

Министерство образования и науки Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего профессионального образования
«Волгоградский государственный технический университет»
Химико-технологический факультет
Кафедра общей и неорганической химии

Семестровая работа по дисциплине
«Общая и неорганическая химия»

Вариант №14

Выполнила
студентка группы Ф-369
Слоква В. И.

Проверила
старший преподаватель
Гаджиева Н. Х.

Волгоград, 2014

1. Масса 1 л кислорода равна 1,4 г. Какой объем кислорода расходуется при сгорании 21 г магния, эквивалент которого равен 1/2?

Решение:

Реакция горения магния: $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$.

Эквивалентная масса магния: $M_{\text{э}}(\text{Mg}) = 24 \cdot 0,5 = 12$ г/моль.

Эквивалентная масса кислорода: $M_{\text{э}}(\text{O}_2) = 8$ г/моль.

Таким образом, 12 г магния реагирует с 8 г кислорода. По условию, 21 г магния реагирует с x г кислорода. Получаем:

$$21 \cdot 8 = 12 \cdot x, \quad \text{откуда} \quad x = \frac{21 \cdot 8}{12} = 14 \text{ г.}$$

Так как один литр кислорода имеет массу 1,4 г, то 14 г – это масса $14/1,4 = 10$ л кислорода.

Ответ: 10 литров.

2. Определить плотность по водороду газовой смеси, состоящей из аргона объемом 56 л и азота объемом 28 л. Объемы газов приведены к нормальным условиям.

Решение:

Средняя молярная масса:

$$M_{\text{ср}} = \frac{M(\text{Ar}) \cdot V(\text{Ar}) + M(\text{N}_2) \cdot V(\text{N}_2)}{V(\text{Ar}) + V(\text{N}_2)} = \frac{40 \cdot 56 + 28 \cdot 28}{56 + 28} \approx 36 \text{ г/моль}.$$

Тогда плотность по водороду:

$$D(\text{H}_2) = \frac{M_{\text{ср}}}{M(\text{H}_2)} = \frac{36 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 18.$$

Ответ: 18.

3. Определите эквивалент и эквивалентную массу в соединениях:
 Na_2HAsO_4 , NaH_2AsO_4 , Na_3AsO_4 .

Решение:

Эквивалент соли: $\mathcal{E} = 1 / (\text{число атомов металла} \cdot \text{валентность металла})$.

Эквивалентная масса: $M_{\mathcal{E}} = \mathcal{E} \cdot M$.

Таким образом,

$$\mathcal{E}(\text{Na}_2\text{HAsO}_4) = \frac{1}{2 \cdot 1} = \frac{1}{2}; \quad \mathcal{E}(\text{NaH}_2\text{AsO}_4) = 1; \quad \mathcal{E}(\text{Na}_3\text{AsO}_4) = \frac{1}{3}.$$

$$M_{\mathcal{E}}(\text{Na}_2\text{HAsO}_4) = \frac{1}{2} (23 \cdot 2 + 1 + 75 + 16 \cdot 4) = 93 \text{ г/моль};$$

$$M_{\mathcal{E}}(\text{NaH}_2\text{AsO}_4) = 23 + 1 \cdot 2 + 75 + 16 \cdot 4 = 164 \text{ г/моль};$$

$$M_{\mathcal{E}}(\text{Na}_3\text{AsO}_4) = \frac{1}{3} (23 \cdot 3 + 75 + 16 \cdot 4) = 69,3 \text{ г/моль}.$$

$$\text{Ответ: } \mathcal{E}(\text{Na}_2\text{HAsO}_4) = \frac{1}{2}, \quad M_{\mathcal{E}}(\text{Na}_2\text{HAsO}_4) = 93 \text{ г/моль};$$

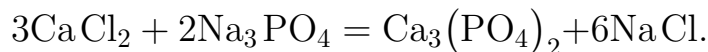
$$\mathcal{E}(\text{NaH}_2\text{AsO}_4) = 1, \quad M_{\mathcal{E}}(\text{NaH}_2\text{AsO}_4) = 164 \text{ г/моль}; \quad \mathcal{E}(\text{Na}_3\text{AsO}_4) = \frac{1}{3},$$

$$M_{\mathcal{E}}(\text{Na}_3\text{AsO}_4) = 69,3 \text{ г/моль}.$$

4. К раствору, содержащему хлорид кальция CaCl_2 , массой 4,5 г, прилили раствор, содержащий фосфат натрия Na_3PO_4 , массой 4,1 г. Определите массу полученного осадка, если выход продукта составляет 88%.

