**.5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych**

**Informacja do zadań 55. i 56.**

W dwóch probówkach znajdowało się po 8 cm3 wodnego azotanu(V) srebra o stężeniu 0,1 mol · dm. Do probówki I dodano taką objętość wodnego roztworu chlorku sodu, która zawierała 29,25 mg NaCl, a do probówki II dodano 3 cm3 wodnego roztworu chlorku glinu o stężeniu 0,2 mol · dm. Przebieg doświadczenia zilustrowano poniższym schematem.

# I

NaCl(aq)

AgNO3 (aq)

# II

AlCl3 (aq)

AgNO3 (aq)

W obu probówkach zaszła reakcja chemiczna, którą można przedstawić za pomocą równania:

Ag+ + Cl → AgCl↓

**Zadanie 55.**

**Napisz w formie cząsteczkowej równania reakcji zachodzących w probówkach I i II** (patrz → informacja do zadań 55. i 56.).

**Wskazówki do rozwiązania zadania**

Rozwiązanie zadania polega na napisaniu, w formie cząsteczkowej, równań reakcji zachodzących podczas doświadczenia w probówkach I i II. W informacji do zadań podano równanie tych reakcji w formie jonowej skróconej. Dodatkowym ułatwieniem są zamieszczone na schemacie doświadczenia wzory substratów. Zapisujemy więc wzory substratów i produktów, a następnie dokonujemy bilansu masy i dobieramy współczynniki stechiometryczne.

**Poprawna odpowiedź**

Probówka I: AgNO3 + NaCl → AgCl↓ + NaNO3

Probówka II: 3AgNO3 + AlCl3 → 3AgCl↓ + Al(NO3)3

**Zadanie 56.**

**a) Wykonaj odpowiednie obliczenia i oceń, czy w obu probówkach nastąpiło całkowite strącenie jonów Ag+ w postaci osadu** (patrz → informacja do zadań 55. i 56.).

**b) Oblicz masę osadu AgCl wydzielonego w probówce I.**

**Wskazówki do rozwiązania zadania**

a)

W celu dokonania oceny, czy w probówkach nastąpiło całkowite strącenie jonów Ag+ w postaci osadu, należy wykonać odpowiednie obliczenia. Na początku oblicz liczbę moli AgNO3 znajdującego się w roztworze (0,0008 mola) jako iloczyn stężenia molowego i objętości roztworu (wielkości dane w zadaniu). Następnie oblicz liczbę moli NaCl potrzebnego do całkowitego strącenia 0,0008 mola jonów Ag+ w postaci AgCl w probówce I (0,0008 mola) oraz liczbę moli AlCl3 potrzebnego do całkowitego strącenia 0,0008 mola jonów Ag+ w postaci AgCl w probówce II (0,0002(6) mola). Wielkości te można wyznaczyć z odpowiednich proporcji na podstawie stechiometrii reakcji, zauważając, że stosunki molowe: *n* : *n*= 1 : 1, a *n* : *n*= 3 : 1. W dalszej kolejności oblicz liczbę moli NaCl wprowadzonego do roztworu znajdującego się w probówce I (0,0005 mola) oraz liczbę moli AlCl3 wprowadzonego do roztworu znajdującego się w probówce II (0,0006 mola). W *I sposobie* tę liczbę moli NaCl można obliczyć jako iloraz masy i masy molowej, a w *II sposobie –* z odpowiedniej proporcji. Liczbę moli AlCl3 wprowadzonego do roztworu oblicz jako iloczyn stężenia molowego i objętości roztworu (wielkości dane w zadaniu). Następnie trzeba porównać liczbę moli NaCl i odpowiednio liczbę moli AlCl3 wprowadzonego do roztworu z liczbą moli NaCl i odpowiednio z liczbą moli AlCl3 potrzebnego do całkowitego strącenia 0,0008 mola AgNO3. Jeżeli liczba moli jonów Cl– wprowadzonych do roztworu jest większa (lub równa) od liczby moli potrzebnych do całkowitego strącenia jonów Ag w postaci AgCl, to nastąpi całkowite strącenie jonów Ag+ w postaci osadu. Porównanie to prowadzi do wniosku, że w probówce I nie nastąpiło całkowite strącenie jonów Ag+ w postaci osadu, a w probówce II nastąpiło całkowite strącenie jonów Ag+ w postaci osadu. Należy przyjąć poprawne zaokrąglenia wyników pośrednich i wyniku końcowego oraz pamiętać o podaniu wyniku z odpowiednią jednostką. Pamiętaj, że wynik zależy od przyjętych zaokrągleń.

