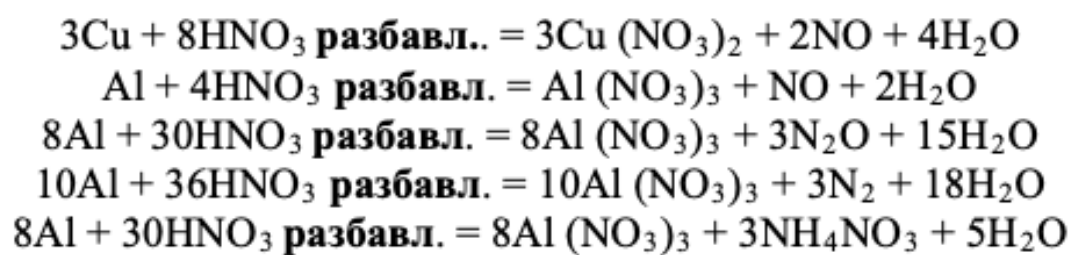
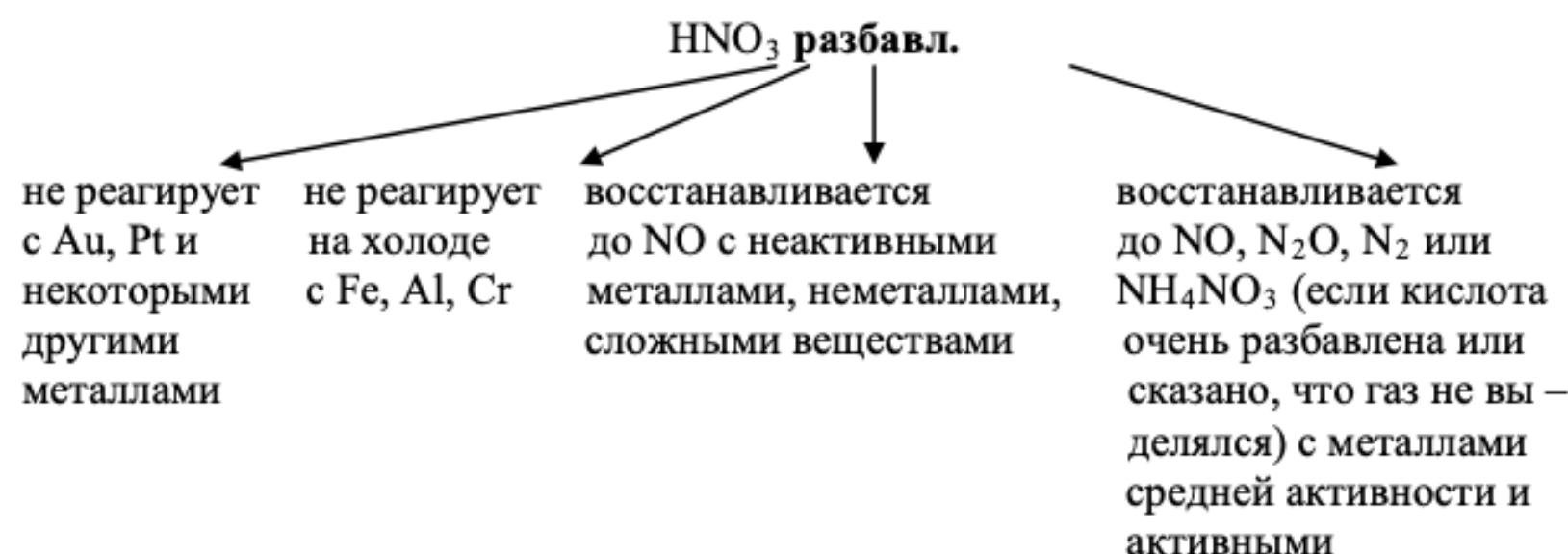
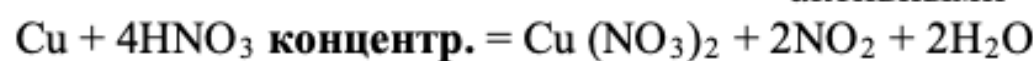
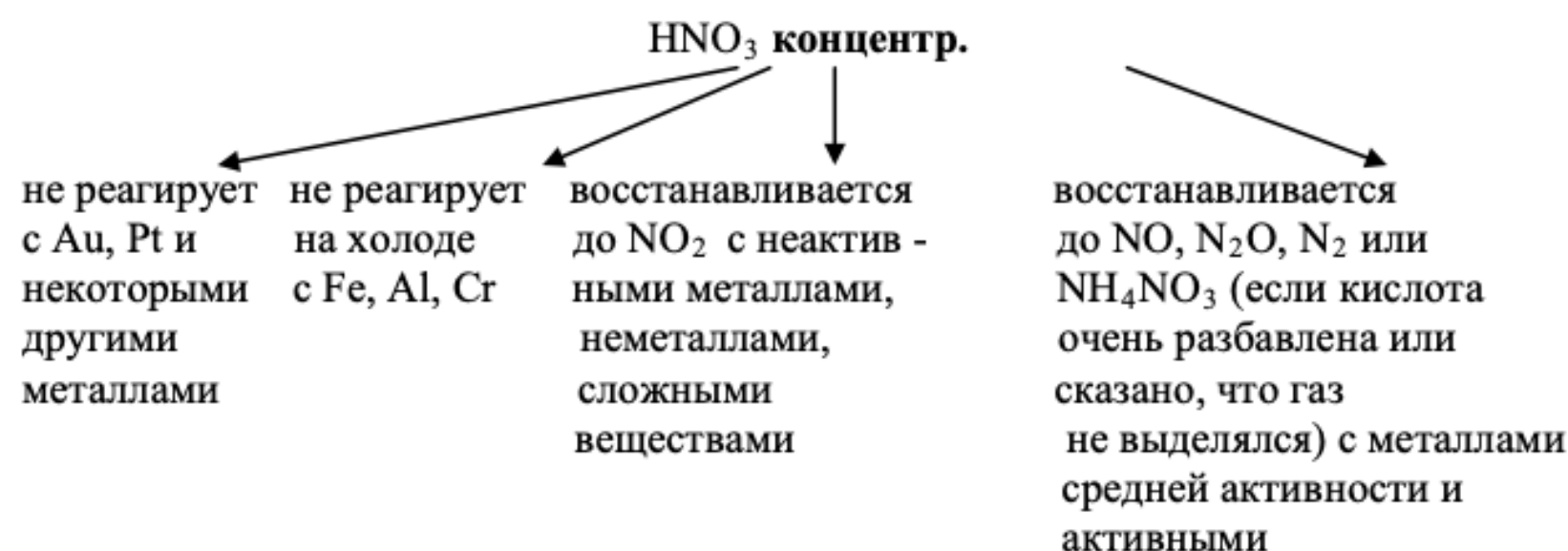