Решение:

Уравнение реакции:



Молярные массы веществ: $M(\text{CaCl}_2) = 40 + 2 \cdot 35,5 = 111$ г/моль;

$M(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 23 \cdot 3 + 31 + 16 \cdot 4 = 164$ г/моль;

$M(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 40 \cdot 3 + 2 \cdot (31 + 14 \cdot 4) = 310$ г/моль;

$M(\text{NaCl}) = 23 + 35,5 = 58,5$ г/моль.

Количество CaCl_2 : $\nu_1 = 4,5 \text{ г} / (3 \cdot 111 \text{ г/моль}) = 0,0135$ моль.

Количество Na_3PO_4 : $\nu_2 = 4,1 \text{ г} / (2 \cdot 164 \text{ г/моль}) = 0,0125$ моль.

Сравнивая ν_1 и ν_2 видим, что Na_3PO_4 полностью израсходуется. Тогда теоретическая масса $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$:

$$m_{\text{теор}} = 310 \text{ г/моль} \cdot 0,0125 \text{ моль} = 3,875 \text{ г},$$

практическая масса:

$$m_{\text{пр}} = m_{\text{теор}} \cdot \omega = 3,875 \text{ г} \cdot 0,88 = 3,41 \text{ г}.$$

Ответ: 3,41 г.

5. В воде массой 400 г растворили сероводород объемом 12 мл (н.у.).
Определите массовую долю сероводорода в растворе.

Решение:

Н.у.: $P = 101325 \text{ Па}$, $T = 273 \text{ К}$.

Используя закон Менделеева-Клапейрона

$$PV = \frac{m}{M}RT,$$

найдем массу 12 мл сероводорода (молярная масса $M = 2 + 32,1 = 34,1 \text{ г/моль}$):

$$m = \frac{PV}{RT}M = \frac{101325 \text{ Па} \cdot 12 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3}{8,31 \frac{\text{Па} \cdot \text{м}^3}{\text{моль} \cdot \text{К}} \cdot 273 \text{ К}} \cdot 34,1 \text{ г/моль} = 0,0183 \text{ г}.$$

Массовая доля:

$$\omega = \frac{m}{m + m_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 100\% = \frac{0,0183 \text{ г}}{400 \text{ г} + 0,0183 \text{ г}} \cdot 100\% = 0,0046\%.$$

Ответ: 0,0046%.

6. Какую массу раствора с массовой долей хлорида натрия 20% необходимо добавить к воде объемом 40 мл для получения раствора с массовой долей соли 6%?

Решение:

Массу растворенного вещества определим из исходной массовой доли:

$$\omega_1 = 0,2 = \frac{m_{\text{р.в.}}}{m_{\text{р-ра}}}, \quad m_{\text{р.в.}} = 0,2m_{\text{р-ра}}.$$

При добавлении 40 мл воды к раствору его масса увеличилась на 40 г.
Тогда

$$\omega_2 = 0,06 = \frac{0,2m_{\text{р-ра}}}{40 + m_{\text{р-ра}}}.$$

Преобразовывая, получим:

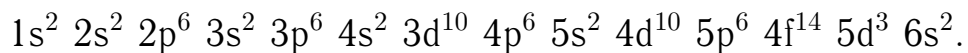
$$0,2m_{\text{р-ра}} = 2,4 + 0,06m_{\text{р-ра}}, \quad m_{\text{р-ра}} = \frac{2,4}{0,14} = 17,14 \text{ (г)}.$$

Ответ: 17,14 г.

7. Напишите электронную формулу элемента тантала Ta. Укажите валентность в нормальном и возбужденном состояниях. Рассчитайте значение суммарного спина.

Решение:

Электронная формула Ta:



Валентность в основном состоянии: 3, в возбужденном: 5.

