

Исследовательское задание. Определение силы электролитов на примере растворов кислот.

Кислоты – это электролиты, которые в водном растворе диссоциируют на катионы водорода и анионы кислотного остатка. В водном растворе образовавшиеся ионы служат проводниками электрического тока. При этом чем больше ионов, тем лучше электропроводность раствора. Количество ионов определяется степенью электролитической диссоциации (α), которая вычисляется отношением числа частиц, распавшихся на ионы ($N_{\text{дис}}$) к общему числу растворенных частиц ($N_{\text{общ}}$)

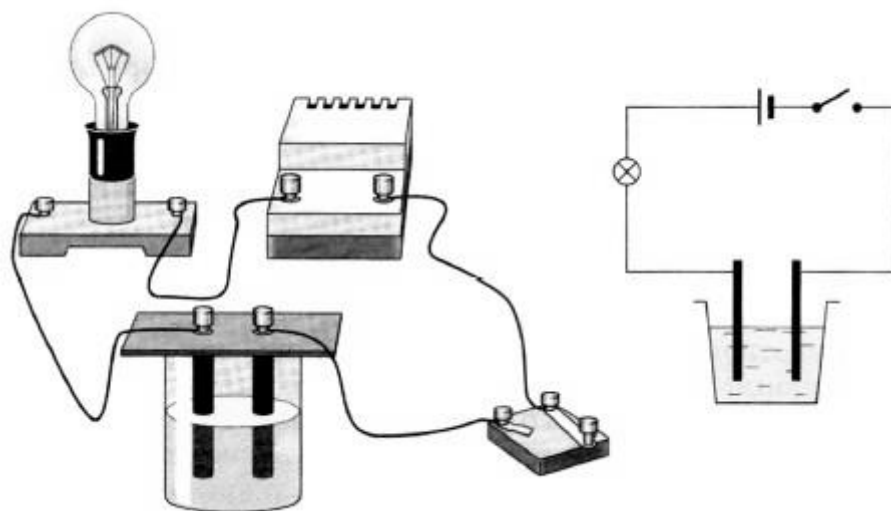
$$\frac{N_{\text{дис}}}{N_{\text{общ}}} = \alpha$$

Эти сведения известны нам из курса 8 класса. Так же мы знаем, что ортофосфорная кислота относится к слабым электролитам, а серная, соляная и азотная – это сильные электролиты. Однако нам предстоит выяснить, какая же из предложенных кислот является более сильным электролитом, то есть лучшим проводником электрического тока.

Мы спланировали работу следующим образом.

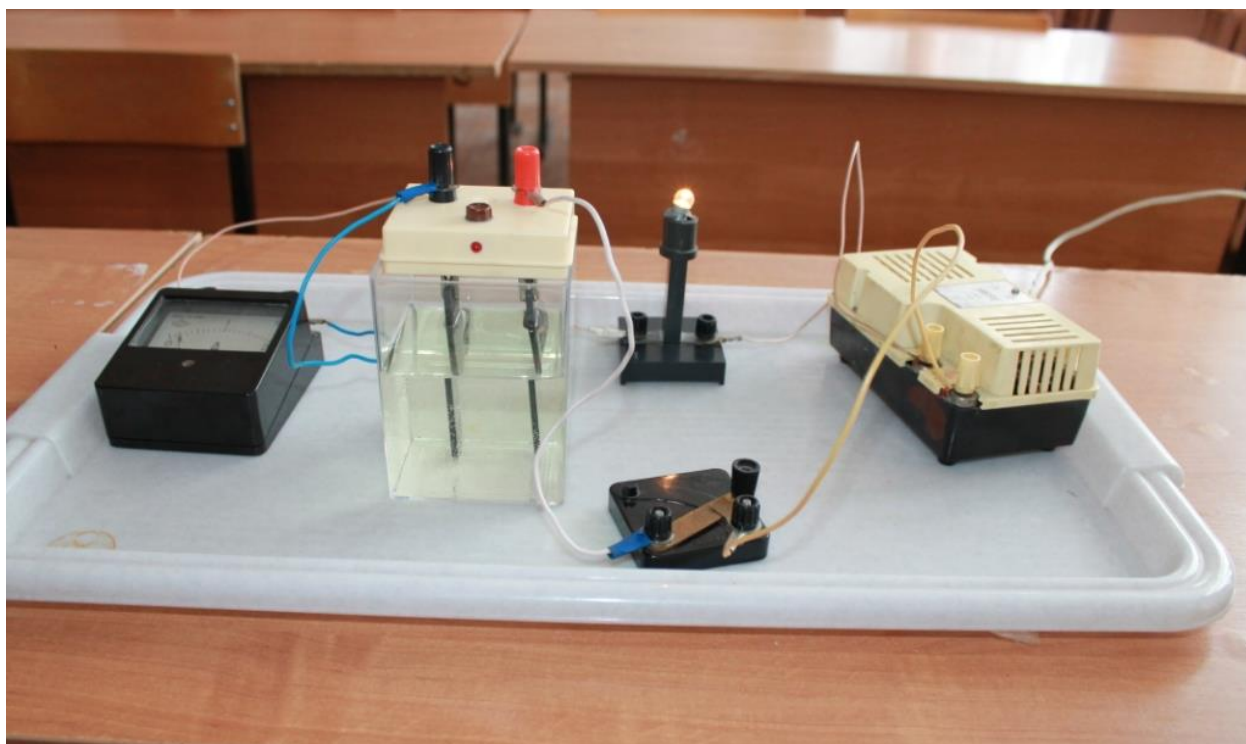
1. Исследовать растворы кислот на электропроводность с помощью специального прибора. Записать показания амперметра и определить наиболее электропроводную кислоту.
2. Объяснить полученные данные с точки зрения основности кислот, количества ступеней диссоциации.
3. Найти в справочниках по химии значения степеней диссоциации кислот, из которых можно расположить кислоты по ослаблению их электропроводности. Сравнить полученные экспериментальные показатели с теоретическими сведениями.
4. Попробовать проверить силу кислоты с помощью химических реакций. Известно, что более сильная кислота вытесняет более слабую и летучую из ее солей.
5. Сформулировать выводы по исследовательскому заданию.

