

5.

EKSTRAKCYJA

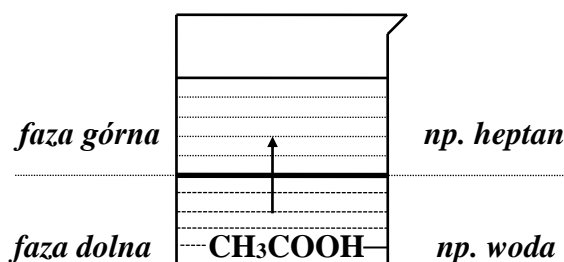
Zagadnienia teoretyczne

Prawo podziału Nernsta. Stała podziału i stężeniowy stosunek podziału. Czynniki wpływające na stałą podziału (rodzaj układu, temperatura, substancja). Zależność współczynnika ekstrakcji od pH fazy wodnej. Rodzaje ekstrakcji. Oddziaływania międzycząsteczkowe w procesie ekstrakcji (wiązania wodorowe, oddziaływania Van der Waalsa).

Wprowadził zmiany, przededagował tekst i sprawdził T. Tuzimski w roku 2017 r.

Teoria

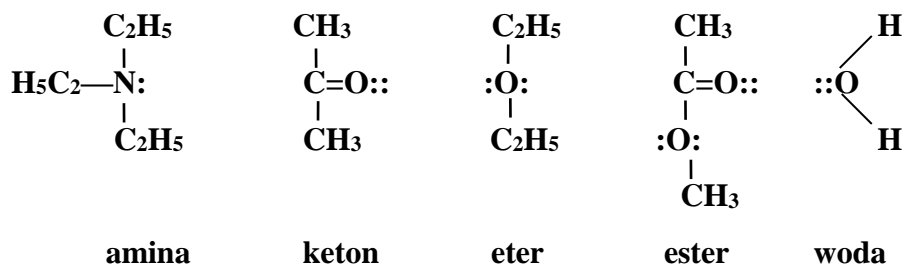
Ekstrakcja jest metodą rozdzielczą wykorzystującą zjawisko podziału substancji między dwie nie mieszające się fazy, lub inaczej mówiąc, – „przechodzenia” substancji ekstrahowanej z jednej fazy do drugiej. Typowy układ ekstrakcyjny można przedstawić na rysunku:



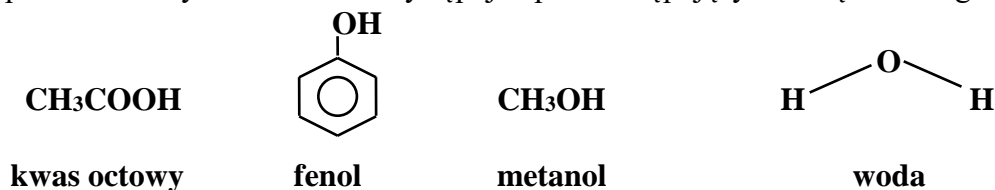
W omawianym przypadku fazę dolną stanowi woda, natomiast fazę górną – heptan. Załóżmy, że w fazie dolnej znajduje się substancja ekstrahowana, np. **CH₃COOH**. Wytrząsając naczynie zawierające fazę dolną, górną i substancję ekstrahowaną powodujemy, że substancja ekstrahowana kontaktuje się (styka się) zarówno z fazą dolną, jak i górną. Następstwem tego jest rozpuszczanie się substancji w obu fazach – jej **podział** pomiędzy dwie nie mieszające się fazy. Tak więc, po wytrząśnięciu, substancja ekstrahowana (**CH₃COOH**) znajduje się zarówno w fazie górnej, jak i dolnej, ale ilości substancji ekstrahowanej w każdej fazie są najczęściej różne.

Zdolność przechodzenia substancji ekstrahowanej do jednej lub drugiej fazy jest związana z oddziaływaniem z cząsteczkami rozpuszczalników stanowiących fazę dolną i górną. Jeżeli oddziaływanie między cząsteczkami substancji ekstrahowanej, a cząsteczkami fazy dolnej i górnej są jednakowe, to substancja ekstrahowana (**CH₃COOH**) w jednakowym stopniu podzieli się między obie fazy, a więc stężenie kwasu octowego w obydwu fazach będzie jednakowe. W rzeczywistości, w omawianym przypadku znacznie więcej kwasu będzie w fazie

wodnej niż w fazie górnej (w heptanie). Decydujące znaczenie w tym przypadku ma tzw. **oddziaływanie wiązania wodorowego** (choć także inne, np. oddziaływania dipol – dipol). Wiązanie to występuje wtedy, gdy jedna cząsteczka posiada atomy z wolnymi parami elektronów (np. atomy azotu, tlenu, siarki), natomiast druga cząsteczka silnie sprotonizowane atomy wodoru (sprotonizowany atom wodoru jest w stanie pośrednim między jonem H^+ a atomem wodoru H). Atomy z wolnymi parami elektronów występują w grupach funkcyjnych wielu związków:

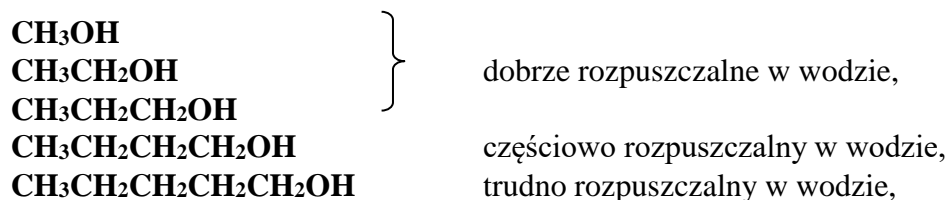


Sprotonizowany atom wodoru występuje np. w następujących związkach organicznych:



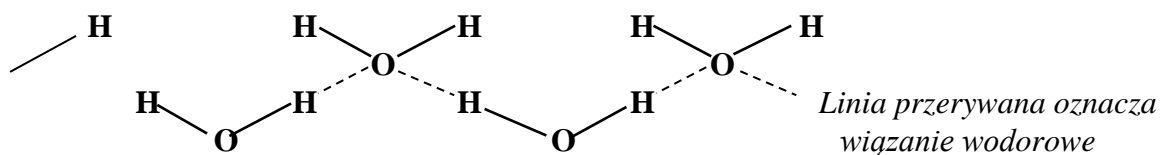
Takie grupy funkcyjne, jak: $-\text{NH}_2$, $-\text{COOH}$, $-\text{OH}$, $-\text{CHO}$ itp., nazywamy **grupami hydrofilnymi** ponieważ są one zdolne do tworzenia wiązań wodorowych (np. z wodą) i ułatwiają rozpuszczalność substancji w wielu rozpuszczalnikach organicznych.

Do **grup hydrofobowych** należą grupy alkilowe i aryłowe (np. $-\text{CH}_3$, $-\text{C}_2\text{H}_5$, $-\text{C}_6\text{H}_5$). Grupy te nie mogą tworzyć wiązań wodorowych (tzw. mostków wodorowych) i ich oddziaływanie z cząsteczkami wody jest minimalne. Wpływ części hydrofobowej i hydrofilowej na rozpuszczalność można zilustrować na przykładzie rozpuszczalności szeregu homologicznego alkoholi w wodzie:

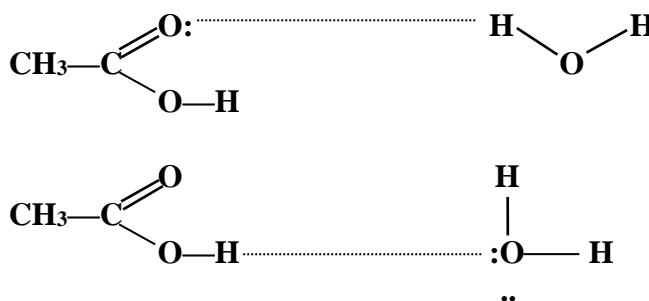


Wraz ze wzrostem liczby grup $-\text{CH}_2$ w szeregu homologicznym alkoholi maleje ich rozpuszczalność w wodzie. Hydrofilowa grupa $-\text{OH}$ nie jest w stanie zrównoważyć efektu wywołanego przez zwiększającą się grupę hydrofobową. Należy jednak podkreślić, że w wielu związkach organicznych występują zarówno atomy z wolną parą elektronową, jak i ze sprotonizowanym atomem wodoru. Przykładem mogą tu być alkohole, kwasy, aldehydy, fenole, a wśród związków nieorganicznych – woda. Istnienie w cząsteczce wody zarówno donorów

protonów (2 atomy wodoru) jak i donora elektronów (2 wolne pary elektronowe tlenu) powoduje asocjację cząsteczek wody z utworzeniem przestrzennej, trójwymiarowej sieci mostków wodorowych:



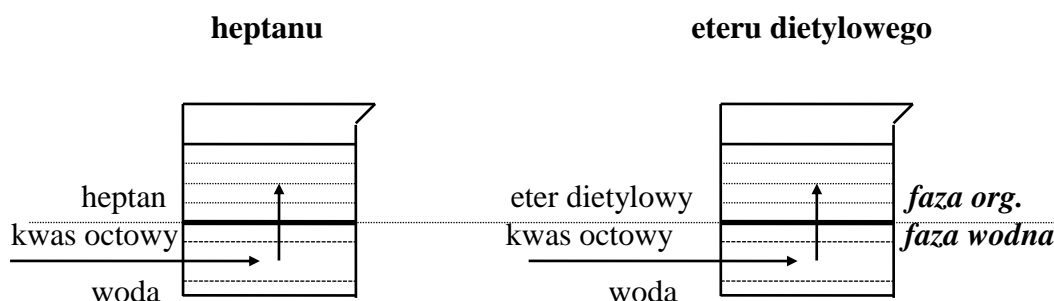
Dzięki istnieniu w cząsteczce wody zarówno donorów protonów, jak i elektronów, woda jest dobrym rozpuszczalnikiem wielu związków organicznych i nieorganicznych. W omawianym przypadku oddziałuje z kwasem octowym zarówno dzięki istnieniu momentów dipolowych w obydwu cząsteczkach (oddziaływanie orientacyjne **dipol-dipol**) jak i poprzez tworzenie wiązań (mostków) wodorowych:



Należy podkreślić, że oddziaływania wiązania wodorowego są znacznie silniejsze niż inne oddziaływania Van der Waalsa (np. indukcyjne lub orientacyjne). Stąd też, na rozpuszczalność substancji (albo jej podział pomiędzy dwie fazy) największy wpływ ma **wiązanie wodorowe** między substancją a rozpuszczalnikiem.

