

Федеральное агентство по образованию

Государственное образовательное учреждение высшего
профессионального образования
САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
РАСТИТЕЛЬНЫХ ПОЛИМЕРОВ

И.С.Михайлова, Д.Л.Хотемлянская, Т.Л.Луканина,
Павлова Н.В.

Химия

Индивидуальные задания
для студентов I курса нехимических специальностей

Учебно-методическое пособие

Санкт-Петербург
2007

УДК 661.185.5

ББК

Г

Михайлова И.С., Хотемлянская Д.Л., Луканина Т.Л. Индивидуальные задания для студентов I курса нехимических специальностей ГОУВПО СПбГТУРП.СПб., 61 с.

Учебно-методическое пособие предназначено для студентов I курса нехимических специальностей. Пособие составлено в соответствии с разработанными программами по общей химии, содержит оригинальные задания по всем основным темам общей химии. Пособие позволит каждому учащемуся показать свои знания в решении заданий.

Каждому разделу задач предшествует краткое теоретическое введение с примерами и решениями.

Рецензенты: канд. хим. наук, доцент кафедры аналитической химии СПб ГТУРП Г.Ф.Пругло.

Рекомендовано к изданию Редакционно-издательским советом университета в качестве учебно-методического пособия.

Редактор и корректор Т.А.Смирнова

Техн. редактор Л.Я.Титова

Подп. к печати 14.11.06. Формат 60x84/16. Бумага тип. № 3.

Печать офсетная. Объем 4,25 печ.л., 4,25 уч.-изд.л. Тираж 200 экз.

Изд. № 43. Цена "С." Заказ.

Ризограф ГОУВПО Санкт-Петербургского государственного технологического университета растительных полимеров, 198095, СПб., ул.Ивана Черных, 4

ГОУВПО Санкт-Петербургский
государственный технологический
университет растительных
полимеров, 2007

©

Михайлова И.С., Хотемлянская Д.Л.,
Луканина Т.Л..2007

Введение

В настоящее время при разработке методики по изучению естественно - научных дисциплин в высшей школе уделяют большое внимание самостоятельной работе студентов. Значительную часть времени в государственных стандартах по дисциплинам “Общая химия” и “Химия” для студентов нехимических специальностей обучающихся на факультетах МАП, ТЭ, АСУТП отдано индивидуальной работе студентов.

Предлагаемое учебно - методическое пособие входит в учебно-методический комплекс по химическому образованию учащихся в высшем учебном заведении. В пособии представлены индивидуальные задания для самостоятельной работы студентов, выполнение которых поможет учащимся в освоении данной дисциплины. Задания составлены в строгом соответствии с государственным стандартом. В пособии нашли отражение следующие темы общей химии: “Классы неорганических соединений”, “Способы выражения концентраций растворов”, “Строение атома. Химическая связь”, “Основные закономерности протекания химических процессов”, “Растворы электролитов”, “Окислительно-восстановительные процессы и основы электрохимии”. Перед заданиями кратко изложены основные теоретические вопросы перечисленных выше тем. Большое внимание уделено решению типовых задач, примеры которых представлены в каждом разделе.

В конце каждого раздела приведена таблица вариантов заданий.

В заключении пособия приведен библиографический список, который поможет студентам первого курса в изучении курса химии.

Используемые обозначения

- Z** – эквивалент вещества, моль,
Э – эквивалентная масса вещества, моль/л,
 $\omega(C)$ - массовая доля вещества (процентная концентрация), %, доли вещества,
 C_M – молярная концентрация, моль/л,
 C_N – нормальная (эквивалентная) концентрация, моль/л,
V – объем, л, мл,
 ρ – плотность раствора, г/мл, г/см³,
 ΔH^0_{298} – стандартная энтальпия процесса, кДж,
 ΔS^0_{298} – стандартная энтропия процесса, Дж/К
 ΔG^0_{298} – стандартная энергия Гиббса, кДж,
 E_a – энергия активации, кДж (ккал/моль), 1 ккал = 4,19 кДж,
 K_c, K_p – константы равновесия химического процесса,
 k – константа скорости реакции, с⁻¹,
I – ионная сила раствора,
 a – активная концентрация, моль/л,
 α - степень диссоциации, %, **pH** – водородный показатель
pOH – гидроксильный показатель,
 φ - электродный потенциал, В,
R – универсальная газовая постоянная, (8,3143 Дж/моль·К),
T – абсолютная температура,
F – число Фарадея (96500 моль/Кл),
n – число отданных или принятых электронов,

I. Классы неорганических соединений

Классификация неорганических соединений

К важнейшим неорганическим соединениям относятся *оксиды, кислоты, основания и соли.*

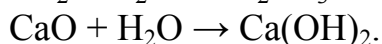
Оксиды

Оксидами называются соединения двух элементов, одним из которых является кислород. Например: Na_2O , MgO , SO_3 , CO .

Классификация оксидов

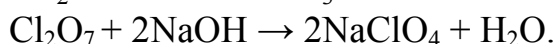
По химическим свойствам оксиды подразделяются на солеобразующие и неосолеобразующие (безразличные). К неосолеобразующим относятся CO , N_2O , NO . Солеобразующие оксиды способны вступать во взаимодействие с другими оксидами, кислотами, основаниями, образуя соли.

Солеобразующие оксиды делятся на кислотные (ангидриды), основные и амфотерные. Соединяясь с водой прямым или косвенным путем, они образуют соединения, называемые гидратами оксидов:



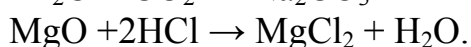
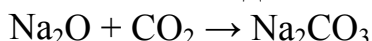
Гидраты кислотных оксидов называются кислотами, а гидраты основных оксидов – основаниями (гидроксидами).

Кислотными оксидами называют оксиды, взаимодействующие с основными оксидами или основаниями с образованием солей. Например: SO_3 , P_2O_5 , Cl_2O_7 .



Следует отметить, что к кислотным оксидам относятся также соединения, образованные металлами, находящимися в высшей степени окисления, например, V_2O_5 , CrO_3 , MoO_3 , WO_3 , MnO_3 , Mn_2O_7 .

Основные оксиды – это такие оксиды, которые вступают во взаимодействие с кислотными оксидами или кислотами, образуя соли.



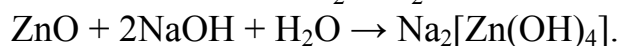
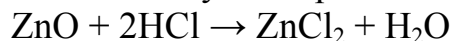
Амфотерные оксиды - оксиды, которые в зависимости от условий могут вступать в реакцию солеобразования и с кислотами и с основаниями.

Амфотерные соединения образуют элементы главных подгрупп, которые расположены на диагонали Be – Ge и далее на вертикали Ge – Pb. Правее вертикали Ge – Pb амфотерные оксиды образуют мышьяк (As) и сурьма (Sb) в состоянии окисления +3; левее этой вертикали – галлий (Ga) и индий (In).

Таким образом, амфотерными являются оксиды главных подгрупп: BeO , Al_2O_3 , As_2O_3 , GeO_2 , GeO , SnO_2 , SnO , PbO_2 , PbO , Sb_2O_3 , Ga_2O_3 , In_2O_3 ; из побочных подгрупп следует знать: ZnO , Cr_2O_3 , Fe_2O_3 , Mn_2O_3 , MnO_2 .

Bi_2O_3 - основной оксид. В остальном в главных подгруппах правее и выше элементов с амфотерными оксидами в Периодической таблице Д.И. Менделеева расположены элементы, имеющие кислотные оксиды, левее и ниже – основные оксиды.

Для того, чтобы доказать амфотерные свойства соединения, необходимо привести минимум две реакции с кислотой и основанием, например:



Кислоты

С точки зрения теории электролитической диссоциации кислотой называется соединение, при диссоциации которого образуется только катион водорода H^+ . Так, HNO_3 – азотная кислота – отдает в раствор один ион водорода и ион кислотного остатка NO_3^- . Под кислотным остатком подразумевается та часть кислоты, которая остается после отдачи ионов H^+ . Заряд кислотного остатка равен алгебраической сумме степени окисления атомов, входящих в состав кислотного остатка.

По составу все кислоты можно классифицировать следующим образом:

1. По числу ионов водорода, способных замещаться на ионы металла с образованием солей. Различают кислоты одноосновные, содержащие один ион водорода (HCl , HNO_3 , HMnO_4), и многоосновные, содержащие два или более ионов водорода (H_2SO_4 , H_3PO_4).

2. По наличию кислорода кислоты подразделяются на кислородсодержащие (HNO_3 , HClO_4) и бескислородные (H_2S , HBr).

3. По способности присоединять разное количество молекул воды, образуя при этом мета-, орто- и пирроформы кислот.

Оксиды элементов VI и VII группы, как правило, присоединяют только одну молекулу воды. Кислотные оксиды элементов III, IV и V (исключение N_2O_5) могут соединяться с одной, двумя или тремя молекулами воды.

Например: $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HVO}_2$ – метаборная кислота.

4. По способности диссоциировать в водных растворах кислоты делятся на сильные (HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 , HMnO_4) и слабые - все остальные.

Основания

Основанием с точки зрения теории электролитической диссоциации является соединение, которое диссоциирует с образованием только аниона гидроксогруппы OH^- , например, NaOH или $\text{Zn}(\text{OH})_2$, который диссоциирует ступенчато, с постепенным отщеплением двух гидроксогрупп.

По растворимости в воде все основания делятся на растворимые в воде, называемые щелочами, к ним относятся основания щелочных и щелочно-земельных металлов (Li , Na , K , Rb , Cs , Fr , Ca , Sr , Ba , Ra), а также гидроксид аммония NH_4OH и все остальные гидроксиды.

По способности диссоциировать в водных растворах все основания делятся на сильные и слабые.

Сильные основания – гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов: LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$.

Например: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$.

Все остальные гидроксиды - слабые, их диссоциация протекает ступенчато

Например: $\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{MgOH}^+ + \text{OH}^-$
 $\text{MgOH}^+ \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + \text{OH}^-$

Соли

С точки зрения электролитической диссоциации соли это электролиты при диссоциации которых образуется только катион металла и анион кислотного остатка.

Любую соль можно рассматривать как продукт реакции между кислотой и основанием. Соли в зависимости от состава бывают нормальные (средние), кислые и основные.

Нормальные соли можно рассматривать, как продукты полного замещения ионов водорода в молекуле кислоты на металл, либо как продукт полного замещения гидроксид – ионов OH^- на ионы кислотного остатка. Нормальная соль CaSO_4 может рассматриваться как продукт замещения обоих ионов водорода в молекуле H_2SO_4 ионом Ca^{2+} , либо как продукт замещения обоих гидроксид – ионов в молекуле $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ионом кислотного остатка.

Кислые соли образуются при неполном замещении атомов водорода в молекуле кислоты на металл. Например, кислая соль угольной кислоты NaHCO_3 .

Двухосновные кислоты H_2CO_3 , H_2SO_3 образуют один тип кислых солей, в состав которых входят однозарядные отрицательные ионы HCO_3^- , HSO_3^- .

Общее количество кислых солей, которое может быть образовано многоосновными кислотами на единицу меньше чем число атомов водорода в молекуле кислоты.

Одноосновные кислоты, такие как HNO_3 , HCl кислых солей не образуют.

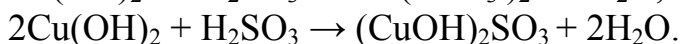
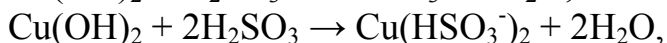
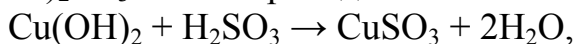
Основные соли образуются неполным замещением гидроксид - ионов OH^- ионами кислотных остатков. Так, в случае замещения только одного гидроксид иона в молекуле гидроксида магния кислотным остатком NO_3^- образуется основная соль MgOHNO_3 .

По аналогии с кислыми солями число основных солей образованных основанием на единицу меньше, чем число ионов гидроксогруппы в составе основания.

Пример1. Составить химические и графические формулы нормальной, кислой и основной соли, которые могут быть образованы $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и H_2SO_3 .

Решение. Нормальная соль образована ионами Cu^{2+} и SO_3^{2-} и имеет формулу CuSO_3 . Кислая соль состоит из иона Cu^{2+} и однозарядного кислотного остатка HSO_3^- и имеет состав $\text{Cu}(\text{HSO}_3^-)_2$.

Формула основной соли, образованной ионами CuOH^+ и SO_3^{2-} имеет вид: $(\text{CuOH})_2\text{SO}_3$. Ниже приведены химические реакции получения солей.



II. Эквивалент. Закон эквивалентов.

Эквивалентом вещества называется такое его количество, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает один моль атомов водорода в химических реакциях.

Закон эквивалентов: массы взаимодействующих веществ пропорциональны их эквивалентным массам.

Эквивалентной массой называется масса 1 эквивалента вещества, выраженная в г/экв. или в г/моль.

На основе закона эквивалентов можно вывести формулу для вычисления эквивалентных масс сложных веществ.

$$\mathcal{E}_{\text{соед.}} = \frac{M_{\text{соед.}}}{n}, \text{ где } n \text{ зависит от класса неорганического соединения.}$$

Для оксидов n = число атомов элемента умноженное на валентность элемента.

Для кислот n = основности кислоты (число атомов водорода).

Для оснований n = число гидроксогрупп.

Для соли n = число атомов металла умноженное на валентность металла.

Пример 1. Определить массу гидросульфата натрия, образующегося при нейтрализации серной кислотой раствора, содержащего 8 г NaOH.

Решение. Из закона эквивалентов следует, что при решении любой задачи нет необходимости знать как проходит реакция, а тем более как выглядит уравнение химических реакции. Нам нужно знать массу одного из реагирующих веществ. Значение эквивалентной массы можем вычислить по приведенным выше выражениям.

Определим эквивалентную массу гидроксида натрия. $\mathcal{E}_{m(\text{NaOH})} = M_{(\text{NaOH})}/1 = 40$ г/моль. Следовательно, число эквивалентов NaOH, которое принимает участие в реакции, составляет $Z = 8/40 = 0,2$ моль.

$$\text{Эквивалентная масса соли гидроксида натрия } \mathcal{E}_{\text{NaHSO}_4} = \frac{M_{\text{NaHSO}_4}}{1} = 120 \text{ г/моль.}$$

$$\text{Согласно закону эквивалентов } \frac{\mathcal{E}_{\text{NaOH}}}{\mathcal{E}_{\text{NaHSO}_4}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{m_{\text{NaHSO}_4}}, \text{ отсюда следует, что}$$

$$m_{\text{NaHSO}_4} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{\mathcal{E}_{\text{NaOH}}} \cdot \mathcal{E}_{\text{NaHSO}_4} = Z \cdot \mathcal{E}_{\text{NaHSO}_4} = 0,2 \cdot 120 = 24 \text{ г.}$$

Пример 2. При соединении 5,6 г железа с серой образовалось 8,8 г сульфида железа. Найти эквивалентную массу железа $\mathcal{E}_{(\text{Fe})}$ и его эквивалент, если известно, что эквивалентная масса серы равна 16 г/моль.

Решение: Из условия задачи следует, что в сульфиде железа на 5,6 г железа приходится 8,8-5,6=3,2 г серы. Согласно закону эквивалентов:

$$5,6 \text{ г (Fe)} \quad - \quad 3,2 \text{ г (S)}$$

$$\mathcal{E}(\text{Fe}) \quad - \quad 16 \text{ г/моль, где } 16 \text{ г/моль} - \text{ эквивалентная масса серы.}$$

$$\text{Следовательно: } \mathcal{E}(\text{Fe}) = 5,6 \cdot 16 / 3,2 = 28 \text{ г/моль.}$$

Масса одного моля железа равна 56 г. Поскольку эквивалентная масса железа 28 г/моль, эквивалент железа $Z = 1/2$ моль.

При решении задач, с участием газообразных соединений, целесообразно пользоваться значением эквивалентного объема.

Эквивалентным объемом называется объем, занимаемый при данных условиях 1 эквивалентом вещества.

$$V_3(H_2) = \frac{V_m}{1 \cdot 2} = \frac{22,4}{2} = 11,2 \text{ л/моль}, \quad V_3(O_2) = \frac{V_m}{2 \cdot 2} = \frac{22,4}{4} = 5,6 \text{ л/моль}.$$

Пример 3. Некоторое количество металла, эквивалентная масса которого равна 28 г/моль, вытесняет из кислоты 0,7 л водорода, измеренного при нормальных условиях. Определить массу металла.

Решение. Согласно закону эквивалентов,

$$\frac{m_{Me}}{\mathcal{E}_{Me}} = \frac{V_{H_2}}{V_3(H_2)}, \text{ отсюда следует что, } m_{Me} = \frac{V_{H_2}}{V_3(H_2)} \cdot \mathcal{E}_{Me} = \frac{0,7}{11,2} \cdot 28 = 1,75 \text{ г}.$$

Задания к разделам I, II

Написать реакции образования кислых, основных и средних солей, полученных при взаимодействии предложенных кислоты и основания. Полученные соли назвать. Написать их графические формулы:

1. Сернистая кислота + гидроксид хрома(III).
2. Серная кислота + гидроксид магния.
3. Селеновая кислота + гидроксид алюминия.
4. Хромовая кислота + гидроксид железа(II).
5. Угольная кислота + гидроксид натрия.
6. Ортофосфорная кислота + гидроксид калия.
7. Пирофосфорная кислота + гидроксид цезия.
8. Марганцевая кислота + гидроксид никеля(III).
9. Азотистая кислота + гидроксид висмута(III).
10. Азотная кислота + гидроксид железа(III).
11. Сероводородная кислота + гидроксид магния.
12. Хлороводородная кислота + гидроксид олова(IV).
13. Хлорная кислота + гидроксид железа(III).
14. Ортомышьяковая кислота + гидроксид калия.
15. Сероводородная кислота + гидроксид бария.
16. Метакремниевая кислота + гидроксид стронция.
17. Хлорноватистая кислота + гидроксид хрома(III).
18. Ортокремниевая кислота + гидроксид калия.
19. Дихромовая кислота + гидроксид висмута(III).
20. Метаоловянная кислота + гидроксид стронция.
21. Марганцовистая кислота + гидроксид железа(II).
22. Борная кислота + гидроксид бария.
23. Метафосфорная кислота + гидроксид никеля(III).
24. Хлористая кислота + гидроксид алюминия.
25. Пирофосфорная кислота + гидроксид кобальта(II).
26. Селеновая кислота + гидроксид никеля (III).
27. Ортофосфорная кислота + гидроксид железа (II).
28. Ортомышьяковая кислота + гидроксид кальция.

29. Иодноватистая кислота + гидроксид висмута (III)
30. Селеноводородная кислота + гидроксид марганца (II)
31. сернистая кислота + гидроксид олова (II).

Написать эмпирические и графические формулы указанных солей.

Представить данные соли как продукты взаимодействия:

а) основного и кислотного оксидов; б) кислоты и основания:

32. Метафосфат алюминия, нитрит натрия.
33. Перхлорат никеля(III), селенат калия.
34. Бихромат цезия, ортоборат алюминия.
35. Бромат кальция, ортосиликат бериллия.
36. Карбонат алюминия, ортофосфат рубидия.
37. Нитрит железа (III), перманганат магния.
38. Пиросульфат стронция, тетраборат натрия.
39. Метаалюминат калия, сульфит кальция.
40. Гипоиодит алюминия, перманганат калия.
41. Хлорат натрия, нитрит меди(II).
42. Ортоарсенат натрия, метасиликат алюминия.
43. Метаборат натрия, сульфат никеля(III).
44. Метахромит цезия, гипохлорит кальция.
45. Манганат рубидия, пирофосфат алюминия.
46. Метастаннат бария, сульфит хрома(III).
47. Тетраборат калия, хлорит магния.
48. Ортоарсенит кальция, перхлорат рубидия.
49. Хромат серебра, ортоарсенат калия.
50. Метафосфат железа(III), бихромат калия.
51. Метаалюминат бария, ортофосфат кальция.
52. Хлорат калия, перманганат свинца(II).
53. Сульфат железа(III), перхлорат стронция.
54. Нитрит алюминия, сульфат кальция.
55. Гипобромит железа(III), сульфит бария.
56. Метаборат калия, пиросульфат кальция.
57. Метаарсенит натрия, бромат кальция.
58. Тетраборат калия, хлорат магния
59. Гипохлорит висмута (III), дихромат натрия
60. Манганат кальция, селенат натрия.
61. Пирофосфат хрома (III), нитрит магния
62. Периодат стронция, метахромит цезия.

Определить эквивалентные массы следующих соединений

63. Cr_2O_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, H_2SO_4
64. ZnO , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, HCl
65. Fe_2O_3 , CuCl_2 , H_3PO_4
66. CaO , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$
67. K_2O , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, NiCl_2
68. H_2SO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, Na_2CO_3
69. HMnO_4 , Bi_2O_3 , H_2S

70. KMnO_4 , SnO_2 , HClO_4
71. Cl_2O_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, H_2PbO_3
80. Ni_2O_3 , H_2CO_3 , K_2S
81. Cl_2O_5 , $\text{Bi}(\text{OH})_3$, KNO_3
82. SbCl_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, P_2O_3
83. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, FeO , $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$
84. Na_2CrO_4 , Cl_2O_7 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$
85. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, H_2SO_3 , P_2O_5
86. ZnSO_4 , H_4SiO_4 , B_2O_3
87. NaHCO_3 , Cl_2O_3 , H_3PO_4
88. FeCl_3 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$
89. Na_2HPO_4 , Cl_2O , H_3AsO_4
90. CoCl_3 , CH_3COOH , $\text{Sn}(\text{OH})_2$
91. NiSO_4 , Al_2O_3 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
92. $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2$, SeO_3 , H_2MnO_4
93. CuSO_4 , As_2O_5 , HClO_3
94. $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$, Mn_2O_7 , $\text{Ni}_2(\text{SO}_4)_3$
95. H_2SiO_3 , F_2O , FeBr_3
96. MnSO_4 , H_2CO_3 , H_2O_2
97. Al_2O_3 , H_3AsO_4 , NiSO_4
98. Cl_2O , CoCl_3 , $\text{Sn}(\text{OH})_2$
99. $\text{Mg}(\text{OH})_2$, Cl_2O_7 , ZnSO_4 ,
100. H_3PO_4 , SnO_2 , As_2O_5 ,

Решить задачу с использованием закона эквивалентов.

101. На нейтрализацию 2 г основания израсходовано 2,14 г HCl . Вычислить эквивалентную массу основания.
102. Определить число эквивалентов $\text{Cu}(\text{OH})_2$, если его масса составляет 97,5 г.
103. Определить эквивалентную массу хрома в его оксиде, если в нем содержится 23,53 % кислорода.
104. 0,501 г металла вытеснили 0,04 г водорода, вычислить эквивалентную массу металла.
105. Определить эквивалент Cu в его соединениях: CuS , Cu_3P_2
106. Определить эквивалентную массу серы в ее соединениях: SO_2 , SO_3
107. 2, 14 г металла вытесняют 2 л водорода н.у. Определить эквивалент металла.
108. Определить массу вытеснившего из кислоты 0,7 л водорода н.у., если эквивалентная масса металла равна 27 г/моль.
109. Оксид металла содержит 28, 57 % кислорода, а галогенид того же металла 48,72 % галогена. Найти эквивалент галогена.
110. На восстановление 3,6 г оксида металла израсходовано 1,7 л водорода н.у. Рассчитать эквивалентную массу металла.
111. При нейтрализации 9,797 г ортофосфорной кислоты израсходовано 7,998 г гидроксида натрия. Вычислить эквивалентную массу кислоты в данной реакции.
112. Некоторый элемент образует оксид, содержащий 31, 58% кислорода. Написать формулу оксида элемента, если валентность элемента равна 3.

113. При восстановлении 1,2 г оксида металла водородом образовалось 0,27 г воды. Вычислить процентное содержание металла в его оксиде.
114. Эквивалент металла равен 56,2 г/моль. Вычислить процентное содержание металла в его оксиде.
115. Написать эмпирическую формулу соединения, содержащего 64,9 % золота и 35 % хлора.
116. 2 г двухвалентного металла вытесняют 1,12 л водорода н.у. Вычислить эквивалентную массу металла и написать его формулу
117. Определить эквивалентную массу металла, зная, что его сульфид содержит 52 % металла.
118. Сколько литров водорода н.у. потребуется для восстановления 112 г оксида металла, содержащего 71,43 % металла?
119. Масса 1 л кислорода н.у. равна 1,4 г. Сколько литров кислорода расходуется при сгорании 2,1 г магния?
120. Мышьяк образует оксид, который содержит 65,2% мышьяка. Определить валентность мышьяка в оксиде, написать формулу оксида.
121. При разложении 0,4638 г оксида металла образовалась 0,4316 г металла. Определить эквивалентную массу металла.
122. 1г двухвалентного металла н.у. вытесняет 921 мл. водорода н.у. Какой это металл?
123. Элемент образует водородное соединение, содержащее 8,9 % водорода. Определить, какой это элемент, если валентность равна 3. Составьте формулу его гидрида.
124. Мышьяк образует оксид, который содержит 75,7 % мышьяка. Определить валентность мышьяка в оксиде, написать формулу оксида.
125. При прокаливании 0,954 г металла в кислороде образовалось 1,194 г оксида металла. Найти эквивалентную массу металла.
126. Масса 1 л кислорода н.у. равна 1,4 г. Сколько литров кислорода расходуется при сгорании 2,1 г магния?
127. Сколько эквивалентов и сколько молей содержится в а) 200 г карбоната кальция, б) 1,96 г ортофосфорной кислоты?
128. В каком количестве КОН содержится столько же эквивалентов, сколько в 370г Ca(OH)₂?
129. Вычислить эквивалентную массу висмута, если при окислении 8,71 г его образовалось 9,71 г оксида. Написать формулу полученного оксида.
130. Определить эквивалентную массу железа, если 7 г его прореагировали с 0,25 эквивалентами серной кислоты.
131. 2,8 г натрия и 3,4 г железа вытесняют из кислот одинаковое количество водорода. Найти эквивалентную массу железа и объем выделившегося водорода.

