Instytut Matematyki, Fizyki i Chemii

Zakład Chemii

Laboratorium chemii technicznej

Ćwiczenie laboratoryjne

Roztwory

Opracowali:
dr inż. Andrzej Kozłowski
dr inż. Agnieszka Kalbarczyk-Jedynak
dr Magdalena Ślączka-Wilk
dr inż. Konrad Ćwirko
mgr inż. Czesław Wiznerowicz
Grażyna Gorzycka

KIEROWNIK
Zakładu Chemii
dr inż. Agnieszka Kalbarczyk-Jedynak

Szczecin 2023

KARTA ĆWICZENIA

<table>
<tr><td rowspan="5">1</td><td colspan="3">Powiązanie z przedmiotami: ESO/26, DiRMiUO/26, EOUNIE/26</td></tr>
<tr><td>Specjalność/Przedmiot</td><td>Efekty kształcenia dla przedmiotu</td><td>Szczegółowe efekty kształcenia dla przedmiotu</td></tr>
<tr><td>ESO/ 25 Chemia Techniczna</td><td>EKP1
K_W01,K_W02, K_U05

EKP2
K_U08, K_U09</td><td>SEKP4-badanie właściwości fizykochemicznych roztworów wodnych, rodzaje stężeń, pojęcie rozpuszczalności, wpływ temperatury.
SEKP4-badanie dysocjacji elektrolitycznej, zapisywanie równań dysocjacji, wyznaczanie stałej i stopnia dysocjacji , wpływ stałej dielektrycznej oraz wspólnego jonu.</td></tr>
<tr><td>ESO/26 Chemia Wody, paliw i smarów</td><td>EKP3
K_U014, K_U015, K_U016.</td><td>SEKP6 – Wykonywanie oznaczeń wybranych wskaźników jakości wody technicznej;</td></tr>
<tr><td>DiRMiUO/26 Chemia Wody, paliw i smarów</td><td>EKP3
K_U014, K_U015, K_U016.</td><td>SEKP6 – Wykonywanie oznaczeń wybranych wskaźników jakości wody technicznej;</td></tr>
<tr><td>EOUNiE/26 Chemia Wody, paliw i smarów</td><td>EKP3
K_U014, K_U015, K_U016.</td><td>SEKP6 – Wykonywanie oznaczeń wybranych wskaźników jakości wody technicznej;</td></tr>
<tr><td>2</td><td colspan="3">Cel ćwiczenia:
– opanowanie wiedzy z zakresu roztworów i podstawowych sposobów wyrażania stężeń oraz z zakresu dysocjacji jonowej;
– utrwalenie wiedzy na temat stopnia i stałej dysocjacji, mocnych i słabych kwasów i zasad;
– opanowanie zapisywania równań dysocjacji kwasów, zasad i soli oraz wzoru na stałą równowagi K;
– opanowanie podstawowych zależności matematycznych stężenia, stałej K i stopnia dysocjacji;
– doświadczalne badanie wpływu wybranych czynników fizykochemicznych na przebieg procesu dysocjacji jonowej w warunkach laboratoryjnych.</td></tr>
<tr><td>3</td><td colspan="3">Wymagania wstępne:
Student ma ogólną wiedzę chemiczną dotyczącą rodzajów roztworów, sposobów wyrażania stężeń roztworów oraz ogólną wiedzę chemiczną z zakresu dysocjacji jonowej (definicja, stała i stopień dysocjacji).</td></tr>
<tr><td>4</td><td colspan="3">Opis stanowiska laboratoryjnego:
Podstawowy sprzęt laboratoryjny – szklane probówki, łaźnie wodne, mikrołopatki do wsypywania odczynników, odczynniki: chlorek sodu, azotan (V) potasu, wodorotlenek wapnia w formie roztworu, azotan (V) amonu, chlorek magnezu, chlorek miedzi (II), aceton, kwas octowy, oranż metylowy, octan sodu, fenoloftaleina, chlorek amonu.</td></tr>
</table>