b)

W celu obliczenia masy osadu wydzielonego w probówce I należy zauważyć, że liczba moli wydzielonego osadu AgCl jest równa liczbie moli NaCl wprowadzonego do roztworu, bo stosunek molowy *n* : *n*= 1 : 1, a liczba moli NaCl wprowadzonego do roztworu jest mniejsza od liczby moli NaCl potrzebnego do całkowitego strącenia jonów A+. Odpowiednia liczba moli NaCl obliczona została w części a) zadania. Jako że w roztworze znajdującym się w probówce I liczba moli NaCl jest równa 0,0005 mola, to liczba moli wydzielonego osadu AgCl również wynosi 0,0005 mola. Masę AgCl (0,07175 g = 71,75 mg) możesz obliczyć jako iloczyn liczby moli i masy molowej (*I sposób*) lub z odpowiedniej proporcji (*II sposób*)*.* Masa rozpuszczonej soli w probówce I jest do zaniedbania, bo wartość ta jest znikoma. Należy przyjąć poprawne zaokrąglenia wyników pośrednich i wyniku końcowego oraz pamiętać o podaniu wyniku z odpowiednią jednostką. Pamiętaj, że wynik zależy od przyjętych zaokrągleń.

**Przykłady poprawnych odpowiedzi**

a)

|  |  |
| --- | --- |
| Dane: | Szukane: |
| *m* = 29,25 mg  *V*= 8 cm  *c*= 0,1 mol ∙ dm  *V*= 3 cm  *c*= 0,2 mol ∙ dm | *n*, *n*, *n* |

Rozwiązanie:

I sposób

Probówka I

Liczba moli AgNO3

*n*= *c*∙ *V*

*n*= 0,1 mol ∙ dm∙ 0,008 dm

*n*= 0,0008 mola

Liczba moli NaCl potrzebnych do całkowitego strącenia jonów Ag+

*n*= *n*

*n*= 0,0008 mola

Liczba moli NaCl wprowadzonych do roztworu

*n*= =  = 0,0005 mola

Liczba moli NaCl wprowadzonych do roztworu jest mniejsza od liczby moli NaCl potrzebnych do całkowitego strącenia jonów Ag+.

Probówka II

Liczba moli AgNO3

*n*= *c*∙ *V*

*n*= 0,1 mol ∙ dm ∙ 0,008 dm

*n*= 0,0008 mola

Liczba moli AlCl3 potrzebnych do całkowitego strącenia jonów Ag+

 *x* = *n*= 0,0002(6) mola

Liczba moli AlCl3 wprowadzonych do roztworu

*n*= *c*∙ *V*

*n*= 0,2 mol ∙ dm ∙ 0,003 dm

*n*= 0,0006 mola

Liczba moli AlCl3 wprowadzonych do roztworu jest większa od liczby moli AlCl3 potrzebnych do całkowitego strącenia jonów Ag+.

