

Документ подписан простой электронной подписью  
Информация о владельце:  
ФИО: Локтионова Оксана Геннадьевна  
Должность: проректор по учебной работе  
Дата подписания: 08.06.2013 09:08:38  
Уникальный программный ключ:  
0b817ca911e6668abb13a5d426d39e5f1c11eabbf73e943df4a4851fda56d089

**МИНОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИИ**  
Федеральное государственное бюджетное образовательное  
учреждение высшего профессионального образования  
«Юго-Западный государственный университет»  
(ЮЗГУ)

Кафедра химии

УТВЕРЖДАЮ

Проректор по учебной работе  
О. Г. Локтионова  
*О. Г. Локтионова* 2013 г.



**ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ**

Методические указания по дисциплине "Химия"  
для студентов нехимических специальностей

Курск 2013

УДК 546

Составитель И.В.Савенкова

Рецензент

Доктор химических наук, профессор *Ф. Ф. Ниязи*

**Химическое равновесие:** методические указания по дисциплине "Химия" для студентов нехимических специальностей / Юго-Зап. гос. ун-т; сост.: И.В.Савенкова. Курск, 2013. 14 с. Библиограф.: с. 3

Излагаются методические рекомендации для самостоятельной работы по данной теме. Рассматриваются условия возникновения химического равновесия, способы смещения химического равновесия в ту или иную сторону; приводятся варианты индивидуальных заданий для контроля усвоения темы.

Предназначены для студентов технических специальностей.

Текст печатается в авторской редакции

Подписано в печать *14.05.13*. Формат 60x84 1/16.

Усл.печ. л. *08* Уч.-изд. л. *7* Тираж 100 экз. Заказ. Бесплатно. *349*

Юго-Западный государственный университет.

305040, г. Курск, ул. 50 лет Октября, 94.

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.

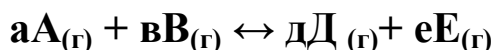
На основании равенства скоростей прямой и обратной реакций при равновесии можно написать:

$$K_c = k_{пр}/k_{обр}$$

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

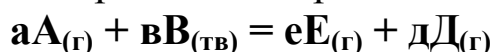
$$K_c = [D]^d [E]^e / [A]^a [B]^b$$

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  $\text{FeCl}_3$  с роданидом аммония  $\text{NH}_4\text{NCS}$  (или роданидом калия  $\text{KNCS}$ ) 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  $\text{FeCl}_3$  и добавьте 2,5мл раствора  $\text{NH}_4\text{NCS}$  ( $\text{KNCS}$ ). 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..

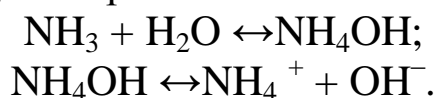
**Опыт 4 Изучение хромат – дихроматого равновесия**

Соли хромовой кислоты – хроматы – окрашены в желтый цвет (цвет иона  $\text{CrO}_4^{2-}$ ), 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.