Варианты заданий к разделу I, II

Номер варианта	Номера задач	Номер варианта	Номера задач
1	1, 32, 63, 131	17	17, 48, 79, 115
2	2, 33, 64, 130	18	18, 49, 80, 114
3	3, 34, 65, 129	19	19, 50, 81, 113
4	4, 35, 66, 128	20	20, 51, 82, 112
5	5, 36, 67, 127	21	21, 52, 83, 111
6	6, 37, 68, 126	22	22, 53, 84, 110
7	7, 38, 69, 125	23	23, 54, 85, 109
8	8, 39, 70, 124	24	24, 55, 86, 108
9	9, 40, 71, 123	25	25, 56, 87, 107
10	10, 41, 72, 122	26	26, 57, 88, 106
11	11, 42, 73, 121	27	27, 58, 89, 105
12	12, 43, 74, 120	28	28, 59, 90, 104
13	13, 44, 75, 119	29	29, 60, 91, 103
14	14, 45, 76, 118	30	30, 61, 92, 102
15	15, 46, 77, 117	31	31, 62, 93, 101
16	16, 47, 78, 116		

III. Растворы. Способы выражения концентрации

Раствором называется гомогенная система, состоящая из двух или более компонентов, соотношения между которыми могут меняться. Одним из компонентов растворов является растворитель, другим компонентом - растворенное вещество.

В рамках дисциплины рассматриваются только двухкомпонентные водные растворы, т.е. растворы, состоящие из растворителя /воды/ и одного растворенного вещества. Количественный состав раствора определяется концентрацией, т.е. относительным содержанием в нем растворенного вещества.

В зависимости от количества растворенного вещества различают несколько типов растворов:

Насыщенным раствором является такой раствор, который содержит максимально возможное (при $t = \text{const}$) количество грамм растворенного вещества на 100 г H_2O . Раствор, концентрация которого ниже концентрации насыщенного раствора при данных условиях, называется **ненасыщенным** раствором.

Концентрированным раствором называется раствор с высоким содержанием растворенного вещества. Раствор, содержащий малое количество растворенного вещества, называется **разбавленным**.

Понятие «насыщенный раствор» и «концентрированный раствор» не следует путать. Насыщенные растворы хорошо растворимых веществ (хлориды натрия, калия и т.д.) являются и концентрированными растворами. Насыщенные растворы малорастворимых соединений (хлорид серебра) являются сильно разбавленными.

Существует несколько способов выражения концентрации растворов: процентная, молярная, нормальная и т.д.

Массовая доля (процентная концентрация) показывает, сколько грамм вещества содержится в 100 граммах раствора.

Если говорят, что раствор хлорида натрия 30 %-й – это значит, что в каждых 100 граммах содержится 30 г NaCl .

Пример 1. Сколько граммов растворенного вещества и сколько воды содержится в 30 г 10 %-го раствора сахара?

Решение. Составляем пропорцию:

В 100 г раствора содержится 10 г сахара, а

В 30 г раствора содержится X г сахара

$$X = \frac{30 \cdot 10}{100} = 3 \text{ г сахара. Зная массу растворенного вещества, находят массу}$$

растворителя: $30 - 3 = 27$ г воды

Пример 2. В каком количестве 12%-го раствора содержится 75 г растворенного вещества?

Решение. Составляем пропорцию:

100 г раствора содержит 12 г растворенного вещества

X г раствора содержит 75 г растворенного вещества

$$X = \frac{100 \cdot 75}{12} = 625 \text{ г раствора.}$$

Пример 3. Сколько граммов BaCl_2 нужно растворить в 400 л воды, чтобы получить 20%-й раствор?

Решение. 100 г раствора содержит 20г BaCl_2 и, следовательно, 80 г воды.

100 г раствора содержит 80 г воды

X г раствора содержит 400 г воды

$$X = \frac{100 \cdot 400}{80} = 500 \text{ г раствора}$$

$$500 \text{ г} - 400 \text{ г} = 100 \text{ г } \text{BaCl}_2$$

Пример 4. В 1,5 литрах воды растворили 101,5 г соли $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Вычислить массовую долю раствора по безводной соли.

Решение. Молярная масса $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ равна 203 г/моль, Молярная масса MgCl_2 равна 95 г/моль. Определим количество безводной соли MgCl_2 в 101,5 г $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ по пропорции:

203 г $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ содержат 95 г MgCl_2

101,5 г $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ содержат X г MgCl_2 :

$$X = \frac{101,5 \cdot 95}{203} = 47,5 \text{ г}, \quad m_{(p)} = 1500 \text{ г} + 101,5 = 1601,5 \text{ г}.$$

Найти процентную концентрацию раствора – это значит, что нужно найти количество растворенного вещества, содержащееся в 100 г раствора.

Следовательно, составим следующую пропорцию:

1601,5 г раствора содержит 47,5 г MgCl_2 , а

100 г раствора содержит X г MgCl_2

$$X = \frac{100 \cdot 47,5}{1601,5} = 2,96 \text{ г},$$

Пример 5. Сколько граммов гидроксида калия потребуется для приготовления 2 л 35%-го раствора ($\rho = 1,34$ г/мл).

Решение. Настоящий пример отличается от предыдущего только тем, что в условии задан объем (V), а не масса раствора. Массу раствора (m), зная его плотность (ρ) находим по формуле: $m = V \cdot \rho$.

Таким образом, $m_{(\text{раствор})} = 2000 \cdot 1,34 = 2680 \text{ г}$.

100 г раствора содержат 35 г КОН

2680 г раствора содержат X г КОН

$$X = \frac{2680 \cdot 35}{100} = 938 \text{ г КОН}.$$

Молярная и нормальная концентрации

Молярная концентрация (молярность) показывает, сколько моль вещества содержится в 1 л (1000мл) раствора. Молярность обозначается C_M - моль/л, (М), например, 1 моль/л, 0,5 М.

Нормальная концентрация (нормальность) показывает, сколько эквивалентов растворенного вещества содержится в 1л (1000мл) раствора. Нормальность раствора обозначают буквами C_N – моль/л, (Н), например, 1 моль/л, 0,5 Н.

0,2 М раствора Na_2SO_4 - это означает, что в 1л (1000мл) содержится 0,2 моля Na_2SO_4 или $0,2 \cdot 106 = 21,2$ г Na_2SO_4 .

В 1 л 0,2 н раствора Na_2SO_4 содержится 0,2 моль эквивалентов соли или $0,2 \cdot 53 = 10,6$ г Na_2SO_4 .

Пример 6. Сколько граммов растворенного вещества содержится в 0,5 л 0,1 М раствора H_2SO_4 ?

Решение. 1 моль H_2SO_4 составляет 98 г
0,1 моль H_2SO_4 составляет X г

1000 мл раствора содержат 9,8 г H_2SO_4

500 мл раствора содержат X г H_2SO_4

$$X = \frac{500 \cdot 9,8}{1000} = 4,9 \text{ г } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Пример 7. Определить молярную и нормальную концентрацию раствора Na_2CO_3 , в 2 л которого содержится 21,2 г Na_2CO_3 .

Решение. 2000 мл раствора содержат 21,2 г Na_2CO_3

1000 мл раствора содержат X г Na_2CO_3

$$X = \frac{1000 \cdot 21,2}{2000} = 10,6 \text{ г } \text{Na}_2\text{CO}_3$$

Молярная масса Na_2CO_3 равна 106 г/моль следовательно,

$$\nu(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{10,6}{106} = 0,1 \text{ моль.}$$

Эквивалентная масса $\mathcal{E}_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{106}{2} = 53 \text{ г/моль}$, следовательно, $z = \frac{10,6}{53} = 0,2 \text{ моль.}$

Ответ: 0,1 М, 0,2 н.

Пример 8. Определить молярность и нормальность 49 %-го раствора ортофосфорной кислоты ($\rho = 1,33$).

Решение. Известна процентная концентрация, т.е. содержание ортофосфорной кислоты 100 г раствора. Требуется определить, сколько грамм кислоты в 1000 мл раствора.

100 г раствора H_3PO_4 содержат 49 г H_3PO_4

1000 мл $\cdot 1,33$ ---- X г,

$$X = \frac{1000 \cdot 1,33 \cdot 49}{100} = 651,7 \text{ г.}$$

Масса одного моля H_3PO_4 составляет 98 г/моль.

Количество моль ортофосфорной кислоты составляет $\nu = \frac{651,7}{98} = 6,65 \text{ моль.}$

Количество моль эквивалентов составляет $z = \frac{651,7}{32,6} = 19,95 \text{ моль}$, где 32,6 г/моль

эквивалентная масса. Таким образом, в 1 литре кислоты содержится 6,65 моль кислоты и 19,95 эквивалентов кислоты. По определению это и есть молярная и эквивалентная концентрации.

Ответ: 6,65 М, 19,95 н.

Пример 9. Для нейтрализации 30 мл 0,1 н раствора щелочи потребовалось 12 мл раствора кислоты. Определить нормальность кислоты.

Решение. Поскольку вещества взаимодействуют в эквивалентных количествах, то можно написать

$$Z_{\text{кис.}} = Z_{\text{осн.}}$$

$C_{н,к} \cdot V_{к} = C_{н,щ} \cdot V_{щ}$, где $C_{н,к}$, $C_{н,щ}$ – нормальность кислоты и щелочи,
 $V_{к}$, $V_{щ}$ – соответствующие объемы.

$$C_{н,к} = \frac{C_{н,щ} \cdot V_{щ}}{V_{к}} = \frac{30 \text{ мл} \cdot 0,1 \text{ моль/л}}{12 \text{ мл}} = 0,25 \text{ моль/л.}$$

Задание к разделу III

Провести необходимые вычисления

1. К 3л 10%-ного раствора HNO_3 ($\rho = 1,054$ г/мл) прибавили 5 л 2%-ного раствора той же кислоты ($\rho = 1,009$ г/мл). Определить С % и C_m если считать, что объем полученного раствора равен 8 л.
2. Из 700г 60%-ного раствора H_2SO_4 выпариванием удалили 200г воды. Чему равна массовая доля полученного раствора?
3. Сколько воды необходимо прибавить к 200 мл 68 %-го раствора азотной кислоты ($\rho = 1,4$ г/мл), чтобы получить 10 %-й раствор?
4. К 1л 10 %-го раствора KOH ($\rho = 1,092$ г/мл) прибавили 0,5 л 5% - го раствора ($\rho = 1,045$ г/мл). Смесь разбавили до 5 л. Вычислить C_m , C_n .
5. Сколько мл 96 %-й серной кислоты ($\rho = 1,84$ г/мл) необходимо взять для приготовления 2л 0,5Н раствора кислоты?
6. Какой объем 2Н раствора азотной кислоты можно приготовить из 50мл 100 %-й азотной кислоты ($\rho = 1,51$ г/мл)?
7. Сколько мл 38 %-й HCl ($\rho = 1,19$ г/мл) необходимо для приготовления 1л 2Н раствора?
8. К 100мл 96 %-го раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,84$ г/мл) прибавили 400 мл воды. Получился раствора плотностью 1.225 г/мл. Определить С %, C_m .
9. Какой объем 96 %-й H_2SO_4 ($\rho = 1,84$ г/мл) необходимо взять для приготовления 250 мл 0,1М раствора?
10. Какие объемы 60 % H_2SO_4 ($\rho = 1,5$ г/мл) и 14 % - й H_2SO_4 ($\rho = 1,1$ г/мл) нужно смешать, чтобы получить 10 л 27 % -го раствора ($\rho = 1,2$ г/мл)?
11. Смешали 100мл 10 %-го гидроксида калия ($\rho = 1,08$ г/мл) и 200мл 20%-ного раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,22$ г/мл). Вычислить молярную и нормальную концентрации гидроксида в полученном растворе.
12. Вычислить нормальность раствора KOH , полученного при сливании 100мл 10 %-го раствора ($\rho = 1,08$ г/мл) и 200 мл 20%-ного раствора ($\rho = 1,2$ г/мл), изменением объема при смешении можно пренебречь.
13. К 1л 60 %-го раствора ортофосфорной кислоты ($\rho = 1.43$) добавили 2л воды. Определить С % полученного раствора.
14. В 1л воды растворили 660 г KOH . Плотность полученного раствора 1,395. Определить С %, C_m , C_n .
15. К 100 мл 80 %-ного раствора HNO_3 ($\rho = 1,46$ г/мл) прибавили 400 мл воды. Получился раствор с плотностью 1,128 г/мл. Определить С % и C_n полученного раствора.
16. Сколько воды надо прибавить к 100 мл 48 %-ного раствора азотной кислоты ($\rho = 1.3$ г/мл), чтобы получить 20 %-й раствор?
17. Сколько мл 56 %-й серной кислоты ($\rho = 1, 46$ г/мл) потребуется для приготовления 3л 1Н раствора?

18. 3,5 г технического едкого калия растворили в воде и получили 500 мл 0,1М раствора КОН. Каково процентное содержание КОН в образце?
19. Образец технической каустической соды содержит 92 % -й NaOH. Сколько граммов такой соды надо взять для приготовления 10 л 2М раствора NaOH?
20. Смешали два раствора: 500 мл 0,2М раствора NaOH и 2 л 0,1М раствора NaCl. Какова молярная концентрация NaOH и NaCl в полученном растворе?
21. Сколько мл 70 %-го раствора нитрата калия ($\rho = 1,6$ г/мл) нужно взять, чтобы получить 0,5 л 0,2Н раствора?
22. Смешали 100 мл 96 % -го раствора серной кислоты ($\rho = 1,4$ г/мл) и 100 мл 10 % - го раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,04$ г/мл). Смесь разбавили водой до 3 л. Определить молярную и эквивалентную концентрации, полученного раствора.
23. Определить процентную концентрацию раствора, полученного при испарении 500 мл. воды из 1 л 5 % -го раствора хлорида натрия ($\rho = 1,02$ г/мл).
24. Сколько воды надо взять для приготовления 0,5 л 1,5 молярного раствора хлорида натрия из 10 г NaCl ($\rho = 1,1$ г/мл).
25. Вычислить нормальность раствора КОН, полученного при сливании 100 мл 10 % -го раствора ($\rho = 1,08$ г/мл) и 200 мл 20 % -го раствора ($\rho = 1,2$ г/мл). Объем полученного раствора принять равным 300 мл.
26. К 1 л 60 % -го раствора ортофосфорной кислоты ($\rho = 1,43$ г/мл) добавили 2 л воды. Определить процентную концентрацию.
27. В 600 мл раствора содержится 11,76 г ортофосфорной кислоты. Определить молярную, нормальную и процентную концентрации.
28. Сколько мл 30 % го раствора азотной кислоты ($\rho = 1,2$ г/мл) нужно взять для приготовления 0,5 л 1 н раствора?
29. Вычислить процентную и молярную концентрации раствора, полученного при добавлении к 70 мл 4 % -го раствора бромида натрия ($\rho = 1,2$ г/мл) 10,5 г кристаллического NaBr.
30. К 100 мл 80 % -го раствора азотной кислоты ($\rho=1,46$ г/мл) прибавили 400 мл воды. Получился раствор с плотностью 1,128 г/мл. Определить процентную и нормальную концентрации раствора.
31. Сколько воды надо прибавить к 100 мл 48% раствора азотной кислоты ($\rho=1,3$ г/мл), чтобы получить 20 % раствор?
32. Сколько мл 56%-й серной кислоты ($\rho=1,46$ г/мл) потребуется для приготовления 3 л 1н раствора?
33. Сколько нитрата меди (II) содержится в 50 мл 0,96 н раствора?
34. Какой объем воды при комнатной температуре надо добавить к 0,5 л 40%-го раствора едкого кали ($\rho = 1,43$ г/мл) для приготовления 10 % -го раствора?
35. Определить процентное содержание вещества в растворе, приготовленном смешиванием 100 мл 1 – молярного раствора уксусной кислоты ($\rho = 1,007$ г/мл) и 10 мл 60 % -го раствора той же кислоты ($\rho = 1,064$ г/мл).
36. 3,5 г технического едкого кали растворили в воде и получили 500 мл 0,1 М раствора КОН. Каково процентное содержание КОН в образце?
37. Образец технической каустической соды содержит 92 %-го NaOH. Сколько граммов такой соды надо взять для приготовления 10 л 2М раствора NaOH?

38. Смешали два раствора 500 мл 0,2 М раствора и 2 л 0,1 М раствора NaCl. Какова молярная концентрация NaOH и NaCl в полученном растворе?
39. Определить процентное содержание вещества в растворе, приготовленном смешиванием 200 мл 0,2 М BaCl₂ (ρ=1,034 г/мл) и 50 мл 24 % раствора BaCl₂ (ρ=1,06 г/мл).
40. Сколько мл 70 % -го раствора нитрата калия (ρ=1,6 г/мл) нужно взять, чтобы получить 0,5 л 0,2 Н раствора?
41. Имеется 40 %-й раствор гидроксида натрия (ρ = 1,43 г/мл). Какой объем этого раствора нужно взять для приготовления 10 л 15 % раствора (ρ = 1,16 г/мл)?
42. Найти массы воды и медного купороса CuSO₄ · 5H₂O , необходимого для приготовления 3 л раствора, содержащего 10% безводной соли (ρ = 1,09 г/мл).
43. Сколько граммов глауберовой соли Na₂SO₄ · 10H₂O следует растворить в 500 г воды для получения 20 % -го раствора Na₂SO₄?
44. Сколько граммов Al₂(SO₄)₃ · 18H₂O содержится в 1,5 кг 20 % - го раствора Al₂(SO₄)₃?
45. Сколько граммов Na₂HPO₄ · 12H₂O требуется растворить в 1 л воды, чтобы получить 10 % -й раствор Na₂HPO₄?
46. Сколько граммов кристаллической соды Na₂CO₃ · 10H₂O необходимо взять для приготовления 100 г 0,5 % -го раствора Na₂CO₃?
47. Сколько молей MgSO₄·7H₂O надо прибавить к 100 молям воды, чтобы получить 10 % -й раствор MgSO₄?
48. Для борьбы с вредителями растений приготовлен раствор из 50 г BaCl₂ · 2H₂O и 1 л воды, вычислить процентную концентрацию полученного раствора по безводной соли.
49. Сколько воды и буры Na₂B₄O₇·10H₂O требуется для приготовления 1 кг 10% - го раствора Na₂B₄O₇?
50. Сколько граммов кристаллогидрата CaCl₂·6H₂O требуется для приготовления 7 л 0,25 н раствора CaCl₂?
51. Сколько граммов NiCl₂ · 6H₂O необходимо растворить в 1 л воды, чтобы получить 20 % раствор по безводной соли?
52. Сколько граммов FeSO₄ · 7H₂O необходимо добавить к 400 мл 10 % раствора (ρ=1,1 г/мл) для получения 20 % -го раствора FeSO₄?
53. Определить массу осадка BaCl₂·2H₂O , который образуется из 5 л 1М раствора BaCl₂.
54. Сколько граммов CuSO₄ · 5H₂O и воды необходимо для приготовления 500 г 18 % -го раствора CuSO₄ (ρ=1,2 г/мл)?
55. Сколько граммов щавелевой кислоты H₂C₂O₄·2H₂O надо взять для приготовления 500 мл 0,02 н раствора H₂C₂O₄ ?
56. Сколько мл 0,5 н раствора BaCl₂ можно приготовить из 24,4 г BaCl₂ · 2H₂O?
57. Сколько граммов медного купороса (CuSO₄ · 5H₂O) образуется из 50 мл 0,2 н раствора CuSO₄?
58. Определить молярную концентрацию FeSO₄ полученного растворением в 0,5 л раствора 11,44 г FeSO₄ · 7H₂O.

59. Определить процентную концентрацию раствора SrCl_2 полученного растворением 84 г кристаллогидрата $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ в 100 г воды.
60. Сколько граммов глауберовой соли $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ следует растворить в 500 г воды для получения 20 % -го раствора Na_2SO_4 ?
61. Определить молярную концентрацию CoCl_2 полученного растворением в 1,2 л раствора 9,5 г $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.
62. Определить молярную и эквивалентную концентрации растворенных веществ в следующих растворах
- 16% раствора сульфата меди ($\rho=1,18$ г/мл).
 - 20% раствора хлорида цинка ($\rho=1,17$ г/мл).
 - 5% раствора ортофосфорной кислоты ($\rho=1,2$ г/мл).
 - 30,1% раствора азотной кислоты ($\rho=1,185$ г/мл).
 - 10% раствора сульфата натрия ($\rho=1,1$ г/мл).
 - 60% раствора уксусной кислоты ($\rho=1,8$ г/мл).
 - 6% раствора ортоборной кислоты ($\rho=1,2$ г/мл).
 - 98% раствора серной кислоты ($\rho=1,84$ г/мл).
63. Определить молярную и процентную концентрации растворенных веществ в следующих растворах:
- 10 н раствора сульфата меди ($\rho=1,18$ г/мл).
 - 7,98 н раствора хлорида цинка ($\rho=1,17$ г/мл).
 - 5 н раствора ортофосфорной кислоты ($\rho=1,27$ г/мл).
 - 3,5 н раствора азотной кислоты ($\rho=1,185$ г/мл).
 - 1 н раствора сульфата натрия ($\rho=1,1$ г/мл).
 - 6 н раствора уксусной кислоты ($\rho=1,068$ г/мл).
 - 4 н раствора ортоборной кислоты ($\rho=1,2$ г/мл).
 - 2 н раствора серной кислоты ($\rho=1,84$ г/мл).
64. Из 5 г карбоната натрия приготовлено 500 мл раствора. Какова нормальность и молярность этого раствора?
65. Какова процентная концентрация 5М раствора серной кислоты ($\rho=1,29$ г/мл), 2 н раствора сульфата никеля (II) ($\rho=1,14$ г/мл)?
66. К 100 мл 96 % раствора серной кислоты ($\rho=1,84$ г/мл) прибавили 400 мл воды. Определить ω и молярную концентрации полученного раствора ($\rho=1,22$ г/мл).
67. Сколько мл 5 %-го раствора серной кислоты ($\rho=1,32$ г/мл) пойдет на приготовление 2 л 0,5 н раствора серной кислоты?
68. 250 мл 96 %-го раствора серной кислоты ($\rho=1,84$ г/мл) разбавили водой до 1000 мл. Определить нормальную и молярную концентрации полученного раствора.
69. Сколько воды нужно прибавить к 200 мл 60 %-го раствора азотной кислоты ($\rho=1,4$ г/мл), чтобы получить 2 н раствор?
70. Сколько воды нужно выпарить из 2 л 1 М раствора гидроксида натрия, чтобы получить 10 %-го раствор ($\rho=1,1$ г/мл)?
71. До какого объема нужно разбавить 200 мл 20 %-го раствора хлорида меди ($\rho=1,2$ г/мл), чтобы получить 0,5 М раствор?

72. Сколько мл 2н раствора нитрата хрома (III) требуется для получения 0,2 молей гидроксида хрома (III)?

73. На нейтрализацию 250 мл 0,1 н раствора серной кислоты пошло 150 мл раствора гидроксида натрия. Какова нормальность раствора едкого натрия?

74. Сколько граммов серной кислоты содержится в 300 мл раствора, если на нейтрализацию его израсходовано 8 мл 1 н раствора гидроксида калия?

75. В 50 мл раствора содержится 0,5 г едкого натра. На нейтрализацию этого объема раствора потребовалось 25 мл раствора кислоты. Какова нормальность раствора?

76. Какова нормальная концентрация раствора нитрата серебра, если на реакцию с 0,924 г хлорида натрия израсходовано 16 мл раствора этой соли?

77. Сколько мл 20 %-го раствора серной кислоты ($\rho=1,14$ г/мл) вступило в реакцию с цинком, если при этом выделилось 56 л водорода? Сколько граммов цинка участвовало в реакции?

78. К раствору хлорида аммония добавили 100 мл 25 %-го раствора КОН ($\rho=1,23$ г/мл). Вычислите объем выделившегося газа.

79. Какое количество моль сернистого газа необходимо пропустить через 200 мл 30% раствора NaOH ($\rho=1,33$ г/мл) для образования кислой соли?

80. Сколько требуется взять 2М раствора хлорноватистой кислоты, чтобы при взаимодействии его с карбонатом натрия получить 10 л CO_2 у.н.?

81. Какой объем 20 %-го раствора гидроксида калия ($\rho = 1,18$ г/мл) необходимо взять для реакции с 200 мл 2 %-го раствора хлорида цинка ($\rho = 1,02$ г/мл), чтобы получить осадок гидроксида цинка?

82. Раствор, содержащий нитрат бария, смешан с 42 мл 26% раствора сульфата натрия ($\rho = 1,3$ г/мл). Сколько граммов сульфата бария образовалось?

83. Смешали 100 мл 4 %-го раствора хлороводородной кислоты ($\rho=1,01$ г/мл) и 50 мл 1М раствора гидроксида натрия. Сколько граммов соли образовалось? Какое вещество и в каком количестве взято в избытке?