II sposób

Probówka I

Liczba moli AgNO3

*n*= *c*∙ *V*

*n*= 0,1 mol ∙ dm ∙ 0,008 dm

*n*= 0,0008 mola

Liczba moli NaCl potrzebnych do całkowitego strącenia jonów Ag+

*n*= *n*

1 mol AgNO3 ––– 1mol NaCl

0,0008 mola AgNO3 ––– *x* *x* = *n*= 0,0008 mola

Liczba moli NaCl wprowadzonych do roztworu

1 mol NaCl ––– 58,5 g NaCl

*y* ––– 0,02925 g NaCl *y* = *n*= 0,0005 mola

Liczba moli NaCl wprowadzonych do roztworu jest mniejsza od liczby moli NaCl potrzebnych do całkowitego strącenia jonów Ag+.

Probówka II

Liczba moli AgNO3

*n*= *c*∙ *V*

*n*= 0,1 mol ∙ dm ∙ 0,008 dm

*n*= 0,0008 mola

Liczba moli AlCl3 potrzebnych do całkowitego strącenia jonów Ag+

3 mole AgNO3 ––– 1 mol AlCl3

0,0008 mola AgNO3 ––– *x* *x* = *n*= 0,0002(6) mola

Liczba moli AlCl3 wprowadzonych do roztworu

*n*= *c*∙ *V*

*n*= 0,2 mol ∙ dm ∙ 0,003 dm

*n*= 0,0006 mol

Liczba moli AlCl3 wprowadzonych do roztworu jest większa od liczby moli AlCl3 potrzebnych do całkowitego strącenia jonów Ag+.

Odpowiedź: W probówce I nie nastąpiło całkowite strącenie jonów Ag+ w postaci osadu. W probówce II nastąpiło całkowite strącenie jonów Ag+ w postaci osadu.

b)

|  |  |
| --- | --- |
| Dane: | Szukane: |
| *m* = 29,25 mg  *V*= 8 cm  *c*= 0,1 mol ∙ dm  *V*= 3 cm  *c*= 0,2 mol ∙ dm | *n*, *n*, *n* |

Rozwiązanie:

I sposób

Probówka I

*Uwaga*: Można skorzystać z liczby moli NaCl obliczonych w części a) zadania lub powtórzyć obliczanie liczby moli NaCl w tej części zadania.

Liczba moli AgNO3

*n*= *c*∙ *V*

*n*= 0,1 mol ∙ dm ∙ 0,008 dm

*n*= 0,0008 mola

Liczba moli NaCl potrzebnych do całkowitego strącenia jonów Ag+

*n*= *n*

*n*= 0,0008 mola

Liczba moli NaCl wprowadzonych do roztworu

*n*= = = 0,0005 mola

Liczba moli NaCl wprowadzonych do roztworu jest mniejsza od liczby moli NaCl potrzebnych do całkowitego strącenia jonów Ag+.

Liczba moli AgCl

*n*= *n* wprowadzonych do roztworu

*n* = 0,0005 mola

Masa AgCl

*m* = *n* ∙ *M*

*m* = 0,0005 mola ∙ 143,5 g ∙ mol

*m* = 0,07175 g = 71,75 mg

II sposób

*Uwaga*: Można skorzystać z liczby moli NaCl obliczonych w części a) zadania lub powtórzyć obliczanie liczby moli NaCl w tej części zadania.

Liczba moli AgNO3

*n*= *c*∙ *V*

*n*= 0,1 mol ∙ dm 0,008 dm

*n*= 0,0008 mola

Liczba moli NaCl potrzebnych do całkowitego strącenia jonów Ag+

*n*= *n*

1 mol AgNO3 ––– 1mol NaCl

0,0008 mola AgNO3 ––– *x* *x* = *n*= 0,0008 mola

Liczba moli NaCl wprowadzonych do roztworu

1 mol NaCl ––– 58,5 g NaCl

*y* ––– 0,02925 g NaCl *y* = *n*= 0,0005 mola

Liczba moli NaCl wprowadzonych do roztworu jest mniejsza od liczby moli NaCl potrzebnych do całkowitego strącenia jonów Ag+.

