

Интернет-проект «Путешествие в мир химии»
2015/2016 учебного года 2 тур, апрель 2016 г.
возрастная категория « 9 класс»
Игровой номер 16ch149

ИССЛЕДОВАНИЕ НА ТЕМУ :

КИСЛОТЫ КАК ЭЛЕКТРОЛИТЫ. СИЛЬНЫЕ И СЛАБЫЕ КИСЛОТЫ.

Согласно теории электролитической диссоциации, соли, кислоты, гидроксиды, растворяясь в воде, полностью или частично распадаются на самостоятельные частицы – ионы.

Процесс распада молекул веществ на ионы под действием полярных молекул растворителя называют электролитической диссоциацией. Вещества, диссоциирующие на ионы в растворах, называют **электролитами**. В результате раствор приобретает способность проводить электрический ток, т.к. в нем появляются подвижные носители электрического заряда. При растворении в воде электролиты распадаются (диссоциируют) на положительно и отрицательно заряженные ионы.

Сванте Аррениус ввёл понятие степени диссоциации как отношение числа продиссоциировавших молекул к общему числу молекул в растворе. К сильным электролитам относятся соляная, серная и азотная кислоты, а ортофосфорная кислота – электролит средней силы.

1. По степени диссоциации водных растворов кислот α при 18⁰С

Соляная HCl 92%

Серная H₂SO₄ 58%

Азотная HNO₃ 92%

Ортофосфорная H₃PO₄ 26%

Чем больше степень диссоциации, тем сильнее кислота, но серная кислота в водном растворе сильнее азотной т.к константа диссоциации серной и азотной кислот соответственно 1000 и 25, 1000>25, поэтому серная сильнее.

Таким образом, правильной будет следующая последовательность кислот:

HCl H₂SO₄ HNO₃ H₃PO₄

Убывает

2. Сила кислот как электролитов. Константа диссоциации.

У нас имеются растворы кислот: HCl , H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 . Для того чтобы расположить их в порядке возрастания силы электролитов, мы используем такой показатель, как константа диссоциации. Константа диссоциации характеризует способность электролита диссоциировать на ионы. Чем больше константа диссоциации, тем больше ионов в растворе слабого электролита, а следовательно больше его сила.

HCl $K=1 \cdot 10^7$

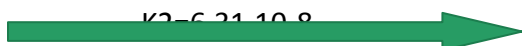
H_2SO_4 $K_1=1 \cdot 10^3$

$K_2=1,2 \cdot 10^{-2}$

HNO_3 $K=4,36 \cdot 10$

H_3PO_4 . $K_1=7,52 \cdot 10^{-3}$

$K_2=6,21 \cdot 10^{-8}$



$K_3=1,26 \cdot 10^{-12}$

Вывод: анализируя полученные данные, мы можем расположить кислоты в следующей последовательности, в зависимости от их силы

HCl H_2SO_4 HNO_3 H_3PO_4

Убывает

3. Водородный показатель. Индикаторы.

Водородный показатель характеризует концентрацию свободных ионов водорода в воде. В нейтральном растворе $\text{pH} = 7$. В кислых растворах $\text{pH} < 7$ (и тем меньше, чем «кислее» раствор, т.е., чем больше в нём концентрация ионов H^+). В щелочных растворах $\text{pH} > 7$ (и тем больше, чем «щелочнее» раствор, т.е., чем меньше в нём концентрация ионов H^+). Очень удобно приблизительно оценивать реакцию раствора с помощью специальных реактивов, называемых **кисотно-основными индикаторами**.



Так же можно использовать

универсальный индикатор.

Чем более кислая среда, тем сильнее кислота.

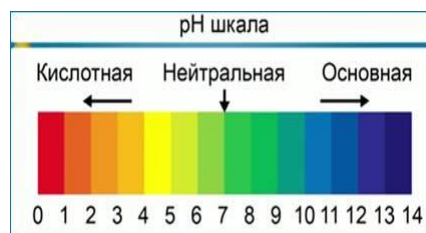
Для проведения эксперимента мы взяли кислотно-основный индикатор-метилоранж, добавили его в 4 пробирки с 0,1М растворами кислот. Такое же исследование проводим, используя полоски универсального индикатора.



Мы видим, что интенсивность окраски индикаторов в 4-х растворах кислот несколько отличается. Таким образом, можем сделать вывод о силе кислот и расположить их в правильной последовательности:

Таблица 7.3

Кислотно-основные индикаторы				
Индикатор	pK_a	Интервал перехода окраски		
		окраска 1	$pH_1 - pH_2$	окраска 2
Метиловый оранжевый	3,7	Красная	3,1-4,4	Желтая
Метиловый красный	5,1	Красная	4,2-6,3	Желтая
Лакмус	7,0	Красная	6,0-8,0	Синяя
Фенолфталеин	9,2	Бесцветная	8,2-10,0	Малиновая



HCl
H₂S
O₄
HN
O₃

H₃PO₄

Убывает

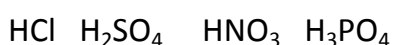
4.Электропроводность.

Электропроводность веществ можно испытать с помощью прибора. Между электродами прибора - напряжение 36 вольт. Когда электроды помещают в вещество, становится ясно, проводит ли это вещество ток. Если вещество проводит электрический ток, цепь замыкается, и лампочка

загорается. Если вещество неэлектропроводно, цепь остается разомкнутой, и лампочка не горит. Так мы точно можем сказать является ли вещество электролитом.

0,1M растворы 4-х предложенных кислот проводят электрический ток, лампочка загорается, но она горит с разной интенсивностью. С раствором HCl лампочка горит ярче всего, с H₂SO₄ и HNO₃ уже не так сильно, а с H₃PO₄ - тускло.

На основе этого эксперимента мы можем сделать вывод о силе кислот как электролитов:



Убывает

5. Таблица результатов опытов

Название опыта	Наблюдение	Вывод
Взаимодействие растворов кислот с индикаторами.	Интенсивность окраски индикаторов меняется.	Чем ярче окраска индикатора, тем сильнее кислота.
Испытание растворов кислот на электрическую проводимость.	Лампочка горит с разной интенсивностью.	Чем ярче горит лампочка тем лучше раствор кислоты проводит электрический ток, а следовательно, тем сильнее кислота как электролит.



6. Техника безопасности при работе с кислотами.

1) При попадании кислоты в желудок, ее необходимо как можно быстрее оттуда удалить путем вызывания рвотного рефлекса, после чего выпить воды и снова повторить процедуру;

2) Не допускать попадания кислоты на кожу, надеть резиновые перчатки, при попадании раствора кислоты на кожу, его необходимо срочно смыть теплой водой и промокнуть мягкой салфеткой, при появлении ран следует нанести антисептик или заживляющий состав;

3) При работе с кислотой нужно находиться в маске, иначе есть вероятность отравления парами, пострадавшего стоит немедленно вывести на воздух, где нет паров, дать отдышаться, а при необходимости, сделать искусственное дыхание и вызвать врача;

4) Глаза при работе с кислотой должны быть защищены очками. При поражении глаз раствором кислоты, их следует немедленно промыть водой, при сильном покалывании и рези, нужно обратиться к врачу.