84. Сколько мл 6,75 % -го раствора серной кислоты ($\rho = 1,16$ г/мл) требуется для реакции с раствором, содержащем 6,1 г $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$?

85. На 80 г цинка, содержащего 10% примесей, действуют 200 мл 20% -го раствора хлорноватистой кислоты ($\rho=1,1$ г/мл). Сколько хлорида цинка образовалось в результате реакции?

86. На 80 г цинка, содержащего 10 % примесей, действуют 200 мл 20 % -го раствора хлороводородной кислоты ($\rho=1,1$ г/мл). Сколько хлорида цинка образуется в результате реакции?

87. Сколько карбоната кальция получится при реакции 2,8 л CO_2 и 200 г 5% - го раствора гидроксида кальция?

88. Какова нормальность раствора HCl, если на взаимодействие с 19,46 г карбоната натрия идет 2 л этого раствора?

89. При пропускании хлора через 500 мл раствора иодида калия вес выделившегося иода составил 75 г. Вычислить молярную концентрацию раствора иодида калия.

90. Для осаждения в виде $BaSO_4$ всего бария, содержащегося в 500 мл раствора $BaCl_2$ потребовалось 100 мл 0,3 н раствора H_2SO_4 . Сколько граммов $BaSO_4$ выпало в осадок? Чему равна нормальность раствора?
91. Какой объем 1 н раствора KOH потребуется для образования сульфида калия с сероводородом, полученным при взаимодействии сульфида железа (II) с 0,7 л 20 %-го раствора HCl ($\rho=1,1$ г/мл)?
92. Плотность раствора Na_2CO_3 равна 1,1 г/мл. Из 4 л этого раствора при действии соляной кислоты получено 60 л CO_2 (н.у.). Вычислите процентную концентрацию Na_2CO_3 в этом растворе.
93. Какой объем 4 н раствора H_2SO_4 может взаимодействовать 0,65 л 20% раствора K_2CO_3 ($\rho = 1,19$ г/мл)? Какой объем займет выделившийся газ при н.у.?
94. К 0,05 л 8 %-го раствора хлорида марганца ($\rho=1,085$ г/мл) прибавлено 0,2 л 10 %-го раствора гидроксида лития ($\rho = 1,1$ г/мл). Какое вещество взято в избытке и сколько его останется после реакции?
95. К 0,1 л 20% раствора хлорида бария ($\rho=1,2$ г/мл) прибавлен раствор сульфата хрома (III). Вычислить массу образовавшегося осадка $BaSO_4$.
96. Какова масса $Al(OH)_3$, если для его растворения потребовалось 0,2 л 30% раствора HNO_3 ($\rho=1,18$)? Какой объем 2,5 н KOH необходимо затратить для растворения этого количества гидроксида алюминия?
97. Сколько миллилитров 8 % -го раствора $NaOH$ ($\rho=1,09$ г/мл) требуется для нейтрализации 75 мл раствора H_2SO_4 , если известно, что из 10 мл того же раствора можно получить 0,2334 г $BaSO_4$.
98. Сколько молей хлорной кислоты необходимо для нейтрализации 1,5 л 0,25 М раствора гидроксида кальция?
99. Сколько миллилитров 8 %-го раствора едкого натра ($\rho=1,1$ г/мл) необходимо для растворения 8,1 г оксида цинка (II).

Варианты заданий к разделу III

Номер варианта	Номера задач	Номер варианта	Номера задач
1	1, 37, 42, 62а, 73	19	19, 30, 59, 66, 91
2	2, 38, 43, 62б, 74	20	20, 31, 60, 67, 92
3	3, 39, 44, 62в, 75	21	21, 32, 61, 68, 93
4	4, 40, 45, 62г, 76	22	22, 33, 43, 69, 94
5	5, 41, 46, 62д, 77	23	23, 34, 47, 70, 95
6	6, 29, 47, 62е, 78	24	24, 35, 40, 71, 96
7	7, 30, 60, 62ж, 79	25	25, 36, 56, 72, 97
8	8, 31, 48, 62з, 80	26	26, 1, 53, 63а, 98
9	9, 32, 49, 63а, 81	27	27, 2, 59, 64, 99
10	10, 33, 50, 63б, 82	28	28, 5, 54, 65, 79
11	11, 34, 51, 63в, 83	29	29, 6, 51, 66, 89
12	12, 35, 52, 63г, 84	30	30, 7, 48, 67, 88
13	13, 24, 53, 63д, 85	31	31, 8, 60, 68, 76
14	14, 25, 54, 63ж, 86	32	32, 9, 55, 69, 78
15	15, 26, 55, 63з, 87	33	33, 10, 57, 70, 74
16	16, 27, 56, 63е, 88	34	34, 11, 58, 63е, 78
17	17, 28, 57, 64, 89	35	35, 12, 52, 62в, 72
18	18, 29, 58, 65, 90	36	

IV.Строение атома. Химическая связь

Положение электрона в атоме характеризуется набором квантовых чисел.

Главное квантовое число n показывает энергию электрона и степень удаления его от ядра, т.е. электронный слой, в котором он находится. Главное квантовое число может принимать любые целочисленные значения. Для реально существующих атомов 1,2,3,4,5,6,7. Наименьшая энергия характерна для электронов первого уровня ($n=1$). С увеличением главного квантового числа энергия электронов возрастает. Электроны внешнего (последнего) уровня обладают наибольшей энергией, поэтому они менее прочно связаны с ядром. Они могут отрываться от ядра атома при поглощении квантов энергии и переходить к другим атомам, что и наблюдается во многих химических процессах. Начиная со второго уровня, электроны, образующие электронный слой, несколько отличаются по энергии, т.е. энергетические уровни расщепляются на подуровни. Число подуровней равно значению главного квантового числа.

Орбитальное квантовое число l определяет энергию электрона на подуровне и форму орбитали. При данном n оно может принимать любые целочисленные значения от 0 до $n-1$. При $n=1$ возможно только одно значение $l=0$. Для $n=2$ возможны два значения $l=0, l=1$, т.е. на первом уровне только один подуровень $l=0$, который обозначают s и $l=1$ – p – подуровень и т.д.

Магнитное квантовое число – m_l . Принимает значения: $m_l = -l \dots 0 \dots l$. Всего $2(l+1)$ значений. Магнитным это квантовое число называется потому, что при помещении в магнитное поле эти орбитали имеют различные энергии.

Спиновое квантовое число (спин) – единственное квантовое число, которое имеет размерность энергии $h\nu$. m_s - спиновое квантовое число. Может принимать для всех электронов только два значения: либо $+1/2$, либо $-1/2$.

Заполнение электронами орбиталей не произвольно, а идет по принципу Паули, и в порядке возрастания энергии электрона на каждой из них.

Принцип Паули. Все электроны атома должны отличаться друг от друга хотя бы одним квантовым числом.

Распределение электронов в атоме изображают в виде электронных формул или электронных конфигураций.

Правило Хунда: Минимальной энергии атома соответствует такое распределение электронов по атомным орбиталям данного подуровня, при котором абсолютное значение суммарного спина атома максимально.

Пример 1. Написать электронные формулы атомов магния и серы.

Решение. Порядковой номер магния 12, значит в атоме магния 12 электронов.

$n = 1$	$n = 2$	$n = 3$
2e	8e	2e

Электронная формула магния $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Аналогично рассуждая, приходим к заключению, что в атоме серы в третьем слое 6 электронов и, следовательно, электронная формула серы $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

В зависимости от степени смещения электронной плотности в молекуле химические связи подразделяются на ковалентные, ионные, металлические.

Ковалентная связь – химическая связь между двумя атомами, осуществляемая общей для этих атомов парой электронов (H_2 , Cl_2 и т.д.).

Ионная связь – результат электростатического взаимодействия противоположно заряженных ионов, обладающих обособленными друг от друга электронными оболочками (Cs^+F^- , Na^+Cl^- и т.д.).

Задание к разделу IV

Привести полную электронную конфигурацию атомов элементов со следующей конфигурацией их внешних слоев (электронные формулы приведены в таблице для каждого варианта). Указать у какого из этих элементов и почему в большей степени выражены металлические или неметаллические свойства.

Номер варианта	Электронная конфигурация внешнего слоя	Номер варианта	Электронная конфигурация внешнего слоя
1	$3s^2, 6s^2, 7s^2$	6	$3d^2 4s^2, 4d^2 5s^2, 5d^2 6s^2$
2	$2p^5, 3p^5, 4p^5$	7	$4s^2, 5s^2, 6s^2$
3	$3d^3 4s^2, 5d^3 6s^2, 6d^3 7s^2$	8	$3d^5 4s^2, 3d^6 4s^2, 3d^7 4s^2$
4	$3s^2 p^5, 4s^2 p^5, 5s^2 p^5$	9	$4p^3, 4p^4, 4p^5$
5	$5p^1, 5p^2, 5p^3$	10	$3d^5 4s^1, 4d^5 4s^1, 5d^4 6s^2$

Составить электронные схемы следующих превращений

Номер варианта	Вид превращения	Номер варианта	Вид превращения
11	$Al \rightarrow Al^{3+}$	16	$Mn^{2+} \rightarrow Mn^{5+}$
12	$Mn \rightarrow Mn^{7+}$	17	$Se^0 \rightarrow Se^{6+}$
13	$S^0 \rightarrow S^{6+}$	18	$Pb^0 \rightarrow Pb^{4+}$
14	$Cr^{3+} \rightarrow Cr^{6+}$	19	$As^{3+} \rightarrow As^{5+}$
15	$N^{3-} \rightarrow N^{5+}$	20	$Cl^{1-} \rightarrow Cl^{5+}$

Ответы подтвердить составленными электронными формулами.

21. С атома какого элемента впервые начинается заполнение 5d – подуровня?

- 1) Al; 2) Ti; 3) La; 4) Ga; 5) Sc.

22. Составьте электронные формулы атомов первого и последнего p - элементов V периода.

23. В атоме какого элемента начинается заполнение 6p – подуровня?

- 1) Cr; 2) Ga; 3) Cu; 4) Ca; 5) Tl.

24. Составьте электронные формулы атомов первого и последнего p - элементов IV периода.

25. В атоме какого элемента начинается заполнение p – подуровня?

- 1) B; 2) Ar; 3) Be; 4) Na; 5) Li.

26. В атоме какого элемента начинается заполнение s – подуровня?

- 1) K; 2) Ca; 3) Se; 4) Cu; 5) Al.

27. В атоме какого элемента начинается заполнение d – подуровня?
 1) Ar; 2) Te; 3) Hg; 4) Fr; 5) Th.
28. В атоме какого элемента начинается заполнение d – подуровня?
 1) Y; 2) Rb; 3) Ag; 4) Jn; 5) Ga.
29. В атоме какого элемента начинается заполнение p – подуровня?
 1) La; 2) Cs; 3) Ba; 4) Ce; 5) Tl.
30. В атоме какого элемента начинается заполнение $5s$ – подуровня?
 1) Y; 2) Rb; 3) Ag; 4) Jn; 5) Ga.
31. Составьте электронные формулы атомов первого и последнего d -элементов V периода.
32. В атоме какого элемента начинается заполнение $5d$ – подуровня?
 1) Cu; 2) Y; 3) Te; 4) Au; 5) As.
33. В атоме какого элемента начинается заполнение s – подуровня?
 1) Ba; 2) La; 3) Ag; 4) Au; 5) Cs.
34. В атоме какого элемента начинается заполнение d – подуровня?
 1) Y; 2) Pd; 3) Cd; 4) Sr; 5) Rb.
35. В атоме какого элемента начинается заполнение s – подуровня?
 1) Ba; 2) La; 3) Ag; 4) Au; 5) Cs.
36. В атоме какого элемента начинается заполнение $4s$ – подуровня?
 1) Ba; 2) La; 3) Ag; 4) Cr; 5) Cs.
37. В атоме какого элемента начинается заполнение d – подуровня?
 1) Cu; 2) Ra; 3) Te; 4) Au; 5) As.
38. В атоме какого элемента начинается заполнение $3p$ – подуровня?
 1) Cr; 2) Ga; 3) Cu; 4) Ca; 5) Ti.
39. С атома какого элемента впервые начинается заполнение d – подуровня?
 1) Al; 2) Ti; 3) Ca; 4) Ga; 5) Sc.
40. В атоме какого элемента начинается заполнение f – подуровня?
 1) As; 2) Th; 3) Cu; 4) Tl; 5) Fr.
- В качестве доказательства привести электронные формулы элементов.**
41. Какая из приведенных групп объединяет элементы, являющиеся полными электронными аналогами? Почему?
 1) P, V, As; 2) P, Bi, Nb; 3) As, Sb, Bi;
 4) N, Sb, Ta; 5) P, As, Nb;
42. К какому типу элементов относится сурьма?
 1) s – элемент; 2) p – элемент;
 3) d – элемент; 4) f – элемент.
43. К какому типу элементов относится полоний?
 1) d – элемент; 2) f – элемент;
 3) p – элемент; 4) s – элемент.
44. К какому типу элементов относится криптон?
 1) s – элемент; 2) d – элемент; 5) p – элемент;
 3) s – элемент; 4) f – элемент.
45. К какому типу элементов относится протактиний?
 1) p – элемент; 2) f – элемент;
 3) d – элемент; 4) s – элемент.

46. К какому типу элементов относится олово?

- 1) s – элемент; 2) d – элемент;
3) p – элемент; 4) f – элемент.

47. К какому типу элементов относится тербий?

- 1) p – элемент; 2) f – элемент;
3) d – элемент; 4) s – элемент.

48. К какому типу элементов относится барий?

- 1) p – элемент; 2) f – элемент; 5) g – элемент;
3) s – элемент; 4) d – элемент.

49. К какому типу элементов относится висмут?

- 1) p – элемент; 2) d – элемент; 5) g – элемент;
3) s – элемент; 4) f – элемент.

50. К какому типу элементов относится магний?

- 1) p – элемент; 2) f – элемент; 5) s – элемент;
3) d – элемент; 4) g – элемент.

51. К какому типу элементов относится молибден?

- 1) g – элемент; 2) s – элемент; 5) d – элемент;
3) p – элемент; 4) f – элемент.

52. К какому типу элементов относится курчатовий?

- 1) s – элемент; 2) p – элемент; 5) d – элемент;
3) g – элемент; 4) f – элемент.

53. К какому типу элементов относится индий?

- 1) s – элемент; 2) d – элемент;
3) p – элемент; 4) f – элемент;

54. К какому типу элементов относится платина?

- 1) d – элемент; 2) p – элемент;
3) s – элемент; 4) f – элемент.

55. К какому типу элементов относится индий?

- 1) s – элемент; 2) d – элемент;
3) p – элемент; 4) f – элемент.

56. Какая из приведенных групп объединяет элементы, являющиеся полными электронными аналогами?

- 1) Cl, Br, Re; 2) Ni, Co, Fe; 3) As, Sb, Bi;
4) Ge, Zr, Sn; 5) Os, Ir, Pt.

57. По какому признаку элементы периодической системы подразделяются на s – p – d – f – элементы;

58. Какая из приведенных групп объединяет элементы, являющиеся полными электронными аналогами?

- 1) Zn, Sr, Ba; 2) Ni, Co, Fe; 3) Mo, W, Cr;
4) Ge, Zr, Sn; 5) Te, W, Po

59. К какому типу элементов относится рений?

- 1) s – элемент; 2) d – элемент;
3) p – элемент; 4) f – элемент;

60. К какому типу элементов относится платина?

Определить тип химической связи, тип гибридизации и форму молекулы по методу валентных связей (только для молекул с ковалентной связью), (ответ подтвердить пояснениями и рисунками).

- | | | | |
|---------------------------------------|--|---|---|
| 61. BeH ₂ , N ₂ | 62. AlCl ₃ , HCl | 63. SiCl ₄ , Br ₂ | 64. PH ₃ , O ₂ |
| 65. H ₂ O, F ₂ | 66. AsH ₃ , HBr | 67. AlH ₃ , H ₂ | 68. SiH ₄ , Cl ₂ |
| 69. H ₂ S, HI | 70. GeCl ₄ , Na | 71. BeF ₂ , Ca | 72. NH ₃ , CsF |
| 73. H ₂ Se, KCl | 74. NH ₄ ⁺ , LiH | 75. CCl ₄ , Na | 76. SO ₂ , RbCl |
| 77. CO ₂ , BH ₃ | 78. Cl ₂ O, HF | 79. SO ₃ , I ₂ | 80. MgCl ₂ , CH ₄ |

Варианты заданий к разделу IV

Номер варианта	Номера задач				Номер варианта	Номера задач			
	I	II	III	IV		I	II	III	IV
1	20	21	52	61	16	5	36	60	76
2	19	22	41	62	17	4	37	56	80
3	18	23	42	63	18	3	38	57	77
4	17	24	43	64	19	2	39	58	78
5	16	25	44	65	20	1	40	59	79
6	15	26	45	66	21	5	26	51	62
7	14	27	46	67	22	6	28	52	70
8	13	28	47	68	23	7	29	53	61
9	12	29	48	69	24	10	21	44	73
10	11	30	49	70	25	12	22	45	64
11	10	31	50	71	26	15	23	56	65
12	9	32	51	72	27	17	24	47	76
13	8	33	53	73	28	19	25	58	67
14	7	34	54	74	29	14	27	59	78
15	6	35	55	75	30	9	35	60	80

V. Энергетика химических реакций

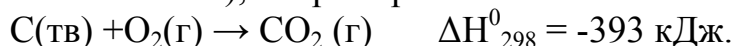
Химическая термодинамика. Движущая сила и определение направления химических реакций

Тепловым эффектом химической реакции называется изменение тепловой энергии при изобарном переходе одного числа молей исходных веществ в соответствующее число молей продуктов реакции.

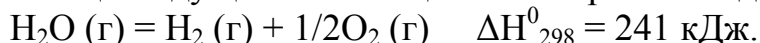
Энтальпией (теплотой) образования сложного вещества из простых веществ называется тепловой эффект реакции образования данного вещества из простых веществ в стандартных состояниях, отнесенных к одному молю получающегося вещества. Для краткости ее называют стандартной энтальпией (теплотой) образования и обозначают ΔH^0_{298} .

Тепловой эффект химической реакции измеряется изменением энтальпии при переходе системы из состояния исходных веществ в состояние продуктов реакции.

Если в ходе химической реакции происходит нагревание реакционной смеси, то такую реакцию называют экзотермической (реакция идет с выделением тепла), например:



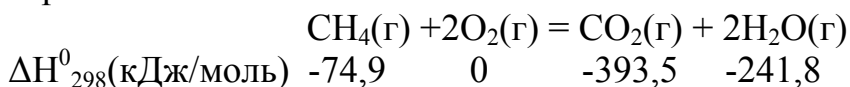
Реакции идущие с поглощением энергии - эндотермическими:



Поскольку абсолютное значение теплосодержания (энтальпии) измерить невозможно, то общепринято, что стандартное (при нормальных условиях) значение энтальпии простых веществ равно 0, а энтальпия реакции образования сложного вещества называется энтальпией (теплотой) образования данного вещества.

Закон Гесса: Тепловой эффект химической реакции зависит от природы и состояния реагирующих (исходных и конечных) веществ и не зависит от числа и характера промежуточных ступеней, через которые может проходить химическая реакция.

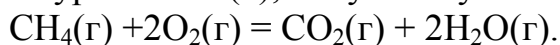
Пример 1: Определить стандартное изменение энтальпии ΔH^0_{298} реакции горения метана.



Решение: Запишем термохимические уравнения реакций образования CH_4 , CO_2 , H_2O .



Сложив уравнение (1) с удвоенным уравнением (2) и вычтя, из найденной суммы уравнение (3), получим нужное нам термохимическое уравнение.



$$\Delta H^0_{298}(\text{хим.р.}) = \Delta H^0_{298}(CO_2) + 2\Delta H^0_{298}(H_2O) - \Delta H^0_{298}(CH_4).$$

Используя данные задачи, для искомой величины найдем:

$$\Delta H^0_{298}(\text{хим.р.}) = -393,5 - 241,8 \cdot 2 + 74,9 = -802,2 \text{ кДж.}$$

Данный пример иллюстрирует важное следствие закона Гесса, применение которого упрощает многие термодинамические расчеты.

Стандартное изменение энтальпии химической реакции равно сумме стандартных энтальпий образования продуктов реакции за вычетом суммы стандартных энтальпий образования исходных веществ.

В химической термодинамике **критерием самопроизвольного протекания любого процесса** является потенциал Гиббса (ΔG_{298}^0), который может быть вычислен по уравнению Гиббса – Гельмгольца:

$$\Delta G_{298}^0 = \Delta H_{298}^0 - T\Delta S_{298}^0, \text{ где } S_{298}^0 \text{ – энтропия химической реакции.}$$

Изменение энергии Гиббса может быть вычислено как сумма стандартных энергий Гиббса образования продуктов реакции за вычетом суммы стандартных энергий Гиббса образования исходных веществ.

Пример 2. Вычислите изменение потенциала Гиббса (ΔG_{298}^0) химической реакции $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{CO}(\text{г}) = 2\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{CO}_2(\text{г})$ по значениям стандартной энтальпии и стандартной энтропии реагирующих веществ. Сделайте вывод о возможности протекания данной реакции.

Решение. На основании ΔH_{298}^0 и ΔS_{298}^0 реагентов реакции, приведенных в таблице, определим значение (ΔG_{298}^0), с помощью уравнения Гиббса-Гельмгольца:

$$\Delta G_{298}^0 = \Delta H_{298}^0 - T\Delta S_{298}^0, \text{ где } S_{298}^0 \text{ – энтропия химической реакции.}$$

Вещество	ΔH_{298}^0 (кДж/моль)	ΔS_{298}^0 (Дж/К·моль)
$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к})$	-821,32	89,96
$\text{CO}(\text{г})$	-110,5	197,4
$\text{Fe}(\text{к})$	0	27,15
$\text{CO}_2(\text{г})$	-393,5	213,6

$$\Delta H_{298}^0(\text{хим.реакции}) = 3\Delta H_{298}^0(\text{CO}_2) - (\Delta H_{298}^0(\text{Fe}_2\text{O}_3) + 3\Delta H_{298}^0(\text{CO})) = -393,51 \cdot 3 - (-821,32 - 110,5 \cdot 3) = -27,71 \text{ кДж.}$$

$$\Delta S_{298}^0(\text{хим.реакции}) = (2S_{298}^0(\text{Fe}) + 3S_{298}^0(\text{CO}_2)) - (S_{298}^0(\text{Fe}_2\text{O}_3) + 3S_{298}^0(\text{CO})) = (2 \cdot 27,15 + 3 \cdot 213,6) - (89,96 + 3 \cdot 197,4) = 12,94 \text{ Дж/К.}$$

Вычислим изменение энергии Гиббса $\Delta G_{298}^0 = -27,71 - 298 \cdot 12,94 \cdot 10^{-3} = 31,57 \text{ кДж.}$
 $\Delta G_{298}^0 < 0$, следовательно, данная реакция при стандартных условиях может протекать в прямом направлении.

