

Муниципальное бюджетное общеобразовательное учреждение  
«Средняя общеобразовательная школа № 57 с углубленным изучением  
английского языка г. Владивостока»

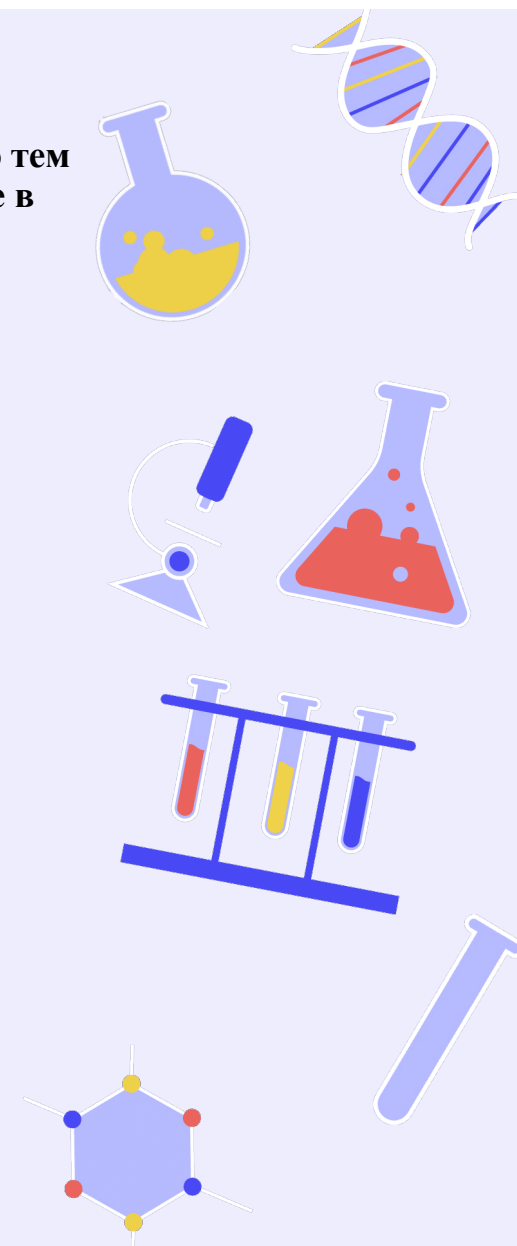


## Тема: «Кислоты»



Ялынычева В.Г., учитель химии

**Кислоты** – это вещества молекулярного строения. Атомы в молекулах кислот связаны ковалентными полярными связями. Чем больше поляризована связь между атомом водорода, способным отщепляться, и электроотрицательным атомом (кислорода, серы или атомом галогена), то тем более эта связь склонна диссоциировать по гетеролитическому пути. А значит, тем больше в растворе будет катионов водорода и тем кислее будет среда. Большое значение имеет не только полярность, но и поляризуемость связи. Поляризуемость – это способность связи поляризоваться под действием определенных реагентов. Например, молекул воды.



# Теории кислот и оснований

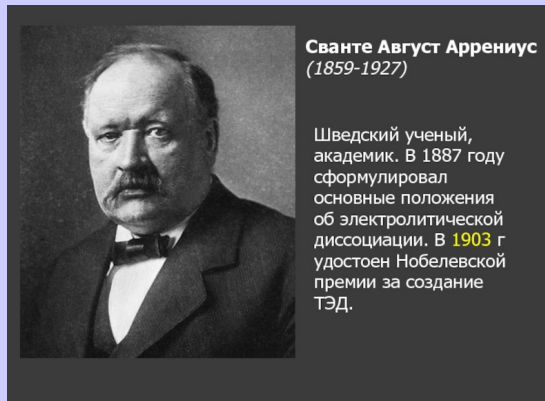
Существует большое количество теорий кислот и оснований. Одна из первых – это появившаяся в конце XVIII века благодаря Антуану Лавуазье, согласно которой кислотные свойства связывались с наличием в веществе кислорода. Именно благодаря этой теории появилось название элемента № 8 (кислород – рождающий кислоты). Но эта гипотеза очень быстро доказала свою несостоятельность, когда стал известен целый ряд кислот, не содержащих кислород, например галогеноводородные кислоты.

Теория кислот и оснований Сванте Аррениуса. Она базируется на теории электролитической диссоциации. Согласно ей, кислоты – это вещества, образующие в водном растворе гидратированные ионы водорода и анионы кислотного остатка. А соответственно, основания – это вещества, диссоциирующие в водном растворе на катионы металла и анионы гидроксогруппы.