Biorąc pod uwagę istniejące w układzie ekstrakcyjnym oddziaływanie można przewidzieć, który ze stosowanych rozpuszczalników będzie lepszym ekstrahentem, tzn., w którym przypadku większa ilość substancji ekstrahowanej znajdzie się w fazie górnej (organicznej).

Założmy, że ekstrahujemy kwas octowy rozpuszczony w wodzie przy pomocy:



W obydwu przypadkach fazę dolną stanowi woda, a więc oddziaływanie woda-kwas octowy są takie same. Decydujące znaczenie w tym przypadku mają oddziaływania heptan-kwas octowy i eter-kwas octowy. Heptan nie może tworzyć wiązania wodorowego z kwasem octo-

wym, nie ma również momentu dipolowego, jest nie polarny, a więc nie wystąpią tu także oddziaływania dipol-dipol, a w konsekwencji tylko **bardzo mała** ilość kwasu octowego rozpuści się w fazie organicznej (heptan). Między cząsteczką eteru dietylowego a cząsteczką kwasu octowego wystąpią silne wiązania wodorowe, a w konsekwencji o **wiele większa ilość** kwasu rozpuści się w fazie organicznej (eter).

Podział substancji rozpuszczonej między dwie fazy ciekłe stanowi podstawę dwu ważnych metod rozdzielania i oczyszczania substancji: ekstrakcji i chromatografii podziałowej, zarówno na skalę analityczną, jak i preparatywną oraz przemysłową.

Ekstrakcją nazywa się więc proces przechodzenia substancji rozpuszczonej w danej fazie do drugiej fazy ciekłej, nie mieszającej się z pierwszą. Fazę do której przechodzi ekstrahowana substancja nazywa się zwykle **rozpuszczalnikiem**. Jeżeli rozpuszczalnikiem jest woda – proces taki nazywa się **ługowaniem**. **Ekstraktem** nazywa się rozpuszczalnik, do którego przeszła substancja ekstrahowana po oddzieleniu go od fazy ekstrahowanej, np. przy ekstrakcji fenolu eterem z roztworu wodnego, substancją ekstrahowaną jest fenol, rozpuszczalnikiem (ekstrahentem) – eter, ekstraktem zaś jest roztwór fenolu w eterze.

Ekstrakcję można prowadzić w sposób ciągły i nieciągły.

Ekstrakcja ciągła: obie fazy płyną, stykając się w przeciwnych kierunkach, np. jedna faza ciekła rozproszona w drugiej przesuwana w górę dzięki różnicy gęstości.

Ekstrakcja nieciągła jednostopniowa polega na jednorazowym zadaniu fazy ekstrahowanej rozpuszczalnikiem i oddzieleniu go od ekstrahowanej fazy.

Ekstrakcja nieciągła wielostopniowa polega na kilkakrotnym powtórzeniu procesu jednostopniowego, przy użyciu, za każdym razem, czystego rozpuszczalnika. Jest to proces przeprowadzany najczęściej w rozdzielaczu.

Stan równowagi ekstrakcji określa **prawo podziału Nernsta**:

Substancja rozpuszczona w jednej cieczy graniczącej z nie mieszającą się z nią drugą cieczą dzieli się między te dwie ciecze tak, że stosunek stężeń molowych w obu fazach ciekłych jest w stanie równowagi i w stałej temperaturze wielkością stałą, niezależną od objętości obu faz i od ilości rozpuszczonej substancji.

$$\frac{c_o}{c_w} = P \quad (P - \text{stała podziału}) \quad (1)$$

gdzie: c_o – stężenie molowe w fazie organicznej a c_w – stężenie molowe w fazie wodnej.

UWAGA: w związku ze stosowaniem przez Autorów podręczników zróżnicowanej symboliki oznaczającej te same wielkości fizykochemiczne, poniżej podano inne symbole oznaczające stałą podziału:

Chemia fizyczna – A.Danek: „K”

Chemia fizyczna – T.W. Hermann: „K”

Poprawne oznaczenie podaje IUPAC: K_D lub K_P (Distribution constant).

Podane prawo jest słuszne tylko wtedy, gdy substancja ekstrahowana nie ulega dysocjacji lub asocjacji (łączenia się ze sobą dwu lub więcej cząsteczek). W niektórych, szczególnie nie polarnych rozpuszczalnikach substancja rozpuszczona ulega asocjacji, skutkiem czego jej masa cząsteczkowa jest różna w obydwu fazach.

Jeżeli substancja rozpuszczona ulega asocjacji w fazie organicznej, to równanie (1) przyjmie postać:

$$\frac{c_o^n}{c_w} = P \quad (2)$$

lub po zlogarytmowaniu obu stron:

$$n \log c_o - \log c_w = \log P \quad (3)$$

gdzie n jest liczbą cząsteczek tworzących asocjat. Przekształcając równanie (3), otrzymamy:

$$\log c_w = n \log c_o - \log P$$

i następnie odkładając na osi rzędnych (y) $\log c_w$, a na osi odciętych (x) $\log c_o$ możemy sposobem graficznym wyznaczyć wartość liczbową n .

