



**«Университетская среда для учителей»  
в Московском государственном  
университете имени М.В.Ломоносова**

**Физическая химия в школе:  
химическое равновесие**

23 октября 2021 года

**Химический факультет**



**Проект «Университетская среда для учителей»** – новый проект Департамента образования города Москвы, направленный на укрепление взаимодействия московских школ и вузов в столичном образовательном и социокультурном пространстве с целью совершенствования образовательного процесса в общеобразовательных учреждениях. В рамках данного проекта в Московском государственном университете имени М.В. Ломоносова проводятся лекции, мастер-классы, круглые столы для педагогов Москвы.

**Аннотация мероприятия  
«Физическая химия в школе: химическое равновесие»**

Участникам мероприятия будут даны основные представления и понятия о химическом равновесии, способах его достижения, факторах, влияющих на положение равновесия. Будут рассмотрены равновесные процессы разного типа – газофазные процессы, кислотно-основные равновесия, растворения осадков, окислительно-восстановительные равновесия. Будут разобраны примеры расчетных задач, показывающих взаимосвязь равновесных, исходных концентраций и констант равновесия.

**Подробнее узнать** о других мероприятиях проекта «Университетская среда для учителей» можно на сайте Городского методического центра г. Москвы: <http://mosmetod.ru> и <http://konkurs.mosmetod.ru>.

## **Физическая химия в школе: химическое равновесие**

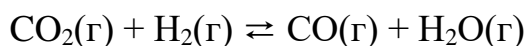
**Карпова Елена Владимировна,**  
кандидат химических наук,  
доцент химического факультета МГУ

### **1. Химическое равновесие**

Понятие о химическом равновесии является одним из основополагающих в химии. Для всех химических реакций мы можем использовать понятие о химическом равновесии. Иногда мы говорим, что «реакция идет полностью», однако это означает, что практически полностью вступают в реакцию реагенты и в конечной системе присутствуют, в основном, продукты реакции, а реагентов остается чрезвычайно мало. В противоположном случае, когда реагенты остаются практически без изменений, а продуктов крайне мало, мы говорим, что реакция практически не идет. И в том, и другом случае мы можем описывать процесс с точки зрения равновесия, сильно сдвинутого в ту или иную сторону.

Однако, существует значительно большее число реакций, для которых в состоянии химического равновесия фиксируют заметные количества, как реагентов, так и продуктов реакции. В таких случаях равновесие становится более ощутимым.

Рассмотрим реакцию взаимодействия диоксида углерода с водородом, в результате которой образуются монооксид углерода и вода:



Изменение концентраций в реакционной системе во времени можно изобразить в виде графика (рис.1), предполагая, что исходные концентрации реагентов различаются, а продукты реакции отсутствовали в системе.

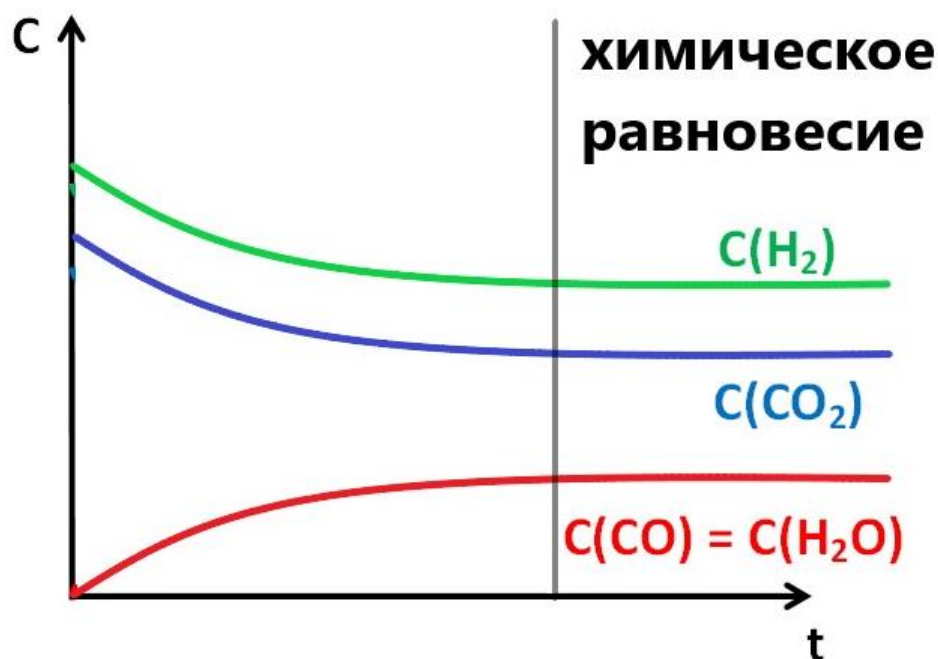


Рис. 1. Графики зависимости концентраций реагентов и продуктов реакции  $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$  от времени. Вертикальной линией обозначен момент наступления химического равновесия.

