

Дата 23.03.2020

Дисциплина Химия

Специальность

Курс 1 группа 16

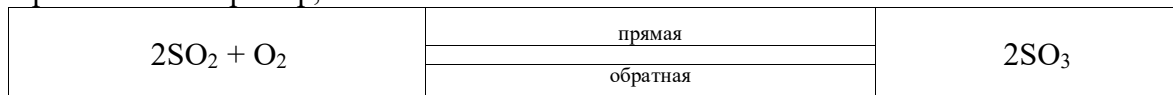
Урок № 67

Тема Обратимость химических реакций. Химическое равновесие.

Многие химические реакции протекают до полного ЗАВЕРШЕНИЯ. Что это означает, как вы думаете? (реакция продолжается до тех пор, пока один из реагентов полностью не израсходуется.). (Смотри уравнения из самостоятельной работы.)

Необратимые реакции идут только в одном направлении и сопровождаются образованием веществ, уходящих из сферы реакции. Необратимыми являются реакции горения, реакции ионного обмена, идущие с образованием осадка, газа или воды, некоторые реакции разложения.

Обратимые реакции - это реакции, которые одновременно протекают в прямом и обратном направлении. Например,



При протекании обратимой химической реакции концентрации исходных веществ постепенно уменьшаются, а продуктов реакции - увеличиваются. Следовательно, в соответствии с законом действующих масс, скорость прямой реакции уменьшаются, а скорость обратной реакции - увеличиваются. Через какое-то время эти скорости станут равными, и возникнет состояние, именуемое химическим равновесием (смотри слайд №1).

Прежде чем рассмотрим это понятие более подробно и детально, остановимся более подробно на самом понятии "равновесие".

Равновесие означает состояние, в котором сбалансированы все противоположно направленные на систему воздействия. Равновесие может быть устойчивым и неустойчивым, может быть статическим и динамическим.

ПРОБЛЕМНЫЙ вопрос №1. Какие примеры статического и динамического равновесия вы знаете?

(Примером механического динамического равновесия может быть движение реки и рыбы в противоположных направлениях с равными скоростями, или движение человека, идущего по эскалатору в сторону, противоположную движению эскалатора, со скоростью, равной скорости эскалатора.)

Это примеры механического равновесия.

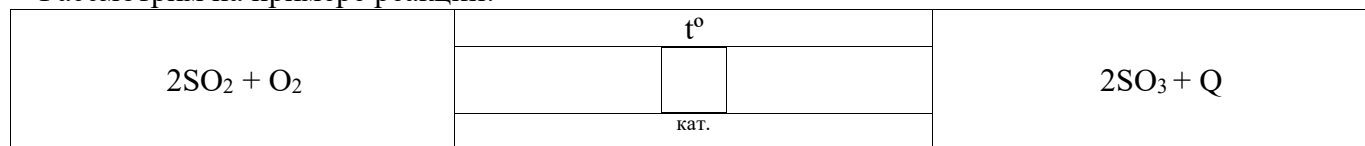
Равновесие между водой и ее паром также является примером физического динамического равновесия.

ПРОБЛЕМНЫЙ вопрос №2. Какие свойства характеризуют динамического равновесие? (Динамические равновесия характеризуются целым рядом общих свойств:

- они включают прямой и обратный процессы;
- прямой и обратный процесс сбалансированы между собой;
- состояние равновесия может быть достигнуто как со стороны прямого процесса, так и со стороны обратного процесса;
- может устанавливаться только в замкнутой системе, то есть системе, которая не обменивается с окружающей средой веществом.)

Химическое равновесие реакции характеризуется количественно величиной, называемой константа химического равновесия.

Рассмотрим на примере реакции:



По закону действующих масс скорость прямой ($V_{\text{пр}}$) и обратной ($V_{\text{об}}$) выражается уравнениями:

$$V_{\text{пр}} = K_{\text{пр}} \cdot C^2(\text{SO}_2) \cdot C(\text{O}_2) \text{ или } V_{\text{пр}} = K_{\text{пр}} \cdot [\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

$$V_{\text{об}} = K_{\text{об}} \cdot C^2(\text{SO}_3) \text{ или } V_{\text{об}} = K_{\text{об}} \cdot [\text{SO}_3]^2, \text{ где}$$

$C(\text{SO}_2)$ или $[\text{SO}_2]$ - равновесная концентрация SO_2 и т.п.