Теория Брэнстеда и Лоури. Согласно этой теории, кислоты – это молекулы или ионы, которые в данной реакции являются донорами протонов, а основания – это молекулы или ионы, которые принимают протоны, т. е. акцепторы.



**Антуан Лоран Лавуазье,**  
французский ученый,  
химик



**ТЕОРИЯ БРЕНСТЕДА-ЛОУРИ**



Т.М. Лоури  
(1874 -1936 гг.)



И.Н. Бренстед  
(1879-1947гг.)

**HA = H<sup>+</sup> + A<sup>-</sup>, кислота – донор протона**  
**B + H<sup>+</sup> = BH<sup>+</sup>, основание – акцептор протона**

В органической химии существует теория Льюиса. Кислота – это молекула или ион, имеющая вакантные валентные орбитали, вследствие чего они способны принимать электронные пары, например, ионы водорода, ионы металлов, некоторые оксиды, а также ряд солей. Кислоты Льюиса, не содержащие ионов водорода, называются апротонными. Протонсодержащие кислоты рассматриваются, как частный случай класса кислот.

Основание по теории Льюиса – это молекула или ион, способные быть донорами электронных пар: все анионы, аммиак, амины, вода, спирты, галогены.

Пример реакции между кислотами и основаниями Льюиса.



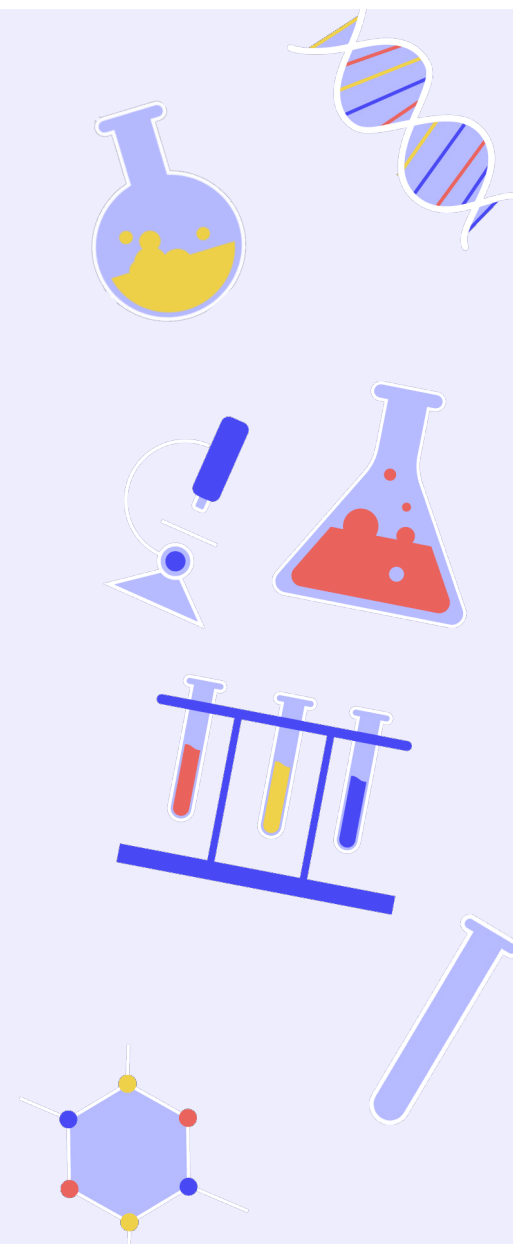
Это взаимодействие лежит в основе галогенирования ароматических соединений.



Гилберт Ньютон Льюис (1875–1946) — американский физхимик.

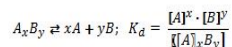
Автор основных научных работ в области химической термодинамики, фотохимии, химии изотопов, ядерной физики. Предложил новую формулировку третьего начала термодинамики.

оны презентаций с сайта [presentation-creation.ru](http://presentation-creation.ru)



**Теория Усановича.** В этой теории кислота – это частица, которая способна отщеплять катионы или присоединять анионы. Соответственно, основание наоборот. Этой теорией пользуются очень редко, потому что она получилась слишком общей. Согласно ей, любые взаимодействия с участием ионов можно свести к кислотно-основным.

