

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

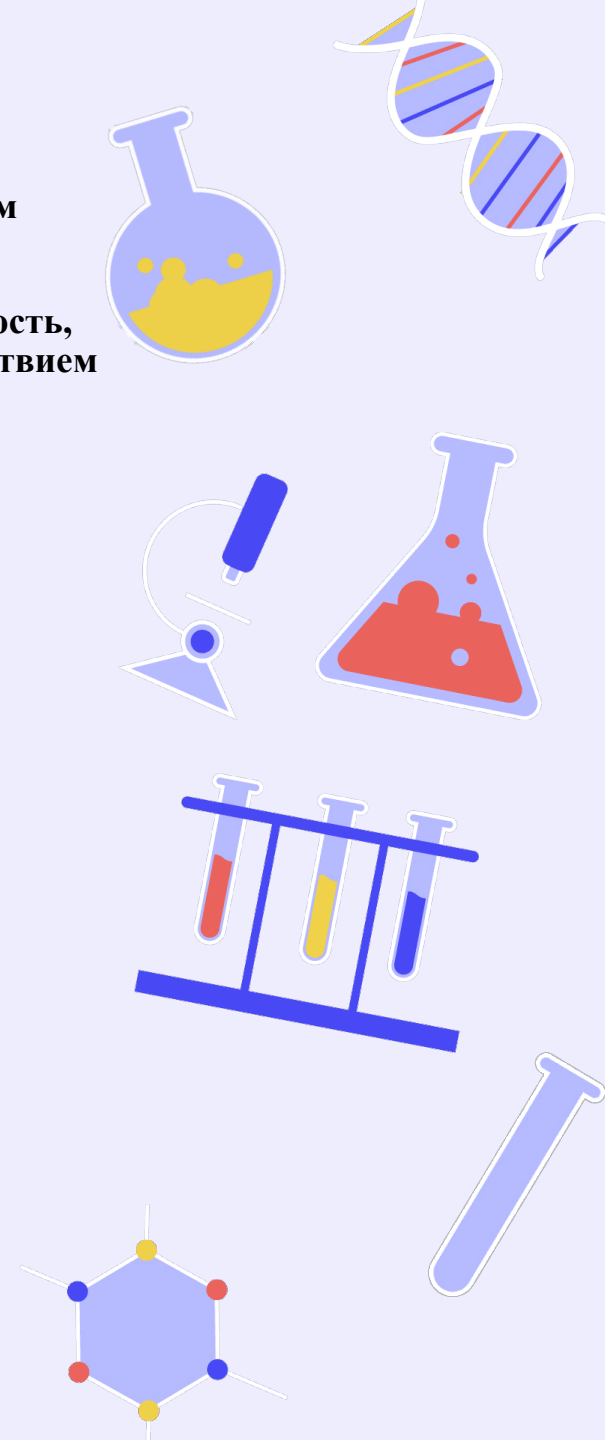
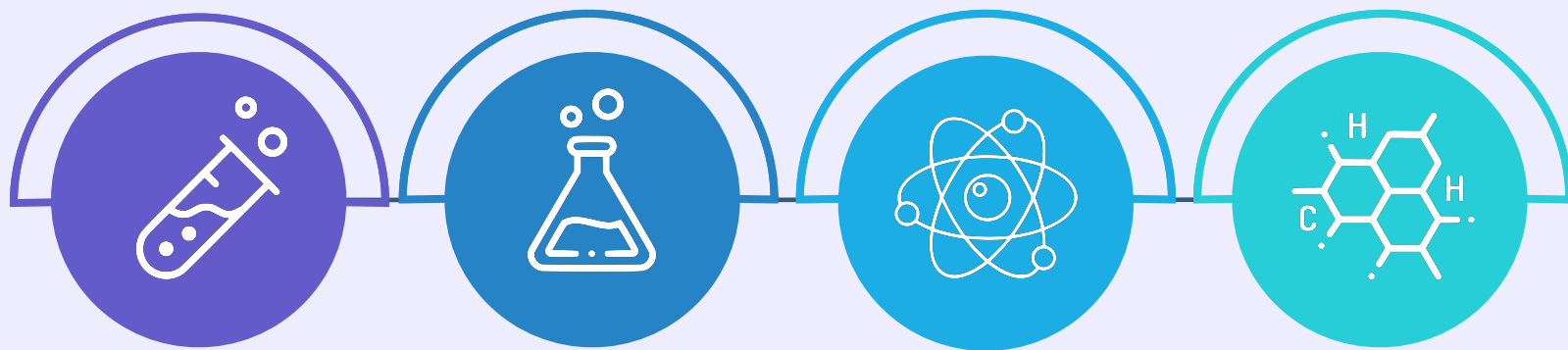


