

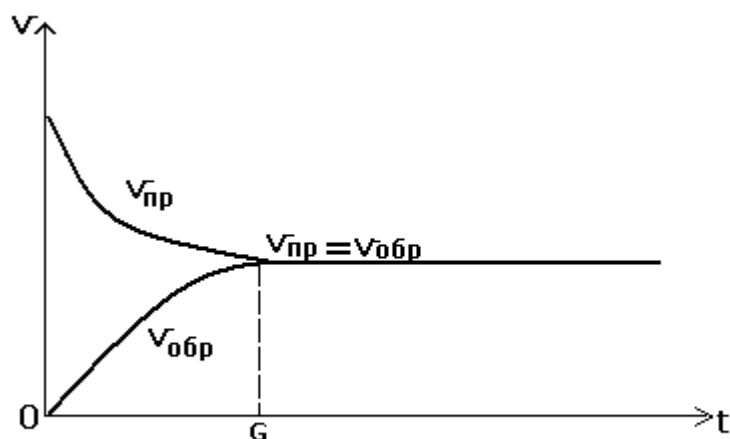
ЗАНЯТИЕ 30

Тема: ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ. Принцип Ле-Шателье.

Среди всех известных реакций различают реакции обратимые и необратимые. При изучении реакций ионного обмена были перечислены условия, при которых они протекают до конца. Известны и такие реакции, которые при данных условиях до конца не идут. Так, например, при растворении в воде сернистого газа происходит реакция: $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$. 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). $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$.

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

Поскольку скорость химических реакций зависит от концентрации реагирующих веществ, то вначале скорость прямой реакции ($v_{пр}$) должна быть максимальной, а скорость обратной реакции ($v_{обр}$) 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: **наступает химическое равновесие.** $v_{пр} = v_{обр}$



Изменение во времени скорости прямой и обратной реакций до достижения состояния равновесия

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: $v_{пр} = v_{обр}$

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.

Факторы, влияющие на смещение равновесия:

- изменение концентраций реагентов или продуктов,
- изменение давления,
- изменение температуры,

Химическое равновесие зависит – от концентрации, давления, температуры.

Принцип Ле-Шателье определяет направление смещения 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.

При добавлении в реакционную смесь, например азота, т.е. возрастает концентрация реагента, следовательно, 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 равновесие в сторону продуктов, т.е. в сторону прямой реакции. Увеличение концентрации продуктов реакции (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) $N_2 (Г) + 3H_2 (Г) \leftrightarrow 2NH_3 (Г) + 92,4 \text{ кДж}$ (экзотермическая – выделение тепла)

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

б) $N_2 (Г) + O_2 (Г) \leftrightarrow 2NO (Г) - 180,8 \text{ кДж}$ (эндотермическая - поглощение тепла)

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

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

$N_2 (Г) + 3H_2 (Г) \leftrightarrow 2NH_3 (Г)$

1V - N_2

3V - H_2

2V - NH_3

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

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.

Итак, при повышении давления равновесие смещается в сторону уменьшения объёма, 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.

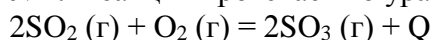
! На течение химической реакции влияют вещества – катализаторы. Но при использовании катализатора понижается энергия активации как прямой, так и обратной реакции на одну и ту же величину и поэтому равновесие не смещается.

Задания для самостоятельного выполнения:

1. Выучите основные понятия и термины по теме.
2. Напишите конспект по теме.
3. Выполните задания для закрепления

Решите задачи:

№1. Реакция протекает по уравнению



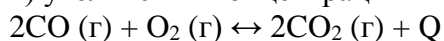
Укажите, куда сместится равновесие, если

- а) увеличить давление
- б) повысить температуру
- в) увеличить концентрацию кислорода
- г) введение катализатора?

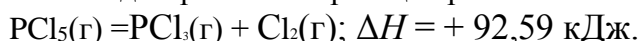
№ 2.

Укажите, как повлияет или в какую сторону сместится равновесие при:

- а) повышении давления;
- б) повышении температуры;
- в) увеличении концентрации кислорода на равновесие системы:



№ 3. Эндотермическая реакция разложения пентахлорида фосфора протекает по уравнению:



Как надо изменить: а) температуру; б) давление; в) концентрацию, чтобы сместить равновесие в сторону прямой реакции – разложения PCl_5 ?

Форма контроля самостоятельной работы:

- устный опрос;
- проверка рабочих тетрадей.
- Проверка выполненных заданий, решения задач.