

- сид калия; оксид азота (IV) + гидроксид натрия; разложение хлората калия (при нагревании).
13. Олово + серная кислота (конц.); сера + гидроксид натрия (кипячение); дихромат калия + оксид серы (IV) + серная кислота; перманганат калия + нитрит натрия + вода; йодоводородная кислота + азотная кислота; термическое разложение нитрата магния; сероводород + азотная кислота.
14. Натрий + вода; мышьяк + азотная кислота; дихромат калия + сульфид аммония + вода; йод + хлор + вода; перманганат калия + нитрит натрия + серная кислота; оксид азота (IV) + гидроксид калия; термическое разложение гипохлорита калия.
15. Цинк + серная кислота (конц.); бор + азотная кислота; иодид калия + нитрит натрия + серная кислота; оксид марганца (IV) + нитрат калия + гидроксид калия (сплавление); сероводород + серная кислота (конц.); термическое разложение нитрата кальция; бром + гидроксид кальция.
16. Золото + царская водка; свинец + гидроксид натрия + вода; хлорид хрома (III) + гипохлорит натрия + гидроксид натрия; оксид мышьяка (III) + азотная кислота; перманганат калия + сульфат железа (II) + серная кислота; сера + гидроксид натрия (горячий раствор); термическое разложение хлорной кислоты.
17. Серебро + серная кислота; натрий + вода; хлорат калия + цинк + гидроксид калия; манганат калия + сульфид калия + серная кислота; иодид калия + висмутат калия + серная кислота; йод + вода; разложение азотной кислоты.
18. Висмут + азотная кислота; йод + азотная кислота; хромат натрия + иодид натрия + серная кислота; гидроксид железа (II) + кислород + вода; сульфит натрия + перманганат калия + гидроксид калия; хлор + гидроксид бария; разложение перекиси водорода.
19. Литий + вода; алюминий + вода + гидроксид натрия; дихромат калия + хлорид олова (II) + соляная кислота; гидроксид никеля (II) + перекись водорода; манганат калия + иодид калия + вода; разложение нитрата серебра; йод + гидроксид калия.
20. Магний + азотная кислота (очень разб.); сульфид мышьяка (III) + азотная кислота; оксид марганца (IV) + гипохлорит калия + гидроксид калия; иодид калия + перекись водорода + серная кислота; дихромат калия + сульфид аммония + гидроксид калия; термическое разложение нитрата бария; бром + гидроксид бария.

21. Алюминий + нитрат натрия + гидроксид натрия; германий + гидроксид натрия + перекись водорода; сульфат марганца + висмутат натрия + серная кислота; дихромат калия + гидроксид калия + сульфид аммония; сульфид мышьяка (III) + азотная кислота; разложение азотной кислоты; хлор + вода.
22. Олово + гидроксид натрия + вода; цинк + азотная кислота; висмутат натрия + иодид калия + серная кислота; хлор + тиосульфат натрия + вода; манганат калия + сульфит натрия + вода; разложение нитрата калия; фосфор + гидроксид бария + вода.
23. Фосфор + азотная кислота; цинк + нитрат калия + гидроксид калия; дихромат калия + сульфит натрия + серная кислота; перманганат калия + олово + соляная кислота; оксид висмута (III) + хлор + гидроксид натрия; термическое разложение дихромата аммония; хлор + гидроксид калия.
24. Золото + селеновая кислота; сульфид меди (I) + азотная кислота; оксид свинца (IV) + нитрат марганца + азотная кислота; сероводород + хлорноватая кислота; манганат калия + вода; разложение нитрата меди (II); хромат калия + перекись водорода + серная кислота.
25. Германий + азотная кислота; иодид калия + нитрит калия + серная кислота; перманганат калия + нитрит калия + вода; хлорид хрома (III) + перекись водорода + гидроксид калия; термическое разложение фосфористой кислоты; хлор + гидроксид натрия (горячий раствор).

6. РАСТВОРЫ

Раствором называется термодинамически устойчивая однофазная, гомогенная система, состоящая из двух и более компонентов. Компонентами раствора являются растворитель и растворенное вещество.

6.1. Концентрация растворов

Основная количественная характеристика раствора – концентрация. Существует несколько способов выражения концентрации растворов.

Массовой долей растворенного вещества A называется отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора:

$$\omega(A) = m(A)/m_{p-pa}.$$

Выражается в процентах или долях единицы, например,

$$\omega(\text{HNO}_3) = 20\% = 0,2.$$

Молярной концентрацией растворенного вещества $C(A)$ называется отношение количества растворенного вещества A к объему раствора:

$$C(A) = n(A)/V_{p-pa}.$$

Выражается в «моль/л», например, $C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/л. Допускается краткая запись 1 М H_2SO_4 .

Молярной концентрацией эквивалента (нормальной концентрацией) растворенного вещества $C(1/zA)$ называется отношение количества эквивалентов растворенного вещества A к объему раствора

$$C(1/zA) = n(1/zA)/V_{p-pa}.$$

Обычно выражается в «моль/л», например, $C(1/2 \text{ H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/л. Допускается краткая запись 1 н. H_2SO_4 .

Для перевода нормальной концентрации в молярную можно воспользоваться формулой

$$C(A) = 1/z \cdot C(1/zA).$$

Согласно условию эквивалентности:

$$C_1(1/z_1A_1) \cdot V_1(p-pa) = C_2(1/z_2A_2) \cdot V_2(p-pa).$$

Молярной концентрацией называется отношение количества растворенного вещества A к массе растворителя:

$$b = n(A)/m_{p-pa} = \frac{m(A) \cdot 1000}{M(A) \cdot m(B)}.$$

Выражается в «моль/кг».

Молярной долей компонента в растворе называется отношение количества вещества данного компонента к общему числу количества вещества всех компонентов в растворе:

$$N(A) = \frac{n(A)}{n(A) + n(p-pa)}.$$

Титром называется отношение массы растворенного вещества A к объему раствора:

$$T = m(A)/V_{p-pa}.$$

Выражается в «г/мл».

ПРИМЕРЫ

Пример 1. Какой объем воды надо добавить к 100 мл раствора серной кислоты с массовой долей 20 % ($\rho = 1,14$ г/мл), чтобы получить раствор с массовой долей серной кислоты 5 %?

Решение. Масса раствора серной кислоты:

$$m_p(\text{H}_2\text{SO}_4) = \rho \cdot V = 1,14 \cdot 100 = 114 \text{ г}.$$

Найдем массу серной кислоты в этом растворе:

$$\omega = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m_p} \cdot 100; \quad m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{\omega \cdot m_p}{100} = \frac{20 \cdot 114}{100} = 22,8 \text{ г}.$$

Определим массу раствора с массовой долей серной кислоты 5%:

$$m_p = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{\omega} \cdot 100 = \frac{22,8}{5} \cdot 100 = 456 \text{ г}.$$

Следовательно, масса воды, которую надо добавить к исходному раствору, равна:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 456 - 114 = 342 \text{ г};$$

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл};$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 342 = 342 \text{ мл}.$$

Пример 2. Из раствора массой 400 г с массовой долей серной кислоты 50 % выпарили 100 г воды. Чему равна массовая доля серной кислоты в оставшемся растворе?

Решение. Найдем массу серной кислоты, содержащейся в 400 г раствора:

$$\omega = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m_p} \cdot 100;$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{\omega \cdot m_p}{100} = \frac{50 \cdot 400}{100} = 200 \text{ г.}$$

Масса раствора после выпаривания воды равна

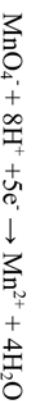
$$m_p = 400 - 100 = 300 \text{ г.}$$

Массовая доля серной кислоты в оставшемся растворе:

$$\omega = \frac{100 \cdot 200}{300} = 66,7\%.$$

Пример 3. Определите массу перманганата калия необходимого для приготовления 0,5 л 0,2 н раствора, предназначенного для изучения окислительных свойств этого вещества в кислой среде.

Решение. Запишем уравнение реакции восстановления перманганат-иона в кислой среде:



Фактор эквивалентности перманганата калия равен 1/5.

$$m(\text{KMnO}_4) = n(1/z \cdot \text{KMnO}_4) \cdot M(1/z \cdot \text{KMnO}_4) \cdot V_p = 0,2(1/5 \cdot 158) \cdot 0,5 = 3,16 \text{ г.}$$

Пример 4. В какой массе воды надо растворить 67,2 л HCl (н.у.), чтобы получить раствор с массовой долей 9 %?

