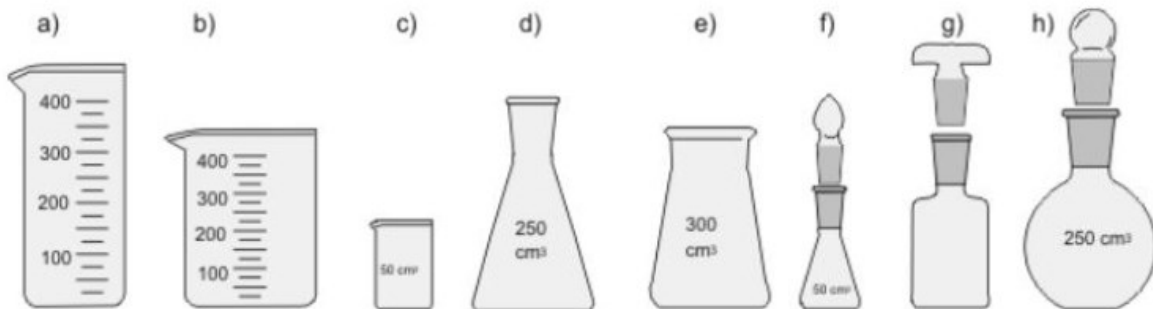
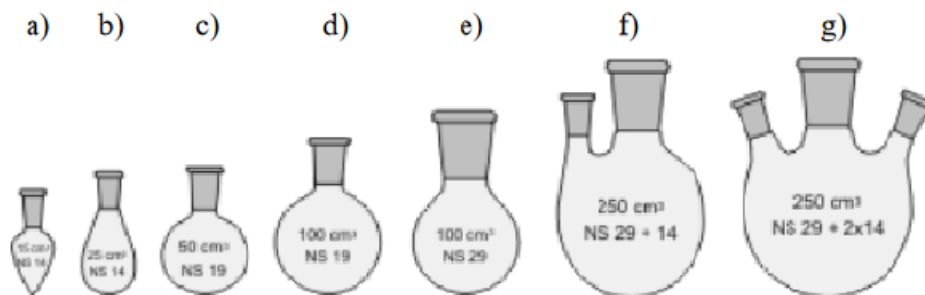


1. Rodzaje szkła laboratoryjnego



Rysunek 1 a) zlewka wysoka (wąska), b) zlewka niska (szeroka), c) mała zlewka, d) kolba stożkowa bez szlifem (kolba Erlenmeyera, erlenmayerka), e) kolba stożkowa o szerokiej szyi, f) kolba stożkowa ze szlifem i korkiem, g) butelka z doszlifowanym korkiem, h) kolba płaskodenna ze szlifem i z korkiem

Zlewki różnią się między sobą przede wszystkim pojemnością i wysokością. Wyróżniamy zlewki o pojemności 50ml, 100ml, 250ml, 1000ml. Większość zlewek jest z wylewem o wąskich podstawach. Zlewki w laboratorium są wykorzystywane do odmierzania płynnych substancji, w nich mogą zachodzić reakcje. Mogą także służyć do krótkotrwałego przechowywania substancji.



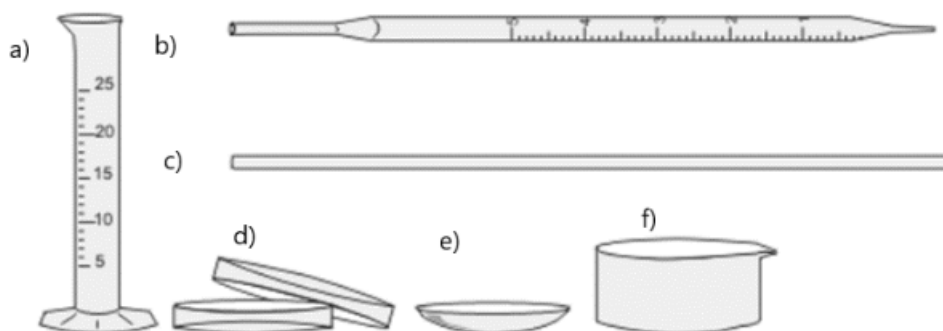
Rysunek 2 a) kolba sercowata, b) kolba gruszkowata, c) ÷ e) jednoszyjne kolby okrągłodenne, f) dwuszyjna kolba okrągłodenna o szyjach prostych, h) trójszyjna kolba okrągłodenna o szyjach skośnych

Kolby to naczynia, które mogą przyjmować bardzo różnorodne kształty. Różnią się pomiędzy sobą także pojemnością. Najczęściej stosowane są:

- kolby stożkowe – w kształcie stożka służą do przeprowadzania reakcji. Ze względu na płaskie dno możemy je swobodnie kłaść na twardej, płaskiej powierzchni. Wyróżniamy kolby stożkowe ze szlifem bez;
- kolby kuliste okrągłodenne z jedną lub z kilkoma szyjkami, mają kształt kuli. W takich kolbach przeprowadzamy największą ilość reakcji. Są stosowane przy procesie destylacji, reakcji nitrowania, zobojętniania. Bardziej praktyczne w użyciu są kolby

kuliste z płaskim dnem. Po postawieniu na płaskiej powierzchni nie wywracają się. Wyróżniamy kolby kuliste z jedną lub z wieloma szyjkami. Dobór odpowiedniej kolby uzależniony jest od procesu który chcemy w niej przeprowadzić;

- c. kolby miarowe są wykorzystywane do sporządzania roztworów o ściśle określonym stężeniu. Roztwory mogą także być przechowywane w nich na jakiś czas. Kolby miarowe są kuliste, z długą szyjką i płaskim dnem.



