

*Бондарец О.А., Клышко И.А.*

## **ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ – ЭТО ЛЕГКО**

*Белорусский государственный медицинский университет*

*Минск, Беларусь*

**Аннотация.** Как показывает опыт, слушатели подготовительного отделения приезжают из разных стран с разным уровнем знаний по химии. Некоторые слушатели имеют неплохую подготовку, так как изучали химию в школе. Но к нам приезжают и такие, в образовательной программе которых не было этого предмета. И конечно же, многие темы им трудны для понимания. В этой статье мы хотим привести примеры заданий на химическое равновесие и надеемся, что они помогут лучше разобраться в этом вопросе.

*Ключевые слова:* обратимые реакции, химическое равновесие, принцип Ле Шателье.

*Bondarets O.A. Klyshko I.A.*

## **CHEMICAL EQUILIBRIUM IS EASY**

*Belarusian State Medical University*

*Minsk, Belarus*

**Abstract.** As our experience shows, the students of the preparatory department come from different countries with different levels of knowledge in chemistry. Some of the students are well trained, as they studied chemistry at school. But others did not have this subject in their educational program. And of course, many topics are difficult for them to understand. In this article, we want to give examples of chemical equilibrium tasks and hope that they will help better understand this issue.

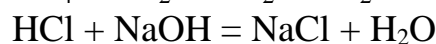
*Keywords:* reversible reactions, chemical equilibrium, Le Chatelier principle.

Большинство химических процессов, протекающих как в природе, так и в живых организмах, являются необратимыми, то есть они идут в сторону образования продуктов реакции. К необратимым процессам относятся:

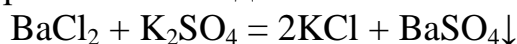
1) реакции горения, сопровождаются выделением большого количества энергии.



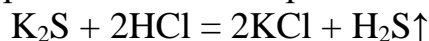
2) реакции нейтрализации



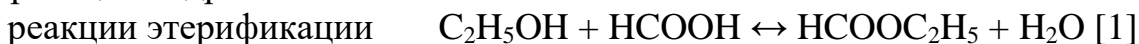
3) реакции, приводящие к образованию осадка



4) реакции, приводящие к образованию газообразных веществ



К наиболее важным обратимым процессам относятся:



Рассмотрим обратимую реакцию  $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$ . Это значит, что одновременно протекают два процесса: прямой  $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$  и обратный  $\text{CO}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$ . С течением времени скорость прямой реакции уменьшается, скорость обратной увеличивается. Наступает состояние, когда обе

реакции идут с одинаковыми скоростями, химическое равновесие. Концентрации всех веществ постоянны, но не обязательно равны. Химическим равновесием называется состояние химической системы при котором количества исходных веществ и продуктов не меняется со временем, но при этом протекают химические реакции. Система является закрытой, то есть не обменивается с окружающей средой веществом. Химическое равновесие характеризуется константой химического равновесия  $K_{x.p.}$ . Константа химического равновесия – это отношение констант скоростей прямой и обратной реакций. Для обратимой реакции  $A + B \leftrightarrow C + D$

$$K_{x.p.} = \frac{K_{пр.}}{K_{обр.}} = \frac{C(C)C(D)}{C(A)C(B)}$$

где  $C(A)$ ,  $C(B)$ ,  $C(C)$ ,  $C(D)$  - равновесные концентрации.

Константа химического равновесия зависит от температуры, катализатора и от природы реагирующих веществ, но не зависит от их концентраций. Из выражения для константы равновесия следует, что ее значение может быть только положительным, так как является соотношением концентраций. Если значение константы равновесия больше единицы, в равновесной системе преобладают продукты реакции. Это результат того, что константа скорости прямой реакции больше, чем обратной и равновесие устанавливается в тот момент, когда прямая реакция прошла в большей степени, чем обратная. Если значение константы равновесия меньше единицы, концентрация исходных веществ больше, чем продуктов реакции, так как константа скорости обратной реакции больше, чем прямой. Если значение константы равновесия равно единице, в равновесной системе концентрации исходных веществ и продуктов приблизительно одинаковы [1].

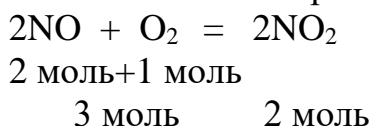
При химическом равновесии концентрации реагирующих веществ остаются постоянными, если не изменяются условия ее протекания. При изменении условий, химическое равновесие смещается. Основные факторы, влияющие на положение химического равновесия: давление (если в системе есть газообразные вещества), температура, концентрации реагентов и продуктов реакции. Катализатор не влияет на положение равновесия, так как одинаково изменяет скорости прямой и обратной реакций. Для определения смещения химического равновесия, то есть какая реакция будет протекать с большей скоростью, прямая или обратная, используют принцип Ле Шателье.

При изменении внешних условий химическое равновесие смещается так, чтобы уменьшить это воздействие [2].

Рассмотрим, как определить смещение химического равновесия.

#### **Влияние давления.**

Изменение давления влияет только на газы, и если реакция идет с изменением количества молей исходных веществ и продуктов реакции. При повышении давления равновесие смещается в сторону уменьшения суммарного количества молей и наоборот.



При повышении давления равновесие смещается вправо, преобладает прямая реакция. При понижении давления равновесие смещается влево, преобладает обратная реакция.

