

МИНОБРНАУКИ РОССИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего профессионального образования
«Юго-Западный государственный университет»
(ЮЗГУ)

Кафедра фундаментальной химии и химической технологии



ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Методические указания для выполнения лабораторной работы
по дисциплине «Неорганическая химия»
для студентов направления подготовки
04.03.01 (020100.62) «Химия» и специальности
04.05.01 (020201.65) «Фундаментальная и прикладная химия»

КУРСК 2015

УДК 546

Составитель: О.В. Бурыкина, Ф.Ф. Ниязи

Рецензент

кандидат химических наук, доцент Н.В. Кувардин

Химическое равновесие: методические указания по дисциплине "Неорганическая химия" / Юго-Зап. гос. ун-т; сост.: О.В. Бурькина, Ф.Ф. Ниязи Курск, 2015, 7с.; Библиогр.: 7с.

Излагаются методические указания по проведению лабораторной работы по теме «Химическое равновесие» курса «Неорганической химии». Рассматриваются условия возникновения химического равновесия, способы смещения химического равновесия в ту или иную сторону

Методические указания предназначены для студентов 1 курса дневного отделений направления подготовки 04.03.01 (020100.62) «Химия» и специальности 04.05.01 (020201.65) «Фундаментальная и прикладная химия», выполняющих лабораторную работу по теме «Химическое равновесие» по дисциплине «Неорганическая химия» согласно рабочих учебных планов направления подготовки 04.03.01 (020100.62) «Химия» и специальности 04.05.01 (020201.65) «Фундаментальная и прикладная химия».

Текст печатается в авторской редакции

Подписано в печать Форма 60x84 1/16.

Усл. печ. л. Уч.-изд.л. Тираж 30 экз. Заказ. Бесплатно

Юго-Западный государственный университет.

305040 Курск, ул. 50 лет Октября, 94.

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Реакции, которые при одних и тех же условиях, могут протекать как в прямом, так и в обратном направлении называются обратимыми.

Условие необратимости процесса – продукт реакции уходит из сферы реакции, например улетучивается.

Существует два условия равновесия:

1) $\Delta G = 0$ - термодинамическое условие равновесия

2) $V_1 = V_2$. – кинетическое условие равновесия.

Химическое равновесие—это динамический процесс, при котором происходит непрерывное образование и разложение молекул.

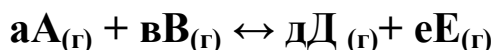
На основании равенства скоростей прямой и обратной реакций при равновесии можно написать:

$$K_c = k_{пр}/k_{обр}$$

Это соотношение называется константой равновесия.

Отношение произведения равновесных концентраций продуктов реакции в степенях равных стехиометрическим коэффициентам, к произведению равновесных концентраций исходных веществ в степенях равных стехиометрическим коэффициентам при постоянной температуре является постоянной величиной и называется константой равновесия.

Для гомогенной реакции вида



константа равновесия выражается равенством

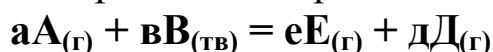
$$K_c = [D]^d [E]^e / [A]^a [B]^b$$

Для реакций, протекающих между газообразными веществами, часто применяется выражение константы равновесия через парциальные давления

$$K_p = p_D^d p_E^e / p_A^a p_B^b$$

В выражение константы равновесия гетерогенной реакции входят только концентрации веществ, находящихся в жидкой или газообразной фазе, так как концентрации твердых веществ остаются постоянными. Площадь поверхности не влияет на значение константы равновесия в гетерогенном процессе, потому что и прямая, и обратная реакции протекают на одной площади поверхности.

В общем случае для гетерогенного процесса



константа равновесия выражается равенством:

$$K_c = [E]^e [D]^d / [A]^a$$

На практике константу равновесия вычисляют из экспериментально найденных равновесных концентраций.

Концентрации реагентов при установившемся равновесии называются **равновесными** и обозначают [].

Изменение внешних условий (давление, температура, концентрации веществ в системе) приводит к нарушению равновесия. Однако, через некоторое время при новых условиях равновесие восстанавливается, но с новыми равновесными концентрациями.

Переход системы из одного равновесного состояния к другому называется **смещением** или **сдвигом равновесия**.

Характер смещения химического равновесия под влиянием внешних воздействий можно прогнозировать, применяя **принцип Ле Шателье**:

Если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказать какое-либо воздействие, то в системе усиливаются те процессы, которые стремятся свести это воздействие к минимуму.

1. Повышение температуры приводит к смещению химического равновесия в направлении эндотермической реакции.
2. Повышение давления вызывает смещение химического равновесия в направлении реакции, приводящей к понижению давления.
3. Удаление из системы одного из продуктов реакции ведет к смещению равновесия в сторону прямой реакции.
4. Уменьшение концентрации одного из исходных веществ приводит к сдвигу химического равновесия в направлении обратной реакции.

Рассмотрим влияние внешних факторов на смещение химического равновесия на примере реакции получения водорода:



1. Если в систему добавить исходные вещества, то ускоряется прямой процесс, т.е. равновесие смещается вправо.
2. Если в систему ввести дополнительное количество продуктов реакции, то равновесие сместится в сторону обратной реакции, т.е. влево.
3. Прямая реакция протекает с увеличением числа молей газа. Поэтому уменьшение давления будет смещать равновесие в её сторону и наоборот.

