

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РФ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ
БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ВОРОНЕЖСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
УНИВЕРСИТЕТ»

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие для вузов

Издательско-полиграфический центр
Воронежского государственного университета
2012

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Лабораторная работа № 1 СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

Эту зависимость можно изучить на классическом примере реакции взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой, протекающей по уравнению



Сера в первый момент образует с водой коллоидный раствор (едва уловимое помутнение). Необходимо измерить по секундомеру время от момента сливания до появления едва заметной мути. Зная время протекания реакции (в секундах), можно определить относительную скорость реакции, т.е. величину, обратную времени: $\vartheta = \frac{1}{\tau}$.

Для опыта следует приготовить три сухие колбы, пронумеровать их. В первую внести 5 мл раствора тиосульфата натрия и 10 мл воды; во вторую – 10 мл тиосульфата натрия и 5 мл воды; в третью – 15 мл тиосульфата натрия. Если условно обозначить молярную концентрацию тиосульфата натрия в колбе № 1 через «С», то, соответственно, в колбе № 2 будет 2 С моль, в колбе № 3 – 3 С моль.

В колбу № 1 внести 5 мл 4%-го раствора серной кислоты, одновременно включить секундомер: встряхивая колбу, следить за появлением мути в колбе, держа ее на уровне глаз. При появлении малейшей мути остановить секундомер, отметить время реакции и записать в таблицу 1.

Проделать аналогичные опыты со второй и третьей колбами. Результаты опыта занести в таблицу 1.

Таблица 1

№ пробирки	Количество раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (мл)	Количество H_2O (мл)	Количество раствора H_2SO_4 (мл)	Время реакции τ , с	Относительная скорость $\vartheta = 1/\tau$, с^{-1}
1	5	10	5		
2	10	5	5		
3	15	–	5		

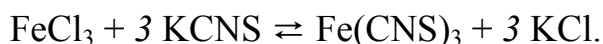
По полученным данным построить график зависимости скорости реакции от концентрации. Сформулировать вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

Лабораторная работа № 2

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие

Классическим примером обратимой реакции является взаимодействие между хлоридом железа (III) и роданидом калия:



Образующийся роданид железа (III) имеет красный цвет, интенсивность которого зависит от концентрации. По изменению окраски раствора можно судить о смещении химического равновесия в зависимости от увеличения или уменьшения содержания роданида железа в реакционной смеси. Составить уравнение константы равновесия данного процесса.

В мерный стаканчик или цилиндр налить 20 мл дистиллированной воды и добавить одну каплю насыщенного раствора хлорида железа (III) и одну каплю насыщенного раствора роданида калия. Полученный окрашенный раствор разлить в четыре пробирки поровну. Пробирки пронумеровать.

В первую пробирку прибавить одну каплю насыщенного раствора хлорида железа (III). Что наблюдается? Дать объяснение, исходя из уравнения константы равновесия. Во вторую пробирку прибавить одну каплю насыщенного раствора роданида калия. Чем объясняется, что изменение концентрации роданида калия вызывает более эффективное смещение равновесия, чем изменение концентрации хлорида железа (III)? В третью пробирку добавить кристаллический хлорид калия и сильно взболтать. Четвёртую пробирку оставить для сравнения.

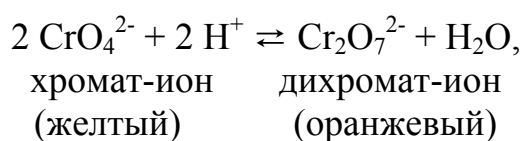
Исходя из принципа Ле-Шателье, объяснить, чем вызвано изменение окраски в каждом отдельном случае. Результаты записать в таблицу 3.

Таблица 3

№ пробирки	Реактив	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия (вправо, влево)

Опыт 2. Влияние реакции среды на смещение химического равновесия

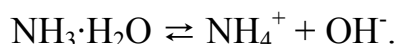
Соли хромовой кислоты – хроматы – окрашены в желтый цвет, а соли дихромовой кислоты – дихроматы – в оранжевый цвет. В растворах этих солей имеет место равновесие:



которое легко смещается при изменении концентрации ионов водорода. В пробирку внести 5–6 капель раствора дихромата калия и прибавить столько же капель раствора гидроксида калия. Наблюдать изменение окраски. Затем к этому же раствору по каплям прибавлять раствор серной кислоты до тех пор, пока окраска раствора не станет прежней. Объяснить, исходя из принципа Ле-Шателье, изменение окраски раствора.