В начальный момент времени концентрации реагентов максимальны, что означает максимальное значение скорости прямой реакции. Продукты реакции в начальный момент отсутствуют в системе, поэтому скорость обратной реакции в начальный момент времени равна нулю. По прошествии некоторого времени концентрации реагентов уменьшаются, что приводит к понижению скорости прямой реакции. Концентрации же продуктов реакции увеличиваются, что приводит к росту значения скорости обратной реакции. Реакция протекает как в прямом, так и в обратном направлении; происходит дальнейшее уменьшение скорости прямой реакции и повышению скорости обратной реакции. Это происходит до момента, когда скорости этих двух противоположно направленных процессов не станут равны. После достижения системой такого состояния нет преобладания протекания прямой реакции, скорости прямой и обратной реакции равны, изменения характеристик системы перестают происходить. Такое состояние называют состоянием химического равновесия. Система, пришедшая к состоянию химического

равновесия, будет оставаться в этом состоянии бесконечно долго, если не воздействовать на эту систему извне. Состояние химического равновесия – это динамическое состояние, протекают как прямая, так и обратная реакция. Равенство скоростей этих процессов приводит к тому, что не фиксируются изменения концентраций и других характеристик рассматриваемой системы.

Для состояния химического равновесия:  $v_{\text{прямой}} = v_{\text{обратной}}$

$$k_{\text{прямой}} \cdot [\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2] = k_{\text{обратной}} \cdot [\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]$$

$$K = \frac{k_{\text{прямой}}}{k_{\text{обратной}}} = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]}$$

$K$  – константа равновесия, зависит от природы реагирующих веществ и температуры. Равновесные концентрации всех участников системы принимают такие значения, чтобы их соотношение было равно константе равновесия при данной температуре. Значение констант равновесия разных процессов варьируются в очень широких диапазонах. Если  $K \ll 1$ , то это означает, что реакция практически не идет, продуктов реакции образуется чрезвычайно мало, в системе находятся преимущественно реагенты. При значении  $K \gg 1$  часто говорят, что реакция идет практически до конца, в системе при равновесии преобладают продукты реакции, а реагентов пренебрежимо мало. При значении  $K \approx 1$  в системе при равновесии присутствуют как реагенты, так и продукты реакции в соизмеримых количествах.

## **2. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье**

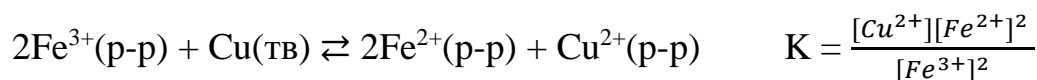
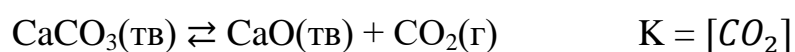
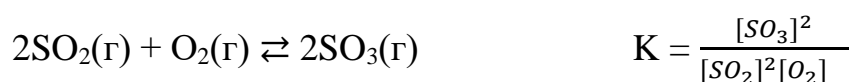
Если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, воздействовать извне, то преобладает та реакция, которая уменьшает это воздействие.

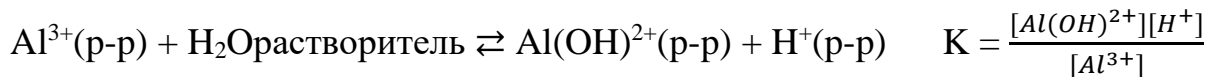
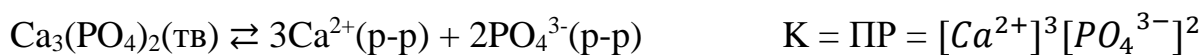
Изменение любого из условий равновесия двух противоположных реакций – концентрации, температуры, давления, приводит к тому, что скорости реакции в прямом и обратном направлении перестают быть равными