Значение суммарного спина: $S = 3 \cdot 1/2 = 3/2$.

Ответ: $S = 3/2$, $W_{\text{осн}} = 3$, $W_{\text{возб}} = 5$.

8. Определите молярную, нормальную концентрации, титр, массовую долю, мольные доли растворенного вещества и растворителя в 10 н растворе H_2SO_4 ($\rho = 1,29$ г/мл).

Решение:

Нормальная концентрация: $C_H = \frac{m_{p.v.}}{M_3 \cdot V} = 10$ моль/л.

Эквивалентная масса: $M_3 = \mathcal{E} \cdot M = \frac{1}{2} \cdot 98 = 49$ г/моль.

Титр: $T = \frac{m_{p.v.}}{V} = C_H \cdot M_3 = 10 \cdot 49$ г/л = 0,49 г/мл.

Массовая доля: $\omega = \frac{m_{p.v.}}{V \cdot \rho} \cdot 100\% = \frac{T}{\rho} \cdot 100\% = \frac{0,49}{1,29} \cdot 100\% = 38\%$.

Молярная концентрация: $C_M = \frac{m_{p.v.}}{V \cdot M} = C_H \cdot \mathcal{E} = \frac{1}{2} \cdot 10$ моль/л = 5 моль/л.

В 100 г раствора содержится 38 г серной кислоты и 62 г воды. Количества веществ:

$$n_{H_2SO_4} = \frac{m}{M} = \frac{38 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 0,39 \text{ моля}, \quad n_{H_2O} = \frac{62 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 3,44 \text{ моля}.$$

Мольные доли:

$$N_{H_2SO_4} = \frac{n_{H_2SO_4}}{n_{H_2SO_4} + n_{H_2O}} = \frac{0,39}{0,39 + 3,44} = 0,10;$$
$$N_{H_2O} = \frac{n_{H_2O}}{n_{H_2SO_4} + n_{H_2O}} = \frac{3,44}{0,39 + 3,44} = 0,90.$$

Ответ: $C_H = 10$ моль/л, $T = 0,49$ г/мл, $\omega = 38\%$, $C_M = 5$ моль/л, $N_{H_2SO_4} = 0,10$, $N_{H_2O} = 0,90$.

9. Дипольные моменты гидридов CH_4 , NH_3 , H_2O , HCl равны соответственно 0; 1,44; 1,84; 1,061 Д. Какая из связей Э-Н более полярна?

Решение:

Молекула тем более полярна, чем больше смещена общая электронная пара к одному из атомов, то есть чем выше эффективные заряды атомов и чем больше длина диполя. Таким образом, дипольный момент тем больше, чем больше разность электроотрицательностей атомов, образующих молекулу.

Из данных по условию задачи гидридов H_2O имеет наибольший дипольный момент. Следовательно, H_2O имеет наибольшую полярную связь.

Ответ: H_2O .

10. По знаку ΔG_{298} определите, какие из приведенных оксидов можно восстановить водородом при стандартных условиях: Al_2O_3 , ZnO , PbO ?

Решение:

При постоянных температуре и давлении химические реакции могут самопроизвольно происходить только в таком направлении, при котором энергия Гиббса системы уменьшается ($\Delta G < 0$).

Для ZnO : $\Delta G(ZnO) = -320,7$ кДж/моль.

Реакция: $ZnO + H_2 = Zn + H_2O$.

Энергия Гиббса системы:

$$\Delta G = \Delta G(H_2O) - \Delta G(ZnO) = -228,6 + 320,7 = 92,1 > 0$$

– протекание реакции невозможно.

Для PbO : $\Delta G(PbO) = -189,1$ кДж/моль.

Реакция: $PbO + H_2 = Pb + H_2O$.

Энергия Гиббса системы:

$$\Delta G = \Delta G(H_2O) - \Delta G(PbO) = -228,6 + 189,1 = -39,5 < 0$$

– протекание реакции возможно.

Для Al_2O_3 : $\Delta G(Al_2O_3) = -1582,0$ кДж/моль.

Реакция: $Al_2O_3 + 3H_2 = 2Al + 3H_2O$.

