

Химия. ЛД. 1-й курс. 1-я группа. Практическое занятие (2 часа).

Семинар по теме «Химическое равновесие». Решение задач.

Вопросы:

1. По каким признакам определяют необратимые и обратимые реакции?
2. Приведите примеры необратимых и обратимых реакций.
3. Сформулируйте определение обратимых реакций.
4. Как в уравнениях реакций обозначается обратимость процесса?
5. Сформулируйте определение необратимых реакций.
6. Каковы условия протекания реакций?
7. Что такое химическое равновесие?
8. Вспомните принцип Ле Шателье.
9. Каковы условия смещения химического равновесия?
10. Какое влияние оказывает на химическое равновесие изменение температуры?
11. Какое влияние оказывает на химическое равновесие изменение давления?
12. В каких случаях давление не влияет на химическое равновесие?
13. Как влияет на химическое равновесие изменение концентрации реагирующих веществ?
14. Какое влияние оказывает на химическое равновесие катализаторы?

Решение задач.

Задача 1. Определите, как смещается химическое равновесие в системе: $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} - Q$

При повышении температуры, давления, концентрации продукта реакции.

Решение: реакция $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} - Q$ эндотермическая, идет без изменения объема, поэтому: $t >$ (в сторону прямой реакции)

$P >$ влияет на химическое равновесие

$[\text{NO}] >$ (в сторону обратной реакции)

Задача 2. Как нужно изменить температуру, давление, концентрацию одного из реагирующих веществ, чтобы сместить химическое равновесие в реакции $2\text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(g)} + Q$ в сторону продуктов реакции.

Решение: реакция $2\text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(g)} + Q$ экзотермическая, идет с уменьшением объема, поэтому, чтобы сместить химическое равновесие в сторону продуктов реакции, надо: температуру – уменьшать, давление – увеличивать, концентрацию исходного вещества – увеличивать.

Ответим на вопросы:

1. На состояние химического равновесия, как правило, не влияет:

- а) изменение давления,
- б) изменение температуры,
- в) использование избытка реагентов
- г) применение катализатора.

2. Увеличение температуры приводит к смещению химического равновесия в сторону:
- а) прямой реакции,
 - б) обратной реакции,
 - в) эндотермической реакции,
 - г) экзотермической реакции
3. При нагревании равновесие некоторой реакции смещается вправо. Реакция протекает с:
- а) выделением теплоты,
 - б) поглощением теплоты,
 - в) участием катализатора,
 - г) увеличением числа частиц.
4. При увеличении давления равновесие некоторой реакции смещается вправо. Реакция протекает с:
- а) поглощением теплоты,
 - б) уменьшением числа молекул в газовой фазе,
 - в) увеличением числа молекул в газовой фазе,
 - г) участием твердого катализатора.
5. Приведет к смещению равновесия в реакции $2\text{HCl}_{(г)} \rightleftharpoons \text{H}_{2(г)} + \text{Cl}_{2(г)} - Q$
- а) перемешивание смеси
 - б) повышение давления,
 - в) применение катализатора,
 - г) понижение температуры.
6. Химическое равновесие в системе $2\text{HBr}_{(г)} \rightleftharpoons \text{H}_{2(г)} + \text{Br}_{2(г)} - Q$ сместится в сторону продуктов реакции при:
- а) повышении давления
 - б) повышении температуры
 - в) понижении давления
 - г) использовании катализатора
7. Равновесие $\text{CO}_{(г)} + 2\text{H}_{2(г)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}_{(г)} + Q$ смещается в сторону исходных веществ при:
- а) охлаждении,
 - б) увеличении концентрации водорода,
 - в) добавлении метанола,
 - г) увеличении давления
8. Какое действие не повлияет на положение равновесия $\text{H}_{2(г)} + \text{I}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(г)} + Q$:
- а) повышение давления,
 - б) охлаждение,
 - в) нагревание,
 - г) добавление водорода.
9. Максимальный выход продукта реакции $2\text{SO}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(г)} + Q$ будет при одновременном:
- а) увеличении давления и понижении температуры,
 - б) уменьшении давления и повышении температуры,
 - в) увеличении давления и повышении температуры,
 - г) уменьшении давления и понижении температуры.