Masa AgCl

*n*= *n* wprowadzonych do roztworu

58,5 g NaCl ––– 143,5 g AgCl

0,02925 g NaCl ––– *z z* = *m*= 0,07175 g = 71,75 mg

Odpowiedź: W probówce I wydzieliło się 71,75 mg (0,07175 g) osadu AgCl.

**Zadanie 57.**

Iloczyn rozpuszczalności *K*SO trudno rozpuszczalnej soli to iloczyn stężeń (podniesionych do odpowiednich potęg) jonów tworzących tę sól w stanie równowagi w nasyconym roztworze tej soli. Dla soli typu AB, której dysocjacja przebiega zgodnie z równaniem:

AB ⇄ A+ B

iloczyn rozpuszczalności *K*SO = [A] ∙ [B]. Jeżeli w roztworze będą obecne jony Aoraz B i wartość iloczynu ich stężeń będzie mniejsza od wartości iloczynu rozpuszczalności soli AB, to osad tej soli nie wytrąci się. Strącenie osadu nastąpi wtedy, gdy zostanie przekroczona wartość iloczynu rozpuszczalności.

Iloczyn rozpuszczalności *K*SO siarczanu(VI) baru w temperaturze *T* wynosi:

*K*SO = [Ba]∙[SO] = 1,08 ∙ 10

Na podstawie: J. Sawicka i inni, *Tablice chemiczne,* Gdańsk 2004, s. 221.

**Uzupełnij poniższe zdanie. Wybierz i podkreśl jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie tak, aby zdanie było prawdziwe.**

W temperaturze *T* (może/nie może) istnieć roztwór, w którym iloczyn stężeń kationów baru i anionów siarczanowych(VI) jest równy 1,08 · 10–7, ponieważ wartość ta jest (mniejsza/ większa) od wartości iloczynu rozpuszczalności siarczanu(VI) baru w temperaturze *T*.

**Wskazówki do rozwiązania zadania**

Rozwiązanie zadania wymaga analizy i interpretacji tekstu zamieszczonego w informacji do zadania. Należy porównać wartość iloczynu rozpuszczalności siarczanu(VI) baru z iloczynem podanych stężeń kationów baru i anionów siarczanowych(VI) i stwierdzić, że iloczyn rozpuszczalności jest mniejszy od iloczynu ze stężeń jonów, a więc taki roztwór nie może istnieć.

**Zadanie 58.**

W trzech nieoznakowanych zlewkach umieszczono osobno jednakowe objętości wody, kwasu solnego oraz wodnego roztworu wodorotlenku sodu. Wiadomo ponadto, że stężenia użytego kwasu oraz wodnego roztworu wodorotlenku były jednakowe i równe 0,01 mol · dm–3.

**Oceń, czy za pomocą fenoloftaleiny** (zakres pH zmiany barwy: 8,2–10) **jako wskaźnika pH oraz możliwości mieszania ze sobą zawartości poszczególnych naczyń, możliwe jest jednoznaczne ustalenie zawartości zlewek. Jeśli uznasz, że jest to możliwe, opisz sposób wykonania takiego doświadczenia oraz podaj obserwacje, które pozwolą na identyfikację zawartości naczyń. Jeśli natomiast uznasz, że takiej możliwości nie ma, przytocz odpowiednie argumenty.**

