

Задание:

1. Составить конспект.
2. Отчеты отправить на эл. почту **bandreeva68@mail.ru** не позже 15.00 20.04.2020

Химическая кинетика и химическое равновесие.

Химическая кинетика – это раздел химии, изучающий скорости химических реакций. При рассмотрении вопроса о скорости реакций необходимо различать гомогенные и гетерогенные реакции. *Гомогенные системы* состоят из одной фазы (например, любая газовая смесь), а *гетерогенные* – из нескольких фаз (например, вода со льдом). *Фазой* является часть системы, отделённая от других её частей поверхностью раздела, при переходе через которую происходит скачкообразное изменение свойств.

Скорость гомогенной реакции – это количество вещества, вступающего в реакцию или образующегося при реакции за единицу времени в единице объёма системы. *Скоростью гетерогенной реакции* является количество вещества, вступающего в реакцию или образующегося при реакции за единицу времени на единице поверхности фазы (или массы, объёма твердой фазы, когда затруднительно определение величины поверхности твёрдого тела):

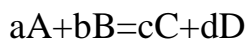
$$v_{\text{гомог}} = \frac{\Delta n}{V \Delta t} = \frac{\Delta c}{\Delta t}$$
$$v_{\text{гетерог}} = \frac{\Delta n}{S \Delta t}$$

Где Δn – изменение количества вещества, моль;

V – объем, л;

Δt – время, с.

Большинство химических реакций являются обратимыми, то есть могут протекать как в прямом, так и в обратном направлениях. Рассмотрим обратимую реакцию:



Скорости прямой и обратной реакции связаны с концентрациями реагентов следующими уравнениями:

$$v_{\text{х.р. пр}} = k_{\text{пр}} [A]^a \cdot [B]^b \quad v_{\text{х.р. обр}} = k_{\text{обр}} [C]^c \cdot [D]^d$$

С течением времени скорость прямой реакции будет уменьшаться вследствие расхода реагентов **A** и **B** и понижения их концентраций. Скорость обратной реакции по мере накопления продуктов **C** и **D** будет возрастать. Поэтому через некоторый промежуток времени скорости прямой и обратной реакций сравняются друг с другом. Установится состояние системы, в котором отсутствуют потоки вещества и энергии, называемое химическим

равновесием. Все обратимые процессы протекают не полностью, а лишь до состояния равновесия, в котором из условия $v_{x.p. пр} = v_{x.p. обр}$ следует:

$$k_{пр}/k_{обр}=[C]^c \cdot [D]^d / [A]^a \cdot [B]^b = K$$

где **K** - константа химического равновесия, которая зависит от **температуры и природы** реагентов, но не зависит от концентрации последних. Это математическое выражение закона действующих масс, который позволяет рассчитывать состав равновесной реакционной смеси.

Важнейшими **факторами, влияющими на скорость реакции**, являются:

1. Природа реагирующих веществ;
2. Концентрации реагирующих веществ;
3. Температурный фактор;
4. Наличие катализаторов.

1) Влияние концентрации реагирующих веществ. Представим уравнение химической реакции в общем виде: $aA + bB + \dots =$, тогда $v_{x.p.} = k[A]^a[B]^b$ – это, по сути, математическая запись закона действующих масс: при неизменной температуре $v_{x.p.}$ пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, причём каждая концентрация входит в произведение в степени, равной коэффициенту, стоящему перед формулой данного вещества в уравнении реакции. Величина константы скорости реакции (**k**) зависит от природы реагирующих веществ, температуры и наличия катализаторов, но не зависит от концентрации веществ.

2) Зависимость $v_{x.p.}$ от температуры и от природы реагирующих веществ. Энергией активации E_a (в кДж/моль) называют избыточную энергию, которой должны обладать молекулы для того, чтобы их столкновение могло привести к образованию нового вещества. E_a различных реакций различна. Посредством этого фактора сказывается влияние природы реагирующих веществ на $v_{x.p.}$. Если $E_a < 40$ кДж/моль (т.е. мала), то скорость такой реакции велика (например, ионные реакции в растворах, протекающие практически мгновенно). Если $E_a > 120$ кДж/моль (т.е. очень значительна), то скорость такой реакции незначительна (например, реакция синтеза аммиака $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ – скорость этой реакции при обычных температурах вследствие высоких значений E_a настолько мала, что заметить её протекание практически невозможно).