10. При одновременном повышении температуры и понижении давления химическое равновесие сместится вправо в системе:

- а) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{S}(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + \text{Q}$
- б) $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{г}) + \text{Q}$
- в) $2\text{NH}_3(\text{г}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) - \text{Q}$
- г) $2\text{HCl}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) - \text{Q}$

Упражнение для закрепления:

1. Как влияет температура в уравнении получения аммиака? Вспомним правило: (увеличение температуры смещает равновесие в сторону эндотермической реакции).

а) $\text{N}_2(\text{Г}) + 3\text{H}_2(\text{Г}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(\text{Г}) + 92,4 \text{ кДж}$ (экзотермическая – выделение тепла)

Ответ: при повышении температуры равновесие сместится в сторону реакции разложения аммиака (\leftarrow).

б) $\text{N}_2(\text{Г}) + \text{O}_2(\text{Г}) \leftrightarrow 2\text{NO}(\text{Г}) - 180,8 \text{ кДж}$ (эндотермическая - поглощение тепла)

Ответ: при повышении температуры равновесие сместится в сторону реакции образования NO (\rightarrow)

Домашнее задание.

1. Определите, какие из химических реакций, предложенных на слайде, являются обратимыми, а какие необратимыми

- а) $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- б) $2\text{NaNO}_3 \rightarrow 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2$
- в) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$
- г) $\text{AgNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{KNO}_3$
- д) $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- е) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$
- ж) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$

2. Даны схемы химических реакций:

- а) $\text{H}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Q}$
- б) $\text{CaCO}_3 \leftrightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2 - \text{Q}$
- в) $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2 + \text{Q}$

Задание: Укажите, в какую сторону сместится равновесие при:

- повышении температуры;
- понижении давления;
- увеличении концентрации исходных веществ.

По каким признакам вы определили необратимые и обратимые реакции?

Ученик: В необратимых реакциях образовались газ, осадок или вода, а в обратимых реакциях исходные вещества взаимодействуют с образованием продуктов реакции, из которых вновь могут быть получены исходные вещества.

Вопрос: Сформулируйте определение обратимых реакций.

Ученик: Обратимые реакции – это реакции, которые протекают одновременно в двух противоположных направлениях при одних и тех же условиях.

Вопрос: Как в уравнениях реакций обозначается обратимость процесса?

Ученик: стрелочками, направленными в разные стороны, показывающими направление прямой и обратной реакции.

Вопрос: Сформулируйте определение необратимых реакций.

Ученик: Необратимые реакции – это реакции, при которых одно из образующихся веществ удаляется из сферы реакции в виде газа, осадка, малодиссоциируемого вещества (чаще H_2O)

Учитель: Но, строго говоря, необратимых реакций практически нет, и любой процесс, рассматриваемый как необратимый, все же обратимый или может быть превращен в обратимый.

Например, реакция разложения карбоната кальция:



необратимая, если протекает в открытой системе, т.е. когда улетучивается углекислый газ.

А если осуществить эту реакцию в замкнутой системе, то разложение $CaCO_3$ будет идти до тех пор, пока давление газа не достигнет определенного значения, препятствующего разложению, а углекислый газ и оксид кальция будут участвовать в обратной реакции.

Большинство химических реакций обратимы. Поэтому важно знать условия их протекания.

Рассмотрим механизм протекания обратимой реакции на примере реакции:



Составим график, показывающий зависимость скорости прямой и обратной реакции от времени.

пр.р. = обр.р.

Состояние системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, называется химическим равновесием.

Состояние химического равновесия обратимых процессов количественно характеризуется константой равновесия.

Для обратимой реакции: $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

согласно закону действующих масс, скорости прямой и обратной реакций можно записать:

$$V_{\text{пр.р.}} = k_1[A]^a[B]^b \quad V_{\text{обр.р.}} = k_2[C]^c[D]^d$$

$[A], [B], [C], [D]$ – равновесные концентрации веществ.

a, b, c, d – показатели степени, равны коэффициентам в реакции.

