Контрольная работа по общей химии

12. Органическое вещество в виде летучей жидкости массой 0,1437 г при 250С и Р=99,2 кПа превращено в пар, занимающий объем 22,9 мл. Найдите молярную массу этого вещества.

Решение:

Уравнение состояния идеального газа (принимаем, что наш пар подчиняется этому уравнению) Клапейрона-Менделеева:



где – давление газа, Па; – объем газа, м3; – число молей газа; – универсальная газовая постоянная; – абсолютная температура.



При этом



где – масса газа, г; – его молярная масса.



или это 298,15 K.



Тогда .



Ответ:.



39. Сколько м3 пропена С3Н6 сгорело, если в результате образовалось 50 кг паров воды, если t = 300С, Р = 1,1атм?

Решение:

Уравнение реакции:



в уравнении .



Тогда использовав уравнение Клапейрона-Менделеева

и ;

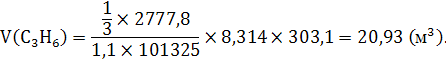


;



Получим

; или это 303,15 K; ;



Ответ: .

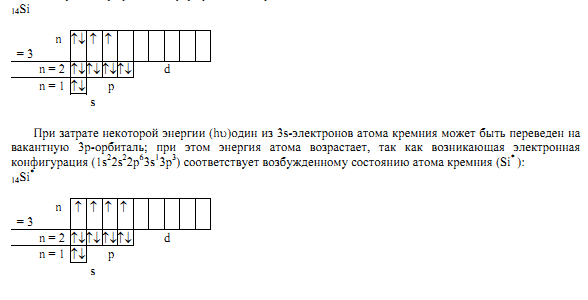


62. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 14 и 40. Какие электроны этих атомов являются валентными?

Решение:

Элемент с порядковым номером 14 – кремний. Его электронная формула имеет вид: 1s22s22p63s23p2

Так как последний электрон находится на p-подуровне, то кремний относится к электронному p-семейству. Распределение электронов по квантовым ячейкам у атома кремния в нормальном состоянии:



Валентные электроны для кремния – s- и p-электроны внешнего электронного уровня.

Элемент с порядковым номером 40 – цирконий. Его электронная формула имеет вид: 1s22s22p63s23p64s23d104p65s24d2. Так как последний электрон находится на d-подуровне, то цирконий относится к электронному d-семейству. Распределение электронов по квантовым ячейкам у атома циркония в нормальном состоянии:



Валентные электроны для циркония – d-электроны предвнешнего и s-электроны внешнего электронного уровней.

Электронные и электронно-графические формулы элементов составлялись с учетом принципа Паули, правила Хунда и правила Клечковского.

87. Чем объясняется последовательное изменение окислительной способности свободных галогенов и восстановительной способности галогенид-ионов от фтора к йоду? Приведите примеры иллюстрирующих реакций.

Решение:

В ряду галогенов F2 - Cl2 - Br2 - I2 химическая активность и окислительная способность галогенов уменьшается, в связи с увеличением радиуса и уменьшением первого потенциала ионизации. Это можно проследить на примере реакции взаимодействия галогенов с водородом. Фтор взаимодействует с водородом с взрывом, выделяя при этом большое количество энергии. Хлор при обычных условиях очень медленно взаимодействует с водородом, но на прямом солнечном свету или при нагревании реакция идет также с взрывом. Реакция водорода и хлора протекает по цепному механизму, поэтому для нее необходимо инициирование (нагревание или освещение). Взаимодействие брома и йода с водородом происходит лишь при нагревании. Йод с водородом реагирует не полностью, т.к. йодоводород, образующийся при этом легко разлагается и равновесие сильно смещено в сторону исходных продуктов: Н2 + I2 <=> 2НI

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Свойства галогенов | F2 | Cl2 | Br2 | I2 |
| Радиус, нм | 0,072 | 0,099 | 0,114 | 0,133 |
| Первый потенциал ионизации кДж/моль (атомов) | 1682 | 1255 | 1142 | 1008 |
| Сродство к электрону, кДж/моль | 332,7 | 348,7 | 325 | 290 |
| Относительная электроотрицательность (по Полингу) | 4,0 | 3,01 | 2,8 | 2,6 |

Химическая активность галогенов от фтора к йоду уменьшается. Поэтому более активный галоген (имеющий наиболее высокое значение элетроотрицательности) вытесняет менее активный галоген из его соединений с металлами. Так, фтор вытесняет все другие галогены из их галогенидов, хлор – бром и иод, а бром – только иод:

2NаBr + С12 = 2NаС1 + Br2

2NаI + С12 = 2NаС1 + I2

2КI + Br2 = 2КBr + I2

2КBr + I2 ≠

Галогеноводородные кислоты (кроме HF) могут проявлять восстановительные свойства. Так как сродство к электрону (СЭ) в ряду галогенид-ионов уменьшается от Cl2 к I2, то восстановительные свойства в ряду HCl ‒ HBr – HI увеличиваются:

HCl + H2SO4 (конц. ) ≠

2НBr + H2SO4(конц.) = Br2 + SО2 + 2H2O

8НI + H2SO4(конц.) = 4I2 + H2S + 4H2O

В связи с усилением восстановительных свойств галогеноводородов от НС1 к HI падает устойчивость водных растворов галогеноводородных кислот к воздействию кислорода воздуха. При хранении на воздухе концентрированных растворов иодоводорода происходит его окисление:

4HI + О2 = I2 + 2Н2О

При этом раствор иодоводородной кислоты постепенно буреет:

HI + I2 = Н[I3]

Более медленно протекает аналогичный процесс и водном растворе НBr

Задания

Подберите коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций. Укажите окислитель и восстановитель.

112. Реакции № 12, 37, 62

Решение:

№12:

2Mn(NO3)2 + 5NaBiO3 + 16HNO3 = 2HMnO4 + 5Bi(NO3)3+ 5NaNO3 + 7H2O

Восстановитель: Mn(NO3)2

Окислитель: NaBiO3

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Окисление: | Mn2+ + 4H2O ‒ 5e- → MnO4- + 8H+ | 2 |
| Восстановление: | BiO3- + 6H+ + 2e- → Bi3+ + 3H2O | 5 |
| 2Mn2+ + ~~8H~~~~2~~~~O~~ + 5BiO3- + 30H+ → 2MnO4- + ~~16H~~~~+~~ + 5Bi3+ + 15H2O  2Mn2+ + 5BiO3- + 14H+ → 2MnO4- + 5Bi3+ + 7H2O | | |

№37:

3HNO2 = HNO3 + 2NO + H2O

Восстановитель: HNO2

Окислитель: HNO2

Данная окислительно-восстановительная реакция относится к реакциям диспропорционирования, т.к. молекулы одного и того же вещества (HNO2) способны окислять и восстанавливать друг друга. Это происходит потому, что вещество HNO2 содержит в своем составе атомы азота в промежуточной степени окисления (3+). Следовательно, степень окисления способна как понижаться, так и повышаться.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Окисление: | NO2- + H2O ‒ 2e- → NO3- + 2H+ | 1 |
| Восстановление: | NO2- + 2H+ + e- → NO + H2O | 2 |
| 3NO2- + ~~H~~~~2~~~~O~~ + 4H+ → NO3- + ~~2H~~~~+~~ + 2NO + 2H2O  3NO2- + 2H+ → NO3- + 2NO + H2O | | |

№62:

NH3 + KMnO4 + KOH = KCl + K2MnO4 + H2O

Некорректное условие – ошибка в реагентах (NH3) и продуктах реакции (KCl). Возможное правильное условие:

KCl + 8KMnO4 + 8KOH = KClO4 + 8K2MnO4 + 4H2O

Восстановитель: KCl

Окислитель: KMnO4

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Окисление: | Cl- + 8OH- ‒ 8e- → ClO4- + 4H2O | 1 |
| Восстановление: | MnO4- + e- → MnO42- | 8 |
| Cl- + 8OH- + 8MnO4- → ClO4- + 4H2O + 8MnO42- | | |

143. При сгорании 1 л бутана С4Н10 выделилось 119,1 кДж теплоты. Вычислить энтальпию образования бутана. Условия нормальные.

Решение:

Уравнение реакции:

;



При сгорании выделяется теплоты, а при сгорании – теплоты, тогда



119,2/2=x/0,0446;

x=2,65 (кДж).

Ответ: выделится .



162. Возможно ли при 2000С протекание следующей реакции:

СО + 0,5О2 = СО2?

Решение:

Возможно ли при 2000С протекание следующей реакции: СО + 0,5О2 = СО2?

О принципиальной возможности и направлении процесса позволяют судить величина и знак ΔG (энергия Гиббса).

ΔG = ΔH – TΔS,



где ΔH – изменение энтальпии реакции; ΔS – изменение энтропии реакции; Т – температура.



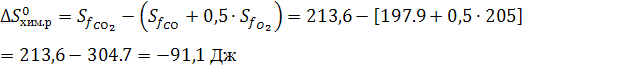
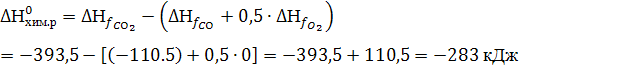
- стандартная энтальпия образования вещества



- стандартная энтропия образования вещества

п - количество вещества

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | СО (газ) | О2 (газ) | СО2 (газ) |
| , кДж/моль | -110,5 | 0 | -393,5 |
| , Дж/моль·К | 197,9 | 205 | 213,6 |



При ΔG<0 реакция самопроизвольно протекает в прямом направлении.

Ответ: возможно, так как – отрицательная величина.



189. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3. Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры от 140 до 1700?

|  |  |
| --- | --- |
| Дано: | Решение:  Согласно правилу Вант-Гоффа при повышении температуры на каждые 10 градусов константа скорости гомогенной элементарной реакции увеличивается в два - четыре раза. Уравнение, которое описывает это правило следующее:  ,  где ‒ скорость реакции при температуре Т1, ‒ скорость реакции при температуре Т2, γ ‒ температурный коэффициент реакции.  Отсюда:  , |
| γ = 3  Т1 = 140о  Т2 = 170о |
| -? |

Ответ: Скорость реакции увеличится в 27 раз.

222. Как повлияет на выход хлора в системе :

4 HCl(г) + О2(г) ↔ 2 Cl2(г) + 2 Н2О(ж), Q = 202,4 кДж,

а) повышение температуры в системе,

б) уменьшение общего объема смеси,

в) уменьшение концентрации кислорода,

г) увеличение общего объема реактора,

д) введение катализатора?

Решение:

4HCl(г) + О2(г) ↔ 2Cl2(г) + 2Н2О(ж), Q = 202,4 кДж

Прямая реакция происходит с выделением тепла, т.е. является экзотермической (Q > 0), следовательно, обратная реакция будет протекать с поглощением тепла, т.е. является эндотермической (Q < 0). Согласно принципу Ле Шателье, если на систему, находящуюся в равновесии, воздействовать извне, изменяя какое-нибудь из условий (температура, давление, концентрация), то равновесие смещается таким образом, чтобы компенсировать изменение.

а) повышение температуры в системе будет способствовать сдвигу равновесия в сторону реакции, протекающей с поглощением тепла (эндотермической), т.е. в сторону реакции образования исходных веществ – выход хлора при этом уменьшится.

б) уменьшение общего объема смеси приведет к смещению равновесия в сторону реакции, протекающей с образованием меньшего числа молей газообразных веществ, т.е. в сторону прямой реакции – выход хлора при этом увеличится.

в) при уменьшении концентрации кислорода равновесие сдвигается в направлении образования исходных веществ – выход хлора при этом уменьшится.

г) при увеличении общего объема реактора давление в системе уменьшится, потому равновесие сдвинется в сторону увеличения числа газовых молей, т.е. в сторону обратной реакции – выход хлора при этом уменьшится.

д) катализатор одинаково ускоряет как прямую, так и обратную реакции и поэтому на смещение равновесия влияния не оказывает, а только способствует более быстрому его достижению, поэтому введение катализатора на выход хлора не повлияет.

237. Составьте схему, напишите уравнения электродных процессов гальванического элемента, у которого один электрод цинковый с концентрацией ионов цинка 10-2 моль/л, а второй – водородный с концентрацией ионов водорода 10-2 моль/л. Рассчитайте э.д.с. этого элемента.

Решение:

Схема химической цепи:

поток электронов



Электрод восстановитель (донор электронов) Электрод окислитель (акцептор электронов



где и – соответственно потенциалы положительного и отрицательного электродов.



Ответ: Э.Д.С. равно .



262. Напишите уравнения реакций процессов, протекающих на электродах при электрохимической защите стальных труб.

Решение:

Одним из вариантов электрохимической защиты стальных труб есть протекторная защита. Если в качестве протектора взять цинк, то уравнения реакций процессов, протекающих на электродах будут следующие:

анодный процесс:

Zn – 2e- = Zn2+;

катодный процесс: в кислой среде –

2Н+ + 2е- = Н2↑;

в нейтральной среде –

1/2О2 + Н2О + 2е- = 2ОН-.

286. Вычислить рН 0,001 М раствора фтористоводородной кислоты и 0,00001 М раствора гидроксида натрия.

Решение:

Электролиты HF и NaOH есть сильными и потому в растворе диссоциируют полностью.

Для указанных растворов имеем:



Ответ: 3 и 9.

312. Слили 30 г 2 %-ного раствора ацетата свинца Pb(CH3COO)2 и 50 мл 1 М раствора иодоводородной кислоты HI. Определите массу осадка иодида свинца.

Решение:

Уравнение реакции:



в уравнении .



Теперь рассчитаем какой реагент в избытке:



=



– находится в избытке, расчеты ведем по

; так как , то



Ответ: .



337. В 70 г бензола С6Н6 растворено 2,09 г некоторого вещества. Раствор кристаллизуется при 4,250С. Установить молекулярную массу растворенного вещества. tкрист.бензола= 5,50С.

Решение:

Криоскопическая константа выражается формулой



где Ккр – криоскопическая константа; – величина, получаемая опытным путем – понижение точки замерзания раствора, состоящего из т кг растворенного неэлектролита и L кг растворителя; М – масса 1 моль неэлектролита, кг. Криоскопическая константа бензола Ккр = 5,1°.



Отсюда



Ответ: .