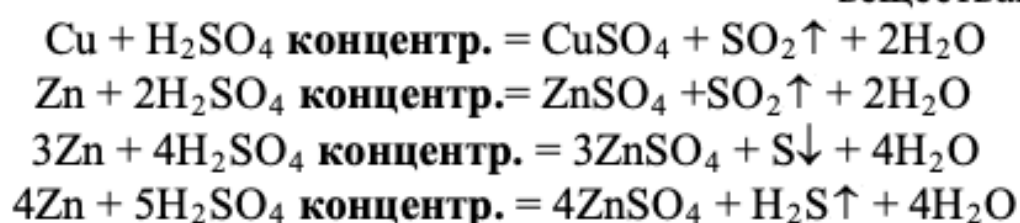
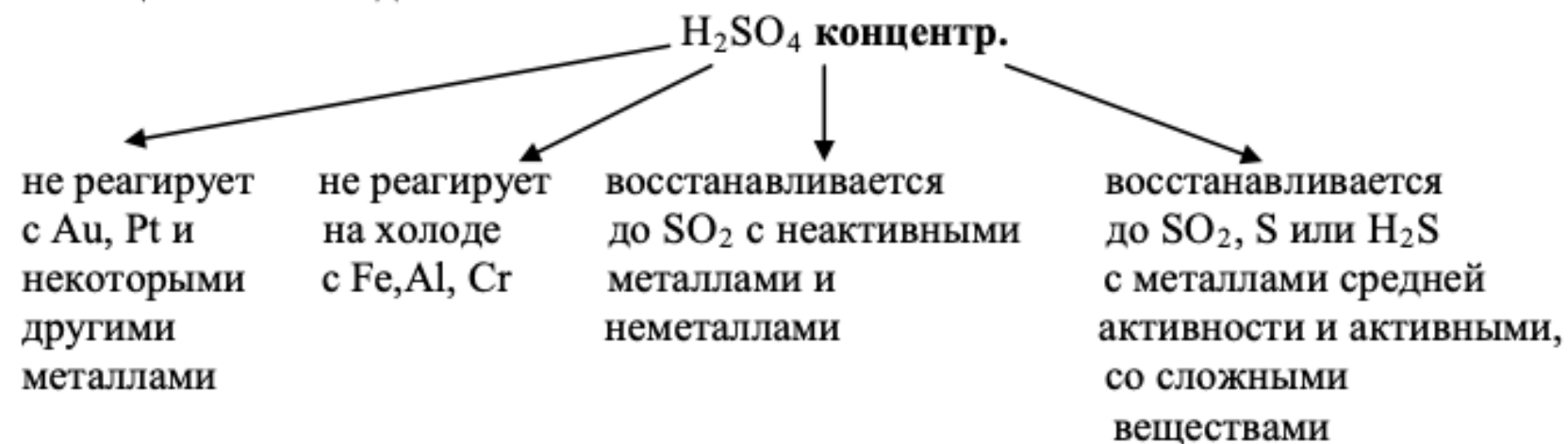
Возможные продукты восстановления этих кислот:



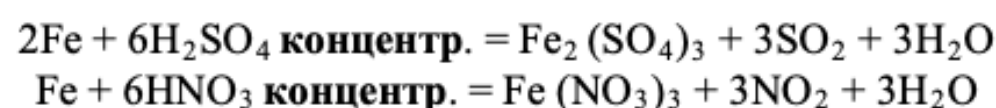
При взаимодействии с металлами получают три вещества: соль, вода и продукт восстановления кислоты, который зависит от концентрации кислоты, активности металла и температуры.

Чем меньше концентрация кислоты. А металл более активен, тем больше степень восстановления кислоты.

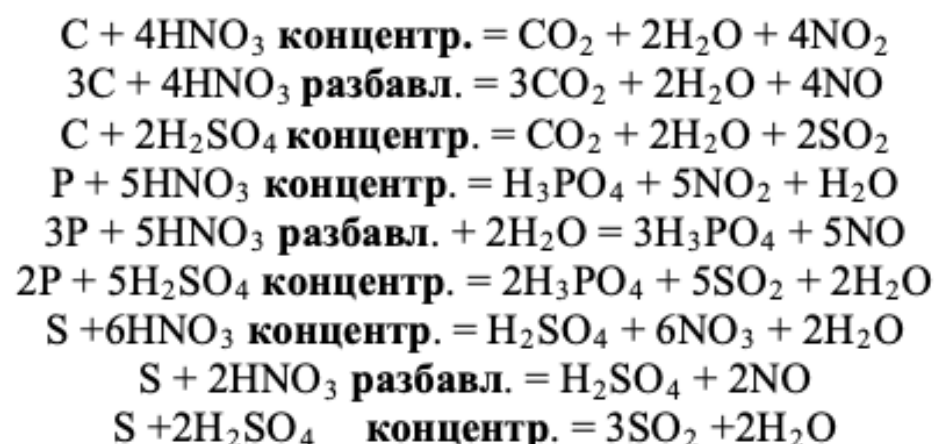
Представим возможные направления взаимодействия этих кислот с различными веществами в виде схем:



Концентрированные H₂SO₄ и HNO₃ реагируют с Fe, Al, Cr только при нагревании:



Концентрированная H₂SO₄ и HNO₃ в любом виде окисляют неметаллы - восстановители - углерод, фосфор, серу - до соответствующих кислот.

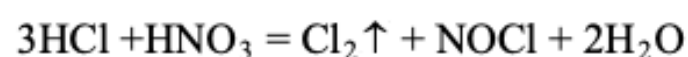


Концентрированная азотная кислота окисляет йод до йодноватой кислоты:



Взаимодействие этих кислот со сложными веществами рассмотрим в следующем разделе.