Решение. Найдем количество HCl:

$$n = \frac{V_0}{V_m} = \frac{67,2}{22,4} = 3 \text{ моль.}$$

Найдем массу HCl:

$$m(\text{HCl}) = n \cdot M(\text{HCl}) = 3 \cdot 36,5 = 109,5 \text{ г.}$$

Массу раствора можно рассчитать из формулы

$$\omega = \frac{m(\text{HCl})}{m_p} \cdot 100; \quad m_p = \frac{m(\text{HCl})}{\omega} \cdot 100 = \frac{109,5}{9} \cdot 100 = 1217 \text{ г.}$$

Тогда масса воды:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1217 - 109,5 = 1107,5 \text{ г;}$$

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл;}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 1107,5 = 1107,5 \text{ мл.}$$

Пример 5. Найдите массовую долю азотной кислоты в растворе, 1 л которого содержит 224 г кислоты ($\rho = 1,12 \text{ г/мл}$).

Решение. Определим массу раствора:

$$m_p(\text{HNO}_3) = \rho \cdot V = 1,12 \cdot 1000 = 1120 \text{ г.}$$

Тогда массовая доля азотной кислоты в растворе:

$$\omega = \frac{m(\text{HNO}_3)}{m_p} \cdot 100 = \frac{224 \cdot 100}{1120} = 20\%.$$

Пример 6. В 300 г воды растворили 60 г медного купороса. Вычислите массовую долю сульфата меди в растворе.

Решение. Т.к. плотность воды равна 1 г/мл, то масса воды составляет

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \rho \cdot V = 1 \cdot 300 = 300 \text{ г.}$$

Масса раствора сульфата меди равна

$$m_p = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 300 + 60 = 360 \text{ г.}$$

Определим массу сульфата меди в 60 г медного купороса:

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{CuSO}_4) = \frac{m}{M} = \frac{60}{250} = 0,24 \text{ моль.}$$

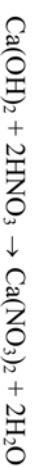
$$m(\text{CuSO}_4) = n \cdot M = 0,24 \cdot 160 = 38,4 \text{ г.}$$

Массовая доля сульфата меди в растворе:

$$\omega = \frac{38,4 \cdot 100}{360} = 10,6\%.$$

Пример 7. Для нейтрализации гидроксида кальция массой 22,2 г потребовалось 560 мл раствора азотной кислоты ($\rho = 1,51 \text{ г/мл}$). Вычислите массовую долю азотной кислоты в растворе.

Решение. Составим уравнение реакции:



Определим количество гидроксида кальция:

$$n(\text{Ca(OH)}_2) = m/M = 22,2/74 = 0,3 \text{ моль.}$$

$$n(\text{HNO}_3) = 2 \cdot 0,3 = 0,6 \text{ моль.}$$

$$m(\text{HNO}_3) = 0,6 \cdot 63 = 37,8 \text{ г.}$$

Находим массовую долю азотной кислоты:

$$\omega = \frac{m(\text{HNO}_3)}{m_p} \cdot 100 = \frac{37,8 \cdot 100}{560 \cdot 1,51} = 4,47\%.$$

Пример 8. Вычислите молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента раствора серной кислоты с массовой долей 15 % и плотностью 1,105 г/мл.

Решение. Найдем массу 1 л раствора серной кислоты:

$$m = \rho \cdot V = 1000 \cdot 1,105 = 1105 \text{ г.}$$

Определим массу серной кислоты, содержащейся в 1 литре раствора:

$$\omega = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m_p} \cdot 100; \quad m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{\omega \cdot m_p}{100} = \frac{15 \cdot 1105}{100} = 165,75 \text{ г.}$$

Находим молярную концентрацию серной кислоты в растворе:

$$c = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V_p} = \frac{165,75}{98 \cdot 1} = 1,69 \text{ моль/л.}$$

Молярная концентрация эквивалента серной кислоты:

$$c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V_p} = \frac{165,75}{49 \cdot 1} = 3,38 \text{ моль/л.}$$

Пример 9. Определите массовую долю гидроксида натрия в растворе, полученном смешением 300 г раствора с массовой долей гидроксида натрия 25 % и 400 г раствора с массовой долей гидроксида натрия 40 %.

Решение: Определим массу гидроксида натрия в 300 г его раствора с массовой долей 25 %:

$$m_1(\text{NaOH}) = \frac{\omega \cdot m_p}{100} = \frac{25 \cdot 300}{100} = 75 \text{ г.}$$

Определим массу гидроксида натрия в 400 г его раствора с массовой долей 40 %:

$$m_2(\text{NaOH}) = \frac{\omega \cdot m_p}{100} = \frac{40 \cdot 400}{100} = 160 \text{ г.}$$

Найдем общую массу щелочи в полученном растворе:

$$m_3(\text{NaOH}) = 75 + 160 = 235 \text{ г.}$$

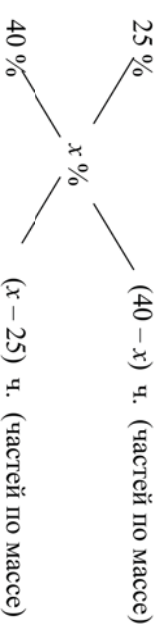
Определим массовую долю гидроксида натрия в полученном растворе:

$$\omega = \frac{235}{700} \cdot 100 = 33,57\%.$$

Можно решить ту же задачу правилом креста.

Диагональная схема этого правила строится следующим образом: точкой пересечения двух отрезков прямой обозначают свойства смеси.

У концов обоих отрезков, расположенных по одну сторону от точки пересечения, обозначают свойства компонентов смеси, а у противоположных концов отрезков - разности между свойствами смесей и свойствами ее компонентов. Для нашего примера правило "креста" примет вид:



Следовательно, для приготовления раствора необходимо взять (40 - x) массовых частей раствора с $\omega(\text{NaCl}) = 25\%$ и (x - 25) массовых частей раствора с $\omega(\text{NaCl}) = 40\%$. Из условия задачи известно, что раствора с $\omega(\text{NaCl}) = 25\%$ взято 300 г, а раствора с $\omega(\text{NaCl}) = 40\%$ - 400 г. Из пропорции

$$\frac{40 - x}{x - 25} = \frac{300}{400}$$

найдем x, то есть массовую долю приготовленного раствора: $x = 33,57\%$.

Пример 10. Сколько граммов кристаллической соды и раствора карбоната натрия с массовой долей 10 % следует взять для приготовления раствора карбоната натрия массой 400 г с массовой долей 20 %?

Решение. Обозначим массу кристаллогидрата за x, а массу 10 %-ного раствора за y.

Найдем массу карбоната натрия в кристаллогидрате:

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль,}$$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 286 \text{ г/моль.}$$

$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{106}{286} \cdot 100 = 37\%.$$

$$m_1(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,37x \text{ г.}$$

Найдем массу карбоната натрия в 10 %-ном растворе:

$$m_2(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,1y \text{ г.}$$

Общая масса раствора: $m_{\text{р-ра}} = x + y$.

Найдем массу карбоната натрия в приготовленном растворе:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,37x + 0,1y,$$

$$\text{или } m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 400 \cdot 0,2 = 80 \text{ г.}$$

По условию задачи составляем систему уравнений:

$$\begin{cases} x + y = 400, \\ 40,37x + 0,1y = 80. \end{cases}$$

Решая эту систему уравнений, получаем: $x = 148, y = 252$.

Таким образом, для приготовления раствора необходимо взять 148 г кристаллической соды и 252 г 10%-го раствора карбоната натрия.

Пример 11. Смешано 24 г раствора с массовой долей соляной кислоты 2,45 % и 20 мл раствора гидроксида калия с массовой долей 5,6 % и плотностью 1,045 г/мл. Определите массу образующейся соли.

Решение: Найдем массы чистых компонентов реагирующей смеси:

$$m(\text{HCl}) = m_{p-pa} \cdot \omega(\text{HCl}) = 24 \cdot 0,0245 = 0,588 \text{ г},$$

$$m(\text{KOH}) = V_{p-pa} \cdot \rho_{p-pa} \cdot \omega(\text{KOH}) = 20 \cdot 1,045 \cdot 0,056 = 1,17 \text{ г}.$$

Определим количества реагирующих веществ:

$$n(\text{HCl}) = m/M = 0,588/36,5 = 0,016 \text{ моль},$$

$$n(\text{KOH}) = m/M = 1,17/56 = 0,02.$$

Составим уравнение реакции:



Исходя из уравнения $n(\text{HCl}) : n(\text{KOH}) = 1:1$.