Тема: «Кислоты»



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

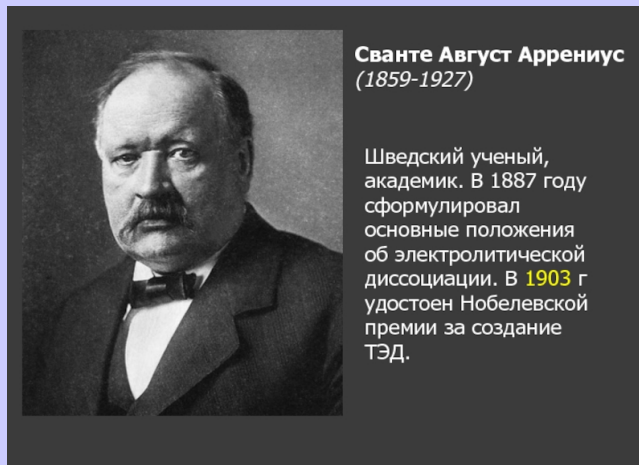
Существует большое количество теорий кислот и оснований. Одна из первых – это появившаяся в конце XVIII века благодаря Антуану Лавуазье, согласно которой кислотные свойства связывались с наличием в веществе кислорода. Именно благодаря этой теории появилось название элемента № 8 (кислород – рождающий 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.



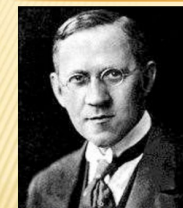
**Антуан Лоран Лавуазье,
французский ученый,
химик**



**Сванте Август Аррениус
(1859-1927)**

Шведский ученый, академик. В 1887 году сформулировал основные положения об электролитической диссоциации. В 1903 г удостоен Нобелевской премии за создание ТЭД.

ТЕОРИЯ БРЕНСТЕДА-ЛОУРИ



Т.М.Лоури
(1874-1936 гг.)



И.Н.Бренстед
(1879-1947гг.)

$HA = H^+ + A^-$, кислота – донор протона
 $B + H^+ = BH^+$, 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.

