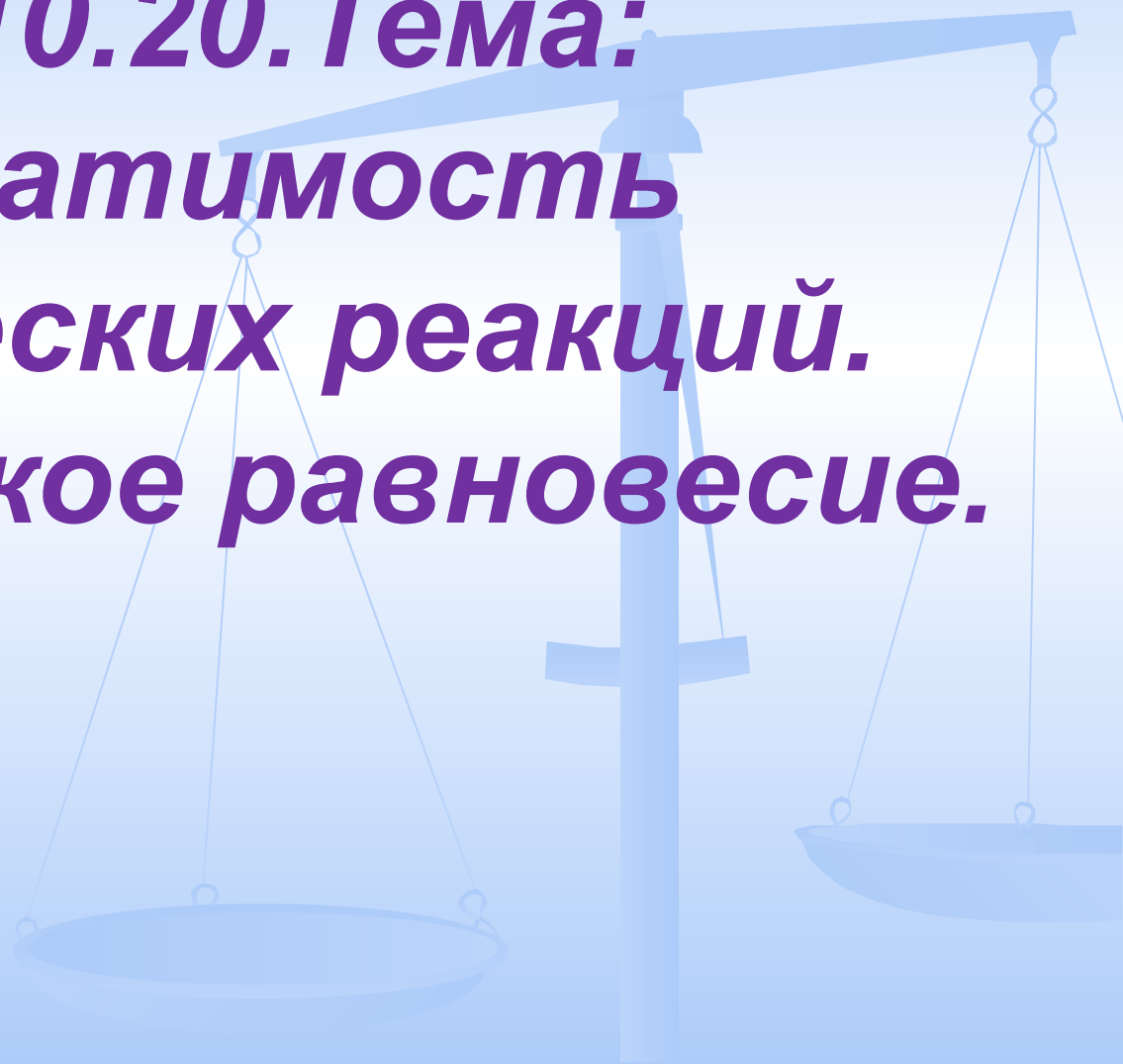


***07.10.20.Тема:
Обратимость
химических реакций.
Химическое равновесие.***



Обратимые и необратимые реакции.

