



KAPITAŁ LUDZKI
NARODOWA STRATEGIA SPÓJNOŚCI



UNIA EUROPEJSKA
EUROPEJSKI
FUNDUSZ SPOŁECZNY



XIII

Zjawiska z pogranicza fizyki, chemii i biologii

Dariusz Man, Rudolf Słota

Wnikliwa obserwacja środowiska naturalnego pozwala nam dostrzec, że ważne dla jego funkcjonowania procesy, przynajmniej w pewnym stopniu, związane są z wymianą energii pomiędzy jego składnikami materialnymi a ich otoczeniem. Parowanie wody oraz to, że pada deszcz lub śnieg, że materia może mieć postać ciała stałego, cieczy lub gazu, że świat wokół nas jest taki kolorowy, że metal może przewodzić prąd a kamień nie, czy chcemy czy też nie, związane są nierozwalnie z przepływem energii. Wiemy, że energia może przybierać różne formy, w zależności od tego, co jest jej źródłem: proces czysto fizyczny, chemiczny czy też cykl przemian biologicznych. Ale czy w związku z tym możemy tak po prostu mówić o topnieniu lodu w promieniach słońca czy tworzeniu mgły w chłodny jesienny poranek tylko w ujęciu typowo „fizycznych” cech tych procesów (topnienie, skraplanie) bez oglądania się na udział innych czynników? Przecież to, co obserwujemy na niebie i na ziemi to w istocie zespół zjawisk, o których nie możemy jednoznacznie powiedzieć, że są to zjawiska wyłącznie fizyczne – ich „fizyczność” związana jest z budową materii, której podstawę stanowią atomy, połączone ze sobą według ściśle określonych reguł. I tu wkraczamy już w obszar innej dziedziny, chemii, gdyż o właściwościach materii w zasadniczym stopniu decydują wiązania chemiczne pomiędzy tworzącymi ją atomami. Z kolei uporządkowanie atomów w jakiejś substancji określa nie tylko jej cechy typowo chemiczne (np. reaktywność), ale również fizyczne (np. magnetyzm czy barwę) oraz aktywność biologiczną. Zatem nawet pozornie proste zjawiska, jak np. topnienie lodu, często mają bardziej skomplikowaną naturę, niżby się



KAPITAŁ LUDZKI
NARODOWA STRATEGIA SPÓJNOŚCI



UNIA EUROPEJSKA
EUROPEJSKI
FUNDUSZ SPOŁECZNY



to mogło wydawać. Wynika to stąd, że w przyrodzie, która nas otacza taki ścisły podział na obszary fizyki, chemii czy biologii w przypadku wielu pospolitych zjawisk naturalnych nie ma większego znaczenia, gdyż właśnie tutaj dziedziny te wzajemnie się przenikają i uzupełniają. Dlatego też dla podkreślenia tych zależności używamy takich pojęć jak właściwości „fizykochemiczne”, „biochemiczne” czy „biofizyczne”.

Proponowane doświadczenia ilustrują wspomniane wyżej wzajemne powiązania pomiędzy fizyką, chemią i biologią w procesach, z którymi stykamy się na co dzień, nie zastanawiając się nad ich istotą i często bardzo złożonym mechanizmem. Czy ktokolwiek, wsypując sól do zupy w celu poprawienia jej smaku zastanawia się nad tym, że w danej chwili kryształy soli rozpuszczając się w rosoli pochłaniają ciepło i w konsekwencji NaCl pod wpływem wody w tejże zupie ulega dysocjacji na jony Na^+ i Cl^- , które z kolei ulegają hydratacji i pewnie też „reagują” z innymi składnikami zupy itd. Jak widać, mamy tutaj naraz i fizykę, i chemię, i biologię, a wszystko to razem służy... poprawieniu smaku naszej zupy!

Część eksperymentalna dotyczy ważnych zagadnień z pogranicza fizyki, chemii i biologii, nawiązujących do relacji pomiędzy budową materii a jej właściwościami, z podkreśleniem znaczenia praktycznego omawianego przykładu. Przedstawiono sposób badania wybranych zjawisk (procesów) i analizy wyników badań oraz możliwości ich wykorzystania do określonych celów. Poznanie istoty tych zjawisk powinno stanowić ważny krok w kierunku lepszego zrozumienia otaczającego nas świata.



KAPITAŁ LUDZKI
NARODOWA STRATEGIA SPÓJNOŚCI



UNIA EUROPEJSKA
EUROPEJSKI
FUNDUSZ SPOŁECZNY



Fizyka wokół nas

Nawet niezbyt wnikliwy obserwator jest w stanie zauważyć ogromną liczbę zjawisk przyrodniczych, których istotą są procesy fizyczne, opisywane w podręcznikach i wykładane na lekcjach fizyki w szkole. Świat przyrody stanowi jedność – to ludzie rozdzielili jej prawa na poszczególne dyscypliny nauki: fizykę, biologię, chemię. Jednak sama przyroda nic o tym nie wie i nadal działa według własnych reguł. Dlatego, aby w pełni zrozumieć otaczający nas świat, musimy przestawić szkolne myślenie z szufladkami w głowie na otwarte na oścież wrota naszego mózgu. Opisując otaczającą nas przyrodę wykorzystujemy pełną naszą wiedzę, łączmy dyscypliny w jedno – bo nauka jest jedna!

Biofizyka

W tym rozdziale przedstawię jak zjawiska zachodzące w przyrodzie widzi fizyk badający układy biologiczne. Spróbujemy przyjrzeć się znanym powszechnie zjawiskom oczami fizyka. Spróbujemy znaleźć odpowiedzi na pytania: dlaczego nartnik nie tonie, dlaczego olej niszczy glebę, po co nasiona klonu mają wypustki, dlaczego trawa jest zielona a komar byczy cieniem od bąka i na wiele innych.

Zjawiska transportu w przyrodzie

Fizyka podpowiada, że wszędzie tam gdzie pojawia się ruch musi zadziałać nierównoważona siła (zasady dynamiki Newtona 1687 r.). Pełny opis zależności i wzajemnych relacji, pomiędzy siłami i ciałami, na które działają siły, podał ponad 300 lat



KAPITAŁ LUDZKI
NARODOWA STRATEGIA SPÓJNOŚCI



UNIA EUROPEJSKA
EUROPEJSKI
FUNDUSZ SPOŁECZNY



temu genialny uczony Isaac Newton. Spróbujmy zatem, na zjawiska transportu w przyrodzie spojrzeć oczami I. Newtona.

Woda to podstawowa substancja warunkująca życie. Dlaczego tak się dzieje, że bez wody na Ziemi nie ma życia? Jest kilka istotnych powodów.

Po pierwsze, woda to świetny rozpuszczalnik, wiele substancji występujących w środowisku dobrze rozpuszcza się w wodzie. Umożliwia to ich transportowanie w wodnych arteriach przesyłowych roślin, gleby i zwierząt. Natomiast siły napędzające wodę mogą być różne.

Po drugie, woda posiada pewną unikalną właściwość fizyczną. Jej gęstość jest największa w temperaturze 4°C, co powoduje, że zbiorniki wodne zamarzają od góry, chroniąc żywe organizmy zgromadzone na dnie.

Po trzecie, woda posiada wspaniałe właściwości magazynowania energii. Chroni to klimat na Ziemi przed gwałtownymi zmianami temperatur. Oceany ziemskie stanowią potężny zbiornik energii cieplnej – stabilizator klimatyczny. Bez jego działania wahania temperatur pomiędzy latem i zimą byłyby ogromne, zagrażające życiu.

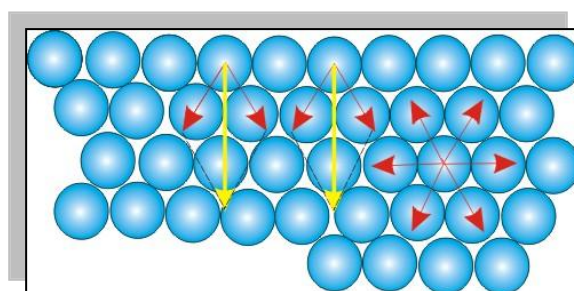
Zwilżanie gleby – włoskowatość

Jedną z ciekawych i ważnych właściwości wody jest jej umiejętność do zwilżania niektórych materiałów. Zjawisko to jest powszechnie wykorzystywane przez przyrodę do transportowania rozpuszczonych w niej substancji. Kropla deszczu, która upadnie na glebę jest natychmiast rozprowadzana po jej objętości. Jak uczy I. Newton muszą działać na cząsteczki wody niezrównoważone siły, ponieważ pojawił się ruch. Te siły to **siły przylegania i siły spójności**. Pomiedzy nimi rozgrywa się mecz o zwycięstwo. Jeżeli wygrywają siły przylegania to woda wędruje, jeżeli siły spójności to woda cofa się tworząc optymalną energetycznie formę – w skrajnym przypadku kulę. Jeżeli siły się zrównoważą ruch zamiera.

Siły spójności to przyciąganie zachodzące pomiędzy cząsteczkami cieczy. To właśnie one powodują, że na granicy ośrodków, powietrze–woda powstaje błona rozdzielająca te dwa środowiska. Zjawisko to nazywa się napięciem powierzchniowym. Dzieje się tak dlatego,

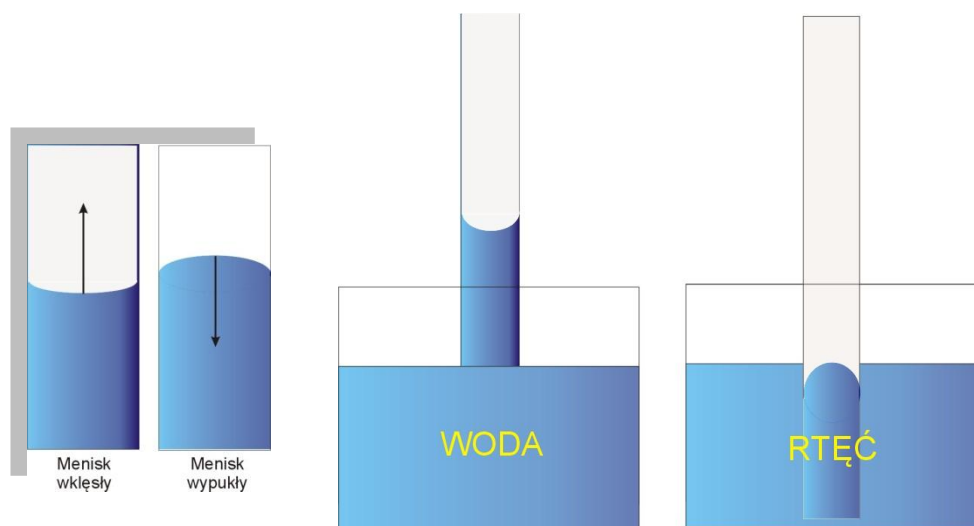


ponieważ siły działające na cząsteczki wody znajdujące się na powierzchni wytwarzają strukturę przypominającą membranę napiętą jak błona na bębnie. Siły działające na cząsteczki znajdujące się wewnątrz cieczy zerują się, rysunek poniżej.



Rysunek przedstawia schemat oddziaływań zachodzących na powierzchni cieczy (żółte strzałki to wypadkowe siły działające na cząsteczki wody znajdujące się na granicy faz) i w jej wnętrzu (czerwone strzałki wychodzące z cząsteczki po zsumowaniu zerują się).

Woda w kontakcie z obcym ciałem (np. powierzchnią naczynia) w zależności od relacji pomiędzy siłami spójności a siłami przylegania może wytworzyć menisk wklęsły lub wypukły. Menisk wklęsły powstanie, jeżeli siły przylegania są większe od sił spójności, menisk wypukły powstaje w przypadku odwrotnym. Na rysunku poniżej przedstawiono zachowanie się dwóch różnych cieczy w cienkiej szklanej rurce (kapilarze). Strzałki pokazują kierunek i zwrot siły wypadkowej, w wyniku jej działania np. słupek wody może powędrować do góry, natomiast słupek rtęci zostanie wepchnięty w dół.





Rysunek przedstawia zachowanie się dwóch substancji, wody i rtęci w kontakcie z szkłem. Stosunek siły spójności do siły przylegania decyduje o zachowaniu się cieczy w kapilarze.

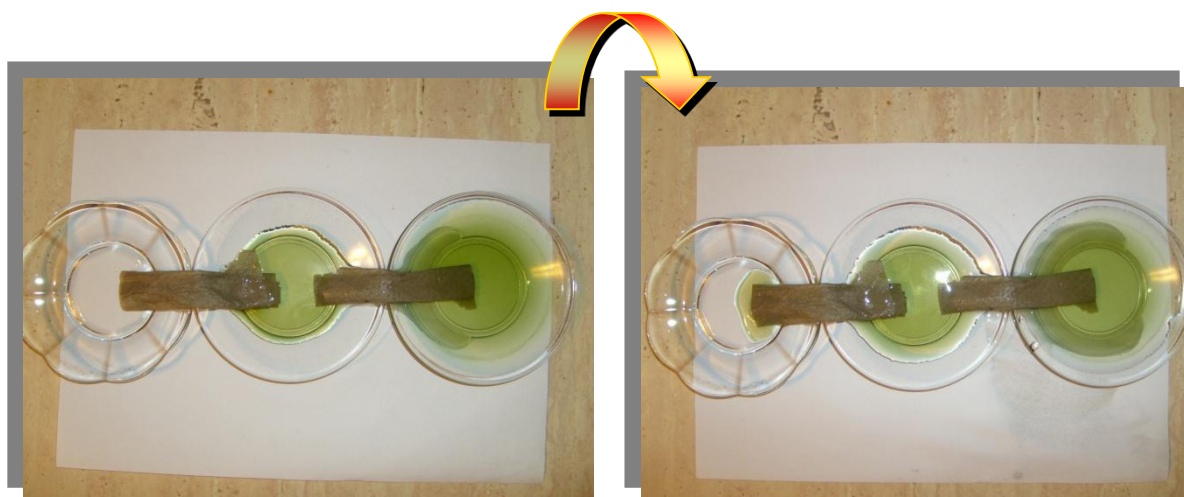
Ćwiczenie 1

Materialy:

Trzy podstawki np. szklane talerzyki, zabarwiona woda, papier toaletowy lub bibuła.

Przebieg eksperymentu:

Jeden skrajny talerzyk napełniamy zabarwioną wodą (zabarwienie ma ułatwić obserwację zjawiska), pozostałe dwa ustawiamy obok w szeregu. Listek (lub dwa) papieru toaletowego zwijamy w rulon i umieszczamy łącząc talerzyki ze sobą. W celu przyspieszenia eksperymentu delikatnie zwilżamy kawałki papieru wodą (końce, które wkładamy do talerzyków). W ten sposób utworzymy mosty pomiędzy naczyniami, po których przepłynie woda, wypełniając je równomiernie. Zjawisko to ilustruje jak działa włoskowatość w praktyce i w jaki sposób woda transportowana jest w glebie.





Rysunek przedstawia kolejne fazy ruchu cieczy pomiędzy talerzykami połączonymi mostami z papieru. Ruch ten odbywa się dzięki właściwości włoskowatości papieru.

Ćwiczenie 2

Materiały:

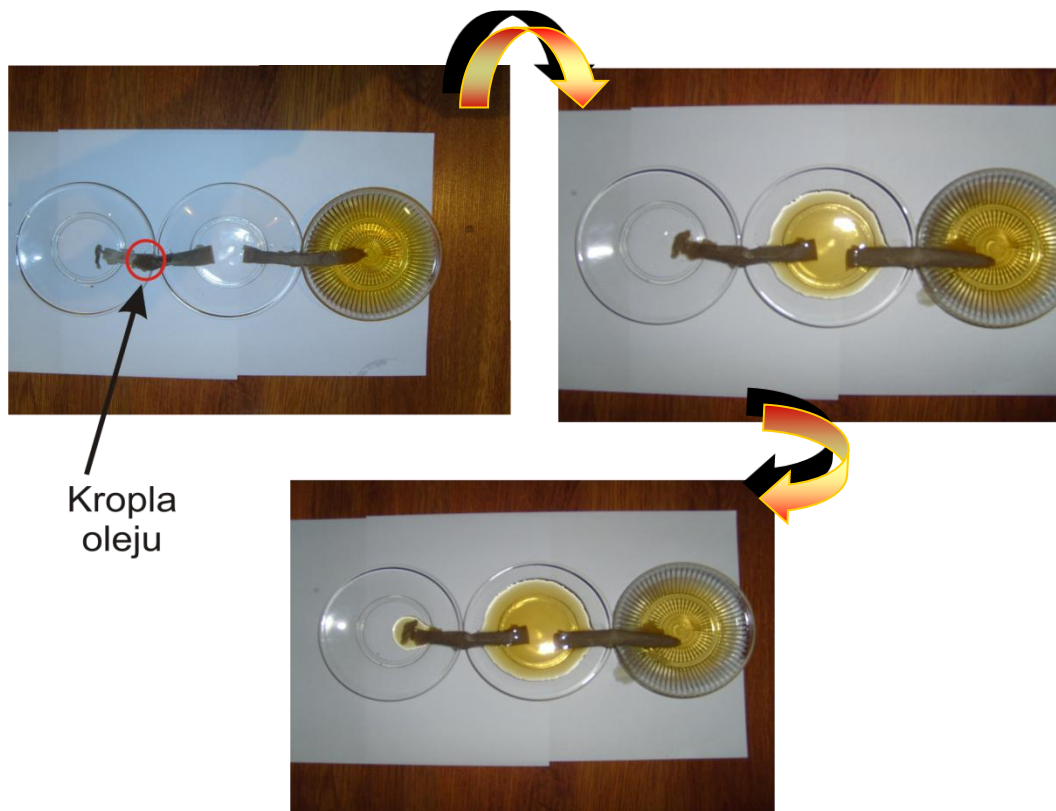
Trzy podstawki np. szklane talerzyki, zabarwiona woda, papier toaletowy lub bibuła, olej (np. jadalny olej rzepakowy).

Przebieg eksperymentu:

Jeden środkowy talerzyk napełniamy zabarwioną wodą, pozostałe dwa ustawiamy obok w szeregu. Listek (lub dwa) papieru toaletowego zwijamy w rulon i umieszczamy łącząc talerzyki ze sobą. W celu przyspieszenia eksperymentu delikatnie zwilżamy kawałki papieru wodą (końce, które wkładamy do talerzyków). Na środku jednego z rulonów umieszczamy kroplę oleju. W ten sposób utworzymy dwa mosty pomiędzy naczyniami, po których przepłynie woda (podobnie jak w poprzednim ćwiczeniu). Jednakże na jednym z nich woda napotka papier zwilżony olejem. Olej zniszczył właściwości włoskowate papieru, co spowodowało utrudnienie transportu. Zjawisko to ilustruje jak destruktywne działanie na



glebę ma olej. Niewielka jego ilość, potrafi całkowicie zablokować transport wody w glebie, lub znacząco go ograniczyć. Na rysunku poniżej widać, że nawet po długim czasie w talerzyku połączonym ze środkowym talerzem papierem zwilżonym olejem, ilość wody jest minimalna.



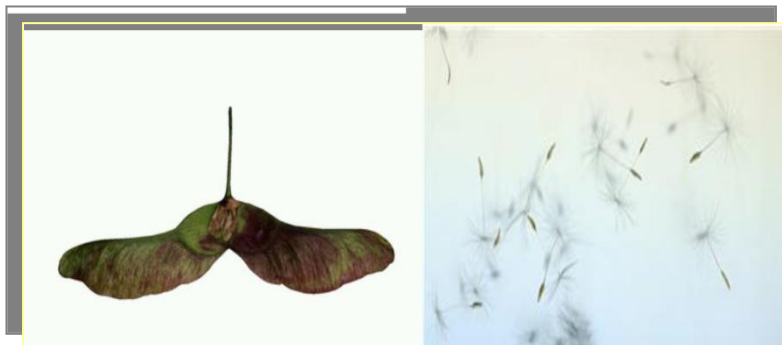
Rysunek przedstawia blokujące transport wody działanie oleju. W talerzyku połączonym papierem zwilżonym olejem nawet po długim okresie czasu pojawiła się zaledwie niewielka plamka wody.

Wiatr

Innym czynnikiem ogromnie ważnym, wpływającym na transport w przyrodzie, jest ruch powietrza. Wiatr dla fizyka to przemieszczające się w określonym kierunku cząsteczki powietrza. Wywołują go oczywiście jakieś siły, np. różnica ciśnień. Zjawisko wiatru wykorzystują na przykład rośliny do transportowania nasion. Przyroda wykazuje wielką



pomysłowość w ich konstrukcji. Mogą być delikatne jak np. nasiona dmuchawca lub przypominające śmigło samolotu nasiona klonu. W jednym i drugim przypadku cel jest ten sam – rozmieścić je na maksymalnie dużym obszarze. Cząsteczki powietrza uderzając w nasiona przemieszczają je zgodnie z zasadami fizyki. Im większa siła (silniejszy wiatr), tym dalszy zasięg.

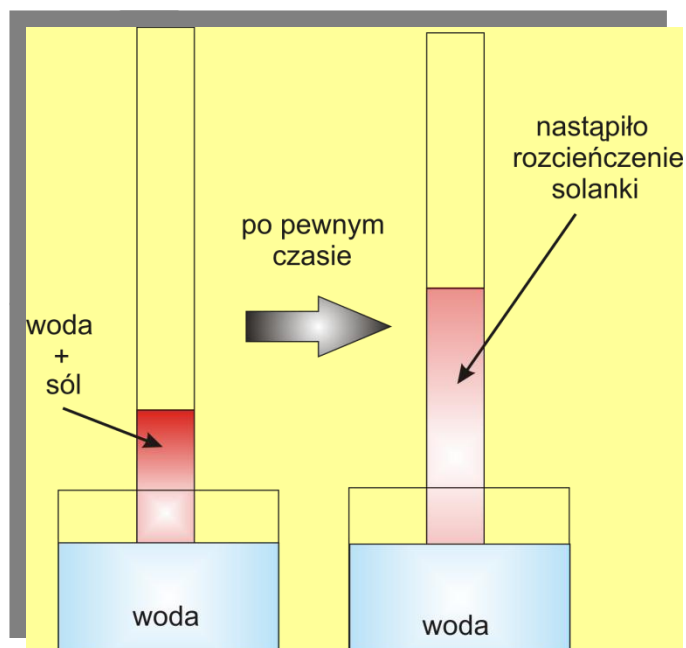


Osmoza

Różnica stężeń soli rozpuszczonych w wodzie również stanowi źródło siły napędzającej transport. Jeżeli dwa roztwory (np. soli kuchennej lub cukru) o różnym stężeniu, rozdzielimy błoną półprzepuszczalną, zaobserwujemy zjawisko polegające na takim ruchu cząsteczek, aby doszło do wyrównania stężeń. Zadaniem błony półprzepuszczalnej jest zatrzymywanie obiektów o zbyt dużych rozmiarach – spełnia funkcję sita. Ponieważ cząsteczki soli i cukru są zbyt duże, aby przejść przez sito, jedynym sposobem na wyrównanie stężeń w obu zbiornikach jest przepływ znacznie mniejszych cząsteczek wody. Zjawisko to nazywamy osmozą, jest ono podstawowym narzędziem przyrody do transportowania wody na znaczne wysokości w roślinach (biolodzy nazywają je parciem korzeniowym). Niektóre drzewa są naprawdę wysokie (sekwoja 115 m) a woda z rozpuszczonymi w niej solami mineralnymi musi dotrzeć na sam szczyt. Mechanizm transportujący wodę w sekwojach wytwarza



ciśnienie ponad 10 atmosfer = 9800 hPa. Słup wody o wysokości 10 m wywiera ciśnienie u podstawy 1 atm. Dla przykładu ciśnienie wody w sieci miejskiej wynosi około 3 atmosfer.



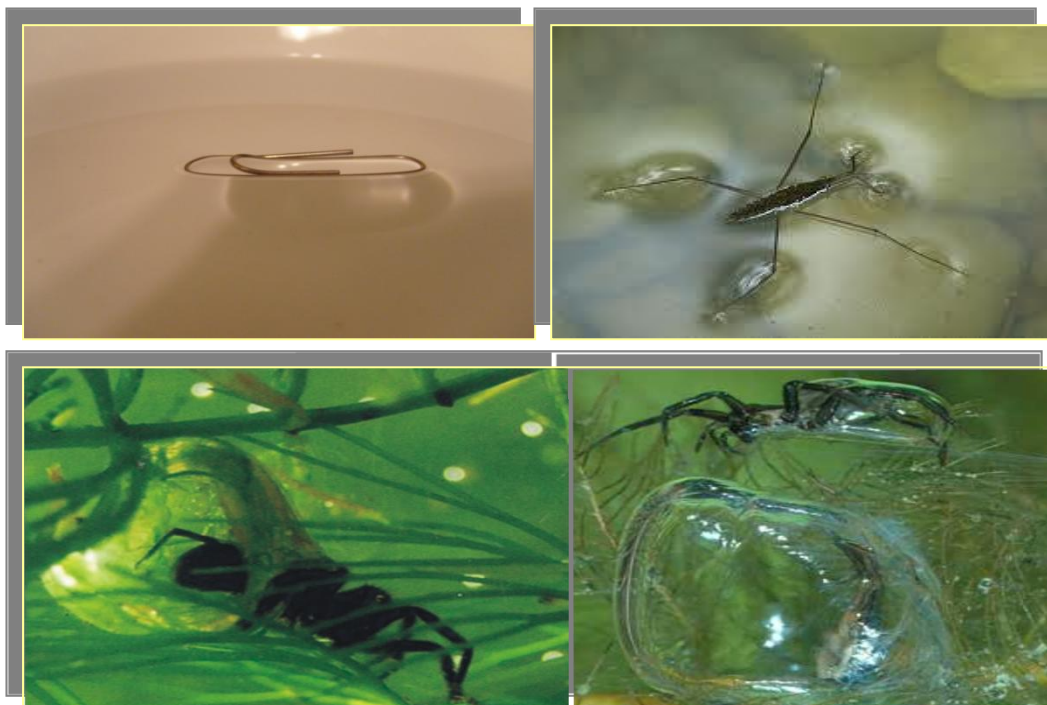
Rysunek przedstawia schemat osmozy zachodzącej pod wpływem różnicy stężeń soli kuchennej w wodzie. Stężona solanka znajduje się w rurze zamkniętej błoną półprzepuszczalną – np. celofanem. Rura zostaje zanurzona w naczyniu z czystą wodą. Dodatkowo, w celu lepszej obserwacji, solankę można zabarwić. Po kilku minutach słup wody w rurze wyraźnie się podnosi. Wędrowka wody w rurze odbywa się do momentu wyrównania sił (jak uczy I. Newton): siły parcia osmotycznego wywołanego różnicą stężeń i właściwościami błony oraz przeciwie skierowanej siły parcia (ciśnienia) hydrostatycznego słupa cieczy na błonę.

Napięcie powierzchniowe

Mechanizm powstawania napięcia powierzchniowego na granicy faz, powietrze–woda, został opisany na początku tego rozdziału. W tym miejscu opiszemy niektóre zaskakujące zjawiska



fizyczne, związane z tym oddziaływaniem. Błona utworzona na powierzchni wody potrafi utrzymać przedmioty, których gęstość przewyższa gęstość wody, a więc powinny one zatonać. Na rysunku poniżej przedstawiono spinacz wykonany ze stali, który pływa, nartnika biegającego po wodzie i pająka topika, który wykorzystuje napięcie powierzchniowe do zamknięcia w bańce powietrza. Następnie transportuje ją z powierzchni pod wodę i tam magazynuje – pająk oddycha powietrzem.



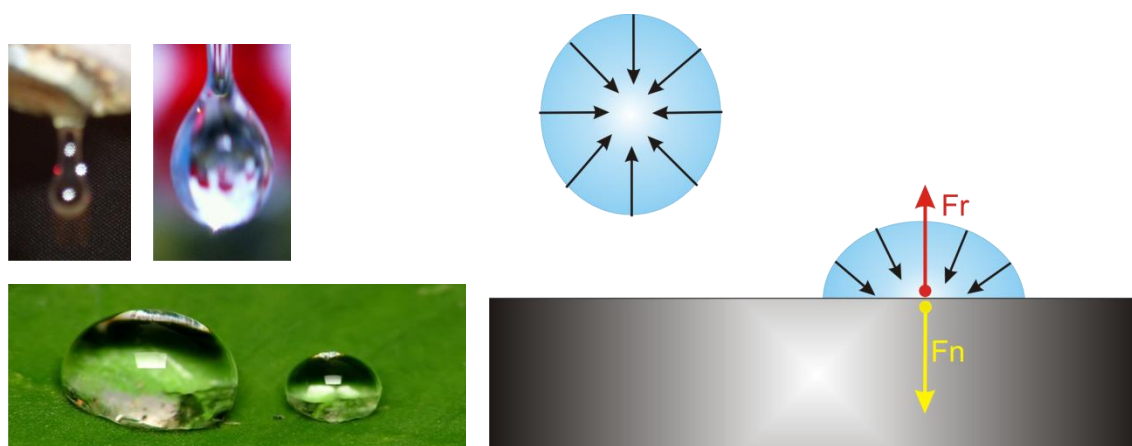
Rysunek przedstawia efekt występowania napięcia powierzchniowego na styku fazy powietrze – woda. Stalowy spinacz unosi się na powierzchni błony powodując jej ugięcie. Nartnik chodzi po wodzie powodując uginanie jej powierzchni. Pająk transportuje bańkę powietrza pod wodą.

Skutki występowania napięcia powierzchniowego w przyrodzie.

Małe krople deszczu spadając swobodnie w powietrzu przyjmują kształt bardzo bliski kuli, dlaczego? Fizyka daje na to pytanie odpowiedź: siły napięcia powierzchniowego zginają powierzchnię wody, formując kulę. Ten kształt przyjmuje również ciecz w stanie nieważkości. Krople wody na powierzchni szkła są zniekształcone (spłaszczone), ponieważ



działa na nie siła grawitacji i reakcja podłoża. Trzecia zasada dynamiki Newtona mówi, że każdej akcji (oddziaływaniu) towarzyszy reakcja (oddziaływanie skierowane przeciwnie, równe co do wartości, ale przyłożone do drugiego ciała). Ciężar kropli działa na podłoże, ale i podłoże działa na kroplę powodując jej ugięcie.



Rysunek przedstawia krople wody podczas formowania się (cieknący kran) i po upadku na podłoże. Obok na schemacie zaznaczono siły działające na kroplę w powietrzu i na podłożu. Czarne strzałki reprezentują siły spójności nadające kropli kształt kuli, strzałka żółta reprezentuje siłę nacisku F_n , z jaką kropla działa na podłoże, strzałka czerwona, siłę reakcji podłoża F_r . Pod wpływem działania siły F_r powierzchnia kuli ulega zniekształceniu. Jak widać z załączonego przykładu, zasady dynamiki Newtona są obecne w przyrodzie na każdym kroku. Otaczający nas świat funkcjonuje zgodnie z zasadami fizyki, które są wspólne dla całego Wszechświata.

Dźwięki w przyrodzie

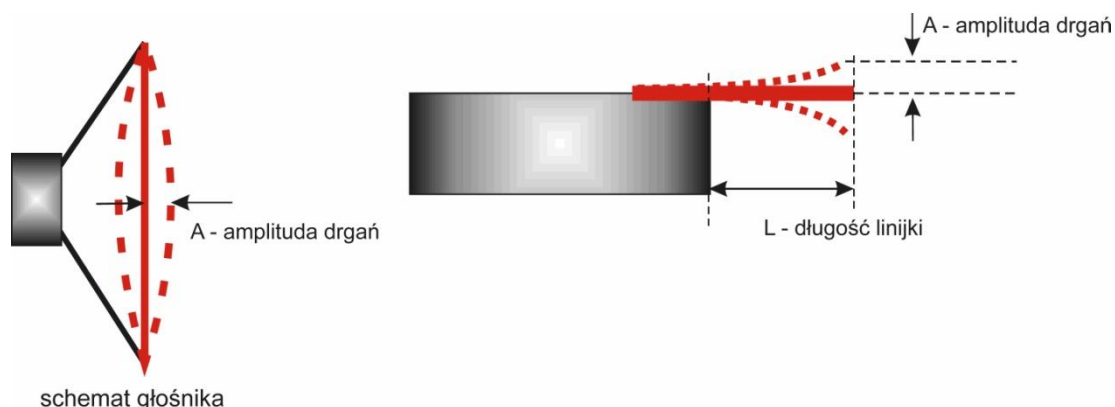
Ludzie wykorzystują dźwięk do komunikowania się, zwierzęta również. Różne dźwięki wypełniają otaczającą nas przestrzeń przez całą dobę. Jedne są przyjemne jak ulubiona piosenka, inne nie, jak chrapanie sąsiada. Dla fizyka dźwięk to rozchodząca się w przestrzeni fala akustyczna – wędrujące od źródła zaburzenie ciśnienia. Dźwięk ma podstawowe dwie cechy: głośność (natężenie) i wysokość tonu (częstotliwość). Złożenie tych dwóch wielkości



tworzy ogromną różnorodność – od Chopina do skrzywienia drzwi. W tym rozdziale wyjaśnimy jak powstaje dźwięk, jak jest przenoszony i jak odbierany, i w jaki sposób wykorzystuje go przyroda.

Jak powstaje dźwięk?

Przeprowadźmy następujący eksperyment: na blacie stołu umieszczamy linijkę lub listewkę w taki sposób, aby część jej wystawała poza krawędź. Jedną ręką mocno przyciska my ją do blatu, a drugą wychylamy z położenia. Po puszczeniu linijka zaczyna drgać emitując dźwięk. Skracając lub wysuwając część linijki poza blat regulujemy wysokość tonu (częstotliwość drgań). Zmieniając wychylenie (na mniejsze lub większe) regulujemy głośność (natężenie dźwięku).



Na podobnej zasadzie działa głośnik. Membrana drgając pod wpływem sił wciągających ją i wypychających do przodu staje się źródłem dźwięku. W tym przypadku funkcję ręki wprawiającej głośnik w drgania spełnia cewka przyklejona do membrany i umieszczona w polu magnetycznym. Prąd płynący przez cewkę wytwarza pole magnetyczne. W zależności od kierunku prądu cewka jest wciągana lub wypychana z pola magnesu. Wartość prądu decyduje o amplitudzie (głośności), częstotliwość prądu określa prędkość drgań membrany (wysokość tonu). Jak widać z przedstawionych przykładów wszędzie tam, gdzie pojawiają się drgania jakichś elementów, powstaje dźwięk. Komar latając brzęczy, ponieważ jego skrzydełka uderzając w powietrze (podobnie jak linijka) powodują lokalne zmiany ciśnienia. Zaburzenie to rozchodzi się w przestrzeni i trafia np. do naszego ucha, gdzie zamieniane jest na impuls nerwowy (elektryczny). Impuls ten po kablu, zwanym nerwem słuchowym,



KAPITAŁ LUDZKI
NARODOWA STRATEGIA SPÓJNOŚCI



UNIA EUROPEJSKA
EUROPEJSKI
FUNDUSZ SPOŁECZNY



wędruje do mózgu, gdzie jest interpretowany jako wrażenie słuchowe (dźwięk). Bąk brzęczy niżej – emituje dźwięki o niższej częstotliwości. Oznacza to, że podczas lotu uderza w powietrze skrzydełkami rzadziej od komara. Dlaczego więc nie słyszymy latających ptaków? Nasze ucho, a właściwie mózg nie potrafi rozpoznać dźwięków o częstotliwościach poniżej pewnej granicy. Uważa się, że ludzie słyszą przedział częstotliwości od 20 drgań na sekundę do 20 tysięcy drgań na sekundę (20 Hz do 20 kHz). Zatem ptaki muszą machać skrzydłami mniej razy aniżeli 20 na sekundę. Gdybyśmy założyli na głowę hełm z przetwornikiem, podwyższającym docierającą z otoczenia do uszu częstotliwość znaleźlibyśmy się w nowym świecie dźwięków – moglibyśmy usłyszeć latające ptaki. Tą umiejętność słyszenia niskich dźwięków (dźwięki poniżej 20 Hz nazywa się infradźwiękami) posiadają np. wieloryby. Kontaktują się one (rozmawiają) używając między innymi częstotliwości zaledwie kilku Hz. Tak niskie tony, niesłyszane przez ludzi, bardzo dobrze rozchodzą się w wodzie i dlatego są wykorzystywane przez stworzenia wodne.

Echolokacja

Dźwięki bardzo wysokie, powyżej częstotliwości 20 tysięcy drgań na sekundę (20 kHz), nazywa się ultradźwiękami. Używane są w świecie przyrody np. przez nietoperze do echolokacji. Polega ona na wysłaniu ukierunkowanej wiązki fal akustycznych wysokiej częstotliwości i ich odbiorze po odbiciu od przeszkody. Mechanizm zjawiska jest podobny do powstawania echa, jednak w przypadku fal o wysokich częstotliwościach przeszkody nie muszą być duże. Technika echolokacji charakteryzuje się kierunkowym rozchodzeniem się fal (przypominającym snop światła z reflektora) i wysoką rozdzielczością (można wykryć przedmiot o rozmiarach kilku milimetrów).





KAPITAŁ LUDZKI
NARODOWA STRATEGIA SPÓJNOŚCI



UNIA EUROPEJSKA
EUROPEJSKI
FUNDUSZ SPOŁECZNY



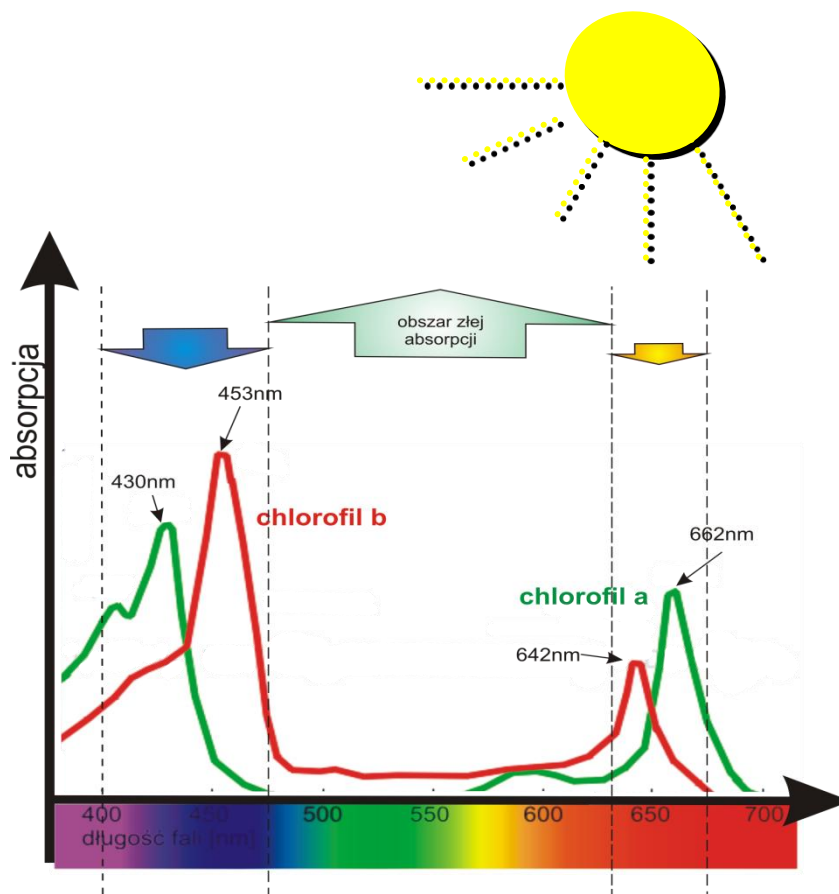
Rysunek przedstawia mechanizm echolokacji stosowany przez nietoperze do polowania na owady.

Barwy w przyrodzie

Dlaczego trawa jest zielona?

Takie pytanie może wydawać się śmieszne, albo przynajmniej mało naukowe, ale tak nie jest. Przyroda postępuje w sposób celowy, zatem i kolor trawy musi mieć naukowe uzasadnienie. Pamiętajmy, że dla fizyka barwa światła to jego energia. Barwa tak naprawdę jest wytworem naszego mózgu, interpretacją nerwowego bodźca (elektrycznego impulsu) przesłanego z siatkówki za pomocą nerwu wzrokowego do odpowiedniego obszaru mózgu.

Zatem widzenie barwne jest odzwierciedleniem energetycznego widma źródła światła lub jego odbiciem. W otaczającym nas świecie, zdecydowana większość obiektów nie wytwarza własnego światła (w zakresie widzialnym), a jedynie odbija światło np. słoneczne, żarówki itp. Światło jest falą elektromagnetyczną, ale w wielu procesach fizycznych zachowuje się jak porcja energii – kwant zwany fotonem. Energia fotonu E jest wielokrotnością stałej Plancka h i równa się $E=h\nu$, gdzie ν jest częstotliwością fali świetlnej (odwrotnie proporcjonalna do jej długości). Słońce jest głównym źródłem energii dla Ziemi, która przesyłana jest przez próżnię kosmosu właśnie w postaci fotonów. Cała flora ziemską zasilana jest przede wszystkim energią Słońca. Rośliny czerpią ją absorbując fotony w specjalnych pułapkach (chloroplastach) i przetwarzają na inną formę energii (energię chemiczną), wykorzystywaną do procesów życiowych. Zielony kolor trawy, liści drzew i wielu innych roślin powstaje wskutek odbicia od nich „niechcianych” fotonów. Zatem barwa ta jest nieprzydatna do wegetacji roślin (trochę zaskakujące). Widmo absorpcyjne chlorofilu przedstawiają wykresy.



Rysunek przedstawia widmo absorpcyjne światła dla chlorofilu typu *a* i *b*. Strzałka zielona wskazuje na obszar widma, z którego fotony są odbijane (przeważa kolor zielono-żółty) przez rośliny. Strzałką niebieską i czerwono-żółtą zaznaczono obszar widma absorbowanego przez rośliny.

Kolory ostrzegawcze

Środowisko przyrodnicze, w którym żyjemy, wypracowało pewien system informacyjny w postaci kodów barwnych. Owoc czerwony lub żółty informuje o zakończeniu procesu dojrzewania – nadaje się do zjedzenia. Barwa zielona wskazuje na kontynuowanie procesów dojrzewania. W świecie zwierząt jest odwrotnie. Barwy żółte i czerwone to ostrzeżenie: „jestem niebezpieczny”, „zostaw mnie w spokoju”.



KAPITAŁ LUDZKI
NARODOWA STRATEGIA SPÓJNOŚCI



UNIA EUROPEJSKA
EUROPEJSKI
FUNDUSZ SPOŁECZNY



Z pogranicza fizyki i chemii, czyli trochę fizyki i trochę chemii

Wstęp

Zjawiska typowo fizyczne, które znamy z życia codziennego, znajdują swoje uzasadnienie w budowie chemicznej cząsteczek, z których zbudowany jest nasz świat. To, że woda (H_2O) jest cieczą, która wrze aż w 100°C , choć zbudowana jest z bardzo lekkich „gazowych” atomów, podczas gdy np. PbH_4 zawierający ciężki metal, ołów, wrze już w -13°C i w normalnych warunkach jest gazem, wynika ze specyficznych właściwości chemicznych każdej z tych substancji. A zatem **fizyczne zjawisko** „parowania cieczy” zależy od energii **oddziaływań chemicznych** pomiędzy cząsteczkami tworzącymi dany rodzaj cieczy. Im te oddziaływania są silniejsze, tym wyższa jest temperatura wrzenia cieczy i proces parowania jest mniej intensywny. Ta sama zasada dotyczy innych przemian fazowych: topnienia ciał stałych, krystalizacji cieczy, sublimacji czy skraplania gazów. Wartości temperatur, w których te przemiany zachodzą, są przypisane do rodzaju substancji i stanowią jej niepowtarzalny „znak szczególny”. To świadczy o tym, że chemiczne właściwości materii, które zależą od energii (siły), z jaką wiązane są jej podstawowe składniki mają decydujący wpływ na tak ważne procesy termodynamiczne, jak przemiany fazowe.

Proces skraplania gazów ma bardzo duże znaczenie praktyczne, gdyż dzięki niemu można znacznie zmniejszyć objętość substancji, które w normalnych warunkach, jako gazy, zajmują



bardzo dużą przestrzeń. Natomiast po skropleniu można je łatwo przechowywać i transportować w dużych ilościach. Skroplone gazy, zwłaszcza te, które mają niską temperaturę wrzenia, mogą być wykorzystane do celów chłodniczych, w tym do skraplania gazów, które mają wyższą temperaturę wrzenia. Dowolny gaz można skroplić jedynie wtedy, jeśli zostanie ochłodzony do temperatury niższej od tzw. **temperatury krytycznej**, charakterystycznej dla każdego gazu. Dla niektórych gazów są one bardzo niskie, jak to pokazuje Tabela 1.

Tabela 1. Temperatura krytyczna (T_{kr}) dla fazy gazowej wybranych substancji [°C].

wodór	azot	tlen	hel	chlor	woda	tlenek węgla	metan
-240,2	-146,9	-118,6	-268	+143,8	+374,2	-140,2	-82

Gazy można skroplić ochładzając je do odpowiednio niskiej temperatury, np. wykorzystując w tym celu pary łatwo skraplającego się gazu, które najpierw spręża się i chłodzi, a następnie gwałtownie odparowuje otrzymaną ciecz. Dzięki temu temperatura w układzie może obniżyć się nawet o kilkadziesiąt stopni. Można wówczas skroplić gaz, który wrze w niższej temperaturze. Powtarzając ten proces wielokrotnie, oziębiając gazy o coraz niższej temperaturze wrzenia (tzw. metoda kaskadowa) możliwe jest tak znaczne obniżenie temperatury, że udaje się skroplić powietrze. Dokonali tego po raz pierwszy Z. Wróblewski i K. Olszewski w 1883 roku w Krakowie.

Współczesne metody skraplania gazów wykorzystują tzw. „dodatni” **efekt Joule'a-Thomsona** polegający na tym, że sprężony gaz, podczas jego rozprężania przez zawór dławiący (albo np. otwór o małej średnicy) znacznie obniża swoją temperaturę. Można się o tym przekonać w prosty sposób, wydmuchując zaczerpnięte powietrze z płuc. Zauważymy wówczas, że jeżeli będziemy je wydmuchiwać „chuchając” (czyli pełnym przekrojem ust), powietrze jest wyraźnie ciepłe, bo zostało ogrzane w płucach. Jeśli natomiast będziemy je



„wydmuchiwali” przez wąską szczelinę ust (pełniącą rolę „zaworu dławiącego”), wówczas będzie ono chłodne – to jest właśnie efekt Joule'a-Thomsona („dodatni”). Większość gazów oziębia się podczas rozprężania, jednak niektóre się ogrzewają np. wodór (tzw. „ujemny” efekt Joule'a-Thomsona). Tabela 2 odzwierciedla różnice w oddziaływaniach pomiędzy cząsteczkami skroplonych gazów w fazie ciekłej: im oddziaływania w cieczy są silniejsze tym wyższa jest temperatura wrzenia tych cieczy.

Tabela 2. Temperatura wrzenia (T_w) dla fazy ciekłej wybranych substancji, °C

wodór	azot	tlen	hel	chlor	woda	tlenek węgla	metan
-253,2	-195,8	-183	-268,9	-34	+100	-191,5	-161,5

Tlen jest bardzo ważnym gazem technicznym, o dużym znaczeniu przemysłowym. Ma wiele interesujących właściwości, o czym można przeczytać w literaturze do chemii nieorganicznej oraz w publikacjach poświęconych wyłącznie tlenowi (np. G. Bartosz „Druga twarz tlenu”, PWN Warszawa 2004). Osobliwą cechą cząsteczki tlenu jest to, że ma naturalne właściwości paramagnetyczne, czyli zachowuje się tak jak mały magnes. Można się o tym przekonać zbliżając do kropli ciekłego tlenu zwykły magnes sztabkowy – zobaczymy wtedy, że kropla wyraźnie „odkształca się” i przemieszcza w jego stronę. Takie zachowanie cząsteczek O_2 (w fazie ciekłej i gazowej) wynika stąd, że zawierają one tzw. **niesparowane elektrony**, których obecność w cząsteczce powoduje, że ma ona właściwości magnetyczne.

Substancje chemiczne zbudowane z jonów (czyli atomów lub cząsteczek obdarzonych ładunkiem elektrostatycznym, dodatnim bądź ujemnym) nazywamy związkami jonowymi. Należą do nich m.in. sole jonowe np. chlorek sodu (sól kuchenna, NaCl), azotan potasu (KNO_3), siarczan miedzi ($CuSO_4$) i wiele innych substancji, w których budowie krystalicznej można wyróżnić jony dodatnie (kationy) i ujemne (aniony). Wiele soli jonowych rozpuszcza się w wodzie, gdyż woda jest rozpuszczalnikiem polarnym, dzięki czemu kryształy soli mogą



ulegać rozpadowi na pojedyncze jony. Proces rozpuszczania związany jest z wymianą energii, która potrzebna jest do „zniszczenia” struktury ciała stałego i w konsekwencji do rozdzielania od siebie (uwolnienia) kationów i anionów. W kryształach soli jony dodatnie i ujemne są ze sobą silnie „związane” dzięki elektrostatycznemu przyciąganiu różnoimiennych jonów. Aby to oddziaływanie osłabić układ musi otrzymać porcję dodatkowej energii, równą co najmniej energii wiązania kationów i anionów (E_W). Energia ta, w postaci **ciepła**, pobierana jest z otoczenia. W roztworze wodnym uwolnione jony oddziałują z cząsteczkami wody. Prowadzi to do otaczania kationów i anionów przez cząsteczki wody; mówimy, że jony te ulegają **hydratacji**. Otaczająca kationy i aniony woda nie sprzyja ponownemu ich połączeniu, ponieważ względna przenikalność dielektryczna wody wynosi $\epsilon = 81$, a więc siła przyciągania pomiędzy nimi będzie 81-krotnie mniejsza aniżeli w próżni. Podczas tego procesu wydzielana jest energia tzw. **energia hydratacji** (E_H). Różnica między wartością E_W a E_H decyduje o rozpuszczalności ciała stałego w wodzie, tzn. o tym jaką ilość (w gramach) substancji można rozpuścić w 100 g wody w określonej temperaturze. W przypadku większości soli jonowych różnica

$$E_W - E_H > 0,$$

a zatem podczas rozpuszczania, aby jony mogły „oderwać się od siebie”, układ musi zaabsorbować dodatkową energię (ciepło) z otoczenia, czyli należy go po prostu ogrzać. Dlatego im wyższa temperatura roztworu, tym więcej można w nim rozpuścić danej substancji. Dlatego też, aby przyspieszyć proces rozpuszczania, często prowadzi się go w podwyższonej temperaturze (czyli w odpowiednio ogrzanej wodzie). Istnieją również takie sole, które lepiej rozpuszczają się w niższej temperaturze niż w wyższej (np. siarczan ceru, $Ce_2(SO_4)_3$). Dla tego typu substancji różnica

$$E_W - E_H < 0$$

i podczas rozpuszczania w układzie wydziela się ciepło, a do rozdzielania jonów nie jest potrzebna dodatkowa energia. Jeżeli ogrzalibyśmy **roztwór nasycony** takiej soli, to zaczęłyby wydzielać się z niego kryształy rozpuszczonej w nim substancji.



KAPITAŁ LUDZKI
NARODOWA STRATEGIA SPÓJNOŚCI



UNIA EUROPEJSKA
EUROPEJSKI
FUNDUSZ SPOŁECZNY



Zjawisko pochłaniania (absorpcji) ciepła z otoczenia podczas rozpuszczania soli ma zastosowanie praktyczne. Wykorzystuje się je do sporządzania tzw. **mieszanin oziębiających**, które używane są jako czynnik zapewniający odpowiednio niską temperaturę w instalacjach przemysłowych, reaktorach chemicznych czy podczas prowadzenia badań laboratoryjnych. Dodatek soli kuchennej do lodu (lub śniegu) powoduje znaczne obniżenie jego temperatury topnienia (aż do -21°C), stąd też różne sole (głównie NaCl i CaCl_2) wykorzystuje się w zimie do posypywania ulic, aby zapobiec ich oblodzeniu.

Skoro proces rozpuszczania (lub topnienia) ciała stałego wymaga dostarczenia określonej ilości ciepła, to proces odwrotny, czyli **krystalizacja** związany jest z wydzieleniem równoważnej ilości energii. Zatem roztwory nasycone (lub „przesycone”) magazynują w sobie pobrane z otoczenia ciepło, które może być z powrotem oddane do otoczenia podczas krystalizacji. Zjawisko to zostało wykorzystane w tzw. „saszetkach termicznych”, służących do ogrzewania np. dłoni czy stóp. W tym celu doprowadza się roztwór soli (najczęściej tiosiarczanu sodu, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) do stanu **cieczy przechłodzonej**, a następnie pod wpływem jakiegoś bodźca (np. wrzucony kryształek soli, intensywne zamieszanie cieczy, impuls dźwiękowy) wywołuje się jego gwałtowną krystalizację. Towarzyszy temu wydzielenie energii (ciepła), co powoduje, że pojemnik z solą ogrzewa się do temperatury, w której zachodzi proces krystalizacji ($48,5^{\circ}\text{C}$ dla $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$).

Eksperymenty fizyczne

Doświadczenie 1

Parowanie cieczy – na przykładzie wody. Para nasycona.

Cel:

Ilustracja zjawiska parowania cieczy (wody) i tworzenia pary nasyconej, w zależności od temperatury otoczenia.



Jest to prosty eksperyment pokazujący, że woda paruje w różnej temperaturze oraz że zawartość wody w mieszaninie z powietrzem zależy od temperatury otoczenia. Podobny proces zachodzi w warunkach naturalnych i wpływa na zawartość wilgoci w atmosferze, czyli bezpośrednio decyduje o mikroklimacie panującym w naszym otoczeniu.

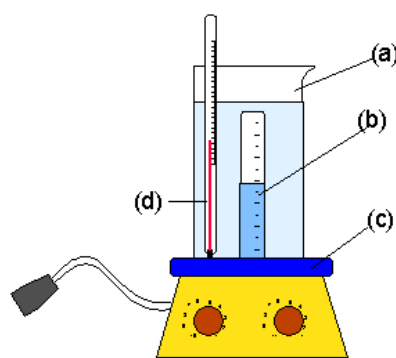
Opis doświadczenia:

Potrzebne materiały*: zlewka 500 cm³, cylinder miarowy 10 cm³, termometr (0–100 °C), czasza grzejna, woda demineralizowana, lód, chlorek sodu (NaCl).

*¹⁾ zamiast w/w można użyć zwykłego garnka 0.5 l, probówki z zaznaczoną markerem podziałką, kuchenki elektrycznej lub gazowej, wody z kranu i zwykłej soli kuchennej.

Wykonanie:

Napełnij zlewkę wodą do ok. 2/3 objętości; wlej do cylindra tyle wody, aby pozostało w nim ok. 4–5 cm³ powietrza, zatkał go palcem, odwróć do góry dnem i włóż do zlewki z wodą, jak pokazano na Rys. 1.1. Uzupełnij wodę w zlewce tak, aby probówka była całkowicie zanurzona w wodzie, umocuj termometr jak na Rys. 1.1 i ogrzej wodę w zlewce na czaszy grzejnej do temp. ok. 80°C (podczas ogrzewania objętość fazy gazowej w probówce zwiększa się), po czym wyłącz ogrzewanie.



Rys. 1.1 Zestaw do obserwacji procesu parowania wody i tworzenia pary nasyconej w różnych temperaturach; (a) zlewka z wodą, (b) cylinder miarowy, w którym faza ciekła (woda) jest w równowadze z powietrzem



KAPITAŁ LUDZKI
NARODOWA STRATEGIA SPÓJNOŚCI



UNIA EUROPEJSKA
EUROPEJSKI
FUNDUSZ SPOŁECZNY



nasyconym parą wodną, (c) czasza grzejna, (d) termometr. **UWAGA:** rysunek ma charakter poglądowy i nie przedstawia rzeczywistych proporcji elementów układu

Odczekaj, aż objętość fazy gazowej zmniejszy się do poziomu podziałki cylindra (ok. 10 cm^3), odczytaj tę objętość oraz odpowiadającą jej temperaturę wody w zlewce. Zanotuj wyniki pomiaru i po ochłodzeniu układu do ok. 75°C ponownie odczytaj objętość gazu w cylindrze oraz odpowiadającą jej temperaturę wody. Odczytaj objętość gazu w cylindrze oraz temperaturę wody, co ok. 5°C , aż do chwili osiągnięcia przez wodę w zlewce temperatury ok. 50°C i zanotuj wyniki. Pamiętaj, aby podczas chłodzenia stale mieszać wodę w zlewce (np. szklanym pręcikiem), aby utrzymać stałą temperaturę wody w całej jej objętości. Gdy temperatura wody zmaleje poniżej 50°C , wrzuć do zlewki tyle lodu, aby woda ochłodziła się do temperatury poniżej 5°C . Wówczas ponownie odczytaj i zanotuj objętość gazu w cylindrze oraz temperaturę wody; można przyjąć, że w tej temperaturze w cylindrze jest wyłącznie powietrze (a zawartość pary wodnej jest tak mała, że można ją pominąć). Odczytaj z barometru wartość ciśnienia atmosferycznego (p_{atm}).

Opracowanie wyników i obserwacji:

$p_{\text{H}_2\text{O}} = f(T)$ Na podstawie tych pomiarów można wyznaczyć tzw. **krzywą pary nasyconej** dla ciekłej wody, będącej w stanie równowagi termodynamicznej z parą wodną, czyli zależność ciśnienia pary wodnej od temperatury, $p_{\text{H}_2\text{O}} = f(T)$. W tym celu należy wykonać proste obliczenia według niżej przedstawionego algorytmu i następnie przedstawić wyniki w postaci wykresu $p_{\text{H}_2\text{O}} = f(T)$.

Ponieważ podczas doświadczenia ilość (liczba moli) powietrza w cylindrze jest stała, obserwowana zmiana objętości gazu związana jest ze zmianą ilości (liczby moli) pary wodnej w fazie gazowej w zależności od temperatury wody w zlewce (czyli temperatury całego układu). Jest to równoznaczne ze zmianą ciśnienia zarówno cząsteczek pary wodnej ($p_{\text{H}_2\text{O}}$) jak i powietrza (p_{pow}) w badanej mieszaninie powietrze–para wodna. Przyjmując, że ciśnienie



całkowite (równe ciśnieniu atmosferycznemu) jest stałe podczas eksperymentu, wówczas w badanym zakresie temperatur (tzn. dla każdej zmierzonej temperatury)

$$p_{atm} = p_{pow} + p_{H_2O} \cdot \quad (1)$$

Stałą liczbę moli powietrza (n_{pow}) znajdującą się w cylindrze podczas doświadczenia można obliczyć z równania Clapeyrona

$$n_{pow} = \frac{p_{atm} \cdot V}{RT}, \quad (2)$$

gdzie: V [m^3] – objętość gazu w cylindrze w temperaturze poniżej $5^\circ C$,

T [K] – temperatura, dla której zmierzono V (w zakresie $0-5^\circ C$),

p_{atm} [Pa] – wartość ciśnienia atmosferycznego podczas pomiaru,

$R = 8,31$ [J/mol·K] – uniwersalna stała gazowa.

Pamiętaj, aby w obliczeniach stosować wyłącznie jednostki układu SI.

Znając liczbę moli powietrza (n_{pow}) ze wzoru Clapeyrona można obliczyć ciśnienie wywierane przez cząsteczki powietrza w cylindrze (w mieszaninie powietrze–para wodna) dla każdej zmierzonej temperatury i odpowiadającej jej objętości gazu w cylindrze

$$p_{pow} = \frac{n_{pow} \cdot RT_i}{V_i}, \quad (3)$$

gdzie: T_i [K] – temperatura danego pomiaru,

V_i [m^3] – objętość gazu (powietrze + para wodna) w temperaturze T_i

Stąd, na podstawie zależności (1), dla każdej zmierzonej temperatury można obliczyć ciśnienie cząsteczek wody w fazie gazowej w cylindrze (p_{H_2O}), czyli w powietrzu nasyconym parą wodną



KAPITAŁ LUDZKI
NARODOWA STRATEGIA SPÓJNOŚCI



UNIA EUROPEJSKA
EUROPEJSKI
FUNDUSZ SPOŁECZNY



$$p_{H_2O} = p_{atm} - p_{pow} \quad (4)$$

Wyniki obliczeń wartości p_{H_2O} dla poszczególnych temperatur (T_i) zapisz w Tabeli 1.1, a na ich podstawie przedstaw je również w postaci wykresu $p_{H_2O} = f(T)$.



Tabela 1.1

$T_i, ^\circ\text{C}$								
V_i, m^3								
$p_{\text{pow}}, \text{Pa}$								
$p_{\text{H}_2\text{O}}, \text{Pa}$								

Etap II : Wpływ zawartości soli (NaCl) w wodzie na proces parowania wody.

Ten eksperyment można odnieść do warunków klimatycznych w „środowisku nadmorskim”.

Wykonaj podobne doświadczenie, według tego samego scenariusza, biorąc zamiast czystej wody roztwór soli (NaCl) w wodzie. W tym celu w zlewce o objętości 800–1000 cm³, rozpuść 150 g NaCl (czyli zwykłej soli kuchennej) w 500 cm³ wody demineralizowanej; aby przyspieszyć proces rozpuszczania można wodę ogrzać do ok. 50°C, a po rozpuszczeniu soli ochłodzić do temperatury pokojowej. Z tak przygotowanym roztworem wykonaj wszystkie czynności jak w doświadczeniu z czystą wodą.

Opracuj wyniki wg wyżej przedstawionego schematu i przedstaw na jednym rysunku wykresy $p_{\text{H}_2\text{O}} = f(T)$ dla czystej wody i roztworu NaCl w wodzie. Co wynika z porównania tych wykresów? Czy obecność soli w wodzie wpływa na proces jej parowania?



Doświadczenie 2

Skraplanie gazów. Ciekły tlen i właściwości magnetyczne cząsteczek O₂.

Cel:

Ilustracja procesu skraplania tlenu, czyli gazu o niskiej **temperaturze krytycznej** oraz demonstracja **właściwości paramagnetycznych** cząsteczek O₂.

Jest to prosty eksperyment pokazujący, jak można otrzymać ciekły tlen z powietrza (z otoczenia). Doświadczenie pozwala przekonać uczniów, że skroplony tlen jest bardziej „reaktywny” niż tlen w postaci gazowej, oraz że cząsteczki tlenu są paramagnetyczne. Czyli uczeń może bezpośrednio zaobserwować ważne zjawiska, wynikające zarówno z teorii chemii, jak i badań fizykochemicznych molekularnego tlenu.

Opis doświadczenia:

Potrzebne materiały*: cylinder zakończony stożkiem, wykonany z rury miedzianej (lub aluminiowej) o grubości ścianki nie przekraczającej 2 mm (im cieńsza tym lepiej), średnicy ok. 5 cm i długości ok. 20 cm, ciekły azot (ok. 1 dm³), statyw laboratoryjny, próbówka szklana, szkiełko zegarkowe (o średnicy 10 cm), magnes sztabkowy – najlepiej neodymowy, ale może to również być zwykłe mieszadło magnetyczne.

*¹) zamiast w/w cylindra można użyć zwykłej aluminiowej puszki po napojach, z częściowo odpiłowanym wieczkiem

Wykonanie:

Do cylindra o stożkowym zakończeniu, zamontowanego w statywie, jak pokazano na rys. 2.1, zachowując szczególną ostrożność, wlej porcję ciekłego azotu. Obserwuj proces kondensacji pary wodnej oraz CO₂ zawartych w powietrzu w postaci „szronu” na zewnętrznej ściance cylindra. Po paru minutach warstwa „szronu” zacznie się „pocić”, a utworzone krople ciekłego tlenu zaczną pojawiać się w części stożkowej cylindra i następnie spływać do



podstawionej probówki (należy ją trzymać szczypcami) lub na szkiełko zegarkowe.

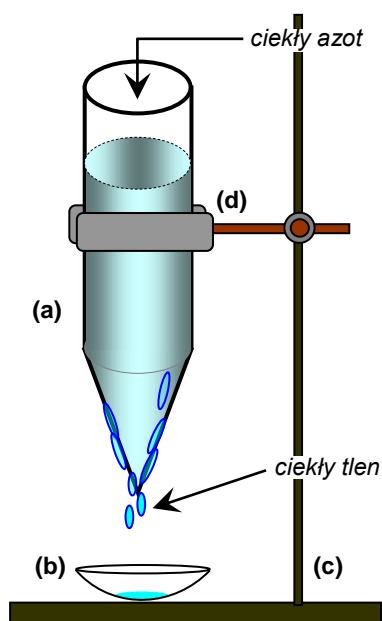
Zaobserwuj **jaką barwę ma ciekły tlen** zebrany do probówki.

Właściwości piroforyczne ciekłego tlenu:

Do kropli ciekłego tlenu przyłóż zarzący się kawałek drewnianego patyczka (należy go trzymać za pomocą szczypiec laboratoryjnych) i obserwuj proces jego spalania.

Właściwości paramagnetyczne ciekłego tlenu:

Do kropli ciekłego tlenu przybliż biegun magnesu i obserwuj wyraźne przyciąganie kropli przez magnes. Świadczy to o tym, że cząsteczki tlenu (w **stanie podstawowym**) są paramagnetyczne, czyli że zawierają „**niesparowane elektrony**”.



Rys. 2.1 Zestaw do skraplania tlenu; (a) cylinder z ciekłym azotem, (b) szkiełko zegarkowe, do którego wykrapla się ciekły tlen, (c) statyw, (d) uchwyt. **UWAGA:** rysunek ma charakter poglądowy i nie przedstawia rzeczywistych proporcji elementów układu



KAPITAŁ LUDZKI
NARODOWA STRATEGIA SPÓJNOŚCI



UNIA EUROPEJSKA
EUROPEJSKI
FUNDUSZ SPOŁECZNY



Opracowanie wyników obserwacji:

Przeanalizuj obserwacje poczynione w trakcie eksperymentu i przedyskutuj następujące problemy:

- Dlaczego możliwe było otrzymanie ciekłego tlenu za pomocą tak prostego zestawu?
- Porównaj intensywność spalania drewnianego patyczka w otaczającym powietrzu i w ciekłym tlenie lub w pobliżu jego kropli; wyjaśnij zauważone różnice.
- Jakie inne znane gazy można skroplić używając do tego celu ciekłego azotu?

Doświadczenie 3

Rozpuszczanie soli jonowych w wodzie. Roztwory nasycone

Cel:

Poznanie zjawisk towarzyszących procesowi rozpuszczania soli jonowych w wodzie, zbadanie wpływu temperatury oraz zmiany polarności fazy wodnej (przez dodanie etanolu) na rozpuszczalność związków jonowych.

Jest to proste doświadczenie pokazujące, że proces rozpuszczania różnych soli w wodzie zależy od energii wiązania jonów w sieci krystalicznej, natomiast wpływ temperatury na ilość rozpuszczonej soli zależy również od energii solwatacji (hydratacji) uwalnianych jonów. Wiąże się z tym ważne efekty termiczne (oziębienie lub ogrzewanie się roztworu podczas rozpuszczania soli), które można wykorzystać do celów praktycznych. Podczas doświadczenia badane są sole, których rozpuszczalność w wodzie rośnie wraz z temperaturą oraz takie, których rozpuszczalność maleje bądź raz rośnie a raz maleje.



Opis doświadczenia:

Potrzebne materiały: azotan (V) potasu (KNO_3), chlorek potasu (KCl), bezwodny siarczan (VI) sodu (Na_2SO_4), uwodniony siarczan (VI) ceru ($\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$), probówka o długości 20 cm i średnicy 2 cm z korkiem, termometr, mieszadełko z tworzywa sztucznego (lub metalowe) do probówki, zlewka o pojemności 600 cm^3 , pipeta o pojemności 5 cm^3 (z podziałką co $0,1 \text{ cm}^3$). W doświadczeniu należy używać wyłącznie wody demineralizowanej lub destylowanej.

Wykonanie:

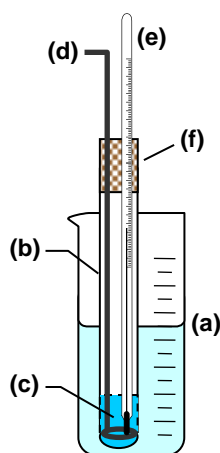
Sporządź roztwory poszczególnych soli o podanym niżej stężeniu :

- (a) 7,0 g KNO_3 w $5,0 \text{ cm}^3$ wody
- (b) 2,5 g KCl w $5,0 \text{ cm}^3$ wody
- (c) 2,4 g Na_2SO_4 w $5,0 \text{ cm}^3$ wody (należy użyć soli bezwodnej!)
- (d) 1,5 g $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ w $10,0 \text{ cm}^3$ wody

Na przykład, w celu otrzymania roztworu (a) odważ na wadze laboratoryjnej ok. 7.0 g KNO_3 (zanotuj dokładną masę odważonej soli), przenieś ostrożnie całość do probówki, dodaj pipetą dokładnie $5,0 \text{ cm}^3$ wody i zamknij wylot probówki korkiem, w którym osadzono termometr i mieszadło (jak pokazuje Rys. 3.1). Umieść probówkę w zlewce z wrzącą wodą i ogrzewaj jej zawartość aż do całkowitego rozpuszczenia soli. Następnie wyjmij probówkę z gorącej wody i pozwól aby zawarty w niej roztwór się ochłodził, przy ciągłym mieszaniu cieczy w probówce. Zaobserwuj moment, w którym w roztworze pojawi się pierwsze zmętnienie – oznaka wytrącania pierwszych kryształów soli – i zanotuj temperaturę, w której to nastąpiło. Następnie do roztworu w probówce dodaj pipetą dokładnie $5,0 \text{ cm}^3$ wody, zamknij probówkę korkiem i ogrzewaj (jak poprzednio, w zlewce z wrzącą wodą) aż wydzielone uprzednio kryształy całkowicie się rozpuszczą. Ponownie wyjmij probówkę z gorącej wody i przy ciągłym mieszaniu jej zawartości zanotuj temperaturę, w której pojawi się zmętnienie, towarzyszące wydzielającym się kryształom soli. Dodaj kolejną porcję $5,0 \text{ cm}^3$ wody do



roztworu w probówce i powtarzaj tę procedurę tak długo, aż przy kolejnym ochładzaniu roztworu zmętnienie się nie pojawi. Wówczas można ochłodzić badany układ umieszczając probówkę z roztworem (przy ciągłym mieszaniu jej zawartości) w zlewce wypełnionej wodą z lodem i następnie odczytać ponownie temperaturę, w której zaczną wytrącać się kryształy soli.



Rys. 3.1 Zestaw do badania rozpuszczalności soli jonowych w wodzie; (a) zlewka z gorącą wodą, (b) probówka zawierająca roztwór soli (c), (d) mieszadło, (e) termometr, (f) korek z otworami na termometr i mieszadło. **UWAGA:** rysunek ma charakter poglądowy i nie przedstawia rzeczywistych proporcji elementów układu

W podobny sposób należy wykonać pomiary temperatury krystalizacji dla roztworów soli (b). Badania należy tak zaplanować, aby uzyskać 6–8 wyników pomiarów w zakresie temperatur pomiędzy 10°C a 80°C. Wyniki pomiarów przedstaw odpowiednio w Tabeli 3a i Tabeli 3b.

Trochę inaczej należy postąpić z solą (c), gdyż proces rozpuszczania Na_2SO_4 w wodzie ma inny przebieg i w inny sposób zależy od temperatury układu, niż w przypadku soli (a) i (b). W pierwszej części eksperymentu odważoną porcję ok. 2,4 g Na_2SO_4 (zanotuj dokładną masę odważonej soli) przenieś do probówki, dodaj **dokładnie** 5,0 cm³ wody i zamknij wylot probówki korkiem, jak pokazano na Rys. 3.1. Umieść probówkę w zlewce z gorącą wodą i



KAPITAŁ LUDZKI
NARODOWA STRATEGIA SPÓJNOŚCI



UNIA EUROPEJSKA
EUROPEJSKI
FUNDUSZ SPOŁECZNY



ostrożnie ogrzewaj, stale mieszając jej zawartość, aż wszystkie kryształy się rozpuszczą, co powinno nastąpić w temperaturze ok. 40°C. Zanotuj temperaturę, w której zniknął ostatni kryształek. Następnie powoli ogrzewaj probówkę z roztworem i zanotuj temperaturę, w której pojawi się zmętnienie, spowodowane wytrącaniem się kryształków Na_2SO_4 . Wyjmij probówkę ze zlewki z gorącą wodą, za pomocą pipety dodaj do roztworu 0,2 cm³ wody i jeśli wszystkie wytrącone kryształy rozpuściły się, ponownie powoli ogrzewaj roztwór w probówce aż do chwili, gdy znów pojawi się zmętnienie od wytrącających się kryształków; zanotuj temperaturę, w której to nastąpi. Powtórz tę czynność jeszcze dwukrotnie, za każdym razem dodając po 0,2 cm³ wody i notując temperaturę, w której ponownie wytrąca się kryształy.

W drugiej części eksperymentu, otrzymany powyżej roztwór należy ochłodzić (wyjmując probówkę z gorącej wody) do temperatury ok. 40°C i zanotować temperaturę, w której pojawi się zmętnienie. Wówczas pipetą dodaj do roztworu 5,0 cm³ wody i powoli ogrzej do ok. 40°C, aż wszystkie kryształy się rozpuszczą. Następnie ponownie ochłódź roztwór i zanotuj temperaturę, w której znowu pojawi się zmętnienie. Dodaj kolejną porcję 5,0 cm³ wody i postępuj jak wyżej; powtórz tę czynność jeszcze pięciokrotnie, za każdym razem dodając po 5,0 cm³ wody i notując temperaturę, w której pojawią się kryształy soli. **Pamiętaj, aby przez cały czas mieszać zawartość probówki.** Wyniki pomiarów przedstaw w Tabeli 3c.

W przypadku soli (d), odważoną dokładnie porcję ok. 1,5 g $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ przenieś do probówki, dodaj pipetą 10 cm³ wody i rozpuść sól w możliwie niskiej temperaturze (ok. 5°C). Zanotuj temperaturę, w której to nastąpiło. Następnie do roztworu dodaj 5,0 cm³ wody, poczekaj, aż wszystkie kryształy się rozpuszczą (aby to ułatwić można układ odpowiednio schłodzić). Powoli ogrzewaj probówkę z zawartością (w powietrzu) i zanotuj temperaturę, w której pojawi się zmętnienie (kryształy). Powtórz te czynności jeszcze pięciokrotnie, za każdym razem dodając po 5,0 cm³ wody i notując temperaturę, w której pojawią się kryształy soli. Po osiągnięciu temperatury pokojowej roztwór należy ogrzewać w zlewce z ciepłą wodą. Pomiarów należy prowadzić aż do temperatury ok. 60°C. **Pamiętaj o ciągłym mieszaniu zawartości probówki.** Wyniki pomiarów przedstaw w Tabeli 3d.



Opracowanie wyników pomiarów:

Na podstawie wykonanych pomiarów można wyznaczyć tzw. **krzywą rozpuszczalności** (zwaną też „krzywą nasycenia”), przedstawiającą równowagę termodynamiczną w układzie sól–roztwór nasycony, czyli zależność stężenia roztworu nasyconego od temperatury (T)

$$R = f(T).$$

Stężenie to określa się jako **rozpuszczalność**, R , i wyraża ono masę substancji rozpuszczonej w 100 g wody w danej temperaturze (dla roztworu nasyconego).

Obliczanie rozpuszczalności, R :

Rozpuszczalność substancji oblicz na podstawie znajomości masy substancji użytej do danego doświadczenia (nie ulega ona zmianie) oraz ilości wody w roztworze, dla którego zmierzono temperaturę, w której wytrącały się kryształki.

$$R = \frac{m_s}{m_w} \cdot 100,$$

gdzie m_s – masa użytej soli (w gramach),

m_w – masa wody w roztworze (w gramach), odpowiednia dla danego punktu pomiaru temperatury (T).

Dla uproszczenia obliczeń możemy przyjąć, że gęstość wody w warunkach naszego eksperymentu wynosi 1 g/cm^3 , zatem m_w będzie równa liczbowo całkowitej objętości wody w układzie (oczywiście będzie ona inna dla każdego punktu pomiarowego).

Dla wartości przedstawionych w tabelach 3a-3d narysuj odpowiednie zależności $R = f(T)$; przedstaw je wszystkie na jednym rysunku. Przedyskutuj ich przebieg i spróbuj wyjaśnić, co jest przyczyną różnic w przebiegu narysowanych wykresów.



Tabela 3a

KNO₃								
Pomiar	1	2	3	4	5	6	7	8
<i>T</i> , °C								
R, g/100g H ₂ O								

Tabela 3b

KCl								
Pomiar	1	2	3	4	5	6	7	8
<i>T</i> , °C								
R, g/100g H ₂ O								

Tabela 3c

Na₂SO₄											
Pomiar	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
<i>T</i> , °C											
R, g/100g H ₂ O											



Tabela 3d

$Ce_2(SO_4)_3 \cdot 9H_2O$								
Pomiar	1	2	3	4	5	6	7	8
$T, ^\circ C$								
R, g/100g H_2O								

Doświadczenie 4

Mieszanki oziębiające

Cel:

Poznanie „zasady działania” mieszanin oziębiających, zbadanie wpływu rodzaju użytej soli jonowej na końcowy efekt schłodzenia układu w mieszaninach typu woda (lód)–sól.

Jest to proste doświadczenie, które można wykonać w warunkach domowych, polegające na pomiarze temperatury badanych mieszanin, sporządzonych przy użyciu łatwo dostępnych odczynników chemicznych, tj. NaCl, $MgCl_2$ czy $CaCl_2$. Poznanie termodynamicznych podstaw obserwowanego zjawiska pozwala m.in. zrozumieć, dlaczego zimą posypuje się zaśnieżone i oblodzone ulice solą (a kogo na to stać – mieszanką NaCl+ $CaCl_2$).

Opis doświadczenia:

Potrzebne materiały*: zlewka o pojemności 250 cm^3 , termometr ze skalą temperatur ujemnych (do $-60^\circ C$), plastikowa łopatką lub łyżka do mieszania zestawów oraz:

- lód (drobno pokruszony); woda (o temp. ok. $0^\circ C$);
- azotan (III) sodu, $NaNO_2$ (dawna nazwa: azotyn sodu);



- chlorek sodu, NaCl (czyli zwykła „sól”);
- chlorek magnezu, MgCl₂;
- uwodniony chlorek wapnia, CaCl₂ · 6H₂O.

*¹) doświadczenie można wykonać w warunkach „domowych”

Wykonanie:

W zlewce (250 cm³) sporządź 50 g wybranej mieszaniny. Ilość poszczególnych składników oblicz na podstawie ich stosunku masowego podanego w Tabeli 4.1. Dokładnie wymieszaj jej składniki i po czasie ok. 5 min zmierz temperaturę mieszaniny (*T*). Pozostaw termometr w mieszaninie i przez kolejne 20 minut sprawdzaj, czy jej temperatura nie ulega zmianie. Najniższą wartość temperatury zapisz w Tabeli 4.1. Badania wykonaj dla wszystkich mieszanin przedstawionych w tabeli.

Tabela 4.1

Składniki mieszaniny	Stosunek masowy	<i>T</i> , °C
woda + NaNO ₂	10 : 6	
lód + NaCl	3 : 1	
lód + MgCl ₂	10 : 3	
lód + CaCl ₂ · 6H ₂ O	100 : 125	
lód + CaCl ₂ · 6H ₂ O	100 : 143	

Opracowanie wyników pomiarów i obserwacji:

Przeanalizuj obserwacje poczynione w trakcie eksperymentu i spróbuj wyjaśnić, od czego zależy temperatura, którą można uzyskać dzięki takim mieszaninom. Jakie zjawisko



wykorzystuje się posypując zimą ulice mieszanką piasku z solą (NaCl)? Dlaczego korzystnie jest dodawać $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ do mieszanki piasku z NaCl?

Doświadczenie 5

Ciepło krystalizacji. Roztwór przesycony jako magazyn energii

Cel:

Poznanie „termodynamiki” przemiany fazowej w procesie krystalizacji.

Jest to bardzo prosty i interesujący eksperyment (możliwy do przeprowadzenia w warunkach domowych) pokazujący, że ciepło użyte do rozpuszczenia substancji może być odzyskane w procesie jej krystalizacji z roztworu. Szczególnie „odczuwalny” jest efekt termiczny uzyskany w wyniku gwałtownej krystalizacji przesyconego roztworu tiosiarczanu sodu ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), co wykorzystuje się m.in. w tzw. „saszetkach rozgrzewających” wielokrotnego użytku.

Opis doświadczenia:

Potrzebne materiały*: ok. 10 g tiosiarczanu sodu ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), probówka szklana o pojemności ok. 20 cm³, zlewka (lub szklanka) o pojemności 250 cm³, pręcik szklany, czasza grzejna (może być również czajnik lub kuchenka elektryczna), termometr (najlepiej elektroniczny, tzw. „bagnetowy”).

*¹) doświadczenie można wykonać w warunkach "domowych"

Wykonanie:

Około 10 g krystalicznego tiosiarczanu sodu ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) przenieś do szklanej probówki, szklanym pręcikiem ubij nieco jej zawartość. Do zlewki nalej ok. 100 cm³ wody i doprowadź ją do wrzenia. Probówkę z tiosiarczanem sodu ostrożnie zanurz w gorącej wodzie; uważaj,



aby woda nie wlała się do probówki. Poczekaj, aż cała zawartość probówki zamieni się w klarowną, bezbarwną ciecz (tiosiarczan sodu ulega rozpuszczeniu we własnej wodzie krystalizacyjnej). Następnie wyjmij probówkę z wrzątku i ostrożnie, unikając gwałtownych ruchów, ochłódź jej zawartość do temperatury pokojowej, polewając probówkę strumieniem zimnej wody z kranu. Zawartość probówki, po ochłodzeniu, powinna być w fazie ciekłej. Następnie do probówki wrzuć 2–3 kryształki tiosiarczanu i szybko włóż termometr. Jeśli masz do dyspozycji termometr elektroniczny z sondą typu „bagnet” to wystarczy, że zanurzysz sondę w ochłodzonej cieczy w probówce. Obserwuj proces krystalizacji soli oraz towarzyszący mu efekt termiczny. Zmierz okres czasu (w minutach), przez który probówka pozostaje przynajmniej jeszcze wyczuwalnie ciepła (ok. 30°C). Zanotuj najwyższą temperaturę wskazaną przez termometr i porównaj ją z **temperaturą topnienia** $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (jej wartość można znaleźć w tablicach fizykochemicznych, albo w Internecie). Zmierz czas, przez jaki utrzymuje się maksymalna temperatura zawartości probówki oraz czas, po którym temperatura obniży się do temperatury pokojowej (ok. 22°C). Wyniki zapisz w Tabeli 5.1.

Tabela 5.1

$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$				
Maksymalna temp. efektu termicznego	Czas topnienia wartość tablicowa	Czas utrzymywania maksymalnej temp.	Czas od początku krystalizacji do 30°C	Czas od początku krystalizacji do 22°C
°C	°C	min	min	min



KAPITAŁ LUDZKI
NARODOWA STRATEGIA SPÓJNOŚCI



UNIA EUROPEJSKA
EUROPEJSKI
FUNDUSZ SPOŁECZNY



Analiza wyników obserwacji:

Przeanalizuj i przedyskutuj obserwacje poczynione w trakcie eksperymentu. Wyjaśnij, w jakim stanie termodynamicznym znajduje się faza ciekła w probówce po jej ochłodzeniu do temperatury pokojowej. Dlaczego po wrzuceniu do niej kryształków probówka ogrzała się?

Słowniczek najważniejszych pojęć użytych w tekście

Definicje opisane poniżej przedstawione są w znaczeniu odnoszącym się wyłącznie do zagadnień, których dotyczą eksperymenty. Należy pamiętać, że niektóre spośród nich (np. absorpcja) mają znacznie szersze zastosowanie i używane są do opisu wielu zjawisk fizykochemicznych.

Absorpcja – oznacza „pochłanianie” (np. energii lub masy) i jest to określenie stosowane w wielu dziedzinach.

Ciecz przeschłodzona – stan układu, w którym faza ciekła istnieje poniżej jej temperatury krzepnięcia (krystalizacji). Jest to stan nietrwały termodynamicznie i zwykle pod wpływem niewielkiego zaburzenia (np. po wrzuceniu kryształku) następuje gwałtowna krystalizacja.

Hydratacja – patrz hasło „solwatacja”.

Para nasycona – gaz, który jest w stanie równowagi termodynamicznej z fazą ciekłą tej samej substancji.

Roztwór nasycony – jest to taki roztwór, w którym nie można już rozpuścić większej ilości danej substancji; jej nadmiar będzie gromadził się w postaci osadu na dnie naczynia.

Solwatacja – otaczanie jonów lub cząsteczek substancji rozpuszczonej przez cząsteczki rozpuszczalnika. W przypadku roztworów wodnych mówimy o **hydratacji**.



KAPITAŁ LUDZKI
NARODOWA STRATEGIA SPÓJNOŚCI



UNIA EUROPEJSKA
EUROPEJSKI
FUNDUSZ SPOŁECZNY



Temperatura krytyczna gazu (T_{kr}) – jest to temperatura, powyżej której nie występuje faza ciekła substancji w równowadze z jej fazą gazową; fazę, która występuje w takich warunkach definiujemy jako **gaz**. Aby skroplić gaz, należy go najpierw ochłodzić poniżej T_{kr} .

Temperatura topnienia / krystalizacji – temperatura przemiany fazowej ciało stałe–ciecz; dla danej substancji ma ona wartość stałą, niezależnie od kierunku przemiany.

Temperatura wrzenia – odpowiada warunkom, w których ciśnienie pary nasyconej cieczy równa jest ciśnieniu zewnętrznemu (np. atmosferycznemu).

Warunki normalne – odpowiadają one stanowi układu, w którym temperatura wynosi 0°C a ciśnienie $1,013 \cdot 10^5$ Pa (czyli 1013 hPa lub 1 atm).