Для количественной характеристики того, как кислота диссоциирует на ионы, кроме понятия степени электролитической диссоциации используют понятие константа диссоциации. Константа диссоциации – это вид константы равновесия, которая показывает склонность некоторого большого объекта (кислоты, соли или комплексного соединения) обратимо диссоциировать с образованием более маленьких объектов. Константа диссоциации определяется как произведение концентраций ионов в степени их стехиометрических коэффициентов, делённое на недиссоциированную форму.



В случае диссоциации вещества с многовалентными ионами, диссоциация происходит ступенчато. Для каждой ступени существует собственное значение константы диссоциации.

Пример диссоциации трехосновой борной кислоты  $H_3BO_3$ .



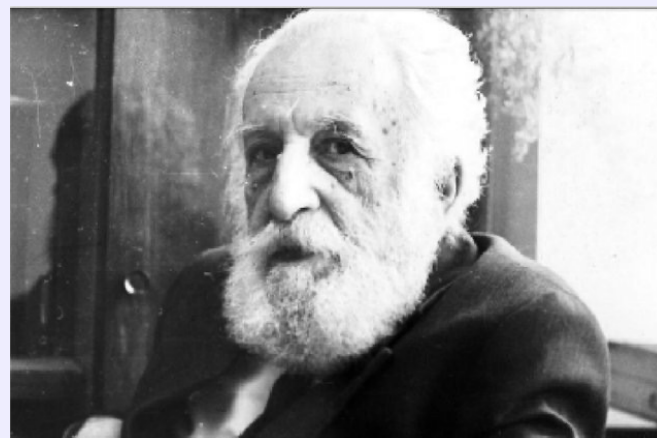
Выражение констант диссоциации по каждой из этих ступеней будет выглядеть так:

$$K_I = \frac{[H^+] \cdot [H_2BO_3^-]}{[H_3BO_3]} = 7,1 \cdot 10^{-10}$$

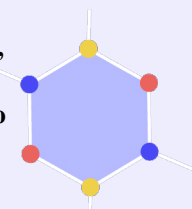
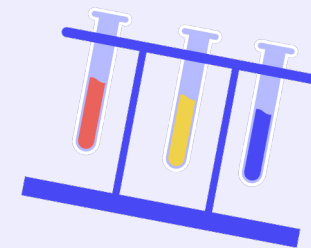
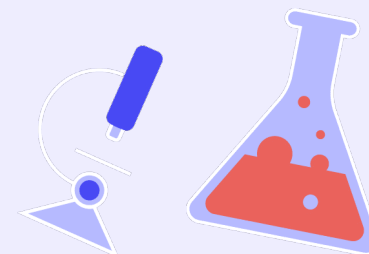
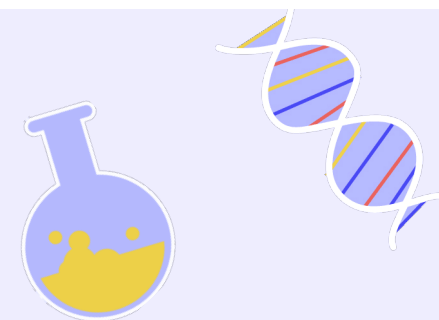
$$K_{II} = \frac{[H^+] \cdot [HBO_3^{2-}]}{[H_2BO_3^-]} = 1,8 \cdot 10^{-13}$$

$$K_{III} = \frac{[H^+] \cdot [BO_3^{3-}]}{[HBO_3^{2-}]} = 1,6 \cdot 10^{-14}$$

Из значения констант диссоциации делаем вывод, что многоосновные вещества в основном диссоциируют по первой ступени.



**Михаил Ильич Усанович.**  
Советский физикохимик, академик АН КазССР,  
заслуженный деятель науки УзССР.  
Сформулировал в 1938 году обобщённую теорию  
кислот и оснований.



# Классификация кислот

*По содержанию атомов кислорода в кислоте:*

- *Бескислородные* -  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$
- *Кислородсодержащие* -  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$

*По числу атомов водорода:*

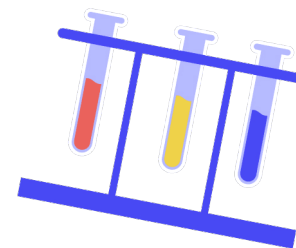
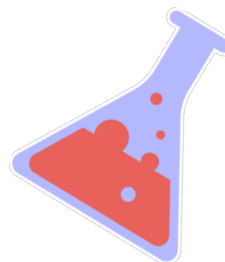
- *Одноосновные* –  $\text{HBr}$  ,  $\text{HNO}_3$
- *Двухосновные* -  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- *Многоосновные* –  $\text{H}_3\text{PO}_4$