Rysunek 3 a) cylinder miarowy (menzurka); b) pipeta wielomiarowa, c) bagietka szklana (pręcik), d) szalka Petriego, e) szkiełko zegarkowe, f) krystalizator

Szkiełka zegarkowe służą do odważania substancji stałych, do przykrywania zlewek, próbnego odparowywania cieczy, przeprowadzania niektórych reakcji, np. wybranych reakcji barwnych.

Krystalizatory są to płaskodenne, płytkie, cylindryczne naczynia laboratoryjne stosowane do przeprowadzania procesu krystalizacji przy powolnym odparowywaniu rozpuszczalnika (bez ogrzewania!).

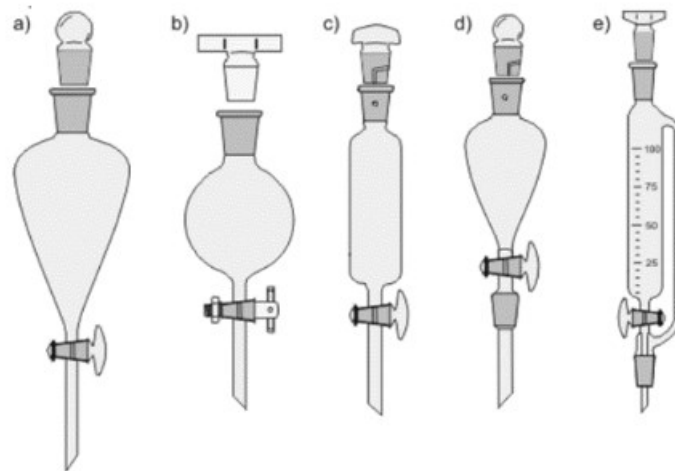
Cylindry miarowe, nazywane także menzurkami, to szklane naczynia w kształcie cylindra, zaopatrzone w podziałkę (w ml lub cm³), wykorzystywane do odmierzania określonej objętości cieczy.

Bagietka, to szklany pręt, służący do mieszania zawartości zlewek i kolb stożkowych

Szalka Petriego to naczynie laboratoryjne w kształcie podstawki o szerokim, płaskim dnie i niskich ściankach bocznych, wykonywane ze szkła lub z tworzyw sztucznych. Występują najczęściej w komplecie złożonym z 2 sztuk o różnych średnicach, z czego jedna stanowi podstawę, zaś druga – pokrywę. Wykorzystywane są do hodowli mikroorganizmów (często grzybów lub bakterii), ale często stosuje się je jako szkło ogólnego zastosowania do przechowywania substancji chemicznych, ich suszenia czy nawet krystalizacji.

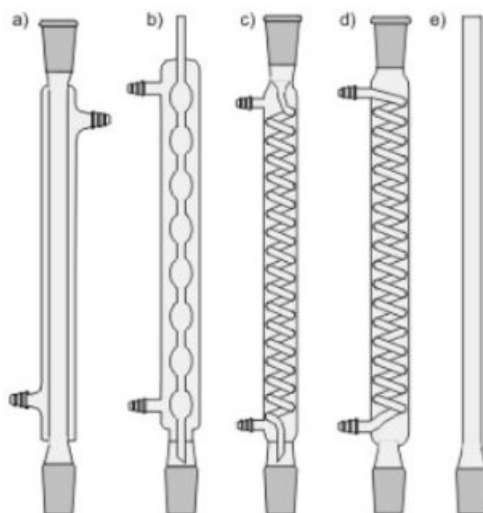
Pipeta to szklana rurka o zwężonym wylocie, służąca do odmierzania i przenoszenia cieczy.

Istnieją różne rodzaje pipet: jedno- i wielomiarowe, pipety Pasteura.