Энергия Гиббса системы:

$$\Delta G = \Delta G(H_2O) - \Delta G(PbO) = -228,6 \cdot 3 + 1582,0 = 896,2 > 0$$

– протекание реакции невозможно.

Ответ: невозможно, невозможно, возможно.

11. Определите, как изменится скорость прямой и обратной реакции при увеличении давления в системах в 3 раза:



В какую сторону сместится равновесие при данном увеличении давления?

Решение:

а) Скорости прямой и обратной реакций:

$$v_{\rightarrow} = k_{\rightarrow} \cdot [H_2] \cdot [I_2], \quad v_{\leftarrow} = k_{\leftarrow} \cdot [HI]^2.$$

При увеличении давления в системе в 3 раза концентрации газообразных веществ также увеличатся в 3 раза. Скорости прямой и обратной реакций после изменения давления:

$$v'_{\rightarrow} = k_{\rightarrow} \cdot 3[H_2] \cdot 3[I_2] = 9v_{\rightarrow}, \quad v'_{\leftarrow} = k_{\leftarrow} \cdot (3[HI])^2 = 9v_{\leftarrow}.$$

Таким образом, скорости обеих реакций увеличатся в 9 раз.

б) Скорости прямой и обратной реакций:

$$v_{\rightarrow} = k_{\rightarrow} \cdot [H_2S], \quad v_{\leftarrow} = k_{\leftarrow} \cdot [H_2] \cdot [S].$$

Скорости прямой и обратной реакций после изменения давления:

$$v'_{\rightarrow} = k_{\rightarrow} \cdot 3[H_2S] = 3v_{\rightarrow}, \quad v'_{\leftarrow} = k_{\leftarrow} \cdot 3[H_2] \cdot [S] = 3v_{\leftarrow}.$$

Таким образом, скорости обеих реакций увеличатся в 3 раз.

Протекание реакции в прямом направлении приводит к уменьшению общего числа молей газов, т.е. к уменьшению давления в системе. И первая, и вторая реакции не сопровождаются изменением числа молей газов и не проводят к изменению давления. Изменение давления не вызывает смещения равновесия.

Ответ: а) увеличатся в 9 раз, б) увеличатся в 3 раза; смещения равновесия нет.

12. Вычислите давление пара раствора, содержащего при 20°C 0,62 моля сахара в 450 г воды. Давление водяного пара при этой температуре равно 2332,75 Па.

Решение:

Согласно закону Рауля, относительное понижение парциального давления пара растворителя над раствором не зависит от природы растворённого вещества и равно его мольной доле в растворе:

$$\frac{p_0 - p}{p_0} = \frac{n}{N + n},$$

где p_0 – давление пара над чистым растворителем; p – давление пара растворителя над раствором; n – количество растворенного вещества; N – количество растворителя.

Молярные массы растворенного вещества (сахарозы) и растворителя:

$M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 342$ г/моль; $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$ г/моль.

Количество растворенного вещества и растворителя:

$$n = 0,62 \text{ моля}, \quad N = \frac{450 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 25 \text{ молей}.$$

Давление пара над раствором:

$$p = p_0 \left(1 - \frac{n}{N + n} \right) = 2332,75 \cdot \left(1 - \frac{0,62}{25 + 0,62} \right) = 2332,75 \cdot 0,976 = 2276,30 \text{ Па}.$$

Ответ: 2276,30 Па.

13. При растворении 0,029 г неэлектролита в 100 г ацетона $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$, температура кипения последнего повысилась на $0,43^\circ\text{C}$. Вычислите эбуллиоскопическую константу ацетона.

Решение:

Изменение температуры кипения: $\Delta t = E \cdot m$, где m – моляльность:

$$m = \frac{m_{\text{р.в.}}}{M \cdot m_{\text{р-ля}}} = \frac{0,029 \text{ г}}{58 \text{ г/моль} \cdot 100 \text{ г}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/кг.}$$

Эбуллиоскопическая константа ацетона:

$$E = \frac{\Delta t}{m} = \frac{0,43 \text{ К}}{5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/кг}} = 86 \text{ К} \cdot \text{моль/кг.}$$

Ответ: $86 \text{ К} \cdot \text{моль/кг.}$

14. Вычислите концентрацию ионов водорода $[H^+]$ в 0,02 М растворе муравьиной кислоты, если $\alpha = 3,24\%$.