**Wskazówki do rozwiązania zadania**

Aby poprawnie rozwiązać zadanie, musisz wiedzieć, jak zachowuje się wskaźnik (w tym przypadku fenoloftaleina) w roztworach o odczynie obojętnym, kwasowym i zasadowym. Ponadto, aby można było jednoznacznie ustalić zawartość zlewek, musisz wziąć pod uwagę fakt, że fenoloftaleina jest wskaźnikiem, który w roztworach o odczynie kwasowym lub bliskim obojętnemu jest bezbarwny, a w roztworach o odczynie zasadowym przyjmuje zabarwienie malinowe (czerwone). Zmiana barwy odbywa się stopniowo w określonym, podanym w poleceniu do zadania, zakresie pH: od barwy bladoróżowej do malinowej – wraz ze wzrostem pH roztworu. Wynika z tego, że po dodaniu kilku kropli alkoholowego roztworu fenoloftaleiny do 3 zlewek, których zawartość opisano w informacji wprowadzającej do zadania, można zaobserwować, że tylko w jednej zlewce wskaźnik przyjął malinowe zabarwienie. Była to zlewka z wodnym roztworem wodorotlenku sodu. Zawartość pozostałych dwóch zlewek (z wodą i z kwasem) pozostała bezbarwna. W celu ich odróżnienia należy zmieszać ich zawartość z roztworem wodorotlenku sodu z fenoloftaleiną. Po dodaniu malinowego roztworu wodorotlenku sodu do kwasu () będzie można zaobserwować całkowite odbarwienie wskaźnika. Zaszła bowiem reakcja chemiczna, którą ilustruje poniższe równanie:



W drugim przypadku, po dodaniu roztworu wodorotlenku sodu z fenoloftaleiną do wody (), nie zaobserwuje się odbarwiania wskaźnika.

Niektóre źródła podają, że w roztworach o odczynie skrajnie kwasowym (pH < 0) fenoloftaleina barwi się na pomarańczowo, a w roztworach silnie zasadowych (pH > 13) staje się bezbarwna. Ponieważ jednak stężenia molowe roztworu wodorotlenku sodu i kwasu solnego użytych w opisanym doświadczeniu były równe 0,01 mol · dm–3, oznacza to, że kwas solny miał pH = 2, a roztwór wodorotlenku miał pH = 12, a więc takie, przy których zachowanie fenoloftaleiny jest typowe.

**Zadanie 59.**

Po zmieszaniu 200 cm3 kwasu solnego o pH = 1 i 100 cm3 zasady sodowej o stężeniu molowym równym 0,1 mol · dm–3 przebiegła reakcja opisana równaniem:

HCl + NaOH → NaCl + H2O

Objętość powstałego roztworu była sumą objętości roztworów wyjściowych.

**Oblicz wartość pH otrzymanego roztworu. Nie zaokrąglaj obliczonych wyników pośrednich. Wynik końcowy podaj z dokładnością do drugiego miejsca po przecinku.**

**Zadanie 60.**

Przygotowano roztwory wodne o stężeniu molowym równym 0,1 mol · dm−3 następujących substancji: NaOH, HCl, Ba(OH)2, H2SO4, a następnie przeprowadzono 2 reakcje zobojętniania zgodnie z równaniami:

I NaOH + HCl → NaCl + H2O

II Ba(OH)2 + H2SO4 → BaSO4 + 2H2O

Podczas dodawania porcjami kwasu solnego do roztworu wodorotlenku sodu (reakcja I) i roztworu kwasu siarkowego(VI) do roztworu wodorotlenku baru (reakcja II) mierzono przewodnictwo elektryczne roztworu. Moment, w którym przewodnictwo elektryczne roztworu jest najmniejsze, to punkt zobojętnienia.

Na podstawie: J. Sawicka i inni, *Tablice chemiczne,* Gdańsk 2008, s. 178.

**a) Napisz w formie jonowej równania przeprowadzonych reakcji.**

**b) Dokończ zdanie, zaznaczając wniosek A lub B i jego uzasadnienie 1. lub 2.**

Porównując stężenia molowe jonów w momencie zobojętnienia obu reakcji, można stwierdzić, że w roztworze otrzymanym w reakcji I łączna liczba moli wszystkich obecnych w roztworze jonów jest

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| A | większa niż w roztworze otrzymanym w reakcji II, | ponieważ powstająca sól jest | 1. | rozpuszczalna w wodzie. |
| B | mniejsza niż w roztworze otrzymanym w reakcji II, | 2. | nierozpuszczalna w wodzie. |

**Zadanie 61.**

W czterech zlewkach przygotowano w temperaturze 293 K po 100 g roztworów czterech soli o stężeniu 10% masowych. Następnie do każdej zlewki dosypano po 10 g tych samych soli, utrzymując temperaturę 293 K – zgodnie z poniższym rysunkiem.