Следовательно, в имеющемся растворе соляная кислота взята в недостатке. По уравнению $n(\text{KCl}) = n(\text{HCl}) = 0,016 \text{ моль}$.

$$M(\text{KCl}) = M \cdot n = 74,5 \cdot 0,016 = 1,192 \text{ г}.$$

Пример 12. Чему равна масса и объем хлора, полученного из раствора массой 200 г с массовой долей соляной кислоты 36,5 %, при взаимодействии ее с оксидом марганца (IV) при н.у.?

Решение: Запишем уравнение реакции:



Определим массу соляной кислоты в растворе:

$$m(\text{HCl}) = \frac{200 \cdot 36,5}{100} = 73 \text{ г}.$$

Определим массу и объем образующегося хлора:

$$m(\text{Cl}_2) = \frac{73 \cdot 71}{4 \cdot 36,5} = 35,5 \text{ г}.$$

$$m(\text{Cl}_2) = \frac{73 \cdot 22,4}{4 \cdot 36,5} = 11,2 \text{ л}.$$

Пример 13. Смешаны 3 л 0,1 М раствора H_3PO_4 с 2 л раствора той же кислоты с массовой долей 9 % (плотность раствора 1,05 г/мл). Определите молярную концентрацию эквивалента (нормальность) полученного раствора.

Решение: Определим количество вещества фосфорной кислоты в 3 л 0,1 М раствора:

$$c(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{n(\text{H}_3\text{PO}_4)}{V_p},$$

отсюда

$$n_1(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,1 \cdot 3 = 0,3 \text{ моль}.$$

Определим массу кислоты в 2 л 9%-го раствора:

$$\omega(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)}{m(p-pa)} = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)}{V(p-pa) \cdot \rho},$$

отсюда

$$m_2(\text{H}_3\text{PO}_4) = \omega_2(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot V_2(p-pa) \cdot \rho_2 = 0,09 \cdot 2000 \cdot 1,05 = 189 \text{ г}.$$

Определим количество вещества фосфорной кислоты в данном растворе:

$$n_2(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m_2(\text{H}_3\text{PO}_4)}{M(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{189}{98} = 1,93 \text{ моль}.$$

Общее количество вещества в полученном растворе равно

$$n_3(\text{H}_3\text{PO}_4) = n_1(\text{H}_3\text{PO}_4) + n_2(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,3 + 1,93 = 2,23 \text{ моль}.$$

Количество вещества эквивалента фосфорной кислоты в полученном растворе равно

$$n_3(1/3\text{H}_3\text{PO}_4) = 3 \cdot n_3(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3 \cdot 2,23 = 6,69 \text{ моль}.$$

Молярная концентрация эквивалента фосфорной кислоты в полученном растворе равна

$$c_3(1/3\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{n_3(1/3\text{H}_3\text{PO}_4)}{V_3(p-pa)} = \frac{6,69}{3+2} = 1,338 \text{ моль/л}.$$

ЗАДАНИЕ 10

1. До какого объема следует упарить 3,5 л раствора КОН с молярной концентрацией эквивалента 0,04 моль/л для получения раствора с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л?
2. Растворимость хлорида кальция при 20 °С равна 114,1 г в 100 г воды. Вычислите массовую долю хлорида кальция в насыщенном растворе.
3. Определите молярную концентрацию раствора HCl плотностью 1,18 г/мл с массовой долей HCl 36,2 %.
4. Какой объем аммиака при н.у. следует растворить в 200 г его раствора с массовой долей 10 %, чтобы получить раствор с массовой долей 15 %?
5. Какой объем раствора H_3PO_4 с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л можно приготовить из 80 мл раствора той же кислоты с молярной концентрацией эквивалента 0,75 моль/л?
6. Определите массу раствора нитрата серебра с массовой долей 5 %, которая потребуется для обменной реакции со 120 мл раствора хлорида алюминия с молярной концентрацией эквивалента 0,6 моль/л?
7. Плотность раствора азотной кислоты с массовой долей 40 % равна 1,25 г/мл. Рассчитайте молярную концентрацию этого раствора.
8. Определите массовую долю сульфата меди в растворе, полученном при растворении 50 г медного купороса в 460 г воды.
9. Смешаны 1,2 л раствора КОН с массовой долей 3,5 % с 1,8 л раствора NaOH с массовой долей 2,6 %. Плотность обоих растворов равна 1,03 г/мл. Вычислите молярную концентрацию полученного раствора щелочи.
10. Какую массу раствора КОН с массовой долей 20 % надо добавить к 1 кг раствора с массовой долей 50 %, чтобы получить раствор с массовой долей 85 %?
11. Определите массовую долю вещества в растворе, полученном смешением 300 г раствора с массовой долей 25 % и 400 г раствора с массовой долей 40 % этого вещества.
12. Для нейтрализации 30 мл раствора щелочи с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л потребовалось 12 мл кислоты. Определить молярную концентрацию эквивалента кислоты.
13. Вычислите массовую долю серной кислоты в растворе с молярной концентрацией эквивалента 10 моль/л и плотностью 1,29 г/мл.
14. Какой объем раствора H_2SO_4 с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л можно приготовить из 700 мл раствора серной кислоты с массовой долей 50 %?
15. Сколько граммов CaCO_3 выпадет в осадок, если к 400 мл раствора CaCl_2 с молярной концентрацией 0,5 моль/л прибавить избыток раствора соды?

16. Рассчитайте массовую долю хлорида натрия в растворе с молярной концентрацией эквивалента 0,04 моль/л.

17. Какой объем раствора КОН с молярной концентрацией эквивалента 0,2 моль/л потребуется, чтобы осадить в виде $\text{Fe}(\text{OH})_3$ все железо, содержащееся в 0,028 л раствора FeCl_3 с молярной концентрацией эквивалента моль/л 1,4?

18. Сколько граммов CaCO_3 выпадет в осадок, если к 400 мл раствора CaCl_2 с молярной концентрацией 0,5 моль/л прибавить избыток раствора соды?

19. Сколько воды нужно прибавить к 0,1 л раствора КОН с массовой долей 40 % и плотностью 1,411 г/мл, чтобы получить раствор с массовой долей 18 %?

20. Вычислите массовую долю раствора азотной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 1 моль/л плотностью 1,246 г/мл. Каковы мольные доли азотной кислоты и воды в этом растворе?

21. К 100 мл раствора серной кислоты с массовой долей 96 % и плотностью 1,84 г/мл прибавили 400 мл воды. Получили раствор плотностью 1,22 г/мл. Рассчитать молярную концентрацию раствора.

22. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей 10 % потребуется для нейтрализации раствора, содержащего 16,0 г NaOH?

23. Имеется раствор, в 1 л которого содержится 18,9 г азотной кислоты, и раствор, содержащий в 1 л 3,2 г NaOH. В каком объемном отношении нужно смешать эти растворы, для получения раствора, имеющего нейтральную реакцию?

24. Плотность раствора серной кислоты с массовой долей 15 % равна 1,105 г/мл. Вычислите молярную концентрацию раствора.

25. Какой объем раствора фосфорной кислоты с массовой долей 40 % и плотностью 1,25 г/мл потребуется для приготовления 400 мл раствора фосфорной кислоты с молярной концентрацией 0,25 моль/л?

6.2. Общие свойства растворов

6.2.1. Свойства растворов неэлектролитов

Реальные растворы неэлектролитов в общем случае не подчиняются законам идеальных растворов, т.е. таких, в которых можно пренебречь взаимодействием между частицами растворенного вещества из-за их удаленности друг от друга. Подчинение этим законам наблюдается только для разбавленных растворов. Общие свойства таких растворов не зависят от природы растворенного вещества, а только от его концентрации и называются коллигативными. Например, осмотическое давление, давление насыщенного пара, температуры кипения и замерзания.

При смешивании растворов различной концентрации происходит

явление выравнивания концентрации по всему объему. Это явление называется *диффузией*. Диффузия сводится к распространению молекул одного вещества среди молекул другого.

Явление односторонней диффузии молекул растворителя через полупроницаемую перегородку в раствор называется *осмосом*, а избыточное давление, возникающее при этом – *осмотическим давлением*.

Вант-Гофф показал, что к осмотическому давлению растворов применимы все газовые законы. Величина осмотического давления для разбавленных растворов может быть выражена из уравнения Менделеева-Клапейрона в следующем виде:

$$P_{\text{осм}} = CRT,$$

где C – молярная концентрация растворенного вещества;

T – температура, К;

R – универсальная газовая постоянная.