Rysunek 4 a) rozdzielacz gruszkowaty ze szklanym korkiem i kranem, b) rozdzielacz kulisty z teflonowym korkiem i kranem, c) rozdzielacz/wkraplacz cylindryczny ze szklanym kranem i korkiem z otworem odpowietrzającym, d) wkraplacz gruszkowaty na szlifie z korkiem z otworem odpowietrzającym, e) wkraplacz z wyrównywaniem ciśnienia

Dwie niemieszające się ze sobą ciecze możemy rozdzielić za pomocą **rozdzielaczy** o kształcie: gruszkowatym, kulistym lub cylindrycznym. Rozdzielacze, o różnej pojemności, zaopatrzone są w korki i krany wykonane ze szlifowanego szkła lub z teflonu. Korki teflonowe są wygodniejsze w użyciu i znacznie szczelniejsze od szklanych



Rysunek 5 a) chłodnica Liebiga z dwoma szlifami, b) chłodnica kulkowa Allihna z jednym szlifem, c) chłodnica spiralna Grahama, d) chłodnica ze spiralnym chłodzeniem wewnętrznym, e) chłodnica powietrzna z jednym szlifem

Chłodnice laboratoryjne są elementem sprzętu laboratoryjnego służącym do zmiany stanu skupiania z gazowego (lotnego) w ciekły. Chłodnice laboratoryjne zazwyczaj wykonane są ze

szkła bardzo odpornego na zmiany temperatury ponieważ, w ich wnętrzu dochodzi do zetknięcia się gorących par związków chemicznych z zimnym medium chłodzącym, którym najczęściej jest woda. Chłodnice przeważnie posiadają dwa szlify. Jest kilka rodzajów chłodnic laboratoryjnych. Ze względu na budowę możemy wyróżnić chłodnice powietrzne, Liebiega, Allihna, spiralne. Zaś ze względu na kierunek przepływu kondensatu, czyli schłodzonych par wyróżniamy: chłodnice przepływowe (destylacyjne) oraz zwrotne.

2. Prawidłowe ważenie

Podstawowe zasady użytkowania wag analitycznych:

- ✓ waga powinna być czysta,
- ✓ waga powinna być wypoziomowana,
- ✓ waga nie może być obciążana powyżej nośności,
- ✓ ważone substancje nie powinny być kładzione bezpośrednio na szlacie wagi:
 - substancje stałe waży się w naczynkach wagowych lub na szkiełkach zegarkowych,
 - ciecze waży się w zamkniętych butelkach lub kolbkach,
- ✓ rozmiar naczynka nie powinien być zbyt duży w porównaniu z naważką
- ✓ wstawianie i zdejmowanie naczynka lub szkiełka z szalki należy wykonywać spokojnym ruchem,
- ✓ przedmioty ważone należy umieszczać na środku szalki,
- ✓ waga nieużywana powinna pozostawać nieobciążona

3. Pobieranie odczynników chemicznych (odmierzanie cieczy)

Do odmierzania niewielkich objętości cieczy w laboratoriach stosuje się:

- ✓ pipety miarowe,
- ✓ pipety automatyczne,
- ✓ pipety Pasteura.

Pipeta miarowa jest to długa, wąska szklana rurka posiadająca precyzyjną skalę, która na jednym końcu posiada zwięźlenie, a na drugim gładką i prostą końcówkę, która służy do nakładania specjalnej gumowej ssawki). Pipety umożliwiające pomiar tylko jednej objętości ale za to z bardzo dużą precyzją nazywamy pipetami mianowanymi. Pipety takie nie

posiadają pełnej skali, jedynie nacięcie na szyjce wskazujące na poziom do którego trzeba pobrać ciecz.

Pipeta automatyczna jest to rodzaj pipet miarowych, które posiadają mechanizm dozujący, regulator oraz wymienną końcówkę (tzw. tips)

Postępowanie w przypadku pipetowania pipetą automatyczną:

- ✓ tłok pipety wcisnąć do pierwszego oporu, następnie zanurzyć końcówkę pipety pionowo 2-3 mm pod powierzchnię odmierzanej cieczy, powoli zwolnić tłok zapewniając gładki jego przesuw i zassanie cieczy do końcówki,
- ✓ odczekać 2-3 sekundy, wyciągnąć końcówkę z cieczy przesuwając po ściance naczynia (pionowo),
- ✓ przenieść pipetowaną ciecz do naczynia docelowego dotykając końcówką ścianki lub dna naczynia, powoli nacisnąć tłok do pierwszego oporu,
- ✓ następnie należy docisnąć tłok do drugiego oporu i “wydmuchać” z końcówki ewentualne pozostałości odmierzanej cieczy.

4. Podstawowe obliczenia chemiczne

Stężenie procentowe przedstawia w postaci procentowej masę substancji rozpuszczonej, zawartą w 100 g roztworu. Można je wyznaczyć korzystając ze wzoru:

$$C_p = \frac{m_s}{m_{r-r}} \cdot 100\% \qquad m_{r-r} = m_s + m_r$$

gdzie:

m_s – masa substancji [g], m_{r-r} – masa roztworu [g],

m_r – masa rozpuszczalnika [g]

Przykład

Oblicz stężenie procentowe roztworu powstałego w wyniku rozpuszczenia 15 g węglanu amonu w 150 g wody.

