

Лабораторная работа № 8.

Идентификация растворов веществ по их кислотности (определение pH).

Цель работы: ознакомиться с методами определения водородного показателя (pH) водных растворов разной природы

Задание по работе.

Опыт 1: определите цвет кислотной и щелочной формы наиболее часто применяемых кислотно-основных индикаторов: метилового оранжевого, метилового красного, лакмуса и фенолфталеина. Проведите наблюдения в сильнокислой и сильнощелочной среде, чтобы в первом случае pH был заведомо ниже, а во втором – заведомо выше области перехода указанных индикаторов. Какие индикаторы имеют область перехода в кислой среде? В щелочной среде? Вычислите водородный показатель pH в 0,002 н растворе хлороводородной кислоты HCl и в 0,01 н растворе гидроксида натрия NaOH. Опыт 2: сделайте вывод о pH исследуемого раствора и укажите реакцию среды. Проверьте правильность своего вывода у преподавателя.

Методические указания по выполнению работы

Опыт 1. Приближенное определение pH в водных растворах при помощи кислотно-основных индикаторов.

а) Цвет некоторых кислотно-основных индикаторов в различных средах.

В четыре пронумерованные пробирки внесите по 4 капли 0,1 н раствора хлороводородной (соляной) кислоты, а в другие четыре пробирки с теми же номерами по 4 капли 0,1 н раствора гидроксида натрия. Пробирки в штативе поставьте в два ряда таким образом, чтобы в левом ряду стояли только пробирки с кислотой, а в правом – пробирки со щелочью. После этого в обе пробирки №1 добавьте по 1 капле индикатора метилового оранжевого, в пробирки №2 – метилового красного, в пробирки №3 – лакмуса, в пробирки №4 – фенолфталеина.

Наблюдения по цвету кислотной и щелочной форм индикаторов запишите по прилагаемой ниже таблице № 1, где уже указан интервал pH в области перехода каждого индикатора и цвет его в этой области.

Таблица 1

Индикатор	pH области перехода	Цвет индикатора					
			№ проб.	Кислотной формы	В области перехода	№ проб.	Щелочной формы
Метиловый оранжевый	3,1 – 4,4		1 HCl		Оранжевый	1 NaOH	
Метиловый красный	4,4 – 6,2		2 HCl		Оранжевый	2 NaOH	
Лакмус	5,0 – 8,0		3 HCl		Фиолетовый	3 NaOH	
Фенолфталеин	8,2 – 10		4 HCl		Розовый	4 NaOH	

Опыт 2. Определение водородного показателя (pH) в водном растворе соли с помощью универсального индикатора.

Для приближенного определения pH удобно пользоваться так называемыми универсальными индикаторами, представляющими собой смеси нескольких индикаторов, изменяющими свой цвет в водных растворах различных веществ в

широком диапазоне pH. Бумага, пропитанная универсальным индикатором, и высушенная, называется универсальной индикаторной бумагой. К пачке такой бумаги прилагается цветная шкала, показывающая, какой цвет принимает индикаторная бумага (значение pH) при нанесении на неё 1 капли исследуемого раствора. Универсальные индикаторы применяют и в виде растворов. В этом случае готовится серия эталонов в герметически закрытых сосудах с указанием на каждом из них pH, соответствующего цвету эталона – раствора.

Получите у преподавателя раствор, водородный показатель (pH) которого требуется определить. При помощи пипетки нанесите 1 каплю исследуемого раствора на полоску универсальной индикаторной бумаги. Сравните окраску пятна, образовавшегося на бумаге, с цветом шкалы, и выбрать оттенок, наиболее близкий к цвету полученного пятна. На шкале, приводятся цвета, соответствующие целым значениям pH, поэтому в случае необходимости можно по промежуточной окраске пятна ориентировочно оценить десятые доли pH.

Справочный (теоретический) материал, необходимый для понимания задания и выполнения работы.

Большинство реакций, применяемых в анализе, протекают в водных растворах. Вода относится к слабым электролитам и, хотя в незначительной степени, но подвергается ионизации:



Процесс ионизации воды характеризуется константой ионизации (диссоциации):

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}] = K(\text{H}_2\text{O}) \quad (1)$$

Преобразуем это уравнение:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K(\text{H}_2\text{O}) \cdot [\text{H}_2\text{O}] \quad (2)$$

В приведенном уравнении $[\text{H}_2\text{O}]$ (при постоянной температуре) можно считать практически постоянной. Следовательно, правая часть уравнения (2), а значит, и произведение $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ – величина постоянная. Её называют ионным произведением воды и обозначают K_w :

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] \quad (3)$$

При температуре 25 °C в чистой воде $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л, следовательно $K_w = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$. При повышении температуры K_w быстро увеличивается. Смысл уравнения (3) заключается в следующем: как бы, не изменялась, концентрация ионов H^+ и OH^- , их произведение $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ в любом водном растворе сохраняет постоянное значение равное 10^{-14} при 25 °C.

Вместо концентрации $[\text{H}^+]$ удобнее пользоваться отрицательным десятичным логарифмом из этой величины – **водородным показателем (pH)**.

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] \quad (4)$$

Кроме водородного показателя (pH) при расчетах широко используют и гидроксильный показатель (pOH) и прологарифмированный показатель ионного произведения воды:

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-],$$

$$\text{p}K_w = -\lg K_w,$$

$$\text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH}.$$

В кислых растворах $\text{pH} < 7$, в щелочных растворах $\text{pH} > 7$, в нейтральных растворах $\text{pH} = 7$.

Индикаторами называются органические соединения, резко меняющие цвет в

зависимости от концентрации катионов водорода (рН) раствора.

Различают кислотно-основные индикаторы двухцветные и одноцветные.

Двухцветными индикаторами являются лакмус, у которого в кислой среде красный цвет, а в щелочной – синий и метиловый оранжевый, красный цвет которого показывает, что среда кислая, а желтый цвет - щелочная. Одноцветным индикатором является фенолфталеин, бесцветный в кислой и нейтральной среде и окрашивающийся в щелочной среде в малиновый цвет.

Кислотно-основные индикаторы можно рассматривать как слабые кислоты или основания, различие окрасок которых зависит от молекулярного или ионного состояния.

Рассмотрим принцип действия индикатора на примере метилоранжа. Как слабую кислоту его можно представить в виде $HInd$, диссоциация которой протекает по схеме:

Недиссоциированные молекулы $HInd$ окрашены в красный цвет, а ионы Ind^- в желтый цвет. Если концентрацию водородных ионов увеличить, то равновесие сдвигается влево, окраска становится красной. Если концентрация водородных ионов уменьшается, то увеличивается концентрация ионной формы индикатора, т.е. равновесие смещается в сторону образования ионов Ind^- , окрашенных в желтый цвет.

Интервал между двумя значениями рН, в пределах которого существуют молекулярная и ионная форма индикатора называется интервалом перехода индикатора. Пользуясь определенными индикаторами, можно определить рН раствора – реакцию среды - кислая, слабокислая, щелочная, слабощелочная или нейтральная.

Вопросы к защите работы

1. Дать определение рН.
2. Какие значения рН в различных средах.
3. Область перехода, какого из исследованных индикаторов находится ближе всего к нейтральной среде?
➤ Учебная литература:/3/, с.91-94; /6/, с.79-83.