Возрастание $v_{x.p.}$ с ростом температуры обычно характеризуют температурным коэффициентом скорости реакции γ – величиной, показывающей, во сколько раз возрастает скорость рассматриваемой реакции при повышении температуры системы на 10 градусов. Температурный коэффициент (γ) для разных реакций различен. При обычных температурах его значение для большинства реакций лежит в пределах от 2 до 4 (т.е. $\gamma_{x.p.} = 2-4$ раза).

$$V_{T_2} = V_{T_1} * \gamma^{(T_2 - T_1)/10}$$

$(T_2 - T_1)/10$ – это степень, в которую нужно возвести температурный коэффициент (γ)

3) Катализаторами являются вещества, не расходуемые в реакции, но оказывающие влияние на её скорость. Явление изменения скорости реакции под действием катализаторов называется **катализом**, а сами эти реакции являются **каталитическими**. Действие катализатора обусловлено снижением активационного предела химического взаимодействия, т.е. снижением величины энергии активации. Под воздействием катализаторов реакции могут ускоряться в миллионы и более раз. Некоторые реакции без катализаторов вообще не реализуются. Катализаторы широко используются в промышленности.

Различают **гомогенный и гетерогенный катализ**. При **гомогенном катализе** катализатор и реагенты образуют одну фазу (газ или раствор), а при **гетерогенном катализе** – катализатор находится в системе в виде самостоятельной фазы.

Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье

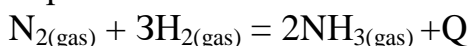
Если система находится в равновесии, то она будет находиться в нём до тех пор, пока внешние условия сохранятся постоянными. На практике зачастую бывает важно добиться максимально возможного смещения равновесия в сторону прямой реакции (или обратной, если требуется подавить образование вредных веществ). Условия для этого выбирают на основе принципа Ле Шателье: *если на систему, находящуюся в равновесии, производится какое-либо внешнее воздействие (изменяется концентрация, температура, давление), то равновесие смещается в том направлении, которое способствует ослаблению этого воздействия.*

1. Влияние концентрации. Если увеличить концентрацию исходных веществ, то система будет стремиться быстрее их израсходовать, то есть сместится в сторону образования продуктов. И, наоборот, если в системе увеличить концентрацию продуктов, то система сместится в сторону исходных веществ.

2. Влияние давления. Изменение давления наиболее существенно в случае реакций, протекающих с изменением числа молей газообразных веществ.

При увеличении общего давления равновесие смещается таким образом, что общее давление снижается, то есть, смещается в направлении той реакции, которая протекает с уменьшением числа молей газообразных веществ.

Рассмотрим применение принципа Ле Шателье на примере реакции образования аммиака.



Если: а) уменьшить концентрации исходных веществ N_2 и H_2 б) увеличить давление равновесной смеси (сжать), то:

а) Уменьшение концентрации исходных веществ N_2 и H_2 приведет к смещению равновесия справа налево, в результате концентрации N_2 и H_2 вновь увеличатся за счет разложения аммиака.

б) Увеличение давления системы приведет к смещению равновесия слева направо, то есть в направлении реакции синтеза аммиака, при этом число молей газообразных веществ уменьшится (из 4-х молей исходных веществ

образуется 2 моль продуктов), а соответственно уменьшится и общее давление системы.

3. Повышение температуры будет способствовать протеканию эндотермической реакции, идущей с поглощением тепла ($Q < 0$; $\Delta H > 0$); понижение температуры будет способствовать протеканию экзотермической реакции, идущей с выделением тепла ($Q > 0$; $\Delta H < 0$). Например, увеличение температуры сместит равновесие реакции синтеза аммиака справа налево, то есть в направлении эндотермической реакции, идущей с поглощением тепла. Температура системы в результате понизится.

4. Влияние катализатора. Катализаторы одинаково ускоряют как прямую, так и обратную реакцию, и поэтому не смещают химическое равновесие. Они способствуют более быстрому достижению равновесного состояния.