В момент достижения состояния химического равновесия скорость прямой и обратной реакций равны.

$$V_{\text{пр.р.}} = V_{\text{обр.р.}} \quad k_1[A]^a[B]^b = k_2[C]^c[D]^d$$

$$=; = K_p \quad K_p = ;$$

K_p – константа химического равновесия, количественно описывает состояние химического равновесия и представляет собой математическое выражение закона действующих масс для равновесных систем.

При постоянной температуре константа равновесия – величина постоянная для данной обратимой реакции и показывает соотношение между концентрациями продуктов реакции и исходных веществ, которое устанавливается при химическом равновесии.

Константы равновесия рассчитывают из опытных данных, определяя равновесные концентрации исходных веществ и продуктов реакции при определенной температуре.

Задание: Запишите выражение константы равновесия для реакции:

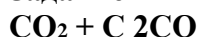


Ученик у доски: выводит формулу K_p для данной реакции

$$V_{\text{пр.р.}} = k_1[\text{N}_2][\text{H}_2]^3 \quad V_{\text{обр.р.}} = k_2[\text{NH}_3]^2$$

$$V_{\text{пр.р.}} = V_{\text{обр.р.}} \quad k_1[\text{N}_2][\text{H}_2]^3 = k_2[\text{NH}_3]^2 \quad K_p =$$

Задание: Запишите выражение константы равновесия для реакции:



Ученик у доски: выводит формулу K_p для данной реакции, поясняя, что реакция является гетерогенной и в выражение константы равновесия могут войти концентрации только тех веществ, которые находятся в газовой или жидкой фазе. Для данной реакции – только в газовой фазе.

$$V_{\text{пр.р.}} = k_1[\text{CO}_2] \quad V_{\text{обр.р.}} = k_2[\text{CO}]^2$$

$$V_{\text{пр.р.}} = V_{\text{обр.р.}} \quad k_1[\text{CO}_2] = k_2[\text{CO}]^2 \quad K_p = ;$$

Вопрос: Сделайте вывод, от чего зависит значение константы равновесия?

Ученик: Значение константы равновесия зависит от температуры, от природы реагирующих веществ.

Учитель: Константа химического равновесия имеет большое теоретическое и практическое значение, так как позволяет определить полноту протекания процесса.

При $K_p = 1$ – система находится в состоянии химического равновесия.

При $K_p > 1$ – химическое равновесие смещено в сторону прямой реакции.

При $K_p < 1$ – химическое равновесие смещено в сторону обратной реакции.

Задание: Ознакомьтесь со значениями констант равновесия химических реакций, приведенными в таблице и сделайте вывод о наиболее и наименее полно протекающем процессе. (презентация «Химическое равновесие». Слайд 2)

Константы равновесия некоторых реакций

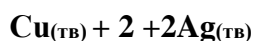
№

Уравнение реакции

Выражение для константы равновесия

Значение константы равновесия

1



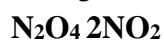
$$2 \cdot 10^{15} \text{ при } 25^\circ\text{C}$$

2



$$1,7 \cdot 10^7 \text{ при } 25^\circ\text{C}$$

3



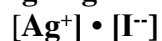
$$0,87 \text{ при } 55^\circ\text{C}$$

4



$$1,8 \cdot 10^{-2} \text{ при } 423^{\circ}\text{C}$$

5



$$1 \cdot 10^{-16} \text{ при } 25^{\circ}\text{C}$$

Учащиеся делают выводы:

1. Константы равновесия могут изменяться в широких пределах.
2. Значение K_p для реакции 1 ($2 \cdot 10^{15}$) показывает, что скорость прямой реакции во много раз больше скорости обратной реакции, и поэтому медь, погруженная в раствор соли серебра, практически полностью вытесняет его в свободном виде.
3. Значение K_p для реакции 5 ($1 \cdot 10^{-16}$) показывает, что в состоянии равновесия иодид серебра лишь в ничтожной степени диссоциирует на ионы.