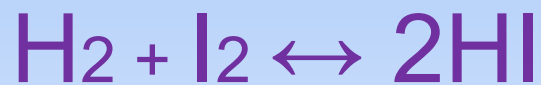
- Обратимые химические реакции – это реакции, одновременно протекающие в прямом и обратном направлениях в одних и тех же условиях.
- Например:
$$\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$$
$$\text{CaCO}_3 \leftrightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$$
- Необратимые химические реакции – это реакции, протекающие в одном направлении до полного превращения реагирующих веществ в продукты реакции.
- Например :
$$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$$

Признаки необратимости.

- $\text{CuCl}_2 + 2\text{KOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{KOH}$ – выпал осадок
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ – образовался слабый электролит, который разлагается на воду и углекислый газ.
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ – образовалась вода – очень слабый электролит.



Химическое равновесие.



- Вернемся к обратимой реакции водорода с парами йода. В соответствии с законом действующих масс кинетическое уравнение прямой реакции имеет вид:

$$V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} [\text{H}_2] [\text{I}_2]$$

С течением времени скорость прямой реакции уменьшается, т.к. исходные вещества расходуются. В то же время с накоплением в системе йодоводорода увеличивается скорость реакции его разложения:

$$V_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} [\text{HI}]^2$$

В любой обратимой реакции рано или поздно наступит такой момент, когда скорости прямого и обратного процессов становятся равными.

Состояние обратимого процесса, при котором скорости прямой и обратной реакций равны, называют химическим равновесием.

$$V_{\text{пр}} = V_{\text{обр}}$$

$$k_{\text{пр}} [\text{H}_2] [\text{I}_2] = k_{\text{обр}} [\text{HI}]^2$$

Константа химического равновесия.



- Состояние химического равновесия характеризуется особой величиной – константой равновесия. Для нашего примера константа равновесия имеет вид:

$$K_{\text{равн}} = k_{\text{пр}} / k_{\text{обр}} = [\text{HI}]^2 / [\text{H}_2] [\text{I}_2]$$

- Константа равновесия k равна отношению констант скоростей прямой и обратной реакции, или отношению произведению равновесных концентраций продуктов и реагентов, возведенных в степени, равные коэффициентам в уравнении реакции. Величина константы равновесия определяется природой реагирующих веществ, и зависит от температуры.

$$K_{\text{равн}} = k_{\text{пр}} / k_{\text{обр}} = [\text{HI}]^2 / [\text{H}_2] [\text{I}_2]$$

- Величина константы равновесия характеризует полноту протекания
- обратной реакции. Если $K_{\text{равн}} \ll 1$, числитель в выражении константы намного меньше знаменателя, прямая реакция практически не протекает, равновесие смещено влево. Если для какого-либо обратимого процесса $K_{\text{равн}} \gg 1$, исходных реагентов в равновесной системе практически не остается, равновесие смещено вправо.



Факторы, вызывающие смещение химического равновесия.

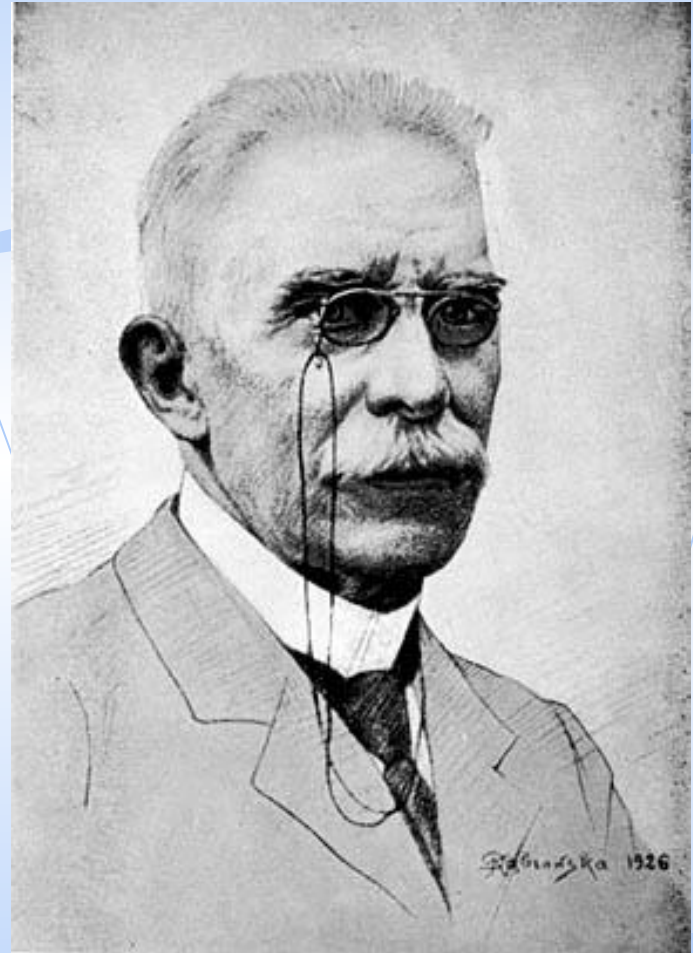
- Состояние химического равновесия может сохраняться долго при неизменных внешних условиях: температуры, концентрации исходных веществ или конечных продуктов, давления (если в реакции участвуют газы).

Если изменить эти условия, можно перевести систему из одного равновесного состояния в другое, отвечающее новым условиям.

Такой переход называется смещением или сдвигом равновесия. Управление смещения можно предсказать, пользуясь принципом Ле Шателье, 1884г.

Историческая справка.

- Французский ученый- химик, занимался исследованиями процессов протекания химических реакций.
- Принцип смещения равновесий- самое известное, но далеко не единственное научное достижение Ле Шателье.
- Его научные исследования обеспечили ему широкую известность во всем мире. Он дожил до 86 лет.



Анри Луи Ле Шателье
(1850- 1936)

Принцип Ле Шателье.

Известен всюду на Земле

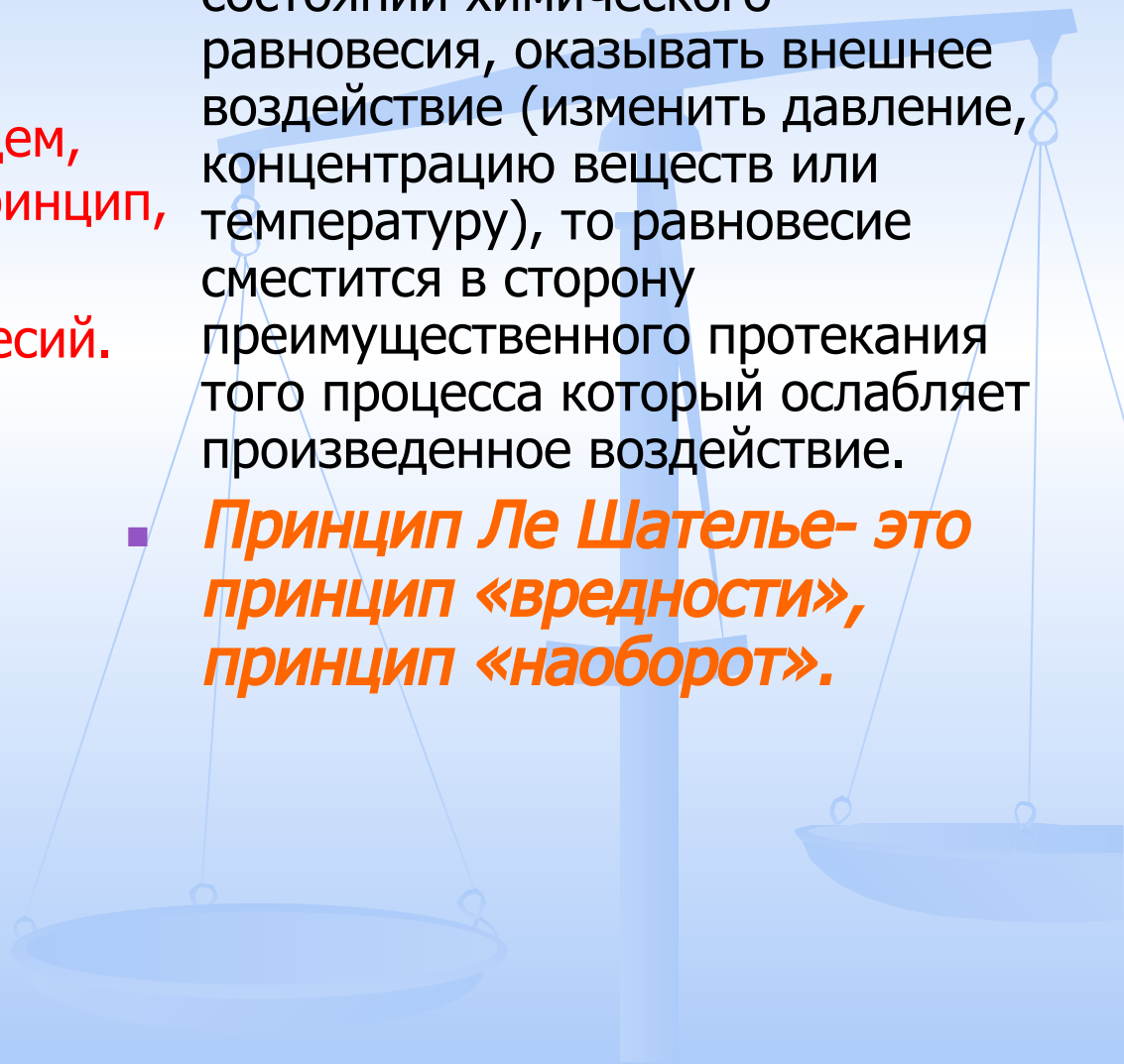
Анри Луи Де Шателье.

Он не был королем и принцем,
Зато открыл прекрасный принцип,
Который химикам полезен

Для сдвигов всяких равновесий.

- Если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказывать внешнее воздействие (изменить давление, концентрацию веществ или температуру), то равновесие сместится в сторону преимущественного протекания того процесса который ослабляет произведенное воздействие.

- **Принцип Ле Шателье- это принцип «вредности», принцип «наоборот».**



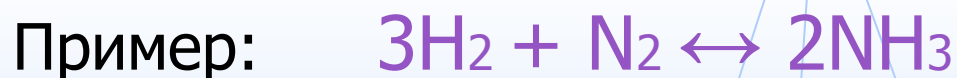
Изменение концентрации:



- А) если увеличиваем концентрацию конечных продуктов, равновесие смещается в сторону образования исходных продуктов, т.е. преобладает обратная реакция.
- Б) увеличиваем концентрацию исходных продуктов, равновесие смещается в сторону образования конечных продуктов, преобладает прямая реакция.
- В) при уменьшении концентрации конечных продуктов реакция равновесия смещается в сторону их образования, преобладает прямая реакция.
- Г) при уменьшении концентрации исходных продуктов реакции, преобладает обратная реакция.

Изменение давления

- А) при увеличении давления равновесие смещается в сторону той реакции, при которой объем образовавшихся газообразных продуктов уменьшается.
- Б) при уменьшении давления равновесие смещается в сторону той реакции, при которой объем образовавшихся газообразных продуктов увеличивается.



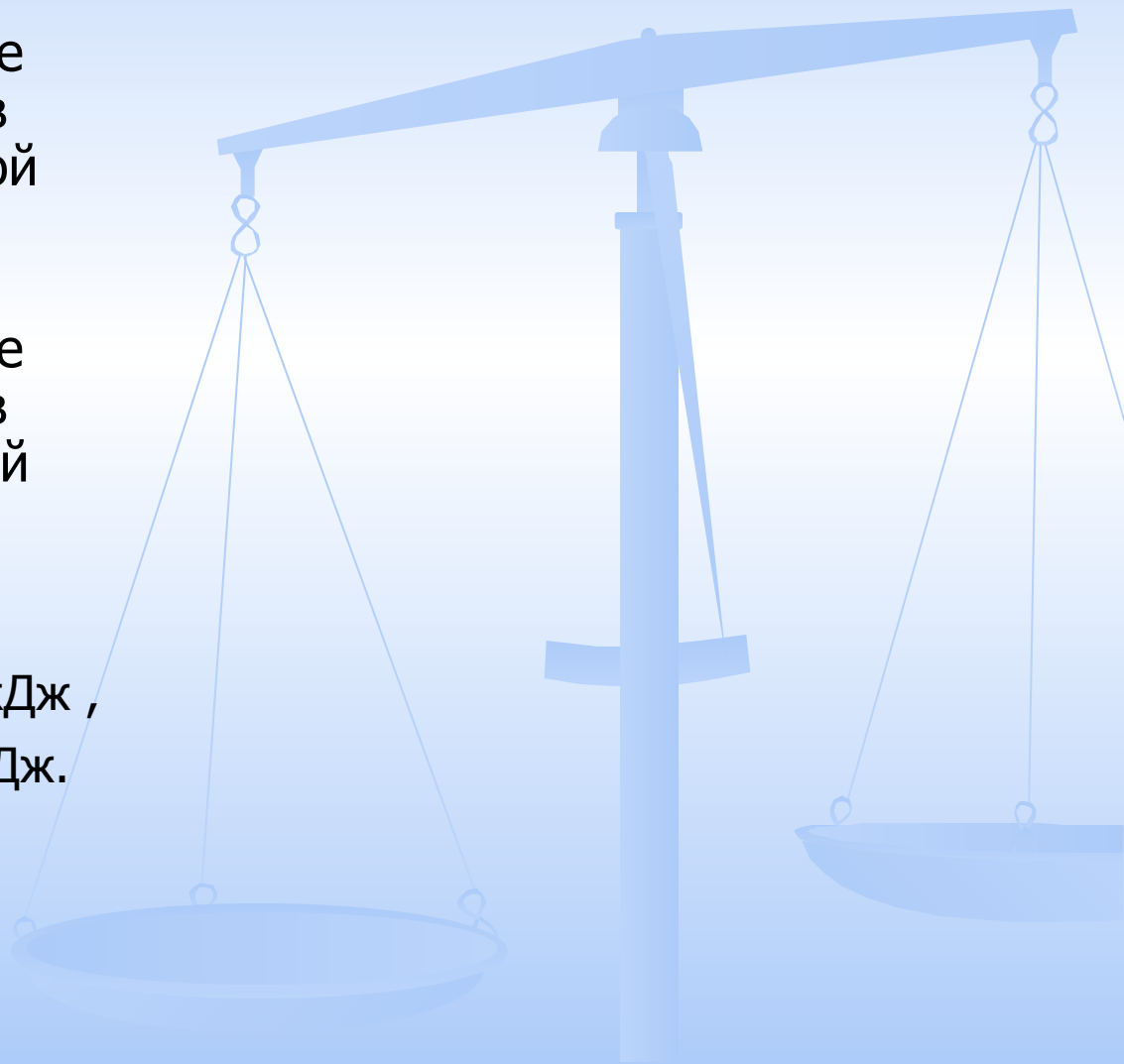
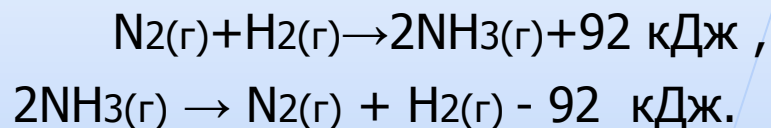
- в) если объемы газообразных продуктов одинаковы как в прямой, так и в обратной реакции- изменение давления не оказывает смещения равновесия.



Изменение температуры

- А) при повышении температуры химическое равновесие смещается в сторону эндотермической реакции.
- Б) при понижении температуры химическое равновесие смещается в сторону экзотермической реакции.

- Пример:



ВОПРОС 1.

- При повышении температуры равновесие системы смещается



(в сторону обр-ния исх. в-тв)

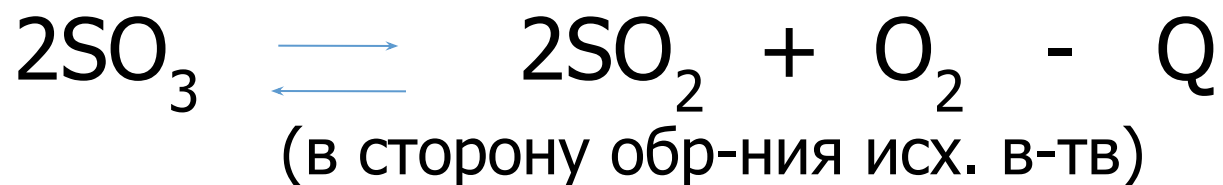
ВОПРОС 2.

- Каким образом можно сместить равновесие реакции в сторону исходных веществ (все в-ва – газы):



ВОПРОС 3.

- При повышении давления равновесие реакции смещается



ВОПРОС 4.

- Каким образом можно сместить равновесие в сторону продуктов реакции



(повысить давление, понизить температуру)

ВОПРОС 5.

- При уменьшении концентрации SO_2 равновесие реакции смещается



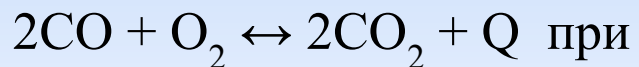
ВОПРОС 6.

- При повышении температуры равновесие реакции сместится



Задача 4.

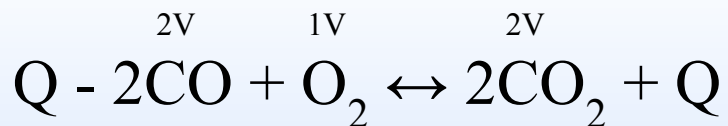
Как сместиться химическое равновесие реакции



а) повышении температуры;

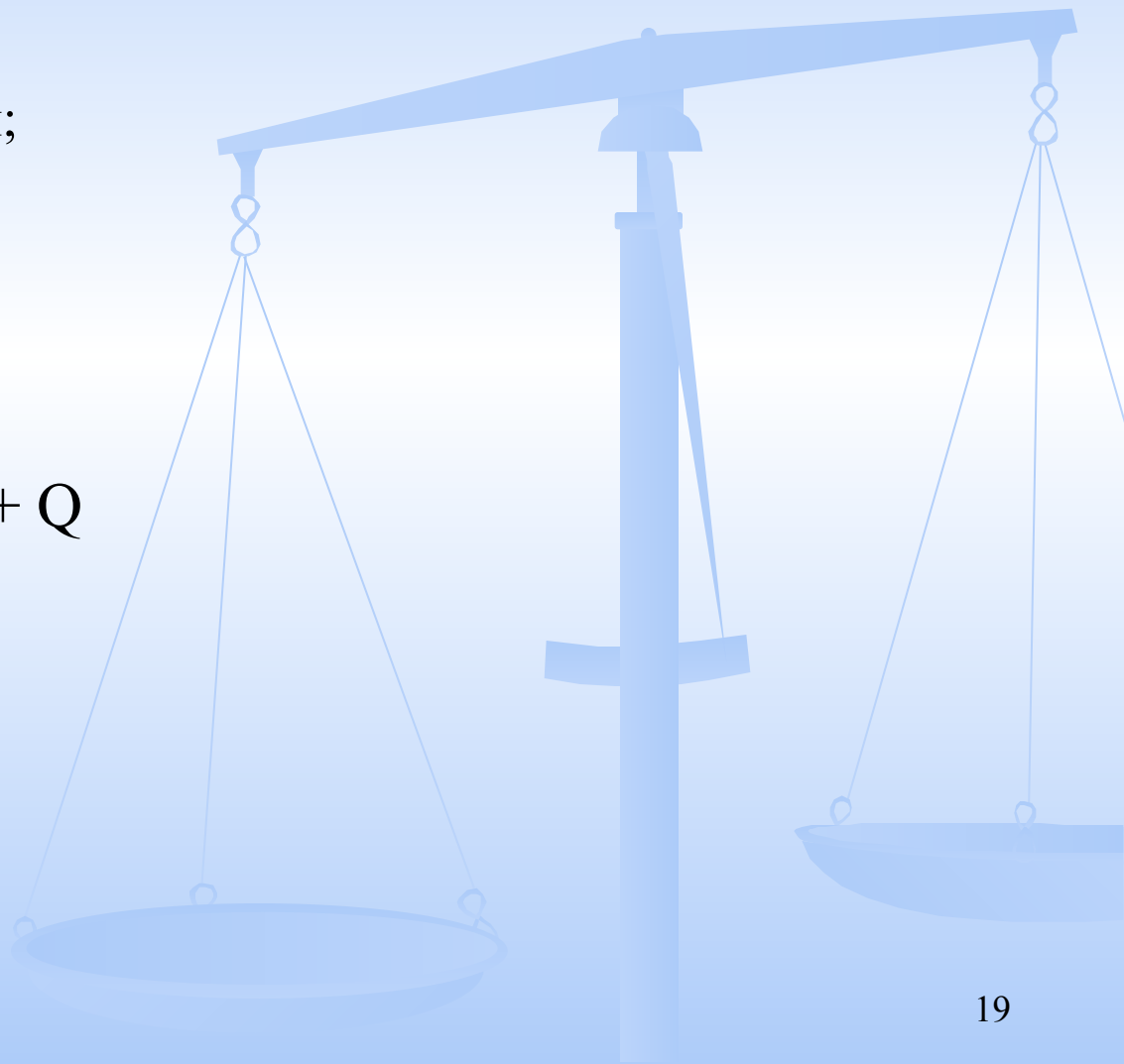
б) повышении давления

Ответ:



а) ←

б) →





Задания

1. Условие необратимости химического превращения.

- а) образование слабого электролита
- б) поглощение большого количества теплоты
- в) взаимодействие слабого и сильного электролитов
- г) ослабление окраски раствора.

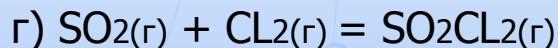
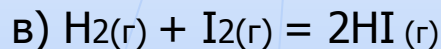
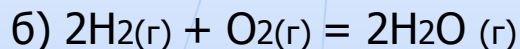
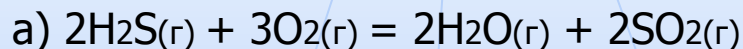
2. Для смещения равновесия в системе



в сторону продуктов реакции необходимо

- а) увеличить давление
- б) увеличить температуру
- в) ввести катализатор
- г) уменьшить температуру

3. При увеличении давления химическое равновесие не смещается в системе



4. Верны ли следующие суждения о смещении химического равновесия в системе $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{CO}_2(\text{г}) + Q$?

А. При понижении давления химическое равновесие в данной системе сместится в сторону продукта реакции.

Б. При увеличении концентрации углекислого газа химическое равновесие системы сместится в сторону продукта реакции.

а) верно только А

б) верно только Б

в) верны оба суждения

г) оба суждения неверны

5. В системе $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{SO}_3(\text{г}) + Q$ смещению химического равновесия в сторону исходных веществ будет способствовать

а) уменьшение давления

б) уменьшение температуры

в) увеличение концентрации SO_2

г) уменьшение концентрации SO_3

6. Химическое равновесие в системе $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{г}) \leftrightarrow \text{C}_4\text{H}_6(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г}) - Q$ сместится в сторону обратной реакции, если

а) повысить температуру

б) уменьшить концентрацию H_2

в) добавить катализатор

г) повысить давление