# Классификация кислот

Признаки классификации	Группы кислот	Примеры
<b>Наличие кислорода в кислотном остатке</b>	А) кислородные; Б) бескислородные	А) $\text{H}_3\text{PO}_4$ , $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; Б) $\text{HBr}$ , $\text{H}_2\text{S}$
<b>Основность</b>	А) одноосновные; Б) многоосновные	А) $\text{HNO}_3$ , $\text{HCl}$ ; Б) $\text{H}_2\text{SO}_4$ , $\text{H}_3\text{PO}_4$
<b>Растворимость в воде</b>	А) растворимые; Б) нерастворимые	А) $\text{HNO}_3$ , $\text{HCl}$ ; Б) $\text{H}_2\text{SiO}_3$
<b>Летучесть</b>	А) летучие; Б) нелетучие	А) $\text{H}_2\text{S}$ , $\text{HNO}_3$ Б) $\text{H}_2\text{SO}_4$ , $\text{H}_3\text{PO}_4$
<b>Степень диссоциации</b>	А) сильные; Б) слабые	А) $\text{HNO}_3$ , $\text{HCl}$ ; Б) $\text{H}_2\text{SO}_3$ , $\text{H}_2\text{CO}_3$
<b>Стабильность</b>	А) стабильные; Б) нестабильные	А) $\text{H}_2\text{SO}_4$ , $\text{HCl}$ Б) $\text{H}_2\text{SO}_3$ , $\text{H}_2\text{CO}_3$

### Важнейшие неорганические кислоты

Название кислоты	Формула кислоты	Формула кислотного остатка	Название соли этой кислоты
Фтороводородная (плавиковая)	$HF$	$-F$	Фторид
Хлороводородная (соляная)	$HCl$	$-Cl$	Хлорид
Бромоводородная	$HBr$	$-Br$	Бромид
Угльная	$H_2CO_3$	$=CO_3$	Карбонат
Кремниевая	$H_2SiO_3$	$=SiO_3$	Силикат
Азотная	$HNO_3$	$-NO_3$	Нитрат
Ортофосфорная (фосфорная)	$H_3PO_4$	$\equiv PO_4$	Ортофосфат (фосфат)
Серная	$H_2SO_4$	$=SO_4$	Сульфат
Сернистая	$H_2SO_3$	$=SO_3$	Сульфит
Сероводородная	$H_2S$	$=S$	Сульфид

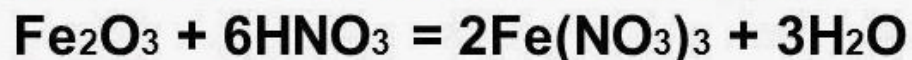


Представителем органических кислот является уксусная кислота  $CH_3COOH$ . Хотя в молекуле этой кислоты — четыре атома водорода, только один из них (входящий в состав группы  $COOH$ ) может быть замещён металлом. Поэтому кислотный остаток уксусной кислоты является одновалентным.

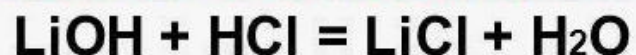


# Химические свойства кислот

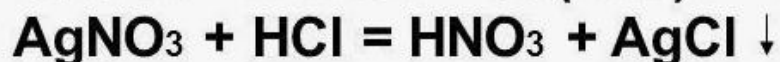
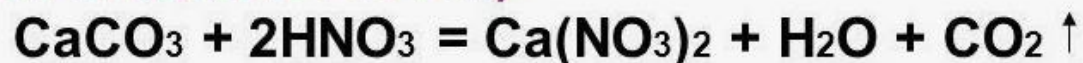
## 2. Взаимодействие с основными оксидами