Согласно **закону Вант-Гоффа**:

«Осмотическое давление раствора равно тому давлению, которое производило бы растворенное вещество, если бы оно при той же температуре находилось бы в газообразном состоянии, и занимало объем, равный объему раствора».

Из уравнения Вант-Гоффа видно, что при постоянной температуре и неизменном объеме величина осмотического давления зависит только от числа молекул растворенного вещества и не зависит от природы растворенного вещества и растворителя.

I закон Рауля:

«В разбавленных растворах незлектролитов при постоянной температуре относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором равно мольной доле растворенного вещества».

$$\frac{p_0 - p}{p_0} = N_A,$$

где p_0 – давление насыщенного пара над растворителем;

p – давление насыщенного пара над раствором;

$$N_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} - \text{мольная доля растворенного вещества};$$

n_A – количество растворенного вещества, моль;

n_B – количество растворителя, моль.

Как известно, жидкость закипает, когда давление ее пара становится равным атмосферному давлению. Т.к. по закону Рауля давление пара над раствором ниже давления пара над чистым растворителем, то чтобы раствор закипел, его надо нагреть до более высокой температуры. Замерзает

раствор, когда давление насыщенного пара растворителя над раствором становится равным давлению насыщенного пара твердого растворителя (например, воды). Таким образом, растворы кипят при более высокой температуре, а замерзают при более низкой, чем чистый растворитель. Согласно **II закону Рауля**:

«Повышение температуры кипения растворов или понижение температуры замерзания растворов прямо пропорционально мольной концентрации растворенного вещества».

$$\Delta T_{\text{кип}} = E \cdot b, \quad \Delta T_{\text{зам}} = K \cdot b,$$

где b – молярная концентрация растворенного вещества;

K – криоскопическая постоянная;

E – эбулиоскопическая постоянная.

При растворении 1 моль вещества в 1000 г растворителя понижение температуры замерзания является величиной постоянной для данного растворителя и называется *криоскопической постоянной* растворителя. Для воды $K = 1,86$, для бензола $K = 5,1$.

При растворении 1 моль вещества в 1000 г растворителя повышение температуры кипения равно постоянной величине для данного растворителя и называется *эбулиоскопической постоянной* растворителя. Для воды $E = 0,52$, для этанола $E = 1,16$, для бензола $E = 2,57$.

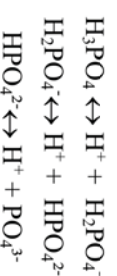
6.2.2. Свойства растворов электролитов

Как известно, электролиты – это вещества, растворы которых пропускают электрический ток. К электролитам относятся основания, кислоты, соли. Согласно теории электролитической диссоциации электролиты в растворах распадаются на заряженные частицы – ионы.

Молекулы кислот в растворе диссоциируют на катионы водорода и анионы кислотного остатка:



Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато, последовательно отщепляя один ион водорода за другим, например,



Способность многоосновных кислот диссоциировать ступенчато объясняется их склонностью к образованию кислотных солей.

Молекулы оснований в воде диссоциируют на катионы металла и анионы гидроксогрупп. Основания многозарядных катионов также диссоциируют ступенчато, например,



Этим объясняется способность оснований многовалентных металлов образовывать основные соли.

Амфотерные гидроксиды в водных растворах могут диссоциировать и по кислотному, и по основному типам, например,



Средние соли диссоциируют практически полностью и при электролитической диссоциации образуют катионы металлов и анионы кислотного остатка, например,



Кислые соли диссоциируют ступенчато, например



При диссоциации по второй ступени равновесие сдвинуто влево, поэтому ионов водорода в растворе очень мало и при составлении ионных уравнений диссоциации кислот солей пишут по первой стадии.

Диссоциация основных солей идёт в основном по первой ступени с отщеплением кислотного остатка, например,



По второй стадии диссоциации протекает очень слабо



Для количественной характеристики степени распада вещества на ионы пользуются понятием степени диссоциации.

Степенью диссоциации α называется отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу растворённых молекул. В зависимости от степени диссоциации электролиты подразделяются на сильные, слабые и средней силы.

Сильные электролиты в разбавленных водных растворах диссоциируют практически полностью. К сильным электролитам относятся почти все соли, щёлочи, из кислот – соляная, азотная, бромоводородная, йодоводородная, хлорная и др.

Слабые электролиты в водных растворах диссоциируют частично, в растворе устанавливается динамическое равновесие между недиссоциированными молекулами и ионами. Примерами слабых электролитов могут служить вода, гидроксид аммония, большинство органических и неорганических кислот, например, угольная, кремниевая, сероводородная, азотистая, сернистая и др.

Свойства растворов электролитов количественно отличаются от свойств растворов неэлектролитов. Чтобы к растворам электролитов применить законы Вант-Гоффа и Рауля необходимо учитывать диссоциацию и рассматривать ионы, как самостоятельные частицы. В связи с этим вводится поправочный коэффициент *i* – *изотонический коэффициент*. Изотонический коэффициент показывает, во сколько раз число частиц в растворе электролита больше числа частиц в растворе неэлектролита той же концентрации.

Для растворов электролитов законы Рауля и Вант-Гоффа принимают вид

$$P_{\text{осм.}} = iCRT; \quad \frac{P_0 - P}{P_0} = i \frac{n_A}{n_A - n_B}; \quad \Delta T_{\text{кип.}} = iEb; \quad \Delta T_{\text{зам.}} = iKb.$$

Степень диссоциации связана с изотоническим коэффициентом зависимостью:

$$\alpha = (i - 1)/(n - 1),$$

где *n* – число ионов, на которые распадается электролит.

П Р И М Е Р Ы

Пример 1. При 315 К давление насыщенного пара над водой равно 8,3 кПа. На сколько понизится давление пара при указанной температуре, если в 540 г воды растворить 36 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?

Решение: Особенностью растворов является то, что давление пара над раствором ниже, чем над чистым растворителем.

Определим количество вещества глюкозы и воды в растворе:

$$n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = \frac{m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)}{M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)} = \frac{36}{180} = 0,2 \text{ моль.}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{540}{18} = 30 \text{ моль.}$$

Определим молярную долю глюкозы в растворе:

$$N_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = \frac{n_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}}{n_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{0,2}{30,2} = 0,0066 \text{ моль.}$$

Понижение давления пара составит:

$$\Delta p = p^0 - p = p^0 \cdot N_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 8,3 \cdot 0,0066 = 0,0550 \text{ кПа} = 55 \text{ Па.}$$

Пример 2. Раствор, содержащий 0,162 г серы в 20 г бензола, кипит при температуре на 0,081° выше, чем чистый бензол. Рассчитайте молекуляр-

ную массу серы в растворе. Сколько атомов содержится в одной молекуле серы?

Решение: Рассчитаем молярную концентрацию серы в бензоле:

$$b = \frac{\Delta T}{E} = \frac{0,081}{2,57} = 0,0315 \text{ моль/кг.}$$

$$b = \frac{m(S_x) \cdot 1000}{M(S_x) \cdot m(C_6H_6)}.$$

$$M(S_x) = \frac{m(S_x) \cdot 1000}{b \cdot m(C_6H_6)} = \frac{0,162 \cdot 1000}{0,0315 \cdot 20} = 257 \text{ г/моль.}$$

В одной молекуле серы содержится атомов:

$$x = \frac{M(S_x)}{M(S)} = \frac{257}{32} = 8.$$

Формула S_8 .

Пример 3. Рассчитайте величину осмотического давления раствора, со-
державшего в 1 л 3,1 г анилина при температуре 21 °С.

Решение: Рассчитаем молярную концентрацию анилина в растворе:

$$C(C_6H_5NH_2) = 3,1/93 = 0,033 \text{ моль/л,}$$

где молярная масса анилина $M(C_6H_5NH_2) = 93 \text{ г/моль.}$

Осмотическое давление раствора при 21 °С составляет

$$P_{осм.} = 0,033 \cdot 8,31 \cdot 294 \cdot 1000 = 81356,5 \text{ Па.}$$

Пример 4. При 0 °С осмотическое давление 0,1 н. раствора карбоната ка-
лия равно 272,6 кПа. Определите кажущуюся степень диссоциации карбо-
ната калия в растворе.