Особое значение имеет ОВР между соляной и азотной кислотами. Смесь трёх объёмов соляной кислоты и одного объёма концентрированной азотной называют «царская водка», в ней растворяется даже золото, которое алхимики считали царём металлов:





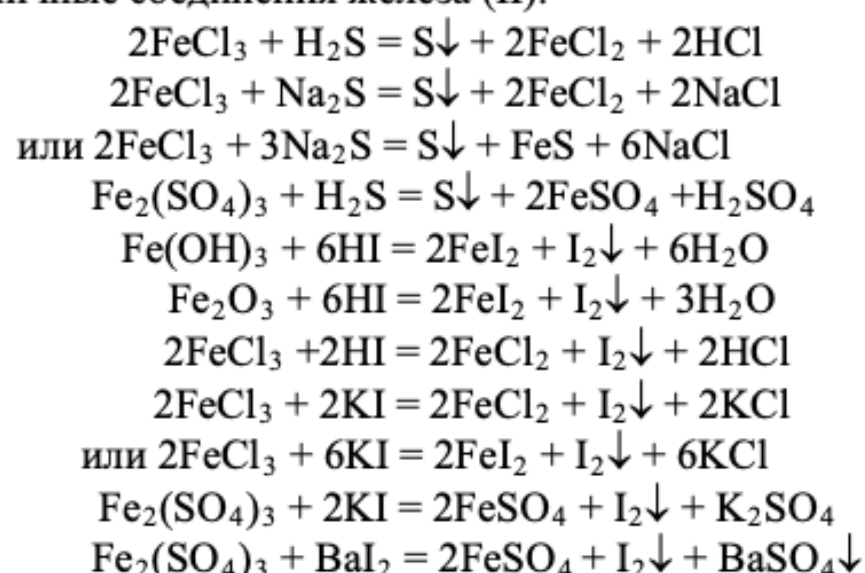
✳ **Окислительно – восстановительные реакции, а не реакции обмена.**

В ряде случаев между веществами, которые проявляют сильные восстановительные и окислительные свойства, возможны только ОВР, а не реакции обмена.

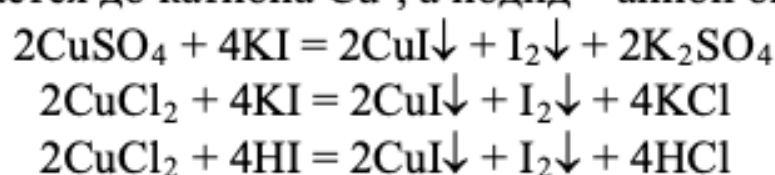
Рассмотрим следующие варианты:

1. Окислители – соединения железа (III), восстановители – сульфиды, йодиды. При этом катион Fe^{3+} восстанавливается до катиона Fe^{2+} , сульфид – анион S^{2-} окисляется до серы S^0 , а йодид – анион I^- окисляется до йода I_2 .

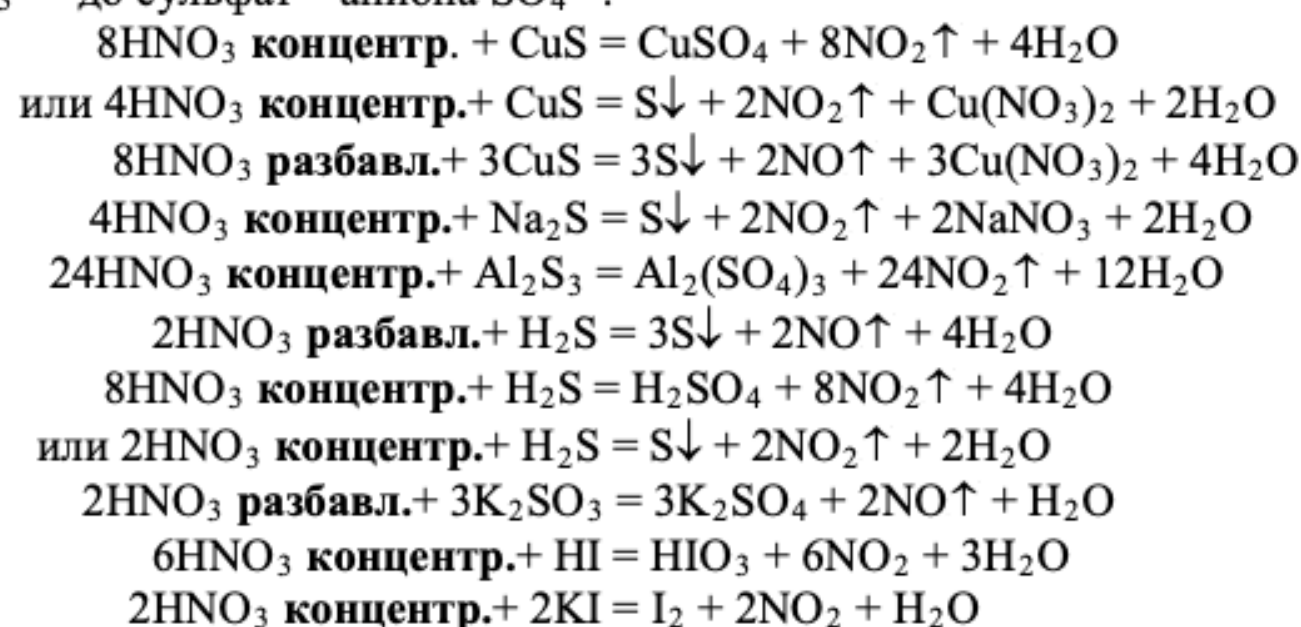
В зависимости от количественного соотношения реагирующих веществ могут получиться различные соединения железа (II):