## 3. Взаимодействие с основаниями



## 4. Взаимодействие с солями (если выпадает осадок или выделяется газ)

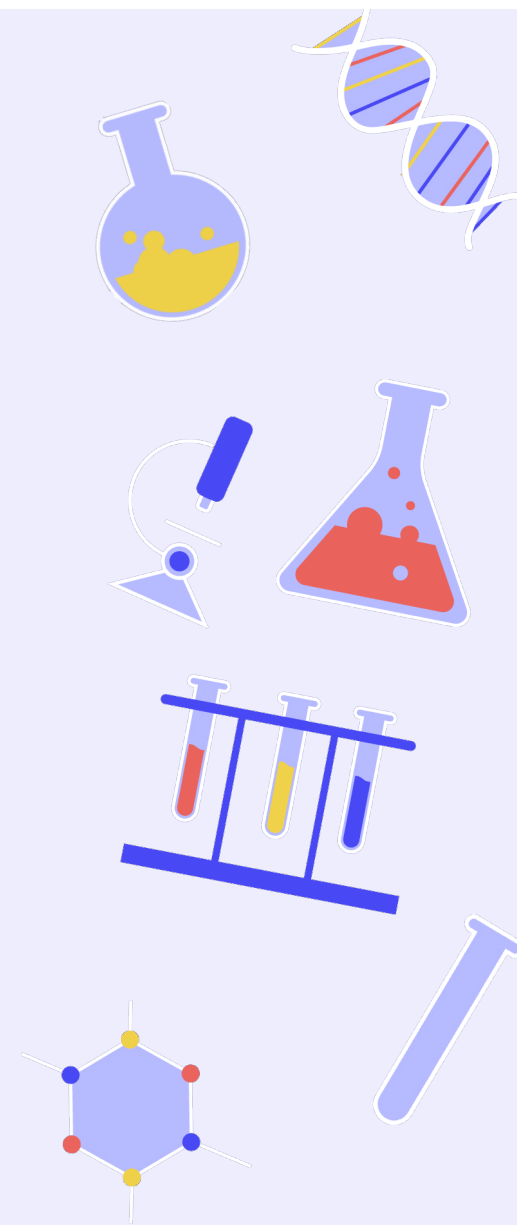


## 5 Изменение окраски индикаторов

фиолетовый лакмус - в **красный**

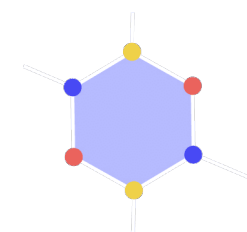
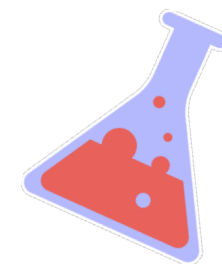
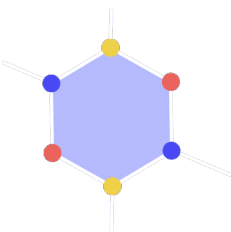
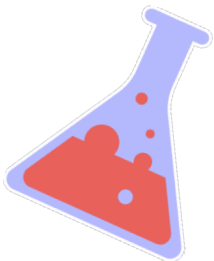
**оранжевый** метилоранж - в **розовый**

бесцветный фенолфталеин – в бесцветный



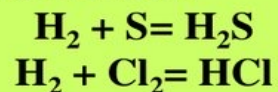
## Способы получения кислот

бескислородные	кислородсодержащие
HCl, HBr, HI, HF, H <sub>2</sub> S	HNO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> и другие
<i>Прямое взаимодействие неметаллов с водородом с растворением в воде</i> $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$	<i>Кислотный оксид + вода = кислота</i> $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$
<i>Реакции обмена между солью и менее летучей кислотой</i> $2\text{NaCl} (\text{тв.}) + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl} \uparrow$	



## Методы получения кислот

1. Взаимодействие водорода с неметаллами, с последующим растворением галогенводорода в воде:



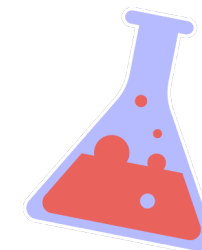
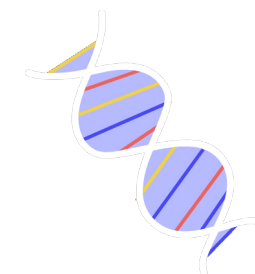
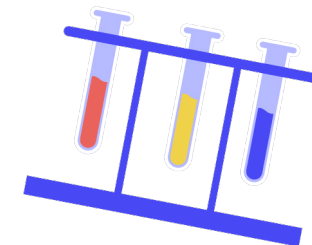
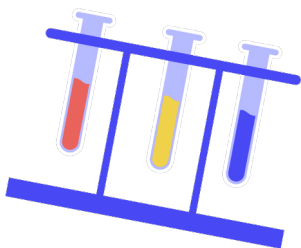
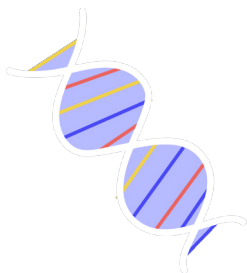
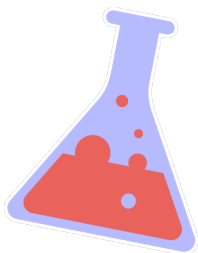
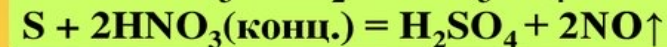
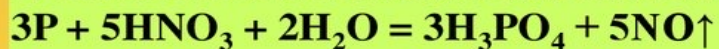
2. Реакции кислотных оксидов с водой:



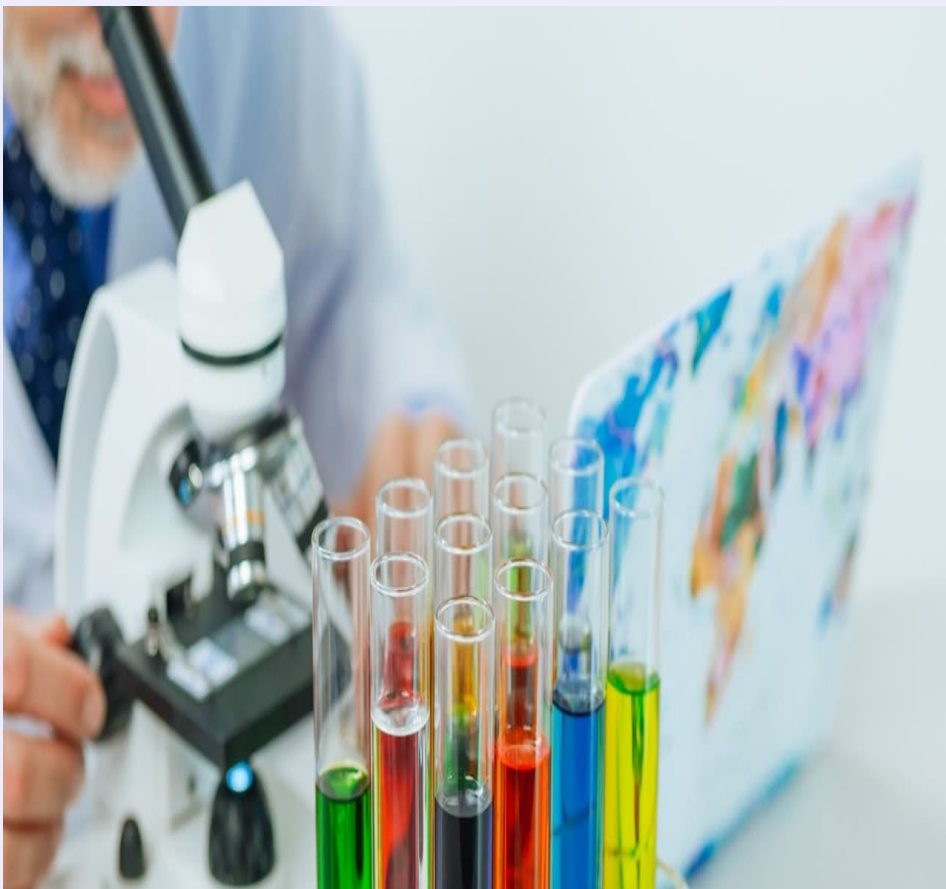
3. Взаимодействие солей с кислотами:



3. Окисление неметаллов азотной кислотой:



## Взаимодействие кислот с металлами



Металл + кислота			
Кислота	Металлы	Продукты	Примечания
HCl	до H	Соль + H <sub>2</sub>	
	после H	Не реагируют	
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> разб	до H	Соль + H <sub>2</sub>	
	после H	Не реагируют	
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> конц	до H	Соль + H <sub>2</sub> O + S (H <sub>2</sub> S)	Fe, Al, Cr: Э <sub>2</sub> O <sub>3</sub> + H <sub>2</sub> O + S Пассивация!
	после H	Соль + H <sub>2</sub> O + SO <sub>2</sub>	
HNO <sub>3</sub> конц	Все кроме благородных	Соль + H <sub>2</sub> O + NO <sub>2</sub>	Fe, Al, Cr: Э <sub>2</sub> O <sub>3</sub> + H <sub>2</sub> O + NO <sub>2</sub> Пассивация!
HNO <sub>3</sub> разб	до H	Соль + H <sub>2</sub> O + N <sub>2</sub> O, N <sub>2</sub>	
	после H	Соль + H <sub>2</sub> O + NO	
HNO <sub>3</sub> оч.разб	до H	Соль + H <sub>2</sub> O + NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>	

## Взаимодействие кислот с гидроксидами металлов

С основаниями (с щелочами и нерастворимыми в воде основаниями) и амфотерными гидроксидами также взаимодействуют как органические, так и неорганические кислоты.