Dane:

$$m_s = 15 \text{ g}, \qquad m_r = 150 \text{ g}, \qquad C_p = ?$$

Rozwiązanie:

Należy bezpośrednio skorzystać ze wzoru na stężenie procentowe

$$m_{r-r} = 15 \text{ g} + 150 \text{ g} = 165 \text{ g} \qquad C_p = \frac{15 \text{ g}}{165 \text{ g}} \cdot 100\% = 9,1\%$$

Stężenie molowe określa liczbę moli substancji rozpuszczonej zawartą w 1 dm³ roztworu.

Można je wyznaczyć korzystając ze wzoru:

$$C_m = \frac{n}{V_{r-r}}$$

gdzie:

n - liczba moli substancji rozpuszczonej [mol].

V_{r-r} - objętość roztworu [dm³].

Jeżeli znana jest masa substancji rozpuszczonej należy ją przeliczyć na liczbę moli. Można tego dokonać korzystając ze wzoru:

$$n = \frac{m_s}{M_s}$$

gdzie:

m_s – masa substancji rozpuszczonej [g]

M_s – masa molowa substancji rozpuszczonej [g/mol]

Jednostkę stężenia molowego [mol/dm³] często oznacza się dużą literą M .

Gęstość roztworu wyraża się wzorem:

$$d = \frac{m_{r-r}}{V_{r-r}}$$

gdzie:

m_{r-r} – masa roztworu [g]

V_{r-r} - objętość roztworu [cm³].

Przykład

Oblicz stężenie molowe 350 cm³ roztworu powstałego przez rozpuszczenie 18 g azotanu(V) potasu w wodzie.

Dane:

$$m_s = 18 \text{ g} \quad V_{r-r} = 350 \text{ cm}^3 = 0,35 \text{ dm}^3 \quad M_{\text{KNO}_3} = 101 \text{ g/mol} \quad C_m = ?$$

Rozwiązanie:

Należy skorzystać ze wzoru na stężenie molowe, uprzednio należy obliczyć liczbę moli substancji rozpuszczonej.

Liczba moli azotanu(V) potasu wynosi:

$$n = \frac{18 \text{ g}}{101 \text{ g/mol}} = 0,18 \text{ mol}$$

Stężenie molowe otrzymanego roztworu wynosi zatem:

$$C_m = \frac{0,18 \text{ mol}}{0,35 \text{ dm}^3} = 0,51 \text{ mol/dm}^3 = 0,51 \text{ M}$$

Przykład

Oblicz stężenie molowe roztworu otrzymanego przez rozcieńczenie wodą 50 g 20% roztworu kwasu azotowego(V) do objętości 200 cm³.

Dane:

$$m_{r-r} = 50 \text{ g} \quad V_{r-r} = 200 \text{ cm}^3 = 0,20 \text{ dm}^3 \quad C_p = 20\% \quad M_{\text{HNO}_3} = 63 \text{ g/mol}$$
$$C_m = ?$$

Rozwiązanie:

Należy skorzystać ze wzoru na stężenie molowe, obliczając uprzednio liczbę moli substancji rozpuszczonej. Masę substancji można wyznaczyć przekształcając wzór na stężenie procentowe do postaci:

$$m_s = \frac{m_{r-r} \cdot C_p}{100\%}$$

Łącząc powyższe wzory uzyskuje się końcowy wzór na stężenie molowe:

$$C_m = \frac{m_{r-r} \cdot C_p}{M_{\text{HNO}_3} \cdot 100\% \cdot V_{r-r}}$$

Stężenie molowe otrzymanego roztworu wynosi zatem:

$$C_m = \frac{50 \text{ g} \cdot 20\%}{63 \text{ g/mol} \cdot 100\% \cdot 0,20 \text{ dm}^3} = 0,79 \text{ mol/dm}^3 = 0,79 \text{ M}$$

Przykład

Oblicz stężenie molowe stężonego kwasu siarkowego(VI) o gęstości $1,84 \text{ g/cm}^3$ i stężeniu 95,0%.

Dane:

$$C_p = 95,0\% \quad d = 1,84 \text{ g/cm}^3 \quad C_m = ?$$

Rozwiązanie:

Obliczenia prowadzi się dla pewnej ilości tego roztworu np. 100 g.

Najpierw należy obliczyć masę substancji rozpuszczonej (czystego kwasu) korzystając ze wzoru przekształconego do postaci:

$$m_s = \frac{m_{r-r} \cdot C_p}{100\%} = \frac{100 \text{ g} \cdot 95\%}{100\%} = 95 \text{ g}$$

Następnie należy obliczyć liczbę moli substancji rozpuszczonej:

$$n = \frac{m_s}{M_s} = \frac{95 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 0,969 \text{ mol}$$

Kolejno należy obliczyć objętość roztworu: $V = \frac{m_{r-r}}{d} = \frac{100 \text{ g}}{1,84 \text{ g/cm}^3} = 54,4 \text{ cm}^3 = 0,0544 \text{ dm}^3$

