

Cz. III Roztwory i sposoby wyrażania stężeń roztworów, iloczyn rozpuszczalności

A. Roztwory

Kryteria podziału mieszanin:

Mieszanina to układ przynajmniej dwuskładnikowy składający się z fazy dyspergowanej (rozpraszanej) i dyspergującej (rozpraszającej) (np. rozproszony tlen w azocie, wodny roztwór alkoholu, gaz w cieczy- piana, ciecz w gazie- aerozol, ciało stałe w gazie - kurz, gaz w ciele stałym - pumeks)

a) Kryterium średnicy cząsteczek fazy dyspergowanej

Rzeczywiste – średnica cząsteczek fazy rozproszonej (zdyspergowanej) $< 1\text{nm}$ (10^{-9}m)

Koloidy – średnica cząsteczek fazy rozproszonej (zdyspergowanej) zawarta w przedziale od 1 do 200nm,

Zawiesiny - średnica cząsteczek fazy rozproszonej (zdyspergowanej) $> 200\text{nm}$, cząsteczki te podlegają siłom grawitacji więc następuje ich separacja z fazy dyspergującej (rozpraszającej) – zjawisko sedymentacji.

b) Kryterium składu chemicznego i stanu skupienia fazy rozpraszanej i rozpraszającej:

- jednorodne (np. woda + para wodna + lód)
- niejednorodne (np. etanol + woda),
- jednofazowe (wodny roztwór cukru),
- wielofazowe (kropelki wody – powietrze = mgła, powietrze + sadza).

Koloidy ; dzielą się na: **zole liofilowe** – „lubiące”- mające powinowactwo do rozpuszczalnika, **zole liofobowe** – „niełubiące”- niemające powinowactwa do rozpuszczalnika.

Błony półprzepuszczalne – umożliwiają przenikanie cząsteczek fazy rozpraszającej (rozpuszczalnika), natomiast są nieprzepuszczalne dla cząsteczek fazy rozproszonej.

Zadanie do rozwiązania:

1. W naczyniu, w którym znajduje się w stanie równowagi para wodna, woda w postaci ciekłej i lód znajduje się układ:
 - a) Niejednorodny, jednofazowy, jednoskładnikowy,
 - b) Niejednorodny, jednofazowy, wieloskładnikowy,
 - c) Jednorodny, jednofazowy, wieloskładnikowy,
 - d) Jednorodny, wielofazowy, jednoskładnikowy.
2. Zasadniczą różnicą w we właściwościach koloidów liofilowych i liofobowych jest:
 - a) Różnica w stopniu zdyspergowania fazy rozproszonej,
 - b) Różnica w powinowactwa cząstek koloidalnych do fazy dyspersyjnej.
 - c) Obecność ładunku elektrycznego na powierzchni cząstek koloidalnych koloidu liofilowego,
 - d) Zdolność do rozpraszania światła charakteryzująca koloid liofilowy.

3. Które ze stwierdzeń zawartych w tabeli nie jest w pełni prawdziwe;

?	Faza dyspersyjna (rozpraszająca)	Faza zdyspergowana (rozproszona)	Nazwa układu koloidalnego
a	ciecz	ciecz	emulsja
b	ciecz	gaz	piana
c	ciecz	ciecz	mgła
d	gaz	ciało stałe	dym

4. W 5-ciu naczyniach sporządzono mieszaniny;

- I żelatyna + woda,
- II albumina + woda,
- III kwas metakrzemowy(IV) + woda,
- IV gliceryna + woda,
- V skrobia + woda.

W których naczyniach znajdują się roztwory koloidalne.

5. Jedną z metod rozdziału mieszanin stosowaną w przypadku układów koloidalnych jest dializa, która polega na oddzieleniu cząsteczek koloidalnych od rozpuszczalnika przez wykorzystanie:

- a) Przez błonę półprzepuszczalną przechodzą jedynie cząsteczki koloidalne,
- b) Przez błonę półprzepuszczalną przechodzą jedynie cząsteczki rozpuszczalnika,
- c) Pod wpływem pola elektrycznego szybkość przechodzenia cząsteczek rozpuszczalnika oraz cząstek koloidalnych jest zróżnicowana,
- d) Koloidy liofobowe łatwiej przechodzą przez błonę półprzepuszczalną niż cząsteczki rozpuszczalnika.