Решение: Согласно закону Вант-Гоффа для электролитов:

$$P_{осм.} = iCRT.$$

Определим молярную концентрацию раствора:

$$c(K_2CO_3) = \frac{1}{2} c(1/2 K_2CO_3) = \frac{1}{2} 0,1 = 0,05 \text{ моль/л} = 50 \text{ моль/м}^3.$$

Определим изотонический коэффициент из закона Вант-Гоффа:

$$i = \frac{P_{осм.}}{cRT} = \frac{272600}{50 \cdot 8,31 \cdot 273} = 2,4.$$

Определим кажущуюся степень диссоциации:

$$\alpha_{каж} = (i - 1)/(n - 1) = (2,4 - 1)/(3 - 1) = 0,7 = 70 \%.$$

Пример 5. Изотонический коэффициент раствора с массовой долей соля-
ной кислоты 6,8 % равен 1,66. Вычислите температуру заморзания этого
раствора.

Решение: согласно I закону Рауля:

$$\Delta T_{зам.} = iKb.$$

Для воды $K = 1,86$.

Определим молярную концентрацию раствора:

$$b = \frac{m(HCl) \cdot 1000}{M(HCl) \cdot 1000} = \frac{\omega(HCl) \cdot 1000}{M(HCl) \cdot \omega(H_2O)} = \frac{6,8 \cdot 1000}{36,5 \cdot 93,2} = 2,0 \text{ моль/кг.}$$

$$\Delta T_{зам.} = 1,66 \cdot 1,86 \cdot 2,0 = 6,18 \text{ }^{\circ}\text{C.}$$

$$T_{зам.(р-ра)} = T_{зам.(H_2O)} - \Delta T_{зам.} = 0 - 6,18 = -6,18 \text{ }^{\circ}\text{C.}$$

ЗАДАНИЕ 11

1. Давление пара воды при 26 °С составляет 3167 Па. Вычислите для
той же температуры давление пара раствора, в 450 г которого содержится
90 г глюкозы.

2. Осмотическое давление водного раствора глицерина $C_3H_8O_3$ со-
ставляет при 0 °С 567,3 кПа. Приняв плотность раствора равной единице,
вычислите давление пара раствора при 0 °С, если давление пара воды при
той же температуре составляет 610,5 Па.

3. При 316 К давление насыщенного пара над водой равно 8,3 кПа.
На сколько понизится давление пара при указанной температуре, если в
540 г воды растворить 36 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$.

4. В каком отношении должны находиться массы воды и этилового
спирта, чтобы при их смешении получить раствор, кристаллизующийся
при температуре минус 20 °С?

5. При растворении 13,0 г неэлектролита в 400 г диэтилового эфира
($C_2H_5)_2O$ температура кипения повысилась на 0,453 К. Определите моле-
кулярную массу растворенного вещества.

6. Вычислите молярную массу глюкозы, если давление водного па-
ра над раствором 27 г глюкозы в 108 г воды при 100 °С равно 98775,3 Па?

7. Раствор 1,05 г неэлектролита в 30 г воды замерзает при темпера-
туре минус 1,4 °С. Вычислите молекулярную массу неэлектролита.

8. При какой температуре будет замерзать раствор этилового спирта
в воде с массовой долей 25 %?

9. Определите осмотическое давление раствора $MgSO_4$ с молярной
концентрацией эквивалента 0,01 моль/л при 18 °С, если кажущаяся сте-
пень диссоциации этого электролита равна 66 %.

10. При растворении 3,24 г серы в 40 г бензола температура кипения последнего повысилась на 0,81 °С. Из скольких атомов состоит молекула серы в растворе?

11. Вычислите кажущуюся степень диссоциации CaCl_2 в растворе, содержащем 0,0995 моль CaCl_2 в 500 г воды. Температура кристаллизации такого раствора минус 0,740 °С.

12. При 0 °С осмотическое давление раствора карбоната калия с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л равно 273,6 кПа. Определите кажущуюся степень диссоциации K_2CO_3 в растворе.

12. Раствор, содержащий 1,7 г хлорида цинка в 250 г воды, замерзает при температуре минус 0,23 °С. Определите кажущуюся степень диссоциации хлорида цинка в этом растворе.

13. Кажущаяся степень диссоциации хлорида магния в растворе с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л равна 0,75. Вычислите изотонический коэффициент этого раствора.

14. Кажущаяся степень диссоциации гидроксида натрия в растворе, содержащем 4,1 г NaOH в 200 г воды, равна 88 %. Определите температуру кипения этого раствора.

15. Вычислите кажущуюся степень диссоциации хлорида калия в растворе, содержащем 4,47 г KCl в 100 г воды, если этот раствор замерзает при температуре минус 8 °С.

16. Какова температура замораживания раствора неэлектролита, содержащего $2,02 \cdot 10^{23}$ молекул в литре воды?

17. Понижение температуры замораживания раствора 0,52 г камфоры в 26 г бензола равно 0,067 °С. Рассчитайте молекулярную массу камфоры.

18. Изотонический коэффициент раствора HCl с массовой долей 6,8 % равен 1,66. Вычислите температуру замораживания этого раствора.

19. Изотонический коэффициент раствора азотной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 1 моль/л равен 1,03. Сколько растворенных частиц содержится в 1 мл этого раствора?

20. Раствор, в 100 мл которого находится 2,3 г неэлектролита, обладает при 298 К осмотическим давлением, равным 618,5 кПа. Определите молекулярную массу вещества.

21. На сколько градусов повысится температура кипения воды, если в 100 г воды растворить 9 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?

22. В каком отношении должны находиться массы воды и этилового спирта, чтобы при их смешении получить раствор, кристаллизующийся при минус 30 °С.

23. Кажущаяся степень хлорида калия в растворе с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л равна 0,80. Чему равно осмотическое давление этого раствора при 17 °С?

24. Вычислите осмотическое давление при 18,5 °С раствора, в 5 л ко-

торого содержится 62,4 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Кажущаяся степень диссоциации соли в растворе 0,38.

25. Раствор KIO_3 в 500 мл которого содержится 5,35 г соли, оказывает при 17,5 °С осмотическое давление, равное 221 кПа. Вычислите изотонический коэффициент и кажущуюся степень диссоциации соли в растворе.

6.3. Электролитическая диссоциация

6.3.1. Раавновесие в растворах слабых электролитов

Слабые электролиты в растворах подчиняются закону действующих масс. Константа равновесия, характеризующая процесс диссоциации, называется константой диссоциации. Например, для слабой уксусной кислоты:



$$K_{\text{дисс}} = [\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]/[\text{CH}_3\text{COOH}].$$

Константа диссоциации – это отношение произведения равновесных концентраций ионов к равновесной концентрации исходного вещества в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам.

$K_{\text{дисс}}$ не зависит от концентрации, а зависит от температуры и природы электролита и растворителя.

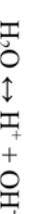
Между константой и степенью диссоциации существует зависимость, называемая **законом разбавления (разведения) Оствальда**:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{дисс}}}{c}}.$$

Чтобы рассчитать концентрацию ионов водорода или гидроксид-ионов в растворе слабых кислот или оснований, можно воспользоваться формулами:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{c \cdot K_{\text{дисс}}}, \quad [\text{OH}^-] = \sqrt{c \cdot K_{\text{дисс}}}.$$

Вода является слабым электролитом. Она очень слабо диссоциирует на ионы и быстро устанавливается равновесие:



Степень диссоциации воды очень мала, $\alpha = 1,8 \cdot 10^{-9}$ (при 25 °С).

Константа диссоциации воды:

$$K_{\text{дисс}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-]/[\text{H}_2\text{O}].$$

Поскольку степень диссоциации воды ничтожно мала, можно считать концентрацию воды постоянной, $[\text{H}_2\text{O}] = \text{const}$.

$$K_{\text{дисс}} \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-].$$

$K_{\text{дис}} \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_w$ – называется **ионным произведением воды**.

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-].$$

Полученное соотношение показывает, что для воды и разбавленных водных растворов при неизменной температуре произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов есть величина постоянная. При 25°C $K_w = 10^{-14}$.

В нейтральной среде $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л.

В кислой среде $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ моль/л.

В щелочной среде $[\text{H}^+] < 10^{-7}$ моль/л.

Более удобный способ характеристики среды с помощью **водородного показателя pH**:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+].$$

По аналогии существует гидроксильный показатель:

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-].$$

Прологарифмируем равенство:

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14},$$

$$-\lg[\text{H}^+] - \lg[\text{OH}^-] = 14.$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.$$

В любом растворе сумма показателей равна 14.

В нейтральной среде $\text{pH} = 7$, в кислой среде $\text{pH} < 7$, в щелочной среде $\text{pH} > 7$.