Задание к разделу V

Рассчитайте стандартную энтальпию реакций и установите, являются ли реакции экзо - или эндотермическими (предварительно подберите коэффициенты)

- $\text{HF}(\text{г}) + \text{U}(\text{г}) = \text{UF}_4(\text{к}) + \text{H}_2(\text{г});$
- $\text{CS}_2(\text{ж}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + \text{SO}_2(\text{г});$
- $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{к}) = \text{Al}_2\text{O}_3(\text{к}) + \text{SO}_3(\text{г});$
- $\text{P}(\text{к}) + \text{CaO}(\text{к}) = \text{P}_2\text{O}_5(\text{к}) + \text{Ca}(\text{к});$
- $\text{SO}_2(\text{г}) + \text{H}_2\text{S}(\text{г}) = \text{S}(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж});$
- $\text{NiO}(\text{к}) + \text{Al}(\text{к}) = \text{Ni}(\text{к}) + \text{Al}_2\text{O}_3(\text{к});$

7. $\text{CuO}_{(K)} + \text{C}_{(K)} = \text{Cu}_{(K)} + \text{CO}_{(Г)}$;
8. $\text{CaCO}_{3(K)} = \text{CaO}_{(K)} + \text{CO}_{2(Г)}$;
9. $\text{U}_{(K)} + \text{BaO}_{(K)} = \text{UO}_{2(K)} + \text{Ba}_{(K)}$;
10. $\text{CuO}_{(K)} + \text{C}_{(K)} = \text{Cu}_{(K)} + \text{CO}_{(Г)}$;
11. $\text{ZnS}_{(K)} + \text{O}_{2(Г)} = \text{ZnO}_{(K)} + \text{SO}_{2(Г)}$;
12. $\text{N}_2\text{H}_{4(Г)} + \text{O}_{2(Г)} = \text{N}_{2(Г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(Г)}$;
13. $\text{MgO}_{(K)} + \text{CO}_{2(K)} = \text{MgCO}_{3(K)}$;
14. $\text{Fe}_3\text{O}_{4(K)} + \text{H}_{2(Г)} = \text{FeO}_{(K)} + \text{H}_2\text{O}_{(Г)}$;
15. $\text{FeO}_{(K)} + \text{CO}_{(Г)} = \text{Fe}_{(K)} + \text{CO}_{2(Г)}$;
16. $\text{Fe}_3\text{O}_{4(K)} + \text{C}_{(K)} = \text{FeO}_{(K)} + \text{CO}_{(Г)}$;
17. $\text{Fe}_2\text{O}_{3(K)} + \text{CO}_{(Г)} = \text{Fe}_3\text{O}_{4(K)} + \text{CO}_{2(Г)}$;
18. $\text{YCl}_{3(K)} + \text{Na}_{(K)} = \text{Y}_{(K)} + \text{NaCl}_{(K)}$;
19. $\text{H}_2\text{O}_{(Г)} + \text{Fe}_{(K)} = \text{H}_{2(Г)} + \text{Fe}_3\text{O}_{4(K)}$;
20. $\text{PbS}_{(K)} + \text{O}_{2(Г)} = \text{PbO}_{(K)} + \text{SO}_{2(Г)}$;
21. $\text{Fe}_3\text{O}_{4(K)} + \text{CO}_{(Г)} = \text{FeO}_{(K)} + \text{CO}_{2(Г)}$;
22. $\text{CuCl}_{2(K)} + \text{H}_2\text{O}_{(Г)} = \text{CuO}_{(K)} + \text{HCl}_{(Г)}$;
23. $\text{AgNO}_{3(K)} = \text{Ag}_{(K)} + \text{NO}_{2(Г)} + \text{O}_{2(Г)}$;
24. $\text{Fe}_2\text{O}_{3(K)} + \text{H}_{2(Г)} = \text{Fe}_3\text{O}_{4(K)} + \text{H}_2\text{O}_{(Г)}$

По термохимическим уравнениям рассчитайте стандартную

энтальпию образования продуктов реакции :

25. $2\text{Al}_2\text{O}_{3(K)} + 6\text{SO}_{2(Г)} + 3\text{O}_{2(Г)} = 2\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(K)$; -1750 кДж;
26. $2\text{CuO}_{(K)} + 4\text{NO}_{2(Г)} + \text{O}_{2(Г)} = 2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(K)$; -440 кДж;
27. $4\text{NO}_{2(Г)} + \text{O}_{2(Г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(Ж)} = 4\text{HNO}_3(Ж)$; -256 кДж;
28. $2\text{H}_2\text{O}_{(Ж)} + 2\text{SO}_{2(Г)} + \text{O}_{2(Г)} = 2\text{H}_2\text{SO}_4(Ж)$; -462 кДж;
29. $\text{H}_2\text{O}_{(Г)} + \text{CO}_{2(Г)} + 2\text{CuO}_{(K)} = (\text{CuOH})_2\text{CO}_3(K)$; -101 кДж;
30. $2\text{PbO}_{(K)} + 4\text{NO}_{2(Г)} + \text{O}_{2(Г)} = 2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(K)$; -588 кДж;
31. $\text{Na}_2\text{O}_{(K)} + 2\text{SO}_3(K) + \text{H}_2\text{O}_{(Ж)} = 2\text{NaHSO}_4(K)$; -650 кДж;
32. $2\text{NH}_3(Г) + \text{SO}_3(Г) + \text{H}_2\text{O}_{(Г)} = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(K)$; -451 кДж;
33. $\text{Na}_2\text{O}_{(K)} + 2\text{CO}_2(Г) + \text{H}_2\text{O}_{(Ж)} = 2\text{NaHCO}_3(K)$; -338 кДж;
34. $\text{Na}_2\text{O}_{(K)} + \text{SO}_2(Г) + \text{S}_{(K)} = \text{Na}_2\text{SO}_3(K)$; -402 кДж;
35. $4\text{KOH}_{(K)} + \text{P}_4\text{O}_{10(K)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(Ж)} = 4\text{KH}_2\text{PO}_4(K)$; -1020 кДж;
36. $\text{Ca}(\text{OH})_2(K) + \text{H}_3\text{PO}_4(Ж) = \text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}_{(K)}$; -151 кДж.

По термохимическим уравнениям рассчитайте стандартную энтальпию образования реагентов (исходных веществ):

37. $2\text{Mg}(\text{NO}_3)_2(K) = 2\text{MgO}_{(K)} + 4\text{NO}_{2(Г)} + \text{O}_{2(Г)}$; +510 кДж;
38. $4\text{Na}_2\text{SO}_3(K) = 3\text{Na}_2\text{SO}_4(K) + \text{Na}_2\text{S}_{(K)}$; -176 кДж;
39. $\text{NaHB}_4\text{O}_7(K) + \text{NaOH}_{(K)} = \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7(K) + 2\text{H}_2\text{O}_{(Ж)}$; +58 кДж;
40. $2(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4(K) = \text{Cr}_2\text{O}_3(K) + \text{N}_{2(Г)} + 5\text{H}_2\text{O}_{(Ж)} + 2\text{NH}_3(Г)$; -89 кДж;
41. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}_{(K)} = 2\text{NaOH}_{(K)} + \text{CO}_2(Г) + 9\text{H}_2\text{O}_{(Г)}$; + 662 кДж;
42. $4\text{KClO}_3(K) = 2\text{KClO}_4(K) + 2\text{KCl}_{(K)} + 2\text{O}_{2(Г)}$; + 60 кДж.

По заданным термохимическим уравнениям рассчитайте стандартную энтальпию реакций образования указанных сложных веществ:

42. I. $1.4\text{As}_{(K)} + 3\text{O}_{2(Г)} = 2\text{As}_2\text{O}_3(K)$; -1328 кДж; As_2O_5
 II. $\text{As}_2\text{O}_3(K) + \text{O}_{2(Г)} = \text{As}_2\text{O}_5(K)$; -261 кДж;
43. I. $2\text{C}_{(K)} + \text{O}_{2(Г)} = 2\text{CO}_{(Г)}$; -220 кДж; COF_2

II. $\text{CO}_{(\text{r})} + \text{F}_{2(\text{r})} = \text{COF}_{2(\text{r})}$;	-525 кДж;	
44. I. $2\text{Cr}(\text{к}) + 3\text{F}_{2(\text{r})} = 2\text{CrF}_3(\text{к})$;	-2224 кДж;	CrF_2
II. $2\text{CrF}_3(\text{к}) + \text{Cr}(\text{к}) = 3\text{CrF}_2(\text{к})$;	-38 кДж;	
45. I. $2\text{P}(\text{к}) + 3\text{Cl}_2(\text{r}) = 2\text{PCl}_3(\text{r})$;	-574 кДж;	PCl_5
II. $\text{PCl}_5(\text{r}) = \text{PCl}_3(\text{r}) + \text{Cl}_2(\text{r})$;	+88 кДж;	
46. I. $2\text{Pb}(\text{к}) + \text{O}_2(\text{r}) = 2\text{PbO}(\text{к})$;	-438 кДж;	PbO_2
II. $2\text{PbO}_2(\text{к}) = 2\text{PbO}(\text{к}) + \text{O}_2(\text{r})$;	+116 кДж;	
47. I. $\text{Zr}(\text{к}) + \text{ZrCl}_4(\text{r}) = 2\text{ZrCl}_2(\text{r})$;	+215 кДж;	ZrCl_2
II. $\text{Zr}(\text{к}) + 2\text{Cl}_2(\text{r}) = \text{ZrCl}_4(\text{r})$;	-867 кДж;	
48. I. $2\text{As}(\text{к}) + 3\text{F}_2(\text{r}) = 2\text{AsF}_3(\text{r})$;	-1842 кДж;	AsF_5
II. $\text{AsF}_5(\text{r}) = \text{AsF}_3(\text{r}) + \text{F}_2(\text{r})$;	+317 кДж;	
49. I. $2\text{ClF}_5(\text{r}) = \text{Cl}_2\text{F}_6(\text{r}) + 2\text{F}_2(\text{r})$;	+152 кДж;	Cl_2F_6
II. $\text{Cl}_2(\text{r}) + 5\text{F}_2(\text{r}) = 2\text{ClF}_5(\text{r})$;	-478 кДж;	
50. I. $\text{Ce}(\text{к}) + \text{O}_2(\text{r}) = \text{CeO}_2(\text{к})$;	-1090 кДж;	Ce_2O_3
II. $3\text{CeO}_2(\text{к}) + \text{Ce}(\text{к}) = 2\text{Ce}_2\text{O}_3(\text{к})$;	-332 кДж;	
51. I. $\text{CuCl}_2(\text{к}) + \text{Cu}(\text{к}) = 2\text{CuCl}(\text{к})$;	-56 кДж;	CuCl
II. $\text{Cu}(\text{к}) + \text{Cl}_2(\text{r}) = \text{CuCl}_2(\text{к})$;	-216 кДж;	
52. I. $\text{HgBr}_2(\text{к}) + \text{Hg}(\text{ж}) = \text{Hg}_2\text{Br}_2(\text{к})$;	-38 кДж;	Hg_2Br_2
II. $\text{HgBr}_2(\text{к}) = \text{Hg}(\text{ж}) + \text{Br}_2(\text{ж})$;	+169 кДж;	
53. I. $\text{Ir}(\text{к}) + 2\text{S}(\text{к}) = \text{IrS}_2(\text{к})$;	-144 кДж;	Ir_2S_3
II. $2\text{IrS}_2(\text{к}) = \text{Ir}_2\text{S}_3(\text{к}) + \text{S}(\text{к})$;	+43 кДж;	
54. I. $\text{C}(\text{к}) + \text{O}_2(\text{r}) = \text{CO}_2(\text{r})$;	-393,5 кДж;	CH_4
II. $\text{CH}_4(\text{r}) + 2\text{O}_2(\text{r}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + \text{CO}_2(\text{r})$;	-890,3 кДж;	
III. $\text{H}_2(\text{r}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{r}) = \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$;	-285,8 кДж;	
55. I. $\text{Ca}(\text{к}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{r}) = \text{CaO}(\text{к})$;	-635,6 кДж;	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
II. $\text{H}_2(\text{r}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{r}) = \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$;	-286 кДж;	
III. $\text{CaO}(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{к})$;	-65,0 кДж;	
56. I. $\text{C}(\text{к}) + \text{O}_2(\text{r}) = \text{CO}_2(\text{r})$;	-393,5 кДж	C_2H_4
II. $\text{H}_2(\text{r}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{r}) = \text{H}_2\text{O}(\text{r})$;	-242 кДж;	
III. $\text{C}_2\text{H}_4(\text{r}) + 3\text{O}_2(\text{r}) = 2\text{CO}_2(\text{r}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{r})$;	-1323 кДж;	
57. I. $\text{C}(\text{к}) + \text{O}_2(\text{r}) = \text{CO}_2(\text{r})$;	-393,5 кДж;	MgCO_3
II. $2\text{Mg}(\text{к}) + \text{O}_2(\text{r}) = 2\text{MgO}(\text{к})$;	-1202 кДж;	
III. $2\text{MgO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{r}) = \text{MgCO}_3(\text{к})$;	-117,7 кДж;	
58. I. $\text{Ca}(\text{к}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{r}) = \text{CaO}(\text{к})$;	-635,6 кДж;	CaC_2
II. $\text{CaO}(\text{к}) + 3\text{C}(\text{к}) = \text{CaC}_2(\text{к}) + \text{CO}(\text{r})$;	+460 кДж;	
59. I. $\text{MnO}_2(\text{к}) + 2\text{C}(\text{к}) = \text{Mn}(\text{к}) + 2\text{CO}(\text{r})$;	+293 кДж;	MnO_2
II. $\text{C}(\text{к}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{r}) = \text{CO}(\text{r})$;	-110 кДж;	
60. I. $\text{B}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{Mg}(\text{к}) = 2\text{B}(\text{к}) + 3\text{MgO}(\text{к})$;	-531 кДж;	B_2O_3
II. $\text{Mg}(\text{к}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{r}) = \text{MgO}(\text{к})$;	-601 кДж;	
61. I. $\text{SiO}_2(\text{к}) + 2\text{Mg}(\text{к}) = \text{Si} + 2\text{MgO}(\text{к})$;	-290 кДж;	SiO_2
II. $\text{Mg}(\text{к}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{r}) = \text{MgO}(\text{к})$;	-601 кДж;	
62. I. $3\text{Mg}(\text{к}) + 2\text{NH}_3(\text{r}) = \text{Mg}_3\text{N}_2(\text{к}) + 3\text{H}_2$;	-369 кДж;	Mg_3N_2
II. $\frac{1}{2}\text{N}_2(\text{r}) + 3/2\text{H}_2(\text{r}) = \text{NH}_3(\text{r})$;	-46 кДж;	
63. I. $\text{Al}(\text{к}) + 3\text{H}_2\text{S}(\text{r}) = \text{Al}_2\text{S}_3(\text{к}) + 3\text{H}_2$;	-446 кДж;	Al_2S_3
II. $\text{H}_2(\text{r}) + \text{S}(\text{к}) = \text{H}_2\text{S}(\text{r})$;	-21 кДж;	

64. I. $2\text{Al}(\kappa) + 2\text{NH}_3(\Gamma) = 2\text{AlN}(\kappa) + 3\text{H}_2(\Gamma)$;	-544 кДж;	AlN
II. $\frac{1}{2}\text{N}_2(\Gamma) + 3/2\text{H}_2(\Gamma) = \text{NH}_3(\Gamma)$;	-46 кДж;	
65. I. $8\text{Al}(\kappa) + 3\text{Fe}_3\text{O}_4(\kappa) = 4\text{Al}_2\text{O}_3(\kappa) + 8\text{Fe}$;	-3346 кДж;	$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{K})$
II. $\text{Al}(\kappa) + 3/2\text{O}_2(\Gamma) = \text{Al}_2\text{O}_3(\kappa)$;	-1675 кДж;	
66. I. $2\text{Al}_2\text{O}_3(\kappa) + 9\text{C}(\kappa) = \text{Al}_4\text{C}_3(\kappa) + 6\text{CO}(\Gamma)$;	+2482кДж;	Al_4C_3
II. $\text{C}(\kappa) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\Gamma) = \text{CO}(\Gamma)$;	-110 кДж;	
III. $\text{Al}(\kappa) + 3/2\text{O}_2(\Gamma) = \text{Al}_2\text{O}_3(\kappa)$;	-1675 кДж;	
67. I. $\text{SO}_2(\Gamma) + 2\text{H}_2\text{S}(\Gamma) = 3\text{S}(\kappa) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$;	-234 кДж;	H_2S
II. $\text{S}(\kappa) + \text{O}_2(\Gamma) = \text{SO}_2(\Gamma)$;	-297 кДж;	
III. $\text{H}_2(\Gamma) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\Gamma) = \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$;	-286 кДж;	
68. I. $\text{PbO}_2(\kappa) + \text{H}_2(\Gamma) = \text{PbO}(\kappa) + \text{H}_2\text{O}(\Gamma)$;	-183 кДж;	PbO_2
II. $\text{H}_2(\Gamma) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\Gamma) = \text{H}_2\text{O}(\Gamma)$;	-242 кДж;	
III. $\text{Pb}(\kappa) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\Gamma) = \text{PbO}(\kappa)$;	-219 кДж;	
69. I. $2\text{ZnS}(\kappa) + 3\text{O}_2(\Gamma) = 2\text{ZnO}(\kappa) + \text{SO}_2(\Gamma)$;	-890 кДж;	ZnSO_4
II. $\text{SO}_2(\Gamma) + \text{O}_2(\Gamma) = \text{SO}_3(\Gamma)$;	-197 кДж;	
III. $\text{ZnSO}_4(\kappa) = \text{ZnO}(\kappa) + \text{SO}_3(\Gamma)$;	+234 кДж;	
70. I. $4\text{NH}_3(\Gamma) + 5\text{O}_2(\Gamma) = 4\text{NO}(\Gamma) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$;	-1169 кДж;	NO
II. $4\text{NH}_3(\Gamma) + 3\text{O}_2(\Gamma) = 2\text{N}_2(\Gamma) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$;	+1530 кДж;	
III. $\text{H}_2(\Gamma) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\Gamma) = \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$;	-285,8 кДж.	

Вычислить при 298 °С возможность самопроизвольного протекания следующих реакций. Изменение энергии Гиббса рассчитать двумя способами.

71. $\text{CS}_2(\text{ж}) + 3\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2$
72. $\text{CaO}(\Gamma) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(\Gamma)$
73. $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$
74. $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$
75. $\frac{1}{2}\text{S}_2(\Gamma) + 2\text{CO}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{CO}$
76. $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{NaCl}$
77. $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$
78. $\text{AgNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{KNO}_3$
79. $\text{Zn} + 2\text{HCl}(\text{ж}) \rightarrow \text{ZnCl}_2(\Gamma) + \text{H}_2(\Gamma)$
80. $\text{C}_2\text{H}_4 + 3\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}(\Gamma)$
81. $2\text{NH}_3(\Gamma) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ж}) \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
82. $\text{CH}_4(\Gamma) + 4\text{Cl}_2(\Gamma) \rightarrow \text{CCl}_4(\Gamma) + 2\text{HCl}(\Gamma)$
83. $\text{NH}_3(\Gamma) + \text{HCl}(\Gamma) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(\Gamma)$
84. $2\text{NH}_3(\Gamma) + 2,5\text{O}_2(\Gamma) \rightarrow 2\text{NO}(\Gamma) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$
85. $\text{N}_2\text{O}(\Gamma) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\Gamma) \rightarrow 2\text{NO}(\Gamma)$
86. $\text{SO}_2(\Gamma) + 2\text{H}_2\text{S}(\text{ж}) \rightarrow 2\text{S}(\Gamma) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$
87. $2\text{HCl}(\text{ж}) + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + 3\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$
88. $\text{N}_2\text{O}(\Gamma) + \text{NO}(\Gamma) \rightarrow \text{NO}_2(\Gamma) + \text{N}_2(\Gamma)$
89. $2\text{HF}(\text{ж}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\Gamma) \rightarrow \text{F}_2 + 3\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$
90. $\text{H}_2 + \text{Se}(\Gamma) \rightarrow \text{H}_2\text{Se}$
91. $2\text{HF}(\Gamma) + \text{O}_3 \rightarrow \text{F}_2(\Gamma) + \text{O}_2 + 3\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$
92. $\text{H}_2\text{O}_2(\text{ж}) + \text{O}_3(\Gamma) \rightarrow 2\text{O}_2(\Gamma) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$
93. $\text{CO}(\Gamma) + 2\text{H}_2(\Gamma) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\Gamma)$

94. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}(\text{г})$
 95. $\text{CH}_4 + 2\text{S}_2 \rightarrow \text{CS}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{S}(\text{г})$
 96. $\text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{HCN}$
 97. $\text{CH}_4(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$
 98. $\text{CO}(\text{г}) + \text{NH}_3(\text{г}) \rightarrow \text{HCN} + \text{H}_2 + \text{CO}_2$
 99. $\text{CH}_4(\text{г}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2$
 100. $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{т}) + \text{CO}(\text{г}) \rightarrow 2\text{FeO}(\text{т}) + \text{CO}_2(\text{г})$
 101. $\text{FeS} - \beta + \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{S}(\text{г}) + 2\text{Fe}(\text{т})$
 102. $\text{PbO}_2(\text{т}) + \text{H}_2 \rightarrow \text{Pb} + 3\text{H}_2\text{O}(\text{г})$.

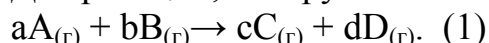
VI. Кинетика химических реакций.

Скоростью реакции называется изменение концентрации одного из реагирующих веществ за единицу времени. Скорость реакции изменяется в моль/(л·с) или моль/(л·ч).

Скорость химической реакции зависит от природы и концентрации реагирующих веществ, температуры, наличия катализатора или ингибитора.

Зависимость скорости химической реакции от концентрации определяется **законом действующих масс**: скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях стехиометрических коэффициентов.

Для реакции, которую можно в общем виде записать:



Скорость химической реакции V определяется выражением:

$V = kC_A^a \cdot C_B^b$, где k - коэффициент пропорциональности, называемый константой скорости; C_A^a , C_B^b - текущие концентрации веществ А и В, a, b - стехиометрические коэффициенты.

При гетерогенных реакциях концентрации веществ, находящихся в твердой фазе, обычно не изменяются в ходе реакции и поэтому не включаются в уравнение закона действующих масс.

Константа скорости показывает интенсивность прохождения химической реакции как прямой, так и обратной. Ее величина зависит главным образом от температуры и состояния реагирующих веществ. Зависимость константы скорости реакции и, следовательно, скорости реакции от температуры определяется **уравнением Аррениуса**:

$k = K_0 \exp\left(-\frac{\overline{E}_a}{RT}\right)$, где E_a - энергия

активации, K_0 - предэкспоненциальный множитель (постоянный для данного случая), включающий в себя совокупность двух факторов: z - число столкновений молекул в секунду в единице объема, которую стерическим множителем P пропорционален отношению числа благоприятных для протекания реакции способов взаимной ориентации молекул к общему числу возможных

способов ориентации $\exp\left(-\frac{\overline{S}_a}{R}\right)$.

Зависимость скорости и константы скорости реакции от температуры может быть выражена уравнением:

$$\frac{\mathcal{Q}_{T+10}}{\mathcal{Q}_T} = \frac{k_{T+10}}{k_T} = \gamma^{\Delta T/10}, \text{ где } \mathcal{Q}_T, k_T - \text{ скорость и константа скорости реакции при}$$

температуре $t^\circ\text{C}$, $\mathcal{Q}_{T+10}, k_{T+10}$ - те же величины при температуре $(t+10)$, γ – температурный коэффициент скорости реакции, значение которого для большинства реакции лежит в пределах 2-4.

Данное уравнение является математическим выражением **закона Вант-Гоффа**.

Система находится в равновесии, если скорость прямой и обратной реакции равны. Для такой системы справедливо равенство:

$$k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b = k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d \text{ откуда следует}$$

$$K_C = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}, \quad (1)$$

где $[A], [B], [C], [D]$ – равновесные концентрации (парциальные давления) реагирующих веществ. Величина K_C носит название **константы равновесия**.

Константу равновесия можно выразить через парциальные давления. Для реакции, в которой участвуют только газообразные вещества, уравнение (1) выражение константы равновесия имеет вид:

$$K_p = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}, \text{ где } P_A, P_B, P_C, P_D - \text{ парциальные давления компонентов A, B, C, D;}$$

a, b, c, d – стехиометрические коэффициенты в реакции.

Между K_C и K_p можно установить взаимосвязь.

$$K_C = \frac{C_C^c C_D^d}{C_A^a C_B^b}, \text{ где } C_A, C_B, C_C, C_D - \text{ концентрации газа в смеси, выраженные в}$$

моль/л.

Концентрация любого вещества равна отношению числа молей n в газовой равновесной смеси к объему смеси V : $C = \frac{n}{V}$.

Принимая во внимание уравнение Менделеева - Клайперона $PV = nRT$, где R – газовая постоянная, T – температура К, получаем $n = \frac{PV}{RT}$, сократив объем,

получаем $C = \frac{P}{RT}$.

$$K_C = \frac{\left(\frac{P_C}{RT}\right)^c \left(\frac{P_D}{RT}\right)^d}{\left(\frac{P_A}{RT}\right)^a \left(\frac{P_B}{RT}\right)^b} = \frac{P_C P_D \left(\frac{1}{RT}\right)^c \left(\frac{1}{RT}\right)^d}{P_A P_B \left(\frac{1}{RT}\right)^a \left(\frac{1}{RT}\right)^b} = \frac{P_C P_D}{P_A P_B} \cdot RT^{-\Delta n}.$$

$$K_C = K_p RT^{-\Delta n}, \text{ где } \Delta n = (c+d)-(a+b)/$$

В термодинамике принято из величины, характеризующей конечное состояние системы, вычитать величину, характеризующую начальное состояние, поэтому Δn равно разности между суммой стехиометрических коэффициентов веществ, стоящих в правой части уравнения (продукты) и суммой стехиометрических коэффициентов веществ, стоящих в левой части уравнения (исходные вещества).

$$K_C = K_p RT^{\Delta n}.$$

Парциальное давление газа P_A, P_B, P_C, P_D пропорционально его мольной доле в газовой смеси:

$$N_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C + n_D}, \text{ где } (n_A, n_B, n_C, n_D) - \text{ сумма молей всех компонентов}$$

смеси.

$$P_{\text{общее}} = P_A + P_B + P_C + P_D, \text{ следовательно: } P_A = P_{\text{общее}} \cdot N_A; \quad P_B = P_{\text{общее}} \cdot N_B$$

$$P_C = P_{\text{общее}} \cdot N_C; \quad P_D = P_{\text{общее}} \cdot N_D.$$

При расчетах необходимо учитывать единицы измерения общего и парциального давления.

Значение газовой постоянной R в различных единицах

	Дж/моль·К	л·Па/ моль·К	л·атм / моль·К	кал / моль·К
R	8,3143	8314	0,082057	1,98725

Пример 1: Рассчитать энергию активации реакции, если константа скорости этой реакции при 273 К и 280 К соответственно равны $4,04 \cdot 10^{-5}$, $7,72 \cdot 10^{-5} \text{ с}^{-1}$.

Решение: Запишем уравнения Аррениуса для приведенных данных, получаем систему уравнений, состоящую из двух уравнений с двумя переменными.

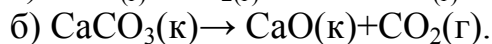
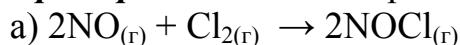
$$\begin{cases} 4,04 \cdot 10^{-5} = K_0 \exp\left(-\frac{\overline{E}_a}{R \cdot 273}\right) \\ 7,72 \cdot 10^{-5} = K_0 \exp\left(-\frac{\overline{E}_a}{R \cdot 280}\right) \end{cases}$$

В результате решения данной системы уравнений получаем:

$$E_a = \frac{\ln \frac{7,72 \cdot 10^{-5}}{4,04 \cdot 10^{-5}} \cdot R \cdot 273 \cdot 280}{280 - 273} = 58,75 \text{ кДж/моль.}$$

Если в дальнейшем необходимо будет рассчитать предэкспоненциальный множитель K_0 , то нужно подставить уже известное значение энергии активации в одно из уравнений системы.

