

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РФ
ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ВОРОНЕЖСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
УНИВЕРСИТЕТ»

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
И КОНТРОЛЬНЫЕ РАБОТЫ
ПО ДИСЦИПЛИНЕ «ХИМИЯ»**

Учебно-методическое пособие для вузов

Составитель
И.Е. Шрамченко

Издательско-полиграфический центр
Воронежского государственного университета
2011

Тема 1.1. Основные понятия и законы химии. Количественные отношения в химии

Химия – наука, изучающая процессы превращения веществ, сопровождающиеся изменением состава и структуры, а также взаимные переходы между этими процессами и другими формами движения материи.

Все количественные расчеты в химии производят в соответствии со стехиометрическими законами. На основании закона постоянства состава составляют химические формулы. На основании закона сохранения массы веществ расставляют коэффициенты в уравнениях реакций.

Задания для самостоятельной работы:

1. Вычислите молярные массы соединений: $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$, I_2O_5 , $\text{Pb}(\text{NO}_2)_2$, $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$, $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, ZnOHNO_3 , CuCl_2 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, H_3AsO_4 , SnSO_3 , PH_3 , O_3 , As_2S_3 , H_2O_2 .

2. Рассчитайте массовые доли элементов в нитрате меди (II).

3. Определите массу 0,25 моль карбоната натрия.

4. Определите массу одной молекулы брома.

5. Какой объем занимают 96 г озона?

6. Сколько атомов содержится в 20,8 г хрома?

7. Какой объем водорода (н. у.) выделится при действии цинка массой 32,5 г на избыток серной кислоты?

8. Какие объемы (н. у.) кислорода и сернистого газа (SO_2) необходимы для получения серного ангидрида (SO_3)?

9. К раствору, содержащему 20 г нитрата серебра (I), прилили раствор, содержащий 5,85 г хлорида натрия. Определите массу осадка, если выход продукта реакции равен 95 %.

10. При действии соляной кислоты на 44,8 г неизвестного металла образуется хлорид металла (II) и выделяется 17,92 л газа (н. у.). Определить, какой металл вступил в данную реакцию.

Тема 1.2. Периодический закон и Периодическая система Д.И. Менделеева в свете современных представлений о строении атома

Периодический закон, открытый Д.И. Менделеевым, представляет собой наиболее универсальный способ классификации химических элементов и является одним из основных законов современной химии и естествознания. Этот закон и его графическое отображение – Периодическая система – выполняют три задачи теоретических знаний: обобщающую, объясняющую и прогностическую.

Задания для самостоятельной работы:

1. Составить электронные конфигурации атомов кремния, брома, железа, серебра, магния, фосфора, рубидия. Определить валентные возможности атомов данных элементов.

А

ведите два примера типичных ионных соединений. Напишите уравнения превращения соответствующих ионов в нейтральные атомы.

4. Какую химическую связь называют водородной? Между молекулами каких веществ она образуется? Почему H_2O и HF , имея меньшую молекулярную массу, плавятся и кипят при более высоких температурах, чем их аналоги?

5. Выполнить домашнюю контрольную работу по вариантам:

Вариант 1

1. Какую низшую и высшую степени окисления проявляют углерод, фосфор, сера и йод? Почему? Составьте формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления.
2. Марганец образует соединения, в которых он проявляет степень окисления +2, +3, +4, +6, +7. Составьте графические формулы его оксидов и гидроксидов, отвечающих этим степеням окисления. Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида марганца (IV).
3. Как можно объяснить линейное строение молекулы MgCl_2 и тетраэдрическое CH_4 ?

Вариант 2

1. Какую низшую степень окисления проявляют водород, фтор, сера и азот? Почему? Составьте формулы соединений кальция с данными элементами в этой их степени окисления. Как называются соответствующие соединения?
2. Хром образует соединения, в которых он проявляет степени окисления +2, +3, +6. Составьте графические формулы его оксидов и гидроксидов, отвечающих этим степеням окисления. Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида хрома (III).
3. Как можно объяснить угловое строение молекул H_2O и линейное молекулы CO_2 ?

Тема 1.4. Закономерности протекания химических реакций. Химическое равновесие

Химическая кинетика изучает: а) протекание процесса во времени; б) взаимодействие веществ на атомно-молекулярном уровне.