При химическом равновесии $V_{\text{пр}} = V_{\text{об}}$, то $K_{\text{пр}} \cdot C^2(\text{SO}_2) \cdot C(\text{O}_2) = K_{\text{об}} \cdot C^2(\text{SO}_3)$ или $K_{\text{пр}} \cdot [\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2] = K_{\text{об}} \cdot [\text{SO}_3]^2$.

Отсюда,

$K_{\text{пр}}$	=	$\frac{C^2(\text{SO}_3)}{C^2(\text{SO}_2) \cdot C(\text{O}_2)}$
$K_{\text{об}}$		

или

$K_{\text{пр}}$	=	$\frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}$
$K_{\text{об}}$		

Отношение констант скоростей прямой и обратной реакции также является величиной постоянной, то есть отношение $K_{\text{пр}} / K_{\text{об}} = K_p$. K_p - это константа химического равновесия.

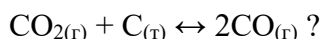
Поэтому состояние равновесия для данной реакции можно выразить так

K_p	=	$\frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}$
-------	---	--

Обратите внимание, что взятая в качестве примера реакция является гомогенной (Что отличает ее от гетерогенной?).

В случае гетерогенных реакций константа равновесия определяется только значениями равновесных молярных концентраций веществ, которые находятся в газообразном или жидком состоянии, так как концентрация твердого вещества есть величина постоянная.

?- Как можно записать выражение константы равновесия для реакции



(Константа равновесия выражается так:

K_p	=	$\frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]^2}$
-------	---	---

? - Какова размерность этой величины, с учетом того, что молярная концентрация измеряется моль/л.

Напишите размерность константы для той и другой использованных реакций.

Одинакова ли размерность? Почему?(Размерность бывает разной. Это зависит от величин Величина константы химического равновесия зависит от

Какие ваши предположения по этому поводу? Аргументируйте их. (от природы реагирующих веществ и температуры).

Константа химического равновесия имеет большое практическое и теоретическое значение, так как по ее численному значению можно судить о выходе продуктов реакции. При $K_p \gg 1$ большие концентрации продуктов реакции, то есть выход продуктов достаточно велик. Значение $K_p \ll 1$ свидетельствует, что в реакционной равновесной смеси находятся в основном исходные вещества и выход продуктов крайне незначителен.

Для закрепления рассмотренного материала целесообразно решить задачу (у доски работает хорошо подготовленный учащийся).

Задача .

Вычислите константу равновесия и равновесные концентрации водорода и иода в реакции, протекающей в соответствии с уравнением

$H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$, если их начальные концентрации составляли 0,5 и 1,5 моль/л соответственно, а равновесная концентрация иодида водорода равна 0,5 моль/л.

Решение: Константу равновесия можно определить из выражения:

K_p	=	$\frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$
		$\frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$

В это выражение входят равновесные концентрации, однако в условии задачи введены исходные концентрации иода и водорода $[H_2]_0$ и $[I_2]_0$.

Для того, чтобы найти искомые равновесные концентрации, определим количество вещества иода и водорода, прореагировавших к моменту наступления равновесия. Из уравнения реакции следует, что 2 моль иодида водорода образуются при взаимодействии 1 моль водорода и моль иода, т.е. продукт реакции образуется в количестве, вдвое превышающем расход исходных веществ.

Так как $[HI]_p = 0,5$ моль/л, то расход иода и водорода составит 0,25 моль/л.

Равновесные концентрации представляют собой разность между первоначальным количеством вещества и количеством вещества, вступившего в реакцию:

$$[I_2]_p = 1,5 - 0,25 = 1,25 \text{ (моль/л);}$$

$$[H_2]_p = 0,5 - 0,25 = 0,25 \text{ (моль/л).}$$

Теперь из выражения для константы равновесия находим ее значение:

$$K = 0,5^2 / (0,25 \cdot 1,25) = 0,8.$$

Рассмотренная реакция превращения сернистого газа в серный ангидрид используется в промышленности для получения серной кислоты. Если эта реакция обратима, то использовать ее крайне неэффективно, так как выход данной реакции исходя из значения K_p весьма незначительна.

