



Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



Кафедра биологии растений и химии

ХИМИЯ

Лабораторный практикум

**Лабораторная работа
Ионные уравнения**



Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



Лабораторная работа Реакции ионного обмена

Целью работы является: проведение реакций ионного обмена, изучение основных положений теории электролитической диссоциации С. Аррениуса (ТЭД), учения о сильных и слабых электролитах, а также закономерностей протекания ионных процессов в водных растворах.

Биологические жидкости и ткани содержат много электролитов, т. е. веществ, способных в водной среде диссоциировать на ионы: NaCl , KCl , HCl , CaCl_2 , NaH_2PO_4 , NaHCO_3 и др. Электролиты выполняют многие жизненно важные функции в растениях: создают постоянное осмотическое давление биологических жидкостей и обуславливают активный транспорт воды; влияют на растворимость белков, аминокислот и других биологически активных соединений; играют определяющую роль в поддержании кислотно-щелочного гомеостаза клетки. Таким образом, знание теории электролитической диссоциации является важным этапом в формировании мировоззрения будущего специалиста АПК. Полученные знания, умения и навыки потребуются студентам при изучении курсов биохимии и физиологии растений, агрохимии, почвоведения.

Электролиты – это вещества, способные в растворах и расплавах диссоциировать на ионы. К ним относятся соединения с ионным и ковалентным полярным типом связи (соли, кислоты, основания, вода). Самопроизвольный распад электролитов на ионы, протекающий под воздействием растворителя, называется электролитической диссоциацией, теория которой была создана шведским ученым С. Аррениусом в 1884-1887 гг.

Основные положения теории С. Аррениуса:

1. В растворах электролитов происходит самопроизвольный распад (диссоциация) молекул на ионы, в результате чего раствор становится электропроводным. Степень диссоциации электролита (α) рассчитывается по формуле: $\alpha = n \cdot 100\% / N$, где n – число молекул, распавшихся на ионы; N – общее число молекул растворенного вещества в растворе.

2. В зависимости от степени диссоциации электролиты делятся на сильные и слабые. Однако это деление условно, т. к. одно и то же вещество, в зависимости от природы растворителя, может быть как сильным, так и слабым электролитом.

3. Одноосновные кислоты и однокислотные основания диссоциируют одноступенчато, многоосновные кислоты и многокислотные основания – многоступенчато. Преимущественно диссоциация протекает по первой ступени. Амфотерные электролиты (амфолиты) диссоциируют одновременно и по кислотному, и по основному типу. К ним относятся некоторые гидроксиды металлов: $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, а также вода.

Оборудование и реактивы: иономер ЭВ-74; индикаторы: метиловый красный, метиловый оранжевый, фенолфталеин, лакмус, универсальная индикаторная



бумага; микрошпатель; 0,1н. соляная кислота, растворы: гидроксида натрия (0,1М), хлорида аммония (0,1М), сульфата аммония (0,1М), ацетата натрия (0,1М), карбоната натрия (0,1М), ацетата аммония (0,1М), хлорида калия (0,1М), ацетата натрия, сульфата железа (II), хлорида железа (III). пипетки, промывалка, стаканчики, фильтровальная бумага, буферные растворы для настройки приборов, растворы: 0,01 М и 0,1 М HCl, 0,01 М и 0,1 М CH₃COOH, 0,01 М NaOH; кристаллические соли карбоната натрия, гидрокарбоната натрия, растворы сульфата натрия, нитрата натрия, хлорида бария.

Опыт 1. Электролитическая диссоциация кислот и оснований. Сравнение окраски кислотно-основных индикаторов в кислой и щелочной среде

Налейте в 3 пробирки по 4-5 капель дистиллированной воды. Внесите в одну пробирку 1-2 капли раствора хлороводородной кислоты, а в другую – такое же количество раствора гидроксида натрия. Третья пробирка остается контрольной. Добавьте по 4 капли раствора кислотно-основного индикатора в каждую пробирку. Отметьте изменение окраски по сравнению с контрольной пробиркой. Аналогично проведите опыты по испытанию других индикаторов. Наблюдения занесите в таблицу 1.

Таблица 1 – Окраска индикаторов в разных средах

Индикатор	Цвет индикатора		
	Нейтральная среда	Кислая среда	Щелочная среда

Напишите уравнения диссоциации хлороводородной кислоты и гидроксида натрия в растворах. Сделайте вывод, какие ионы определяют кислую и щелочную реакцию среды.

Опыт 2. Направление обменных ионных процессов в растворах электролитов

а. Реакции с образованием малорастворимых осадков. Выполнение опыта: возьмите две пробирки и внесите по 4-5 капель растворов Na₂SO₄ и NaNO₃ соответственно. В обе пробирки добавьте по 3– 4 капли раствора BaCl₂. Отметьте аналитический эффект выполненных реакций. Объясните полученный результат.

б. Реакции с образованием газообразных веществ. Выполнение опыта: Внесите в две пробирки 1-2 микрошпателя кристаллического Na₂CO₃ и NaHCO₃ соответственно. Добавьте в каждую пробирку по 5-7 капель хлороводородной кислоты. Что наблюдаете?

в. Реакции с образованием слабых электролитов. Выполнение опыта: а) Налейте в пробирку 5-7 капель раствора натрий гидроксида и добавьте 4 капли фенолфталеина. Прилейте по каплям раствор HCl до обесцвечивания раствора. Объясните полученный результат.

Поместите в пробирку 3-4 капли раствора ацетата натрия и добавьте 3-4 капли концентрированного раствора HCl. Осторожно определите запах образовавшегося вещества.



Напишите молекулярные и молекулярно-ионные уравнения проведенных реакций. Укажите аналитические эффекты выполненных реакций. Сделайте вывод о направлении протекания обменных процессов в водных растворах.