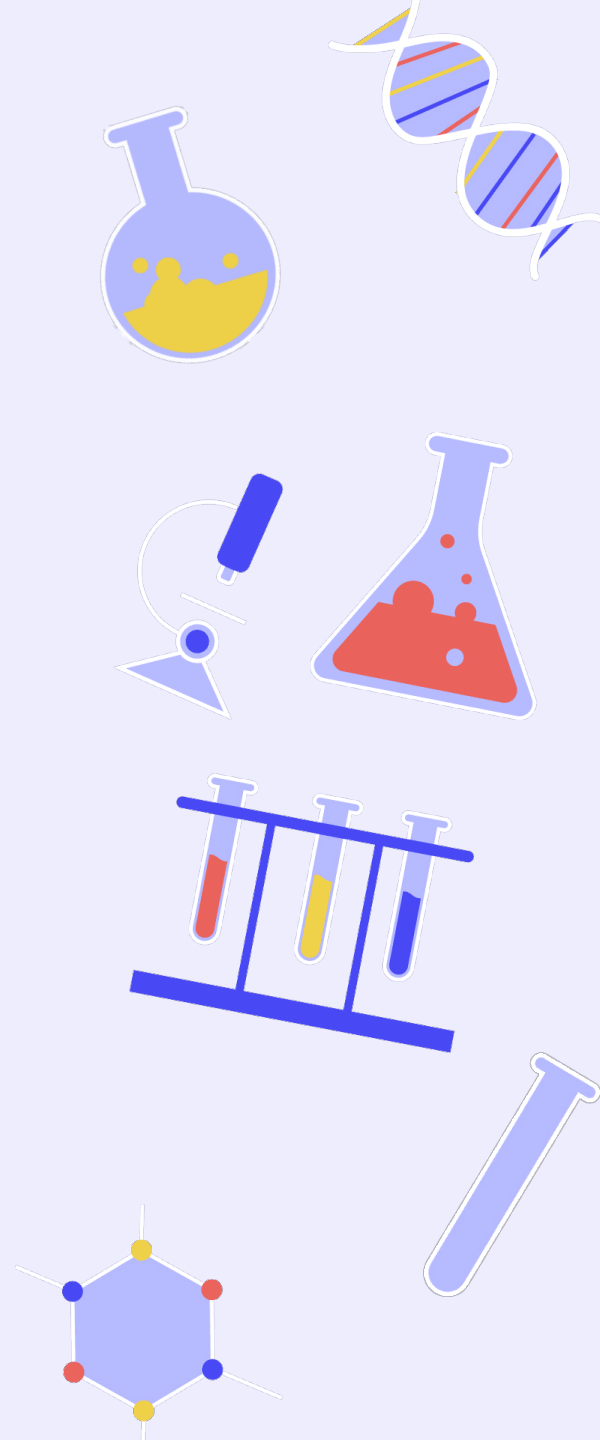


Это взаимодействие лежит в основе галогенирования ароматических соединений.



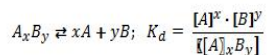
Гилберт Ньютон Льюис (1875–1946) — американский физхимик.

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



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 трехосновной борной кислоты H_3BO_3 .



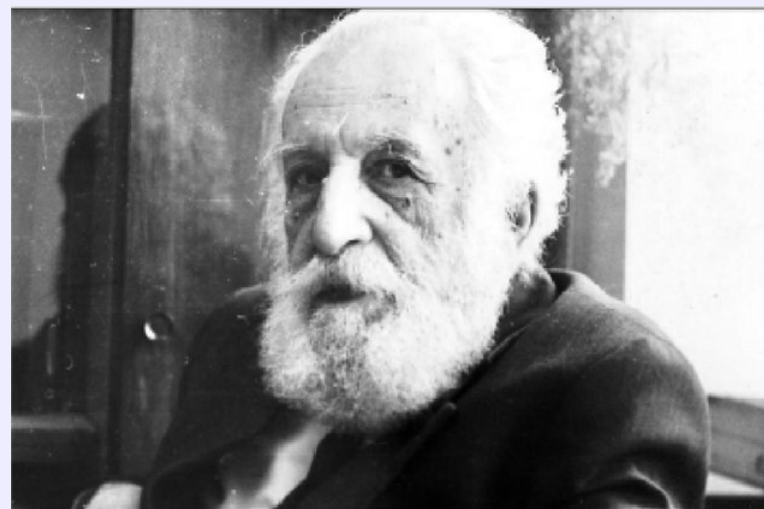
Выражение констант диссоциации по каждой из этих ступеней будет выглядеть так:

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

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

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

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* - HCl , HBr , HI
- *Кислородсодержащие* - HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4

По числу атомов водорода:

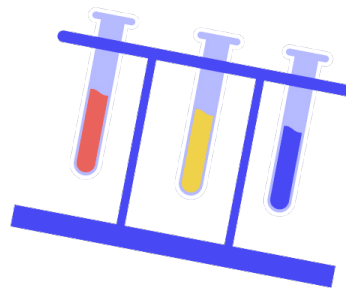
- *Одноосновные* – HBr , HNO_3
- *Двухосновные* - H_2S , H_2SO_4
- *Многоосновные* – H_3PO_4

Классификация кислот

Признаки классификации	Группы кислот	Примеры
Наличие кислорода в кислотном остатке	А) кислородные; Б) бескислородные	А) H_3PO_4 , H_2SO_4 ; Б) HBr , H_2S
Основность	А) одноосновные; Б) многоосновные	А) HNO_3 , HCl ; Б) H_2SO_4 , H_3PO_4
Растворимость в воде	А) растворимые; Б) нерастворимые	А) HNO_3 , HCl ; Б) H_2SiO_3
Летучесть	А) летучие; Б) нелетучие	А) H_2S , HNO_3 Б) H_2SO_4 , H_3PO_4
Степень диссоциации	А) сильные; Б) слабые	А) HNO_3 , HCl ; Б) H_2SO_3 , H_2CO_3
Стабильность	А) стабильные; Б) нестабильные	А) H_2SO_4 , HCl Б) H_2SO_3 , H_2CO_3

Важнейшие неорганические кислоты

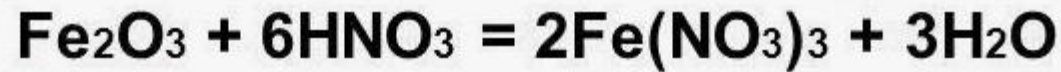
Название кислоты	Формула кислоты	Формула кислотного остатка	Название соли этой кислоты
Фтороводородная (плавиковая)	HF	$-F$	Фторид
Хлороводородная (соляная)	HCl	$-Cl$	Хлорид
Бромоводородная	HBr	$-Br$	Бромид
Угльная	H_2CO_3	$=CO_3$	Карбонат
Кремниевая	H_2SiO_3	$=SiO_3$	Силикат
Азотная	HNO_3	$-NO_3$	Нитрат
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



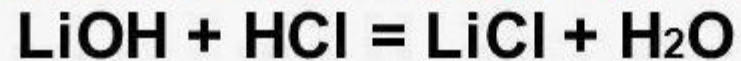
Представителем органических кислот является уксусная кислота CH_3COOH . Хотя в молекуле этой кислоты — четыре атома водорода, только один из них (входящий в состав группы $COOH$) может быть замещён металлом. Поэтому кислотный остаток уксусной кислоты является одновалентным.

Химические свойства кислот

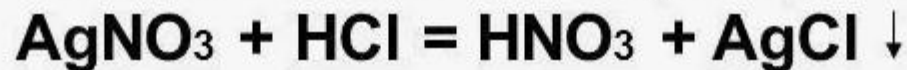
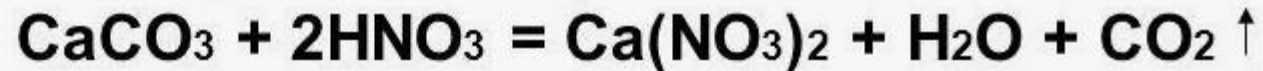
2. Взаимодействие с основными оксидами