Пример 2. Написать выражение закона действующих масс для реакций:



Решение. а) $V = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]$:

б) поскольку карбонат кальция - твердое вещество, концентрация которого не изменяется в ходе реакции, искомое выражение будет иметь вид: $V = k$, т.е. в данном случае скорость реакции при определенной температуре постоянна.

Пример 3: Как изменится скорость реакции $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightarrow 2\text{NO}_{2(г)}$, если уменьшить объем реакционного сосуда в 3 раза?

Решение: В первоначальный момент времени скорость реакции выражалась уравнением: $V = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$.

Вследствие уменьшения объема концентрация реагирующих веществ возрастает в 3 раза.

$$V^1 = k \cdot (3[\text{NO}]^2) \cdot (3[\text{O}_2]) = 27 k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2].$$

Сравнивая выражения для V и V^1 , находим, что скорость реакции возрастает в 27 раз.

Пример 4. Константа равновесия гомогенной системы.

$\text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} \leftrightarrow \text{CO}_{2(г)} + \text{H}_2_{(г)}$ при 850°C равна 1. Вычислите концентрации всех веществ при равновесии, если исходные концентрации $[\text{CO}]_{\text{исх}} = 3$ моль/л, $[\text{H}_2\text{O}]_{\text{исх}} = 2$ моль/л.

Решение. При равновесии скорости прямой и обратной реакции равны, отношение констант этих скоростей постоянно и называется константой равновесия данной системы.

Выражение для скоростей прямой и обратной реакций

$$V_{\text{исх}} = k_1 \cdot [\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}], \quad V_{\text{прод.р.}} = k_2 \cdot [\text{CO}_2]^2 \cdot [\text{H}_2]$$

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}.$$

В первоначальный момент времени концентрация продуктов реакции $[\text{CO}_2] = 0$, $[\text{H}_2] = 0$.

При наступлении равновесия концентрация $[\text{CO}_2] = x$ моль/л. Согласно уравнению число молей образовавшегося водорода при этом будет равно 0.

Составим таблицу, в которой запишем все концентрации.

Вещество	Концентрация исх. веществ	Изменение концентрации	Концентрация продуктов р-и
CO	3	X	3-x
H ₂ O	2	X	2-x
CO ₂	0	X	X
H ₂	0	X	X

Независимо от исходных концентраций, вещества реагируют между собой в соотношениях, равным стехиометрическим коэффициентам.

Запишем выражение закона действующих масс с учетом равновесных концентраций:

$$1 = \frac{X^2}{(3-X)(2-X)};$$

$$x^2 = 6 - 2x - 3x + x^2 \text{ откуда } x = 1,2 \text{ моль/л.}$$

Таким образом, искомые концентрации:

$$[\text{CO}_2] = 1,2 \text{ моль/л} \quad [\text{CO}] = 3 - 1,2 = 1,8 \text{ моль/л}$$

$$[\text{H}_2] = 1,2 \text{ моль/л} \quad [\text{H}_2\text{O}] = 2 - 1,2 = 0,8 \text{ моль/л.}$$

Пример 5. Написать в общем виде выражение для расчета константы равновесия системы $\text{N}_{2(г)} + 3\text{H}_{2(г)} = 2\text{NH}_{3(г)}$ с учетом парциальных давлений компонентов.

$$K_C = \frac{\left(\frac{P_{\text{NH}_3}}{RT}\right)^2}{\left(\frac{P_{\text{N}_2}}{RT}\right)\left(\frac{P_{\text{H}_2}}{RT}\right)^3} = \frac{P_{\text{NH}_3}^2}{P_{\text{N}_2} P_{\text{H}_2}^3} \cdot RT^{3+1-2} = \frac{P_{\text{NH}_3}^2}{P_{\text{N}_2} P_{\text{H}_2}^3} \cdot RT^2.$$

Задание к разделу VI

Вычислить необходимые параметры.

1. При 727°C константа скорости реакции равна $1,8 \text{ с}^{-1}$, а при 277°C – $0,02 \text{ с}^{-1}$. Рассчитать параметры уравнения Аррениуса.

2. Константа скорости сгорания водорода в атмосфере йода при 0°C равна $4,525 \cdot 10^6 \text{ с}^{-1}$, а при 25°C $1,925 \cdot 10^7 \text{ с}^{-1}$. Определить параметры уравнения Аррениуса.

3. По правилу Вант Гоффа скорость химической реакции удваивается при повышении температуры на 10° . Определить $E_{\text{акт}}$ реакции, для которой это утверждение выполняется в интервале около 300K .

4. Во сколько раз изменится скорость реакции при увеличении температуры от 1000 до 1100 K , если $E_{\text{акт.}} = 139 \text{ ккал/моль}$?

5. Во сколько раз изменится скорость химической реакции при увеличении температуры от 300 до 400 K , если температурный коэффициент γ равен 2 ? Чему равна энергия активации данной реакции?

6. При 727°C константа скорости реакции равна $1,8 \text{ с}^{-1}$, а при 277°C – $0,02 \text{ с}^{-1}$. Рассчитать параметры уравнения Аррениуса.

7. Во сколько раз изменится скорость химической реакции при увеличении температуры от 300 до 350 K , если температурный коэффициент γ равен 3 ? Чему равна энергия активации данной реакции?

8. Во сколько раз увеличится константа скорости химической реакции при повышении температуры на 40°C если температурный коэффициент $3,2$?

9. На сколько градусов следует повысить температуру системы, чтобы скорость протекающей в ней реакции возросла в 30 раз ($\gamma = 2,5$)?

10. При повышении температуры на 50° скорость реакции возросла в 1200 раз. Вычислите температурный коэффициент.

11. Вычислите температурный коэффициент реакции, если константа скорости её при 120°C составляет $5,88 \cdot 10^{-4}$, а при 30°C равна $6,7 \cdot 10^{-2}$.

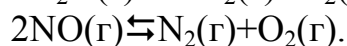
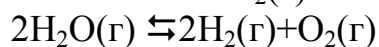
12. Выразить в общем виде константу равновесия системы $2\text{NO}_{(\text{г})} = \text{N}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$ с учетом парциальных давлений компонентов (давление выражено в атм). Определить K_p , если $K_c = 5 \cdot 10^{-2}$.

13. Определить K_C для системы $2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_{2(\text{г})}$, если известно, что при $T = 1000^{\circ}\text{K}$ $K_p = 4 \cdot 10^{-2} \text{ Па}$.

14. Выразить константу равновесия системы $2\text{CO}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$ с учетом парциальных давлений компонентов. Определить K_p при 2000°K , если известно, что $K_C = 3 \cdot 10^{-3} \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$ и парциальные давления выражены в Па.

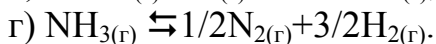
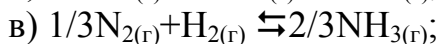
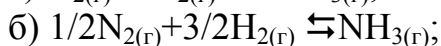
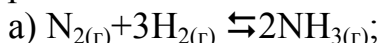
15. Определить численное значение K_C для реакции $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(\text{г})}$, если при 1000°K константа равновесия этой реакции $K_p = 3,5 \text{ атм}^{-1}$.

16. Имеется ли размерность величины K_C , K_p ? Определить размерности этих величин в системах: $\text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{O}(\text{г})$



17. Во сколько раз возрастает скорость реакции $\text{A} \rightarrow \text{B} + \text{C}$ при увеличении температуры на 10° , если известно, что начальная температура 800K , $E_{\text{акт.}} = 60 \text{ ккал/моль}$.

18. Реакция образования или разложения аммиака может быть описана различными способами.



Определить размерность величины K_C и K_P .

19. Одной из стадий промышленного синтеза серной кислоты является реакция образования оксида серы (IV) $2SO_{2(r)} + O_{2(r)} \rightleftharpoons 2SO_{3(r)}$. При $1000^\circ C$ константа равновесия этой реакции $K_p = 3,5 \text{ атм}^{-1}$. Если полное давление в реакционной камере равно 1 атм, а парциальное давление неизрасходованного O_2 при равновесии равно 0,1 атм, то каково отношение концентраций продуктов $2SO_{3(r)}$ и реагента $2SO_{2(r)}$?

20. Во сколько раз изменится константа скорости химической реакции при увеличении температуры от 500 до 1000 К, если энергия активации равна 95,5 кДж/моль?

21. Определить константу химического равновесия K_p системы $N_2O_{4(r)} \rightleftharpoons 2NO_{2(r)}$ при $t = 25^\circ C$, если известно что степень диссоциации при этой температуре и давлении 1 атм составляет 20 %, а исходная концентрация $[N_2O_4] = 4$ моль/л.

22. Какое общее давление должно поддерживаться в закрытом сосуде, где установилось равновесие $PCl_{5(r)} \rightleftharpoons PCl_{3(r)} + Cl_{2(r)}$, чтобы парциальное давление PCl_5 в состоянии равновесия стало равным 1 атм. Константа равновесия для данного процесса $K_p = 1,78 \text{ атм}$.

23. Константа скорости сгорания водорода в атмосфере йода при $0^\circ C$ равна $4,525 \cdot 10^6 \text{ с}^{-1}$, а при $25^\circ C$ $1,925 \cdot 10^7 \text{ с}^{-1}$. Определить параметры уравнения Аррениуса.

24. В закрытом сосуде смешано 4 моля SO_2 и 2 моля O_2 . Реакция протекает при $25^\circ C$. К моменту наступления равновесия в реакцию вступило 50% первоначального количества SO_2 . Определить давление газовой смеси при равновесии, если исходное давление составило 200 кПа в системе $2SO_{2(r)} + O_{2(r)} \rightleftharpoons 2SO_{3(r)}$.

25. Определите энергию активации реакции, если при изменении температуры от 330 до 400 К константа скорости реакции увеличилась в 10^5 раз.

26. В системе протекает реакция $2NO_{(r)} \rightleftharpoons N_{2(r)} + O_{2(r)}$. Определить константу равновесия K_p при $t = 30^\circ C$, если известно, что к моменту наступления равновесия степень разложения $NO_{(r)}$ при этой температуре и давлении 101325 Па составляет 40%, а исходная концентрация $[NO] = 6$ моль/л.

27. Какое общее давление должно поддерживаться в закрытом сосуде, где установилось равновесие $COCl_{2(r)} \rightleftharpoons CO_{(r)} + Cl_{2(r)}$, чтобы пропорциональное давление P_{COCl} в состоянии равновесия составляло 0,1 кПа? Константа равновесия для данного процесса $K_p = 2,5 \text{ кПа}$.

28. В закрытом сосуде смешано 8 молей $N_{2(r)}$ и 4 моля $O_{2(r)}$ реакция $N_{2(r)} + O_{2(r)} \rightleftharpoons 2NO_{(r)}$ протекает при постоянной температуре. К моменту

наступления равновесия в реакцию вступило 20% первоначального количества O_2 . Определить общее давление газовой смеси в момент равновесия.

29. При температуре $50^\circ C$ в системе $H_2O_{(г)} \rightleftharpoons H_{2(г)} + 1/2 O_{2(г)}$ установилось равновесие. Определить константу равновесия K_p , если известно, что равновесные концентрации компонентов составили $[H_2O]_p = 0,4$ моль/л, $[H_2]_p = 0,2$ моль/л, $[O_2]_p = 0,1$ моль/л, а общее давление в системе в момент равновесия составляло 101325 Па.

30. Определить степень распада молекул водорода на атомы $H_{2(г)} \rightleftharpoons 2H_{(г)}$ при температуре 3500 К в зависимости от давления (1 атм, 0,01 атм, 0,1 атм) если $K_p = 2,5$ атм.

Скорость химических реакций и смещение равновесий

31. В равновесную смесь реагирующих по схеме: $CO + H_2O = CO_2 + H_2$, которая содержит в молях: 0,2 CO, 0,1 H_2O , 0,1 CO_2 и 0,2 H_2 , ввели дополнительно 0,5 молей CO. Определить равновесное содержание реакционной смеси этих газов.

32. Реакция идет по уравнению: $H_{2(г)} + J_{2(г)} = 2HJ_{(г)}$. Константа скорости этой реакции при $508^\circ C$ равна 0,16. Исходные концентрации: $H_2 - 0,04$ моль/л, $J_2 - 0,05$ моль/л. Вычислить начальную скорость реакции и ее скорость в момент, когда концентрация H_2 стала равной 0,03 моль/л.

33. В равновесную смесь реагирующих по схеме: $CH_{4(г)} + CO_{(г)} = C_2H_{2(г)} + H_2O_{(г)}$, которая содержит в молях: 0,2 моль CH_4 , 0,1 моль CO, 0,5 моль C_2H_2 и 0,1 H_2O ввели дополнительно 0,4 моля H_2O . Определить равновесное содержание реакционной смеси этих газов.

34. Определить температуру, при которой равны константы скорости реакций: $NO_{(г)} + Cl_{2(г)} = NOCl_{(г)} + Cl_{(г)}$ и $2NO_{(г)} + Cl_{2(г)} = 2NOCl_{(г)}$, если для первой $K_0 = 4,0 \cdot 10^{12} c^{-1}$, $E = 20,3$ кДж/моль, а для второй: $K_0 = 4,6 \cdot 10^9 c^{-1}$, $E = 13,7$ кДж/моль.

35. Окисление серы и оксида серы (IV) идет по уравнению: $S_{(к)} + O_{2(г)} = SO_{2(г)}$, $SO_{2(г)} + O_{2(г)} = 2SO_{3(г)}$. Как изменится скорость этих реакций, если объемы каждой из систем уменьшить в 4 раза.

36. Для реакции $N_2O_4 = 2NO_2$ $K_0 = 10^{15} c^{-1}$, $E = 16,63$ кДж/моль. Определить величины констант скоростей при $-20^\circ C$ и $20^\circ C$.

37. Реакция идет по уравнению: $2NO_{(г)} + O_{2(г)} = 2NO_{2(г)}$. Концентрация исходных веществ равны: NO - 0,03 моль/л, $O_2 - 0,05$ моль/л. Как изменится скорость реакции, если увеличить концентрацию O_2 до 0,1 моль /л и концентрацию NO до 0,06 моль/л?

38. Во сколько раз необходимо увеличить C_A , чтобы при уменьшении концентрации вещества B в 4 раза скорость реакции $2A_{(г)} + B_{(г)} = C_{(г)}$ не изменилась?

39. Скорость химической реакции: $2NO_{(г)} + O_{2(г)} = 2NO_{2(г)}$ при концентрациях реагирующих веществ NO - 0,3 моль/л и $O_2 - 0,15$ моль/л составила - $1,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л с. Найти значение константы скорости реакции.

40. В системе $2\text{NO}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$ установилось равновесие при концентрациях $[\text{NO}_2] = 0,06$ моль/л, $[\text{NO}] = 0,24$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,12$ моль/л. Найти K_C и начальную концентрацию NO_2 .

41. При 508°C константа скорости реакции $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{J}_{2(\text{г})} = 2\text{HJ}_{(\text{г})}$ равна $0,16$, начальные концентрации H_2 и J_2 равны $0,04$ моль/л, $0,05$ моль/л. соответственно. Определить начальную скорость реакции и скорость реакции в момент, когда концентрация водорода уменьшилась вдвое.

42. $4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 2\text{Cl}_{2(\text{г})}$ Через некоторое время после начала реакции концентрации веществ стали $[\text{HCl}] = 0,25$ моль/л.; $[\text{O}_2] = 0,2$ моль/л; $[\text{Cl}_2] = 0,1$ моль/л. Вычислите константу равновесия K_p .

43. Реакция идет по уравнению $\text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} = \text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})}$. В некоторый момент времени концентрации веществ равны: $\text{CO} - 0,24$ моль/л, $\text{H}_2\text{O} - 0,3$ моль/л $\text{H}_2 - 0,1$ моль/л. Вычислить концентрации исходных веществ и константу равновесия.

44. В системе $2\text{NO}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$ установилось равновесие при концентрациях $[\text{NO}_2] = 0,06$ моль/л, $[\text{NO}] = 0,24$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,12$ моль/л. Найти K_C и начальную концентрацию NO_2 .

45. При синтезе аммиака при некоторых условиях в равновесии находится $0,1$ моль/л N_2 ; $0,2$ моль/л H_2 ; $0,8$ моль/л NH_3 . Вычислите константу равновесия.

46. В равновесную смесь, реагирующую по схеме: $\text{CH}_{4(\text{г})} + \text{CO}_{(\text{г})} = \text{C}_2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$, которая содержит в молях: $0,2$ моль CH_4 , $0,1$ моль CO , $0,5$ моль C_2H_2 и $0,1$ моль H_2O ввели дополнительно $0,4$ моля H_2O . Определить равновесное содержание реакционной смеси этих газов.

47. Напишите выражение скорости реакций, протекающих между: а) азотом и кислородом; б) водородом и кислородом; в) оксидом азота (II) и кислородом; г) диоксидом углерода и раскаленным углем.

48. Напишите выражение скорости реакций, протекающих по схеме $\text{A} + \text{B} = \text{AB}$, если: а) А и В - газообразные вещества, б) А и В - жидкости, смешивающиеся в любых отношениях; в) А и В - вещества, находящиеся в растворе; г) А - твердое вещество, а В - газ или вещество, находящееся в растворе.

49. Напишите выражение скорости химической реакции протекающей в гомогенной системе по уравнению $\text{A} + 2\text{B} = \text{AB}_2$, и определите, во сколько, раз увеличится скорость этой реакции, если: а) концентрация А увеличится в два раза; б) концентрация В увеличится в два раза; в) концентрация обоих веществ увеличится в два раза.

50. Во сколько раз следует увеличить концентрацию оксида углерода в системе $2\text{CO}_{(\text{г})} = \text{CO}_{2(\text{г})} + \text{C}$, чтобы скорость реакции увеличилась в четыре раза?

51. Во сколько раз следует увеличить концентрацию водорода в системе $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ чтобы скорость реакции возросла в 100 раз?

52. Во сколько раз следует увеличить давление, чтобы образования NO_2 реакции $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{NO}_{2(\text{г})}$ возросла в 1000 раз?

53. Напишите уравнение скорости реакции $\text{C}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow \text{CO}_{2(\text{г})}$ и определите, во сколько раз увеличится скорость реакции при увеличении концентрации кислорода в три раза.

54. Реакция между оксидом азота (II) и хлором протекает по уравнению $2\text{NO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} \rightarrow 2\text{NOCl}_{(г)}$. Как изменится скорость реакции при увеличении: а) концентрации оксида азота в два раза; б) концентрации хлора в два раза; в) концентрации обоих веществ в два раза?

55. Во сколько раз возрастает скорость прямой реакции $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ при увеличении концентрации кислорода в 3 раза?

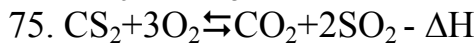
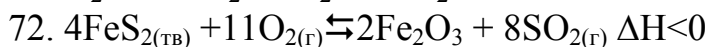
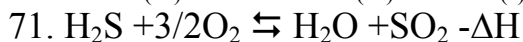
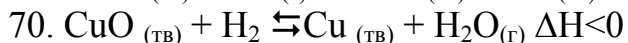
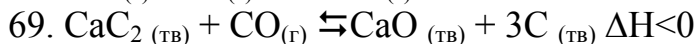
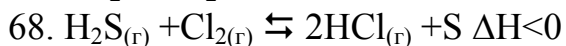
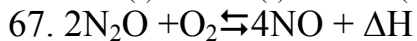
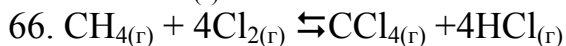
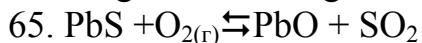
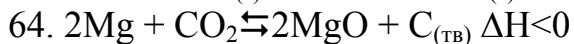
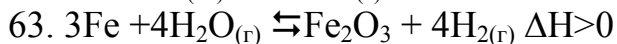
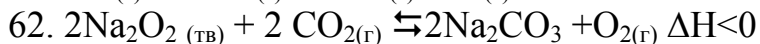
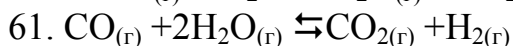
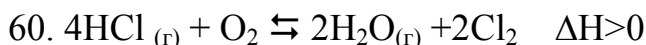
56. Во сколько раз возрастает скорость прямой реакции $2\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{S}_{(тв)} + 2\text{HCl}$ при увеличении концентрации сероводорода в 3 раза?

57. Во сколько раз возрастает скорость прямой реакции $2\text{SO}_2 + \text{NO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 + \text{NO}$ при увеличении концентрации кислорода в 3 раза?

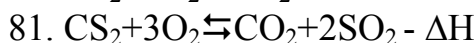
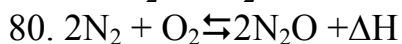
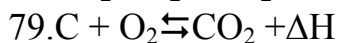
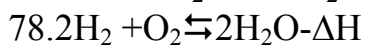
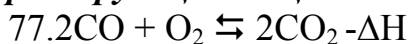
58. Как изменится скорость обратной реакции $\text{CO}_2 + \text{C}_{(тв)} \rightarrow 2\text{CO}$, если концентрация угарного газа увеличится в 4 раза?

59. Во сколько раз возрастает скорость прямой реакции $2\text{CH}_4 + 4\text{Cl}_2 \rightarrow \text{CCl}_4 + 4\text{HCl}$ при увеличении концентрации хлора в 2 раза?

Изменение каких факторов (температура, давление, изменение концентрации одного из реагирующих веществ) приведут к смещению равновесия вправо:



Куда сместится равновесие в системе при а) увеличении температуры, б) увеличении давления; в) при увеличении концентрации одного из реагирующих веществ.



83. $4\text{HCl} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{Cl}_2 - \Delta\text{H}$
 84. $\text{CO}_2 + \text{C}(\text{тв}) \rightleftharpoons 2\text{CO} + \Delta\text{H}$
 85. $\text{H}_2 + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{H}_2\text{O} + \Delta\text{H}$
 86. $2\text{F}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 4\text{HF} + \text{O}_2 + \Delta\text{H}$
 87. $2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightleftharpoons 2\text{HNO}_3 + \text{NO} - \Delta\text{H}$
 88. $\text{COCl}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{CO}_2 + \Delta\text{H}$
 89. $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightleftharpoons 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O} - \Delta\text{H}$

Варианты заданий к разделам V, VI

Номер варианта	Номера задач		Номер варианта	Номера задач	
	Термод-ка химических реакций	Кинетика химических реакций		Термод-ка хим-х реакций	Кинетика хим-х реакций
1	1, 31, 61	20,31,60	16	16, 46, 76	17, 54, 84
2	2, 32, 63	21,32,61	17	17, 47, 77	18, 55, 85
3	3, 33, 64	22,33, 62	18	18, 48, 78	19, 56, 86
4	4, 34, 62	23,34, 63	19	19, 49, 79	16, 57, 87
5	5, 35, 65	24, 35, 64	20	20, 50, 80	1, 58, 88
6	6, 36, 66	25, 36, 65	21	21, 51, 81	2, 46, 89
7	7, 37, 67	26, 40, 66	22	22, 52, 82	3, 47, 67
8	8, 38, 68	27, 41, 71	23	23, 53, 83	4, 48, 68
9	9, 39, 69	28,42, 72	24	24, 54, 84	5, 49, 69
10	10, 40, 70	10, 43, 73	25	25, 55, 85	6, 50, 70
11	11, 41, 71	11, 44, 74	26	26, 56, 86	7, 51, 79
12	12, 42, 72	12, 45, 75	27	27, 57, 87	8, 52, 80
13	13, 43, 73	13, 37, 76	28	28, 58, 88	9, 53, 81
14	14, 44, 74	14, 38, 77	29	29, 59, 89	29, 54, 82
15	15, 45, 75	15, 39, 78	30	30, 60, 90	30, 59, 83

VII. Ионные реакции в растворах электролитов

Растворы сильных электролитов

Электролиты, практически полностью диссоциирующие на ионы в водных растворах, называются сильными электролитами.

К сильным электролитам относятся:

1. Почти все соли.
2. Основания - гидроксиды щелочных и щелочно - земельных металлов: LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂ и Ba(OH)₂.
3. Кислоты:
 - а) бескислородные- HCl, HBr, HI.
 - б) кислородсодержащие- HClO₄, HMnO₄, HClO₃, HBrO₃, HNO₃, H₂SO₄, H₂SeO₄.

Для описания состояния ионов в растворе пользуются наряду с концентрацией ионов, их активностью, т.е. условной концентрацией ионов, в соответствии с которой они действуют в химических процессах. Активность иона α (моль/л) связана с его молярной концентрацией в растворе C_M соотношением $\alpha = fC_M$, где f - коэффициент активности иона (безразмерная величина). Приблизительно можно считать, что в разбавленных растворах коэффициент активности иона зависит от заряда иона и ионной силы раствора I , которая равна полусумме произведений молярных концентрации каждого иона на квадрат его заряда z .

$$I = \frac{1}{2}(C_1 z_1^2 + C_2 z_2^2 + \dots C_n z_n^2)$$

Приблизительно коэффициент активности ионов разбавленного раствора можно вычислить по формуле: $\lg f = -0,5z^2 \sqrt{I}$.

Пример 3. Вычислить ионную силу и активность ионов в растворе, содержащем 0,01 моль/л MgSO₄ и 0,01 моль MgCl₂.

