

КИСЛОТЫ

ТИПЫ РЕАКЦИЙ

окислитель + восстановитель (+ среда) - ОВР ПРИМЕРЫ: 1) $\text{Fe} + \text{Cl}_2 = \text{FeCl}_3$ 2) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	основное + кислотное = соль - основно-кислотные взаимодействия ПРИМЕРЫ: 1) $\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3$ 2) $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
более сильный ВЫТЕСНЯЕТ более слабого - вытеснение ПРИМЕРЫ: 1) $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$ 2) $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$	электролит + электролит (р-р) = газ/осадок/сл.электролит - РИО ПРИМЕРЫ: 1) $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{KCl} + \text{AgNO}_3 = \text{KNO}_3 + \text{AgI}$

КЛАССИФИКАЦИЯ КИСЛОТ

$\text{H}^+ + \text{KA}^n$ (анион кислотного остатка)

По агрегатному состоянию большая часть кислот являются жидкостями, однако некоторые - твёрдыми веществами (H_3PO_4 , HIO_4 , H_3BO_3), а другие - растворами газов в воде (HCl , H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2S).

По устойчивости различают устойчивые и неустойчивые кислоты, разлагающиеся при нагревании или на свету (H_2CO_3 , H_2SO_3 , HNO_3 , H_2SiO_3).

По летучести: летучие (HCl , H_2S , HNO_3) и нелетучие.

по растворимости

растворимые
в ЕГЭ: все, кроме кремниевой

НЕрастворимые
в ЕГЭ: только кремниевая

по основности

однокислотные
 HCl , HNO_3 , CH_3COOH

многокислотные
 H_2SO_4 , H_3PO_4 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$

по силе

сильные
см. лайфхак

слабые
см. лайфхак

$\text{HI} - \text{HBr} - \text{HClO}_4 - \text{HCl} - \text{H}_2\text{SO}_4 - \text{HNO}_3 - \text{H}_2\text{SO}_3 - \text{H}_3\text{PO}_4 - \text{HF} - \text{HNO}_2 - \text{CH}_3\text{COOH} - \text{H}_2\text{CO}_3 - \text{H}_2\text{S} - \text{H}_3\text{BO}_3 - \text{HCN} - \text{H}_2\text{SiO}_3$

сила кислот убывает...

по окислительной способности

окислители

H_2SO_4 (конц)
 HNO_3 (конц/разб)

- + вступают в ОВР с восстановителями!
- + реагируют с неМе
- + по-другому реагируют с металлами

НЕокислители

все остальные кислоты

- + НЕ вступают в ОВР с восстановителями!
- + НЕ реагируют с неМе
- + по-другому реагируют с Ме, как простые смертные



окислитель - водород



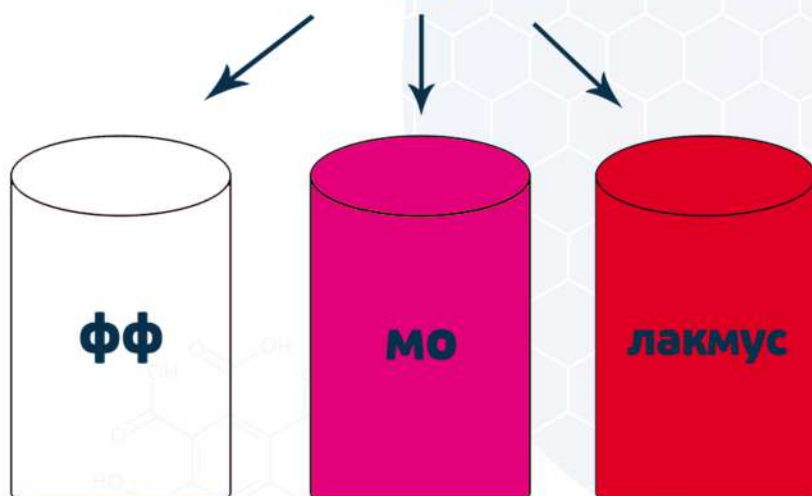
окислитель - сера

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ ОКРАШИВАНИЕ ИНДИКАТОРОВ

Растворимые кислоты диссоциируют в растворах на H^+ и анион кислотного остатка (даже слабые растворимые в воде кислоты хотя бы немного, но диссоциируют) \rightarrow имеют кислую среду, а значит, **окрашивают индикаторы**.