ПРОБЛЕМНЫЙ вопрос №3 .

Можно ли химическое равновесие сместить? Если да, то как именно? (температура, давление, катализатор, концентрации реагирующих веществ).

Сообщение о истории открытия принципа делает один из учащихся.

{Более 100 лет назад французский физико-химик Анри Ле Шателье провозгласил на заседании Парижской академии наук свой знаменитый принцип. Дословная формулировка этого принципа столь длинна и тяжеловесна, что этот принцип много раз пытались переформулировать. Одна из версий: "Если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия оказать внешнее воздействие, то равновесие сместится в сторону той реакции, которая ослабляет оказанное воздействие".}

Все эти более ста лет после того, как был впервые сформулирован принцип Ле Шателье, он находился в центре дискуссии, причем, главные научные сомнения касались выполнимости общего утверждения: не следует ли ограничить применимость этого принципа или по крайней мере сделать более точной его терминологию. Можно ли представить его в количественном выражении? Поиск точной формулировки простого и общего принципа гипнотизировал, мучил и заставлял признать свое поражение лучшие умы (среди которых нобелевские лауреаты Браун, Оствальд, Планк и др.).

Этот принцип часто называют принципом "бегства от насилия" или принципом "вредности" или принципом "наоборот".

Смещение равновесия или сдвиг равновесия означает переход в новое равновесное состояние}

Рассмотрим факторы, влияющие на смещение равновесия в теоретическом и экспериментальном аспектах.

1 фактор - влияние изменения температуры.

Для оценки влияния этого фактора следует в уравнении химической реакции указать тепловой эффект, то есть указать, является данная реакция экзо- или эндотермической.

Демонстрационный опыт №1 "Превращение оксида азота (IV) NO₂ в димер N₂O₄".

2NO ₂	соед.	N ₂ O ₄ + 54,4 кДж
бурый	разлож.	бесцветн.

Оборудование: 2 круглодонные колбы, соединенные трубкой, 2 химических стакана емкостью 1-2 л, спиртовка, асбестовая сетка.

Реактивы: газообразный NO₂, лед, вода.

Ход опыта:

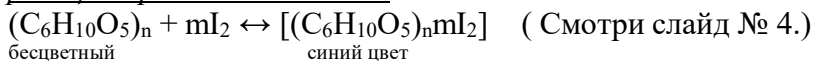
1) Заполните колбу бурым газом NO₂ (получить действием концентрированной азотной кислоты на медь).

2) Одну из колб опустить в стакан с горячей водой, другую - в стакан со смесью воды и льда. Через некоторое время (примерно 2 мин) происходит усиление окраски при нагревании и ослабление - при охлаждении.

Какой вывод можно сделать на основании этих наблюдений? (При повышении температуры равновесие сдвигается в сторону эндотермической реакции, при охлаждении - в сторону экзотермической.)

Реализация принципа "противодействия сил".

Лабораторный опыт №1. "Влияние температуры на смещение равновесия обратимой реакции крахмала с иодом".



бесцветный

синий цвет

Оборудование: 2 пробирки, спиртовка, стакан.

Реактивы: крахмальный клейстер, раствор иода с добавлением иодида калия.

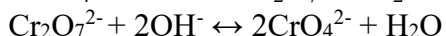
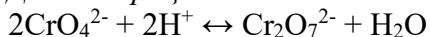
Ход опыта:

1) В две пробирки налейте 1-2 мл. свежеприготовленного крахмального клейстера и добавьте 2-3 капли раствора иода. Какие изменения окраски вы наблюдаете?

2) Одну из пробирок нагрейте в пламени спиртовки, а затем охладите. Что происходит с окраской при нагревании и после охлаждения?. Обоснуйте наблюдаемые эффекты, используя принцип Ле Шателье. Сделайте вывод о роли данного фактора на смещение равновесия экзо - и эндотермических реакций.