5	**Ocena ryzyka:** Kontakt z odczynnikami chemicznymi w formie stałej oraz rozcieńczonymi w formie płynnej – prawdopodobieństwo poparzenia chemicznego – bardzo małe, skutki – nikłe Końcowa ocena – **ŚREDNIE** **Wymagane środki zabezpieczenia:** a. rękawice ochronne, b. okulary ochronne, c. fartuchy ochronne.
6	**Przebieg ćwiczenia:** 1. Zapoznać się z instrukcją stanowiskową do ćwiczenia (załącznik 2), 2. Wykonać poszczególne ćwiczenia zgodnie z instrukcją stanowiskową do ćwiczeń.
7	**Sprawozdanie z ćwiczenia:** 1. Opracować ćwiczenie zgodnie z poleceniami zawartymi w instrukcji stanowiskowej. 2. Rozwiązać polecone zadanie i/lub odpowiedzieć na pytania zamieszczone w zestawie zadań i pytań do samodzielnego wykonania przez studenta.
8	**Archiwizacja wyników badań:** Sprawozdanie z ćwiczenia złożyć w obowiązującej formie na początku kolejnych ćwiczeń laboratoryjnych
9	**Metoda i kryteria oceny:** a. EKP1, EKP2 – kontrola opanowania przez studentów podstawowych pojęć chemicznych dotyczących roztworów, sposobów wyrażania stężeń oraz pojęć dotyczących procesu dysocjacji jonowej przeprowadzona zostanie podczas zajęć, b. SEKP4 – szczegółowy efekt kształcenia studenta oceniony zostanie na podstawie przedstawionych w sprawozdaniu obserwacji, wniosków oraz rozwiązań zadań i problemów poleconych do samodzielnego rozwiązania/ opracowania: – **ocena 2,0** – student ma zbyt małą wiedzę dotyczącą roztworów oraz dysocjacji elektrolitycznej, ale brak mu umiejętności rozwiązywania zadań prostych dotyczących roztworów i zastosowań dysocjacji jonowej; – **ocena 3,0** – posiada podstawową wiedzę chemiczną dotyczącą roztworów oraz dysocjacji elektrolitycznej oraz posiada umiejętność rozwiązywania zadań prostych (przeliczanie stężeń roztworów, rozróżnia mocne i słabe kwasy i zasady oraz potrafi określić odczyn roztworów; – **ocena 3,5 – 4,0** – posiada poszerzoną wiedzę chemiczną z zakresu roztworów oraz dysocjacji elektrolitycznej oraz posiada umiejętność rozwiązywania zadań złożonych w swojej specjalności; – **ocena 4,5 – 5,0** – posiada umiejętność stosowania złożonej wiedzy w zakresie roztworów oraz dysocjacji elektrolitycznej do rozwiązywania złożonych zadań i problemów w swojej specjalności.
10	**Literatura:** 1. Stundis H., Trześniowski W., Żmijewska S.: *Ćwiczenia laboratoryjne z chemii nieorganicznej*. WSM, Szczecin 1995. 2. Kozłowski A., Ćwirko K., *Instrukcja stanowiskowa do ćwiczeń laboratoryjnych: Roztwory i dysocjacja jonowa,* AM Szczecin, 2013. 3. Cox P.A. przekład Z. Zawadzki: *Chemia nieorganiczna.* PWN. Warszawa 2006. 4. Drapała T.: *Chemia ogólna i nieorganiczna*. SGGW, Warszawa 1994. 5. Bielański A.: *Chemia ogólna i nieorganiczna*. PWN, Warszawa 1994. 6. Jones L., Atkins P., *Chemia ogólna*. Cząsteczki, materia reakcje, WN PWN, Warszawa 2004. 7. Mastalerz P.: *Elementarna chemia nieorganiczna*. Wydawnictwo Chemiczne.

	Warszawa 2000. 8. Śliwa A.: *Obliczenia chemiczne. Zbiór zadań*. PWN. Warszawa 1994 9. Pazdro M. *Zbiór zadań z chemii dla szkół średnich*. 10. Jones L., Atkins P., Chemia ogólna. Cząsteczki, materia reakcje, WN PWN, Warszawa 2004 11. Chemia. Wirtualny podręcznik – podstawy i zastosowania 12. Kozłowski A., *Materiały dydaktyczne z chemii technicznej*, opracowane dla potrzeb zajęć audytoryjnych (nie publikowane).	
11	Uwagi	

ZAŁĄCZNIK 1 – INSTRUKCJA

1. ZAKRES ĆWICZENIA

Zagadnienia i słowa kluczowe:

- podstawowe pojęcia dotyczące roztworów (rodzaje roztworów, rozpuszczalnik, substancja rozpuszczona, rozpuszczalność, roztwory nasycone i nienasycone, hydratacja, molowe ciepło rozpuszczania),
- reguła Le Chateliera – Brauna (reguła przekory),
- sposoby wyrażania stężeń roztworów (procentowe, molowe, molalne, normalne, ułamek wagowy, stężenie ppm),