4. Прямой процесс эндотермический ($\Delta H > 0$), т.е. протекает с затратами тепла, поэтому увеличение температуры будет смещать равновесие в сторону прямой реакции.

При применении принципа Ле Шателье к гетерогенному процессу нужно иметь в виду, что *твердые исходные вещества и продукты реакции не влияют на смещение гетерогенного химического равновесия.*

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

Опыт 1: Влияние концентрации на смещение химического равновесия.

Взаимодействие трихлорида железа FeCl_3 с роданидом аммония NH_4NCS (или роданидом калия KNCS) приводит к образованию роданид железа $\text{Fe}(\text{NCS})_3$, который придает раствору красную окраску.

По изменению интенсивности окраски $\text{Fe}(\text{NCS})_3$ можно судить об изменении концентрации, т.е. о смещении химического равновесия в ту или иную сторону.

В колбу объемом 100 мл налейте 2,5мл раствора FeCl_3 и добавьте 2,5мл раствора NH_4NCS (KNCS). Полученную смесь разбавьте дистиллированной водой до метки на колбе. Приготовленный раствор размешайте энергичным встряхиванием.

Мерной пипеткой разлить полученный раствор в четыре пробирки по 10мл в каждую.

В первую пробирку добавьте избыток раствора трихлорида железа, во вторую – роданида аммония (роданида калия), в третью – хлорида аммония (хлорида калия), четвертую пробирку оставьте для сравнения.

ПРИМЕЧАНИЕ: объем растворов, который необходимо добавлять в пробирки, чтобы получить избыток того или иного реагента, преподаватель задает конкретно для каждой бригады.

Для каждого из полученных растворов определите значение оптической плотности используя фотоколориметр.

При оформлении результатов опыта необходимо

1. записать уравнение реакции между трихлоридом железа и роданидом аммония (роданидом калия);
2. написать выражение константы равновесия данной реакции;
3. отметить изменение интенсивности окраски в каждом случае, когда приливали избыток раствора того или иного реагента и записать для каждого случая значение оптической плотности раствора;

4. сделать вывод о направлении смещения химического равновесия и об изменении концентрации каждого компонента в случае добавления: а) трихлорида железа, б) роданида аммония (роданида калия), в) хлорида аммония (хлорида калия).

Опыт 2. Взаимодействие солей магния с раствором аммиака

Внести в пробирку 4 капли раствора хлорида магния и по каплям добавить раствор аммиака до появления осадка. К полученному осадку добавить по каплям концентрированный раствор хлорида аммония. Что происходит? Затем по каплям добавить раствор гидроксида натрия. Что Вы наблюдаете?

Напишите уравнения происходящих процессов и объясните происходящие явления.

Опыт 3. Свойства трихлорида сурьмы.

В пробирку внести 5 капель раствора трихлорида сурьмы и постепенно по каплям добавить воду. Что происходит? Затем в эту же пробирку долить по каплям соляную кислоту. Какие изменения Вы наблюдаете в пробирке?

Напишите уравнения происходящих процессов и объясните происходящие явления..

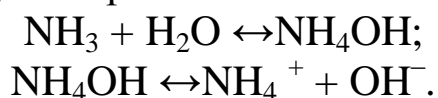
Опыт 4 Изучение хромат – дихроматого равновесия

Соли хромовой кислоты – хроматы – окрашены в желтый цвет (цвет иона CrO_4^{2-}), соли двуххромовой кислоты – дихроматы – окрашены в оранжевый цвет (цвет иона $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$). Запишите равновесие, которое может установиться при изменении кислотности среды, учитывая, что в кислой среде существует дихромат ион, а в щелочной – хромат.

В пробирку поместите 1 мл раствора дихромата и прибавьте 5 капель 2н раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете? Затем к этому же раствору по каплям прибавляйте 2н раствор серной кислоты. Объясните изменение окраски раствора.

Опыт 5. Влияние температуры на состояние химического равновесия

В пробирку налейте 5 мл воды и добавьте 1–3 капли раствора фенолфталеина и несколько капель концентрированного раствора аммиака. В растворе наблюдается равновесие:



Нагрейте полученную смесь. Дайте объяснения происходящих явлений. Рассчитайте $\Delta_r H^0$, используя табличные данные. Сделайте вывод о тепловом эффекте реакции и влиянии на смещение её равновесия температуры.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Артеменко, А.И. Справочное руководство по химии / А.И. Артеменко, И.В. Тикунова, В.А. Малеванный. – 2-е изд., перераб.– М.: Высшая школа, 2003. – 367 с.
2. Лабораторный практикум по физической и коллоидной химии: учеб. пособие / П.М. Кругляков [и др.]. – М.: Высшая школа, 2007. – 110 с.
3. Н.С. Ахметов Общая и неорганическая химия, 4-е изд. испр. - М.: Высш. шк., 2001-730с.
4. Васильева З.Г., Грановская А.А., Таперова А.А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. Л.: Химия, 1986.