ПРИМЕРЫ

Пример 1. Определить концентрацию ионов водорода в 0,1 М растворе CH_3COOH . Как изменится концентрация ионов водорода, если к 1 л раствора добавить 1 моль CH_3COONa ?

Решение:



$$K_{\text{дис}} = [\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]/[\text{CH}_3\text{COOH}].$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}^+] = x.$$

$$K_{\text{дис}} = [\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]/[\text{CH}_3\text{COOH}].$$

$$K_{\text{дис}} = x^2/(0,1 - x).$$

Так как $x \ll 0,1$, то $K_{\text{дис}} = x^2/0,1$;

$$[\text{H}^+] = x = \sqrt{0,1 \cdot K_{\text{дис}}} = \sqrt{0,1 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5}} = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$



Концентрация $[\text{CH}_3\text{COONa}] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 1$ моль/л.

$$1,8 \cdot 10^{-5} = 1 \cdot [\text{H}^+]/0,1.$$

$$[\text{H}^+] = 1,8 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л.}$$

Концентрация $[\text{H}^+]$ уменьшилась более чем в 1000 раз.

Пример 2. Сколько граммов гидроксида калия содержится в 10 л раствора, pH которого равен 11?

Решение:

Поскольку $\text{pH} = 11$, то $\text{pOH} = 14 - 11 = 3$.

$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$, следовательно $[\text{OH}^-] = 10^{-3}$ моль/л.

KOH – сильный электролит, диссоциирует в растворе полностью, поэтому $c(\text{KOH}) = [\text{OH}^-] = 10^{-3}$ моль/л.

$$m(\text{KOH}) = c(\text{KOH}) \cdot M(\text{KOH}) \cdot V(\text{р-ра}) = 10^{-3} \cdot 56 \cdot 1 = 5,6 \cdot 10^{-2} \text{ г.}$$

Пример 3. Вычислите pH 0,1 М раствора HCl и 0,1 М раствора HCN.

Решение:

Поскольку HCl сильный электролит, то диссоциирует в водном растворе полностью и $[\text{H}^+] = 0,1$ моль/л.

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 0,1 = 1.$$

HCN – кислота слабая, поэтому $[\text{H}^+]$ можно рассчитать по формуле:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{c \cdot K_{\text{дис}}} = \sqrt{0,1 \cdot 7,9 \cdot 10^{-10}} = 8,9 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л.}$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 8,9 \cdot 10^{-6} = 5,05.$$

ЗАДАНИЕ 12

1. а) При какой молярной концентрации уксусной кислоты в растворе ее степень диссоциации равна 0,01? При какой концентрации она увеличится в два раза?

б) Сколько молекул уксусной кислоты содержится в 1 л раствора, pH которого 1?

2. а) Константа диссоциации масляной кислоты $\text{C}_5\text{H}_9\text{COOH}$ $1,5 \cdot 10^{-5}$. Вычислите степень ее диссоциации в растворе с молярной концентрацией 0,005 моль/л.

б) Вычислите pH раствора NH_4OH с молярной концентрацией эквивалента 0,02 моль/л.

3. а) Найдите степень диссоциации хлорноватистой кислоты в растворе с молярной концентрацией эквивалента 0,2 моль/л.

б) Вычислите pH раствора HNO₃ с молярной концентрацией эквивалента 10 моль/л.

4. а) Сколько воды нужно прибавить к 300 мл раствора уксусной кислоты с молярной концентрацией 0,2 моль/л, чтобы степень диссоциации кислоты удвоилась?

б) Чему равна молярная концентрация раствора уксусной кислоты, pH которого равен 5?

5. а) Вычислите концентрацию ионов H^+ в растворе HCN с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л. Сколько граммов ионов CN^- в виде ионов содержится в 0,6 л указанного раствора?

б) Вычислите pH раствора НСООН с молярной концентрацией эквивалента 0,05 моль/л.

6. а) Вычислите молярную концентрацию H^+ в растворе азотистой кислоты с молярной концентрацией эквивалента 0,06 моль/л.

б) Вычислите pH раствора уксусной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 0,01 моль/л, в которой степень диссоциации кислоты равна 0,043.

7. а) Вычислите молярную концентрацию ионов H^+ , HSe^- , Se^{2-} в растворе H_2Se с молярной концентрацией 0,05 моль/л.

б) Как изменится pH, если вдвое разбавить водой раствор HCl с молярной концентрацией 0,2 моль/л?

8. а) Сколько граммов KOH содержится в 10 л раствора, pH которого равен 11.

б) Степень диссоциации слабой одноосновной кислоты в растворе с молярной концентрацией эквивалента 0,2 моль/л равна 0,03. Вычислите значения молярной концентрации ионов H^+ , OH^- и pH раствора.

9. а) При какой молярной концентрации муравьиной кислоты в растворе концентрация H^+ равна $8,4 \cdot 10^{-3}$ моль/л?

б) Вычислите pH раствора NH_4OH с молярной концентрацией 0,05 моль/л, к 1 л которого прибавили 0,1 моль NH_4Cl .

10. а) Вычислите степень диссоциации и концентрацию ионов H^+ в растворе HNO_2 с молярной концентрацией 0,01 моль/л.

б) Вычислите нормальную концентрацию раствора щелочи, имеющей pH равной 11.

11. а) Вычислите концентрацию ионов H^+ в растворе HCN с молярной концентрацией 0,1 моль/л. Сколько граммов CN^- в виде ионов содержится в 0,5 л указанного раствора?

б) Вычислите молярную концентрацию раствора щелочи, имеющей pH, равный 10,3.

12. а) Во сколько раз концентрация ионов H^+ в растворе муравьиной кислоты больше, чем в растворе уксусной кислоты той же концентрации?

б) Как изменится pH раствора, если вдвое разбавить водой раствор CH_3COOH с молярной концентрацией 0,2 моль/л?

13. а) Вычислите степень диссоциации и концентрацию H^+ в растворе HF с молярной концентрацией 0,3 моль/л.

б) Вычислите pH раствора НСООН с молярной концентрацией эквивалента 0,05 моль/л.

14. а) Вычислите pH раствора HCN с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л.

б) Как изменится pH воды, если к 10 л ее добавить 10^{-2} моль NaOH ?

15. а) Вычислите степень диссоциации и концентрацию H^+ в растворе уксусной кислоты с молярной концентрацией 0,3 моль/л.

б) Чему равна концентрация раствора уксусной кислоты, pH которого равен 5,2?

16. а) Вычислите pH раствора CH_3COOH с молярной концентрацией 0,01 моль/л.

б) Какова концентрация раствора уксусной кислоты (плотность 1 г/мл), pH которого равен 2?

17. а) Сколько граммов НСООНa следует добавить к 1 л раствора НСООН с молярной концентрацией 0,4 моль/л для того, чтобы концентрация ионов H^+ в растворе стала равной $1 \cdot 10^{-3}$ моль/л?

б) Вычислите pH раствора CH_3COOH с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л.

18. а) Вычислите концентрацию ионов H^+ , HCO_3^- и CO_3^{2-} в растворе угольной кислоты с молярной концентрацией 0,002 моль/л.

б) Рассчитайте pH раствора уксусной кислоты с молярной концентрацией 1 моль/л.

19. а) Чему равна концентрация ионов водорода H^+ в водном растворе муравьиной кислоты, если степень диссоциации равна 0,03?

б) Как изменится pH, если разбавить вдвое раствор уксусной кислоты с молярной концентрацией 0,8 моль/л?

20. а) Вычислите концентрацию ионов водорода в растворе серной кислоты с молярной концентрацией 0,02 моль/л.

б) Вычислите pH раствора уксусной кислоты с массовой долей 0,3 %. Плотность раствора принять равной единице.

21. а) Во сколько раз уменьшится концентрация ионов водорода, если к 1 л раствора уксусной кислоты с молярной концентрацией 0,0005 моль/л добавить 0,05 моль ацетата натрия?

б) Сколько граммов KOH содержится в 10 л раствора, pH которого равен 12?

22. а) Рассчитайте концентрацию ионов CH_3COO^- в растворе, 1 л которого содержит 1 моль CH_3COOH 0,1 и моль HCl , считая диссоциацию последней полной.

б) Сколько молей уксусной кислоты содержится в 1 л раствора, pH которого равен 1?

23. а) Как изменится концентрация ионов OH^- в растворе NH_4OH с молярной концентрацией эквивалента 1 моль/л, к 5 л этого раствора доба-

вить 26,75 г хлорида аммония, кажущаяся степень диссоциации которого равна 85 %?

б) Какова концентрация раствора уксусной кислоты, pH которого равен 4?

