

Министерство образования Республики Беларусь

Учреждение образования

«Белорусский государственный педагогический университет

имени Максима Танка»

ОБЩАЯ ХИМИЯ.
ЛАБОРАТОРНЫЕ И ПРАКТИЧЕСКИЕ РАБОТЫ

Практикум

Минск 2008

Работа 7. Определение константы равновесия химической реакции

Цель работы: определение константы равновесия химической реакции, протекающей в растворе.

Приборы и реактивы: штатив, бюретка, пипетка Мора на 10 см³, резиновая груша, коническая колба на 200 см³, конические колбы на 100 см³, мерные цилиндры, раствор крахмала (индикатор), лед из дистиллированной воды, растворы: 0,03М FeCl₃, 0,03М KI, 0,015М Na₂S₂O₃.

Форма протокола

1. Уравнение исследуемой реакции в молекулярной и ионно-молекулярной форме (здесь и далее не забудьте расставить коэффициенты в уравнениях реакции):



2. Выражение для константы равновесия исследуемой реакции:
3. Реакция, используемая в титровании (для определения концентрации йода в реагирующей смеси): $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + \text{NaI} \quad (3)$
4. Стандартный раствор и его концентрация: _____ моль/дм³

5.

Таблица 1

Результаты титрования

№ п/п	Время отбора пробы (от начала реакции), мин	Объем 0,015М Na ₂ S ₂ O ₃ , пошедшего на титрование, см ³
1	5	
2	10	
3	15	
4	20	
5	25	
6	30	

6. Вычисление равновесной концентрации I_2 в реагирующей смеси по результатам титрования (с использованием закона стехиометричности):
7. Вычисление равновесных концентраций реагирующих частиц:

Таблица 2

	Fe^{3+}	I^-	Fe^{2+}	I_2
C_0 , моль/дм ³				
ΔC , моль/дм ³				
$C_{равн}$, моль/дм ³				

где C_0 – начальная концентрация соответствующей частицы (молекулы или иона),

ΔC – изменение концентрации частицы в ходе реакции ($\Delta C = C_0 - C_{равн}$)

$C_{равн}$ – равновесная концентрация частицы

8. Вычисление константы равновесия в соответствии с законом действующих масс:
9. Вычисление константы равновесия на основании справочных данных:
10. Вывод.

Описание работы.

1. Подготовьте бюретку к работе, заполните ее 0,015М раствором $Na_2S_2O_3$ (подробности работы с бюреткой см. работу «Определение молярной концентрации раствора щелочи»)
2. Отмерьте мерным цилиндром 40 см³ 0,03М $FeCl_3$ и 40 см³ 0,03М KI (для каждого раствора предназначен отдельный цилиндр, см. надписи).
3. Смешайте отмеренные растворы в конической колбе емкостью 200 см³, засекайте время. Момент смешивания растворов будем считать началом реакции.
4. Через 3 минуты от начала реакции отберите пипеткой первую пробу реакционной смеси, внесите ее в коническую колбу емкостью 50÷100 см³, добавьте в колбу лед (зачем?) и проведите титрование.

Внимание! В отличие от кислотно-основного титрования в йодометрии пробу реакционной смеси вначале титруют без индикатора до изменения окраски титруемого раствора с коричневой на соломенно-желтую, затем добавляют 1÷2 капли крахмала и продолжают титрование до исчезновения синей окраски (т.е. до точки стехиометричности). В протокол записывают показания бюретки, соответствующие именно этому моменту титрования. Кроме того, необходимо следить, чтобы в ходе процесса титрования лед в колбе не растаял, его следует добавлять в ходе титрования пробы по мере необходимости.

5. Последующие пробы реакционной смеси отбирают и титруют (см. п. 4) в моменты времени, указанные в таблице 1, до тех пор, пока на титрование двух последующих проб не уйдет одинаковый объем стандартного раствора, что свидетельствует о наступлении состояния равновесия (*почему?*).

6. По результатам титрования (см. табл. 1) вычислите равновесную концентрацию йода в реагирующей смеси, после чего рассчитайте равновесные концентрации других участников реакции, результаты вычислений внесите в табл. 2.

7. Вычислите константу скорости реакции (1) по экспериментальным данным.

8. Вычислите константу равновесия исследуемой реакции, пользуясь справочными данными, сравните с полученным экспериментально значением.

9. Вычислите среднюю скорость реакции (1) за первые пять минут ее протекания.