Опыт 3. Получение амфотерных гидроксидов и изучение их свойств.

В 2 пробирки внесите по 4–5 капель раствора $ZnSO_4$. Добавьте по каплям в каждую пробирку раствор $NaOH$ до образования студенистого осадка. Для исследования свойств гидроксида приливайте к первой пробирке – раствор HCl , ко второй – раствор $NaOH$ до тех пор, пока не произойдет растворение осадка в каждой пробирке.

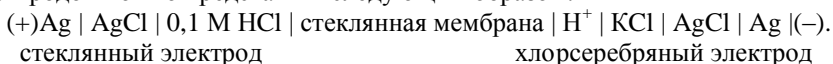
Составьте молекулярные и молекулярно-ионные уравнения выполненных реакций. Укажите аналитические эффекты выполненных реакций. Сделайте вывод о свойствах амфотерных гидроксидов.

Опыт 4. Потенциометрический метод определения рН растворов. Потенциометрический метод определения рН растворов основан на измерении с помощью потенциометра и двух электродов электродвижущей силы (э. д. с.) концентрационной цепи. Для измерения рН используют потенциометры различных типов со стеклянными измерительными (индикаторными) электродами. Стеклянные электроды применяются для определения рН в диапазоне от 1 до 14. Стеклянный электрод представляет собой стеклянную трубочку, заканчивающуюся стеклянным шариком, заполненным 0,1 М HCl , в которую погружена серебряная проволока, покрытая $AgCl$.

На границе раздела стекло – раствор возникает скачок потенциала, величина которого зависит от активной концентрации водородных ионов в растворе. Ионы щелочных металлов, входящих в состав электродного стекла, например Li^+ или Na^+ , могут обмениваться на ионы водорода в растворе. При определенных условиях устанавливается равновесие между ионами H^+ , вошедшими в поверхностный слой стекла, и ионами H^+ в испытуемом растворе. Величина скачка потенциала будет определяться соотношением активностей ионов H^+ в стекле и растворе.

В цепь для измерения рН кроме стеклянных индикаторных электродов входят также и хлорсеребряные электроды сравнения (вспомогательные электроды). Они представляют собой серебряную проволоку, покрытую слоем $AgCl$, помещенную в стеклянную трубочку с насыщенным раствором KCl . В сужение стеклянной трубочки впаяна асбестовая нить (электролитический ключ), через которую раствор KCl медленно (от 0,3 до 3,5 см³ в сутки) протекает и контактирует с испытуемым раствором.

Схему гальванической цепи для измерения рН с применением вышеуказанных электродов можно представить следующим образом:





Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



Рис. 1. Иономеры

Измерить значения pH в исследуемых растворах. Рассчитать концентрации ионов водорода, гидроксид-ионов и вычислить степень диссоциации. Расчеты занести в таблицу 2.

Таблица 2 – Показатели растворов.

Раствор	Значения		Расчет		
	pH индикатора	pH иономера	[H ⁺]	[OH ⁻]	α



ЛИТЕРАТУРА

Основная

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов/ Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2006. – 743. .
2. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие/ З. Е Гольбрайх.–М.:ООО «Издательство Астрель»,2004.–383с
3. Коровин, Н. В. Общая химия:учебник для технических направ. и спец. вузов / Н. В. Коровин. – М.: Высш. шк., 2005. – 557 с.:ил.
4. Руководство к изучению курса “Общая и неорганическая химия”: Пособие для студентов нехимических специальностей / И. Е. Шиманович [и др.]; под ред. И.Е. Шимановича. – 3-е изд. – Минск: РИВШ, 2008. – 112 с.
- 5.Химия. Лабораторный практикум: учеб. пособие/А. Р. Цыганов, О. В. Поддубная, И. В. Ковалева.–Минск: ИВЦ Минфина, 2015. – 320 с.
- 6.Угай Я. А. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов/ Я. А. Угай. 4-е изд. – М.: Высш. шк., 2004. – 440 с.
- 7.Химия: учебно-методический комплекс: учебно-методическое пособие / О. В. Поддубная, И.В. Ковалева и др. – Горки: БГСХА, 2011. – 452 с.
- 8.Цыганов, А. Р. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие / А. Р. Цыганов, О. В. Поддубная. – Минск: ИВЦ Минфина, 2013. – 236 с.

Дополнительная

1. Введение в лабораторный практикум по неорганической химии: Учеб. пособие / В.В. Свиридов, Г.А.Попкович и др. – Мн : Выш. шк., 2003. – 96 с.
2. Жарский, И. М.Теоретические основы химии: сборник задач: Учеб. пособие. – Минск.: Аверсев, 2004. – 397 с.
- 3.Степин, Б. Д. Неорганическая химия: Учебник для вузов/ Б. Д. Степин, А.А. Цветков. – М.: Высш. шк., 1994. – 608 с.
- 4.Колотыркин, Я.М. Металл и коррозия / Я.М. Колотыркин. – М.: Металлургия, 2005. – 388 с.
5. Общая химия в формулах, определениях, схемах / под ред. В. Ф. Тикавого. – Минск: Университетское, 1996. – 560 с.
- 6.Улиг, Г.Г., Реви Р.У. Коррозия и борьба с ней / Г.Г. Улиг, Р.У.Реви. –Л.: Химия, 1989. – 456 с.

Справочники:

1. Краткий химический справочник. – М.: Химия,1977.
2. Лидин, Р.А. Химические свойства неорганических веществ/ Под ред. Р.А. Лидина. – 5-е изд., стер. – М.: КолосС, 2008, – 480 с.



Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



Составители

Поддубная Ольга Владимировна
Ковалева Ирина Владимировна
Мохова Елена Владимировна
Шагитова Марина Николаевна