Jeżeli w jednej z faz zachodzi dysocjacja substancji, powyższy wzór Nernsta ulega modyfikacji. Gdy podziałowi między dwie fazy ulega kwas (np. octowy, CH_3COOH), stała podziału wyraża się wzorem:

$$\frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{org}}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_w} = P$$

Dla odróżnienia od stałej podziału P , stosunek całkowitych stężeń substancji w obu fazach (stężenie substancji nie zdysocjowanej + stężenie substancji zdysocjowanej) nazwano **współczynnikiem ekstrakcji (lub współczynnikiem podziału) D** , a w przypadku kwasu octowego można wyprowadzić wzór na tę wielkość:

$$D = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{org}}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_w + [\text{CH}_3\text{COO}^-]_w} \quad (4)$$

Stała dysocjacji kwasu jest równa:

$$K_A = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_w [\text{H}^+]_w}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_w} \quad \text{a stąd} \quad [\text{CH}_3\text{COO}^-]_w = \frac{K_A [\text{CH}_3\text{COOH}]_w}{[\text{H}^+]_w}$$

po wstawieniu powyższego wyrażenia do równania (4) otrzymujemy:

$$D = \frac{[CH_3COOH]_{org}}{[CH_3COOH]_w + \frac{K_A [CH_3COOH]_w}{[H^+]_w}}$$

po podzieleniu prawej strony równania przez $[CH_3COOH]_w$

$$D = \frac{\frac{[CH_3COOH]_{org}}{[CH_3COOH]_w}}{\frac{[CH_3COOH]_w}{[CH_3COOH]_w} + \frac{K_A [CH_3COOH]_w}{[H^+]_w [CH_3COOH]_w}}, \quad \text{a stąd}$$

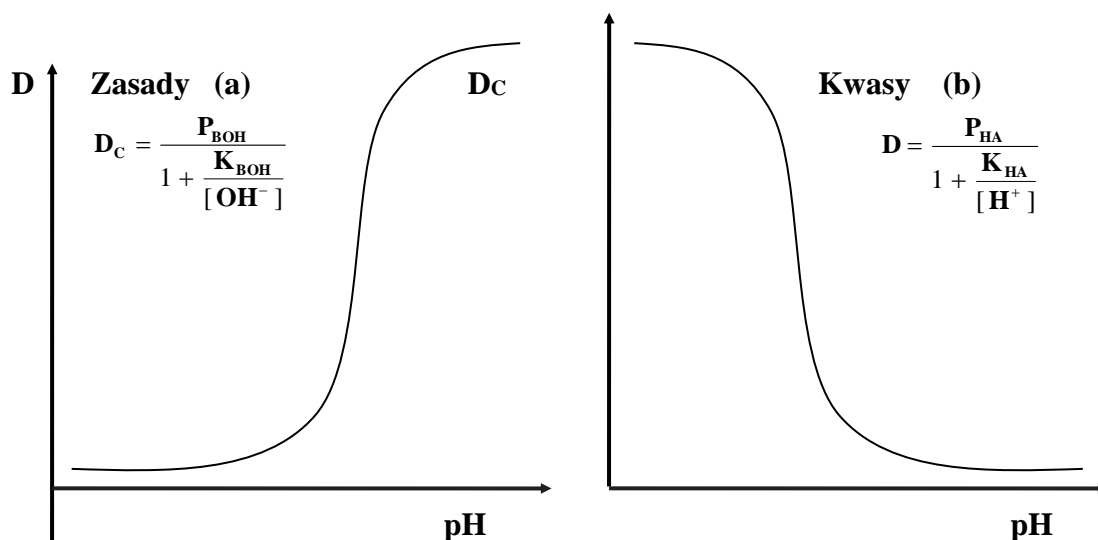
$$\boxed{D = \frac{P_D}{1 + \frac{K_{HA}}{[H^+]}}} \quad (5)$$

Ten ostatni wzór wyraża matematyczną zależność współczynnika ekstrakcji (**D**) od stałej podziału (**P**), stałej dysocjacji (**K**) i **pH** fazy wodnej.

Zależność współczynnika ekstrakcji od **pH** fazy wodnej dla zasad wyraża się wzorem:

$$D = \frac{P_{BOH}}{1 + \frac{K_{BOH}}{[OH^-]}} \quad (5a)$$

Dla kwasów przy wysokich wartościach **pH**, H^+ ma wartość niską, wyrażenie w mianowniku ($K_A/[H^+]$) ma wartość wysoką, stąd **D** jest bliskie zero. Przy niskich wartościach **pH**, gdy stężenie jonów wodorowych H^+ jest duże względem K_A – wyrażenie $K_A/[H^+]$ jest bliskie zero i $D = P_D$. Wykresem tej funkcji jest krzywa na rysunku (b) Odpowiednia zależność dla zasad przedstawiona jest na rysunku (a):