2. WPROWADZENIE TEORETYCZNE DO ĆWICZENIA

2.1. Roztwory

2.1.1. Definicja i podstawowe pojęcia

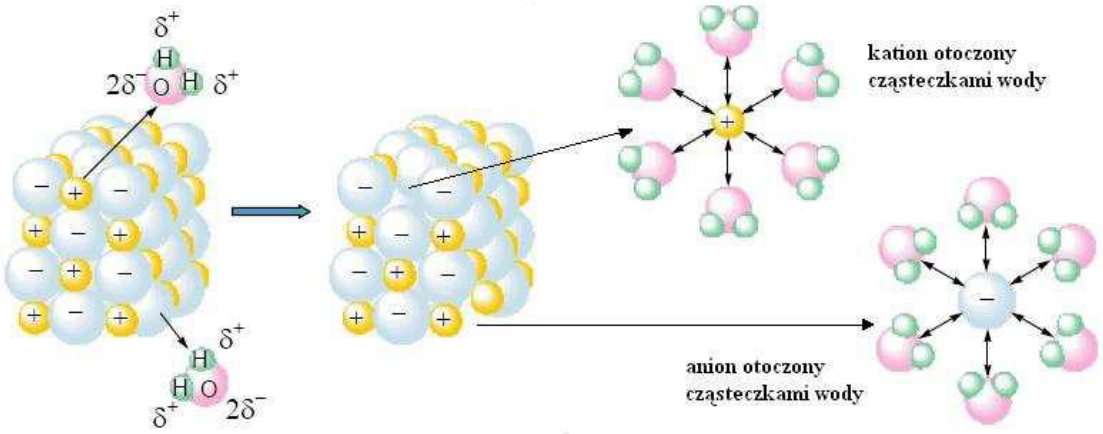
Roztwór jest to jednorodna mieszanina substancji rozpuszczonej i rozpuszczalnika. **Rozpuszczalnikiem** w roztworze jest ta substancja, która występuje w przewadze ilościowej. Roztwory mogą występować w trzech stanach skupienia, a więc mogą być roztwory gazowe (powietrze, roztwory do przechowywania żywności, mieszanki wykorzystywane przez nurków głębinowych), ciekłe i stałe (stopy metali, półmetali i niemetali, takie jak krzem z niewielkim dodatkiem fosforu wykorzystywane w przemyśle elektronicznym, szkło). Stałe roztwory znajdują szerokie zastosowanie. Do najbardziej rozpowszechnionych i mających największe znaczenie praktyczne należą roztwory ciekłe. Można je otrzymać przez rozpuszczanie w cieczy – najczęściej jest nią woda – gazów, innych cieczy lub substancji stałych.

Z uwagi na wielkość cząstek substancji rozpuszczonych w roztworach ciekłych, dzieli się te roztwory na:

- roztwory rzeczywiste – wielkość cząstek – od 0,1 nm do 1 nm,
- koloidy – od 1 nm do 500 nm,
- zawiesiny – większe od 500 nm.

Procesy rozpuszczania

Rozpuszczanie jakiejkolwiek substancji jest możliwe tylko wówczas, gdy oddziaływanie między substancją rozpuszczaną a rozpuszczalnikiem jest dostatecznie silne i prowadzi do zniszczenia sieci krystalicznej. Z doświadczenia wiadomo, że substancje, w których występuje wiązanie jonowe, dobrze rozpuszczają się w rozpuszczalnikach polarnych (ciekły amoniak, woda), Natomiast rozpuszczalność tych substancji w rozpuszczalnikach o wiązaniach kowalencyjnych (benzen, czterochlorek węgla) nie zachodzi lub jest minimalna. W przypadku rozpuszczalników polarnych, ich cząsteczki dipolowe są odpowiednim biegunem przyciągane siłami elektrostatycznymi przez powierzchniowe jony sieci krystalicznej substancji o wiązaniu jonowym, co prowadzi do osłabienia tego wiązania w krysztale i wyrwanie jonu z węzła sieci z równoczesną jego hydratacją. Proces ten przedstawiono na rys. l.



Rys. l. Schemat rozpuszczania się NaCl i powstawania jonów uwodnionych

Oddziaływanie rozpuszczalnika na osłabienie wiązania w sieci krystalicznej jest tym większe, im większa jest wartość stałej dielektrycznej (ε) rozpuszczalnika. Wiadomo z prawa Coulomba, że siła wzajemnego oddziaływania dwóch ładunków (F) wynosi

$$F = \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2} \cdot \frac{1}{\varepsilon}$$

gdzie:

q_1, q_2 – ładunki jonów,
r – odległość między ładunkami,
ε – stała dielektryczna.

Wartość stałej dielektrycznej wyznacza się ze stosunku pojemności kondensatora płaskiego z substancją badaną między jego okładkami do pojemności tego kondensatora w próżni. W roztworach w zależności od ε stwierdzono taką zależność, że jeżeli:

$\varepsilon < 10$	dysocjacja nie zachodzi,
$10 \leq \varepsilon \leq 40$	dysocjacja zachodzi częściowo,
$\varepsilon > 40$	następuje całkowita dysocjacja.

Cząsteczka wody, wskutek budowy kątowej i różnicy elektroujemności między atomami tlenu i wodoru, ma wyraźne dwa bieguny elektryczne – mówimy, że jest dipolem. Miarą rozsunięcia przeciwnych ładunków jest moment dipolowy, który wyraża się iloczynem bezwzględnej wartości ładunku jednego z biegunów i odległości l między nimi. Jednostką momentu dipolowego jest kulomb razy metr (C · m). W tabeli – 1 podano wartość stałej dielektrycznej niektórych rozpuszczalników oraz momenty dipolowe ich cząsteczek. Z uwagi na bardzo dużą wartość momentu dipolowego cząsteczek wody ułatwione jest przejście jonów sieci krystalicznej elektrolitu do roztworu i ich hydratacja. Wartość siły wiązania w sieciach krystalicznych dla różnych związków jest różna. I tak np. dla NaF wynosi ona 916 kJ/mol, a dla CsI 582,4 kJ/mol. Z tego względu rozpuszczalność CsI jest prawie dziesięciokrotnie wyższa niż NaF.