Stężenie molowe otrzymanego roztworu wynosi zatem:

$$C_m = \frac{n_s}{V} = \frac{0,969 \text{ mol}}{0,0544 \text{ dm}^3} = 17,8 \text{ mol/dm}^3$$

Zmiana stężenia roztworu na drodze rozcieńczania lub zateżnienia roztworu

W wyniku rozcieńczania roztworu jego stężenie maleje z C_1 (stężenie początkowe) do C_2 (stężenie końcowe). Najprostszym sposobem rozcieńczenia roztworu jest dodanie rozpuszczalnika, co powoduje zwiększenie objętości roztworu z V_1 (objętość początkowa) do V_2 (objętość końcowa). W wyniku dodania rozpuszczalnika ilość substancji rozpuszczonej nie ulega zmianie ($n = \text{const.}$), zatem:

$$n = C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

W wyniku zateżnienia roztworu jego stężenie rośnie. Zateżnienia można dokonać dodając substancji rozpuszczonej lub odparowując część rozpuszczalnika.

Przykład

Z 200 g roztworu chlorku sodu o stężeniu 8% odparowano 50 g wody.
Obliczyć stężenie procentowe powstałego roztworu.

Dane:

$$m_{r-r} = 200 \text{ g} \quad C_p = 8 \% \quad m_{\text{wody}} = 50 \text{ g}$$

Rozwiązanie:

Należy wyliczyć masę substancji rozpuszczonej, przekształcając wzór na stężenie procentowe do postaci:

$$m_s = \frac{m_{r-r} \cdot C_p}{100\%} = \frac{200 \text{ g} \cdot 8\%}{100\%} = 16 \text{ g}$$

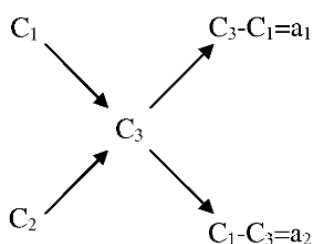
Następnie należy wyznaczyć masę rozpuszczalnika: $m_r = m_{r-r} - m_s = 200 \text{ g} - 16 \text{ g} = 184 \text{ g}$

Odparowanie wody z roztworu powoduje zmniejszenie masy rozpuszczalnika, należy więc wyznaczyć nową masę rozpuszczalnika, pomniejszając wyliczoną wartość (184 g) o masę wody:

$$m_{r1} = m_r - m_{\text{wody}} = 184 \text{ g} - 50 \text{ g} = 134 \text{ g}$$

$$\text{zatem: } C_p = \frac{m_s}{m_{r-r}} \cdot 100\% = \frac{16 \text{ g}}{(16 \text{ g} + 134 \text{ g})} \cdot 100\% = 10,66\%$$

Mieszanie roztworów o różnych stężeniach wymaga zastosowanie tzw. reguły mieszania, która mówi o tym, że ilości roztworów mieszanych są odwrotnie proporcjonalne do różnicy pomiędzy stężeniami roztworów wyjściowych i stężeniem otrzymanego roztworu. Po zmieszaniu roztworów tej samej substancji, ale o różnych stężeniach otrzymuje się nowy roztwór, w którym ilość substancji rozpuszczonej jest sumą jej ilości w roztworach wyjściowych, natomiast końcowe stężenie jest odwrotnie proporcjonalne do objętości lub masy roztworu końcowego. Gdy szukane stężenia podawane są w procentach, ilości roztworów wyrażane są w jednostkach wagowych, a gdy w mol/dm³ to w jednostkach objętościowych. Z reguły mieszania wynika tzw. metoda krzyżowa:



Po zmieszaniu ilości a_1 (g lub dm³) roztworu o stężeniu C_1 z ilością a_2 (g lub dm³) roztworu o stężeniu C_2 otrzymano $a_1 + a_2$ (g lub dm³) roztworu o stężeniu pośrednim C_3 . Gdy $C_1 > C_2$ to można zapisać powyższą zależność w formie wzoru

$$\frac{C_1 - C_3}{C_3 - C_2} = \frac{a_1}{a_2}$$

Przykład

Obliczyć ile gramów 15% roztworu kwasu siarkowego(VI) należy dodać do 80 g 10% roztworu tego kwasu, aby otrzymać roztwór o stężeniu 12%?

Dane:

$C_1 = 15\%$

$C_2 = 10\%$

$a_2 = 80 \text{ g}$

$C_3 = 12\%$

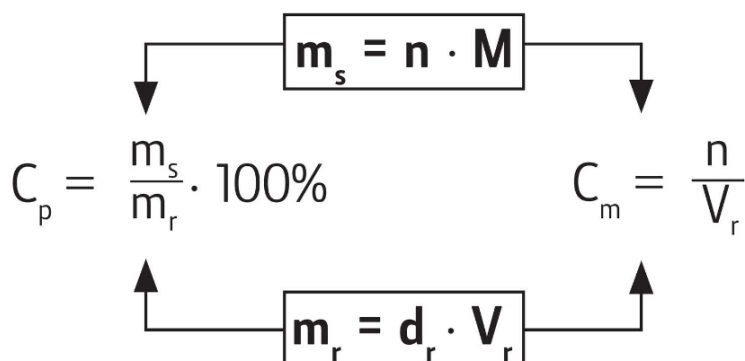
Rozwiązanie:

Należy skorzystać z zależności wynikającej z metody krzyżowej. Obliczenia dotyczą roztworów o stężeniach wyrażonych w procentach, więc otrzymane wartości będą wyrażone w gramach.

