

КИСЛОТЫ

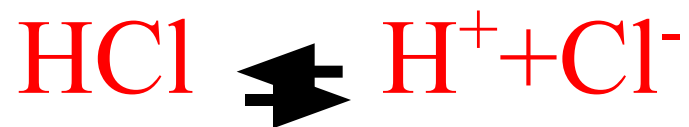


# Кислоты

ЭТО СЛОЖНЫЕ ВЕЩЕСТВА, СОСТОЯЩИЕ ИЗ  
АТОМОВ **водорода**, СПОСОБНЫХ  
ЗАМЕЩАТЬСЯ АТОМАМИ МЕТАЛЛОВ И  
**КИСЛОТНОГО ОСТАТКА.**



**Кислоты** - вещества,  
водные растворы которых образуют  
катионы водорода и анионы  
кислотных остатков.



# Номенклатура кислот

$\text{HCl}$  - хлороводородная (соляная) - **хлорид**

$\text{HF}$  - фтороводородная (плавиковая) - **фторид**

$\text{HBr}$  - бромоводородная - **бромид**

$\text{HI}$  - йодоводородная - **йодид**

$\text{H}_2\text{S}$  - сероводородная - **сульфид**

$\text{H}_2\text{CO}_3$  - угольная - **карбонат**

$\text{H}_2\text{SO}_4$  - серная - **сульфат**;  $\text{H}_2\text{SO}_3$  - сернистая - **сульфит**

$\text{HNO}_3$  - азотная - **нитрат**;  $\text{HNO}_2$  - азотистая - **нитрит**

$\text{H}_3\text{PO}_4$  - ортофосфорная - **ортофосфат**

$\text{HClO}$  - хлорная - **хлорат**

$\text{HCN}$  - синильная - **цианид**

# Названия кислот:

$\text{HCl}$  – хлорводородная

$\text{HBr}$  – бромоводородная

$\text{H}^{+1}\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2}$  – азотная

$\text{H}^{+1}\text{N}^{+3}\text{O}_2^{-2}$  – азотистая

$\text{N}_2\text{O}_5, \text{N}_2\text{O}_3$

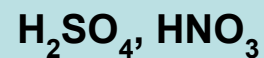
$\text{H}_2^{+1}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2}$  – серная

$\text{H}_2^{+1}\text{S}^{+4}\text{O}_3^{-2}$  – сернистая

?

# КИСЛОТЫ

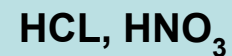
КИСЛОРОДНЫЕ



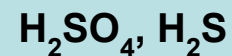
БЕСКИСЛОРОДНЫЕ



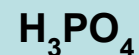
ОДНООСНОВНЫЕ



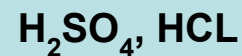
ДВУХОСНОВНЫЕ



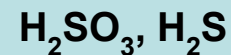
ТРЕХОСНОВНЫЕ



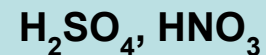
СИЛЬНЫЕ



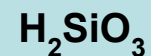
СЛАБЫЕ



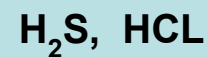
РАСТВОРИМЫЕ



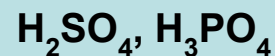
НЕРАСТВОРИМЫЕ



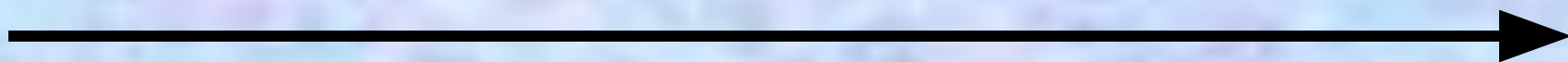
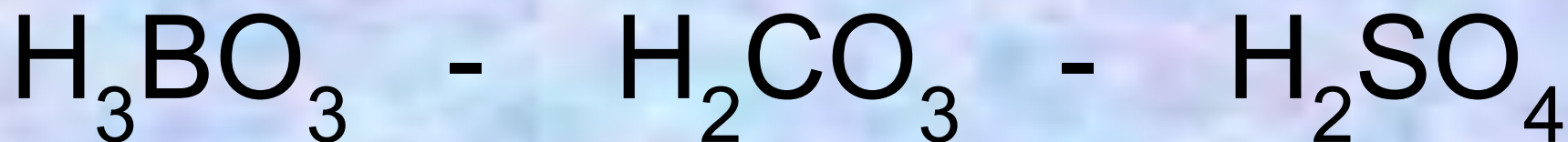
ЛЕТУЧИЕ



НЕЛЕТУЧИЕ



Кислотные свойства кислот,  
образованных элементами одного  
периода:

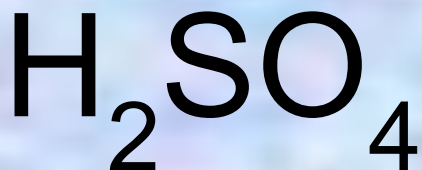


усиливаются

Почему?