Обратимые реакции не доходят до конца и заканчиваются установлением химического равновесия – состояния, при котором скорости прямой и обратной реакций равны. При этом в системе образуется продукта ровно столько, сколько его распадается. В 1884 г. французский ученый Ле Шателье установил закономерное влияние внешних условий на положение равновесия обратимых реакций – *принцип смещения равновесия* (принцип Ле Шателье): если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, производится какое-либо внешнее воздействие (*изменяется концен-*

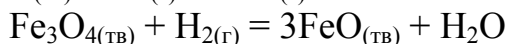
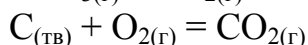
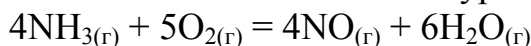
трация, температура или давление), то равновесие смещается в сторону того процесса, который ослабляет внешнее воздействие.

Задания для самостоятельной работы:

1. В закрытом сосуде объемом 2 л протекает реакция $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{2(\text{г})}$. В некоторый момент времени количество вещества оксида азота (IV) составляло 0,12 моль. Через 8 секунд количество вещества NO_2 в сосуде стало 0,36 моль. Чему равна средняя скорость данной реакции в указанный промежуток времени?

2. В сосуде вместимостью 2 л смешали 4,5 моль газа H_2 и 3 моль Cl_2 . Через 2 с в реакционной системе образовался газ HCl , количеством вещества 1 моль. Определите среднюю скорость реакции. Рассчитайте количества веществ H_2 и Cl_2 , которые не прореагировали.

3. Напишите кинетические уравнения для реакций:



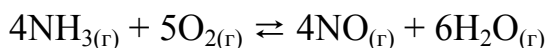
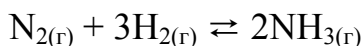
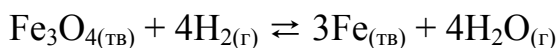
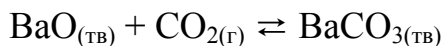
4. Напишите выражение для скорости химической реакции, протекающей в гомогенной системе по уравнению: $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} = 2\text{NH}_{3(\text{г})}$. Определите, как изменится скорость этой реакции, если: а) концентрация N_2 увеличится в 2 раза; б) концентрация H_2 увеличится в 2 раза; в) давление в системе уменьшится в 2 раза?

5. При 20°C скорость реакции составляет 0,5. Чему равна скорость той же реакции при 70°C , если температурный коэффициент равен 2?

6. На сколько градусов нужно понизить температуру для уменьшения в 27 раз скорости реакции, температурный коэффициент которой равен трем?

7. Скорость химической реакции $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{2(\text{г})}$ при концентрации реагирующих веществ $[\text{NO}] = 0,3$ моль/л и $[\text{O}_2] = 0,15$ моль/л составила $1,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л·с. Вычислить значение константы скорости реакции. Одинакова ли размерность констант для разных реакций?

8. Записать выражения для констант равновесия следующих обратимых реакций:



9. В какую сторону будет смещаться равновесие в системах:





при увеличении концентрации реагентов; при увеличении давления; температуры?

Тема 1.5. Водные растворы. Способы выражения концентрации растворов. Электролитическая диссоциация. Гидролиз солей

Раствором называется твердая или жидкая гомогенная (однородная) система, состоящая из двух или более компонентов. Необходимыми компонентами раствора являются растворитель и растворенное вещество. В одном растворителе может находиться несколько растворенных веществ. Количество растворенного вещества в определенном количестве раствора или растворителя, которое может колебаться в очень широких пределах, называется концентрацией раствора.

Электролитическая диссоциация – распад электролитов на ионы при растворении их в воде или расплавлении.

Основные положения теории электролитической диссоциации (ТЭД), были сформулированы шведским ученым Сванте Аррениусом в 1887 г. Для количественной оценки силы электролита вводится понятие «степень электролитической диссоциации». Степень диссоциации зависит от природы электролита, его концентрации и температуры. Степень диссоциации возрастает с разбавлением и с повышением температуры.

Гидролиз – обменное взаимодействие ионов соли с водой, приводящее к образованию слабого электролита.

Задания для самостоятельной работы:

1. Выполнить домашнюю контрольную работу по вариантам:

Вариант 1

1. Рассчитайте массовую долю соли в растворе, полученном при растворении 1,3 г цинка в 36,5 г 10%-го раствора соляной кислоты.
2. В какой массе раствора с массовой долей Na_2SO_4 10 % нужно растворить 200 г $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, чтобы получить раствор с массовой долей сульфата натрия 16 %?
3. В каком объеме воды следует растворить 11,2 л оксида серы (IV) (н. у.), чтобы получить раствор сернистой кислоты с массовой долей 1 %?
4. Вычислите массовую долю (%) гидроксида бария в растворе, который получен растворением в 200 г воды навески бария, содержащей $1,505 \cdot 10^{23}$ атомов металла.