3. Взаимодействие с основаниями



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

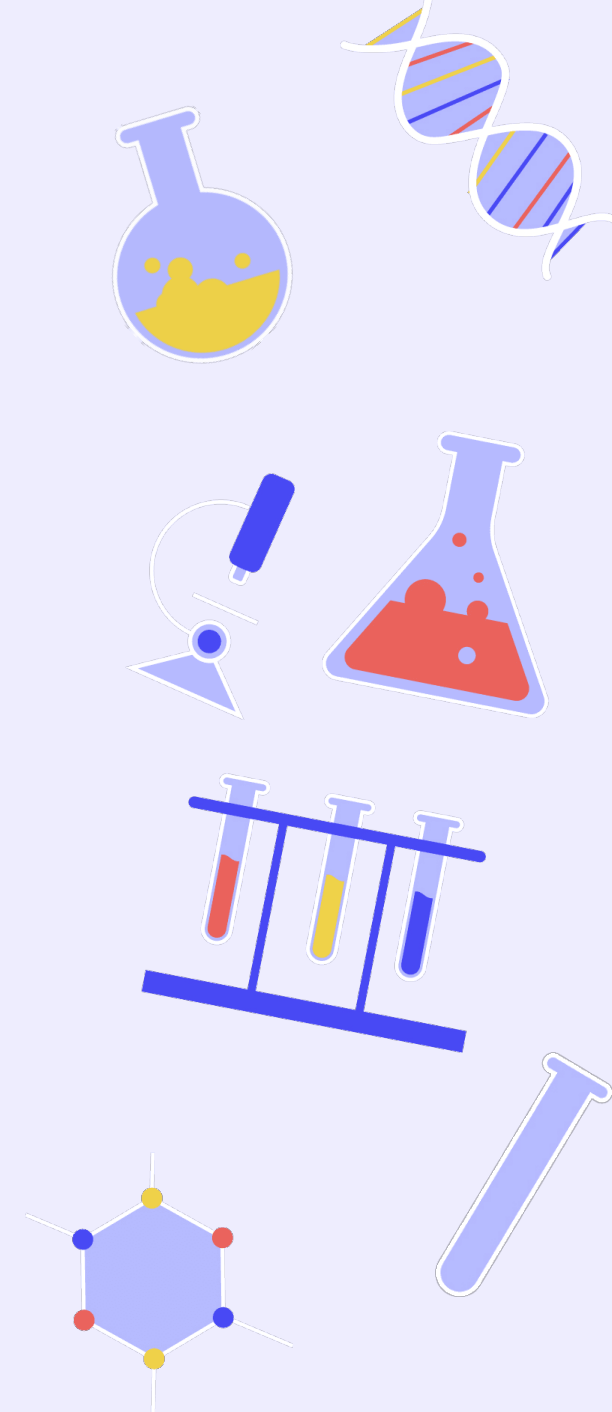


5 Изменение окраски индикаторов

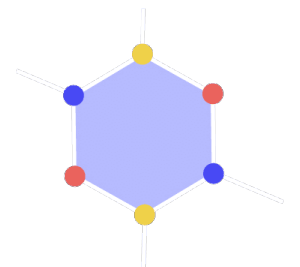
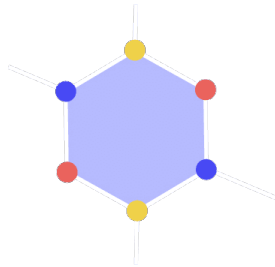
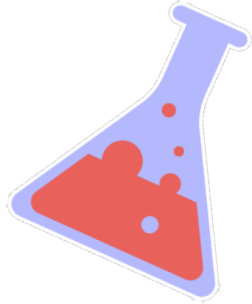
фиолетовый лакмус - в **красный**

оранжевый метилоранж - в **розовый**

бесцветный фенолфталеин – в бесцветный



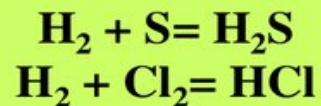
Способы получения кислот



бескислородные	кислородсодержащие
HCl, HBr, HI, HF, H ₂ S	HNO ₃ , H ₂ SO ₄ 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:



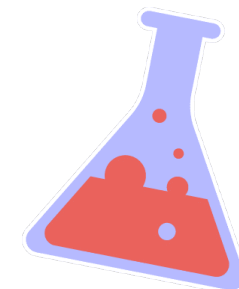
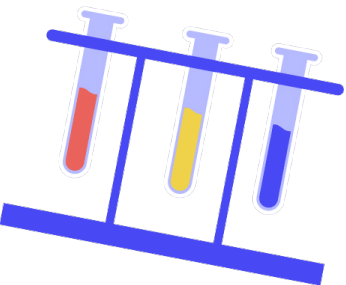
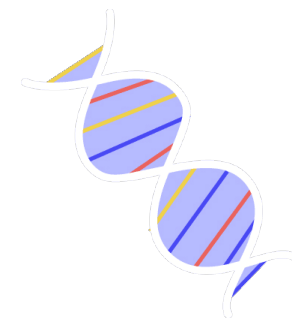
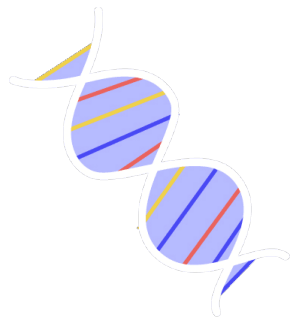
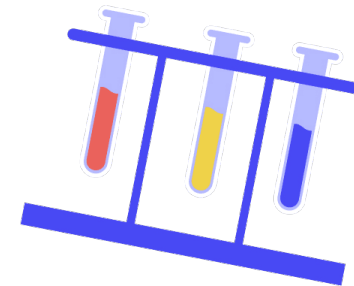
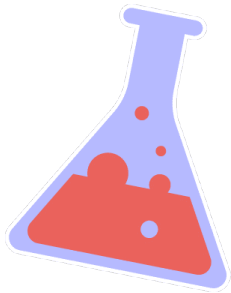
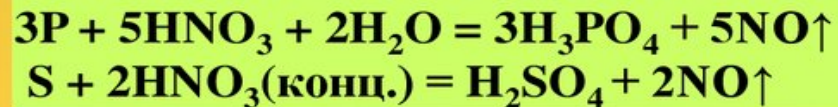
2. Реакции кислотных оксидов с водой:



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 ₂	
	после H	Не реагируют	
H ₂ SO ₄ разб	до H	Соль + H ₂	
	после H	Не реагируют	
H ₂ SO ₄ конц	до H	Соль + H ₂ O + S (H ₂ S)	Fe, Al, Cr: Э ₂ O ₃ + H ₂ O + S Пассивация!
	после H	Соль + H ₂ O + SO ₂	
HNO ₃ конц	Все кроме благородных	Соль + H ₂ O + NO ₂	Fe, Al, Cr: Э ₂ O ₃ + H ₂ O + NO ₂ Пассивация!
HNO ₃ разб	до H	Соль + H ₂ O + N ₂ O, N ₂	
	после H	Соль + H ₂ O + NO	
HNO ₃ оч.разб	до H	Соль + H ₂ O + NH ₄ NO ₃	

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.

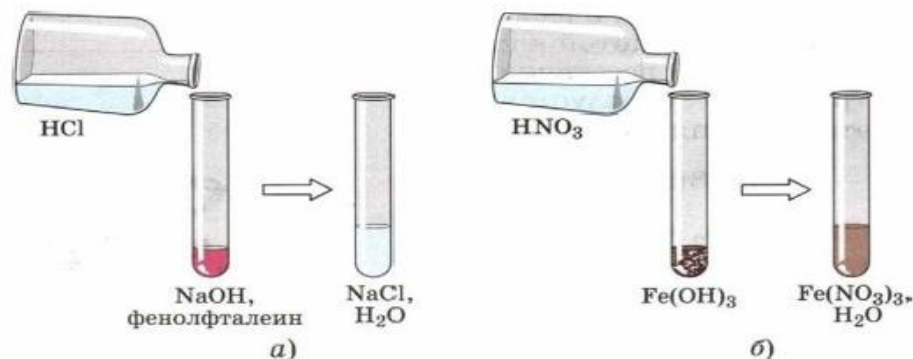
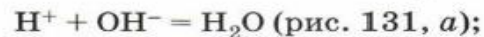
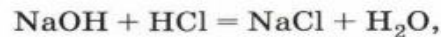