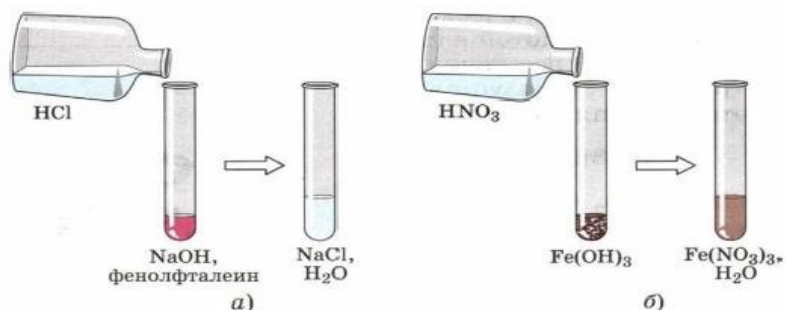
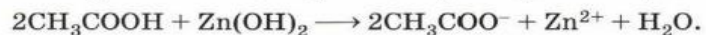
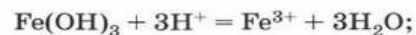
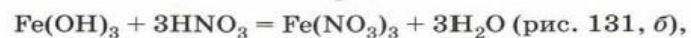
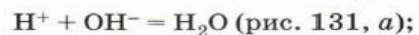
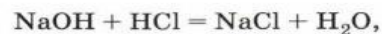


Рис. 131. Взаимодействие: *а* — соляной кислоты с гидроксидом натрия; *б* — азотной кислоты с гидроксидом железа (III)



## Взаимодействие кислот с оксидами металлов

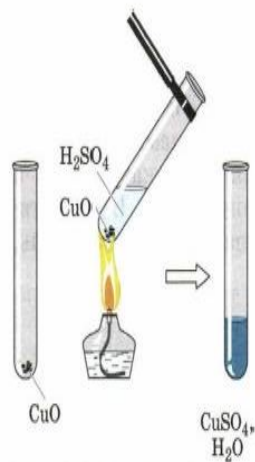
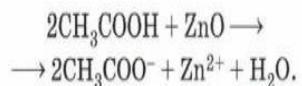
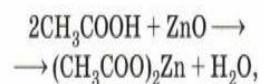
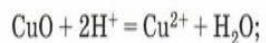
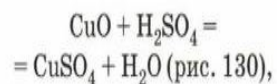


Рис. 130. Взаимодействие оксида меди (II) с серной кислотой

С основными и амфотерными оксидами взаимодействуют как неорганические, так и органические оксиды.

Например:



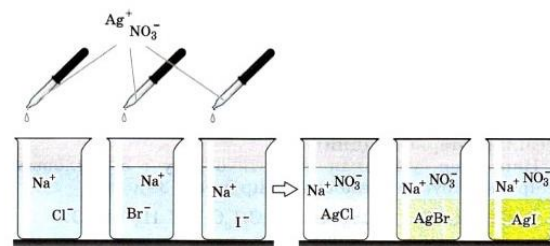
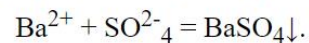
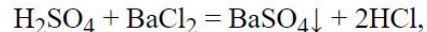
## Взаимодействие кислот с солями

С солями кислоты взаимодействуют, если в результате образуется осадок, газ или более слабая кислота.