Нерастворимые кислоты (H_2SiO_3) - не окрашивают.

H^+



$\text{HCl} + \text{ФФ} =$ бесцветный
 $\text{HCl} + \text{лакмус} =$ красный
 $\text{HCl} + \text{МО} =$ розовый
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{лакмус} =$ красный
 $\text{HClO}_4 + \text{МО} =$ розовый
 $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 + \text{ФФ} =$ бесцветный
 $\text{H}_2\text{SiO}_3 + \text{лакмус} =$ фиолетовый

ОСНОВНО-КИСЛОТНЫЕ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ

КИСЛОТА
КИСЛОТНЫЕ СВ-ВА

+ **ОСНОВАНИЕ**
основные св-ва

НИКАКИХ ПРАВИЛ!

+ **ОСНОВНЫЙ ОКСИД**
основные св-ва

НИКАКИХ ПРАВИЛ!

+ **АМФ ОКСИД**
амфотерные св-ва

НИКАКИХ ПРАВИЛ!

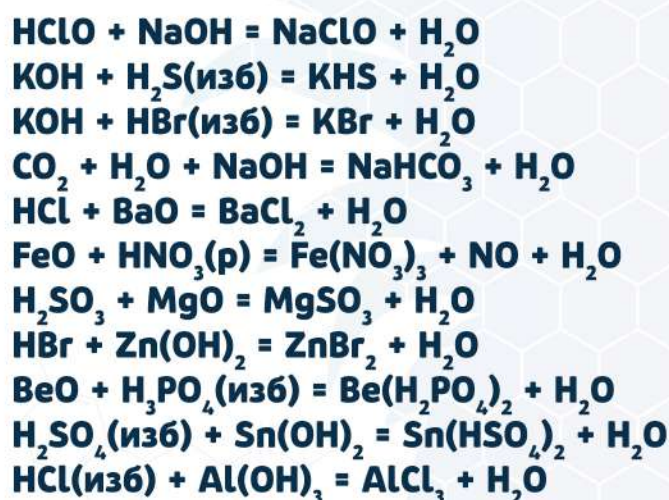
+ **АМФ ГИДРОКСИД**
амфотерные св-ва

НИКАКИХ ПРАВИЛ!

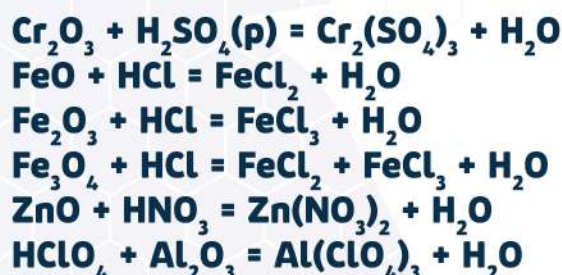
Не забывайте НИКОГДА о том, что любую реакцию мы сначала ВСЕГДА рассматриваем на возможность протекания ОВР: если в ней есть вор (окислитель) и жертва (восстановитель), то происходит ОВР!

Типичные жертвы: Fe^{+2} , Cu^{+1} , P^{+3} , S^{+4} , N^{+3}

Типичные грабители: HNO_3 (конц/разб), H_2SO_4 (конц)



Помним: кислотное в избытке -
кислая соль, основное -
средняя либо основная!



РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

РАСТВОРИМАЯ
КИСЛОТА

+ РАСТВ/НЕРАСТВ
ОСНОВАНИЕ

РАСТВОРИМАЯ
КИСЛОТА

+ РАСТВ/НЕРАСТВ
АМФ ГИДРОКСИД

РАСТВОРИМАЯ
КИСЛОТА

+ РАСТВ/НЕР СОЛЬ
 CO_3^{2-} , SO_3^{2-} , S^{2-}

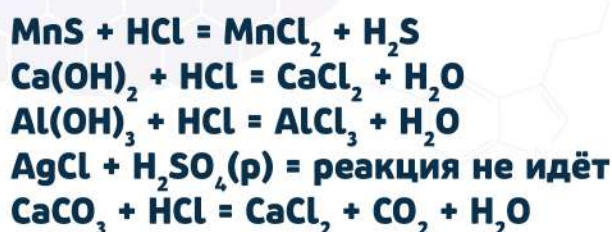
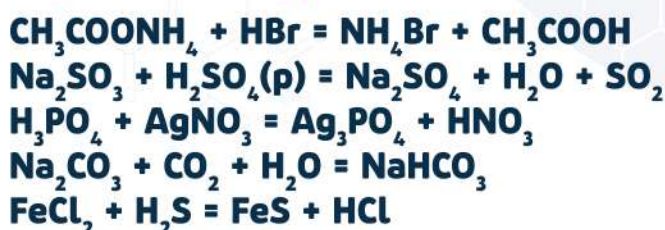
ГАЗ
ОСАДОК
СЛ. ЭЛЕКТРОЛИТ
(ВОДА)

ВНИМАНИЕ!

1) смотрим на возможность протекания ОВР;

2) смотрим на избыток/недостаток.

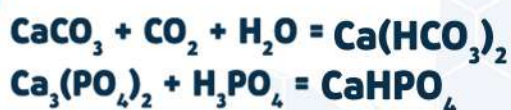
HgS , PbS , CuS , Ag_2S НЕ РАСТВОРЯЮТСЯ В КИСЛОТАХ!



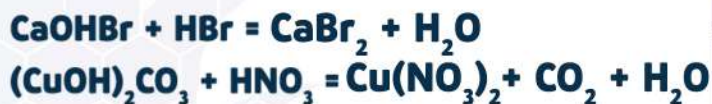


ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

средняя/кислая соль + кислота = кислая/"более кислая" соль



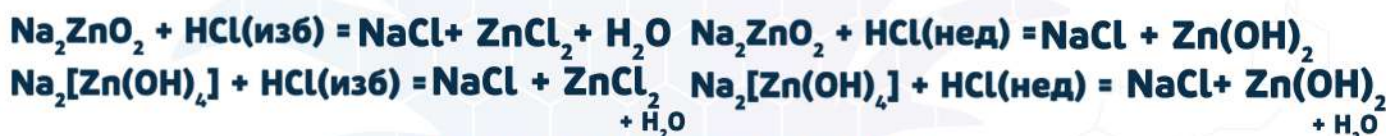
основная соль + кислота = средняя соль



средняя/комплексная соль с амф Me в анионе + кислота =

избыток кислоты: средняя соль + средняя соль + H_2O

недостаток кислоты: средняя соль + амф гидроксид (+ H_2O)



РЕАКЦИИ ВЫТЕСНЕНИЯ

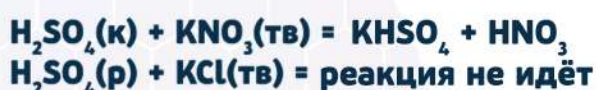
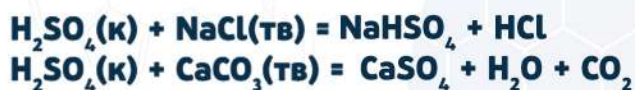
H_2SO_4 (конц)

+

**безводная соль
летучей кислоты
(Н: HCl , HNO_3 , H_2CO_3 , H_2SO_3)**

=

**кислая/средняя соль
+ летучая кислота**



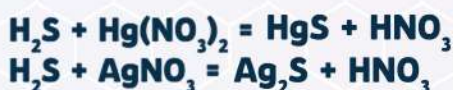
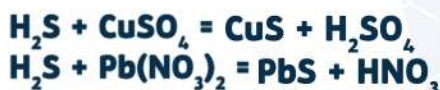
H_2S