Z analizy krzywych można wywnioskować, że współczynnik ekstrakcji kwasu organicznego przy niskich **pH**, gdy kwas jest niezdisocjowany, równy jest jego stałej podziału **P_{AH}** (kwas znajduje się w fazie organicznej). Przy niskich **pH** dla zasady, kiedy tworzy ona silnie zdysocjowaną sól, wartość **D** jest praktycznie równa zeru, i będzie równa **P_{BOH}** dopiero przy wysokich wartościach **pH**. Tak więc, przez zmianę pH fazy wodnej można całkowicie i bez trudu rozdzielić bardzo słabe kwasy i zasady od siebie, nawet, jeśli ich stałe podziału liczbowo nie będą się od siebie różnić. Np. mieszaninę fenolu i NaCl łatwo rozdzielić gdyż do fazy organicznej przejdzie wyłącznie fenol, natomiast NaCl pozostanie w wodzie. Jeżeli obie substancje ulegają podobnemu podziałowi pomiędzy dwie fazy organiczną i wodną, tzn. nie różnią się zbytnio wartościami **D**, wtedy trzeba zastosować zasadę przeciwprądu (metoda przeciwprądowa Craiga). Procent ekstrakcji wynosi wówczas:

$$\% \text{ ekstrakcji} = 100 \frac{1}{1 + \frac{V_w}{D \cdot V_{org}}} \quad (6)$$

Zastosowanie ekstrakcji w farmacji

Ekstrakcja jest ważnym procesem otrzymywania surowców dla przemysłu farmaceutycznego. Sam proces jest znany już od czasów starożytnych. Ekstrakcję stosowały plemiona Indian z Ameryki Południowej wykorzystując uproszczoną procedurę otrzymywania substancji działających halucynogennie i narkotycznie, a także leczniczo.

Dzięki ekstrakcji prowadzonej przy użyciu roztworów o ściśle określonej wartości pH i odpowiednich rozpuszczalników można pozyskiwać, izolować i oczyszczać substancje czynne farmakologicznie, będące głównymi składnikami leków. Odnosi się to zarówno do produktów pochodzenia naturalnego, głównie ziół, jak również do syntetycznych komponentów leków, otrzymywanych na drodze syntezy przemysłowej. Ponieważ liczba roślin, z których pozyskiwać można związki aktywne farmakologicznie, jest duża, dlatego też i zakres zastosowania ekstraktów roślinnych w farmacji jest szeroki. Ekstrakty te służą m. in. do wytwarzania leków stosowanych w chorobach układu pokarmowego, krwionośnego, nerwowego, immunologicznego czy wydzielniczego (hormonalnego). Przemysł farmaceutyczny

bardzo często wykorzystuje ekstrakcję do rozdzielania i oczyszczania enancjomerów, z których bardzo często tylko jedna forma wywiera korzystny wpływ na organizm.

Składniki ekstraktów i/lub same ekstrakty uzyskane z surowców naturalnych znajdują zastosowanie w kosmetyce. Kosmetyki z tymi składnikami opóźniają procesy starzenia skóry, nawilżają, ściągają i napinają skórę, pochłaniają promieniowanie UV, wybielają i likwidują przebarwienia, łagodzą podrażnienia, stymulują krążenie w naczyniach krwionośnych. Często stosowane są one w preparatach do pielęgnacji włosów.

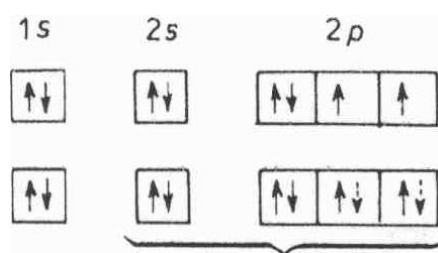
W ostatnich latach istotnego znaczenia nabiera proces ekstrakcji z użyciem płynów (np. ditlenku węgla) w stanie nadkrytycznym. Ekstrakcja ditlenkiem węgla w stanie nadkrytycznym jest stosowana do identyfikacji i analizy ilościowej pozostałości ksenobiotyków w próbkach żywności np. do oznaczania pestycydów w ekstraktach z nasion owoców jagodowych, takich jak aronia, czarna porzeczka, malina i truskawka. W ten sposób można także bardzo efektywnie wyekstrahować komponenty z surowców naturalnych, np. z ziół, które mogą być stosowane w preparatach farmaceutycznych i kosmetycznych.

Informacje uzupełniające

W powyższym tekście skryptu zostały umieszczone wzory uproszczone. Poniżej na przykładzie wody przedstawiono rozszerzoną wersję wzoru wynikającą z jej struktury i hybrydyzacji.

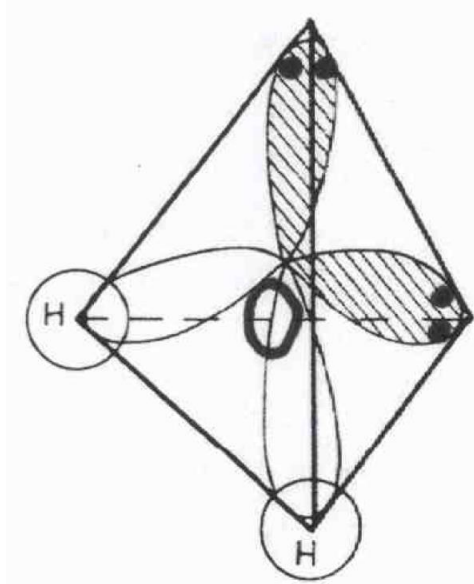
Centralny atom w cząsteczce wody, atom tlenu, zawiera dwa niesparowane elektrony, wystarczające do utworzenia dwóch wiązań:

struktura elektronowa atomu tlenu – stan podstawowy

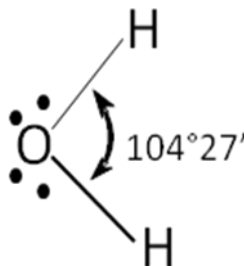


Struktura elektronowa atomu tlenu po przyłączeniu dwóch elektronów (zaznaczonych liniami przerywanymi) od atomów wodoru w cząsteczce H₂O