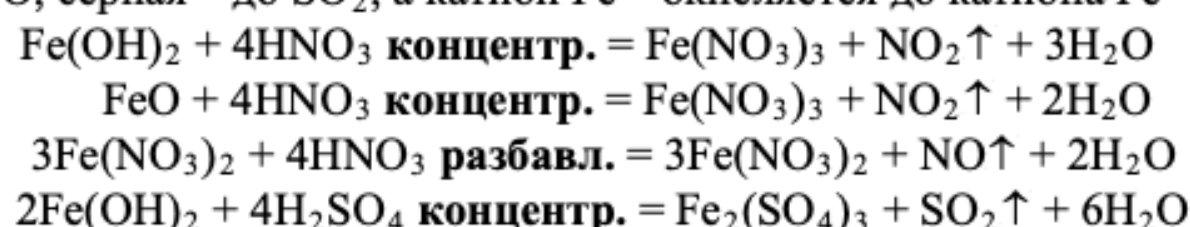
2. Окислители – соединения меди (II), восстановители – йодиды. При этом катион Cu^{2+} восстанавливается до катиона Cu^+ , а йодид – анион окисляется до йода I_2 :



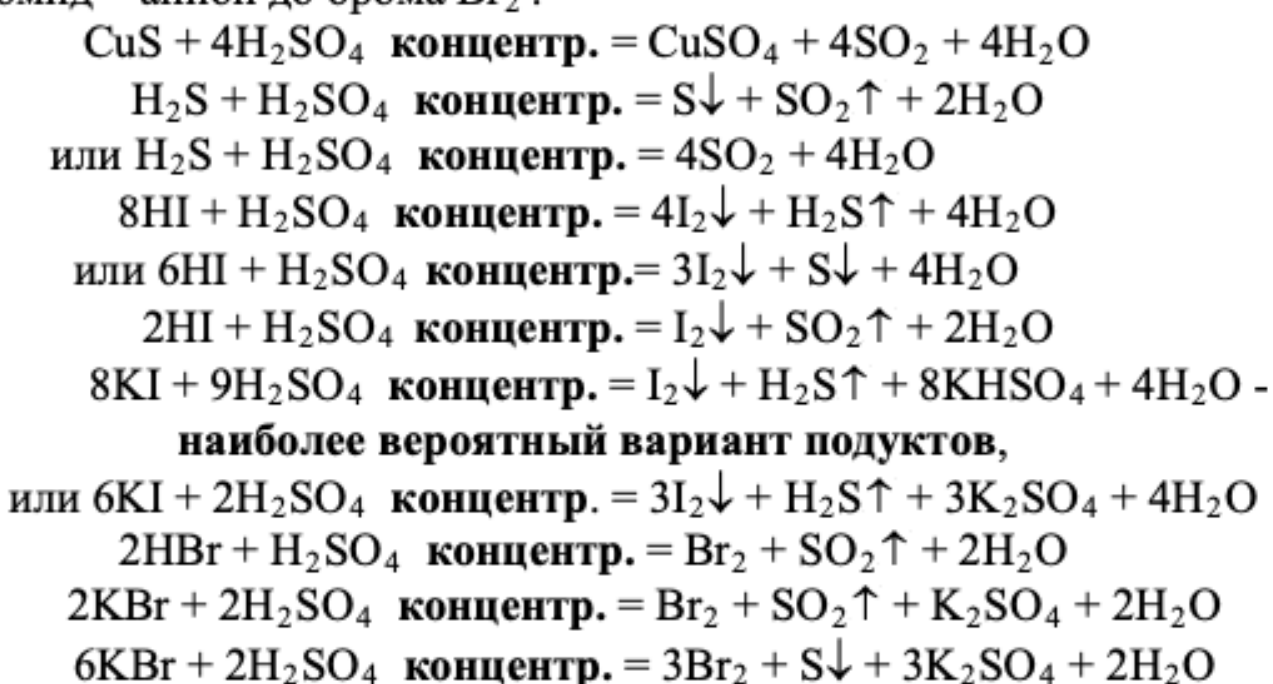
3. Окислитель – азотная кислота, восстановитель – сульфиды, йодиды, сульфиты. При этом азотная кислота, в зависимости от концентрации, восстанавливается до NO_2 (концентрированная), до NO (разбавленная); сульфид – анион S^{2-} окисляется до серы S^0 или сульфат – аниона SO_4^{2-} , йодид – анион – до йода I_2 , а сульфит – анион SO_3^{2-} – до сульфат – аниона SO_4^{2-} :