Опыт 3. Влияние температуры на смещение химического равновесия

В водном растворе аммиака имеет место равновесие:



При повышении температуры равновесие первой реакции смещается влево. В коническую колбу емкостью 100 мл налить 30–40 мл дистиллированной воды и добавить несколько капель фенолфталеина. Прибавить в колбу несколько капель концентрированного раствора аммиака. Что наблюдается? Нагреть раствор на асбестовой сетке небольшим пламенем газовой горелки. Наблюдать исчезновение малиновой окраски. Затем осторожно охладить колбу водой из-под крана. Малиновое окрашивание появляется вновь. Исходя из принципа Ле-Шателье, объяснить, чем вызвано изменение окраски в каждом случае.

Задания для самостоятельной работы:

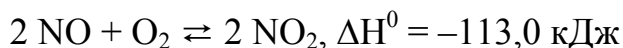
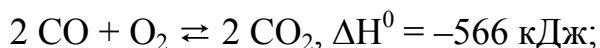
1. В закрытом сосуде экзотермическая реакция хлороводорода с кислородом обратима: $4 \text{HCl} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$, $\Delta H = -113$ кДж.

Какое влияние на равновесную концентрацию $[\text{Cl}_2]$ окажет: а) увеличение концентрации кислорода; б) повышение температуры; в) введение катализатора; г) повышение давления?

2. Исходные концентрации веществ в реакции $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$ равны соответственно: $C(\text{CO}) = 0,5$ моль/л, $C(\text{H}_2\text{O}) = 0,6$ моль/л, $C(\text{H}_2) = 0,2$ моль/л, $C(\text{CO}_2) = 0,4$ моль/л. Вычислить концентрации всех участвующих в реакции веществ после того, как прореагировало 60 % H_2O .

3. Константа равновесия реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ при 494 °С равна 2,2. В состоянии равновесия $[\text{NO}] = 0,02$ моль/л, $[\text{NO}_2] = 0,03$ моль/л. Вычислить исходную концентрацию кислорода.

4. В какую сторону сместится химическое равновесие в системах:



а) при повышении температуры; б) при повышении давления?

5. Рассчитать константу равновесия для реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$, зная, что в состоянии равновесия $[\text{SO}_2] = 0,056$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,028$ моль/л, $[\text{SO}_3] = 0,044$ моль/л.

Лабораторная работа № 3 **ОБЩИЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ**

Опыт 1. Тепловые эффекты при растворении

а) Стаканчик наполовину наполнить водой и добавить немного твёрдого гидроксида натрия. Перемешать содержимое пробирки стеклянной палочкой и измерить температуру раствора.

б) Провести аналогичный опыт с нитратом аммония. Отметить самую низкую температуру. Объяснить наблюдаемые явления.

Опыт 2. Изменение объема при растворении

Проследите за изменением объема при растворении спирта в воде. Для этого в узкую пробирку налейте воды (до 1/3) и осторожно добавьте равный объем спирта. Отметьте резиновым кольцом положение верхнего уровня жидкости. Закройте пробирку пробкой, хорошо перемешайте. Подождите, пока раствор охладится, отметьте уровень раствора в пробирке. Объяснить происходящие явления.

Опыт 3. Состояние вещества в растворах. Образование сольватов

Нагрейте в сухой пробирке 1–2 кристаллика йода. Наблюдайте цвет паров. В каком состоянии находится йод в парах? Затем в три пробирки положите по 1–2 кристаллика йода. В первую добавьте немного бензола, во вторую – этилового спирта, в третью – воды, взболтайте содержимое. Отметьте окраску растворов, сравните её с окраской паров йода. Чем объясняется различная окраска растворов? В каком случае образуются сольваты?

Опыт 4. Приготовление и свойства пересыщенных растворов

а) Пересыщенный раствор ацетата натрия готовят из расчёта трёх объемных частей соли на одну объемную часть воды. В большую пробирку поместить кристаллы ацетата натрия и добавить соответствующий объем воды. Содержимое пробирки нагреть на слабом пламени газовой горелки до полного растворения кристаллов соли. Охладить пробирку под струей холодной воды. Внести маленький кристаллик ацетата натрия в охлажденный раствор и наблюдать процесс кристаллизации растворенного вещества. Отметить экзотермический характер процесса. Повторно нагреть содержимое пробирки до полного растворения соли и охладить раствор. Вызвать выпадение кристаллов за счет трения стеклянной палочки о стенку пробирки.