W celu obliczenia masy roztworu o stężeniu 15% należy przekształcić wzór:

$$\frac{C_1 - C_3}{C_3 - C_2} = \frac{a_1}{a_2}$$

do postaci: $a_1 = \frac{C_1 - C_3}{C_3 - C_2} \cdot a_2 = \frac{15\% - 12\%}{12\% - 10\%} \cdot 80 \text{ g} = 120 \text{ g}$

Przeliczanie stężenia procentowego na molowe i odwrotnie

Przeliczenie stężenia procentowego na stężenie molowe. Należy pamiętać, że gęstość roztworu d_r musi być wyrażona w $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$.

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Stężenie procentowe wyraża skład masowo (m_s) – masowy (m_r), natomiast stężenie molowe, skład ilościowo (n) – objętościowy (V_r).

Jeśli chcemy przeliczyć masę substancji rozpuszczonej (m_s) na ilość substancji rozpuszczonej (n), to musimy znać masę molową substancji rozpuszczonej M :

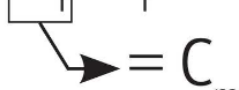
$$m_s = n \cdot M$$

Gęstość roztworu d_r jest potrzebna do przeliczenia masy roztworu m_r na objętość roztworu:

$$m_r = d_r \cdot V_r$$

Do wzoru na C_p podstawiamy wyrażenia na masę substancji rozpuszczonej m_s oraz na masę roztworu m_r (jak na schemacie) i otrzymujemy:

$$C_p = \frac{n \cdot M}{V_r \cdot d_r} \cdot 100\%$$



Zauważmy, że $\frac{n}{V_r} = C_m$, więc:

$$C_p = \frac{C_m \cdot M}{d_r} \cdot 100\%$$

5. Przygotowanie roztworów mianowanych

Roztwór mianowany – roztwór o ściśle określonym stężeniu, nazywany także titrantem, stosowany do miareczkowania. Podczas tego procesu określa się objętość odczynnika (o znanym mianie), jaka jest zużywana na reakcję z oznaczanym składnikiem. Znając objętość oraz miano odczynnika, oblicza się ilość składnika w badanym roztworze na podstawie równania reakcji zachodzącej podczas miareczkowania. Cechą roztworu mianowanego jest to, że jego stężenie objętościowe jest dokładnie określone (mol/l, g/ml. Jeżeli substancja,

która służyć ma do przygotowania roztworu mianowanego ma cechy substancji wzorcowej (podstawowej), to roztwór mianowany można przygotować poprzez jej dokładne odważenie i rozpuszczenie w określonej objętości w kolbie miarowej, a po dokonaniu obliczeń można podać stężenie molowe (miano) otrzymanego roztworu.

5 Miareczkowanie roztworów

Prowadzenie reakcji pomiędzy roztworami substancji „A” i „B”, gdzie roztwór „A” ma dokładnie znane stężenie składnika „A” i dozowany jest w sposób umożliwiający w każdym momencie dokładne określenie zużytej objętości (nazywany bywa „roztworem mianowanym” lub „titrantem”). Reakcję prowadzi się do punktu końcowego miareczkowania. Substancja „B” w roztworze drugim określana bywa jako – „analit”.

Titrant - roztwór mianowany, o dokładnie wyznaczonym stężeniu molowym; roztwór stosowany do miareczkowania – jego reakcja z analitem musi przebiegać stechiometrycznie, ilościowo i możliwie szybko.

Wskaźnik punktu końcowego miareczkowania

Dodatkowa substancja, wprowadzana do analizowanego roztworu, której właściwości ulegają wyraźnie dostrzegalnym zmianom (zmiana zabarwienia, odbarwienie) w punkcie końcowym miareczkowania i w ten sposób pozwalają go określić. Z przyczyn praktycznych przyjmuje się, iż zmiana ta wywoływana jest przez jedną kroplę titranta.

Doświadczenie:

Pobrać 100 cm³ ciepłej wody, dodać 5 cm³ buforu pH=10, szczyptę czerni eriochromowej T (C₂₀H₁₂N₃O₇SNa), miareczkować 0,05 M wersenianem disodowym (EDTA) (C₁₀H₁₄N₂O₈Na₂) do zmiany barwy od różowej do niebieskiej.

