

КИСЛОРОД, СЕРА И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

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) $\text{KCl} + \text{AgNO}_3 = \text{KNO}_3 + \text{AgI}$

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

O₂: газ без цвета, без запаха, без вкуса, мало раств. в воде, в жидком и твёрдом состоянии - голубой и парамагнитен

O₃: ядовитый газ голубого цвета с резким характерным запахом, лучше O₂ растворяется в воде

ПОЛУЧЕНИЕ

- термическое разложение в-в:
 $2\text{KMnO}_4 (\text{t}) = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$
 $2\text{KClO}_3 (\text{MnO}_2, \text{t}) = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$
 $4\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 (\text{t}) = 4\text{K}_2\text{CrO}_4 + 2\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{O}_2$
 $2\text{KNO}_3 (\text{t}) = 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$
 $2\text{HgO} (\text{t}) = 2\text{Hg} + \text{O}_2$
 $2\text{H}_2\text{O}_2 (\text{MnO}_2, \text{t}) = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- продукт ОВР:
 $5\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{O}_2$
 $2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$
- эл-з воды: $2\text{H}_2\text{O} (\text{эл.ток}) = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$

ОБЩИЕ СВЕДЕНИЯ

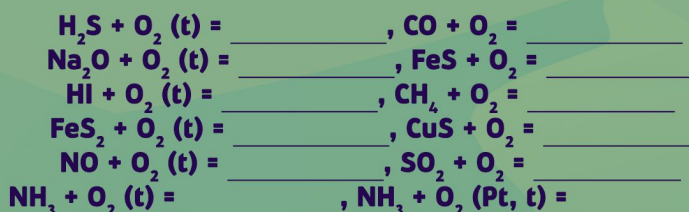
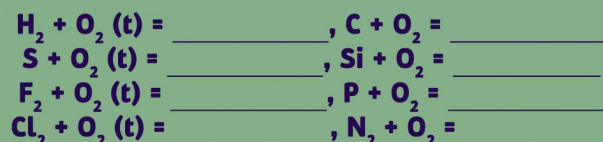
Нахождение "О" в ПС: VIA-группа, 2 период

Строение атома: $1s^2 2s^2 2p^4$

Степени окисления: -2, -1, 0, +1, +2

Нахождение в природе: O₂ - кислород, O₃ - озон, вода, минералы, органические вещества и т.д.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА - СИЛЬНЕЙШИЕ ОКИСЛИТЕЛИ!!!



Что касается свойств озона, то он является ещё более сильным окислителем, чем кислород и образуется в атмосфере при разрядах молнии:

2O₂ (эл.ток) = 3O₂. Поэтому для облегчения задачи написания уравнений реакций с участием озона, можно представлять его для себя как "O₂ + O₂", но, естественно, только на черновике или у себя в голове!!!

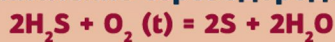


ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

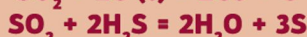
кристаллическая		пластическая
ромбическая	моноклинная	
		
Лимонно-желтый кристаллы	Темно-желтые кристаллы	Резиноподобная масса темно-коричневого цвета
$t_{\text{плавл.}} = 112,8^{\circ}\text{C}$ плотность = 2,06 г/см ³	$t_{\text{плавл.}} = 119,3^{\circ}\text{C}$ плотность = 1,957 г/см ³	Образуется при резком охлаждении расплава плотность = 2,046 г/см ³

ПОЛУЧЕНИЕ

1) окисление сероводорода (t):



2) восстановление SO_2 (t):



3) добыча самородной серы

СЕРА - ОБЩИЕ СВЕДЕНИЯ

Нахождение в ПС: VIA-группа, 3 период

Строение атома: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Степени окисления: -2, -1, 0, +1, +2, +4, +6

Нахождение в природе: ромбическая сера (самородная),

FeS_2 - железный колчедан (пирит), H_2S - сероводород,

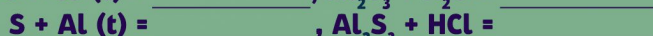
ZnS - цинковая обманка, PbS - свинцовый блеск, $\text{CaSO}_4 \cdot$

$2\text{H}_2\text{O}$ - гипс, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ - глауберова соль, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ -

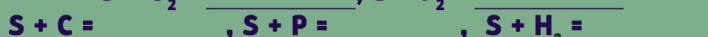
магнезия (горькая соль), SO_2 - сернистый газ.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