Решение. Ионная сила раствора:

$$I = \frac{1}{2}(C_{Mg^{2+}} \cdot 2^2 + C_{SO_4^{2-}} \cdot 2^2 + C_{Cl^-} \cdot 1^2) = \frac{1}{2}(0,02 \cdot 4 + 0,1 \cdot 4 + 0,02) = 0,07$$

Коэффициент активности Mg²⁺ и равный ему коэффициент активности иона SO₄²⁻ найдем по формуле $\lg f = -0,5z^2 \sqrt{I} = -0,5 \cdot 4 \sqrt{0,07} = -0,53$, следовательно, $f = 0,3$.

Аналогично находим коэффициент активности иона Cl⁻

$$\lg f = -0,5z^2 \sqrt{I} = -0,5 \cdot 1 \sqrt{0,07} = -0,13, \quad f = 0,74.$$

Пользуясь приведенным выше соотношением $\alpha = fC_M$, находим активность каждого иона $\alpha_{Mg^{2+}} = 0,02 \cdot 0,30 = 0,006$ моль/л,

$$\alpha_{SO_4^{2-}} = 0,01 \cdot 0,30 = 0,003 \text{ моль/л,}$$

$$\alpha_{Cl^-} = 0,02 \cdot 0,74 = 0,0148 \text{ моль/л.}$$

Растворы слабых электролитов

В растворах слабых электролитов существует равновесие между ионами и реально существующими недиссоциированными молекулами. В таких растворах концентрация ионов сравнительно мала, что дает основание пренебречь силами их электростатического взаимодействия и принять, что свойства растворов слабых электролитов определяются только равновесием диссоциации, которое полностью подчиняется закону действующих масс.

Константа, протекающего при этом равновесного процесса, называется константой диссоциации электролита и представляет собой отношение произведения концентраций ионов в растворе слабого электролита к концентрации его недиссоциированной части.

Это отношение остается постоянным для раствора любой концентрации слабого электролита при одной и той же температуре.

Рассмотрим равновесие в растворе слабого электролита $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$.

Обозначим общую концентрацию слабого электролита HA через C моль/л, тогда концентрация ионов $[H^+] = [A^-] = C\alpha$ моль/л, а концентрация недиссоциированной части электролита будет равна $(C - C\alpha)$ моль/л, тогда константа диссоциации:

$$K = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{C\alpha C\alpha}{C - C\alpha} = \frac{C\alpha^2}{1 - \alpha}, \text{ где } \alpha - \text{ степень диссоциации.}$$

Данное выражение является **законом разбавления Оствальда**.

В тех случаях, когда степень диссоциации $\alpha \ll 0,1$, при вычислениях, не требующих большой точности, можно принять, что $C - C\alpha \approx C$ или, то же самое, $1 - \alpha \approx 1$. Тогда

$$K = \frac{C\alpha C\alpha}{C} \text{ или } K = C\alpha^2, \text{ откуда } \alpha = \sqrt{\frac{K}{C}}.$$

Пример 1. Константа диссоциации муравьиной кислоты составляет $K_{\text{HCOOH}} = 2,1 \cdot 10^{-4}$. Вычислить степень диссоциации α и концентрацию ионов водорода $[H^+]$ в 0,3М растворе кислоты.

Решение. Уравнение диссоциации кислоты имеет вид $\text{HCOOH} \rightleftharpoons H^+ + \text{HCOO}^-$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}} = \sqrt{\frac{2,1 \cdot 10^{-4}}{0,3}} = 2,64 \cdot 10^{-2}, \text{ что соответствует } 2,64 \%.$$

$$[H^+] = C\alpha = 0,3 \cdot 2,64 \cdot 10^{-2} = 7,9 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

Пример 2. Вычислить pH 1%-ного раствора муравьиной кислоты, считая, что плотность раствора = 1.

Решение: $pH = -\lg[H^+]$. Определим молярную концентрацию раствора.

Масса одного литра раствора равна 1000 г, т.к. $\rho = 1$ г/мл. В 100 г раствора содержится 1 г вещества, следовательно в 1000 г раствора – 10 г.

$$\nu = \frac{10}{46} = 0,22 \text{ моль. Таким образом } C_M = 0,22 \text{ моль/л.}$$

$$[H^+] = C\alpha = C \sqrt{\frac{K}{C}} = \sqrt{KC} = \sqrt{2,1 \cdot 10^{-4} \cdot 0,22} = \sqrt{0,46} \cdot 10^{-4} = 6,8 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

$$pH = 3 - \lg 6,8 = 2,17.$$

Произведение растворимости

В насыщенном растворе малорастворимого сильного электролита устанавливается равновесие между осадком (твёрдой фазой) электролита и ионами электролита в растворе:



в осадке в растворе

Поскольку в растворах сильных электролитов состояние ионов определяется активностями, то выражение константы равновесия для данной системы имеет вид:

$$K = \frac{\alpha_{\text{Ba}^{2+}} \cdot \alpha_{\text{SO}_4^{2-}}}{\alpha_{\text{BaSO}_4}}$$

Активная концентрация сульфата бария в растворе есть величина постоянная, следовательно, произведение $K \cdot \alpha_{\text{BaSO}_4}$ является величиной постоянной при данной температуре и обозначается ПР.

Таким образом, произведение активных концентраций $\alpha_{\text{Ba}^{2+}} \cdot \alpha_{\text{SO}_4^{2-}}$ также представляет собой постоянную величину, называемую произведением растворимости и обозначаемую ПР:

$$\text{ПР}_{\text{BaSO}_4} = \alpha_{\text{Ba}^{2+}} \cdot \alpha_{\text{SO}_4^{2-}}$$

Произведение активностей ионов малорастворимого электролита, содержащихся в его насыщенном растворе (произведение растворимости) – есть величина постоянная при данной температуре.

Если электролит малорастворим, то ионная сила его насыщенного раствора близка к нулю, а коэффициент активности ионов мало отличается от единицы. В подобных случаях произведение активностей ионов в выражениях для ПР может быть заменено на их молярные концентрации:

$$\text{ПР}_{\text{BaSO}_4} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

Пример 4. Произведение растворимости иодида свинца (II) при 20°C равно $8 \cdot 10^{-9}$.

Вычислить растворимость соли в моль/л и г/л.

Решение. Равновесие в системе малорастворимой соли иодида свинца (II) может быть представлено в виде уравнения $\text{PbI}_2 \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^-$.

Обозначим искомую растворимость в моль/л через S. Тогда в насыщенном растворе PbI_2 содержится S моль/л ионов Pb^{2+} и 2S моль/л ионов I^- , отсюда

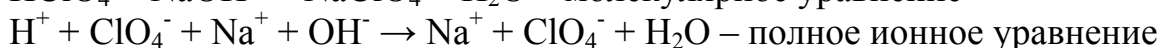
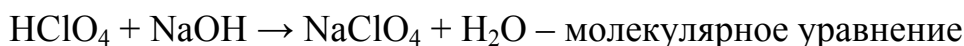
$$\text{ПР}_{\text{PbI}_2} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2 = S \cdot (2S)^2 = 4S^3$$

$$S = \sqrt[3]{\frac{\text{ПР}_{\text{PbI}_2}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{8 \cdot 10^{-9}}{4}} = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

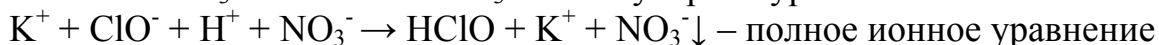
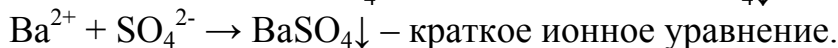
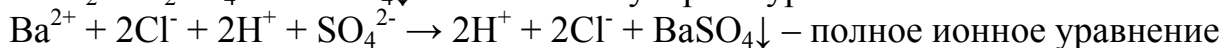
Поскольку молярная масса PbI_2 равна 461 г/моль, то растворимость, выраженная в г/л, равна $1,3 \cdot 10^{-3} \cdot 461 = 0,6$ г/л.

Обменные реакции в растворах электролитов. Гидролиз солей

В обменных реакциях, протекающих в растворах электролитов, наряду с недиссоциированными молекулами слабых электролитов, твердыми веществами и газами участвуют также находящиеся в растворе ионы. Поэтому сущность протекающих процессов наиболее полно выражается при записи их в форме ионно-молекулярных уравнений. В таких уравнениях слабые электролиты, малорастворимые соединения и газы записываются в молекулярной форме, а находящиеся в растворе сильные электролиты – в виде составляющих их ионов. Например, уравнение реакций нейтрализации сильных кислот сильными основаниями



Сократив в полном ионном уравнении все ионы, которые остаются неизменными до и после реакции, получаем следующее уравнение



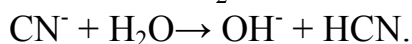
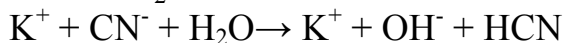
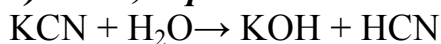
Рассмотренные примеры показывают, что обменные реакции в растворах электролитов протекают в направлении связывания ионов, приводящего к образованию малорастворимых веществ (осадка или газов) или молекул слабых электролитов.

Гидролизом называется процесс разложения растворенного вещества водой.

- 1) гидролизу подвергается ион только слабого электролита
- 2) процесс гидролиза идет только по I ступени без изменения условий, поэтому записываем только по первой ступени.

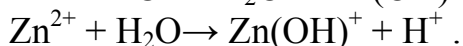
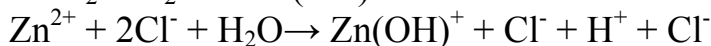
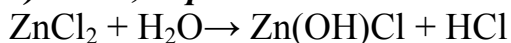
В зависимости от силы кислот и оснований, образующих соли, последние по характеру гидролиза можно разделить на 4 группы.

а) Соли, образованные сильными основаниями и слабыми кислотами



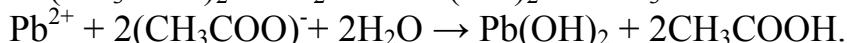
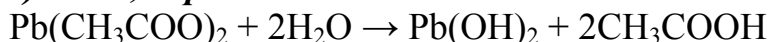
Как видно из краткого ионного уравнения, в несвязанном виде находятся ионы гидроксогруппы, следовательно раствор приобретает щелочную среду.

б) Соли, образованные слабыми основаниями и сильными кислотами



В данном случае гидролизу подвергается катион соли, при этом в растворе возрастает концентрация ионов водорода, и он приобретает кислую среду.

в) Соли, образованные слабыми основаниями и слабыми кислотами.



В этом случае реакция раствора зависит от относительной силы кислоты и основания, образующих соль.

г) Соли, образованные сильными основаниями и сильными кислотам, гидролизу не подвергаются.

В этом случае обратная гидролизу реакция практически необратима, т.е. протекает до конца.

Задание к разделу VII

Произвести необходимые вычисления

1. Определить pH 0,01 М раствора HCl в воде и в 0,01 М растворе NaCl (без учета ионной силы).
2. Определить pH 0,01 М раствора NH₄OH. ($K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$).
3. Какова концентрация водородных ионов в 0,1 М растворе HClO ($K_d = 5 \cdot 10^{-8}$)?
4. $K_d(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$, определить pH 0,2 Н раствора и степень диссоциации.
5. Концентрация ионов $[\text{OH}^-] = 10^{-12}$, определить pH раствора.
6. Какова концентрация водородных ионов в 0,1 М растворе HClO₂ ($K_d = 1,1 \cdot 10^{-2}$)?
7. Определить pH раствора, если $\text{pOH} = 10^{-8}$.
8. Вычислить концентрацию уксусной кислоты, если $[\text{H}^+] = 10^{-4}$ ($K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$).
9. Определить pH 0,1 Н раствора H₃PO₄ ($K_d = 10^{-3}$), учитывая диссоциацию только по первой ступени.
10. При какой концентрации бромноватистой кислоты ($K = 2,5 \cdot 10^{-9}$) pH ее раствора равен 5?
11. Определить pH 1%-го раствора NH₄OH ($K_d = 10^{-5}$, $\rho = 0,9$ г/мл).
12. Вычислить концентрацию уксусной кислоты, если $[\text{H}^+] = 10^{-4}$ ($K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$).
13. Построить график зависимости pH уксусной кислоты от ее концентрации 0,001; 0,01; 0,1; 0,2; 0,5.
14. Рассчитать изменение pH 0,1 М раствора циановодородной кислоты при добавлении 400 мл воды.
15. Ниже приведены значения α для растворов уксусной кислоты разной концентрации

C(CH ₃ COOH)	0,1	0,08	0,03	0,01
α	$1,34 \cdot 10^{-2}$	$1,50 \cdot 10^{-2}$	$2,45 \cdot 10^{-2}$	$4,15 \cdot 10^{-2}$

Вычислите в каждом случае величину K_p .

16. Вычислите $[\text{H}^+]$ в 0,1 М растворе HCN. Сколько граммов CN⁻ в виде ионов содержится в 0,6 л указанного раствора?

17. При какой молярной концентрации уксусной кислоты в растворе ее степень диссоциации равна 0,01?

18. Вычислить α и $[\text{H}^+]$ в 0,05 М растворе азотистой кислоты.

19. Во сколько раз $[H^+]$ в растворе муравьиной кислоты больше, чем в расворе уксусной кислоты той же концентрации?
20. При какой молярной концентрации муравьиной кислоты 95% ее находится в недиссоциированном состоянии?
21. Вычислите $[H^+]$ и α в 1%-ном растворе уксусной кислоты, приняв $\rho=1$ г/мл.
22. При какой концентрации муравьиной кислоты $[H^+]=8,4 \cdot 10^{-3}$?
23. Вычислить α и $[H^+]$ в 0,5 М растворе хлористой кислоты.
23. Вычислить α и $[H^+]$ в 0,01 М растворе плавиковой кислоты.
24. Вычислить $[H^+]$ и $[HCO_3^-]$ в $2 \cdot 10^{-3}$ М растворе угольной кислоты, диссоциацию считать только по первой ступени.
25. Вычислить $[H^+]$ и $[HS^-]$ в 0,7 М растворе сероводородной кислоты, диссоциацией по второй ступени пренебречь.
26. Вычислить $[H^+]$ и $[HSO_3^-]$ в 0,6 М растворе сернистой кислоты, диссоциацией по второй ступени пренебречь.
27. Определить рН 0,01 н раствора едкого натра.
- 28.Опеределить концентрацию уксусной кислоты, если рН= 3.
29. Рассчитайте $[H^+]$ и рН в 1М растворе HClO.
30. Вычислите нормальность раствора KOH, если рН=11.

Концентрация ионов в растворах малорастворимых солей.

Вычислить растворимость (моль/л):

- | | |
|------------------------------|--------------------------------|
| 31-йодида меди(I); | 46-сульфида кадмия (II); |
| 32-ортофосфата железа(III); | 47-ортоарсената висмута (III); |
| 33-сульфида ртути (II); | 48-карбоната кадмия (II); |
| 34-карбоната марганца (III); | 49-оксалата кальция; |
| 35-сульфида олова(II); | 50-оксалата меди (I); |
| 36-сульфида висмута (III); | 51-карбоната железа(II); |
| 37-ортофосфата алюминия; | 52-манганата бария; |
| 38-сульфида серебра; | 53-сульфида меди(II); |
| 39-роданида серебра; | 54-сульфита цинка |
| 40-хромата бария; | 55-хлорида ртути(I); |
| 41-карбоната бария; | 56-сульфида цинка; |
| 42-йодида висмута (III); | 57-фторида свинца (II); |
| 43-сульфида железа(II); | 58-ортофосфата натрия |
| 44-йодида серебра; | 59- иодид свинца (II); |
| 45-сульфида кобальта (III); | 60 –оксалата серебра |

Выпадает ли осадок при сливании:

- 61- равных объемов 10^{-6} М нитрата серебра и 10^{-6} М бромида калия;
- 62- равных объемов 10^{-8} М нитрата серебра и 10^{-5} М иодида натрия;
- 63- равных объемов 10^{-6} М нитрата серебра и 10^{-4} М хромата калия;
- 64- равных объемов 2% нитрата серебра и 10^{-5} М роданида натрия;
- 65- равных объемов 10^{-4} М нитрата серебра и 10^{-4} М оксалата калия;
- 66- равных объемов 10^{-2} М хлорида бария и 0,1 н хромата калия;
- 67- равных объемов 10^{-2} М хлорида бария и 10^{-4} М фторида калия;
- 68- равных объемов 0,002 н хлорида бария и 10^{-2} М фторида калия;

- 69- равных объемов 10^{-4} М нитрата висмута (III) и 10^{-5} М йодида калия;
 70- равных объемов 10^{-4} М хлорида кальция и 10^{-4} М оксалата натрия;
 71- равных объемов 10^{-4} М хлорида кальция и 10^{-4} М оксалата калия;
 72- равных объемов 10^{-3} М нитрата кальция и 0,002 н серной кислоты;
 73- равных объемов 10^{-4} М нитрата висмута (III) и 10^{-4} М йодида натрия;
 74- равных объемов 5% нитрата серебра и 10^{-3} М оксалата калия;
 75- равных объемов 10^{-3} М нитрата серебра и 10^{-3} М дихромата калия;
 76- равных объемов 10^{-3} М нитрата висмута (III) и 10^{-3} М йодида натрия;
 77- равных объемов 10^{-3} н сульфата цинка и 10^{-6} М карбоната натрия;
 78- равных объемов 10^{-5} М нитрата ртути (II) и 10^{-6} М хлорида калия;
 79- равных объемов 10^{-6} М нитрата никеля (II) и 10^{-5} М сульфида натрия;
 80- равных объемов 10^{-2} М нитрата серебра и 10^{-2} М дихромата калия;
 81- равных объемов 10^{-8} М хлорида алюминия и 10^{-6} М ортофосфата натрия;
 82- равных объемов 10^{-4} М сульфата цинка и 10^{-6} М сульфида натрия;
 83- равных объемов 10^{-3} М нитрата кальция и 10^{-1} М серной кислоты;
 84- равных объемов 10^{-3} М хлорида кальция и 10^{-3} М серной кислоты;
 85- равных объемов 10^{-5} М нитрата висмута (III) и 10^{-3} М йодида натрия;
 86- равных объемов 10^{-4} М нитрата серебра и 10^{-4} М дихромата калия;
 87- равных объемов 10^{-3} М фосфата натрия и 10^{-4} М сульфата цинка
 88 - равных объемов 4% -ных растворов хлорида железа (II) и сульфида натрия;
 89 - равных объемов 0,02 н растворов хлорида алюминия и ортофосфата калия;
 90 - равных объемов 10^{-3} М нитрата кальция и 0,004 н серной кислоты;

Написать ионно – молекулярные реакции между соединениями:

91. нитратом серебра и бромидом калия;
92. нитратом серебра и соляной кислотой;
93. ортофосфатом калия и хлоридом алюминия;
94. бромидом бария и карбонатом калия;
95. нитратом бария и сульфитом натрия;
96. нитратом висмута (III) и арсенатом натрия
97. нитратом висмута (III) и фосфатом натрия;
98. хлоридом кальция и карбонатом натрия
99. карбонатом калия и нитратом кадмия (II);
100. хлоридом кадмия (II) и сульфидом калия;
101. карбонатом калия и нитратом меди (II);
102. ортофосфатом натрия и нитратом железа(III);
103. фторидом натрия и нитратом кальция;
104. оксалатом натрия и нитратом кадмия (II);
105. хроматом натрия и нитратом свинца;
106. хлоридом натрия и нитратом свинца;
107. сульфидом калия и нитратом ртути(II);
108. йодатом натрия и нитратом бария;
109. нитратом висмута и йодатом натрия;
110. сульфитом натрия и нитратом серебра;
111. нитратом калия и соляной кислотой;
112. гипобромитом натрия и серной кислотой;

113. цианидом натрия и соляной кислотой;
114. селенитом калия и соляной кислотой;
115. ацетатом натрия и серной кислотой;
116. сульфидом калия и азотной кислотой;
117. хлоридом калия и серной кислотой;
118. ацетатом свинца(II) и сульфидом натрия;
119. оксалатом натрия и хлоридом кальция;
120. гидроксидом калия и нитридом бария.

Написать реакции гидролиза следующих солей и определить какая среда в растворе (кислая, щелочная или нейтральная)

121. карбонат меди, сульфид натрия
122. нитрата меди, сульфид калия
123. нитрита калия, сульфата калия
124. сульфид алюминия, сульфат натрия
125. нитрата меди, хлорид натрия
126. хлорид калия, сульфат алюминия
127. сульфит калия, нитрит меди
128. хлорид алюминия, ортофосфат калия
129. дифосфат натрия, хлорид железа(II);
130. ортоарсенат калия, нитрат свинца(II);
131. сульфат железа (III), карбонат натрия
132. сульфид калия, сульфат кальция
133. хлорид железа (II), ортофосфат натрия
134. сульфит калия, сульфат натрия
135. хлорида висмута, нитрита бария.
136. сульфата калия, пирофосфата натрия.
137. сульфита калия, ацетата цинка
138. хлорида железа (III), карбоната лития
139. ацетата железа (II), хлорида железа (III)
140. сульфата алюминия, сульфида калия
141. ортоарсената калия, нитрата висмута.
142. хлорида алюминия, нитрата кадмия;
143. хлората никеля (II), сульфида калия;
144. дифосфат натрия; нитрит меди;
145. сульфата калия, пирофосфата натрия.

Номера вариантов к заданию VII

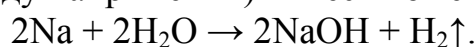
Номер вар-а	Номера задач					Номер вариант а	Номера задач				
1	20, 31, 70, 91, 130					16	17	54	61	124	136
2	21, 32, 71, 92, 132					17	18	55	62	125	137
3	22, 33, 72, 93, 133					18	19	56	63	126	138
4	23, 34, 73, 94, 134					19	16	57	64	127	139
5	24, 35, 74, 95, 135					20	1	58	65	128	140
6	25, 36, 75, 96, 136					21	2	40	66	129	141
7	26, 40, 76, 110, 137					22	3	41	67	116	142
8	27, 51, 81, 111, 138					23	4	42	68	117	143
9	28, 52, 82, 112, 139					24	5	43	69	118	145
10	10	53	83	113	140	25	6	44	80	119	132
11	11	54	84	114	141	26	7	45	89	120	132
12	12	55	85	115	142	27	8	37	90	121	133
13	13	47	86	107	143	28	9	38	7	122	134
14	14	48	87	108	144	29	29	39	78	130	135
15	15	49	88	109	145	30	30	46	79	123	136

VIII. Окислительно - восстановительные реакции

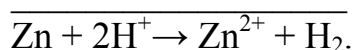
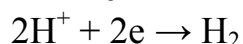
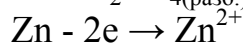
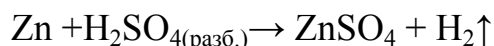
Реакции в результате прохождения которых происходит изменение степени окисления некоторых атомов называются, **окислительно-восстановительными**.

Отношение металлов к воде, кислотам и т.д. определяется их положением в электрохимическом ряду напряжений. Все металлы, расположенные в ряду до водорода, должны вытеснять его из воды. Однако такие металлы как цинк, железо, олово, алюминий при обычных условиях вытесняют водород очень медленно или совсем не вытесняют. Объясняется это тем, что при взаимодействии с водой на поверхности металлов образуется нерастворимая в воде тончайшая пленка окиси, которая в той или иной степени предохраняет металл от дальнейшего окисления.

Только очень активные металлы (магний и другие, стоящие левее водорода в ряду напряжений) вытесняют его из воды при обычной температуре:



Все металлы, стоящие в ряду левее водорода, восстанавливают его из разбавленных кислот.



Металлы, стоящие в ряду напряжений правее водорода, не вытесняют водород из кислот.



Приведенное выше правило является общим при взаимодействии металлов с водой и кислотами, однако существует исключение.

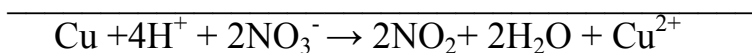
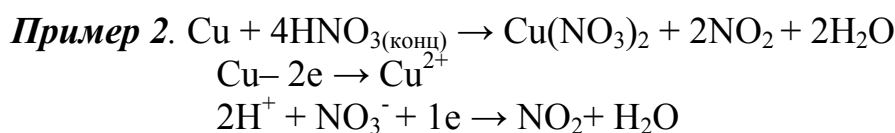
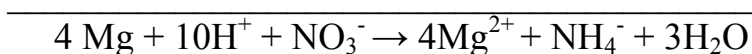
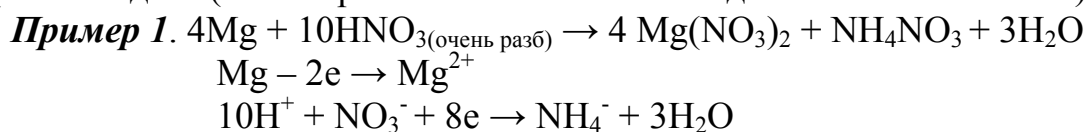
Ни один металл не вытесняет водород из разбавленной, концентрированной азотной кислоты и концентрированной серной кислоты (табл. 1).

Таблица 1

Продукты восстановления азотной кислоты

Положение металла в ряду напряжений	Концентрация азотной кислоты	Продукты реакции
активный металл (до Zn вкл.)	очень разбавленная	нитрат металла + $\text{NH}_4\text{NO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
активный металл (до Zn вкл.)	разбавленная	нитрат металла + $\text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$
активный металл (до Zn вкл.)	концентрированная	нитрат металла + $\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$
малоактивные металлы	разбавленная	нитрат металла + $\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$
малоактивные металлы	концентрированная	нитрат металла + $\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Металлы Al, Fe, Cr пассивируют в концентрированной азотной кислоте, образуя на поверхности металлов оксидную пленку, не растворимую в холодной кислоте. Не реагируют с концентрированной азотной кислотой также благородные металлы. Например, золото и платина растворяются только в “царской водке” (смесь трех объемов азотной и одного соляной кислот).