Rozpuszczalność tych soli w wodzie w temperaturze 293 K podano w poniższej tabeli.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Substancja** | BaCl2 | KCl | Na2SO4 | NaNO3 |
| **Rozpuszczalność**, g w 100 g wody | 35,74 | 34,03 | 19,23 | 87,27 |

Na podstawie: J. Sawicka i inni, *Tablice chemiczne,* Gdańsk 2008, s. 222.

**a) Dla zlewek I, II i III wykonaj obliczenia i podaj numery tych zlewek, w których otrzymano roztwory nienasycone.**

**b) Oblicz** **stężenie (wyrażone w procentach masowych) roztworu, który otrzymano w zlewce oznaczonej numerem IV.**

**Zadanie 62.**

Do 100 cm3 wodnego roztworu CaCl2 o stężeniu 0,1 mol · dm−3 dodano 100 cm3 wodnego roztworu NaCl o stężeniu 0,1 mol · dm−3, a następnie 100 cm3 wodnego roztworu AgNO3 o stężeniu 0,1 mol · dm−3.

**Podaj wzory jonów, które pozostaną w końcowym roztworze i oblicz ich stężenie molowe. Przyjmij, że objętość roztworu końcowego jest sumą objętości roztworów zmieszanych.**

**Zadanie 63.**

Do probówek z wodą wprowadzono sześć różnych substancji zgodnie z poniższym rysunkiem:

K2S (s)

V

C2H5OH (c)

II

SiO2 (s)

I

FeCl2 (s)

III

NaNO2 (s)

IV

CaCl2 (s)

VI

H2O

Następnie zawartość każdej probówki energicznie wymieszano i zanurzono w niej uniwersalny papierek wskaźnikowy.

**a) Dokończ poniższe zdania, wpisując numery odpowiednich probówek.**

1. Uniwersalny papierek wskaźnikowy zabarwił się na niebiesko po zanurzeniu w roztworach znajdujących się w probówkach ……………….. .

2. Uniwersalny papierek wskaźnikowy nie zmienił zabarwienia po zanurzeniu w roztworach znajdujących się w probówkach: ……………….. .

3. Reakcja hydrolizy zaszła w roztworach znajdujących się w probówkach: ……………….. .

Papierek uniwersalny zanurzony w roztworze znajdującym się w probówce III zabarwił się na różowo.

**b) Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji, której efektem była zmiana zabarwienia papierka uniwersalnego po zanurzeniu w roztworze znajdującym się w probówce III.**

**Zadanie 64.**

Zmieszano 200,00 cm3 technicznego kwasu solnego o stężeniu 30,00% (wyrażonym w procentach masowych) i 200,00 cm3 wody destylowanej.

Na wykresie przedstawiono zależność gęstości kwasu solnego od jego stężenia procentowego.

Na podstawie: J. Sawicka i inni, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2001, s. 225.

1. **Oblicz stężenie procentowe (w procentach masowych) otrzymanego kwasu solnego. Przyjmij, że gęstość wody wynosi 1,00 g ∙ cm–3.**
2. **Oblicz stężenie molowe otrzymanego kwasu solnego. Przyjmij, że objętość tego roztworu jest sumą objętości kwasu solnego technicznego i wody.**

**Informacja do zadań 65. i 66.**

Kolorymetria jest metodą stosowaną w analizie chemicznej. Dzięki niej można określić stężenie barwnego roztworu badanej substancji. Metoda ta wykorzystuje zjawisko pochłaniania przez barwny roztwór promieniowania elektromagnetycznego o określonej długości fali z zakresu światła widzialnego. Im większe jest stężenie badanej substancji w roztworze, w tym większym stopniu roztwór ten pochłania promieniowanie, a więc osłabia natężenie promieniowania przepuszczanego przez roztwór. Osłabienie to można zmierzyć, a jego miarą jest wielkość zwana absorbancją. Jeżeli serię pomiarów absorbancji roztworów badanej substancji w danym rozpuszczalniku przeprowadza się w tych samych warunkach, umieszczając próbki roztworów w identycznych naczynkach, wartości absorbancji zależą tylko od stężenia tych roztworów.

