

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. *1* 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.

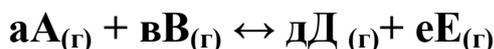
На основании равенства скоростей прямой и обратной реакций при равновесии можно написать:

$$K_c = k_{пр}/k_{обр}$$

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

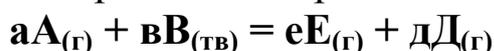
$$K_c = [D]^d [E]^e / [A]^a [B]^b$$

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 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 добавить по каплям соляную кислоту. Какие изменения Вы наблюдаете в пробирке?

Напишите уравнения происходящих процессов и объясните происходящие явления..

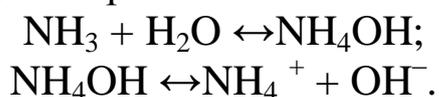
Опыт 4 Изучение хромат – дихроматого равновесия

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.