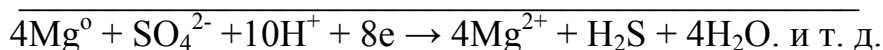
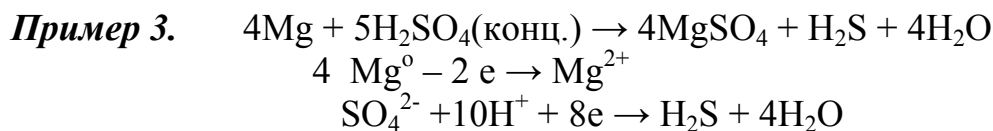


Продукты восстановления концентрированной серной кислоты металлами также зависят от их положения в ряду напряжений, а также от условий протекания реакции. Взаимодействие серной кислоты с малоактивными металлами на холоде и при нагревании, а также с активными металлами на холоде протекает по схеме указанной в табл. 2.

Таблица 2

Продукты восстановления *концентрированной* серной кислоты

Положение металла в ряду напряжений	Условия	Продукты реакции
Малоактивные металлы	На холоде	Сульфат металла + SO ₂ + H ₂ O
Малоактивные металлы	При нагревании	
Активные металлы	На холоде	
Активные металлы	При нагревании	Сульфат металла + H ₂ S(S) + H ₂ O

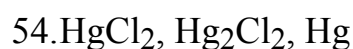
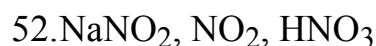
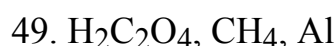
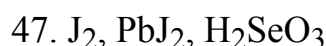
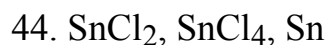
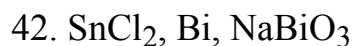
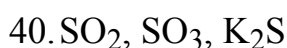
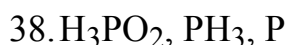
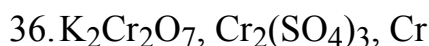
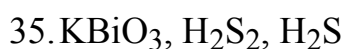
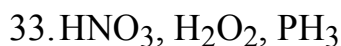
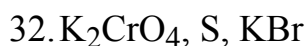
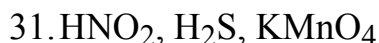


Задания к разделу VIII

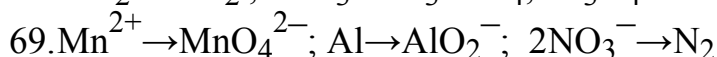
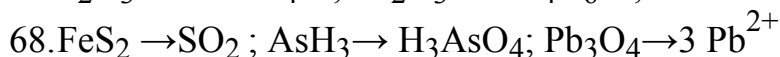
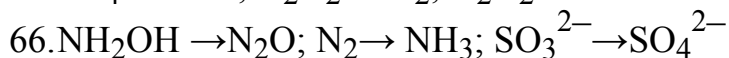
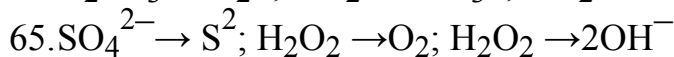
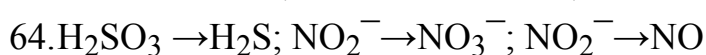
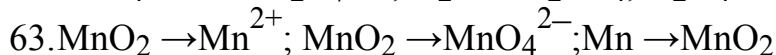
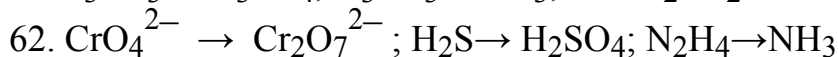
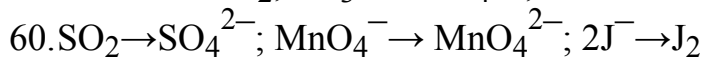
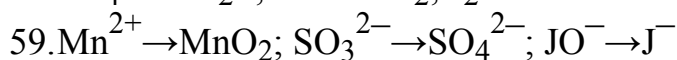
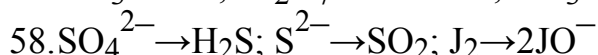
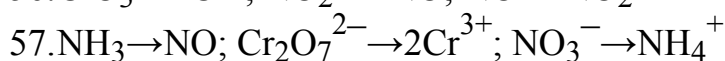
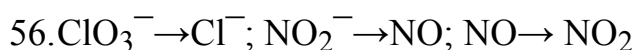
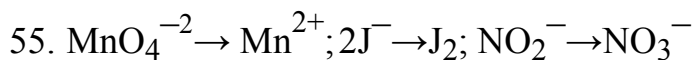
Определить степень окисления центрального атома в следующих соединениях:

1. K_2S , Cl_2 , Na_2WO_4 , H_5JO_6
2. $MgSO_4$, $RbBr$, O_2 , $NaClO_4$
3. KO_2 , N_2 , N_2H_4 , H_2SeO_3
4. $HClO$, NH_2OH , $CuCl_2$, H_3PO_4
5. $H_2P_2O_7$, J_2 , $HAsO_2$, $CuSO_4$
6. $NaBr$, H_2O_2 , H_2TeO_4 , $KMnO_4$
7. CH_4 , $HBrO_3$, $BrCl_5$, HNO_2
8. $Cu(NO_3)_2$, C_2H_4 , HPO_3 , ClI_5
9. PCl_5 , C_2H_2 , NH_2OH , $HClO$
10. $H_2S_2O_7$, $NaClO_2$, H_3PO_4 , H_2
11. K_2MnO_4 , PH_3 , $MgCl_2$, P_4
12. H_2SiO_3 , $K_2Cr_2O_7$, $CrCl_3$, N_2O_4
13. H_3AsO_4 , $KMnO_4$, PCl_3 , H_2S
14. $H_2B_4O_7$, F_2 , Na_3AsO_4 , ClF_3
15. OF_2 , $HClO_4$, K_2SeO_3 , HJ
16. K_2MoO_4 , NH_3 , H_2CrO_4 , NJ_3
17. Na_3PO_4 , Na_2O_2 , WO_3 , H_3PO_3
18. H_3PO_4 , CH_4 , J_2 , $(CuOH)_2CO_3$
19. H_2CrO_4 , Ca_2SiO_4 , AsH_3 , S_8
20. $KBiO_3$, $Bi_2(SO_4)_3$, BiH_3 , $KAsO_2$
21. K_2SnO_2 , SiH_4 , OF_2 , KO_2
22. HNO_2 , $NaSbO_3$, $H_4P_2O_7$, O_3
23. $NaSnO_3$, $KClO_2$, H_2MoO_4 , C_4H_{10}
24. $NaClO_3$, PH_3 , $HBiO_3$, ClF_5
25. NH_4OH , H_2CO_3 , $K_4P_2O_7$, CH_4
26. H_2Se , $Al_2(SO_4)_3$, H_5JO_6 , ClF
27. $NaAlO_2$, $AgNO_3$, PJ_3 , Cl_2O

Исходя из степени окисления центрального атома в следующих соединениях, определить, какое из них является только окислителем, только восстановителем, обладает окислительно-восстановительной двойственностью. Почему?



Какой из указанных процессов - окисление, какой восстановление? (составить уравнения полуреакций).



70. $\text{Zn}^0 \rightarrow \text{ZnO}_2^{2-}$; $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2$; $\text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$
 71. $\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{Cl}^-$; $\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{ClO}_3^-$; $\text{ClO}^- \rightarrow \text{Cl}^-$
 72. $\text{Co}^{2+} \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_3$; $\text{CrO}_2^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$; $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}$
 73. $\text{Ni}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Ni}^{2+}$; $\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{FeO}_4^{2-}$; $\text{NH}_2\text{OH} \rightarrow \text{NH}_3$
 74. $\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$; $\text{Pt} \rightarrow [\text{PtCl}_6]^{2-}$; $\text{S}^0 \rightarrow \text{SO}_3^{2-}$
 75. $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$; $\text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$; $2\text{J}^- \rightarrow \text{J}_2$
 76. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}(\text{OH})_3$; $2\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2$; $\text{N}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{NH}_3$
 77. $\text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{MnO}_2$; $\text{MnO}_4^{2-} \rightarrow \text{MnO}_2$; $\text{Bi}^{3+} \rightarrow \text{BiO}_3^-$
 78. $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_3$; $\text{J}_2 \rightarrow 2\text{JO}^-$; $\text{P} \rightarrow \text{PH}_3$
 79. $\text{Sn}^{4+} \rightarrow \text{SnO}_3^{2-}$; $\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{SnO}_3^{2-}$; $\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{ClO}_3^-$
 80. $\text{CrO}_3 \rightarrow \text{Cr}^{3+}$; $\text{S}^0 \rightarrow \text{SO}_2$; $\text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{CrO}_2^-$
 81. $\text{H}_3\text{PO}_3 \rightarrow \text{PH}_3$; $\text{P} \rightarrow \text{PCl}_3$; $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}_2$

**Дописать правую часть уравнения и расставить коэффициенты:
 Окислители – простые вещества.**

82. $\text{O}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
 83. $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 +$
 84. $\text{O}_2 + \text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 +$
 85. $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 86. $\text{Cl}_2 + \text{KBr} \rightarrow$
 87. $\text{Cl}_2 + \text{KJ} \rightarrow$
 88. $\text{Cl}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KBrO}_3 + \dots$
 89. $\text{Cl}_2 + \text{J}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HJO}_3 + \dots$
 90. $\text{Cl}_2 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
 91. $\text{Br}_2 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{S} + \dots$
 92. $\text{Br}_2 + \text{KCrO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4$
 93. $\text{Br}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 +$
 94. $\text{J}_2 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + \dots$
 95. $\text{J}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 +$
 96. $\text{Br}_2 + \text{CoCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_3 + \dots$
 97. $\text{Cl}_2 + \text{NiCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_3 + \dots$

Окислители – ионы металлов

98. $\text{FeCl}_3 + \text{SnCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_2 +$
 99. $\text{FeCl}_3 + \text{KJ} \rightarrow \text{FeCl}_2 +$
 100. $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{FeCl}_2 +$

101. $\text{HgCl}_2 + \text{SnCl}_2 \rightarrow \text{Hg}^0 +$
 102. $\text{BiCl}_3 + \text{SnCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SnO}_3 + \text{Bi} + \dots$

Окислители – оксиды и гидроксиды металлов

103. $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{Mn}^{2+}$
 104. $\text{MnO}_2 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Mn}^{2+}$
 105. $\text{MnO}_2 + \text{NaJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Mn}^{2+}$
 106. $\text{MnO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Na}_2\text{SO}_4$
 107. $\text{PbO}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{PbSO}_4 \dots$
 108. $\text{Ni}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NiCl}_2 + \dots$
 109. $\text{Co}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CoCl}_2 + \dots$
 110. $\text{PbO}_2 + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 +$

Окислители – азотная кислота и нитраты

111. $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow$
 112. $\text{Zn} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow$
 113. $\text{Sn} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{H}_2\text{SnO}_3 + \dots$
 114. $\text{As} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \dots$
 115. $\text{SO}_2 + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow$
 116. $\text{C} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow$
 117. $\text{S} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow$
 118. $\text{PH}_3 + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow$
 119. $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow$
 120. $\text{FeS}_2 + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
 121. $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow$
 122. $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
 123. $\text{Fe} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow$
 124. $\text{J}_2 + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow$
 125. $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow$
 126. $\text{Al} + \text{HNO}_3(\text{оч. разб.}) \rightarrow$
 127. $\text{Mg} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \dots$
 128. $\text{Zn} + \text{HNO}_3(\text{оч. разб.}) \rightarrow$
 129. $\text{Fe} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow \text{N}_2 + \dots$
 130. $\text{KNO}_3 + \text{Al} + \text{KOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \dots$
 131. $\text{Au} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{HCl}(\text{конц.}) \rightarrow \text{H}[\text{AuCl}_4] + \dots$

132. $\text{Pt} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{HCl}(\text{конц.}) \rightarrow \text{H}_2[\text{PtCl}_6] + \dots$
Окислитель – концентрированная серная кислота
133. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \dots$
134. $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow$
135. $\text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{SO}_2 + \dots$
136. $\text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \dots$
137. $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{S} + \text{SO}_2 + \dots$
138. $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \dots$
139. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{S} + \dots$
Восстановители – металлы в нулевой степени окисления
140. $\text{Al} + \text{KOH} \rightarrow$
141. $\text{Pb} + \text{NaOH} \rightarrow$
142. $\text{Sn} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$
143. $\text{Zn} + \text{KOH} \rightarrow$
144. $\text{Fe} + \text{NaOH} \rightarrow$
145. $\text{Sb} + \text{KOH} \rightarrow$

В приведенных ниже реакциях, исходя из степени окисления атомов, определить какое из реагирующих веществ является окислителем, восстановителем (без расстановки коэффициентов).

146. $\text{KMnO}_4 + \text{SO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
147. $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
148. $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
149. $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$
150. $\text{KMnO}_4 + \text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
151. $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
152. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
153. $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
154. $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
155. $\text{KMnO}_4 + \text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
156. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{CO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
157. $\text{KMnO}_4 + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
158. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl}(\text{конц.}) \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
159. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
160. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
161. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
162. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
163. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$

164. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
165. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
166. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
167. $\text{KClO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
168. $\text{KClO}_3 + \text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
169. $\text{KClO}_3 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
170. $\text{KClO}_3 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
171. $\text{NaNO}_2 + \text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{J}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
172. $\text{NaNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
173. $\text{NaNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
174. $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{HJ} \rightarrow \text{J}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$
175. $\text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaClO}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
176. $\text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ClO}_2 + \text{KClO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
177. $\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
178. $\text{J}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{HJ}$
180. $\text{J}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HJO}_3$

Варианты заданий к разделу VIII

Номер варианта	Номера заданий	Номер варианта	Номера заданий
1	27, 28, 55, 81, 111, 141,	16	12, 43, 77, 96, 126, 156
2	26, 29, 70, 82, 112, 142	17	11, 44, 63, 97, 127, 157
3	25, 30, 56, 83, 113, 143	18	10, 45, 78, 98, 128, 158
4	24, 31, 71, 84, 114, 144	19	9, 46, 64, 99, 129, 159
5	23, 32, 57, 85, 115, 145	20	8, 47, 54, 100, 130, 160
6	22, 33, 72, 86, 116, 146	21	7, 48, 79, 101, 131, 161
7	21, 34, 58, 87, 117, 147	22	6, 49, 65, 102, 132, 162
8	20, 35, 73, 88, 118, 148	23	5, 50, 80, 103, 133, 159
9	19, 36, 59, 89, 119, 149	24	4, 51, 66, 104, 134, 154
10	18, 37, 74, 90, 120, 150	25	3, 52, 59, 105, 135, 153
11	17, 38, 60, 91, 121, 151	26	2, 53, 67, 106, 136, 155
12	16, 39, 75, 92, 122, 152	27	1, 36, 73, 107, 137, 151
13	15, 40, 61, 93, 123, 153	28	18, 44, 68, 108, 138, 145
14	14, 41, 76, 94, 124, 154	29	14, 42, 55, 109, 139, 148
15	13, 42, 62, 95, 125, 155	30	26, 31, 69, 110, 140, 156.

IX. Электрохимия

Гальванический элемент, электродный потенциал.

Гальваническим элементом называется система, превращающая химическую энергию в электрическую.

В результате протекания химических реакций в гальванических элементах осуществляются процессы, обуславливающие возникновение разности потенциалов и электрического тока.

При погружении металлического электрода в воду или в раствор электролита возникает обратимая электродная реакция $Me \Leftrightarrow Me_{p-p}^{+n} + n\bar{e}$.

Происходит окисление металла, ионы которого переходят в раствор, если концентрация ионов металла в растворе меньше равновесной. Данная химическая реакция вызывает возникновение разности потенциалов между поверхностью металла и раствором (принято называть это явление “возникновением скачка потенциала на границе раздела металл-раствор”). Величина данной разности потенциалов в настоящее время не может быть измерена экспериментально.

Электродвижущей силой (ЭДС) гальванического элемента называется наибольшая разность потенциалов его электродов.

Сейчас практически при определении электродных потенциалов измеряют ЭДС гальванического элемента, составленного из двух электродов (полуэлементов): неизвестного, потенциала которого необходимо узнать, и стандартного (нормального) водородного электрода, потенциал которого условно принят равным 0,00 (В).

В теории и практике имеют дело с двумя величинами: электродным и стандартным электродным потенциалом.

Электродным потенциалом называется величина ЭДС гальванического элемента, образованного данным электродом и стандартным водородным электродом.

Стандартным (нормальным) электродным потенциалом называется величина ЭДС гальванического элемента, образованного стандартным водородным электродам и данным электродом при стандартных условиях (температура 298 К, давление 760 мм. рт. ст., активная концентрация ионов металла в растворе 1 моль/л).

Для электродного потенциала справедливо выражение Нернста

$$\Delta\varphi = \Delta\varphi_0 + \frac{RT}{nF} \ln a_{Me^{+n}} \quad (9.1), \text{ где } R - \text{ универсальная газовая постоянная,}$$

T – абсолютная температура, F – число Фарадея (96500 моль/Кл), n – число отданных или принятых электронов, $a_{Me^{+n}}$ – активная концентрация в моль/л.

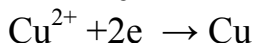
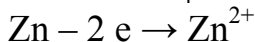
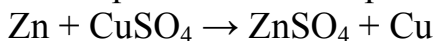
При достаточном разбавлении активность в данном уравнении можно заменить концентрацией ионов металла в растворе, заменив в уравнении натуральный логарифм на десятичный, получаем

$$\Delta\varphi = \Delta\varphi_0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{Me^{+n}}$$

Пример 1. Гальванический элемент образован пластинками меди и цинка, погруженными в растворы солей CuSO_4 и ZnSO_4 , между растворами электролитический мостик. В каком направлении протекает ток, какие реакции определяют работу данного гальванического элемента.

Решение. Так как цинк более активный металл, его электродный потенциал меньше, чем у меди, то в данном гальваническом элементе он будет отрицательным электродом. Если замкнуть внешнюю цепь, то электроны будут перемещаться от цинка к меди.

Весь процесс можно представить следующими реакциями:



Следовательно, цинковая пластинка будет растворяться, а на медной выделится определенное количество меди.

Таким образом, в гальваническом элементе источником электрической энергии служит энергия химической реакции окисления – восстановления.

Отметим, что чем дальше расположены друг от друга в ряду напряжений металлы, тем большую Э.Д.С. будет давать гальванический элемент, составленный из этих металлов.

Пример 2. Гальванический элемент состоит из металлического цинка, погруженного в 0,1 М раствор нитрата цинка, и металлического свинца, погруженного в 0,02 М раствор нитрата свинца. Вычислить Э.Д.С. элемента, написать уравнения электродных процессов, составить схему элемента.

Решение: Чтобы определить Э.Д.С. элемента, необходимо вычислить электродные потенциалы. Для этого находим в таблице значения стандартных электродных потенциалов систем:

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В}$$

$$\varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}}^0 = -0,13 \text{ В, а затем рассчитываем значения } \varphi \text{ по уравнению Нернста.}$$

$$\varphi_{\frac{\text{Zn}^{2+}}{\text{Zn}}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 0,1 = -0,76 + 0,030(-1) = -0,79 \text{ В}$$

$$\varphi_{\frac{\text{Pb}^{2+}}{\text{Pb}}} = -0,13 + \frac{0,059}{2} \lg 0,02 = -0,13 + 0,030(-1,7) = -0,18 \text{ В.}$$

Находим э.д.с. элемента:

$$E = \varphi_{\frac{\text{Pb}^{2+}}{\text{Pb}}} - \varphi_{\frac{\text{Zn}^{2+}}{\text{Zn}}} = -0,18 - (-0,79) = 0,61 \text{ В.}$$

Поскольку $\varphi_{\frac{\text{Pb}^{2+}}{\text{Pb}}} > \varphi_{\frac{\text{Zn}^{2+}}{\text{Zn}}}$, то на свинцовом электроде будет происходить восстановление, т.е. он будет служить катодом:



На цинковом электроде будет протекать процесс окисления

$\text{Zn} - 2e \rightarrow \text{Zn}^{2+}$, т.е. этот электрод будет анодом. Схема рассматриваемого гальванического элемента имеет следующий вид:



Электролиз расплавов и водных растворов солей

Окислительно-восстановительные реакции, протекающие при прохождении электрического тока через раствор или расплав электролита, называется *электролизом*. Катионы будут двигаться к отрицательному электроду, катоду, а анионы к положительному электроду, аноду. При этом на катоде протекают процессы восстановления, а на аноде – процесс окисления. В зависимости от того, из каких материалов изготовлен положительный электрод, различают инертные и растворимые аноды.

Инертные аноды могут быть металлические (Pt, Au) и неметаллические (уголь, графит), растворимые аноды из металлов: хрома, никеля, цинка, серебра, меди и т.д.

Существует определенная последовательность разрядки ионов на электродах при электролизе водных растворов электролитов, а именно:

1. При электролизе водных растворов солей металлов, расположенных в ряду напряжений от начала до алюминия включительно, катионы которых обладают слабой тенденцией к присоединению электронов, на катоде восстанавливаются ионы водорода.

2. При электролизе растворов солей металлов, стоящих в ряду напряжений правее водорода, на катоде восстанавливаются ионы металлов, так как процесс разрядки их протекает при более низких значениях электродного потенциала, и следовательно, чем меньшей восстановительной способностью характеризуется его атомы, тем больше окислительная способность его ионов.

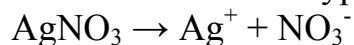
3. При электролизе водных растворов солей металлов Zn, Fe, Cd, Ni и др., занимающих в ряду стандартных электродных потенциалов среднее положение между перечисленными группами, процесс восстановления на катоде происходит по обеим схемам. Масса выделившегося металла не соответствует в этих случаях количеству протекшего электрического тока, часть которого расходуется на образование водорода.

4. При электролизе растворов солей бескислородных кислот на инертном аноде разряжаются анионы кислотных остатков (I⁻, Br⁻, Cl⁻, S²⁻), а при электролизе растворов солей кислородсодержащих кислот на аноде разряжаются молекулы воды: $2\text{H}_2\text{O} - 4e \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$.

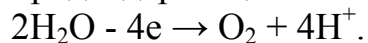
Если анод растворимый, то происходит окисление самого анода - он растворяется.

Пример 3. Как протекает электролиз раствора нитрата серебра?

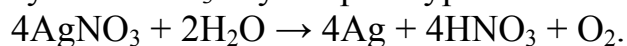
Решение. Запишем уравнение электролитической диссоциации соли и воды:



На катоде будут разряжаться катионы Ag^+ , так как в ряду напряжений он стоит правее H^+ . На инертном аноде при электролизе растворов солей кислородсодержащих кислот разряжаются молекулы воды:



В межэлектродном пространстве накапливаются ионы H^+ и ионы NO_3^- , т.е. образуется HNO_3 . Суммарное уравнение электролиза может быть записано.



Задание к разделу IX

Определить потенциал металлического электрода, погруженного в раствор его соли данной концентрации, или рассчитать концентрацию электролита при известном значении потенциала, в соответствии с таблицей и номером задания:

Номер задания	Металл электрода	Электролит	Концентрация электролита (моль/л)	Потенциал в нестандартных условиях (В)
1	цинк	сульфат цинка	0,01	?
2	платина	соляная кислота	?	0,05
3	медь	нитрат меди	0,1	?
4	алюминий	хлорид алюминия	?	-0,125
5	свинец	нитрат свинца (II)	0,001	?
6	платина	серная кислота	0,005	?
7	платина	серная кислота	?	-0,25
8	марганец	сульфат марганца	0,01	?
9	кадмий	сульфат кадмия	0,02	?
10	висмут	нитрат висмута (III)	0,0001	?
11	никель	сульфат никеля	0,01	?
12	серебро	нитрат серебра	?	1,0
13	графит	серная кислота	0,005	?
14	магний	сульфат магния	0,01	?
15	железо	сульфат железа	?	-0,48
16	палладий	нитрат палладия	0,01	?
17	кобальт	сульфат кобальта	?	-0,126
18	свинец	нитрат свинца (II)	?	0,126
19	олово	хлорид олова (II)	0,1	?
20	углерод	соляная кислота	0,001	?

21. Вычислить значение электродного потенциала процесса $Pb^{2+} \rightarrow Pb^{4+}$, если концентрация $[Pb^{2+}] = 0,01$, $[Pb^{4+}] = 10^{-2}$ моль/л.
22. Вычислить потенциал водородного электрода, погруженного в чистую воду и с концентрацией ионов водорода 10^{-3} моль/л.
23. Определить концентрацию ионов водорода в растворе серной кислоты, в которую погружен платиновый электрод, потенциал которого равен - 0,045 В.
24. Вычислить значение электродного потенциала процесса $Mn^{4+} \rightarrow Mn^{2+}$, если концентрация $[Mn^{2+}] = 0,1$, $[Mn^{4+}] = 10^{-2}$ моль/л.
25. Рассчитать рН водородного электрода, погруженного в 0,01 М раствор соляной кислоты.
26. Вычислить значение электродного потенциала процесса $Co^{2+} \rightarrow Co^{3+}$, если концентрация $[Co^{2+}] = 0,01$ моль/л, $[Co^{3+}] = 10^{-2}$ моль/л.
27. При каком значении рН потенциал водородного электрода равен -0,18В.
28. Вычислить значение электродного потенциала процесса $Pb^{2+} \rightarrow Pb^{4+}$, если концентрация $[Mn^{2+}] = 0,01$ моль/л, $[MnO_2] = 10^{-2}$ моль/л.