Zgodnie z teorią Sidgwicka – Powella rozmieszczenie czterech orbitali powinno być tetraedryczne; zostaje to zrealizowane w wyniku hybrydyzacji jednego orbitalu s i trzech orbitali p . Orbital zewnętrzny zawiera cztery pary elektronów. Dwa z tych orbitali uczestniczące w wiązaniu zawierają uwspólnione pary elektronów (dwie pary wiążące), natomiast pozostałe dwa są obsadzone przez wolne pary elektronowe (dwie pary wolne). W przypadku cząsteczki wody występują cztery zhybrydowane, rozmieszczone tetraedrycznie orbitale:



Strukturę cząsteczki wody można określić jako strukturę tetraedryczną z dwoma położeniami zajętymi przez wolne pary elektronowe (w kształcie litery V):



Dwie wolne, odpychające się pary elektronowe powodują w cząsteczce wody większą zmianę kąta między wiązaniami, dlatego kąt HOH w wodzie wynosi $104^{\circ}27'$.

Wykonanie ćwiczenia

5. EKSTRAKCJA

WYZNACZANIE WSPÓŁCZYNNIKA EKSTRAKCJI KWASU OCTOWEGO W UKŁADZIE WODA - ETER DIETYLOWY

- Zadania:**
1. Poznanie teoretycznych podstaw procesu ekstrakcji oraz praktyczne zapoznanie się z jego prowadzeniem.
 2. Wyznaczenie wartości **D** (współczynnika ekstrakcji) dla kwasu octowego w układzie podziałowym eter dietylowy - woda.

Wzory pomocnicze:
$$P = \frac{c_o}{c_w} \quad (1)$$

Wykonanie ćwiczenia:

Z roztworu kwasu octowego o stężeniu $2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ sporządza się przez rozcieńczenie wodą roztwory wyjściowe o stężeniach $1,00; 0,75; 0,50; 0,25 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ w ilościach po 40 cm^3 . Do czterech kolbek ze szlifem o poj. 100 cm^3 kolejno nalewa się **pipetą pełną** po 25 cm^3 kwasu octowego o uprzednio przyrządzonych stężeniach, $1,00; 0,75; 0,50$ i $0,25 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. A następnie uzupełnia się 25 cm^3 eteru odmierzonego cylindrem miarowym. Po czym zatka się kolbki korkami i wytrząsa kilka minut, a następnie pozostawia się kolbki do rozdzielenia się faz. W tym czasie należy wyjściowe roztwory kwasu octowego zmiareczkować roztworem **NaOH** o stężeniu $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ w obecności fenoloftaleiny, biorąc do miareczkowania **pipetą pełną** 5 cm^3 roztworu kwasu (z pozostałej ilości każdego roztworu po pobraniu 25 cm^3). Miareczkowanie każdego roztworu należy przeprowadzić dwukrotnie i z otrzymanych wyników obliczyć średnią. Następnie w analogiczny sposób należy zmiareczkować dolny (wodny) roztwór układu ekstrakcyjnego. Przy pobieraniu dolnej fazy należy uważać, aby do pipety **nie dostał się eter stanowiący fazę górną**. Aby tego uniknąć, przy zanurzaniu pipety należy jej górny otwór zatkać palcem. Wyniki miareczkowania zanotować w **Tabeli 1**.

UWAGA ! Wszystkie operacje z eterem wykonujemy pod włączonym wyciągiem. Eter po ekstrakcji wylewamy wyłącznie do butelki **ZLEWKI ETEROWE**.

Sposób podawania wyników:

Stężenie kwasu octowego jest wprost proporcjonalne do objętości roztworu $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ NaOH zużytego do jego zmiareczkowania. Wobec tego stosunek stężeń można zastąpić stosunkiem objętości ($V \text{ cm}^3$) roztworu NaOH. Ponieważ w doświadczeniu (procesie ekstrakcji) używa się równych objętości wody i eteru, ubytek stężenia kwasu octowego w wodzie w wyniku ekstrakcji jest równy stężeniu kwasu w eterze, ponieważ początkowe stężenie kwasu w eterze było równe zero. Stąd mamy:

$$c_{et} = c'_w - c_w \quad \text{i} \quad D = \frac{c_{et}}{c_w}$$

gdzie: c_{et} końcowe stężenie kwasu octowego w eterze,
 c_w końcowe stężenie kwasu octowego w wodzie (po ekstrakcji),
 c'_w początkowe stężenie kwasu octowego w wodzie (przed ekstrakcją).

Wyniki należy zestawić w **Tabeli 1:**

C _{kwasu} mol·dm ⁻³	Próbka	V (cm ³) 0,1[mol·dm ⁻³] NaOH (c' _w)	Średnia	Warstwa wodna			Warstwa eterowa c _{et} = c' _w - c _w	$D = \frac{c_{et}}{c_w}$
				Pomiar	V (cm ³) 0,1[mol·dm ⁻³] NaOH	Średnia (c _w)		
1,00	1			1				
	2		2		
0,75	1			1				
	2		2		
0,50	1			1				
	2		2		
0,25	1			1				
	2		2		

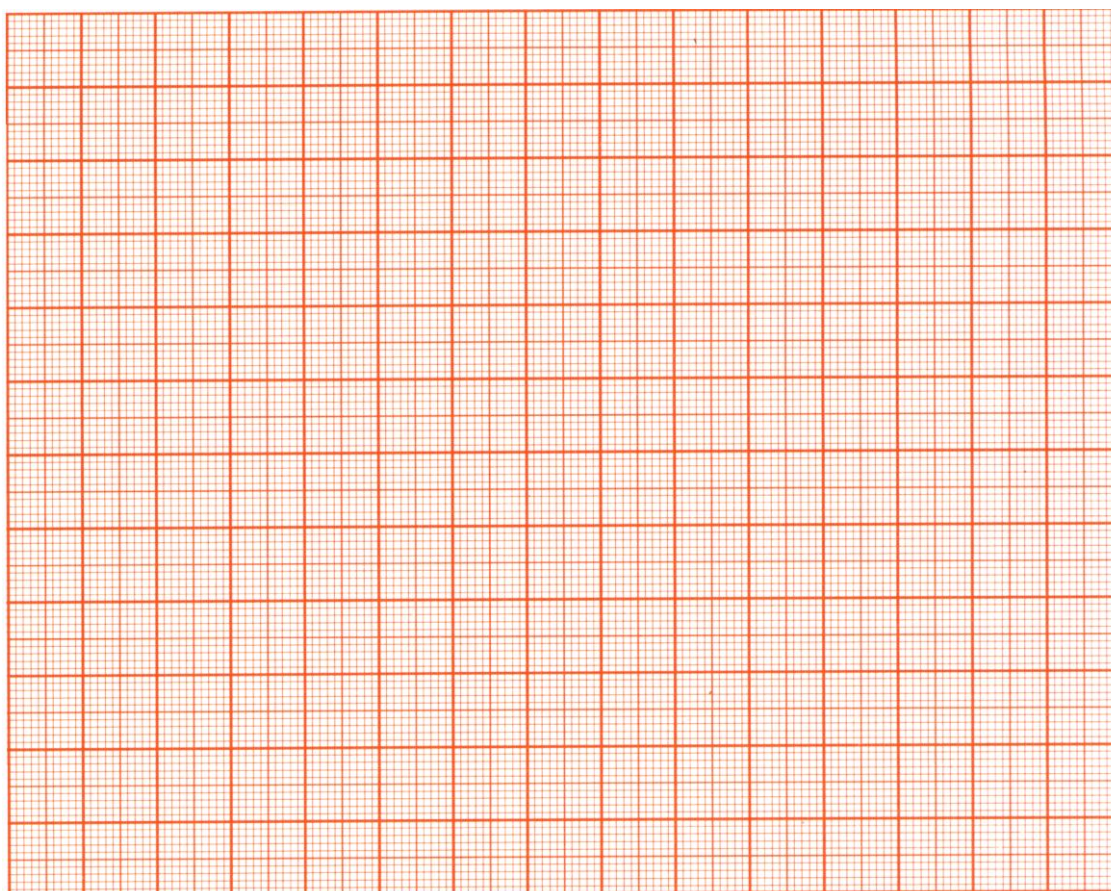
Miejsce na obliczenia:

Wyliczyć następnie średnią:

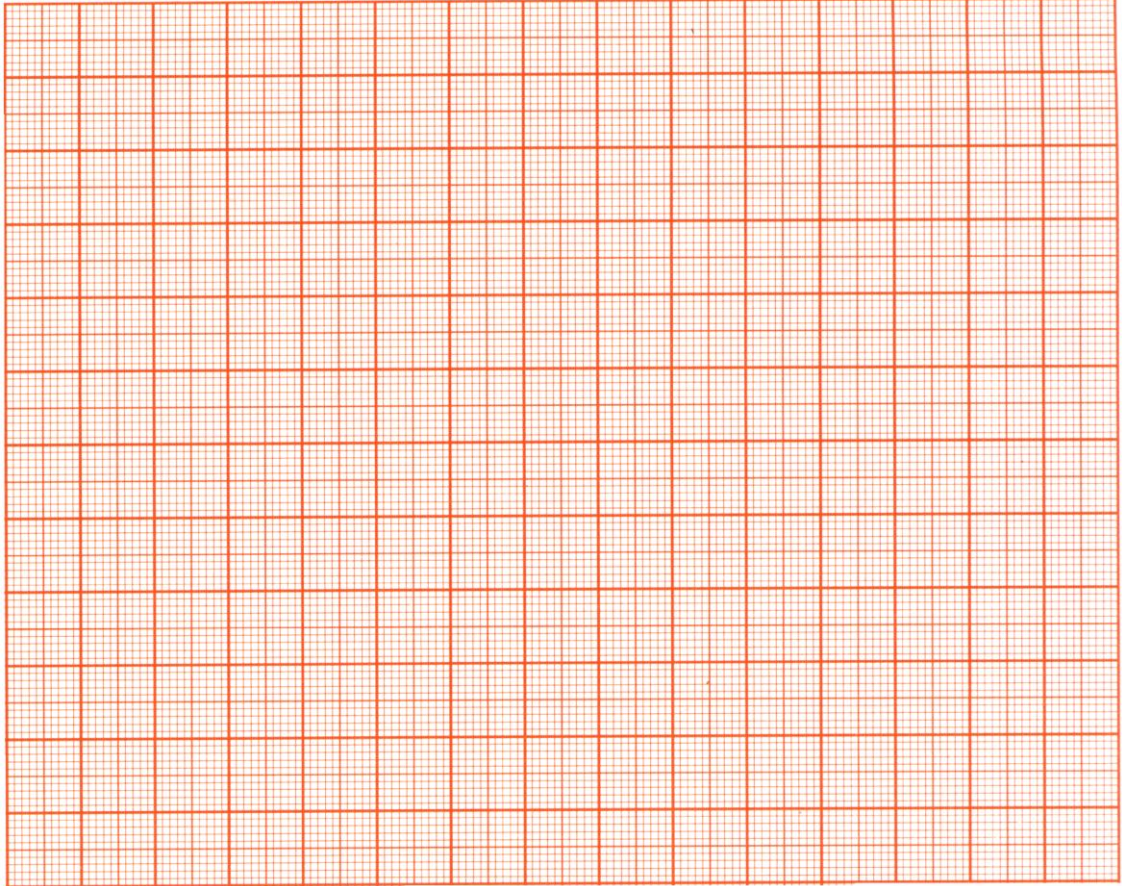
$$D = \frac{D_1 + D_2 + D_3 + D_4}{4}; \quad \mathbf{D} = \text{_____} = \text{.....}$$

Sporządzić wykresy: 1. $c_{et} = f(c_w)$

2. $\mathbf{D} = f(c_w)$



Wykres 1. Zależność stężenia kwasu octowego w fazie organicznej od stężenia kwasu w fazie wodnej (tj. $c_{et} = f(c_w)$).



Wykres 2. Zależność współczynnika podziału D kwasu octowego od jego stężenia w fazie wodnej (tj. $D = f(c_w)$).

Na podstawie uzyskanych wykresów podać reguły dotyczące procesu ekstrakcji. Wyjaśnić, dlaczego stała podziału P jest praktycznie równa współczynnikowi ekstrakcji D ?

5. EKSTRAKCJA

WYZNACZANIE WSPÓŁCZYNNIKA EKSTRAKCJI KWASU OCTOWEGO W UKŁADZIE WODA - ETER DIETYLOWY

(formularz opracowania wyników ćwiczenia)

Data wykonania ćwiczenia:

Imię i nazwisko studenta:

GS:

Imię i nazwisko asystenta:

1. Zadania do wykonania:

1.1. Poznanie teoretycznych podstaw procesu ekstrakcji oraz praktyczne zapoznanie się z jego prowadzeniem.

1.2. Wyznaczenie wartości D (współczynnika ekstrakcji dla kwasu octowego w układzie podziałowym eter dietylowy - woda).

2. Wielkości stosowane

Stała podziału P,

Współczynnik ekstrakcji D,

c_{et} - końcowe stężenie kwasu octowego w eterze,

c_w - końcowe stężenie kwasu octowego w wodzie (po ekstrakcji),

c'_w - początkowe stężenie kwasu octowego w wodzie (przed ekstrakcją).

3. Równania stosowane do obliczeń i opisanie wniosków

$$P = \frac{c_o}{c_w}, D = \frac{c_{et}}{c_w}, c_{et} = c'_w - c_w$$

4. Wyniki

4.1. Wykonanie ekstrakcji:

Tabela 1

Ckwasu $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$	Próbka	V (cm^3) $0,1 [\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]$ NaOH (c'_w)	Średnia	Warstwa wodna			Warstwa eterowa $c_{et} = c'_w - c_w$	$D = \frac{c_{et}}{c_w}$
				Pomiar	V (cm^3) $0,1 [\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]$ NaOH	Średnia (c_w)		
1,00	1			1				
	2		2		
0,75	1			1				
	2		2		
0,50	1			1				
	2		2		
0,25	1			1				
	2		2		

4.2. Wylczenie średniej wartości współczynnika D:

$$D = \frac{D_1 + D_2 + D_3 + D_4}{4}; \quad \mathbf{D} = \frac{\quad\quad\quad}{\quad\quad\quad} = \text{.....}$$

5. Załączniki

5.1. Opisanie wyników

5.2. Przykładowe obliczenia

5.3. Wykresy

- Wykres 1. Zależność stężenia kwasu octowego w fazie organicznej od stężenia kwasu w fazie wodnej (tj. $c_{et} = f(c_w)$).
- Wykres 2. Zależność współczynnika podziału D kwasu octowego od jego stężenia w fazie wodnej (tj. $D = f(c_w)$).

5.4. Na podstawie uzyskanych wykresów podać reguły dotyczące procesu ekstrakcji. Wyjaśnić, dlaczego stała podziału P jest praktycznie równa współczynnikowi ekstrakcji D?

Podpis studenta

Podpis nauczyciela akademickiego

Data