24. а) Какова концентрация ионов H^+ в 1 л раствора HCN с молярной концентрацией эквивалента 0,01 моль/л?

б) Вычислите pH раствора хлоруксусной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 0,2 моль/л ($K_a = 1,4 \cdot 10^{-3}$).

25. а) При какой молярной концентрации муравьиной кислоты 96 % ее находится в недиссоциированном состоянии.

б) Вычислите pH раствора муравьиной кислоты с массовой долей 1 %, считая, что плотность раствора равна единице.

6.3.2. Произведение растворимости

В насыщенном растворе малорастворимого вещества устанавливается равновесие между кристаллами вещества и ионами в растворе:



В насыщенном растворе малорастворимого электролита произведение концентраций его ионов в степени стехиометрических коэффициентов при данной температуре есть величина постоянная. Она называется **произведением растворимости** и обозначается **ПР**.

$$\text{ПР}[\text{PbI}_2] = [\text{Pb}^{2+}][\text{I}^-]^2 = \text{const.}$$

Исходя из произведения растворимости, можно предвидеть, выпадет ли осадок из раствора. Если $[\text{K}^+][\text{A}^-] < \text{ПР}$, то раствор будет ненасыщенным, поэтому при введении в этот раствор кристаллов электролита они будут растворяться. Если же $[\text{K}^+][\text{A}^-] > \text{ПР}$, то раствор окажется пересыщенным и из него будет выпадать осадок.

Таким образом, *вещество выпадает в осадок, если произведение концентраций ионов в степени стехиометрических коэффициентов будет больше произведения растворимости.*

П Р И М Е Р Ы

Пример 1. Определите растворимость иодида свинца в воде и в 0,1 М растворе KI .

Решение:



где c - растворимость PbI_2 в моль/л.

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

Из таблицы $\text{ПР}(\text{PbI}_2) = 8,7 \cdot 10^{-9}$.

$$c = \sqrt[3]{\frac{8,7 \cdot 10^{-9}}{4}} = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л} - \text{в воде.}$$



Поскольку диссоциация KI полная, то $[\text{I}^-] = [\text{KI}] = 0,1 \text{ моль/л}$.

$$\text{ПР}(\text{PbI}_2) = c \cdot (0,1)^2 = 8,7 \cdot 10^{-9}.$$

$$c = 8,7 \cdot 10^{-9} / (0,1)^2 = 8,7 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л} - \text{в растворе KI.}$$

Растворимость понизилась более чем в 10^4 раз.

Пример 2. Выпадает ли осадок CuS при сливании равных объемов 10^{-6} М раствора CuCl_2 и 10^{-9} М раствора Na_2S ? $\text{ПР}(\text{CuS}) = 3,2 \cdot 10^{-38}$.

Решение:

$$[\text{Cu}^{2+}] = [\text{CuCl}_2] = 10^{-6} \text{ моль/л.}$$

$$[\text{S}^{2-}] = [\text{Na}_2\text{S}] = 10^{-9} \text{ моль/л.}$$

При сливании равных объемов раствор разбавляется в два раза и концентрации уменьшаются в два раза:

$$[\text{Cu}^{2+}] = 0,5 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л.}$$

$$[\text{S}^{2-}] = 0,5 \cdot 10^{-9} \text{ моль/л.}$$

$$[\text{Cu}^{2+}][\text{S}^{2-}] = 0,25 \cdot 10^{-15} = 2,5 \cdot 10^{-16} > 3,2 \cdot 10^{-38}.$$

$$[\text{Cu}^{2+}][\text{S}^{2-}] > \text{ПР}(\text{CuS}) - \text{осадок выпадает.}$$

При сливании растворов необходимо учитывать разбавление. Если объем первого раствора с концентрацией c_1 равен V_1 , а второго раствора с концентрацией c_2 равен V_2 , то после сливания растворов концентрации станут:

$$c_1' = \frac{c_1 V_1}{V_1 + V_2}, \quad c_2' = \frac{c_2 V_2}{V_1 + V_2}.$$

Пример 3. Растворимость гидроксида магния при 18 °С равна $1,7 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Найти произведение растворимости гидроксида магния при этой температуре.

Решение: При растворении каждого моля $\text{Mg}(\text{OH})_2$ в раствор переходит 1 моль ионов Mg^{2+} и вдвое больше ионов $(\text{OH})^-$. Следовательно, в насыщенном растворе $\text{Mg}(\text{OH})_2$

$$[\text{Mg}^{2+}] = 1,7 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л, а } [\text{OH}^-] = 3,4 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

$$\text{Отсюда: } \text{ПР}(\text{Mg}(\text{OH})_2) = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 1,7 \cdot 10^{-4} \cdot (3,4 \cdot 10^{-4})^2 = 1,96 \cdot 10^{-11}.$$

ЗАДАНИЕ 13

1. При определенной температуре растворимость гидроксида железа (II) в воде равна $7,7 \cdot 10^{-6}$ моль/л. Вычислите произведение растворимости при этой температуре.

2. Вычислите растворимость фторида кальция в чистой воде и в растворе хлорида кальция с молярной концентрацией 0,1 моль/л.

3. Вычислите растворимость фторида кальция в чистой воде и в растворе фторида натрия с молярной концентрацией 0,1 моль/л.

4. Растворимость фосфата серебра в воде при 20 °С равна 0,0067 г/л. Вычислите произведение растворимости этой соли. Какова растворимость фосфата серебра (в моль/л) в растворе, содержащем в 0,1 моль/л ионов серебра?

5. Образуется ли осадок хлорида свинца, если к раствору нитрата свинца с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л добавить равный объем раствора хлорида натрия с молярной концентрацией эквивалента 0,4 моль/л?

6. Вычислите растворимость (в моль/л) фторида магния в чистой воде ($PP(MgF_2) = 8,8 \cdot 10^{-8}$). Какова растворимость фторида магния в растворе фторида натрия с молярной концентрацией 0,005 моль/л?

7. Какова растворимость (в моль/л) сульфиды кобальта в чистой воде ($PP(CoS) = 5,0 \cdot 10^{-22}$)? Чему равна растворимость в растворе сульфиды натрия с молярной концентрацией 0,1 моль/л?

8. Какова концентрация ионов серебра в насыщенном растворе хромата серебра в чистой воде и в растворе хромата калия с молярной концентрацией 0,1 моль/л?

9. Вычислите концентрацию ионов кальция в насыщенном растворе фторида кальция. Чему равна максимальная концентрация ионов кальция при растворении фторида кальция в растворе фторида натрия с молярной концентрацией 0,5 моль/л?

10. В 100 мл насыщенного раствора сульфата бария при комнатной температуре содержится $2,4 \cdot 10^{-4}$ г сульфата бария. Вычислите PP сульфата бария.

11. В 1 мл насыщенного раствора карбоната серебра содержится 0,032 мг карбоната серебра. Вычислите PP карбоната серебра.

12. Какое количество (в граммах) карбоната кальция растворяется в 1 л чистой воды и в 1 л раствора соды с молярной концентрацией 0,1 моль/л?

13. 0,2 г осадка сульфата свинца промыли 100 мл воды. Какой процент взятого осадка потерян в промывных водах, если считать, что промывная вода насыщается сульфатом свинца?

14. Раствор хлорида кальция содержит 0,1 мг $CaCl_2$ в 1 мл. К данному раствору прибавили равный объем раствора Na_2SO_4 с молярной концентрацией 0,01 моль/л. Вычислите, выпадет ли осадок.

15. В 1 мл раствора сульфата бария содержится 0,001 мг ионов Ba^{2+} . Является ли раствор насыщенным?

16. Раствор хлорида кальция содержит 0,1 мг $CaCl_2$ в 1 мл. К данному раствору прибавили равный объем раствора карбоната натрия с молярной концентрацией 0,01 моль/л. Вычислите, выпадет ли осадок.

17. Объясните, почему при действии на растворы солей железа (II) и марганца (II) сероводородом осадки сульфидов не выпадают, а при действии сульфидом натрия - выпадают.

18. Выпадет ли осадок сульфата бария при сливании равных объемов растворов $BaCl_2$ и Na_2SO_4 , содержащих по 0,05 г/л каждого вещества?

19. Выпадет ли осадок при сливании равных объемов растворов хлорида бария с молярной концентрацией 0,001 моль/л и нитрата серебра, содержащего 0,14 мг нитрата серебра в 100 мл воды?