29. Определить концентрацию ионов водорода в растворе серной кислоты, в которую погружен платиновый электрод, потенциал которого равен -118 мВ.

30. Вычислить значение электродного потенциала процесса $2J^- \rightarrow J_2^0$, если концентрация $[J^-] = 0,01$ моль/л, $[J_2^0] = 10^{-3}$ моль/л.

31. Вычислить значение электродного потенциала процесса $Sn^{4+} \rightarrow Sn^{2+}$, если концентрация $[Sn^{2+}] = 0,01$ моль/л, $[Sn^{4+}] = 10^{-2}$ моль/л.

Схемы гальванических элементов. Расчет ЭДС.

32. Напишите уравнения электродных реакций и вычислите ЭДС гальванического элемента, образованного сочетанием кадмиевого электрода в растворе $CdCl_2$, $[Cd^{2+}] = 0,01$ моль/л и цинкового электрода в растворе $ZnCl_2$, $[Zn^{2+}] = 2 \cdot 10^{-2}$ моль/л.

33. При какой концентрации ионов Cd^{2+} (моль/л) будет равно нулю ЭДС элемента, составленного из стандартного железного электрода и кадмиевого электрода, погруженного в раствор, содержащий ионы Cd^{2+} ?

34. Напишите уравнения электродных реакций и вычислите ЭДС гальванических пар, для которых указаны концентрации ионов металла в растворе: $Ni/Ni^{2+}/Pb^{2+}/Pb$, $[Ni^{2+}] = 2 \cdot 10^{-2}$ моль/л, а $[Pb^{2+}] = 5 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

35. Напишите уравнения электродных реакций и вычислите ЭДС серебряно-кадмиевого гальванического элемента, если образующие его электроды погружены в растворы с концентрацией катионов, соответственно 0,1 и 0,005 моль/л.

36. Напишите уравнения электродных реакций и вычислите ЭДС концентрационного элемента, образованного сочетанием цинковых электродов, погруженных в растворы $ZnSO_4$ с концентрацией $4 \cdot 10^{-2}$ и $3,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

37. Напишите уравнения электродных реакций и вычислите ЭДС серебряно-цинкового гальванического элемента, если образующие его электроды погружены в растворы с концентрацией катионов 0,01 моль/л.

38. Напишите уравнения электродных реакций и вычислите ЭДС гальванических пар для которых указаны концентрации ионов металла в растворе: $Ni/Ni^{2+}/Pd^{2+}/Pd$, $[Ni^{2+}] = 4 \cdot 10^{-2}$ моль/л, а $[Pd^{2+}] = 5 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

Составить схему гальванического элемента, записать анодные и катодные реакции, рассчитать ЭДС полученного элемента (гальваническая пара и концентрации катионов металлов приведены в таблице в соответствии с вариантом).

Номер задачи	Гальваническая пара	$[Me_1^{n+}]$ моль/л	$[Me_2^{n+}]$ моль/л
39	Pb^{2+} , Pb и Co^{2+} , Co	0,0004	0,002
40	Ni , Ni^{2+} и Pb^{2+} , Pb	0,05	0,07
41	Al , Al^{3+} и Al , Al^{3+}	0,02	0,001
42	Fe , Fe^{2+} и Sn , Sn^{2+}	0,005	0,005
43	Ni , Ni^{2+} и Cr^{3+} , Cr	0,05	0,07
44	Mg , Mg^{2+} и Sn , Sn^{2+}	0,1	0,1
45	$2H^+$, $H_2(Pt)$ и Co^{2+} , Co	0,01	0,1
46	Hg , Hg^{2+} и Zn , Zn^{2+}	0,001	0,01
47	Mg , Mg^{2+} и Fe , Fe^{2+}	0,02	0,1

Номер задачи	Гальваническая пара	$[Me_1^{n+}]$ моль/л	$[Me_2^{n+}]$ моль/л
48	Mn, Mn^{2+} и Mn, Mn^{2+}	0,0004	0,004
49	Hg, Hg^{2+} и Fe, Fe^{2+}	0,02	0,02
50	Au, Au^{3+} и Cd, Cd^{2+}	0,01	0,0001
51	Be^{2+} , Be и Nb, Nb^{3+}	10^{-2}	10^{-3}
52	Zr^{3+} , Zr и V^{2+} , V	10^{-4}	10^{-2}
53	Pb^{2+} , Pb и Cu^{2+} , Cu	0.01	0,001
54	Sn, Sn^{4+} и Ni, Ni^{2+}	10^{-5}	10^{-3}
55	Ni, Ni^{2+} и Fe^{3+} , Fe	0,00001	0,0001

56. Составить схемы гальванических элементов: а) Al^{3+} , Al; Mn^{2+} , Mn; б) Co^{2+} , Co; Mg^{2+} , Mg и указать в них функции каждого полуэлемента. Составить анодные и катодные полуреакции.

57. На сколько изменится потенциал цинкового электрода, если раствор соли цинка разбавить в 10 раз?

58. При каком условии будет работать элемент, составленный по схеме: $Ni/Ni^{2+} // Ni/Ni^{2+}$, привести пример с доказательством?

59. Составить схемы гальванических элементов: а) Pt, H_2/H^+ ; Mn^{2+} , Mn б); Pt, H_2/H^+ ; Ag^{2+} , Ag и указать в них функции каждого полуэлемента. Составить анодные и катодные полуреакции.

60. Будет ли работать элемент, составленный по схеме: $Cd^{2+}/Cd // Cd^{2+}/Cd$, если $[Cd^{2+}]_1 = 0.01M$, $[Cd^{2+}]_2 = 0.02M$

Электролиз водных растворов и расплавов электролитов.

61. В какой последовательности будут восстанавливаться катионы из растворов солей, содержащих ионы: Co^{2+} , Ni^{2+} , Ca^{2+} , Na^+ ?

62. Показать, существует ли разница в продуктах электролиза растворов и расплавов солей хлорида никеля (II), иодида калия.

63. Написать уравнения электролиза на платиновых электродах водных растворов сульфата никеля (II), ортофосфорной кислоты.

64. Электролиз на Pt электродах растворов нитрата олова (II), сульфата калия.

65. Электролиз растворов нитрата серебра, хлорида железа (II) с цинковыми электродами.

66. В какой последовательности будут восстанавливаться катионы из растворов солей, содержащих ионы: Fe^{2+} , Ag^+ , Bi^{3+} , Pb^{2+} ?

67. Написать уравнения электролиза на медных электродах водных растворов нитрата свинца (II), хлорида меди (II).

68. Электролиз на Sn электродах растворов нитрата серебра, нитрата олова(II).

69. Показать, существует ли разница в продуктах электролиза растворов и расплавов солей хлорида титана (II), иодида лития.

70. В какой последовательности будут восстанавливаться катионы из растворов солей, содержащих ионы: Zr^{2+} , Ag^+ , Pt^{2+} , Pb^{2+} ?

71. Электролиз на иридиевых электродах растворов нитрата свинца (II), хлорида меди.

72. Написать уравнения электролиза на угольных электродах водных растворов хлорида кальция, нитрата кадмия.
73. В какой последовательности будут восстанавливаться катионы из растворов солей, содержащих ионы: Fe^{2+} , Hg^{2+} , Ni^{2+} , Pb^{2+} ?
74. Электролиз водного раствора сульфата меди (II) на цинковых и медных электродах.
75. Электрохимическим способом получить чистый КОН.
76. Электролиз расплавов оксида алюминия, гидроксида натрия, хлорида натрия.
77. Известно, что при электролизе на катоде происходит восстановление ионов металла, а на аноде окисление воды. Приведите пример электролиза соли, проходящей по данной схеме.
78. Электролиз на Pt электродах растворов нитрата олова (II), хлорида калия.
79. Имеется раствор, содержащий нитрат кобальта (II) и хлорид калия. Предложите наиболее простой способ получения практически чистого нитрата натрия.
80. В какой последовательности будут восстанавливаться катионы из растворов смеси солей сульфата никеля, сульфата меди, сульфата железа (II), сульфата кадмия?
81. Показать, существует ли разница в продуктах электролиза растворов солей: хлорида бария и хлорида цинка.
82. Показать, существует ли разница в продуктах электролиза расплавов солей: хлорида марганца (II) и хлорида ртути (II) на медных электродах.
83. В какой последовательности будут восстанавливаться катионы из растворов солей, содержащих ионы: Ge^{2+} , Ag^+ , Bi^{3+} , Pb^{2+} ?
84. Электролиз на иридиевых анодах нитрата калия, сульфита висмута (III).

Варианты заданий для раздела IX

Номер варианта	Номера заданий	Номер варианта	Номера заданий	Номер варианта	Номера заданий
1	21, 32, 70	11	1, 42, 76	21	11, 28, 68
2	22, 33, 71	12	2, 43, 64	22	12, 48, 82
3	23, 34, 72	13	3, 44, 77	23	13, 49, 69
4	24, 35, 60	14	4, 45, 78	24	14, 50, 83
5	25, 36, 73	15	5, 46, 65	25	15, 51, 71
6	26, 37, 61	16	6, 47, 79	26	16, 52, 84
7	27, 38, 74	17	7, 58, 66	27	17, 53, 74
8	28, 39, 62	18	8, 57, 80	28	18, 53, 78
9	29, 40, 75	19	9, 59, 67	29	19, 55, 62
10	30, 41, 63	20	10, 60, 81	30	20, 56, 75

Библиографий список

- Глинка Н.Л. Общая химия. – М.: Интеграл-пресс, 2002.
- Коровин Н.В. Общая химия. – М.: Высшая школа, 1995.
- Суворов А.В., Никольский А.Б. Общая химия. – СПб.: Химия, 1995.
- Угай А.Я. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 1997.
- Гольбрайх З.Е., Маслов Е.И. Сборник задач и упражнений по химии: учебное пособие. – М.: ООО Изд-во АСТ, 2004.
- Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-пресс, 2002.
- Лидин Р.А., Молочко В.В. Андреева А.А. Задачи по неорганической химии. – М.: Высшая школа, 1990.
- Михайлова И.С., Гропянов В.М., Хотемлянская Д.Л., Луканина Т.Л., Справочное пособие по химии./ - СПбГТУРП, СПб., 2005.
- Овчинникова Т.Т. и др. Равновесие в растворах электролитов: лабораторный практикум для студентов I курса.
- Зайцев О.С. Общая химия. – М.: Химия, 1990.
- Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 1998.

Оглавление	
1. Введение.....	3
2. Используемые обозначения.....	4
3. Классы неорганических соединений.....	5
4. Эквивалент. Закон эквивалентов.....	8
5. Задания к разделам I, II.....	9
6. Растворы. Способы выражения концентраций.....	14
7. Задание к разделу III.....	22
8. Строение атома. Химическая связь.....	23
9. Задание к разделу IV.....	24
10. Энергетика химических реакций.....	28
11. Задание к разделу V.....	29
12. Кинетика химических реакций.....	33
13. Задание к разделу VI.....	37
14. Ионные реакции в растворах электролитов. Растворы сильных электролитов.....	42
Растворы слабых электролитов.....	43
Произведение растворимости.....	44
Обменные реакции в растворах электролитов. Гидролиз солей.....	45
15. Задание к разделу VII.....	46
16. Окислительно-восстановительные реакции.....	51
17. Задание к разделу VIII.....	53
18. Электрохимия. Гальванический элемент, электродный потенциал.....	59
Электролиз расплавов и водных растворов солей.....	61
19. Задание к разделу IX.....	62

ТЕМА: РАСТВОРЫ. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРОВ

ТИПЫ РАСТВОРОВ

Из примеров 10 и 11 можно сделать следующий вывод, что нормальность раствора больше его молярности во столько раз, во сколько молекулярная масса данного вещества больше его эквивалента.

Пример 12. Какова нормальность 2 М раствора Na_2SO_4 ?

$$\text{Э}_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \frac{M_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{2}$$

Следовательно, эквивалент вдвое меньше молекулярной массы и нормальность 2 М раствора равна 4. Ответ: 4 н.

Пример 13. Какова молярность 3 н. раствора H_3PO_4 ?

$$\text{Э}_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \frac{M_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{3}$$

$$\text{Значит : } M = \frac{N}{3} = 1.$$

Пример 14. Определить молярность и нормальность раствора хлорида цинка при добавлении к 2 л 20%-го раствора ZnCl_2 /d = 1,186/ 1 л воды.

Решение. 100г раствора содержит 20 г ZnCl_2 , а

$$200\text{г} * 1,186 \text{ г} \quad \text{----} \quad X \text{ г:}$$

$$2000 * 1,186$$

$$X = \frac{\quad}{\quad} = 474,4 \text{ г}$$

$$100$$

V полученного раствора = 2 л + 1 л = 3 л = 3000 мл.

В 3000 мл полученного раствора содержится 474,4 г ZnCl_2 в 1000 мл

$$1000 * 474,4$$

$$X = \frac{\quad}{\quad} = 158,13 \text{ г}$$

$$3000$$

1 г-мол ZnCl_2 составляет 136 г, а г-эquiv ZnCl_2 – 68 г.

$$158 * 13$$

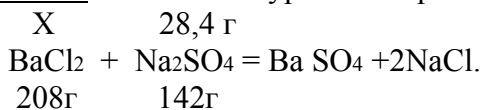
Отсюда $M = \frac{\quad}{\quad} = 1,16 \text{ г}$, а $N = 2,32$.

$$136$$

Расчеты по управлению реакцией с использованием понятия
«концентрация раствора»

Пример 15. Сколько миллилитров 10%-го раствора хлорида бария $d = 1,09$ / требуется для реакции с 28,4 г сульфата натрия?

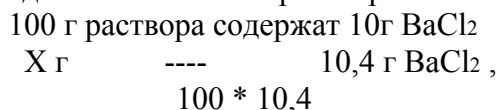
Решение. 1. напишем уравнение реакции:



2. Найдем массу BaCl_2 , вступившего в реакцию:

$$X = \frac{208 * 28,4}{142} = 10,4 \text{ г}$$

3. Найдем объем 10%-го раствора BaCl_2 , в котором содержится 10,4 г BaCl_2 .



$$X = \frac{100 * 10,4}{10} = 104 \text{ г раствора.}$$

Зная плотность d / по вышеуказанной формуле /, находим объем раствора V /

$$V = \frac{104}{1,09} = 95,4 \text{ мл.}$$

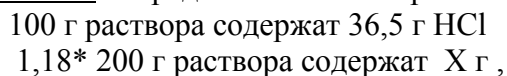
Пример 16. Сколько миллилитров 0,2 н. раствора HCl требуется для реакции с 50 мл 0,25 н. раствора AgNO_3 ?

Решение. Исходя из вышеприведенной формулы, находим объем 0,2 н. раствора HCl :

$$V_{\text{раствора HCl}} = \frac{V_{\text{AgNO}_3} * N_{\text{AgNO}_3}}{N_{\text{HCl}}} = \frac{0,25 * 50}{0,2} = 62,5 \text{ мл}$$

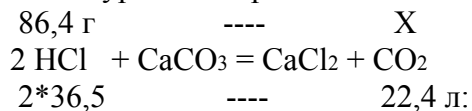
Пример 17. 1. Сколько литров углекислого газа получится при действии на карбонат кальция 200мл 36,5%-го раствора хлороводородной кислоты $d = 1,18$ /?

Решение. Определим сколько граммов HCl содержится 200 мл 36,5%-го раствора?



$$X = \frac{1,8 * 200 * 36,5}{100} = 86,14 \text{ г HCl.}$$

2. Составим уравнение реакции:



$$X = \frac{86,14 * 22,4}{2 * 36,5} = 26,4 \text{ л CO}_2$$

Пример 18. Смешаны 40г оксида меди /II/ и 200мл 2 н. раствора серной кислоты. Какое количество сульфата меди при этом образовалось?

Решение. При решении этой задачи можно использовать закон эквивалентности.

В 1000 мл 2 н. раствора содержится 2 г-эquiv H_2SO_4

В 200 мл --- X г-экв

$$X = 0,4 \text{ г-экв}$$

Так как заданы весовые количества обоих реагирующих веществ, нужно выбрать, какое из них взято в недостатке.

0,4 г-экв H_2SO_4 вступит в реакцию с 0,4 г-экв CuO

$$80$$

$$1 \text{ г-экв } \text{CuO} = \frac{80}{2} = 40 \text{ г, а } 0,4 \text{ г-экв } \text{CuO} = 40 * 0,4 = 16 \text{ г.}$$

Следовательно, для реакции с заданным объемом раствора H_2SO_4 требуется 16 г окиси меди, а по условию задачи взято 40г. Избыток CuO равен $40 \text{ г} - 16 \text{ г} = 24 \text{ г } \text{CuO}$. Расчеты нужно вести по количеству кислоты.

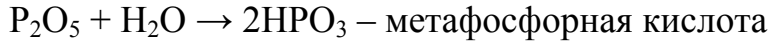
0,4 г-экв H_2SO_4 образует 0,4 г-экв CuSO_4

$$160$$

$$1 \text{ г-экв } \text{CuSO}_4 = \frac{160}{2} = 80 \text{ г, а}$$

$$0,4 \text{ г-экв } \text{CuSO}_4 = 80 * 0,4 = 32 \text{ г.}$$

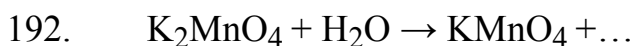
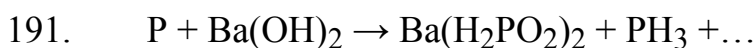
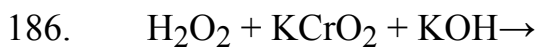
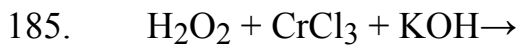
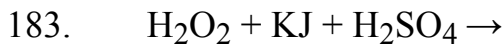
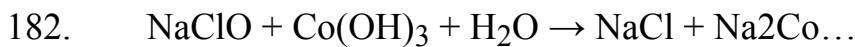
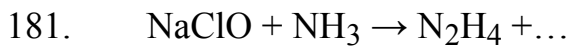
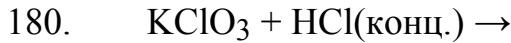
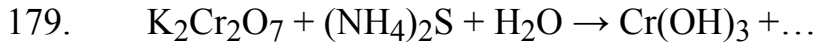
При соединении одной молекулы воды с ангидридом образуется метаакислота:



С_m- молярная концентрация, моль/1000г растворителя;

N- мольная доля;

T- титр, г/мл;



Пример 6. Определить процентную концентрацию раствора, полученного при добавлении к 2 л 50%- го раствора H₂SO₄ /d=1,4/ 1,5л воды.

Решение. При добавлении воды к раствору концентрация его понижается. Масса раствора увеличивается за счет добавления воды, а количество растворенного вещества остается неизменным.

$$m \text{ 50\%-го раствора} = 1,4 * 2000 = 2800\text{г,}$$

$$100\text{г 50\% -го раствора содержат } 50 \text{ г H}_2\text{SO}_4$$

$$2800\text{г 50\% -го раствора содержат } X \text{ г H}_2\text{SO}_4$$

$$X = \frac{1,4 * 50}{100} = 1400 \text{ г H}_2\text{SO}_4$$

$$m \text{ полученного раствора} = 2800\text{г} + 1500\text{г} = 4300\text{г}$$

$$4300 \text{ г раствора содержат } 1400\text{г H}_2\text{SO}_4$$

$$100 \text{ г раствора содержат } X \text{ г H}_2\text{SO}_4$$

$$X = \frac{1400 \cdot 100}{4300} = 32,6 \text{ г H}_2\text{SO}_4$$

Пример 7. Определить процентную концентрацию раствора, полученного при сливании 2л 15,5%-го раствора HCl / $d=1,075$ / и 2,5 л 36%-го раствора HCl / $d=1,18$ /.

Решение. В отличие от предыдущей задачи при сливании двух растворов различной концентрации увеличивается не только общая масса раствора, но и количество растворенного вещества.

$$m \text{ 15,5\%-го раствора HCl} = 2000 \cdot 1,075 = 2150 \text{ г}$$

100 г раствора содержат 15,5 г HCl
 2150 г раствора содержат X г HCl

$$X = \frac{2150 \cdot 15,5}{100} = 333,25 \text{ г}$$

$$m \text{ 36\%-го раствора} = 2500 \cdot 1,18 = 2950 \text{ г}$$

100 г раствора содержат 36 г HCl
 2950 г раствора содержат X г HCl

$$X = \frac{2950 \cdot 36}{100} = 1062 \text{ г HCl}$$

$$m \text{ полученного раствора} = 2150 \text{ г} + 1062 = 1395,25 \text{ г}$$

5100 г полученного раствора содержат 1395,25 г HCl
 100 г полученного раствора содержат X г HCl

$$X = \frac{1395,25 \cdot 100}{5100} = 26,57 \text{ г HCl}$$

Пример 8. Сколько литров аммиака необходимо для приготовления 2 литров 26%-го раствора / $d=0,902$ / ?

Решение. Найдем массу аммиака в 2 литрах раствора.

100 г раствора содержат 26 г NH₃
 2000 * 0,902 г раствора содержат X г NH₃

$$X = \frac{2000 \cdot 0,902 \cdot 26}{100} = 46,9 \text{ г NH}_3$$

2. Найдем объем аммиака.

Грамм- молекула NH₃ равна 17 г и занимает объем 22,4 л.

17 г NH₃ занимают 22,4 л
 46,9 г NH₃ занимают X л

$$X = \frac{46,9 \cdot 22,4}{17} = 61,8 \text{ л NH}_3$$

26. Определить температуру, при которой равны константы скорости реакций:

$\text{NO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} = \text{NOCl}_{(г)} + \text{Cl}_{(г)}$ и $2\text{NO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} = 2\text{NOCl}_{(г)}$, если для первой $K_0 = 4,0 \cdot 10^{12} \text{ с}^{-1}$, $E = 20,3 \text{ кДж/моль}$, а для второй: $K_0 = 4,6 \cdot 10^9 \text{ с}^{-1}$, $E = 13,7 \text{ кДж/моль}$.

19. При температуре 27°C $E_{\text{акт.}}$ $\text{A} \rightarrow \text{B} + \text{C}$ реакции равна $5,52 \text{ ккал/моль}$, а $K_0 = 10^{16} \text{ с}^{-1}$. Во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры до 127°C ?

18. Вычислите температурный коэффициент реакции γ , если константа скорости этой реакции при 120°C равна $5,88 \cdot 10^{-4}$, а при 170°C – $6,7 \cdot 10^{-2}$.

5. При температуре 27°C энергия активации реакции $\text{A}_{(г)} + \text{B}_{(г)} = \text{C}_{(г)}$ равна 5520 ккал/моль , $K_0 = 10^{16} \text{ с}^{-1}$. Во сколько раз увеличится скорость реакции при температуре 127°C ?

6. Определить $E_{\text{акт.}}$ Процесса $\text{N}_2\text{O}_{5(г)} = 2\text{NO}_{(г)} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(г)}$, если известно, что при изменении температуры от 0 до 35°C скорость реакции увеличилась в 200 раз.

7. Вычислить константу скорости реакции $\text{N}_2\text{O}_{4(г)} \rightarrow 2\text{NO}_{2(г)}$ при 27°C и 1027°C , если $E_{\text{акт.}} = 54,4 \text{ кДж/моль}$, а предэкспоненциальный множитель $K_0 = 10^{16} \text{ с}^{-1}$. Во сколько раз увеличится скорость реакции при 1027°C .

8. Во сколько раз изменится скорость химической реакции при увеличении температуры от 300 до 350 K , если температурный коэффициент γ равен 3 ? Чему равна энергия активации данной реакции?

9. Вычислить константы скоростей реакции $\text{H}_{2(г)} + \text{J}_{2(г)} = 2\text{HJ}_{(г)}$ при 862 и 718 K , если $E_{\text{акт.}} = 39,45 \text{ кДж/моль}$, а предэкспоненциальный множитель $K = 1,6 \cdot 10^{-14} \text{ с}^{-1}$.

10. Определите энергию активации реакции, если при изменении температуры от 330 до 400 K константа скорости реакции увеличилась в 10^5 раз.

11. Во сколько раз изменится скорость химической реакции при увеличении температуры от 300 до 350 K , если температурный коэффициент γ равен 3 ? Чему равна энергия активации данной реакции?

12. Во сколько раз увеличится скорость процесса $\text{A} + \text{B} = \text{AB}$ при повышении температуры от 400 до 500 K , если $E_{\text{акт.}} = 22,88 \text{ ккал/моль}$, а $K_0 = 10^{-14}$?

13. Во сколько раз изменится скорость химической реакции при увеличении температуры от 300 до 400 K , если температурный коэффициент γ равен 2 ? Чему равна энергия активации данной реакции?

14. Определить константу скорости реакции $\text{A}_{(г)} \rightarrow \text{B}_{(г)} + \text{C}_{(г)}$ при 700 K , если $E_{\text{акт.}} = 249 \text{ кДж/моль}$, а предэкспоненциальный множитель $K = 1,6 \cdot 10^{14} \text{ с}^{-1}$. При какой температуре скорость реакции будет в 2 раза больше, чем при 700 K ?

15. Рассчитайте изменение константы скорости реакции при увеличении температуры с 500 до 1000 K , если энергия активации равна $38,2 \text{ кДж/моль}$?

16. Определите энергию активации реакции, если при изменении температуры от 330 до 400 K константа скорости реакции увеличилась в 100 раз?