Задание: Решить задачу: При синтезе аммиака равновесие установилось при следующих концентрациях (моль/л): $[\text{N}_2] = 2,5$; $[\text{H}_2] = 1,8$; $[\text{NH}_3] = 3,6$. Рассчитайте константу равновесия и исходные концентрации азота и водорода.

Ученик у доски решает задачу с помощью учителя:

Дано:

$$[\text{N}_2]_p = 2,5 \text{ моль/л}$$

$$[\text{H}_2]_p = 1,8 \text{ моль/л}$$

$$[\text{NH}_3]_p = 3,6 \text{ моль/л}$$

K_p - ?

$$[\text{N}_2]_{\text{исх}} - ?$$

$$[\text{H}_2]_{\text{исх}} - ?$$

Решение:

1. Запишем уравнение обратимой реакции: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$

Запишем выражение константы равновесия, подставим значения концентраций веществ и рассчитаем её.

$$K_p = 0,89$$

2. Определим, сколько моль азота и водорода израсходовалось в реакции при получении 3,6 моль аммиака.



1 моль 3 моль 2 моль

$$\nu(\text{N}_2) = 1/2 \nu(\text{NH}_3) = 3,6 : 2 = 1,8 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{H}_2) = 3/2 \nu(\text{NH}_3) = 3 \cdot 3,6 : 2 = 5,4 \text{ моль}$$

3. Определим исходные концентрации азота и водорода.

$$[\text{N}_2]_{\text{исх}} = 2,5 + 1,8 = 4,3 \text{ моль/л} \quad [\text{H}_2]_{\text{исх}} = 1,8 + 5,4 = 7,2 \text{ моль/л}$$

$$\text{Ответ: } K_p = 0,89; [\text{N}_2]_{\text{исх}} = 4,3 \text{ моль/л}; [\text{H}_2]_{\text{исх}} = 7,2 \text{ моль/л}$$

По окончании опыта учащиеся отвечают на поставленные вопросы:

1. При добавлении йода в крахмальный клейстер образуется комплексное соединение синего цвета, т.е. прямая реакция сопровождается изменением цвета равновесной системы на синий.



бесцветный синий

2. При нагревании синяя окраска исчезает, значит, химическое равновесие смещается в сторону исходных веществ, т.е. в сторону обратной реакции.
3. При охлаждении содержимое пробирки вновь окрашивается в синий цвет, значит, химическое равновесие смещается в сторону продукта реакции, т.е. в сторону прямой реакции.

4. Так как нагревание смещает химическое равновесие в сторону обратной реакции, а охлаждение – в сторону прямой реакции, следовательно, прямая реакция является экзотермической, а обратная реакция – эндотермической.

Учитель:

2. Изменение давления.

Демонстрационный опыт: Учитель акцентирует внимание учащихся на опыте и открывает бутылочку с газированной водой.

Вопрос: Что вы наблюдали?

Ученик: Шипение, бурное выделение газа, пену.

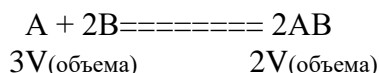
Вопрос: Что изменилось в равновесных системах содержимого данной бутылки?

Ученик: Понизилось давление и стал выделяться углекислый газ.

Учитель: то есть химическое равновесие данной системы смещается в сторону большего объема.

Давление влияет на химическое равновесие только в газовых системах.

Повышение давления смещает химическое равновесие в сторону реакции, идущей с уменьшением объема, а понижение давления - в сторону реакции идущей с увеличением объема.



$P >$ (в сторону прямой реакции) $V_{\text{пр.р}} > V_{\text{обр.р}}$

$P <$ (в сторону обратной реакции) $V_{\text{пр.р}} < V_{\text{обр.р}}$

При одинаковых объемах давление не влияет на химическое равновесие.

3. Изменение концентрации.

Увеличение концентрации какого-либо компонента, смещает химическое равновесие в сторону реакции, идущей с уменьшением концентрации этого компонента и наоборот.