20. Раствор хлорида кальция содержит 0,1 мг $CaCl_2$ в 1 мл. К данному раствору прибавили равный объем раствора $Na_2C_2O_4$ с молярной концентрацией 0,01 моль/л. Вычислите, выпадет ли осадок.

21. Для хромата серебра $PP = 1,1 \cdot 10^{-12}$. Вычислите растворимость (в г/л) хромата серебра в чистой воде и растворе хромата калия с молярной концентрацией 0,001 моль/л.

22. Для растворения 1 г нитрида свинца при 18 °С требуется 1470 мл воды. Вычислите произведение растворимости Pb_3N_2 .

23. Для фторида кальция $PP = 4,0 \cdot 10^{-11}$. Концентрация ионов $CaCl_2$ в жесткой воде составляет $2,0 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Вычислите максимальную концентрацию ионов F^- , которая может быть достигнута в жесткой воде.

24. Растворимость фосфата свинца (II) при 20 °С равна $1,4 \cdot 10^{-5}$ г в 100 мл воды. Вычислите растворимость этой соли в растворе фосфата натрия с молярной концентрацией 0,001 моль/л.

25. Вычислите растворимость сульфиды железа (II) (в граммах на литр) в чистой воде и раствора сульфиды натрия с молярной концентрацией 0,02 моль/л.

6.3.3. Гидролиз солей

Гидролиз солей – это реакция взаимодействия ионов соли с водой, в результате которого меняется pH раствора.

Вода является слабым электролитом и диссоциирует по схеме



В любом водном растворе произведение концентраций ионов водорода и гидроксогрупп при 18 °С является величиной постоянной и составляет 10^{-14} :

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14}.$$

Ионы соли, вступая в обменное взаимодействие с молекулами воды, смешают равновесие электролитической диссоциации воды, в результате чего среда в растворе может быть или кислой ($\text{pH} < 7$), или щелочной ($\text{pH} > 7$), или нейтральной ($\text{pH} \approx 7$). Для большинства солей гидролиз – процесс обратимый.

Все соли с точки зрения их способности к гидролизу разделяют на четыре типа.

1. Соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием (гидролиз по аниону), например, Na_2CO_3 :



В растворе накапливаются ионы OH^- , поэтому среда щелочная ($\text{pH} > 7$). Гидролиз такой соли протекает, в основном, по 1 ступени, поэтому молекулярное уравнение гидролиза будет иметь вид



Усилить гидролиз такой соли можно, добавив в раствор кислоту, которая, связав щелочь, сместила бы равновесие гидролиза вправо.

2. Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием (гидролиз по катиону), например CuSO_4 :



В растворе накапливаются ионы H^+ , среда кислая ($\text{pH} < 7$). Гидролиз такой соли идет, в основном, по 1 ступени:



Усилить гидролиз такой соли можно, добавив в раствор щелочь, которая, связав кислоту, сместила бы равновесие гидролиза вправо.

3. Соли образованные слабым основанием и слабой кислотой, например, $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$:



Ионы OH^- и H^+ образуют H_2O , которая, выводя их из сферы реакции, смещает равновесие гидролиза вправо, то есть увеличивает его глубину:



Реакция среды в растворе такой соли нейтральная ($\text{pH} \approx 7$).

4. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются, так как их ионы не образуют с водой слабых электролитов, например, NaCl , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$. Раствор таких солей имеет нейтральную среду ($\text{pH} = 7$).

Совместный гидролиз солей.

При сливании растворов двух солей, которые образованы слабым основанием и сильной кислотой и сильным основанием и слабой кислотой наблюдается явление совместного гидролиза этих солей. Например:



Поскольку гидролиз – процесс обратимый, то для его уменьшения можно сместить равновесие в обратную сторону, добавив в раствор кислоту или щелочь. Например, чтобы уменьшить процесс гидролиза хлорида олова необходимо в раствор добавить кислоты, а для ослабления процесса гидролиза карбоната натрия, в раствор добавляют щелочь.

Гидролиз – процесс равновесный, поэтому для него можно написать константу равновесия.



$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COON}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_2\text{O}]}$$

K и $[\text{H}_2\text{O}]$ – величины постоянные.

$K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_c$ – называется *константой гидролиза*.

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COON}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

Для расчета константы гидролиза соли можно использовать одно из выражений:

- если соль образована сильным основанием и слабой кислотой, то выражение константы гидролиза:

$$K_c = \frac{K_{\text{ш}}}{K_{\text{оск}}};$$

- если соль образована слабым основанием и сильной кислотой, то выражение константы гидролиза:

$$K_c = \frac{K_{\text{ш}}}{K_{\text{оск}}};$$

- если соль образована слабым основанием и слабой кислотой, то константа гидролиза:

$$K_z = \frac{K_{\text{пр}}}{K_{\text{осн}} \cdot K_{\text{окс-мил}}}$$

Чем слабее кислота и основание, образующие соль, т.е. чем меньше $K_{\text{осн}}$, тем больше K_z и соль сильнее гидролизована.

Между константой и степенью гидролиза существует зависимость

$$\alpha_z = \sqrt{\frac{K_z}{c}}$$

Константа гидролиза не зависит от концентрации, но зависит от природы веществ и температуры. Степень гидролиза при разбавлении раствора возрастает.

ПРИМЕРЫ

Пример 1. Определите степень гидролиза и pH в 0,1 М растворе карбоната натрия.

Решение: Запишем уравнение гидролиза карбоната натрия:



$$K_z = \frac{K_{\text{пр}}}{K_{\text{окс-мил}}} = \frac{10^{-14}}{4,7 \cdot 10^{-11}} = 2,13 \cdot 10^{-4}$$

$$\alpha_z = \sqrt{\frac{K_z}{c}} = \sqrt{\frac{2,13 \cdot 10^{-4}}{0,1}} = 4,6 \cdot 10^{-2} = 4,6 \%$$

Поскольку среда в растворе соли щелочная, определим $[\text{OH}^-]$:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{c \cdot K_z} = \sqrt{0,1 \cdot 2,13 \cdot 10^{-4}} = 4,6 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л.}$$

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 4,6 \cdot 10^{-2} = 1,34$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,34 = 12,66$$

Пример 2. Какая из солей сильнее подвергается гидролизу: карбонат или сульфит натрия? Ответ подтвердите расчетом констант гидролиза.

Решение: Запишем уравнения гидролиза карбоната натрия:



$$K_z = \frac{K_{\text{пр}}}{K_{\text{окс-мил}}} = \frac{10^{-14}}{4,7 \cdot 10^{-11}} = 2,13 \cdot 10^{-4}$$

Запишем уравнения гидролиза сульфита натрия:



$$K_z = \frac{K_{\text{пр}}}{K_{\text{окс-мил}}} = \frac{10^{-14}}{6,3 \cdot 10^{-8}} = 1,59 \cdot 10^{-7}$$

Поскольку $K_z(\text{Na}_2\text{CO}_3) > K_z(\text{Na}_2\text{SO}_3)$, карбонат натрия сильнее подвергается гидролизу, то есть чем слабее кислота, образующая соль, т.е. чем меньше $K_{\text{осн}}$, тем больше K_z и соль сильнее гидролизована.

ЗАДАНИЕ 14

1. а) Рассчитайте константу гидролиза раствора NaClO с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л.

б) Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной форме следующих солей: сульфид аммония, ацетат алюминия, сульфата железа (III).

2. а) Найдите pH раствора ацетата калия с молярной концентрацией эквивалента 0,001 моль/л.

б) Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной форме следующих солей: сульфата аммония, ацетата железа (III), местного гидролиза хлорида алюминия и сульфид натрия.

3. а) Рассчитайте константу гидролиза формата аммония.

б) Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной форме следующих солей: гидрофосфата аммония, сульфата меди, местного гидролиза хлорида алюминия и ацетата натрия.

4. а) Рассчитайте pH раствора нитрата аммония с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л.

б) Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной форме следующих солей: фосфата аммония, ацетата меди, совместного гидролиза сульфата хрома и сульфида натрия.

5. а) Константа диссоциации HClO равна $3,0 \cdot 10^{-8}$. Найти степень гидролиза гипохлорита натрия в растворе с молярной концентрацией эквивалента 0,001 и 1 моль/л.

б) Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной форме следующих солей: карбоната калия, хлорида хрома, совместного гидролиза хлорида меди и карбоната натрия.

6. а) Определите степень гидролиза и pH раствора пирида калия с молярной концентрацией эквивалента 0,005 моль/л.

б) Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной форме следующих солей: сульфида калия, сульфата меди, совместного гидролиза хлорида железа (III) и формата калия.