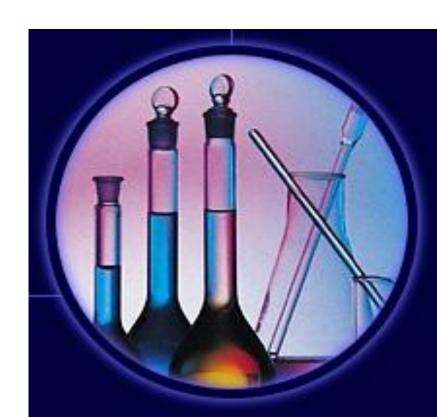
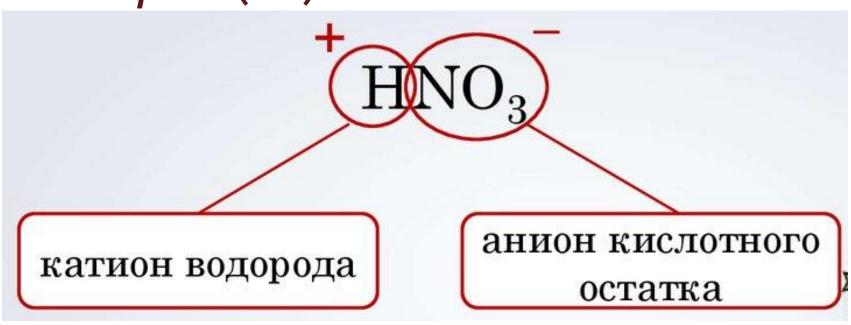
🕑 Кислоты их свойства



Кислотами называются
 электролиты, при диссоциации
 которых в качестве катионов
 образуются только катионы
 водорода (H *).







Классификация кислот по различным признакам

По какому признаку кислоты разделены на группы?

HF - фтороводородная

HCl - хлороводородная

HBr - бромоводородная

Н - йодоводородная

H₂S - сероводородная

HNO₃ - азотная

HNO, - азотистая

HClO_₄ - хлорная

 H_2SO_4 - серная

 H_2SO_3 - сернистая

H₂**CO**₃ - угольная

H₂SiO₃- кремниевая

Н₃РО₄ - фосфорная

 H_3BO_3 - борная





бескислородные

2Na

HF HCI HBr

H₂S

кислородсодержащие

HNO₃ H₂SO₄

H₂CO₃ H₃PO₄



По какому признаку кислоты разделены на группы.

HF - фтороводородная

HCl - хлороводородная

HBr - бромоводородная

НІ - йодоводородная

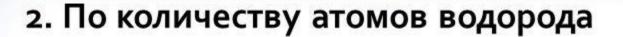
HNO₃ - азотная

HNO, - азотистая

HClO₄ - хлорная

H₃**PO**₄ - фосфорная **H**₃**BO**₃ - борная

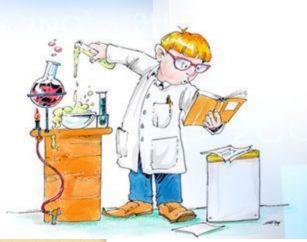
 $H_{2}S$ - сероводородная $H_{2}SO_{4}$ - серная $H_{2}SO_{3}$ - сернистая $H_{2}CO_{3}$ - угольная $H_{2}SiO_{3}$ - кремниевая



одноосновные

2NaHCI

HNO3





трех-

бсновные

H3PO4

двухосновные

H₂S

H2SO4



3. По растворимости в воде



нерастворимые

H₂SiO₃



растворимые

HNO3 H2SO4 H2S H3PO4



4. По летучести

Летучими называют кислоты, молекулы которых легко переходят в газообразное состояние, т. е. испаряются