$[A] >$ (в сторону прямой реакции) $V_{\text{пр.р}} > V_{\text{обр.р}}$ $[C] >$ (в сторону обратной реакции) $V_{\text{пр.р}} < V_{\text{обр.р}}$

$[A] <$ (в сторону обратной реакции) $V_{\text{пр.р}} < V_{\text{обр.р}}$ $[C] <$ (в сторону прямой реакции) $V_{\text{пр.р}} > V_{\text{обр.р}}$

Задание: Решить задачу: Равновесие в реакции $CO + Cl_2 \rightleftharpoons COCl_2$ установилось при следующих концентрациях (моль/л): $[CO] = 0,15$; $[Cl_2] = 0,08$; $[COCl_2] = 0,3$. Рассчитайте константу равновесия и новые равновесные концентрации веществ после того, как добавили хлор в количестве 0,02 моль.

Ученик у доски решает задачу с помощью учителя:

Дано:

$$[CO]_{p1} = 0,15 \text{ моль/л}$$

$$[Cl_2]_{p1} = 0,08 \text{ моль/л} \quad [COCl_2]_{p1} = 0,3 \text{ моль/л}$$

K_p - ?

$[CO]_{p2}$ - ?

$[Cl_2]_{p2}$ - ?

$[COCl_2]_{p2}$ - ?

Решение:

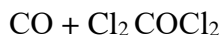
1. Запишем уравнение обратимой реакции: $CO + Cl_2 \rightleftharpoons COCl_2$

Запишем выражение константы равновесия, подставим значения концентраций веществ и рассчитаем её. Константа равновесия останется неизменной, так как не зависит от концентрации веществ.

$$K_p = = = 25$$

2. Добавление хлора приведет к увеличению скорости прямой реакции. При этом концентрация CO уменьшится, а концентрация $COCl_2$ увеличится.

Пусть x – изменение концентрации Cl_2 в ходе реакции, тогда согласно уравнению изменение концентраций CO и COCl_2 будет:



1 моль 1 моль 1 моль

$$v(\text{CO}) = v(\text{Cl}_2) = x \quad v(\text{COCl}_2) = v(\text{Cl}_2) = x$$

3. Новые равновесные концентрации будут равны:

$$[\text{Cl}_2]_{p2} = 0,08 + 0,02 - x; \quad [\text{CO}]_{p2} = 0,15 - x; \quad [\text{COCl}_2]_{p2} = 0,3 + x$$

4. Выразим константу химического равновесия с учетом новых равновесных концентраций и найдем значение x :

$$K_p = 25x = 0,01075 \text{ моль/л}$$

5. Рассчитаем новые равновесные концентрации веществ:

$$[\text{Cl}_2]_{p2} = 0,1 - 0,01075 = 0,08925 \text{ моль/л}; \quad [\text{CO}]_{p2} = 0,15 - 0,01075 = 0,1393 \text{ моль/л}$$

$$[\text{COCl}_2]_{p2} = 0,3 + 0,01075 = 0,3108 \text{ моль/л}$$

$$\text{Ответ: } K_p = 25; \quad [\text{Cl}_2]_{p2} = 0,08925 \text{ моль/л}; \quad [\text{CO}]_{p2} = 0,1393 \text{ моль/л}; \quad [\text{COCl}_2]_{p2} = 0,3108 \text{ моль/л}$$

Задание:

1. Определите, как смещается химическое равновесие в системе: $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} - Q$

При повышении температуры, давления, концентрации продукта реакции.

Ученик отвечает у доски: реакция $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} - Q$ эндотермическая, идет без изменения объема, поэтому: $t >$ (в сторону прямой реакции)

$P >$ влияет на химическое равновесие

$[\text{NO}] >$ (в сторону обратной реакции)

2. Как нужно изменить температуру, давление, концентрацию одного из реагирующих веществ, чтобы сместить химическое равновесие в реакции $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{г}) + Q$ в сторону продуктов реакции.