Tabela 1

Momenty dipolowe (μ) oraz stała dielektryczna (ε) niektórych związków

Substancja	μ 10^{-30} [C · m]	ε	K
C_6H_6	0,00	2,28	293,0
CCl_4	0,00	2,24	298,0
CH_4 (ciekły)	0,00	1,70	100,0
NH_3	4,87	25,00	195,7
CH_3OH	5,67	32,63	298,0
C_2H_5OH	5,67	24,30	298,0
H_2O	6,13	78,54	298,0
H_2O (lód)	–	88,00	273,0
CH_3Cl	6,20	9,08	293,0
CH_3COOH	1,68	6,15	293,0
HCl	1,28	12,00	170,0
CH_3COCH_3	w benzenie 2,76	20,74	298,0

Zwiększaniu rozpuszczalności sprzyja również duża hydratacja jonów. Tym tłumaczy się większą rozpuszczalność $MgSO_4$ w stosunku do $BaSO_4$, mimo mniejszej siły wiązania w $BaSO_4$.

Procesom rozpuszczania towarzyszą **efekty cieplne**, które są najczęściej efektem hydratacji powstających w roztworze jonów. Ich wielkość zależy od rodzaju i ilości rozpuszczonej substancji oraz od rodzaju i ilości rozpuszczalnika. Jeśli rozpuszczana substancja ma budowę krystaliczną, to część ciepła hydratacji zużywana jest na zniszczenie sieci krystalicznej. W zależności od tego, który efekt jest większy – czy energia hydratacji czy zniszczenia sieci krystalicznej – ciepło rozpuszczania będzie albo dodatnie albo ujemne. Ujemne ciepło rozpuszczania występuje wtedy, gdy energia hydratacji jest mniejsza od energii wiązań w sieci krystalicznej. Rozpuszczalność takich substancji rośnie wraz z temperaturą, Jeśli przeważa ciepło hydratacji to rozpuszczalność takiej substancji maleje wraz z temperaturą.

Molowe ciepło rozpuszczania jest to zmiana entalpii towarzysząca rozpuszczaniu 1 mola cząsteczek substancji z utworzeniem bardzo rozcieńczonego roztworu.

Substancje o wiązaniach kowalencyjnych nie ulegają rozpuszczaniu w rozpuszczalnikach jonowych, chętnie natomiast rozpuszczają się w rozpuszczalnikach kowalencyjnych. Istnieje tu reguła, że „**podobne rozpuszcza się w podobnym”**. Powinniśmy o tym pamiętać dobierając odpowiedni rozpuszczalnik do rozpuszczenia rozpatrywanej substancji.

Rozpuszczanie substancji jest procesem odwracalnym, a więc przez odparowanie rozpuszczalnika można odzyskać substancję rozpuszczoną.

Podczas rozpuszczania substancji stężenie roztworu stopniowo rośnie aż do osiągnięcia pewnej granicy – stężenia roztworu nasyconego. Roztwór nasycony w stałej temperaturze ma stały skład i charakteryzuje się tym, że pozostaje w równowadze z choćby minimalną ilością substancji rozpuszczonej w fazie stałej, która jest w kontakcie z tym roztworem.

Rozpuszczalność większości związków na ogół wzrasta wraz z temperaturą (rys. 2), choć nie jest to regułą.

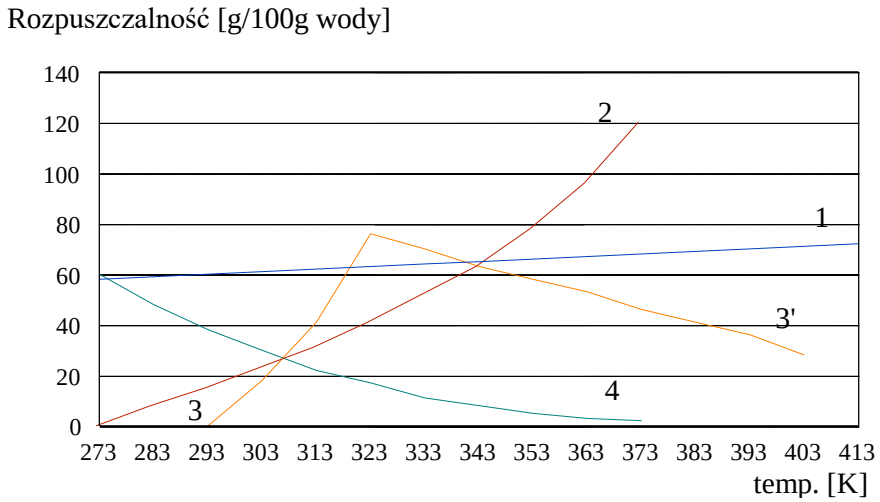
Tabela 2

Ciepło rozpuszczania (Q_r) soli w wodzie

Związek chemiczny	Q_r [kJ/mol]	Związek chemiczny	Q_r [kJ/mol]
$MgCl_2$	– 151,90	$Na_2SO_4 \cdot 10\ H_2O$	+ 78,44
$MgCl_2 \cdot 6H_2O$	– 14,20	NH_4NO_3	+ 26,47
NaCl	+ 5,02	CH_3COONa	– 16,20
Na_2CO_3	– 23,31	$CH_3COONa \cdot 3H_2O$	+ 19,20

Rozpuszczalność substancji oznacza masę substancji wyrażoną w gramach, jaka rozpuszcza się w 100 gramach rozpuszczalnika (zwykle w temperaturze 293 K).