Этап 1. Для исследования электропроводности мы собрали прибор, представляющий собой электрическую цепь, состоящую из графитовых электродов, вмонтированных в специальную крышку, источника тока, электрической лампочки, ключа для замыкания цепи и емкости для растворов электролитов.



С помощью такого прибора силу электролита можно определить визуально по яркости горения лампочки. Для более точного определения силы тока мы включили в эту цепь амперметр. (Можно использовать гальванометр).

Наш прибор выглядел так.

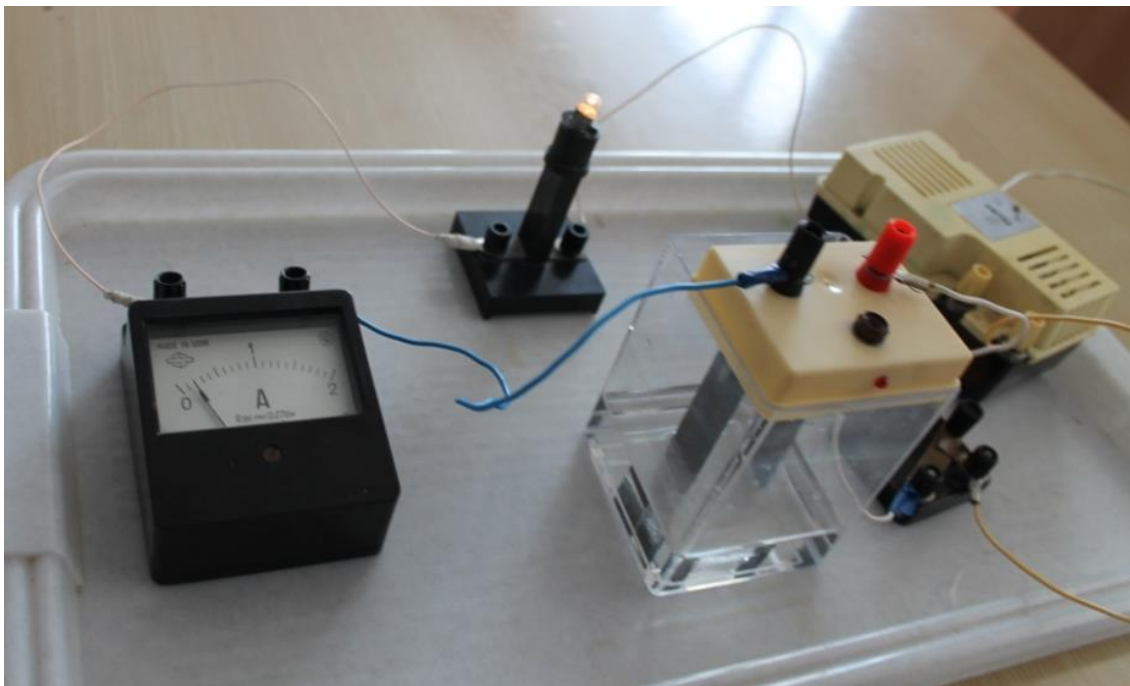


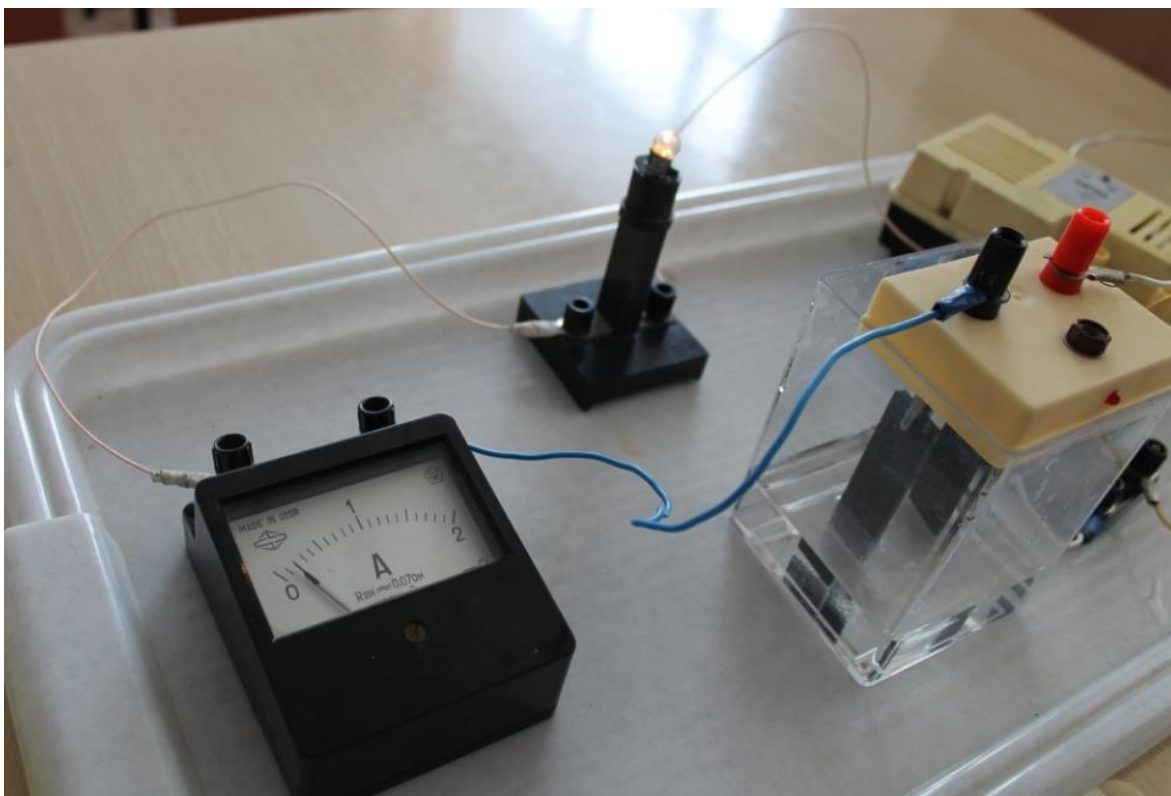
Для исследования мы взяли разбавленные растворы кислот примерно равной концентрации (0,5н), которые приготовил лаборант. Для диссоциации молекул кислот нужна вода, поэтому кислоты должны быть именно разбавленными. Однако, даже работая с растворами кислот, нужно соблюдать некоторые правила техники безопасности. Эти правила мы повторили с учителем.

- Работу проводить в хлопчатобумажном халате и резиновых перчатках.
- При разбавлении концентрированных кислот помнить, что при смешивании серной кислоты с водой выделяется очень много теплоты, поэтому раствор может закипеть и брызги кислоты могут попасть на лицо и руки. Поэтому кислоту осторожно приливают в воду (не наоборот!), как более плотная она оседает на дно и брызг не образуется.