$\text{S} + \text{Me} (t) = \text{сульфид Me}$



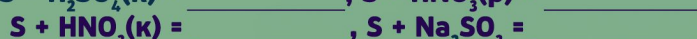
$\text{S} + \text{активный неMe} (t) = \text{бинарное соединение}$



$\text{S} + \text{p-p щёлочи} = \text{диспропорционирование}$



$\text{S} (\text{восстановитель}) + \text{окислитель} = \text{ОВР}$



СЕРОВОДОРОД H_2S И СУЛЬФИДЫ MeS

H_2S : бесцветный ядовитый газ с запахом тухлых яиц, p-p
 H_2S в воде - кислота

ПОЛУЧЕНИЕ

1) выделение из природных газов

2) сульфид + к-та неокислитель



3) синтез из простых в-в:



ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Кислота: реагирует с осн. и амф.оксидами, с основаниями; с металлами; вступает в РИО с солями; восстановитель: в ОВР обычно окисляется до серы.

Её соли - сульфиды - могут растворяться в кислотах, кроме Ag_2S , PbS , CuS , CdS , HgS ; сильные восстановители, при их обжиге образуются SO_2 и MeO

в ОВР H_2S и MeS чаще всего окисляются до простого вещества - серы:



ОКСИД СЕРЫ (IV) SO_2 - СЕРНИСТЫЙ ГАЗ И ЕГО РАСТВОР В ВОДЕ - СЕРНИСТАЯ КИСЛОТА H_2SO_3

SO_2 : бесцветный газ с резким характерным запахом; растворим в воде.

ПОЛУЧЕНИЕ

В лаборатории: 1) неакт Me + $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{к})$: $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{к}) = \text{SO}_2 + \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

2) сульфит + к-та неокислитель
 $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$

В промышленности

1) горение S/ H_2S в кислороде:

$\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$, $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

2) обжиг сульфидов:

$4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Кислотный оксид: реагирует с водой, осн. оксидами (только раств.), с основаниями (только со щелочами!);

летучий: легко вытесняется из солей "крутыми" оксидами.

в ОВР SO_2 , сернистая кислота (даже без нагревания) распадается на оксид и воду) и её соли - восстановители



ОКСИД СЕРЫ (VI) SO_3 - СЕРНЫЙ АНГИДРИД И ЕГО РАСТВОР В ВОДЕ - СЕРНАЯ КИСЛОТА H_2SO_4

SO_3 : бесцветная жидкость, активно поглощает воду с образованием серной кислоты

ПОЛУЧЕНИЕ

В промышленности

1) каталитическое окисление

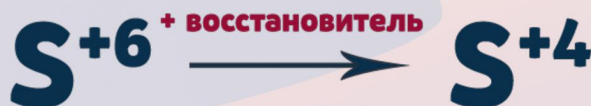
SO_2 в SO_3 :

$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 (\text{Pt/V}_2\text{O}_5, t) = 2\text{SO}_3$

2) один из этапов нитрозного способа получения серной кислоты:

$\text{SO}_2 + \text{NO}_2 = \text{SO}_3 + \text{NO}$

в ОВР SO_3 и концентрированная H_2SO_4 являются сильными окислителями и чаще всего восстанавливаются до SO_2



$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} =$

$\text{SO}_3 + \text{NaOH} =$

$\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} =$

$\text{SO}_3 + \text{Al}_2\text{O}_3 =$

$\text{SO}_3 + \text{Na}_2\text{O} =$

$\text{SO}_3 + \text{CuO} =$

$n\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц}) =$

$\text{SO}_3 + \text{C} =$

$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{S} =$

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

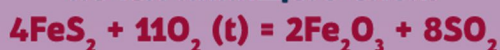
Кислотный оксид: реагирует с водой, осн. и амф. оксидами, с основаниями и амф. гидроксидами; за счёт с.о. +6 является сильным **окислителем** и восстанавливается преимущественно до SO_2 .