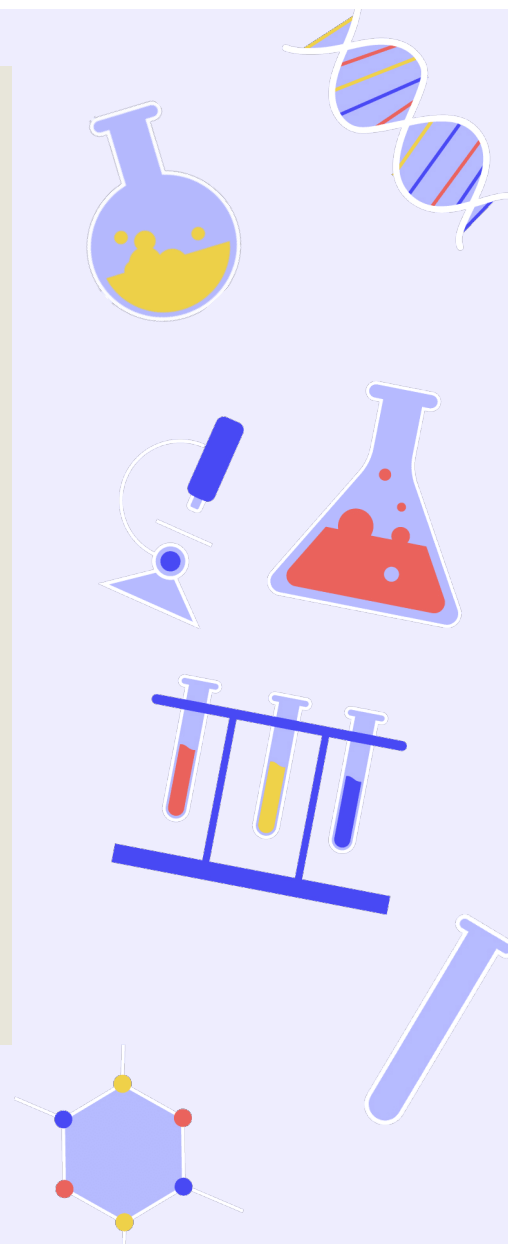
Качественной реакцией на галогенид-ионы (кроме  $\text{F}^-$ ) является взаимодействие с нитратом серебра (точнее, катионом серебра, так как  $\text{AgNO}_3 = \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$ ):



Качественной реакцией на серную кислоту и её соли является реакция с раствором соли бария (рис. 133, а), например:



# Кислоты в организме человека



# КИСЛОТЫ В ОРГАНИЗМЕ ЧЕЛОВЕКА:



**Аскорбиновая, фолиевая, оротовая, пангамовая, никотиновая и другие КИСЛОТЫ являются ВИТАМИНАМИ.**



**Соляная кислота** находится в **желудке**.  
Бактерии, попавшие в желудок с пищей, погибают под ее действием.



**Молочная кислота** образуется в **мышцах** при **физической нагрузке**.





# Формулы и названия кислот



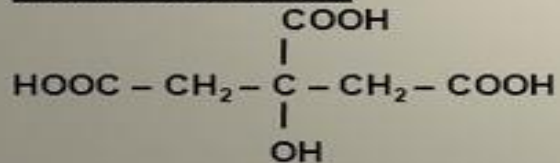
Щавелевая кислота



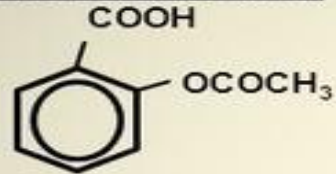
Янтарная кислота



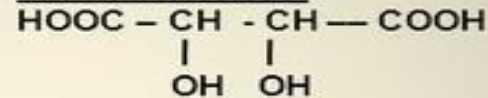
Лимонная кислота



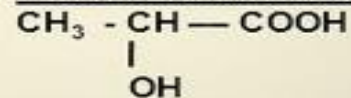
Ацетилсалициловая  
Кислота (аспирин)



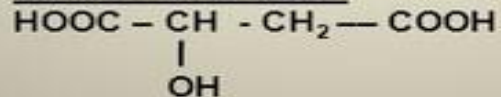
Винная кислота



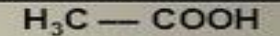
Молочная кислота (лактат)



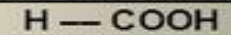
Яблочная кислота



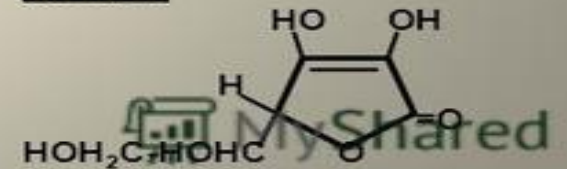
Уксусная кислота



Муравьиная кислота



Аскорбиновая  
кислота



## Подведение итога урока

**В ходе урока были изучены такие неорганические соединения, как кислоты. Вы узнали о классификации кислот, их химических свойствах и методах получения.**



## Список литературы

1. Рудзитис Г. Е. Химия. Основы общей химии. 11 класс: учебник для общеобразовательных учреждений: базовый уровень / Г. Е. Рудзитис, Ф. Г. Фельдман. – М.: Просвещение.
2. Габриелян О. С. Химия. 11 класс. Базовый уровень. 2-е изд., стер. – М.: Дрофа.
3. Сайт ХиМик [режим доступа]//<https://xumuk.ru/>
4. Наука в Рунете [режим доступа]//<https://elementy.ru/catalog>