- Разбавление концентрированной соляной кислоты лучше проводить в вытяжном шкафу, так как это летучая кислота, из нее выделяются пары хлороводорода.
- При попадании кислоты на кожу промыть поврежденное место под струей воды и нейтрализовать слабым (5%) раствором соды.

Поочередно меняя растворы, мы определили силу тока по показаниям амперметра. После каждого раствора графитовые электроды промывали водой и обсушивали салфеткой. Емкость для раствора так же промывали.







Показания амперметра в растворе соляной кислоты.



Показания амперметра в растворе ортофосфорной кислоты.

Результаты измерений мы оформили в виде таблицы.

Исследуемый раствор	Формула кислоты	Показания амперметра
Р-р серной кислоты	H_2SO_4	$I = 0,15 \text{ A}$
Р-р соляной кислоты	HCl	$I = 0,19 \text{ A}$
Р-р азотной кислоты	HNO_3	$I = 0,15 \text{ A}$
Р-р фосфорной кислоты	H_3PO_4	$I = 0,12 \text{ A}$

Вывод по результатам наблюдений: наибольшей электропроводностью обладает соляная кислота, немного ей уступают азотная и серная (их электропроводность у нас получилась примерно одинакова), самой слабой оказалась ортофосфорная кислота. Так как на амперметре деления по 0,1 А и нет промежуточных делений, то определение значений визуально с большой точностью не возможно. Поэтому, мы не смогли установить различия в электропроводности азотной и серной кислот.