6 Przygotowanie krzywej wzorcowej

Prawa absorpcji

Promieniowanie elektromagnetyczne, przechodząc przez roztwór, może ulegać: absorpcji, odbiciu i rozproszeniu. Natężenie wiązki padającej wyraża się wzorem:

$$I_0 = I_a + I_t + I_r$$

gdzie: I_a - natężenie promieniowania zaabsorbowanego przez roztwór,

I_t - natężenie promieniowania przechodzącego przez roztwór,

I_r - natężenie promieniowania odbitego i rozproszonego

Krzywa wzorcowa - Inaczej krzywa kalibracyjna to graficzne przedstawienie zależności pomiędzy absorbancją i stężeniem substancji wzorcowej. Wykonanie takiego wykresu umożliwia bezpośrednie odczytywanie szukanych stężeń na podstawie zmierzonych wartości absorbancji oznaczanych próbek. Prostoliniowy przebieg tej zależności w badanym zakresie świadczy o spełnieniu przez układ prawa Lamberta-Beera.

Stosunek natężenia promieniowania przechodzącego przez próbkę (I_t) do natężenia promieniowania padającego na próbkę (I_o) (równego natężeniu promieniowania przechodzącego przez odnośnik), nazywamy transmitancją lub przepuszczalnością i oznaczamy

$$T = \frac{I_t}{I_o}$$

Transmitancję najczęściej wyrażamy w procentach

$$T = \frac{I_t}{I_o} \cdot 100\%$$

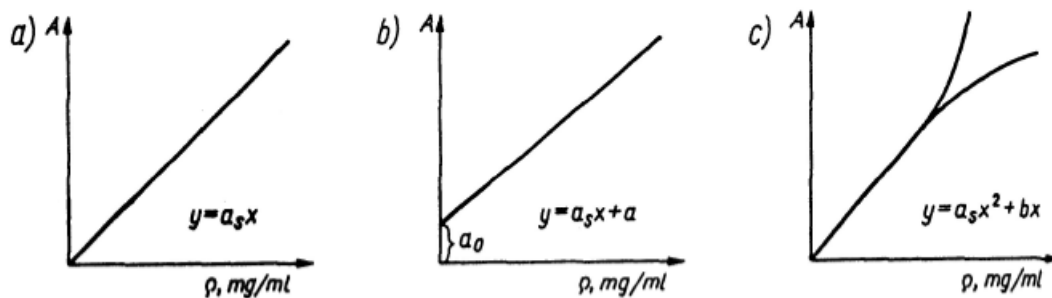
Może ona przybierać wartości od 0% do 100%.

Natężenie promieniowania zaabsorbowanego zależy od stężenia roztworu i od grubości warstwy absorbującej. Matematycznie zależność tę opisuje prawo Lamberta-Beera, które w postaci logarytmicznej przyjmuje postać

$$A = \lg \frac{I_o}{I_t} = kcl$$

Aby przygotować krzywą wzorcową należy przygotować pięć, sześć roztworów wzorcowych o znanych i ściśle określonych stężeniach analitu dobranych tak, aby różniły się o około 30 procent obejmowały swym zakresem stężenia agalityw w oznaczanych roztworach. Pomiar absorbancji wykonuje się napełniając kufkę pomiarową roztworem próbki badanej, a kufkę odniesienia – odnośnikiem, którym jest najczęściej ślepa próba.

Krzywa wzorcowa może przechodzić lub nie przechodzić przez początek układu współrzędnych



Rysunek 6 Rodzaje krzywych wzorcowych dla układów jednostkowych a) układ spełniający prawo Lamberta-Beera, b) układ spełniający prawo Lamberta-Beera zawierający stałe podłoże, c) układ niespełniający prawa Lamberta-Beera

7 Wyznaczanie pH

pH jest właściwością chemiczną roztworu wodnego, która wskazuje stopień kwasowości lub zasadowości. pH może przyjmować wartości od 0 do 14, przy czym dla wartości pH od 0 do 7 mówi się o odczynie kwaśnym, od 7 do 14 – zasadowym, natomiast pH 7 to odczyn neutralny.

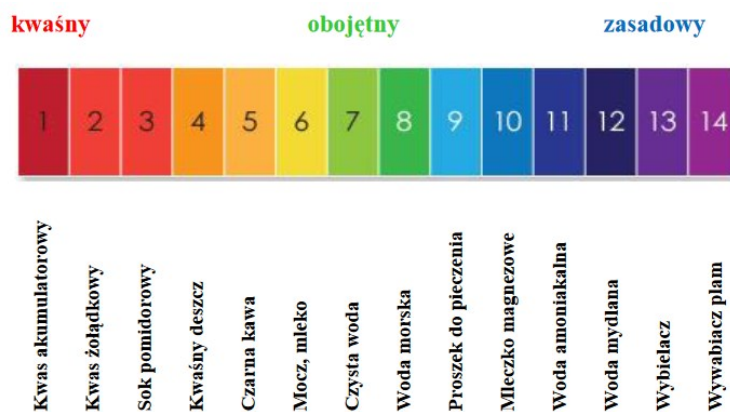
Pasek wskaźnikowy pH to pasek papieru lakmusowego, za pomocą którego można zmierzyć wartość pH danej cieczy. Substancja w papierze (tzw. indykator, który zawiera kilka wskaźników) powoduje, że papier pokazuje różne kolory przy różnym stopniu kwasności. Niektóre paski wskaźnikowe mogą mierzyć pH w skali od 0 do 14, ale istnieją również paski, które mogą mierzyć tylko kwasy lub tylko substancje zasadowe.