Rozpuszczalność substancji zależy od rodzaju i wielkość oddziaływań między cząsteczkami substancji rozpuszczonej i cząsteczkami rozpuszczalnika. Ze wzrostem temperatury dla większości substancji stałych rozpuszczalność wzrasta, a gazów maleje. Rozpuszczalność gazów w cieczach rośnie ze wzrostem ciśnienia. Na rysunku 2 przedstawiono przykładowe zależności rozpuszczalności od temperatury.



Rys. 2. Rozpuszczalność soli nieorganicznych w zależności od temperatury
1 – NaCl, 2 – KNO_3, 3 – $Na_2SO_4 \cdot 10\ H_2O$, 3' – Na_2SO_4, 4 – $Ce_2(SO_4)_3$

Roztwór nasycony jest to roztwór zawierający największą w określonej temperaturze (np. 20°C) ilość substancji rozpuszczonej, która znajduje się w równowadze z tą substancją pozostającą w fazie stałej. Punkty leżące na krzywej wykresu odpowiadają stężeniom roztworów nasyconych w danej temperaturze. Każdy punkt pola leżący poniżej krzywej rozpuszczalności odpowiada **roztworowi nienasyconemu**, powyżej – **roztworowi przesyconemu**. Roztwory przesycone są nietrwałe i zwykle otrzymane są przez przechłodzenie roztworów nasyconych. Jeżeli do takiego roztworu wprowadzi się mały kryształek substancji rozpuszczonej, to wydzieli się nadmiar składnika rozpuszczonego, przekraczający skład właściwego roztworu nasyconego.

Tabela 3

Rozpuszczalność substancji [g/100g] rozpuszczalnika

Związek chemiczny	Temperatura [K]			
	273 (0°C)	293 (20°C)	333 (60°C)	373 (70°C)
NaCl	35,7	36,0	37,3	39,8
KNO_3	13,3	20,9	85,5	202,0
$Ca(OH)_2$	0,185	0,165	0,116	0,077
CH_3COONa	36,3	46,5	139,0	170,3
KCl	27,6	34,0	45,5	56,7

2.1.2. Sposoby wyrażania stężenia roztworu

1. **Stężenie procentowe** roztworu oznaczane jako $C_{\%}$ (wyrażone w procentach masowych) oznacza liczbę gramów substancji rozpuszczonej w 100 g roztworu.

$$C_{\%} = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\%$$

gdzie:

m_s – masa substancji rozpuszczonej w [g],

m_r – masa roztworu, która jest sumą masy substancji rozpuszczonej i masy rozpuszczalnika, np. wody w [g].

Stężenie procentowe roztworu można wyrazić w procentach objętościowych i oznacza to liczbę centymetrów sześciennych substancji rozpuszczonej w 100 cm^3 roztworu.

$$C_{\%} = \frac{V_s}{V_r} \cdot 100\%$$

gdzie:

V_s – objętość substancji rozpuszczonej w [cm^3],

V_r – objętość roztworu, na którą składa się suma objętości substancji rozpuszczonej i rozpuszczalnika w [cm^3].

2. **Stężenie molowe** roztworu C_m oznacza liczbę moli substancji rozpuszczonej w 1 dm^3 roztworu i wyraża się w [mol/dm^3].

$$C_m = \frac{n_s}{V_r}$$

gdzie:

n_s – liczba moli substancji rozpuszczonej w [mol],

V_r – objętość roztworu wyrażona w [dm^3].

3. **Molalność** roztworu oznacza liczbę moli substancji rozpuszczonej w 1 kg rozpuszczalnika i wyraża się w [mol/kg].

$$C_L = \frac{n_s}{m_r}$$

gdzie:

n_s – liczba moli substancji rozpuszczonej w [mol],
m_r – masa rozpuszczalnika wyrażona w [kg].

Molalność praktyczne zastosowanie znajduje wyłącznie przy obliczeniach związanych z prawem Raoulta (właściwości koligatywne roztworów).

4. **Ułamek molowy** stanowi stężenie roztworu wyrażane jako stosunek liczby moli danego składnika do sumy liczby moli wszystkich składników roztworu.

$$X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2 + ... + n_n} \left[\frac{\text{mol}}{\text{mol}}\right]$$

gdzie:

n_1 – liczba moli składnika pierwszego w [mol],
$n_1+...+n_n$ – liczba moli wszystkich składników.

$$X_1 + X_2 + ... + X_n = 1$$

W analogiczny sposób wyrażamy **ułamek wagowy i objętościowy** danego składnika i wyrażamy je odpowiednio w [kg/kg] i [m^3/m^3].