6. Cząsteczka koloidalna może:

- a) mieć ładunek dodatni,
- b) mieć ładunek ujemny,
- c) nie mieć ładunku,
- d) w zależności od warunków i rodzaju koloidu wszystkie odpowiedzi mogą być poprawne.

B. Rozpuszczalność, rozpuszczanie kryształów jonowych, sposoby wyrażania stężeń roztworów

Rozpuszczalność - maksymalna ilość gram substancji , która w określonej temperaturze rozpuszcza się w 100g rozpuszczalnika dając roztwór nasycony.

Roztwór nasycony – to taki w którym ilość substancji rozpuszczonej jest równa jej rozpuszczalności,

Roztwór nienasycony – ilość substancji rozpuszczonej jest mniejsza niż to wynika z jej rozpuszczalności,

Roztwór przesycony – ilość substancji znajdującej się w roztworze jest większa niż to wynika z jej rozpuszczalności, czyli substancja w roztworze znajduje się w stanie równowagi dynamicznej między jej fazą rozpuszczoną i fazą nierozpuszczoną.

Dla większości substancji stałych ich rozpuszczalność wzrasta wraz ze wzrostem temperatury roztworu, dla substancji gazowych rozpuszczalność maleje wraz ze wzrostem temperatury a wzrasta wraz ze wzrostem ciśnienia.

Zadanie. Oblicz stężenie procentowe i molowe roztworu wiedząc, że rozpuszczalność azotanu(V) srebra w wodzie o temp. 10°C wynosi 160g a gęstość tego roztworu wynosi 2,5g/cm³.

Metoda rozwiązania:

- obliczenie masy roztworu $m_r = m_s + m_{rozp} = 160_g + 100_g = 260_g$

- obliczenie $C_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\% = \frac{160_g}{260_g} \times 100\% = 61,54\%$ (jt. roztwór nasycony)

- obliczenie $C_m = \frac{n}{V}$

$M_{AgNO_3} = 170g/mol$ $n = \frac{m_s}{M} = \frac{160_g}{170_g/mol} = 0,94mola$

$V = \frac{m_r}{\rho_r} = \frac{260_g}{2,5g/cm^3} = 104cm^3 = 0,104dm^3$.

$C_m = \frac{n}{V} = \frac{0,94mol}{0,104dm^3} = 9mol/dm^3$.

Zadanie do samodzielnego rozwiązania. Oblicz ile gramów azotanu(V) srebra wytrąci się z 150g nasyconego roztworu tej soli w temp. 10°C, jeżeli temperaturę roztworu obniży się do 0°C a nasycony roztwór w tej temperaturze ma stężenie 53,48%.

C. Rozpuszczanie i efekty towarzyszące procesowi rozpuszczania;

Roztworzenie – rozpuszczanie, któremu towarzyszą reakcje chemiczne, np. reakcja sodu z wodą, reakcja metalu z kwasem,

Dylatacja – zwiększenie objętości po wymieszaniu rozpuszczalnika i substancji rozpuszczonej jako wynik powiększenia się dotychczasowych odległości między cząsteczkami,

Kontrakcja – zmniejszenie objętości w wyniku zmniejszenia się odległości między cząsteczkami (np. woda + alkohol daje zmniejszenie objętości ok. 3%)

Efekt energetyczny rozpuszczania substancji jest sumą efektów energetycznych poszczególnych etapów rozpuszczania: np. w przypadku rozpuszczania kryształów jonowych w rozpuszczalnikach polarnych (woda, etanol)

Etap I – rozerwanie oddziaływań międzycząsteczkowych w rozpuszczalniku (wiązań wodorowych w zasocjowanych aglomeratach wody) etap endoenergetyczny, (E1)

Etap II. Wyrwanie jonów z węzłów sieci krystalicznej przez dipole wody i zniszczenie kryształu jonowego – etap endoenergetyczny, (E2)

Etap III – solwatacja (uwodnienie - hydratacja) jonów przez dipole wody – proces egzoenergetyczny. (E3)

Jeżeli $E1 + E2 < E3$ to kryształ jonowy jest rozpuszczalny w wodzie, jeżeli $E1 + E2 > E3$ to związek jest praktycznie nierozpuszczalny lub bardzo słabo rozpuszczalny, jego rozpuszczalność można zwiększyć przez podgrzanie roztworu (dostarczenie energii do układu).