Рис. 131. Взаимодействие: *а* — соляной кислоты с гидроксидом натрия; *б* — азотной кислоты с гидроксидом железа (III)



Взаимодействие кислот с оксидами металлов

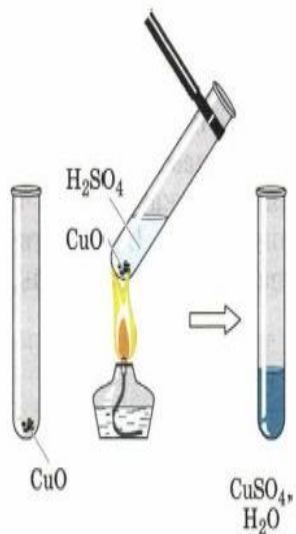
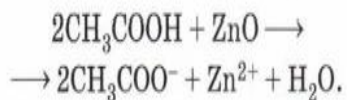
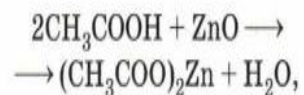
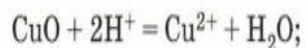
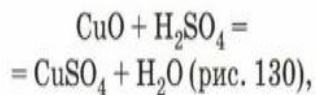


Рис. 130. Взаимодействие оксида меди (II) с серной кислотой

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

Например:



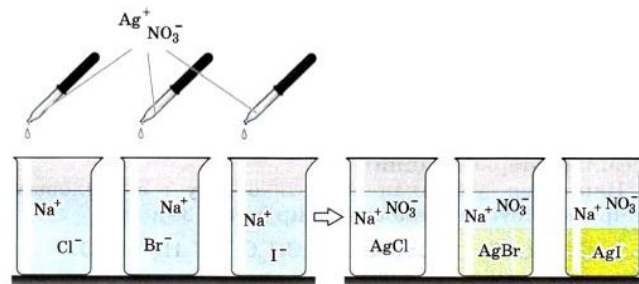
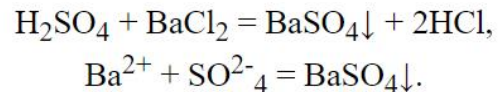
Взаимодействие кислот с солями

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

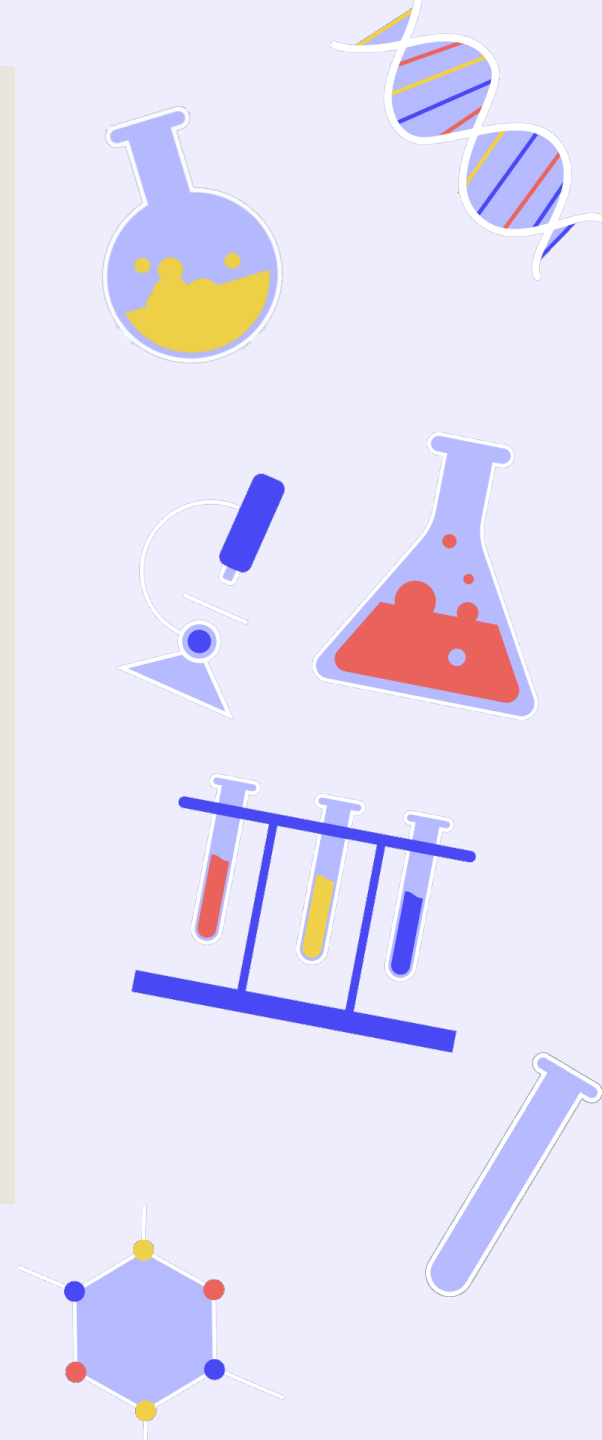
Качественной реакцией на галогенид-ионы (кроме F^-) является взаимодействие с нитратом серебра (точнее, катионом серебра, так как $\text{AgNO}_3 = \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$):