Aby skorzystać z paska wskaźnikowego, należy zanurzyć pasek na 2 sekundy w badanej cieczy, a następnie odczekać 10 sekund. Ponieważ pasek styka się z substancją kwaśną lub zasadową, następuje jego przebarwienie. Im bardziej kwaśna substancja, tym bardziej pasek staje się czerwony, zaś im bardziej zasadowa, tym bardziej pasek staje się niebieski. Na podstawie skali wskaźnikowej z różnymi odcieniami kolorów na pudełku można ustalić pH badanej cieczy.



Rysunek 7 Zakresy odczynów pH roztworu oraz odpowiadające im barwy wskaźnika uniwersalnego

Przykładowe wartości pH	
Substancja	pH
1 M kwas solny	0
Kwas akumulatorowy	< 1,0
Kwas żołądkowy	1,5 – 2
Sok cytrynowy	2,4
Coca-cola	2,5
Ocet	2,9
Sok pomarańczowy	3,5
Piwo	4,5
Kawa	5,0
Herbata	5,5
Kwaśny deszcz	< 5,6
Mleko	6,5
Chemicznie czysta woda	7
Ślina człowieka	6,5 – 7,4
Krew	7,1 – 7,4
Woda morska	8,0
Mydło	9,0 – 10,0
Woda amoniakalna	11,5
Wodorotlenek wapnia	12,5
1 M roztwór NaOH	14

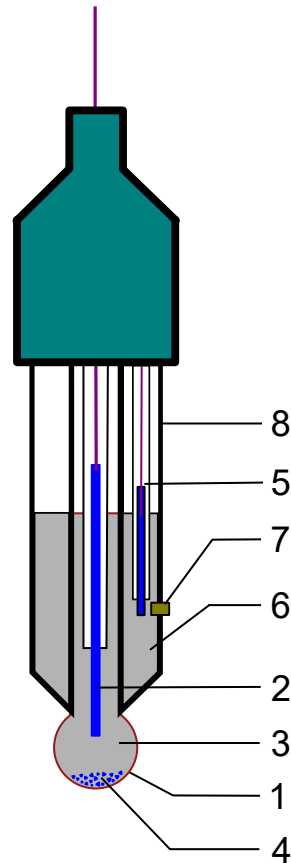


Rysunek 8 Typowe odczyny roztworów

Pomiar pH metodą potencjometryczną

Metoda potencjometryczna pomiaru pH polega na pomiarze siły elektromotorycznej ogniwa złożonego z elektrody szklanej (elektroda wskaźnikowa) i elektrody odniesienia (elektroda referencyjna) zanurzonych w roztworze badanym. Potencjał elektrody odniesienia nie zależy od pH roztworu, są nimi zwykle elektroda chlorosrebrna lub kalomelowa.

Najbardziej rozpowszechnione są pH-metry ze zintegrowanymi elektrodami (wzorcową i pomiarową) w jednej szklanej sondzie. Układ ten jest zwykle oparty na wzorcowym roztworze chlorku srebra i układzie elektrod wykonanych ze srebra:



Rysunek 9 1 - cienkościenna bańka ze szkła, pokryta cienką warstwą uwodnionego żelu (szkło o luźniejszej strukturze). Pomiędzy żelem a analizowanym roztworem zachodzi wymiana jonów, co odpowiada za powstanie mierzonej różnicy potencjałów, 2 - elektroda pomiarowa – elektroda chlorosrebrowa, wykonana z metalicznego srebra pokrytego warstwą chlorku srebra, 3 - roztwór wewnętrzny, 4 - stały chlorek srebra zbierający się czasem na dnie kulki, 5 - elektroda wzorcowa – wykonana ze srebra i zanurzona w roztworze wzorcowym, 6 - wewnętrzny roztwór wzorcowy, 7 - membrana łącząca roztwór wzorcowy z roztworem, którego pH się mierzy – membrana ta jest zwykle wykonana z gęstego spieku ceramicznego, który zapobiega mieszanii się obu roztworów ale zapewnia ich elektryczne połączenie, 8 - szklana obudowa całego układu elektrod

Różnica pomiędzy paskami wskaźnikowymi a pH-metrem

Ph metery z reguły podają wyniki z dokładnością do jednej setnej. W przypadku pasków wskaźnikowych otrzymujemy dane z dokładnością do jedności. Paski wskaźnikowe są zatem bardzo poręczne i pozwalają na szybkie określenie pH cieczy, ale nie nadają się do dokładnych pomiarów.