Этап 2. Попробуем объяснить результаты наблюдений.

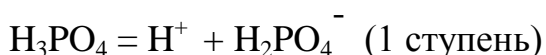
Соляная и азотная кислоты являются одноосновными, следовательно, диссоциации идет по одной ступени и более полно. Поэтому их растворы содержат много ионов и хорошо проводят ток.



Серная кислота двухосновная и диссоциирует в две ступени. Причем известно, что по второй и следующей ступеням диссоциации протекает труднее, не полностью, следовательно, многоосновные кислоты менее сильны с точки зрения диссоциации.



Фосфорная кислота трехосновная, поэтому самая слабая. Ее диссоциация идет в основном по первой ступени, а по второй и третьей – не значительно.



Таковы наши рассуждения. Проверим их научными данными.

Третий этап. Значения степени диссоциации кислот по данным справочника.

В справочнике по химии мы нашли следующие значения констант диссоциации. Чем выше константа, тем более сильным электролитом является кислота.

Формула кислоты	Константа диссоциации по ступеням K_a	Показатель кислотности pK_a
H_2SO_4	$1,00 \cdot 10^3$ (1)	- 3
	$1,20 \cdot 10^{-2}$ (2)	1,9
HCl	$1 \cdot 10^7$	- 7
HNO_3	$4,36 \cdot 10$	-1,64
H_3PO_4	$7,52 \cdot 10^{-3}$ (1)	2,12
	$6,31 \cdot 10^{-8}$ (2)	7,2
	$1,26 \cdot 10^{-12}$ (3)	11,9

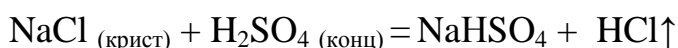
Наряду с константой диссоциации используется показатель кислотности pK , который равен отрицательному десятичному логарифму от константы: $pK = - \lg K$. У сильных кислот он отрицательный, чем меньше его значение, тем сильнее кислота.

Вывод: Из теоретических данных мы видим, что наиболее сильный электролит – это соляная кислота, на второе место выходит серная, на третье – азотная, и самой слабой будет фосфорная кислота. Эти данные помогли нам решить проблему, серная и азотная кислоты имеют не одинаковую электропроводность, а значит при определении силы тока мы были не очень внимательны.

Этап 4. Определение силы кислоты с помощью химических реакций.

Реакции по вытеснению одних кислот другими показывают силу кислот не только как электролитов, но и их окислительные свойства. Результаты эксперимента могут не совпадать с данными электролитической диссоциации.

Мы провели следующий эксперимент: к соли соляной кислоты (хлориду натрия) добавили концентрированный раствор (3:2) серной кислоты. Работу проводили с соблюдением техники безопасности, пробирки с реагентами после эксперимента убирали в вытяжной шкаф. Пробирку с собираемым хлороводородом закрывали ваткой.





Наличие в пробирке хлороводорода определяли с помощью влажной синей лакмусовой бумажки, которая окрашивалась в розовый цвет, что показывает кислотную среду. Использовали и универсальную индикаторную бумагу для подтверждения наличия хлороводорода.

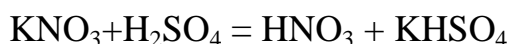


Пропустили выделяемый газ через воду, получили раствор соляной кислоты. Это подтверждает та же индикаторная бумага. Этот способ используют для получения соляной кислоты в лаборатории.



Этот опыт подтверждает, что концентрированная серная кислота химически более сильная, чем соляная. Соляная кислота является летучей, поэтому выделяется в виде газа хлороводорода.

Подобные реакции вытеснения можно наблюдать и в следующих случаях. На твердую калиевую (или натриевую) селитру подействовать концентрированной серной кислотой при осторожном нагревании. Серная кислота вытеснит азотную, что доказывает ее химическую активность. Данный опыт мы не проводили из-за сложности этого эксперимента. При нагревании азотная кислота может разлагаться с выделением оксида азота (IV), ядовитого бурого газа. Приводим теоретические данные.



Химическую активность серной кислоты доказывает и возможность протекания реакции с солью фосфорной кислоты.



Другими способами определения силы кислоты как электролита являются исследование растворов рН- метром или нанесение капель растворов кислот

на специальную индикаторную бумагу. Данного прибора в школе нет, а обычная универсальная индикаторная бумага дает одинаковую окраску, поэтому определить силу электролитов таким образом у нас не получилось.

Выводы: Химическая активность кислоты (сила) не всегда совпадает с характеристикой раствора кислоты, как электролита. Для установления способности к электролитической диссоциации можно использовать прибор для определения электропроводности, а для выяснения силы кислоты – реакции вытеснения.