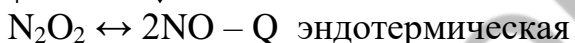
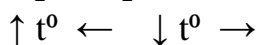
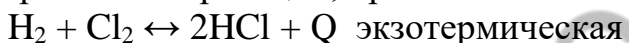
Опыт показывает, что слушатели подготовительного отделения затрудняются ответить на вопрос о влиянии инертных газов на состояние равновесия. Если добавить в реагирующую систему инертные газы, а также в случае их образования в ходе реакции, влияние будет такое же, как понижение давления, так как уменьшается парциальное давление реагирующих веществ. Также в качестве инертного может выступить газ, не участвующий в реакции.

### **Влияние температуры.**

Влияние температуры зависит от значения теплового эффекта реакции.



Символ  $+Q$  или  $-Q$ , записанный в конце термохимического уравнения обратимого процесса, характеризует тепловой эффект прямой реакции. Он равен по величине, но противоположен по знаку тепловому эффекту обратной реакции. При изменении температуры химическое равновесие смещается в сторону процесса, у которого знак изменения  $Q$  противоположен изменению температуры. При нагревании система хочет «остыть», при охлаждении – «нагреться». При повышении температуры химическое равновесие смещается в направлении эндотермической реакции, при понижении температуры – экзотермической.



### **Влияние концентрации.**

При добавлении вещества в систему его концентрация должна уменьшаться, равновесие смещается «от него». При уменьшении концентрации вещества оно должно появиться, равновесие смещается «к нему».



Приводим задания, которые можно предложить слушателям для лучшего понимания химического равновесия и условий его смещения.

1. Константа химического равновесия для реакции  $\text{H}_{2\text{г.}} + \text{I}_{2\text{г.}} \leftrightarrow 2\text{HI}_{\text{г.}}$  равна 36. Начальные концентрации водорода и йода равны по 0.02 моль/л. Вычислить равновесные концентрации водорода, йода и йодоводорода. [3]

2. Равновесие в системе  $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$  установилось при следующих концентрациях веществ:  $[\text{NO}] = 0.4$  моль/л,  $[\text{O}_2] = 0.2$  моль/л,  $[\text{NO}_2] = 0.2$  моль/л. Вычислите константу равновесия и начальные концентрации оксида азота и кислорода. [4]

3. Константа равновесия системы  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$  равна 0.2. равновесные концентрации водорода и аммиака соответственно равны 0.4 и 0.15 моль/л. Вычислите начальную и равновесную концентрации азота [5].

4. Равновесие реакции  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$  установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ:  $[\text{SO}_2] = 0.2$  моль/л,  $[\text{O}_2] = 0.1$  моль/л,  $[\text{SO}_3]$

= 1.8 моль/л. Как изменятся скорости прямой и обратной реакций, если уменьшить объем, который занимают газы, в 3 раза? Сместится ли при этом равновесие? [4]

5. В закрытом сосуде смешали 4.0 моля  $\text{SO}_2$  и 2.0 моля  $\text{O}_2$ . К моменту наступления равновесия в реакцию вступает 80% начального объема  $\text{SO}_2$ . Определить состав газовой смеси в момент наступления равновесия. [5]

6. Начальные концентрации азота и водорода в реакционной смеси для получения аммиака составили 4.0 и 10.0 моль/л соответственно. При наступлении равновесия прореагировало 50% азота. Вычислить равновесные концентрации азота, водорода и аммиака [5].

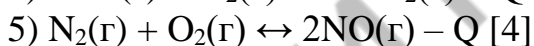
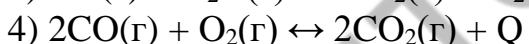
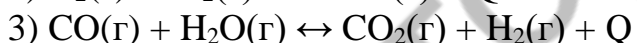
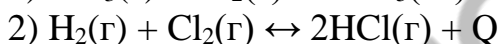
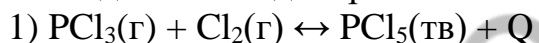
7. В системе протекает химическая реакция  $2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2$ . Начальные концентрации  $\text{CO}$  и  $\text{O}_2$  составляли 0.4 и 0.3 моль/л. Равновесная концентрация кислорода равна 0.14 моль/л. Рассчитайте относительную плотность по водороду исходной и равновесной смеси. Во сколько раз изменилось давление смеси к моменту установления равновесия [3]?

8. Равновесие реакции этерификации необходимо сместить в сторону образования эфира. Каким способом можно это сделать: 1) отогнать образующийся эфир; 2) добавить катализатор; 3) связать воду; 4) добавить спирт; 5) уменьшить концентрацию кислоты [3]?

9. В какую сторону смещается химическое равновесие обратимой реакции  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3 + Q$  при изменении внешних условий:

$\uparrow t^\circ$   $\downarrow t^\circ$   $\uparrow P$   $\downarrow P$   $\downarrow V$   $\uparrow V$   $\downarrow [\text{NH}_3]$   $\uparrow [\text{H}_2]$   $\downarrow [\text{N}_2]$   $\uparrow [\text{NH}_3]$ ?

10. Для каких из перечисленных реакций повышение температуры и понижение давления одновременно смещает химическое равновесие влево?



В заключении хотим выразить надежду, что чем разнообразнее и познавательнее предлагаемые на занятиях задания, тем больше возможностей заинтересовать слушателей в изучаемом предмете, развить навыки решения задач, формировать знания, необходимые для дальнейшего обучения в университете.

#### Литература

1. Глинка, Н.Л. Общая химия. – М.: Интеграл – пресс, 2008.
2. Ткачев, С.В. Основы общей и неорганической химии. Минск: БГМУ, 2020.
3. Кузьменко, Н.Е., Еремин, В.В. 2500 задач по химии. М.: Экзамен, 2005.
4. Каверина, А.А. ЕГЭ. Химия. Комплекс материалов для подготовки учащихся. Москва: Интеллигент – центр, 2017.
5. Материалы интернет – ресурсов по химии.