**Тема: Обратимость химических реакций химическое равновесие**

 Среди всех известных реакций различают реакции обратимые и необратимые. При изучении реакций ионного обмена были перечислены условия, при которых они протекают до конца. ([вспомните их](https://www.sites.google.com/site/himulacom/zvonok-na-urok/9-klass---vtoroj-god-obucenia/urok-no6-7-reakcii-ionnogo-obmena-i-uslovia-ih-protekania)).

Известны и такие реакции, которые при данных условиях до конца не идут. Так, например, при растворении в воде сернистого газа происходит реакция:

SO2  +  H2O → H2SO3.

Но оказывается, что в водном растворе может образоваться только определенное количество сернистой кислоты. Это объясняется тем, что сернистая кислота непрочная, и происходит обратная реакция, т.е. разложение на оксид серы и воду. Следовательно, данная реакция не идет до конца потому, что одновременно происходит две реакции – прямая (между оксидом серы и водой) и обратная (разложение сернистой кислоты). SO2  +  H2O  ↔ H2SO3.

Химические реакции, протекающие при данных условиях во взаимно противоположных направлениях, называются обратимыми.

2.      Поскольку скорость химических реакций зависит от концентрации реагирующих веществ, то вначале скорость прямой реакции  (υпр ) должна быть максимальной,  а скорость обратной реакции (υобр) равняется нулю. Концентрация реагирующих веществ с течением времени уменьшается, а концентрация продуктов реакции увеличивается. Поэтому скорость прямой реакции уменьшается, а скорость обратной реакции увеличивается. В определенный момент времени скорость прямой и обратной реакций становятся равными:



Во всех обратимых реакциях скорость прямой реакции уменьшается, скорость обратной реакции возрастает до тех пор, пока обе скорости не станут равными и не установится состояние равновесия:

υпр = υобр

Состояние системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, называют химическим равновесием.

       В состоянии химического равновесия количественное соотношение между реагирующими веществами и продуктами реакции остается постоянным: сколько молекул продукта реакции в единицу времени образуется, столько их и разлагается. Однако состояние химического равновесия сохраняется до тех пор, пока остаются неизменными условия реакции: концентрация, температура и давление.

            Количественно состояние химического равновесия описывается законом действующих масс.

При равновесии отношение произведения концентраций продуктов реакции (в степенях их коэффициентов) к произведению концентраций реагентов (тоже в степенях их коэффициентов) есть величина постоянная, не зависящая от исходных концентраций веществ в реакционной смеси.

Эта постоянная величина называется константой равновесия - k

Так для реакции:  N2 (Г) + 3H2 (Г) ↔ 2NH3 (Г) + 92,4 кДж  константа равновесия выражается так:

υ1 = υ2

υ1 (прямой реакции) = k1[N2][H2]3 , где [] – равновесные молярные концентрации, [] = моль/л

υ2 (обратной реакции) = k2 [NH3]2

k1[N2][H2]3 = k2 [NH3]2

Kp = k1/k2 = [NH3]2/ [N2][H2]3 – константа равновесия.

Химическое равновесие зависит – от концентрации, давления, температуры.

Принцип [Ле-Шателье](https://www.sites.google.com/site/himulacom/zvonok-na-urok/9-klass---vtoroj-god-obucenia/urok-no24-himiceskoe-ravnovesie-i-uslovia-ego-smesenia/anri-lui-le-satele) определяет направление смешения равновесия:

Если на систему, находящуюся в равновесии оказали внешнее воздействие, то равновесие в системе сместится в сторону обратную этому воздействию.

1) Влияние концентрации – если увеличить концентрацию исходных веществ, то равновесие смещается в сторону образования продуктов реакции.

Например, Kp = k1/k2 = [NH3]2/ [N2][H2]3

При добавлении в реакционную смесь, например азота, т.е. возрастает концентрация реагента, знаменатель в выражении для К увеличивается, но так как К – константа, то для выполнения этого условия должен увеличиться и числитель. Таким образом, в реакционной смеси возрастает количество продукта реакции. В таком случае говорят о смещении химического равновесия вправо, в сторону продукта.

Таким образом, увеличение концентрации реагентов (жидких или газообразных) смещает в сторону продуктов, т.е. в сторону прямой реакции. Увеличение концентрации продуктов (жидких или газообразных) смещает равновесие в сторону реагентов, т.е. в сторону обратной реакции.

Изменение массы твердого вещества не изменяет положение равновесия.

2) Влияние температуры – увеличение температуры смещает равновесие в сторону эндотермической реакции.

а) N2 (Г) + 3H2 (Г) ↔ 2NH3 (Г) + 92,4 кДж (экзотермическая – выделение тепла)

При повышении температуры равновесие сместится в сторону реакции разложения аммиака (←)

б) N2 (Г) + O2 (Г) ↔ 2NO (Г) – 180,8 кДж   (эндотермическая -  поглощение тепла)

При повышении температуры равновесие сместится в сторону реакции образования NO (→)

3) Влияние давления (только для газообразных веществ) – при увеличении давления, равновесие смещается в сторону образования веществ, занимающих меньший объём.

N2 (Г) + 3H2 (Г) ↔ 2NH3 (Г)

1V  - N2

3V  - H2

2V – NH3

При повышении давления (P): до реакции  4V  газообразных веществ  →   после реакции 2V газообразных веществ, следовательно, равновесие смещается вправо (→)

   При увеличении давления, например, в 2 раза, объём газов уменьшается в такое же количество раз, а следовательно, концентрации всех газообразных веществ возрастут в 2 раза. Kp = k1/k2 = [NH3]2/ [N2][H2]3

В этом случае числитель выражения для К увеличится в 4 раза, а знаменатель в 16 раз, т.е. равенство нарушится. Для его восстановления должны возрасти концентрация аммиака и уменьшиться концентрации азота и водорода. Равновесие сместится вправо.

Итак, при повышении давления равновесие смещается в сторону уменьшения объема, при понижении давления – в сторону увеличения объёма.

Изменение давления практически не сказывается на объёме твердых и жидких веществ, т.е. не изменяет их концентрацию. Следовательно, равновесие реакций, в которых газы не участвуют, практически не зависит от давления.

 ! На течение химической реакции влияют вещества – катализаторы. Но при использовании катализатора понижается энергия активации как прямой, так и обратной реакции на одну и ту же величину и поэтому равновесие не смещается.

Выполнить задания до 12.04.2020 и оправить материал ris-alena@mail.ru

Решите задачи:

№1. Исходные концентрации СO и O2 в обратимой реакции

2CO (г) + O2 (г)↔ 2 CO2 (г)

Равны соответственно 6  и 4 моль/л. Вычислите константу равновесия, если концентрация CO2 в момент равновесия равна 2 моль/л.

№2. Реакция протекает по уравнению

2SO2 (г) + O2 (г) = 2SO3 (г) + Q

Укажите, куда сместится равновесие, если

а) увеличить давление

б) повысить температуру

в) увеличить концентрацию кислорода

г) введение катализатора?