Krystalizacja – proces odwrotny do rozpuszczania, efekty energetyczne odwrócone w stosunku do procesu rozpuszczania.

Przykładowe zadanie; Rozpuszczalność gazowego amoniaku w wodzie w temp. 293K i pod ciśnieniem 1013hPa wynosi 702dm³ w 1dm³ wody. Oblicz stężenie procentowe nasyconego roztworu amoniaku.

Metoda rozwiązania:

- obliczenie liczby moli gazu i jego masy: (dla p w [hPa] $R = 83,1 \text{ hPa} \cdot \text{dm}^3/\text{K/mol}$)

$$pV = nRT \quad \text{stąd} \quad n = pV : RT = 1013\text{hPa} \times 702\text{dm}^3 : 83,1\text{hPa} \cdot \text{dm}^3/\text{K/mol} \times 293\text{K} = 29,2 \text{ mola}$$

$$m_s = n \times M_{\text{NH}_3} = 29,2 \text{ mola} \times 17\text{g/mol} = 496,4\text{g}$$

- obliczenie masy rozpuszczalnika i masy roztworu

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 1000\text{cm}^3 \times 1\text{g/cm}^3 = 1000\text{g} \text{ (dla wody należy przyjąć gęstość } 1\text{g/cm}^3 \text{.)}$$

$$m_r = m_{\text{H}_2\text{O}} + m_s = 1000\text{g} + 496,4\text{g} = 1496,4\text{g}$$

$$C_p = m_s \times 100\% : m_r = 496,6\text{g} \times 100\% : 1496,6\text{g} = 33,17\%.$$

Zadanie do samodzielnego rozwiązania

W temperaturze 283K pod ciśnieniem 1013hPa w 1dm³ wody rozpuszczono 475dm³ chlorowodoru, otrzymując roztwór kwasu chlorowodorowego o objętości 1,438dm³. Oblicz stężenie molowe tego roztworu.

D. Zatężanie i rozcieńczanie roztworów, mieszanie roztworów, sporządzanie roztworów z hydratów (soli uwodnionych) – wykorzystanie metody krzyżowej

- przy rozcieńczaniu roztworów wodą przyjmuje się dla niej stężenie 0% ,
- przy zatężaniu roztworów dla substancji bez wodnych przyjmuje się ich stężenie 100%,
- dla hydratów należy (w rzeczywistości jest to roztwór wodny o określonym stężeniu %).

Zadanie 1. Wymieszano 200cm^3 roztworu $0,5\text{M}$ z 300cm^3 roztworu $2,5\text{M}$. Oblicz stężenie roztworu.

Metoda rozwiązywania; obliczamy różnicę po lewej stronie krzyża odejmując wartość mniejszą od wartości większej, w powyższym zdaniu $x > 0,5$ i $x < 2,5$

200cm^3	-----	$0,5\text{M}$	$x - 0,5$	-----	300
\swarrow		\searrow			
	x				
\nearrow		\swarrow			
300cm^3	-----	$2,5\text{M}$	$2,5 - x$	-----	200

$(x - 0,5) \times 200 = (2,5 - x) \times 300$					
$200x - 100 = 750 - 300x$					
$500x = 850$					
$x = 1,7\text{mol/dm}^3$					

Zadanie 2. Ile gramów wody należy dodać do 250g roztworu 10% aby otrzymać roztwór 8% .

250g	-----	10%	$10\% - 8\%$	-----	x
\swarrow		\searrow			
	8%				
\nearrow		\swarrow			
x	-----	0%	$8\% - 0\%$	-----	250g

$8x = 500\text{g}$					
$x = 62,5\text{g wody}$					

Zadanie 3. Ile gramów NaCl należy dodać do 25g 1% roztworu tej soli aby otrzymać roztwór 5% .

25g	-----	1%	4%	-----	x
\swarrow		\searrow			
	5%				
\nearrow		\swarrow			
x	-----	100%	95%	-----	25g

$95x = 100$					
$x = 1,05\text{g}$					

Zadanie 4. W 50g wody rozpuszczono 5g 5-ciowodnego siarczanu(VI) miedzi(II). Oblicz stężenie procentowe otrzymanego roztworu.

Obliczenie stężenie % uwodnionej soli;

$$M_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 64 + 32 + 64 + 5 \times 18 = 250\text{g/mol} = m_r \text{ (jest to jednocześnie masa roztworu)}$$

$$m_s = m_r - m_{\text{rozp}} = 250\text{g} - 90\text{g} = 160\text{g}$$

$$C_p = 160\text{g}; 250\text{g} \times 100\% = 64\%$$

$$\begin{array}{rcl}
 50\text{g} & \text{-----} & 0\% \\
 & \searrow \quad \nearrow & \\
 & \text{X} & \\
 & \nearrow \quad \searrow & \\
 5\text{g} & \text{-----} & 64\%
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{rcl}
 x - 0\% & \text{-----} & 5\text{g} \\
 64\% - x & \text{-----} & 50\text{g}
 \end{array}$$

$$\begin{aligned}
 50x &= 320 - 5x \\
 55x &= 320\% \\
 x &= 5,8\%
 \end{aligned}$$

Zadania do samodzielnego rozwiązania;

Zad. 1. Oblicz ile gramów 10% i 6% roztworu kwasu octowego należy wymieszać aby otrzymać 150g roztworu 8%.

Podpowiedź: masa roztworu Cp = 10% to **x**, masa roztworu Cp = 6% to **150g – x**.

Zad 2. W 45g wody rozpuszczono 15g 12-stowodnegowęglanu(IV) sodu. Otrzymany roztwór ma gęstość 1,2g/cm³. Oblicz stężenie % i molowe otrzymanego roztworu.

Zad.3. Oblicz ile gramów chlorku amonu należy dodać do 145 g 5% roztworu tej soli aby otrzymać roztwór 7,5%.

Zad. 4. Oblicz ile cm³ wody należy dodać do 200g 7,5% roztworu aby otrzymać roztwór 5%.

E. Iloczyn rozpuszczalności związków trudno rozpuszczalnych

- iloczyn rozpuszczalności przyjęto oznaczać Ir lub K_{SO}
- nie ma związków nierozpuszczalnych, jeżeli jest to związek jonowy to rozpuszczając się rozpada się na jony;
- **stała równowagi dysocjacji** jest wprost proporcjonalna do iloczynu molowych stężeń jonowych stężenia molowego substancji, która nie uległa dysocjacji, dla substancji trudno rozpuszczalnych stężenia molowe postaci zdysocjowanej jest bardzo małe, więc można przyjąć, że stężenie związku w postaci nierozpuszczonej jest stałe (niezmienne), stąd wzór na iloczyn rozpuszczalności przyjmuje postać uproszczoną:

$\text{MenRm} \leftrightarrow n\text{Me}^{m+} + m\text{R}^{n-}$ to $\text{Kso} = [\text{nMe}^{m+}]^n \times [\text{mR}^{n-}]^m$ (w nawiasach podano stężenia molowe jonów).

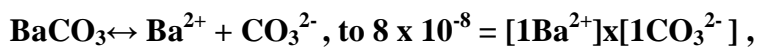
- np. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \leftrightarrow 3\text{Ca}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-}$, to $\text{Kso} = [\text{Ca}^{2+}]^3 \times [\text{PO}_4^{3-}]^2$

Kiedy z roztworu wytrąci się osad, a kiedy osad się nie wytrąci?

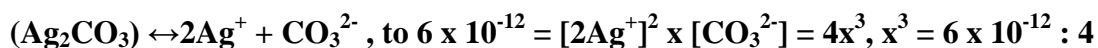
- Jeżeli iloczyn jonowy dla określonego roztworu jest **mniejszy** od iloczynu rozpuszczalności (**Kso**) dla danego związku chemicznego, to osad się **nie wytrąci**
- Jeżeli iloczyn jonowy dla określonego roztworu jest **większy** od iloczynu rozpuszczalności (**Kso**) dla danego związku chemicznego, to osad się **wytrąci**

Przykładowe zadanie 1 :

Na podstawie danych $K_{so}(\text{BaCO}_3) = 8 \times 10^{-9}$, $K_{so}(\text{Ag}_2\text{CO}_3) = 6 \times 10^{-12}$ określ, która sól jest lepiej rozpuszczalna w wodzie, wykonaj odpowiednie obliczenia.



$$8 \times 10^{-8} = [X][X], \quad 8 \times 10^{-8} = X^2, \quad X = \sqrt{8 \times 10^{-8}} = 8,9 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3.$$



$$x = \sqrt[3]{\frac{6 \times 10^{-12}}{4}} = 1,14 \times 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Obliczenie masy rozpuszczonej soli w 1dm^3 wody:

$$M_{(\text{BaCO}_3)} = 197\text{g/mol}, \quad M_{(\text{Ag}_2\text{CO}_3)} = 276\text{g/mol}$$

$$m_{(\text{BaCO}_3)} = 1\text{dm}^3 \times 8,9 \times 10^{-5} \text{ mol/dm}^3 \times 197\text{g/mol} = 0,018\text{g}$$

$$m_{(\text{Ag}_2\text{CO}_3)} = 1\text{dm}^3 \times 1,14 \times 10^{-4} \text{ mol/dm}^3 \times 276\text{g/mol} = 0,03\text{g}.$$

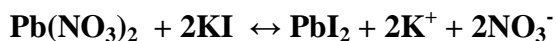
Odp. Solą lepiej rozpuszczalną w wodzie jest węglan(IV) srebra. Powyższy wniosek można również wysnuć po stężeniu jonów w roztworze stężenie jonów węglanu(IV) srebra jest większe niż stężeniu jonów węglanu(IV) baru.

Zadanie do samodzielnego rozwiązania

1. Oblicz ile gramów siarczynu(VI) baru rozpuści się w 1dm^3 wody, jeżeli $K_{so} = 1,1 \cdot 10^{-10}$.

Przykładowe zadanie 2:

Do 200cm^3 roztworu $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ o stężeniu $0,01\text{mol/dm}^3$ dodano 800cm^3 roztworu KI o stężeniu $0,01\text{mol/dm}^3$. Czy w wyniku reakcji dojdzie do wytrącenia osadu PbI_2 , jeżeli $K_{so} = 2,4 \times 10^{-8}$:



Metoda rozwiązania :

- obliczenie objętości roztworu po połączeniu obu roztworów $V_r = 200 \text{ cm}^3 + 800\text{cm}^3 = 1\text{dm}^3$

- obliczenie stężenia molowego jonów I^- i jonów Pb^{2+} ,

$$1\text{dm}^3 (0,01\text{M}) \text{ ----- } 0,01\text{mol} (\text{Pb}^{2+})$$

$$0,2\text{dm}^3 \text{ ----- } x$$

$$x = 0,002\text{mola},$$

$$\begin{array}{lcl} 1\text{dm}^3 (0,01\text{M}) & \text{-----} & 0,01\text{mol (I}^-) \\ 0,8\text{dm}^3 & \text{-----} & x \end{array}$$

$$x = 0,008\text{mola}$$

- ponieważ $V_r = 1\text{dm}^3$ to stężenia molowe wynoszą odpowiednio;
 $C_m(\text{I}^-) = 0,008\text{mol/dm}^3$, $C_m(\text{Pb}^{2+}) = 0,002\text{mol/dm}^3$.

- jonów Pb jest 4-rotnie mniej, więc masa powstałego jodku ołowiu(II) będzie wynikała z jego stężenia w roztworze, czyli powstanie $0,002\text{mola} = 2 \times 10^{-3}\text{mola}$.

- obliczenie iloczynu jonowego: **Pb^{2+} i I^-** , w obliczeniu należy uwzględnić wszystkie jony jodkowe, ponieważ ich obecność w roztworze ogranicza przejście jonów jodkowych z jodku ołowiu.

$$I = [\text{Pb}^{2+}] \times [\text{I}^-]^2 = 0,002 \times (0,008)^2 = 0,000000128 = 1,28 \times 10^{-7}.$$

Odp. Osad jodku ołowiu wytrąci się, ponieważ iloczyn jonowy roztworu jest większy od iloczynu rozpuszczalności tej soli.

Obliczenie ilości gramów wytrąconego osadu;

- jonów Pb jest 4-rotnie mniej, więc masa powstałego jodku ołowiu(II) będzie wynikała z ich stężenia w roztworze, czyli powstanie $0,002\text{mola}$.

$$m = n \times M = 0,002\text{mola} \times 461\text{g/mol} = 0,992\text{g}$$

- Obliczenie liczby moli jodku ołowiu który przejdzie do roztworu
- **$\text{PbI}_2 \leftrightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^-$; $K_{so} = 4x^3 = 2,4 \times 10^{-8}$**

$$x = \sqrt[3]{\frac{2,4 \times 10^{-8}}{4}} = 1,82 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

- obliczenie liczby moli, która pozostanie nierozpuszczona

$$n = 2 \times 10^{-3}\text{mola} - 1,82 \times 10^{-3} \text{ mola} = 0,18 \times 10^{-3} \text{ mola},$$

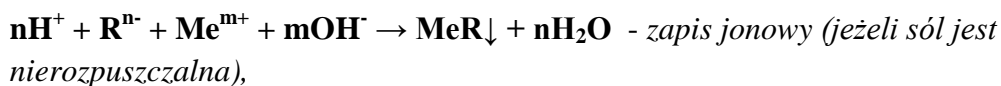
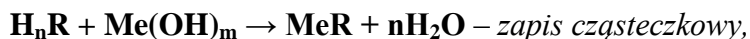
- obliczenie masy nierozpuszczonej (strąconej masy)

$$m = 0,18 \times 10^{-3} \text{ mola} \times 461\text{g/mol} = 0,08298\text{g}$$

F. Reakcje strącania osadów i reakcje zobojętniania

Reakcje zobojętniania można opisać równaniami;

- jeżeli $n = m$ (n – liczba atomów wodoru w cząsteczce kwasu : H_nR , m – liczba grup wodorotlenowych (hydroksylowych) w wodorotlenku, jest to jednocześnie stopień utlenienia kationu metalu ; $\text{Me}(\text{OH})_m$



$nH^+ + R^{n-} + Me^{m+} + mOH^- \rightarrow Me^{m+} + R^{n-} + nH_2O$ - zapis jonowy (jeżeli sól jest rozpuszczalna)

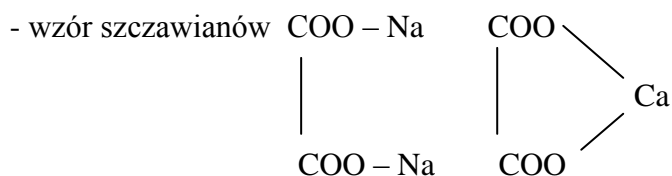
$nH^+ + mOH^- \rightarrow Me^{m+} + R^{n-} + nH_2O$ - zapis jonowy skrócony (jeżeli sól jest rozpuszczalna)

- jeżeli $n \neq m$; $mH_nR + nMe(OH)_m \rightarrow Me_nR_m + n \cdot mH_2O$; pozostałe zasady jw.

Przykładowe zadania:

1. Zmieszano po $1dm^3$ 1-molowych roztworów szczawianu sodu i azotanu (V)wapnia, w wyniku czego wytrącił się osad. Oblicz ile gramów szczawianu wapnia wytrąciło się w wyniku tej reakcji jeżeli iloczyn rozpuszczalności tej soli wynosi $K_{so} = 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$, ile gramów tej soli jest w tym roztworze.

Metoda rozwiązania:



- równanie reakcji $(\text{COO})_2\text{Na}_2 + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow (\text{COO})_2\text{Ca} \downarrow + 2\text{NO}_3^- + 2\text{Na}^+$

- interpretacja molowa; 1 mol + 1 mol = 1 mol + 2 mole + 2 mole

- interpretacja mieszana 1 mol + 1 mol = 128g + 2 mole + 2 mole

- obliczenie liczby moli szczawianu sodu:

W 1 dm^3 1M roztworu $(\text{COO})_2\text{Na}_2$ znajduje się 1 mol szczawianu sodu, ponieważ roztwory zmieszane są w stosunku stechiometrycznym to w roztworze powstanie się 1 mol $(\text{COO})_2\text{Ca}$, **czyli 128g**.

- obliczenie stężenia molowego roztworu szczawianu wapnia po zmieszaniu obu roztworów: $V_r = V_{r(\text{szczawianu})} + V_{r(\text{azotanu})} = 1 \text{ dm}^3 + 1 \text{ dm}^3 = 2 \text{ dm}^3$.

$C_m = n : V = 1 \text{ mol} : 2 \text{ dm}^3 = 0,5 \text{ mol/dm}^3$.

- Obliczenie iloczynu jonowego roztworu : $(\text{COO})_2\text{Ca} \rightarrow (\text{COO}^-)_2 + \text{Ca}^{2+}$, czyli:

- $[(\text{COO}^-)_2] \times [\text{Ca}^{2+}] = 0,5 \text{ mol/dm}^3 \times 0,5 \text{ mol/dm}^3 = 0,25 (\text{mol/dm}^3)^2 = 2,5 \times 10^{-1} (\text{mol/dm}^3)^2$.

- ponieważ iloczyn jonowy roztworu jest większy od iloczynu rozpuszczalności (K_{so}) więc osad szczawianu wytrąci się.

- Obliczenie liczby moli szczawianu wapnia, które przejdą do roztworu po rozpuszczeniu (obliczenie z $K_{so} = [(\text{COO}^-)_2] \times [\text{Ca}^{2+}]$,
 $10^{-4} = [(\text{COO}^-)_2] \times [\text{Ca}^{2+}]$

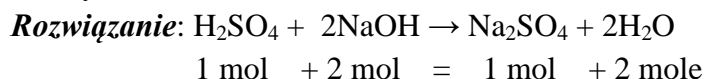
$$[(\text{COO}^-)_2] = [\text{Ca}^{2+}] = \sqrt[2]{10^{-8}} = 10^{-4} \text{ mola} = 0,0002 \text{ mola} = n$$

- Obliczenie masy soli, która uległa rozpuszczeniu (przeszła do roztworu)
 $m = n \times M = 0,0002 \text{ mola} \times 128 \text{ g/mol} = 0,0256 \text{ g}$

- Obliczenie masy wytrąconej : $m(s) = 128 \text{ g} - 0,0256 \text{ g} = \mathbf{127,97 \text{ g}}$.

***Uwaga** ; jeżeli w zadaniu zostanie podana rozpuszczalność soli (np. 10^{-4} mol/dm³) to jest to równoznaczne z liczbą moli, które rozpuszczą się 1 dm³ roztworu, czyli 0,0002mola, czyli dochodzimy do tego samego wyniku:
 $m = n \times M = 0,0002 \text{ mola} \times 128 \text{ g/mol} = 0,0256 \text{ g}$ (sól rozpuszczona).

Zadanie 2: Na zobojętnienie 20cm³ roztworu 0,1-molowego roztworu H₂SO₄ zużyto 20cm³ NaOH o nieznanym stężeniu. Ile gramów NaOH znajduje się w 1dm³ tej zasady.



- obliczenie liczby moli kwasu:

$$\begin{array}{rcl} 1000 \text{ cm}^3 (0,1\text{M}) & \text{-----} & 0,1\text{mola} \\ 20\text{cm}^3 (0,1\text{M}) & \text{-----} & x \end{array}$$

$$x = 0,002 \text{ mola H}_2\text{SO}_4$$

- obliczenie liczby moli NaOH zużytego do zobojętnienia kwasu;

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol kwasu} & \text{-----} & 2 \text{ mole NaOH} \\ 0,002 \text{ mola} & \text{-----} & x \end{array}$$

$$x = 0,004\text{mola NaOH}$$

- Obliczenie gramów NaOH w 1 dm³ roztworu;

$$M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g/mol}$$

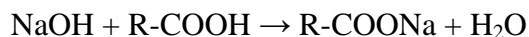
$$\begin{array}{rcl} 20\text{cm}^3 \text{ NaOH} & \text{-----} & 0,004\text{mola} \times 40 \text{ g/mol NaOH} \\ 1000\text{cm}^3 & \text{-----} & x \end{array}$$

$$x = 8 \text{ g NaOH.}$$

Zadanie 3.