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.



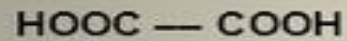
Молочная кислота образуется в **мышцах при физической нагрузке**.



Формулы и названия кислот



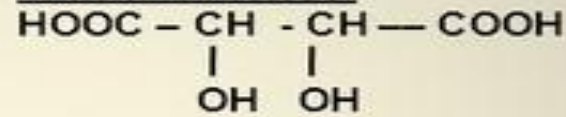
Щавелевая кислота



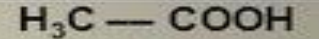
Ацетилсалициловая Кислота (аспирин)



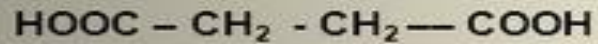
Винная кислота



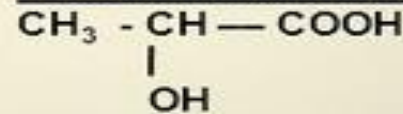
Уксусная кислота



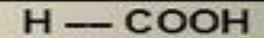
Янтарная кислота



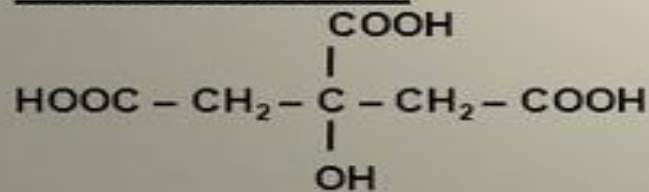
Молочная кислота (лактат)



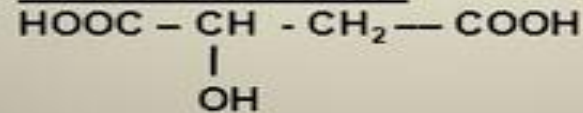
Муравьиная кислота



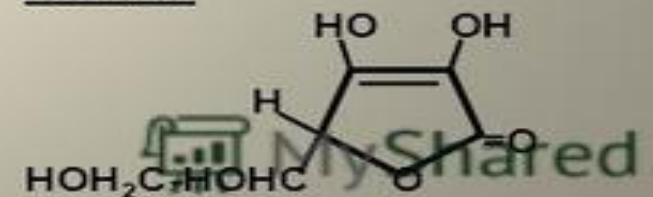
Лимонная кислота



Яблочная 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://ximuk.ru/>
4. Наука в Рунете [режим доступа]//<https://elementy.ru/catalog>