5. **Stężenie ppm** jest często stosowanym sposobem wyrażania stężenia (od ang. *parts per million*), które oznacza liczbę gramów (lub cm^3) substancji odpowiednio w 1 000 000 gramach (lub m^3 roztworu) w zależności, czy jest to tzw. „ppm wagowe", czy „ppm objętościowe".

Jeżeli mamy podane ppm wagowe, to: 1 ppm wagowy = 1 µg/g lub 1mg/kg, a jeżeli ppm objętościowe to: 1 ppm objętościowy = 1 µl/dm^3 = 1 cm^3/m^3.
Łatwo można przeliczyć % na ppm i na odwrót:

$$1\% = \frac{1}{100} = \frac{10^4}{10^6} = 10\,000 \text{ ppm}$$

$$1 \text{ ppm} = \frac{1}{10^6} = \frac{10^{-4}}{10^2} = 10^{-4}\% = 0{,}0001\%$$

2.2. Reguła Le Chateliera-Brauna (reguła przekory)

Reguła Le Chateliera-Brauna – mówi, że jeżeli na układ będący w równowadze dynamicznej działa jakiś bodziec, to w układzie tym zachodzą takie zmiany, aby przeciwdziałać bodźcowi. Pozwala ona przewidzieć zachowanie danego układu po wpływem rozpatrywanego bodźca, którym może być np.: zmiana temperatury, stężenia, ciśnienia. W postaci ilościowej reguła ta jest wyrażona przez prawo działania mas Guldberga i Waage'go.

Przykład 1

Oceń jak ilość tlenku siarki(VI) powstającego w reakcji:

$$2SO_2\,(g) + O_2\,(g) \rightleftharpoons 2SO_3\,(g) \qquad \Delta H_0 < 0$$

wpływa na:

a) podwyższenie temperatury,
b) obniżenie ciśnienia,
c) zastosowanie katalizatora.

Rozwiązanie: Skoro reakcja jest egzoenergetyczna ($\Delta H<0$), to reakcję możemy zapisać jako:

$$2SO_2\,(g) + O_2\,(g) \rightleftharpoons 2SO_3\,(g) + Q$$

Efekt cieplny **Q** znajduje się po stronie produktów, ponieważ reakcje egzoenergetyczne charakteryzują się tym, iż ciepło wydzielane jest do otoczenia.

a) Podwyższenie temperatury przyczyni się do zwiększenia naszego Q. Oznacza to, iż przybędzie produktów (bo Q znajduje się po stronie. produktów). Układ w celu zahamowania działania bodźca, przesunie więc równowagę w kierunku substratów (**w lewo)**, a tym samym **zmniejszy się ilość powstającego SO_3**.
b) Wpływ zmiany ciśnienia odnosi się tylko i wyłącznie do reakcji z substratami i produktami w fazie gazowej. W rozpatrywanej reakcji po stronie substratów mamy **3 mole** gazów, zaś po stronie produktów jedynie **2 mole** gazów. Tak więc obniżając ciśnienie powodujemy zmniejszenie ilości substratów (pamiętaj, iż zmiana ciśnienia tyczy się tej strony równania reakcji, w których ilość gazów jest większa). Układ działając na przekór przesunie nam równowagę reakcji w kierunku substratów (**w lewo)**, stąd **zmniejszy się ilość powstającego SO_3**.
c) **Katalizator** nie przesuwa równowagi reakcji, a tym samym ilość powstającego SO_3 ani się nie zwiększa, ani się nie zmniejsza, ale powoduje znaczne zwiększenie szybkości reakcji.

Przykład 2

Równowaga reakcji wyraża się równaniem:

$$2CO\,(g) + O_2\,(g) \rightleftharpoons 2CO_2\,(g) \qquad \Delta H = -566\ kJ$$

Jak przesunie się równowaga reakcji (w prawo czy w lewo), jeśli do układu wprowadzimy następujące zmiany?

a) podwyższymy temperaturę,
b) usuniemy część CO_2,
c) zwiększymy ciśnienie,
d) dodamy O_2.

Rozwiązanie: Podobnie jak w przykładzie pierwszym **$\Delta H < 0$**, dlatego po stronie produktów dopiszemy **Q**

$$2CO\,(g) + O_2\,(g) \rightleftharpoons 2\,CO_2\,(g) + Q$$

a) podwyższając temperaturę układ będzie się bronił przed przyrostem ciepła i równowaga reakcji przesuwa się w lewo (na przekór naszej woli), gdyż układ przesuwa równowagę w kierunku substratów, gdzie nie wydziela się ciepło;
b) usuwając CO_2 zmniejszamy ilość produktów, a więc układ – chcąc zahamować utratę CO_2 – przesunie równowagę **w prawo,** aby przeciwdziałać ubytkowi CO_2;
c) zwiększając ciśnienie – zwiększy się liczba substratów (ponownie jest tam większa liczba moli gazów) – układ będzie chciał przeciwdziałać wzrostowi ciśnienia, więc równowaga przesunie się **w prawo** (jest tam mniejsza ilość cząsteczek gazu);
d) dodając O_2, zwiększymy tym samym ilość substratów – układ będzie przeciwdziałał wzrostowi stężenia O_2, przesuwając równowagę w stronę produktów, tj. **w prawo**.