+

**соль
 Ag , Cu , Pb , Cd , Hg**

=

сульфид ↓ + кислота



кислота

+

**соль более
слабой кислоты**

=

**новая соль + слабая
кислота**

см. пункт "РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА"

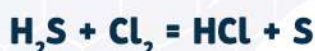
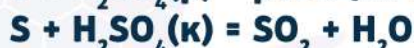
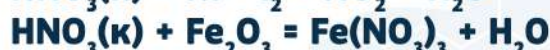
ОВР С КИСЛОТАМИ

Типичные окислители:

KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2CrO_4 ,
 HNO_3 , H_2SO_4 (конц), Fe^{+3} ,
 H_2O_2 , HAl_2 , O_3 , O_2 , NaNO_3 ,
 HClO_4 , HClO_3 , HClO + соли

Типичные восстанови-

тели: Me , Fe^{+2} , Cu^{+1} , Mn^{+2} ,
 Cr^{+2} , C , CO , H_2 , NH_3 , H_2S , S ,
 SO_3^{2-} , NO_2^- , HNaI , H_2O_2 ,
 P , PCl_3 , P_2O_3 , PH_3



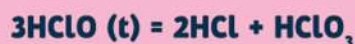
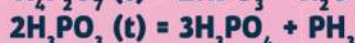
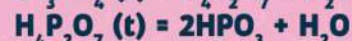
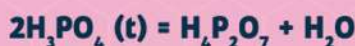
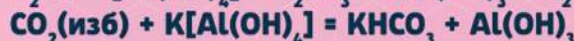
ТЕРМИЧЕСКОЕ РАЗЛОЖЕНИЕ

Кислородсодержащие кислоты, как и все остальные гидроксиды, разлагаются при нагревании с образованием соответствующего оксида и воды. Если при этом протекает ОВР - см. специфические реакции.



t

СПЕЦИФИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ



КИСЛОТЫ-ОКИСЛИТЕЛИ

К кислотам-окислителям относят:

- серную концентрированную H_2SO_4 (конц)
- азотную ЛЮБОЙ концентрации HNO_3 (конц/разб)

* Эти кислоты относят к кислотам-ОКИСЛИТЕЛЯМ, т.к. при их взаимодействии с металлами выделяется НЕ водород, а нечто другое :)

КИСЛОТА + МЕ = СОЛЬ МЕ В МАХ С.О. + H_2O + «Х»
«Х» = продукт восстановления серы или азота

Рассмотрим взаимодействие этих кислот с металлами.

1) СЕРНАЯ КОНЦЕНТРИРОВАННАЯ КИСЛОТА H_2SO_4 (конц)

! Обратите внимание, что кислота должна быть именно концентрированной; разбавленная серка - простой смертный, самая обыкновенная кислота-НЕокислитель.



Логично, что чем АКТИВНЕЕ металл, реагирующий с кислотой, тем БОЛЕЕ КРУТОЙ скачок происходит в изменении степени окисления серы, поэтому получаем следующее:



! При этом Cr, Fe, Al, Ni ПАССИВИРУЮТСЯ холодной концентрированной серной кислотой, т.е. не реагируют с ней в обычных условиях, а вступают в реакцию ТОЛЬКО при нагревании.