Jednym z zastosowań metody kolorymetrycznej jest oznaczanie stężenia jonów żelaza(III), które z jonami tiocyjanianowymi SCN– tworzą jony kompleksowe [Fe(SCN)]2+. Jony te obecne w roztworze wodnym nadają mu intensywne krwistoczerwone zabarwienie, umożliwiające wykrycie nawet śladowych ilości żelaza.

W celu wyznaczenia zawartości żelaza w postaci jonów żelaza(III) w badanym roztworze przeprowadzono opisane poniżej doświadczenie.

Wykonano pomiar absorbancji *A* trzech wodnych roztworów o znanym stężeniu jonów [Fe(SCN)]2+, umieszczając je w identycznych naczynkach. Wyniki pomiarów zestawiono w tabeli.

|  |  |
| --- | --- |
| **Stężenie jonów** [Fe(SCN)]2+, mol ∙ dm–3 | **Absorbancja *A*** |
| 0,25∙10–4 | 0,24 |
| 0,65∙10–4 | 0,62 |
| 1,05∙10–4 | 1,01 |

Próbkę 10,00 cm3 badanego roztworu umieszczono w kolbie miarowej o pojemności 50,00 cm3 i do kolby dodano w nadmiarze bezbarwny wodny roztwór tiocyjanianu potasu KSCN tak, aby powstał kompleks [Fe(SCN)]2+. Zawartość kolby dopełniono do kreski wodą destylowaną i dokładnie wymieszano. Następnie pobrano z niej próbkę i zmierzono jej absorbancję w takich samych warunkach, w jakich wykonano wcześniejszy pomiar absorbancji roztworów o znanym stężeniu. Zmierzona absorbancja *A* próbki badanego roztworu wyniosła 0,44.

Na podstawie: D.A. Skoog, D.M. West, F.J. Holler, S.R. Crouch, *Podstawy chemii analitycznej*, t. 2,   
Warszawa 2007, s. 301–302; A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2010, s. 963.

**Zadanie 65.**

**Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji powstawania jonów [Fe(SCN)]2+ w wyniku dodania roztworu tiocyjanianu potasu do roztworu badanego** (patrz → informacja do zadań 65. i 66.).

**Zadanie 66.**

1. **Narysuj wykres zależności absorbancji *A* roztworów o znanym stężeniu i oszacuj wartość stężenia jonów [Fe(SCN)]2+ w badanym roztworze** (patrz → informacja do zadań 65. i 66.).



1. **Oblicz, ile mikrogramów (*μ*g) żelaza w postaci jonów żelaza(III) zawierała początkowa próbka badanego roztworu o objętości 10 cm3.**

**Informacja do zadań 67.–69.**

Zmieszano dwa roztwory wodne wodorotlenku potasu (roztwór A i roztwór B) i otrzymano roztwór C. Roztwór A o gęstości *d* = 1,1818 g ∙ cm−3 otrzymano przez rozpuszczenie 40 g stałego KOH w 160 g wody. Roztwór B o gęstości 1,2210 g ∙ cm−3 i stężeniu procentowym KOH 24% masowych miał objętość 500 cm3.

Na podstawie: J. Sawicka i inni, *Tablice chemiczne,* Gdańsk 2001, s. 225.