3. WYKONANIE ĆWICZENIA

Doświadczenie 1 – Przygotowanie roztworu nasyconego chlorku potasu

Materiały i odczynniki:

Statyw z probówkami, cylinder miarowy, mikro-łopatka, moździerz, łaźnia wodna, substancje stałe: chlorek potasu (KCl).

Wykonanie:

W 5 cm^3 wody o temperaturze pokojowej rozpuścić około 1,5 g chlorku potasu (KCl). Dla przyspieszenia procesu rozpuszczania sól uprzednio rozetrzeć w moździerzu, następnie po dodaniu wody wstrząsnąć probówką. Po całkowitym rozpuszczaniu dodawać po 1 mikro łopatce (około 0,2 g) tej samej soli, każdorazowo sól rozpuszczać, aż do stanu nasycenia roztworu.

Opracowanie wyników:

1. Opisać przebieg doświadczenia, zdefiniować roztwór nasycony i nienasycony.

Doświadczenie 2 – Otrzymywanie roztworu przesyconego

Materiały i odczynniki:

Statyw z probówkami, cylinder miarowy, mikro-łopatka, łaźnia wodna, substancja stała: octan sodu (CH_3COONa).

Wykonanie:

Suchą probówkę napełnić przy użyciu lejka do ok. 3/4 wysokości octanem sodu (CH_3COONa), a następnie dodać do niej 5 cm^3 wody destylowanej. Probówkę ogrzewać w łaźni wodnej do całkowitego rozpuszczenia się soli. Następnie wyjąć ostrożnie i dobrze ochłodzić dolną jej część w strumieniu bieżącej wody (nie chłodząc wierzchniej warstwy roztworu). Po ochłodzeniu roztworu wrzucić do niego kryształek soli (np. NaCl) i obserwować.

Opracowanie wyników:

1. Opisać przebieg doświadczenia, podać definicję oraz sposoby otrzymywania roztworu nasyconego i przesyconego.
2. Jaką rolę ogrywa kryształek soli dodany do roztworu ochładzanego?
3. Jakie zastosowanie w technice ma krystalizacja?

Doświadczenie 3 – Wpływ temperatury na rozpuszczalność substancji

Materiały i odczynniki:

Statyw z probówkami, cylinder miarowy, mikro łopatka, łaźnia wodna, substancje stałe: chlorek sodu (NaCl), azotan(V) potasu (KNO_3), roztwory: wodorotlenek wapnia ($Ca(OH)_2$).

Wykonanie:

Przygotować ok. 5 cm^3 nasyconego roztworu chlorku sodu (NaCl) oraz azotanu(V) potasu (KNO_3). Probówkę z nasyconym roztworem chlorku sodu (NaCl) podgrzewać w łaźni wodnej do temperatury około 313K i mieszając dodawać małymi porcjami sól (po parę kryształków) aż do uzyskania roztworu z niewielką ilością fazy stałej na dnie w danej temperaturze. Następnie podgrzewać roztwór do około 363K i znowu dodawać porcjami sól aż do stanu nasycenia. Doświadczenie przeprowadzić analogicznie dla roztworu azotanu(V) potasu (KNO_3). Nasycony w temperaturze pokojowej roztwór wodorotlenku wapnia ($Ca(OH)_2$) przelać do probówki (ok. 5 cm^3) i podgrzać do wrzenia. Zaobserwować zachodzące zjawisko.

Opracowanie wyników:

1. Wyjaśnić jak wzrost temperatury wpływa na rozpuszczalność poszczególnych soli.
2. Przedstawić na wykresie zależność rozpuszczalności badanych soli od temperatury.

Doświadczenie 4 – Wpływ temperatury na rozpuszczalność substancji – entalpia rozpuszczania

Materiały i odczynniki:

Statyw z probówkami, cylinder miarowy, mikro łopatka, łaźnia wodna, substancje stałe: chlorek magnezu ($MgCl_2$), azotan(V) amonu (NH_4NO_3).

Wykonanie:

W dwóch probówkach przygotować po ok. 5 cm^3 nasyconego roztworu azotanu(V) amonu (NH_4NO_3) oraz chlorku magnezu ($MgCl_2$). Porównać efekty cieplne w obu probówkach podczas rozpuszczania soli. Następnie do pierwszej probówki wsypać 2 mikro łopatki azotanu(V) amonu (NH_4NO_3), a do drugiej 2 mikrołopatki chlorku magnezu ($MgCl_2$). Obie probówki stopniowo podgrzać w łaźni wodnej. Zaobserwować efekt rozpuszczania soli w obu przypadkach.

Opracowanie wyników:

1. Wyjaśnić zachodzące zjawisko regułą przekory.
2. Sporządzić wykres zależności rozpuszczalności badanych soli od temperatury.
3. Odczytać w tabeli molowe ciepła rozpuszczania badanych soli, zidentyfikować reakcję egzotermiczną i endotermiczną i wyjaśnić czym się te reakcję charakteryzują.