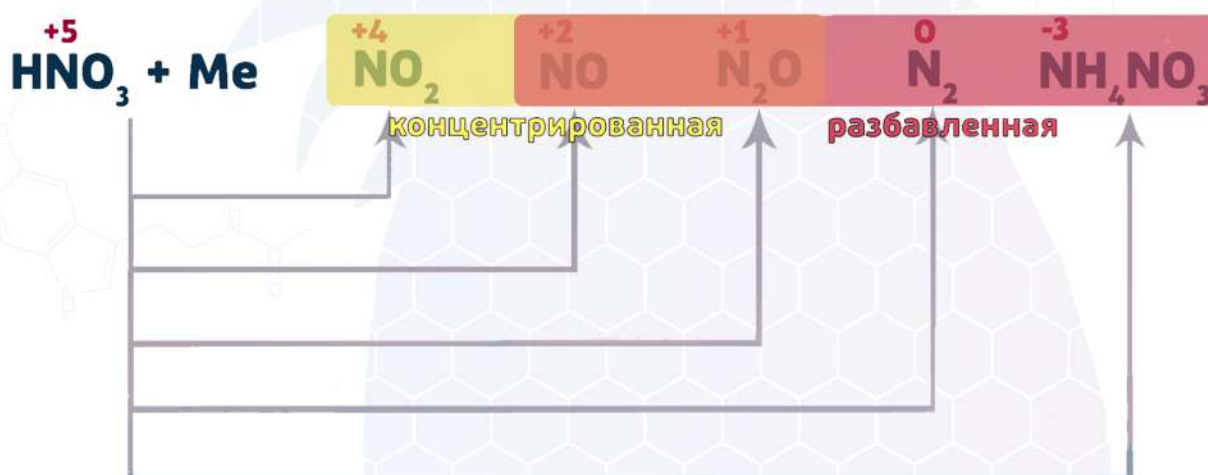
! Au, Pt, Pd ни при каких условиях не соглашаются реагировать с концентрированной серкой :)

2) АЗОТНАЯ КИСЛОТА HNO_3 (конц/разб)

Общая схема взаимодействия с металлами аналогична:



! Запомните одну небольшую закономерность: чем РАЗБАВЛЕННЕЕ азотка, тем СИЛЬНЕЕ ВОССТАНАВЛИВАЕТСЯ азот, это можно отразить следующей схмой:

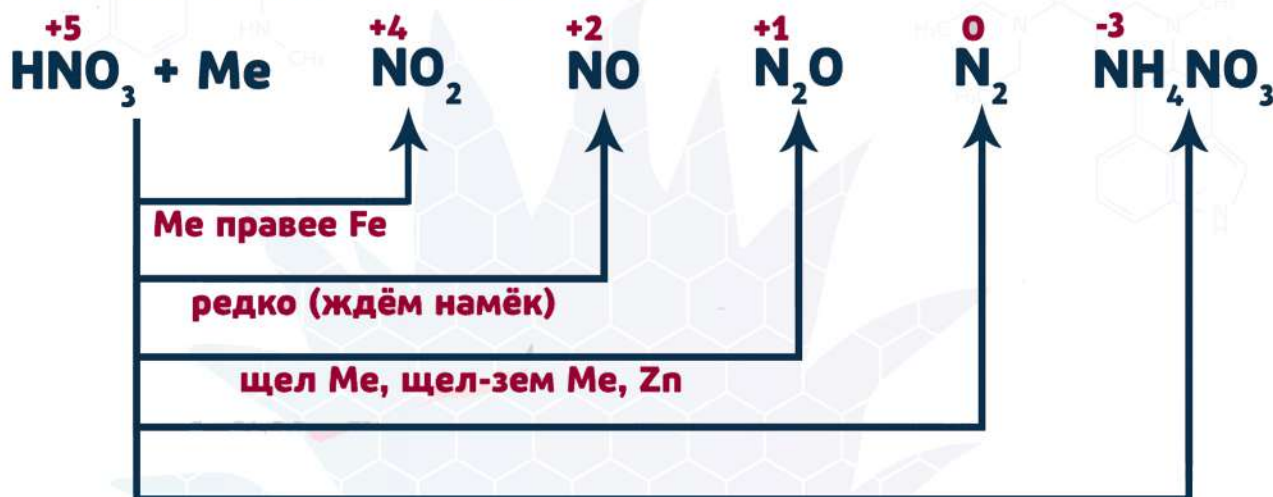


Теперь рассмотрим отдельно взаимодействие разбавленной и концентрированной азотки с металлами.