5. По устойчивости

Неустойчивые (нестабильные) кислоты: H₂CO₃ H₂SO₃ -

разлагаются на газ и воду

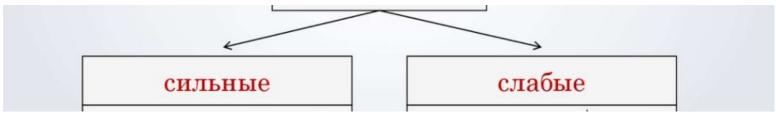
КИСЛОТЫ стабильные нестабильные НСІ

H₂SO₃

H₂SO₄

H₂CO₃ H₂SiO₃

6. По степени диссоциации



КЛАССИФИКАЦИЯ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

<u>Сильные</u> электролиты

 $\alpha > 30\%$

<u>Электролиты</u> <u>средней силы</u>

 $3\% \le \alpha \le 30\%$

<u>Слабые</u> электролиты

 $\alpha < 3\%$

- 1. Жидкости (кроме кремниевой кислоты)
- 2. Без цвета
- 3. Без запаха
- 4. Кислые на вкус
 - 5. Разъедают многие вещества











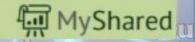
Химические свойства

Взаимодействие кислот с основаниями

$$H_2SO_4 + 2 NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O$$
 $2H^+ + SO_4^{2-} + 2Na^+ + 2OH^- = 2Na^+ + SO_4^{2-} + 2H_2O$
 $2H^+ + 2OH^- = 2H_2O$
 $H^+ + OH^- = H_2O$

кислота + основание → соль + вода

Реакция между кислотой и основанием, в результате которой образуется соль и вода называется реакцией <u>нейтрализации.</u> Реакция нейтрализации - частный случай реакции обмена.



Химические свойства

Взаимодействие кислот с металлами металл + кислота → соль + H₂

$$Mg^0 + H_2SO_4 = Mg SO_4 + H_2^0 \uparrow$$
 $Fe^0 + 2HCI = FeCI_2 + H_2^0 \uparrow$ $Mg^0 + 2H^+ + SO_4^{2-} = Mg^{2+} + SO_4^{2-} + H_2^0 \uparrow$ $Fe^0 + 2H^+ + 2CI^- = Fe^{2+} + 2CI^- + H_2^0 \uparrow$ $Fe^0 + 2H^+ = Fe^{2+} + H_2^0 \uparrow$ $Fe^0 + 2H^+ = Fe^2 + H_2^0 \uparrow$ $Fe^0 + 2H^+ = Fe^0 + 2H^+ = Fe^0 + H_2^0 \uparrow$ $Fe^0 + 2H^+ = Fe^0 + H_2^0$

Условия: металл должен стоять в ряду активности до водорода, а в результате реакции должна получиться растворимая соль, если образуется нерастворимая соль, то на поверхности металла образуется плёнка из этой соли, которая прекращает доступ кислоты к металлу. Нерастворимые кислоты (кремниевая) не всупают в реакцию с металлами.

Ряд активностей металлов

Очень активные металлы Металлы средней активности НЕ ВЫТЕСНЯЮТ ВОДОРОД ИЗ КИСЛОТ

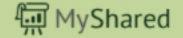
Li K Ca Na Mg Zn Al Mn Cr Fe Ni Pb H Cu Hg Ag Pt Au





кислоты реагируют с цинком

кислоты не реагируют с медью



Особенности взаимодействия азотной кислоты с металлами

Азотная кислота **HNO**³ любой концентрации — сильный окислитель.

Окислительные свойства азотной кислоты обусловлены азотом в высшей степени окисления +5.

Состав продуктов восстановления **HNO**³ зависит от температуры, активности восстановителя и концентрации кислоты. При этом, <u>чем</u> активнее восстановитель и чем более разбавлена кислота, тем глубже протекает восстановление азота:



активность, восстановительные свойства усиливаются

Взаимодействие с разбавленной азотной кислотой

 $Me + HNO_3 = Me(NO_3)_x + H_2O + ...$

 NH_4NO_3 , N_2 N_2 , N_2O NO

реагируют

с азотной кислотой

Взаимодействие с концентрированной азотной кислотой

 $Me + HNO_3 = Me(NO_3)_x + H_2O + ...$

N₂O, NO NO, NO₂ NO₂

Al, Cr, Fe не реагируют с холодной концентрированной азотной кислотой

- Концентрированная азотная кислота не взаимодействует с Au, Pt .
- Концентрированная азотная кислота на холоде не взаимодействует с Fe, Al и Cr, т. к. пассивирует их, однако при сильном нагревании реакция с этими металлами протекает.
- Концентрированная азотная кислота (концентрация
 HNO3 более 30 %) преимущественно восстанавливается до NO2 :
- $Cu+4HNO_{3(\kappa
 m oh \mu L.)}=Cu(NO_3)_2+2NO_2+2H_2O$ и взаимодействии с металлами может восстанавливаться до NO, N2O, N2

$$3Cu + 8HNO_{3(pas6.)} = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O.$$
 $4Zn + 10HNO_{3(pas6.)} = 4Zn(NO_3)_2 + N_2O + 5H_2O$ $5Zn + 12HNO_{3(pas6.)} = 5Zn(NO_3)_2 + N_2 + 6H_2O$

 Очень разбавленная азотная кислота при взаимодействии с активными металлами может восстанавливаться до степени окисления - 3, т. е. до аммиака, образующего с кислотой нитрат аммония:

$$4Mg + 10HNO_{3(ou,pas6.)} = 4Mg(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$$

Особенности взаимодействия концентрированной серной кислоты с металлами

Серная кислота Н2SO4 — сильная двухосновная кислота, отвечающая высшей степени окисления серы (+6). При обычных условиях концентрированная серная кислота — тяжёлая маслянистая жидкость без цвета и запаха, с кислым «медным» вкусом.



- Серная кислота смешивается с водой и SO3, во всех соотношениях.
- Разбавленная серная кислота реагирует с активными металлами с образованием соли (сульфатов) и водорода.

$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2\uparrow$$

• Металлы, которые находятся в электрохимическом ряду после водорода с разбавленной серной кислотой не взаимодействуют.



активность, восстановительные свойства усиливаются

 Что касается концентрированной серной кислоты, то в зависимости от ее концентрированности могут образовываться различные продукты восстановления серной кислоты - S, SO2, H2S:

$$Zn + 2H2SO4$$
 конц. = $ZnSO4 + SO2\uparrow + 2H2O$ $3Zn + 4H2SO4$ конц. = $3ZnSO4 + S\downarrow + 4H2O$ $4Zn + 5H2SO4$ конц. = $4ZnSO4 + H2S\uparrow + 4H2O$

3. Кислота + основной оксид → соль + Н₂О

Условия:

- Все кислоты кроме нестабильных (Н₂СО₃, Н₂SiO₃)
- Образуется растворимая соль

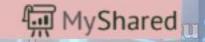
3) HCl + CuO ->



6. Кислота + соль \rightarrow соль* + кислота*

Должно выполняться одно из двух условий:

- Один из продуктов реакции летучее вещество (газ)
- Один из продуктов реакции выпадает в осадок
- 1) 2 HCl + CaCO₃ -> CaCl₂ + H₂O + CO₂ \(\)
- +2) H₂SO₄ + BaCl₂ \rightarrow BaSO₄ \downarrow + 2 HCl
 - 3) HCI + AgNO₃ ->



7. При нагревании некоторые кислоты разлагаются. Как правило, образуются кислотный оксид и вода.

zna

T

2)
$$4 \text{ HNO}_3$$
 $-> 2 \text{ H}_2\text{O} + 4 \text{ NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$



Испытание раствора кислот индикаторами (химическое свойство)

Изменение окраски индикаторов

Индикатор	Окраска индикатора в нейтральной среде	Окраска индикатора в щелочной среде	Окраска индикатора в кислотной среде
Лакмус	фиолетовая	синяя	красная
Фенолфталеин	бесцветная	малиновая	бесцветная
Метилоранж	оранжевая	жёлтая	Красно- розовая

Способы получения

- 1. Кислотный оксид + $H_2O \rightarrow$ кислота $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$
- 2. Водород + HeMe \rightarrow кислота $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2$ HCl
- Кислота + соль → соль* + кислота*

t

