Неорганическая химия

Студент:

Группа:

Дата выполнения работы:

Лабораторная работа №

РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Цель работы:

Опыт 1. Электрическая проводимость растворов сильных и слабых электролитов

Основные понятия: электролитическая диссоциация электролита, сильный электролит, слабый электролит, степень диссоциации, электрическая проводимость электролитов

Электролиты: растворы одинаковой концентрации HCl, CH_3COOH, NaOH, NH_4OH

Таблица 1. Экспериментальные данные

Электролит	Уравнение диссоциации	*C*, моль/л	*I*, мА	Относительная сила электролита
HCl		0,1		
CH_3COOH		0,1		
NaOH		0,1		
NH_4OH		0,1		

Выводы: (объясните различную проводимость электролитов одинаковой концентрации)

Опыт 2. Зависимость электрической проводимости раствора сильного электролита от концентрации

Электролит: H_2SO_4 с массовой долей от 10 до 90 %

Уравнение диссоциации:

Таблица 2. Экспериментальные данные

ω, %	*I*, мА	ω, %	ω, %	*I*, мА
10		40	70	
20		50	80	
30		60	90	

График зависимости $I = f(\omega)$

Выводы: (объясните вид зависимости $I = f(\omega)$, учитывая, что H_2SO_4 – сильный электролит)

Опыт 3. Определение направления протекания реакции в растворе электролита

Основные понятия: реакции в электролитах протекают в направлении образования слабого или малорастворимого электролита, выпадающего в осадок или переходящего в газовую фазу

а. *Реагенты*: NH_4Cl, NaOH.

Наблюдения:

Уравнение реакции в молекулярной форме:

Уравнение реакции в ионно-молекулярной форме:

Уравнение реакции термического разложения NH_4OH:

б. *Реагенты*: CH_3COONa, HCl.

Наблюдения:

Уравнение реакции в молекулярной форме:

Уравнение реакции в ионно-молекулярной форме:

Выводы: (объясните направление протекания реакций, укажите, какие из участников реакций относятся к сильным, какие — к слабым электролитам)

Опыт 4. Определение значения pH растворов электролитов

Основные понятия: водородный показатель pH, гидроксидный показатель pOH, ионное произведение воды, универсальный индикатор

Таблица 3. Окраска универсального индикатора при разных значениях pH

pH	Окраска	pH	Цвет	pH	Цвет	pH	Цвет
1	Малиновая	4	Желто-оранжевая	7	Желто-зеленая	10	Серовато-синяя
2	Розово-оранжевая	5	Желтая	8	Зеленая		
3	Оранжевая	6	Зеленовато-желтая	9	Сине-зеленая		

Электролиты: растворы одинаковой концентрации HCl, CH_3COOH, NaOH, NH_4OH

Таблица 3. Экспериментальные данные

Электролит	*C*, моль/л	Уравнение диссоциации электролита	Окраска	pH	α
HCl	0,1				
CH_3COOH	0,1				
NaOH	0,1				
NH_4OH	0,1				

Расчет степени диссоциации электролита:

для кислот: $\alpha = \frac{[H^+]}{C} = \frac{10^{-pH}}{C}$; *для оснований* $\alpha = \frac{[OH^-]}{C} = \frac{10^{pH-14}}{C}$

Выводы: (сравните относительную силу кислот и оснований)

Опыт 5. Смещение равновесия диссоциации слабого электролита

Основные понятия: подвижность химического равновесия в растворах слабых электролитов, принцип Ле Шателье

а. *Электролиты*: $CH_3COOH_{(р-р)}$, $CH_3COONa_{(т)}$

б. *Электролиты*: $NH_4OH_{(р-р)}$, $NH_4Cl_{(т)}$

Таблица 4. Экспериментальные данные

Электролит	Уравнение диссоциации	Изменения после добавления сильного электролита с одноименным ионом к слабому электролиту			
		Увеличилась концентрация иона	Изменилось значение pH раствора	Равновесие диссоциации сместилось	Степень диссоциации слабого электролита
CH_3COOH			pH_1 =		
CH_3COONa			pH_2 =		
NH_4OH			pH_1 =		
NH_4Cl			pH_2 =		

Выводы: (отмечают влияние сильного электролита с одноименным ионом на смещение положения равновесия диссоциации слабого электролита и степень его диссоциации)

Опыт 6. Получение и растворение осадков малорастворимых электролитов

Основные понятия: произведение растворимости, условия образования и растворения осадка.

Реагенты: 0,1 М $CaCl_2$, 0,1 М Na_2CO_3

Уравнение реакции в молекулярной форме:

Уравнение реакции в ионно-молекулярной форме:

Наблюдения:

Выражение произведения растворимости соли, выпавшей в осадок:

$$ПР_{CaCO_3} = [Ca^{2+}][CO_3^{2-}] = 3{,}8\cdot10^{-9}$$

Расчет произведения концентраций соответствующих ионов и сравнение с величиной $ПР_{CaCO_3}$

$$[Ca^{2+}][CO_3^{2-}] =$$

Реагенты: $CaCO_{3\,(осадок)}$, HCl

Уравнение реакции в молекулярной форме:

Уравнение реакции в ионно-молекулярной форме:

Наблюдения:

Реагенты: $CaCO_{3\,(осадок)}$, CH_3COOH

Уравнение реакции в молекулярной форме:

Уравнение реакции в ионно-молекулярной форме:

Наблюдения:

Вывод: (объясните причину выпадения осадка $CaCO_3$ и его растворение)

Опыт 7. Влияния природы соли на процесс гидролиза

Основные понятия: гидролиз соли, константа и степень гидролиза

Реагенты: водные растворы солей NaCl, Na_2CO_3, $AlCl_3$, универсальный индикатор

Таблица 5. Экспериментальные данные

Соль	Уравнение гидролиза соли по первой ступени		pH	Результаты расчета	
	в молекулярной форме	в ионно-молекулярной форме		константы гидролиза	степени гидролиза
NaCl					
Na_2CO_3					
$AlCl_3$					

Расчеты проводятся по уравнениям: $K_{г(I)} = \dfrac{K_w}{K_{a(II)}}$, $K_{г(I)} = \dfrac{K_w}{K_{b(II)}}$, $K_г = \dfrac{h^2}{1-h}C$,

$K_{a\,(II)}(H_2CO_3)=5{,}6\cdot10^{-11}$; $K_{b\,(II)}(Al(OH)_3)=2{,}14\cdot10^{-9}$, $K_w = 1{,}0\cdot10^{-14}$.

Выводы: (объясните, какие соли подвергаются гидролизу, приведите значения константы и степени гидролиза соли)

Опыт 8. Влияние температуры на степень гидролиза

Основные понятия: степень гидролиза, тепловой эффект реакции гидролиза, принцип Ле Шателье

Реагенты: водный раствор CH_3COONa, индикатор: фенолфталеин

Условия проведения опыта: нагревание

Уравнение гидролиза соли в молекулярной форме:

Уравнение гидролиза соли в ионно-молекулярной форме:

Наблюдения:

Выводы: (объясните, в каком направлении смещается положение равновесия гидролиза при нагревании, как изменяется при этом степень гидролиза, каков знак теплового эффекта процесса)