2 фактор - изменение концентрации реагирующих веществ.

Демонстрационный опыт №2 "Равновесие между хромат - и дихромат-анолами".



Оборудование: чашки Петри - 2 шт. и кодоскоп.

Реактивы: водный раствор хромата калия (1 моль/л), серная кислота (4 моль/л), гидроксид калия (4 моль/л).

Ход опыта:

1) В 2 чашки Петри налейте на половину объема раствор хромата калия. Обратите внимания на окраску раствора.

2) Прилейте при перемешивании серную кислоту. Что происходит с окраской раствора? Сопоставьте окраску исходного раствора с полученным.

3) В полученный раствор добавьте раствор едкого кали до изменения окраски.

После проведения опыта проводится совместное обсуждение результатов на основе принципа Ле Шателье.

Лабораторный опыт №2. "Взаимодействие растворов хлорида железа(III) и роданида калия.



Оборудование: 3 стакана емкостью 100 мл, стеклянная палочка.

Реактивы: водный раствор хлорида железа (III) (0,01 моль/л), подкисленный соляной кислотой до рН 2, водные растворы роданида калия (0,01 и 6 моль/л), кристаллический хлорид калия.

Ход опыта:

1) В три стакана налейте раствор FeCl_3 одинаковых объемов и добавьте при помешивании небольшие порции раствора KCNS до появления светло-красной окраски одинаковой интенсивности во всех стаканах. Как вы думаете, какой продукт является причиной этой окраски?

2) Один стакан оставьте для сравнения, в другой добавьте концентрированный раствор KCNS в небольшом количестве. Как изменилась окраска раствора? Почему?

3) В третий стакан поместите порцию кристаллического хлорида калия. Раствор перемешайте до полного растворения добавленной соли. Как меняется окраска раствора в этом случае? Почему?

После обсуждения результатов сделайте вывод о влиянии изменения концентрации на смещение химического равновесия. (Смотри слайд №6.)

3 фактор - влияние изменения давления.

Демонстрационный опыт №3.

Учитель открывает бутылку с газированной водой.

Что вы наблюдаете, почему?

Обсуждается влияния давления на смещение химического равновесия.

Следует обратить внимание учащихся на зависимость давления газообразных реагентов от их объема.

ПРОБЛЕМНЫЙ вопрос №4.

Как повлияет изменение давления на смещение равновесия, если в ходе реакции не происходит изменение объемов газообразных веществ?

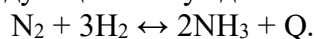
Какие факторы, кроме указанных в процессе изучения данной темы, влияют на скорость реакции (катализаторы)?

Как вы думаете, как влияет катализатор на равновесную систему? (не смещает равновесие, не влияет на константу, а лишь уменьшает время достижения равновесия)

3. Закрепление изученного материала.

Проблемная ситуация: "Представьте себе, что вы занялись промышленным предпринимательством, а именно, синтезом аммиака из азота и водорода. Сырьем располагаете в достаточном количестве. Знаете уравнение химической реакции, имеете необходимые установки и оборудование, но, увы, аммиака получаете очень мало, производство нерентабельно, а значит невыгодно. Что не учли "горе-предприниматели"? Как им помочь?"

После последующего обсуждения сделать вывод:



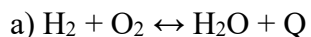
Для смещения равновесия в сторону образования аммиака, то есть вправо, следует:

1. Температуру понизить (почему очень низкие температуры не желательны?)
2. Повышать концентрацию азота и водорода, постоянно добавляя их в реакционную систему.
3. Повысить давление (почему очень высокое давление также нежелательно, да и невозможно?)

Учитель: Для закрепления изученного материала выполнить задания:

(Задание для последующего обсуждения в парах):

Даны схемы химических реакций:



Задание №1: Укажите, в какую сторону сместится равновесие при:

- повышении температуры;
- понижении давления;
- увеличении концентрации исходных веществ.

Задание№2 : Запишите выражения констант равновесия для данных реакции и укажите их размерность.

Задание оформить и отправить по адресу n.shumakova77@mail.ru