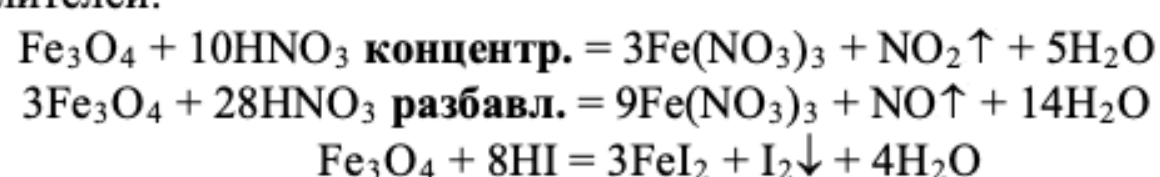
4. Окислитель – азотная кислота или серная концентрированная кислота, восстановитель – соединения железа (II). При этом азотная кислота восстанавливается до NO_2 или NO , серная – до SO_2 , а катион Fe^{2+} окисляется до катиона Fe^{3+} :



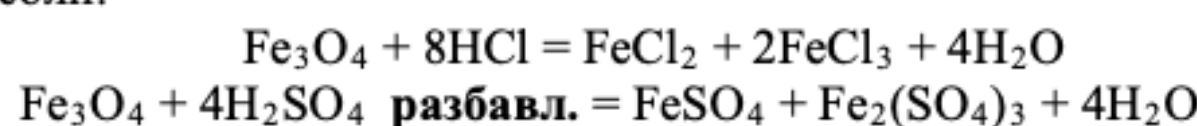
5. Окислитель – серная кислота концентрированная, восстановитель – сульфиды, йодиды и бромиды. При этом серная кислота восстанавливается до SO_2 , S или H_2S ; сульфид – анион S^{2-} окисляется до серы S , SO_2 или H_2SO_4 ; йодид – анион до йода I_2 , бромид – анион до брома Br_2 :



6. Железная окалина – Fe_3O_4 , это смесь двух оксидов – FeO и Fe_2O_3 . Поэтому при взаимодействии с сильными окислителями она окисляется до соединения железа (III) за счёт катионов Fe^{2+} – восстановителей, а при взаимодействии с сильными восстановителями восстанавливается до соединения железа (II) за счёт катионов Fe^{3+} – окислителей:



При взаимодействии с большинством кислот происходит реакция обмена, получаются две соли:





* Реакции диспропорционирования.

Это реакции, в которых атомы одного и того же элемента, входящие в состав одного и того же исходного вещества, повышают и понижают степень окисления.

1. Все галогены, кроме F_2 , диспропорционируют в растворах всех щелочей. При комнатной температуре или на холоде получаются две соли – МГ, МГО и H_2O ; при нагревании – две соли: МГ, МГО₃ и H_2O .



Аналогично происходят реакции с растворами карбонатов:



2. Диспропорционирование серы в растворах щелочей:



3. Диспропорционирование фосфора в растворах щелочей.



4. Диспропорционирование оксида азота (IV) в воде и щелочах:



5. Другие реакции диспропорционирования:

