**Обратимость химических реакций.** **Химическое равновесие.**

**11 класс**



Учитель химии МБОУ СОШ №1 с.Гизель

Солтанова В.К.

 2012-2013 уч. год.

 Тема урока : Обратимость химических реакций. Химическое равновесие.

Цель урока : Закрепить понятия «обратимость» и «необратимость» химических реакций; обобщить и углубить знания учащихся о химическом равновесии, константе равновесия, знать принцип Ле Шателье и уметь применять его для смещения химического равновесия; дать представление о значении знаний о химическом равновесии в производстве и в природе, развитие навыков в решении заданий ЕГЭ (часть А).

Тип урока: комбинированный урок.

**Ход урока**

I. Организационный момент.

 II Актуализация знаний учащихся (Слайд 4).

 1. Определение скорости химической реакции.

 2. Формулы выражения скорости и единицы измерения скорости: а) гомогенной реакции; б) гетерогенной реакции.

 3. Перечислите факторы, влияющие на скорость химической реакции.

4. Как зависит скорость химической реакции от концентрации?

5. Какие вещества называются катализаторами? Ингибиторами? В чем отличие их действия на скорость химической реакции? Значение катализаторов и ингибиторов на производстве, в жизни живых организмов.

6. Что нужно знать о химической реакции, чтобы определить ее скорость?

III. Изучение нового материала (Слайд 5).

 План изложения.

1.Реакции обратимые и необратимые. Признаки необратимости.

2. Химическое равновесие. Константа химического равновесия.

3.Факторы, вызывающие смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Эксперимент.

4. Применение Принципа Ле Шателье.

5. Решение заданий ЕГЭ.

Все химические реакции делятся на обратимые и необратимые.

(Слайд 6).

* Необратимые химические реакции – это реакции, протекающие в одном направлении до полного превращения реагирующих веществ в продукты реакции.

 ***Например :***

 Na2SO4 + BaCl2 🡪 BaSO4↓ + 2NaCl

Необратимая реакция заканчивается тогда, когда полностью расходуется хотя бы одно из исходных веществ. Необратимыми являются реакции горения; многие реакции термического разложения сложных веществ; большинство реакций, в результате которых образуются осадки или выделяются газообразные вещества, и др. (Слайд 7).

 CuCl2 + 2KOH= Cu(OH)2↓ +2KOH – выпал осадок

 Na2CO3 + 2HCl=2NaCl + H2O + CO2↑ – образовался слабый электролит, который разлагается на воду и углекислый газ.

 H2SO4 + 2KOH = K2SO4 + 2H2O – образовалась вода – очень слабый электролит.

* Обратимые химические реакции – это реакции, одновременно протекающие в прямом и обратном направлениях в одних и тех же условиях.

 ***Например:***

H2 + I2 ↔ 2HI (1)

 CaCO3 ↔ CaO + CO2 (2)

Рассмотрим уравнение реакции синтеза йодоводорода из водорода и йода (Ур-е 1).

Через некоторое время после начала химической реакции в газовой смеси можно обнаружить не только конечные продукты реакции HI, но и исходные вещества – H2 и I2. Как бы долго не продолжалась химическая реакция, в реакционной смеси при 350°C всегда будет содержаться приблизительно 80% HI, 10% H2 и 10% I2. Если в качест - ве исходного вещества взять HI и нагреть его до той же температуры, то можно обнаружить, что через некоторое время соотношение между количествами всех трех веществ будет таким же. Таким образом, при образовании йодоводорода из водорода и йода одновременно осу - ществляются прямая и обратная реакции.

Если в качестве исходных веществ взяты водород и йод в концентрациях [H2] и [I2], то скорость прямой реакции в начальный момент времени была равна:

Vпр =kпр [H2] [I2]. Скорость обратной реакции

Vобр=kобр [HI] ² в начальный момент времени равна ну- лю, так как йодоводород в реакционной смеси отсутству-ет. Постепенно скорость прямой реакции уменьшается, т.к. водород и йод вступают в реакцию и их концентра - ции понижаются. При этом скорость обратной реакции увеличивается, потому что концентрация образующегося йодоводорода постепенно возрастает. Когда скорости прямой и обратной реакции станут одинаковыми, насту - пает химическое равновесие. В состоянии равновесия за определенный промежуток времени образуется столько же молекул HI , сколько их распадается на [H2] и [I2].

 Состояние обратимого процесса, при котором скорости прямой и обратной реакций равны, называют химическим равновесием. (Слайд 8, 9).

Химическое равновесие является динамическим равнове - сием. В равновесном состоянии продолжают протекать и прямая, и обратная реакции, но т. к. скорости их равны, концентрации всех веществ в реакционной системе не изменяются. Эти концентрации называются равновесными концентрациями.

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

 Кравн =[HI]²/[H2] [I2]

* 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 приро - дой реагирующих веществ, и зависит от температуры. (Слайд 10).

 Величина константы равновесия характеризует полноту протекания обратимой реакции. Если Кравн<<1, числитель в выражении константы намного меньше зна-менателя, прямая реакция практически не протекает, равновесие смещено влево. Если для какого-либо обра- тимого процесса Кравн>>1, исходных реагентов в равно- весной системе практически не остается, равновесие смещено вправо. (Слайд 11).

 Химическое равновесие является подвижным и 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. ( Слайд 12).

Управление смещения можно предсказать, пользуясь принципом Ле Шателье, 1884г.

 Историческая справка.

Анри Луи Ле Шателье (1850- 1936), 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. **(**Слайд13)**.**

* 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 ве-ществ или температуру), то равновесие сместится в сторону преимущественного протекания того процесса, который ослабляет произведенное воздействие.

 Принцип Ле Шателье - это принцип «вредности», принцип «наоборот». (Слайд 14) .

Важнейшими внешними факторами, которые могут приводить к смещению химического равновесия, являются: а) концентрация реагирующих веществ;

б) температура;

в) давление.

**Влияние концентрации реагирующих веществ.**

Если в равновесную систему вводится какое – либо из участвующих в реакции веществ, то равновесие смещается в сторону той реакции, при протекании которой данное вещество расходуется. Если из равновесной системы выводится какое – либо вещество, то равновесие смещается в сторону той реакции, при протекании которой данное вещество образуется.

***Например***, рассмотрим, какие вещества следует вводить и какие выводить из равновесной системы для смещения обратимой реакции синтеза аммиака вправо:

 **N2(г) + H2(г)↔ 2 NH3(г)**

Для смещения равновесия вправо (в сторону прямой реак - ции образования аммиака) необходимо в равновесную смесь вводить азот и водород (т. е. увеличить их концентрации) и выводить из равновесной смеси аммиак (т.е. уменьшить его концентрацию).

**Выводы:** (Слайд 15).

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.

( Эксперимент (видео опыт) «Влияние концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия») (Слайд 16)).

**Влияние температуры.**

Прямая и обратная реакции имеют противоположные тепловые эффекты: если прямая реакция экзотермичес – кая, то обратная реакция эндотермическая (и наоборот).

При нагревании системы (т.е. повышении ее температуры) равновесие смещается в сторону эндотер - мической реакции; при охлаждении (понижении тем - пературы) равновесие смещается в сторону экзотерми - ческой реакции.

***Например***, реакция синтеза аммиака является экзотерми-ческой:

 **N2(г) + H2(г)**→ **2 NH3(г) + 92 кДж ,**

а реакция разложения аммиака является (обратная реакция) является эндотермической:

 **2 NH3(г)** → **N2(г) + H2(г) - 92 кДж.** Поэтому повышение температуры смещает равновесие в сторону обратной реакции разложения аммиака.

**Выводы:** (Слайд 17).

А) при повышении температуры химическое равновесие смещается в сторону эндотермической реакции.

Б) при понижении температуры химическое равновесие смещается в сторону экзотермической реакции.

( Эксперимент (видео опыт) «Влияние температуры на смещение химического равновесия») (Слайд 19)).

**Влияние давления.**

Давление влияет на равновесие реакции, в которых принимают участие газообразные вещества. Если внешнее давление повышается, то равновесие смещается в сторону той реакции, при протекании которой число молекул газа уменьшается. И наоборот, равновесие смещается в сторону образования большего числа газообразных молекул при понижении внешнего давления. Если реакция протекает без изменения числа газообразных веществ, то давление не влияет на равновесие в данной системе.

 ***Например****:* дляувеличения выхода аммиака **(**смещениевправо**)** необходимо повышать давление в системе обратимой реакции

 **N2(г) + H2(г)↔ 2 NH3(г)** , т.к.при протекании прямой реакциичислогазообразных молекул

уменьшается (из четырех молекул газов азота и водорода образуются две молекулы газа аммиака).  **Выводы:** (Слайд 17).

* А) при увеличения 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.

 Пример: 3H2 + N2 ↔ 2NH3

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

 Пример: Н2 + Cl2=2HCl

 2V=2V

( Эксперимент (видео опыт) «Влияние давления на смещение химического равновесия») (Слайд 18)).

Принцип Ле Шателье применим не только к химическим реакциям, но и ко многим другим процессам: к испарению, конденсации, плавлению, кристаллизации и др. При производстве важнейших химических продуктов принцип Ле Шателье и расчеты, вытекающие из закона действующих масс, дают возможность находить такие условия для проведения химического процесса, которые обеспечивают максимальный выход желаемого вещества. (Слайд 20,21).

IV. Закрепление (Слайд 22).

* Химик толкает реакцию в спину: «Давай-ка тебя я немного подвину!» Она отвечает: «Ты знаешь меня: Ни часа, ни дня не могу без огня! И чтобы улучшить мое настроение, Прошу, даже требую: выше давление! К тому же учти: я – такая реакция, Что мне реагентов важна концентрация». И химик подумал: «Теперь мне все ясно. Тепло поглощаешь – и это прекрасно! Как только под колбой зажгутся горелки, Ступай-ка, реакция, прямо по стрелке. Вот это цветочки, но будут и фрукты - Повысит давление выход продукта! Еще концентрация…Да, ты права: Побольше я выдам тебе вещества». Реакция стала работать послушно, Продукт образуя полезный и нужный. Такой вот привиделся химику сон. Какие же выводы сделает он?

V. Обобщение и выводы.

Таким образом, на данном уроке мы более углубленно изучили химическое равновесие - которое может возникнуть в обратимых химических реакциях, а также получили представление о факторах, вызывающих смещение химического равновесия в сторону прямой или обратной реакции, экспериментально убедились в этом.

V‌‌‌I. Решение заданий ЕГЭ (часть А). (Слайд 23,24).

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

 CaCO3(т) ↔ CaO(т) + CO2(т) – Q

 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

 а) 2H2S(г) + 3O2(г) = 2H2O(г) + 2SO2(г)

 б) 2H2(г) + O2(г) = 2H2O (г)

 в) H2(г) + I2(г) = 2HI (г)

 г) SO2(г) + CL2(г) = SO2CL2(г)

4. Верны ли следующие суждения о смещении химического равновесия в системе

 2CO(г) + O2(г) ↔ 2CO2(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 в) верны оба суждения

б) верно только Б г) оба суждения неверны

5. В системе

 2SO2(г) + O2(г) ↔ 2SO3(г) + Q

 смещению химического равновесия в сторону исходных веществ будет способствовать

а) уменьшение давления

б) уменьшение температуры

в) увеличение концентрации SO2

г) уменьшение концентрацииSO3

6. Химическое равновесие в системе

 C4H10 (г) ↔ C4H6(г) + 2H2(г) -Q

сторону обратной реакции, если

 а) повысить температуру

 б) уменьшить концентрацию H2

 в) добавить катализатор

 г) повысить давление

А теперь проверьте правильность своих ответов. (Слайд 25).

 1 – а

 2 – б

 3 – в

 4 – а

 5 – а

 6 – г

VII. § 14, упр. 1-8. (Слайд 26).

Используемая литература.

1.О.С.Габриелян, Г.Г.Лысова «Химия» - М.: «Дрофа», 2009.

2.О.С.Габриелян, И.Г.Остроумов «Общая химия» - Олма-учебник, 2008.

3. О.С.Габриелян, Г.Г.Лысова, А.Г.Введенская «Настольная книга учителя химии», ч.I, 11 кл. - М.: «Дрофа», 2009.

4.Т.П.Троегубов «Поурочные разработки по химии» - М.: «Вако», 2009.

5.А.С.Егоров «Репетитор по химии» - «Феникс», 2008.

6.С.А.Литвинова, Н.В.Манкевич «Неорганическая химия. Весь школьный курс в таблицах» - Минск: «Современная школа: Кузьма», 2009.

7.А.Н.Левкин, А.А.Карцова, С.Е.Домбровская, Е.Д.Крутецкая «Химия:ЕГЭ: Учебно-справочные материалы. (Серия «Итоговый контроль:ЕГЭ») – М.;СПб.:Просвещение, 2011.

8.Г.П.Хомченко «Пособие по химии для поступающих в ВУЗы» - М.: «Новая волна».,2004.

9.В.Н.Доронькин,А.Г.Бережная, Т.В.Сажнева, В.А.Февралева «Химия.Тематические тесты.Подготовка к ЕГЭ» - Ростов-на-Дону «Легион», 2010.

10.Д.М.Добротин,А.А.Каверина,М.Г.Снастина «ЕГЭ-2011 . Химия: типовые экзаменационные варианты: 30 вариантов.» - ФИПИ,М.; «Национальное образование». 2011.