Ученик отвечает у доски: реакция $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{г}) + Q$ экзотермическая, идет с уменьшением объема, поэтому, чтобы сместить химическое равновесие в сторону продуктов реакции, надо: температуру – уменьшать, давление – увеличивать, концентрацию исходного вещества – увеличивать.

III. **Закрепление** Итак, подходит к концу наш урок. Чтобы проверить, как усвоен материал, вам предлагается выполнить тестовые задания (презентация «Химическое равновесие. Вопросы для закрепления» Слайды 5-14).

1. На состояние химического равновесия, как правило, не влияет: 1) изменение давления, 2) изменение температуры, 3) использование избытка реагентов 4) применение катализатора.
2. Увеличение температуры приводит к смещению химического равновесия в сторону: 1) прямой реакции, 2) обратной реакции, 3) эндотермической реакции, 4) экзотермической реакции
3. При нагревании равновесие некоторой реакции смещается вправо. Реакция протекает с: 1) выделением теплоты, 2) поглощением теплоты, 3) участием катализатора, 4) увеличением числа частиц.
4. При увеличении давления равновесие некоторой реакции смещается вправо. Реакция протекает с:
1) поглощением теплоты, 2) уменьшением числа молекул в газовой фазе, 3) увеличением числа молекул в газовой фазе, 4) участием твердого катализатора.
5. Приведет к смещению равновесия в реакции $2\text{HCl}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) - Q$ 1) перемешивание смеси 2) повышение давления, 3) применение катализатора, 4) понижение температуры.
6. Химическое равновесие в системе $2\text{HBr}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{г}) + \text{Br}_2(\text{г}) - Q$ сместится в сторону продуктов реакции при:
1) повышении давления 2) повышении температуры
3) понижении давления 4) использовании катализатора

7. Равновесие $\text{CO}_{(г)} + 2\text{H}_{2(г)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}_{(г)} + \text{Q}$ смещается в сторону исходных веществ при: 1) охлаждении, 2) увеличении концентрации водорода, 3) добавлении метанола, 4) увеличении давления
8. Какое действие не повлияет на положение равновесия $\text{H}_2(г) + \text{I}_2(г) \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(г)} + \text{Q}$: 1) повышение давления, 2) охлаждение, 3) нагревание, 4) добавление водорода.
9. Максимальный выход продукта реакции $2\text{SO}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(г)} + \text{Q}$ будет при одновременном:
 - 1) увеличении давления и понижении температуры, 2) уменьшении давления и повышении температуры, 3) увеличении давления и повышении температуры, 4) уменьшении давления и понижении температуры.
10. При одновременном повышении температуры и понижении давления химическое равновесие сместится вправо в системе: 1) $\text{H}_2(г) + \text{S}(г) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{S}_{(г)} + \text{Q}$ 2) $2\text{SO}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(г)} + \text{Q}$ 3) $2\text{NH}_3(г) \rightleftharpoons \text{N}_2(г) + 3\text{H}_2(г) - \text{Q}$ 4) $2\text{HCl}_{(г)} \rightleftharpoons \text{H}_2(г) + \text{Cl}_2(г) - \text{Q}$

По окончании работы учащиеся обмениваются тетрадями и проводят взаимопроверку теста (**слайд 15**).

учитель называет номер задания и просит учащихся, обнаруживших ошибку в этом задании поднять руки. Количество ошибок заносит в таблицу (**слайд 16**). После того как таблица заполнена, учитель возвращается к тем вопросам (на слайдах), на которые было дано большее количество неверных ответов и еще раз проговаривает с учащимися правильные ответы.

7

171. Истинные растворы. Понятие о растворимом веществе и растворителе. Растворимость газов, жидкостей, твердых веществ. Зависимость растворимости от температуры и давления. Природа растворов. Тепловые явления при растворении веществ. Гидратная теория растворов Д. И. Менделеева. Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы.

172. Способы выражения концентрации растворов. Массовая доля (в %), молярная концентрация.

Расчеты, связанные с приготовлением и использованием растворов разной концентрации.

Коллоидные растворы. Роль коллоидов в жизни живых организмов. Получение

коллоидных растворов. Коагуляция коллоидных растворов.
