

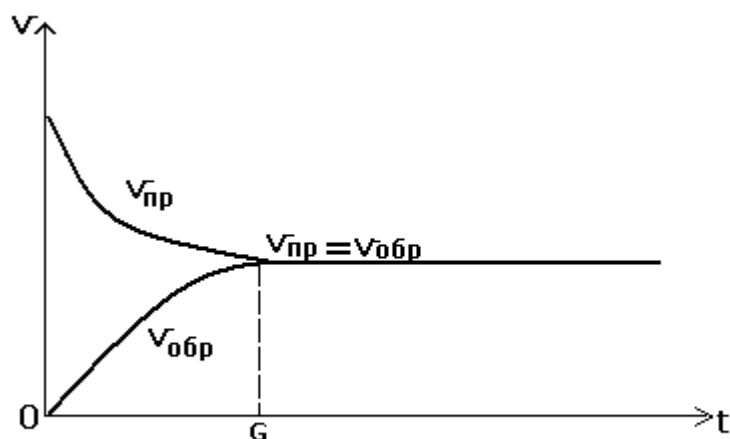
## ЗАНЯТИЕ 39

### 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.

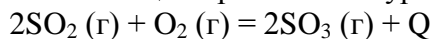
**! На течение химической реакции влияют вещества – катализаторы. Но при использовании катализатора понижается энергия активации как прямой, так и обратной реакции на одну и ту же величину и поэтому равновесие не смещается.**

#### **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



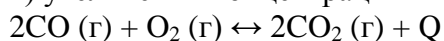
Укажите, куда сместится равновесие, если

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

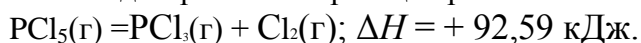
**№ 2.**

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  $\text{PCl}_5$ ?

**Форма контроля самостоятельной работы:**

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