Na zobojętnienie roztworu zawierającego 0,6g kwasu organicznego jednokarboksylowego zużyto 50cm³ 0,2-molowego roztworu NaOH. Oblicz masę cząsteczkową kwasu karboksylowego i ustal jego wzór.

Metoda rozwiązania;



$$1 \text{ mol} + 1 \text{ mol} = 1 \text{ mol} + 1 \text{ mol}$$

- obliczenie liczby moli NaOH zużytego do zobojętnienia kwasu organicznego

$$\begin{array}{rcl} 1000 \text{ cm}^3 (0,2\text{M}) & \text{-----} & 0,2\text{mola NaOH} \\ 50 \text{ cm}^3 & \text{-----} & x \end{array}$$

$$x = 0,01 \text{ mola NaOH}$$

- obliczenie liczby moli kwasu karboksylowego

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol kwasu} & \text{-----} & 1 \text{ mol NaOH} \\ x & \text{-----} & 0,01 \text{ mola NaOH} \end{array}$$

$$x = 0,01\text{mola kwasu}$$

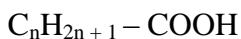
- obliczenie masy molowej i cząsteczkowej kwasu karboksylowego

0,6 g ----- 0,01mola kwasu

x ----- 1 mol kwasu

x = 60 g (czyli 60 unitów)

- ustalenie wzoru kwasu karboksylowego:



$$60 u = n \times 12u + (2n+1) \times 1u + 12u + 2 \times 16u + 1u : u$$

$$60 = 12n + 2n + 1 + 12 + 32 + 1$$

$$14x = 60 - 46$$

$$14 x = 14$$

x = 1, stąd **CH₃ – COOH (kwas octowy, etanowy).**

Zadania do samodzielnego rozwiązania:

1. W pięciu zlewkach znajdują się roztwory kwasu solnego (chlorowodorowego) o podanych objętościach i stężeniach:

I. 700cm³ , 0,6mol/dm³

II. 300cm³ , 0,3mol/dm³

III. 500cm³ , 0,7mol/dm³

IV. 1200cm³ , 0,3mol/dm³

V. 400cm³ , 1,0mol/dm³.

Które z powyższych roztworów należy mieszać ze sobą aby zobojętnić jak największą liczbę moli Ca(OH)₂.

2. W celu zobojętnienia 0,120g nasyconego kwasu jednokarboksylowego zużyto 20cm³ roztworu wodorotlenku sodu o stężeniu 0,1mol/dm³. Podaj wzór tego kwasu i jego nazwę systematyczną.

3. Roztwór zawierający HCl i NaCl poddano analizie.

I. Na zobojętnienie 10cm³ tego roztworu zużyto 20cm³ roztworu NaOH o stężeniu 1mol/dm³.

II. Do próbki roztworu o takiej samej objętości (10cm³) dodano nadmiar AgNO₃ wytrącając 0,43 grama osadu.

Oblicz stężenia kwasu HCl i NaCl w roztworze wyjściowym.

Indykatory – wskaźniki odczynu:

- oranż metylowy – barwa czerwona w zakresie pH; 3,2 – 4,4;

- fenoloftaleina – barwa malinowa w zakresie pH; 8,2 – 10

- lakmus – barwa od czerwieni do niebieskiej w zakresie pH 4,5 kwasowy czerwony, – 8,3 zasadowy niebieski,

- UP (uniwersalny papierek wskaźnikowy – pomarańczowo-żółty) – kwasowy (od czerwieni do pomarańczowego) – zasadowy (od zieleni do niebieskiego) czyli zakres pH od 0 do 14.

Zadanie do samodzielnego rozwiązania:

1. Zmieszano 50g 5% roztworu Ca(OH)₂ ze 100g 5% roztworu HNO₃. Następnie do czterech próbek oznaczonych od I do IV wlało po 5cm³ otrzymanego roztworu i badano odczyn za pomocą różnych wskaźników. Uzupełnij tabelę:

Numer próbówki	Nazwa wskaźnika	Barwa wskaźnika
I	Fenoloftaleina	
II	Oranż metylowy	
III	Lakmus	
IV	UP	