СЕРНАЯ КИСЛОТА H_2SO_4 : ХАРАКТЕРНЫЕ И СПЕЦИФИЧЕСКИЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

H_2SO_4 : бесцветная тяжёлая нелетучая жидкость, без запаха, гигроскопична

ПОЛУЧЕНИЕ (промышленность)

1) обжиг пирита в обжиговых печах кипящего слоя:



2) каталитическое ок-е SO_2 в контактном аппарате:



3) в поглотительной башне:



ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

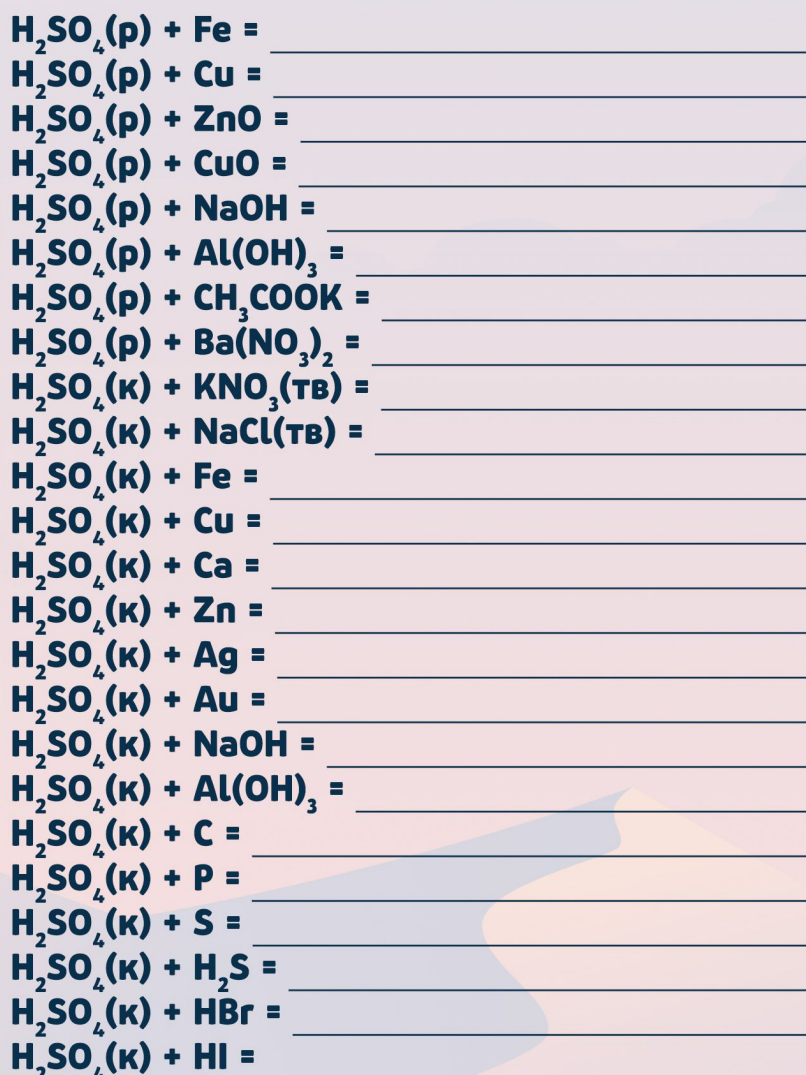
Кислота: реагирует с осн. и амф. оксидами, с основаниями и амф. гидроксидами, вступает в РИО с солями; конц серка: реагирует с **твёрдыми солями**, сильный **окислитель** (в ОВР часто восстанавливается до SO_2).

в ОВР SO_3 и концентрированная H_2SO_4 являются сильными окислителями и чаще всего восстанавливаются до SO_2

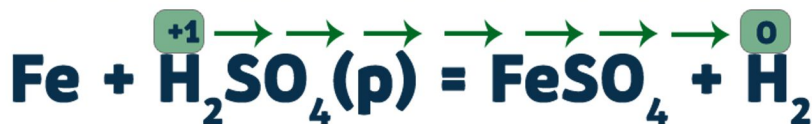


Чем отличается взаимодействие с металлами разбавленной и концентрированной серной кислоты?

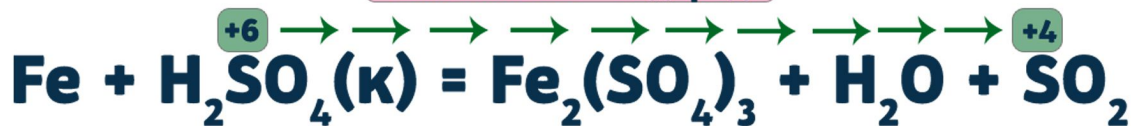
H_2SO_4 (разб) - кислота-неокислитель, H_2SO_4 (конц) - кислота-окислитель!



Чем же отличаются между собой кислоты-окислители и кислоты-НЕокислители?



окислитель - водород



окислитель - сера



Всё равно не хочу!

Cr, Fe, Al, Ni



Au, Pt, Pd не растворяются даже в конц. H_2SO_4 !!!