и преобладает один из процессов до перехода в новое состояние химического равновесия. Если в результате изменений преобладает прямая реакция, то говорят о смещении равновесия вправо, смещении равновесия в сторону продуктов реакции, смещении равновесия в сторону прямой реакции. Если же в результате изменений преобладает обратная реакция, то говорят о смещении равновесия влево, смещении равновесия в сторону реагентов или исходных веществ, смещении равновесия в сторону обратной реакции. Повышение концентрации реагентов, понижение концентрации продуктов реакции смещает равновесие вправо. Понижение концентрации реагентов, повышение концентрации продуктов приводит к смещению равновесия влево. Для экзотермических реакций понижение температуры смещает равновесие в прямом направлении, а повышение – в обратном. Для эндотермических реакций ситуация противоположна. Для реакций, в которых принимают участие газообразные вещества, повышение давление (уменьшение объема системы с поршнем) приводит к смещению равновесия в сторону реакции, приводящей к образованию меньшего количества газообразных веществ. Катализатор не влияет на положение равновесия, не влияет на смещение равновесия. Катализатор уменьшает время, необходимое системе для достижения состояния химического равновесия, поскольку ускоряет как прямой, так и обратный процесс.

### 3. Примеры равновесных процессов

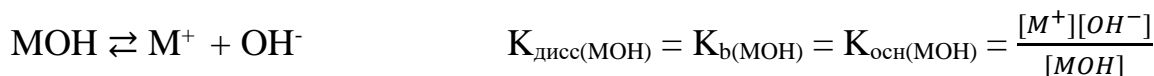
Обратимые процессы протекают между веществами, находящимися в различных агрегатных состояниях. Рассмотрим некоторые из них.



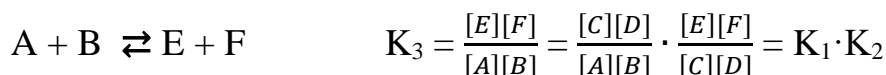
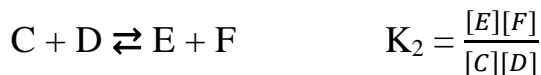


Обратимые процессы относятся к разным типам химических процессов.

- Кислотно-основные равновесия



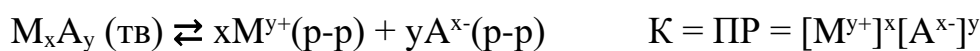
- Несколько последовательных равновесий



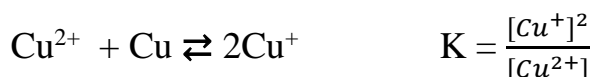
- Комплексообразование



- Плохорастворимые соединения. Растворение и образование осадков.



- Окислительно-восстановительные процессы



#### 4. Пример задачи на тему «Химическое равновесие»

В реактор постоянного объема загрузили 0.5 моль водорода и 0.6 моль иода. Объем реактора 0.8 л. Рассчитайте равновесные концентрации веществ в системе при 430°C, если константа равновесия реакции образования иодоводорода при этой температуре равна 54.3. Все вещества находятся в газообразном состоянии. Рассчитайте степень превращения водорода.



$$C_0(\text{H}_2) = 0.5/0.8 = 0.625\text{M}; \quad C_0(\text{I}_2) = 0.6/0.8 = 0.75\text{M}$$

|                      |              |   |              |                      |              |
|----------------------|--------------|---|--------------|----------------------|--------------|
|                      | $\text{H}_2$ | + | $\text{I}_2$ | $\rightleftharpoons$ | $2\text{HI}$ |
| $c_0, \text{M}$      | 0.625        |   | 0.75         |                      | 0            |
| $\Delta c, \text{M}$ | -x           |   | -x           |                      | +2x          |
| $[c], \text{M}$      | 0.625-x      |   | 0.75-x       |                      | 2x           |

$$K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{(2x)^2}{(0.625-x) \cdot (0.75-x)} = 54.3 \quad x = 0.9538; 0.5305\text{M}$$

$$[\text{H}_2] = 0.625 - 0.5305 = 0.0945 \text{ M},$$

$$[\text{I}_2] = 0.75 - 0.5305 = 0.2195 \text{ M},$$

$$[\text{HI}] = 2 \cdot 0.5305 = 1.061 \text{ M}$$

$$\alpha = \frac{n_{\text{прореаг}}}{n_{\text{нач}}} = \frac{\Delta c}{c_0} = \frac{0.5305}{0.625} = 0.8488 \text{ (84.88\%)}$$



**Спасибо за внимание!**

Официальный сайт химического факультета МГУ:

<http://www.chem.msu.ru>

Дополнительное образование на философском факультете МГУ:

<http://www.chem.msu.ru/rus/addedu/>

Электронная почта:

[chem.dpo@gmail.com](mailto:chem.dpo@gmail.com)



<http://teacher.msu.ru>



<http://mosmetod.ru>



**Дополнительное образование в МГУ**



[www.msu.ru/dopobr](http://www.msu.ru/dopobr)



[dopobr@rector.msu.ru](mailto:dopobr@rector.msu.ru)