Решение:

Муравьиная кислота: $HCOOH$.

$\alpha = \sqrt{K/C_M}$, где C_M – молярная концентрация, K – константа диссоциации.

Отсюда $K = \alpha^2 C_M$.

Найдем концентрацию ионов водорода по формуле:

$$[H^+] = \sqrt{K C_M} = \alpha \cdot C_M = 0,0324 \cdot 0,02 \text{ моль/л} = 0,65 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}.$$

Ответ: $0,65 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

15. Вычислите концентрацию ионов гидроксида в растворе, pH которого 10,25.

Решение:

Из соотношения $pH + pOH = 14$ находим:

$$pOH = 14 - pH = 14 - 10,25 = 3,75.$$

Тогда $-\lg[OH^-] = -3,75$ и $[OH^-] = 1,78 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

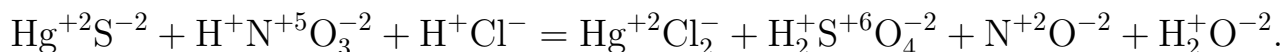
Ответ: $1,78 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

16. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в уравнении реакции, укажите окислитель и восстановитель:



Решение:

Расставим степени окисления:



Реакция восстановления: $\text{N}^{+5} + 3\text{e}^{-} = \text{N}^{+2}$, окислитель N^{+5} .

Реакция окисления: $\text{S}^{-2} - 8\text{e}^{-} = \text{S}^{+6}$, восстановитель S^{-2} .

Приравнивая количество отданных и поглощенных электронов ($8 \cdot 3 = 24$), получаем, что коэффициенты при HgS и H_2SO_4 равны 3, а при HNO_3 и NO – 8. Обозначая коэффициент при HCl за x , при HgCl_2 за y , при H_2O за z , получаем уравнение реакции:



Приравниваем количество атомов, не изменяющих степень окисления:

$$3\text{Hg} = y\text{Hg}, \quad \text{откуда } y = 3;$$

$$x\text{Cl} = 3 \cdot 2\text{Cl}, \quad \text{откуда } x = 6;$$

$$8\text{H} + 6\text{H} = 3 \cdot 2\text{H} + 2 \cdot z\text{H}, \quad \text{откуда } z = 4.$$

Таким образом,



Ответ: $3\text{HgS} + 8\text{HNO}_3 + 6\text{HCl} = 3\text{HgCl}_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$, окислитель N^{+5} , восстановитель S^{-2} .

17. При электролизе раствора некоторого металла выделилось 0,16 г его. Процесс происходил при силе тока 1,8 А в течение 4,2 мин. Определите эквивалентную массу металла.

Решение:

По закону Фарадея: $m = \frac{q}{F} M_{\text{э}}$.

Выразим q через ток: $q = It$, $F = 96485$ Кл/моль – постоянная Фарадея, $t = 4,2$ мин = 252 с.

Тогда эквивалентная масса:

$$M_{\text{э}} = \frac{mF}{It} = \frac{0,16 \text{ г} \cdot 96485 \text{ Кл/моль}}{1,8 \text{ А} \cdot 252 \text{ с}} = 34,03 \text{ г/моль}.$$

Ответ: 34,03 г/моль.

18. Какие процессы будут протекать в гальваническом элементе $Al / AlCl_3 // MnSO_4 / Mn$? Вычислите ЭДС этого элемента.

Решение:

Катодом в гальваническом элементе будет электрод, имеющий большее значение стандартного электродного потенциала:

$$E_{Al} = -1,66 \text{ В}; \quad E_{Mn} = -1,18 \text{ В}.$$

На аноде: $Al = Al^{+3} + 3e^-$ – процесс окисления;

на катоде: $Mn^{+2} + 2e^- = Mn$ – процесс восстановления.

$$\text{ЭДС: } \mathcal{E} = E_{Mn} - E_{Al} = 0,48 \text{ В}.$$

Ответ: 0,48 В.