26.01.2022

Практическая работа №43

Смещение химического равновесия под действием различных факторов: концентрации реагентов или продуктов реакции, давления, температуры. Роль смещения равновесия в технологических процессах.

**Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия под действием различных факторов**

**Содержание:**

* [Обратимые и необратимые химические реакции](https://bingoschool.ru/manual/obratimyie-i-neobratimyie-ximicheskie-reakczii.-ximicheskoe-ravnovesie.-smeshhenie-ximicheskogo-ravnovesiya-pod-dejstviem-razlichnyix-faktorov/#cs0)
* [Смещение химического равновесия под действием различных факторов](https://bingoschool.ru/manual/obratimyie-i-neobratimyie-ximicheskie-reakczii.-ximicheskoe-ravnovesie.-smeshhenie-ximicheskogo-ravnovesiya-pod-dejstviem-razlichnyix-faktorov/#cs1)

В химии есть обратимые и необратимые химические реакции. Они протекают по разному принципу и имеют свои особенности. Равновесие в реакции способно смещаться под воздействием определенных факторов.

**Обратимые и необратимые химические реакции**

***Обратимые реакции*** – это процессы, которые протекают одинаково в обоих направлениях. Например:

* А+В=С+D (прямая),
* С+D=A+B (обратная).

Реакции протекают при одинаковых условиях, образуют продукты равных объемах.Необратимые реакции характеризуются процессом, который протекает в одном направлении, практически до конца. В продуктах всегда образуется нерастворимое соединение или газ, либо слабый электролит. Например: С+О2=СО2. Поскольку углекислый газ является летучим веществом, то разложить его на кислород и углерод невозможно.

**Важно!** Горение и взрывы в химии являются необратимыми процессами.

**Химическое равновесие**

***Химическое равновесие*** – это состояние химических веществ, при котором устанавливается одинаковая скорость протекания процессов прямой и обратной стороны. Смещать равновесие можно воздействием температуры, давления или увеличением концентрации одного из веществ.

Равновесными называются реакции, в которых скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции. То есть, образование продуктов происходит со скоростью расходования реагентов. Состояние равновесия характерно для любой обратимой реакции.

Равновесные реакции имеют одинаковые концентрации веществ. Рассмотрим подробный пример:

А+В=С+D – обратимая реакция. При взаимодействии веществ правой стороны их концентрация снижается, что снижает и скорость. Соответственно концентрация веществ левой стороны увеличивается. Постепенно эти показатели выравниваются и становятся равновесными. Это и называется равновесием.

**Константа равновесия**

Исходя из равновесия химических реакций, находят, что концентрации действующих веществ и полученных веществ остаются равными. Это называется равновесными концентрациями.

Константа равновесия является химическим выражением, описывающим закон действующих масс для равновесных систем. Для каждого реагента и продукта реакции обозначают равновесную концентрацию: [A], [B], [C], [D]. Каждое значение возводят в степень равную коэффициенту, находящемуся перед веществом.

K равн= [C]x×[D]y/[A]a×[B]b

От наличия в реакции катализатора значение остается неизменным. Он способен ускорить уравновешивание скорости и концентраций.

***Катализатор*** – вещество, которое ускоряет ход как прямой, так и обратной реакции и на смещение химического равновесия влияния не оказывает.

**Важно!** Для каждого химического процесса константа равновесия является постоянным неизменным значением.

**Смещение химического равновесия под действием различных факторов**

О подвижности равновесия говорили ученые еще в XIX веке. В то же время активно проводились исследования, чтобы доказать свои предположения. Анри Ле-Шателье был первым, кто попытался рассказать об этом в своих трудах. Позже его исследования обобщил Карл Браун. Принцип Ле-Шателье говорит о:

Если на систему, находящуюся в равновесии оказывается влияние, то равновесие смещается в ту сторону, которое ослабляет это влияние

**Влияние температуры**

В обратимых реакциях прямая и обратная сторона процесса противоположны по температуре друг другу.  В зависимости от температурного коэффициента реакции подразделяются на экзотермические (температура в процессе реакции выделяется). При повышении температуры в такой системе равновесие будет смещаться в сторону обратной реакции.

S +O2 = SO2 +Q

Эндотермические реакции (которые протекают при нагревании) наоборот, если нагревать такую реакцию, то будет протекать быстрее прямая реакция.

CaCO3 = CO2 + CaO - Q

Это значит, если в прямой стороне наблюдается показатель +Q-экзотермический процесс, то в обратной будет –Q – эндотермический процесс. Если увеличить температуру исходных продуктов, то химическое равновесие сместиться в ту сторону, в которой наблюдается пониженная температура.

**Влияние концентрации**

По принципу Ле-Шателье, увеличение концентрации реагентов вызывает смещение равновесие в сторону, где они расходуются, в прямом процессе. А если концентрация веществ понижается, то химическое равновесие снижается в сторону обратных процессов.

Такой же принцип действует и на увеличение концентрации продуктов реакции. Химическое равновесие смещает в ту сторону, где происходит расход реагентов, значит в сторону обратной реакции. Если концентрацию продуктов понизить, то равновесие сместиться в сторону прямого процесса.

**Влияние давления**

Давление меняет равновесие не во всех процессах. Это происходит в реакциях с газообразными продуктами. Сумма коэффициентов прямой и обратной реакции должны быть неравными.

**Важно!** На состояние равновесия процессов с твердыми веществами давление не влияет.

При разной концентрации газообразных веществ слева и справа реакции, повышение давления приведет к смещению химического равновесия. Смещается в ту сторону, где количество газообразных веществ уменьшается, а показатели давления повышаются.

**Влияние катализатора**

Большинство химических реакций происходит под действием катализаторов. Это специальные добавки, в виде соединений и комплексов, которые ускоряют процесс образования продуктов. Их добавление никак не влияет на химическое равновесие. В некоторых процесс способствует быстрому уравновешиванию сторон.

**Таблица химического равновесия**

|  |  |
| --- | --- |
| **Т** | * ↓- в сторону эндотермической реакции
* ↓- в сторону экзотермической реакции
 |
| **р** | * ↑- в сторону реакции с меньшей суммой коэффициентов перед газообразным веществом
* ↓- в сторону реакции с большей суммой коэффициентов перед газообразным веществом
 |
| **с** | * ↑реагента - вправо
* ↓реагента - влево
* ↑продукта – влево
* ↓продукта - вправо
 |
| **катализатор** | Не влияет |

**Обозначения:**

* Т-температура,
* р-давление,
* с-концентрация,
* ↑-повышение,
* ↓-понижение.