Кислотные свойства кислот,  
образованных элементами одной  
подгруппы

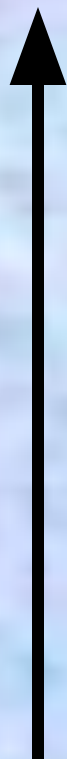
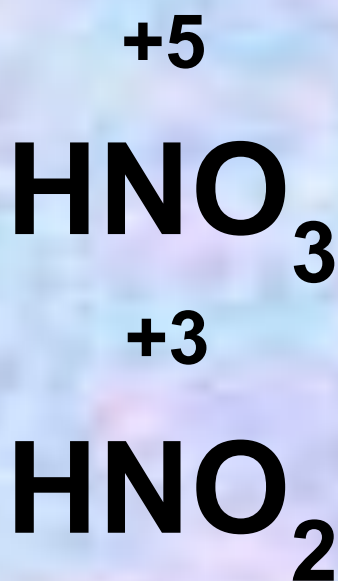


*ослабевают*

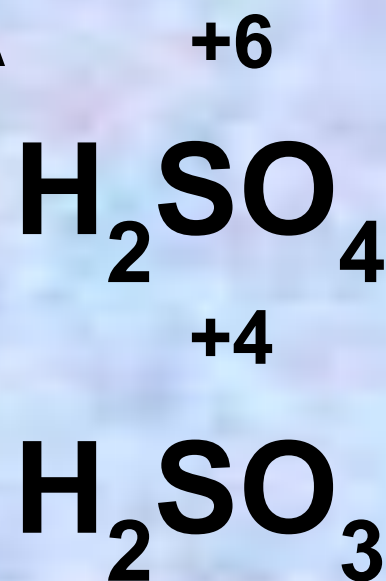
**Почему?**



Кислотные свойства кислот,  
образованных элементом  
в различных СО



*усиливаются*



Почему?

# Ряд активности кислот

HI	HBr	HClO <sub>4</sub>	HCl	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HNO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	HF	HNO <sub>2</sub>	CH <sub>3</sub> COOH	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> S	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	HCN	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>
сильные кислоты					средние кислоты					слабые кислоты					

Кислоты **летучие** (HCl, H<sub>2</sub>S, HNO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>) и **нелетучие** (большинство кислот – H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, HI и др.).

По устойчивости различают кислоты **устойчивые** (бескислородные и др.) и **неустойчивые** - H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, HNO<sub>2</sub>).

# ОБЩИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ

- Кислый вкус;
- Действие на индикаторы;
- Электрическая проводимость;
- Химическое взаимодействие с металлами, основными и амфотерными оксидами, основаниями, солями;
- Диссоциация при растворении в воде.

# Взаимодействие с индикаторами

Индикатор	Нейтральная среда	Кислая среда	Щелочная среда
Лакмус	Фиолетовый	Розовый	Синяя
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый
Метиловый оранжевый	Оранжевый	Красный	Жёлтый

**ПОМНИ!** Нерастворимые кислоты не меняют окраску индикаторов. **ПОЧЕМУ?**

**Кислота (любая) + основание (р-р) = соль + вода**



А **нерастворимое основание** растворяет только **сильная кислота**.

**Кислота + оксид металла = соль + вода**



**Кислота (р-р) + металл = водород + соль**



**Условия этой реакции:**

- в ряду напряжений металл стоит до водорода;
- в результате реакции должна получиться растворимая соль;
- кроме конц. и разб.  $\text{HNO}_3$  и конц.  $\text{H}_2\text{SO}_4$

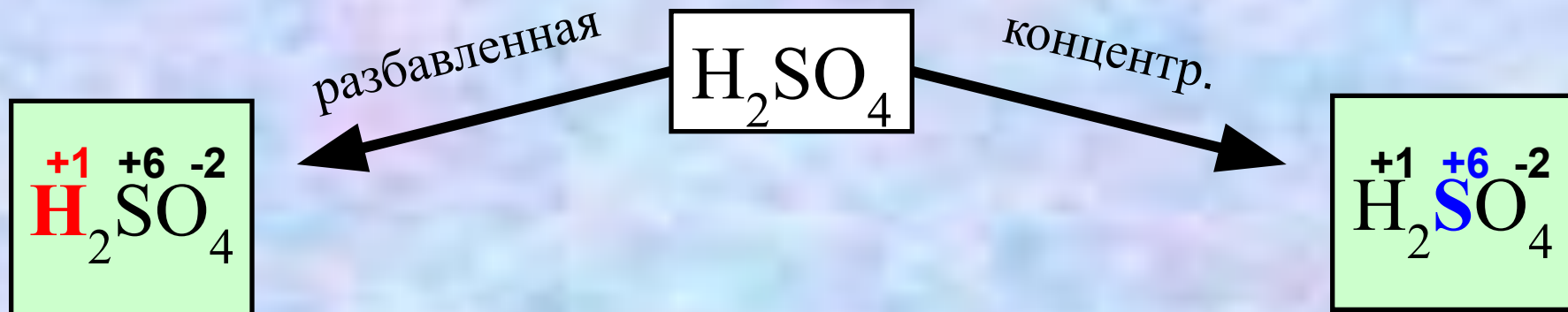
**Кислота + соль = новая кислота + новая соль**