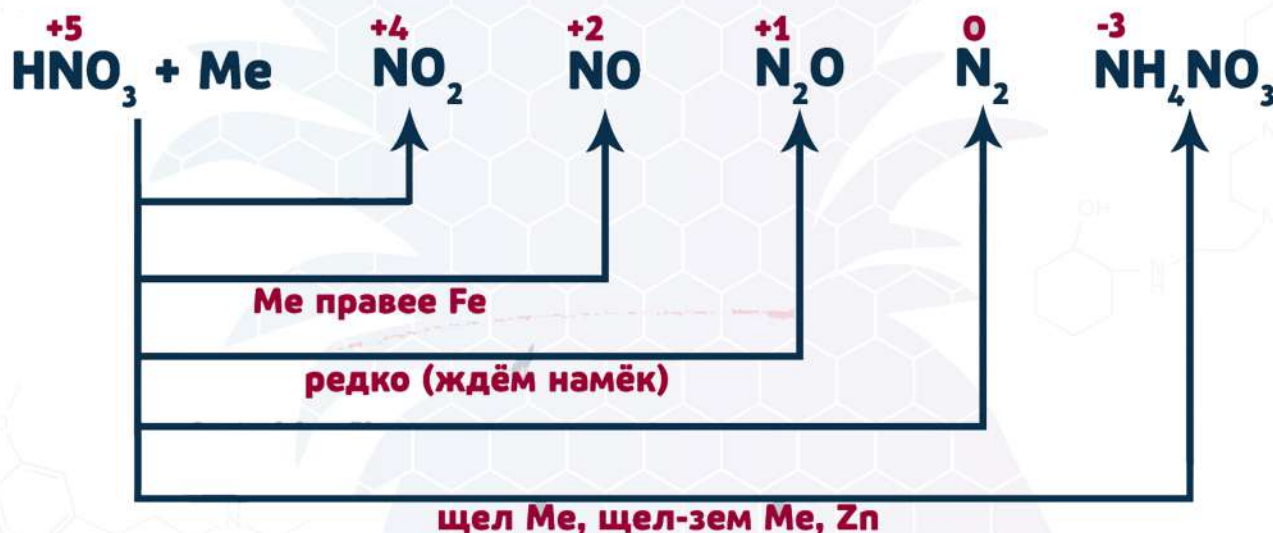
! Также стоит помнить о том, что Au, Pt, Pd ни при каких условиях не будут с азоткой вступать в реакцию.

! А Al, Fe, Cr, Co, Ni ПАССИВИРУЮТСЯ холодной КОНЦЕНТРИРОВАННОЙ азоткой, т.е. эти металлы вступают с ней в реакцию ТОЛЬКО при нагревании.

Итак, схема взаимодействия с металлами **КОНЦЕНТРИРОВАННОЙ** азотной кислоты:



РАЗБАВЛЕННОЙ азотной кислоты:



! Обратите внимание, что здесь действует, как и в случае с концентрированной серкой, одно и то же правило: чем АКТИВНЕЕ металл, тем СИЛЬНЕЕ ВОССТАНАВЛИВАЕТСЯ азот.

ПОДВОДНЫЙ КАМЕШЕК: не забывайте о том, что перечисленные немного ранее металлы пассивируются именно холодной **КОНЦЕНТРИРОВАННОЙ** азоткой, т.е. с разбавленной они будут вступать в реакцию и без всякого нагревания.

3) ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ С НЕМЕТАЛЛАМИ

С неметаллами ситуация ещё проще.
В реакциях с ними (как и со сложными веществами) происходит следующее:

$\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц})$ превращается в SO_2
 $\text{HNO}_3(\text{конц})$ - в NO_2
 $\text{HNO}_3(\text{разб})$ - в NO



А ТЕПЕРЬ НАСТАЛО ВРЕМЯ ДЛЯ ПРАКТИКИ!