**Zadanie 67.**

**Oblicz stężenie procentowe (w procentach masowych) roztworu C** (patrz → informacja do zadań 67.–69.). **Wynik podaj w zaokrągleniu do jedności.**

**Zadanie 68.**

**Oblicz przybliżone stężenie molowe roztworu C** (patrz → informacja do zadań 67.–69.). **Wynik zaokrąglij do dwóch miejsc po przecinku. Przyjmij, że objętość roztworu C jest sumą objętości roztworów A i B.**

**Zadanie 69.**

**Oblicz masę wody, jaką należy dodać do powstałego roztworu C** (patrz → informacja do zadań 67.–69.), **aby jego stężenie w procentach masowych osiągnęło wartość 10%. Wynik podaj w gramach i zaokrąglij do jedności.**

**Informacja do zadań 70. i 71.**

Przeprowadzono doświadczenie zilustrowane poniższym schematem.

H2O

Na2CO3 (s)

H2O

CaCl2 (s)

H2O

FeCl3 (s)

Na2SO3 (s)

H2O

I II III IV

Zbadano odczyn roztworu w każdej probówce przy użyciu uniwersalnego papierka wskaźnikowego.

**Zadanie 70.**

**Uzupełnij tabelę, wpisując barwę uniwersalnego papierka wskaźnikowego po zanurzeniu w roztworze otrzymanym w każdej probówce oraz odczyn otrzymanego roztworu** (patrz → informacja do zadań 70. i 71.).

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Numer probówki** | **Barwa uniwersalnego papierka wskaźnikowego** | **Odczyn roztworu** |
| I |  |  |
| II |  |  |
| III |  |  |
| IV |  |  |

**Zadanie 71.**

**Napisz w formie jonowej skróconej równania reakcji chemicznych, które zaszły w probówkach I, II, III, IV** (patrz → informacja do zadań 70. i 71.) **lub zaznacz, że reakcja nie zaszła.**

|  |  |
| --- | --- |
| **Numer probówki** | **Równanie reakcji chemicznej w formie jonowej skróconej** |
| I |  |
| II |  |
| III |  |
| IV |  |

**Informacja do zadań 72. i 73.**

Fluorek wapnia CaF2 występuje w przyrodzie jako minerał fluoryt. Czysty fluorek wapnia jest substancją trudno rozpuszczalną w wodzie i można go łatwo wytrącić w postaci drobnokrystalicznego osadu. Proces rozpuszczania trudno rozpuszczalnej substancji jonowej możemy przedstawić równaniem:

A*x*B*y* (stały) *x*A*y*+ (roztwór) + *y*B*x*– (roztwór)

Stała równowagi opisująca ten proces wyraża się równaniem:



jest nazywana iloczynem rozpuszczalności substancji A*x*B*y* i oznaczana symbolem Jeżeli w roztworze iloczyn stężeń jonów, na które dysocjuje dana substancja, w potęgach odpowiadających współczynnikom stechiometrycznym z równania dysocjacji jonowej tej substancji przekracza wartość iloczynu rozpuszczalności, to w roztworze takim obserwujemy wytrącanie się osadu trudno rozpuszczalnej soli. Iloczyn rozpuszczalności fluorku wapnia w wodzie wynosi 

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, t. 2, Warszawa 2002, str. 354–355, 560–561.

**Zadanie 72.**

W zlewce o pojemności 500,00 cm3 zmieszano 130,00 cm3 roztworu chlorku wapnia o stężeniu 0,00500 mol · dm–3 i 70 cm3 roztworu fluorku sodu o stężeniu 0,00400 mol · dm–3 (patrz → informacja do zadań 72. i 73.). Objętość powstałego roztworu była sumą objętości roztworów wyjściowych.

**Napisz w postaci jonowej skróconej równanie reakcji, która przebiegła po zmieszaniu roztworu chlorku wapnia i roztworu fluorku sodu.**

**Zadanie 73.**

**Wykaż, przeprowadzając odpowiednie obliczenia, że w zlewce, w której zmieszano roztwory obu soli** (patrz → informacja do zadań 72. i 73. oraz zadanie 72.), **wytrącił się drobnokrystaliczny osad.**