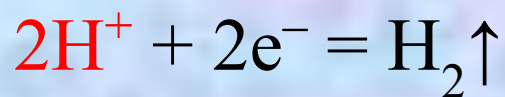
**Условие:** должны получиться газ, осадок или вода.

**Нерастворимая кислота разлагается при нагревании:**  $\text{H}_2\text{SiO}_3 =$

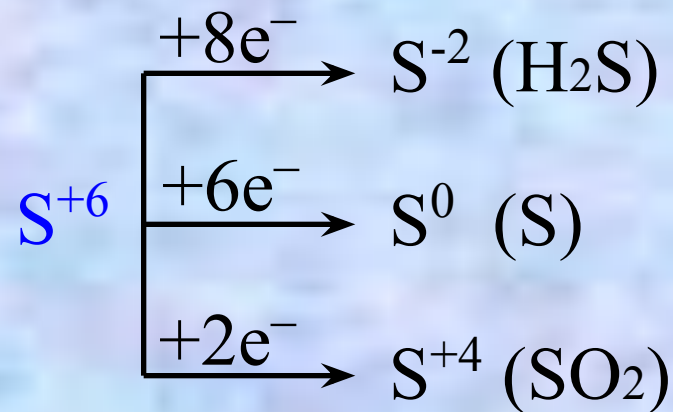
# Серная кислота

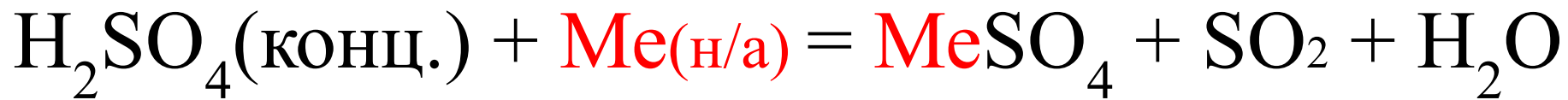


$\text{H}^{+}$  — окислитель



$\text{S}^{+6}$  — окислитель





С более активными Me серная кислота

при определённых

условиях может восстанавливаться

до серы или сероводорода:



На холоде конц. серная кислота **пассивирует**

**железо и алюминий**:  $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + \text{Fe} \neq$





Простое веще- ство Кис- лоты	Mg	Al	Zn	Fe	Cr	Cu	P	S
$\text{HNO}_3$ разбав- ленная	$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ $\text{NH}_4\text{NO}_3$ $\text{N}_2$	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ $\text{NH}_4\text{NO}_3$ $\text{N}_2$	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ $\text{NH}_4\text{NO}_3$ $\text{N}_2$	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ $\text{N}_2\text{O}$	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ NO	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ NO	$\text{H}_3\text{PO}_4$ NO	$\text{H}_2\text{SO}_4$ NO
$\text{HNO}_3$ конц.	$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ $\text{N}_2\text{O}$	Пассиви- рует	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ NO <sub>2</sub>	Пассиви- рует	Пассиви- рует	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ NO <sub>2</sub>	$\text{H}_3\text{PO}_4$ NO <sub>2</sub>	$\text{H}_2\text{SO}_4$ NO <sub>2</sub>
$\text{H}_2\text{SO}_4$ разбав- ленная	$\text{MgSO}_4$ $\text{H}_2$	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ $\text{H}_2$	$\text{ZnSO}_4$ $\text{H}_2$	$\text{FeSO}_4$ $\text{H}_2$	$\text{CrSO}_4$ $\text{H}_2$	—	—	—
$\text{H}_2\text{SO}_4$ конц. горячая*	$\text{MgSO}_4$ $\text{H}_2\text{S}$	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ $\text{H}_2\text{S}$	$\text{ZnSO}_4$ $\text{H}_2\text{S}$ S	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ SO <sub>2</sub> S	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ SO <sub>2</sub>	$\text{CuSO}_4$ SO <sub>2</sub>	$\text{H}_3\text{PO}_4$ SO <sub>2</sub>	SO <sub>2</sub> H <sub>2</sub> O

\* Концентрированная серная кислота на холоде пассивирует алюминий, железо, хром.