4. OPRACOWANIE ĆWICZENIA

1. Opracować sprawozdanie zgodnie z wytycznymi zawartymi w części doświadczalnej.
2. Formatkę z tematem ćwiczenia i nazwiskami członków zespołu umieścić jako pierwszą stronę sprawozdania.
3. Po zwięzłym opracowaniu części teoretycznej w sprawozdaniu umieścić opracowanie poszczególnych doświadczeń oraz rozwiązane zadanie/zadania dodatkowe podane przez prowadzącego.

5. FORMA I WARUNKI ZALICZENIA ĆWICZENIA LABORATORYJNEGO

1. Zaliczenie tzw. „wejściówki" przed przystąpieniem do wykonania ćwiczenia.
2. Złożenie poprawnego sprawozdania pisemnego z wykonanego ćwiczenia (zgodnie z wytycznymi do opracowania sprawozdania wg. https://www.am.szczecin.pl/pl/jednostki/instytut-matematyki-fizyki-i-chemii/zaklad-chemii/dydaktyka/chemia-techniczna/chemia-tech-lab/) na następnych zajęciach.

I. Przykładowe zadania z rozwiązaniem

Przykład 1

W 250 cm^3 roztworu kwasu azotowego znajduje się 25 g HNO_3. Oblicz stężenie molowe tego roztworu.

Dane:

$V_{roztw.}$ = 250 cm^3 = 0,25dm^3 (gdyż w definicji ilość moli odnosi się do 1dm^3),
m_s = 25 g.

Szukane:

c_m = ?

Rozwiązanie:

Krok I

Obliczamy masę molową HNO_3, gdyż wartość ta jest niezbędna do przeliczenia masy kwasu na ilość moli i to bez względu na to, czy skorzystamy z wzoru na stężenie czy też oddzielnie masę kwasu przeliczymy na ilość moli. M_{kwasu} = 63 g/mol.

Krok II

Korzystając z wzoru na stężenie molowe obliczamy stężenie roztworu kwasu.

$$c_m = \frac{m_s}{M \cdot V} = \frac{25\text{g}}{63\frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0{,}25\text{dm}^3} = 1{,}59\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Przykład 2

647 cm^3 roztworu kwasu siarkowego o nieznanym stężeniu zmieszano z wodą otrzymując 1,5 kg 55% roztworu. Oblicz stężenie molowe wyjściowego roztworu kwasu.

Dane:

$V_{r\text{-}ru}$ = 647 cm^3,
m_r = 1,5 kg,
c_p = 55%.

Szukane:

c_m = ?

Rozwiązanie:

Krok I

Mając masę oraz stężenie procentowe roztworu po rozcieńczeniu policzymy masę kwasu siarkowego.

1500 g roztworu – stanowi 100%
m_s g – stanowi 55% m_s = 825 g

Krok II

Do obliczenia stężenia molowego niezbędna jest znajomość masy molowej (M) kwasu siarkowego M = 98 g/mol.

Krok III

Skoro znamy objętość roztworu (V), masę substancji (m_s) rozpuszczonej oraz masę molową kwasu (M), można obliczyć stężenie molowe c_m.

$$c_m = \frac{m_s}{M \cdot V} = \frac{825\text{g}}{98\frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0{,}647\text{dm}^3} = 13\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Uwaga:

Taka wartość stężenia molowego świadczy, że mocny kwas siarkowy jest bardzo słabo lotny i z tego powodu może wypierać z roztworów soli inne mocne kwasy jak np. kwas azotowy(V) czy też kwas chlorowodorowy.

Przykład 3

Rozpuszczalność pewnej substancji w temperaturze 363K wynosi 42 g, a w temperaturze 293K 12 g. Oblicz, ile substancji wykrystalizuje z 250 g nasyconego roztworu po obniżeniu temperatury z 363K do 293K.

Rozwiązanie:

Dane:

R_1 = 42 g,
R_2 = 12 g.

Szukane:

m_s = ?

Jeżeli rozpuszczalność w temperaturze 363K wynosi 42 g, to znaczy, że w 100 g rozpuszczalnika rozpuszcza się 42 g substancji dając 142 g roztworu. Możemy zapisać, że w 363K mamy:
142 gramach roztworu, w którym znajduje się 42 gramów substancji, oraz w 250 gramów roztworu znajduje się x gramów substancji, czyli:

$$x = 250\text{ g} \cdot 42\text{ g}/142\text{ g} = 73{,}9\text{ g}$$

Czyli 250 g roztworu składa się z 73,9 g substancji oraz 250 g – 73,9 = 176,1 g rozpuszczalnika.

Po ochłodzeniu roztworu część substancji wykrystalizuje, ale nadal w roztworze będzie 176,1 g rozpuszczalnika. Dla temperatury 293K możemy zapisać: w 100 g rozpuszczalnika rozpuszcza się 12 g substancji, to w 176,1 g rozpuszczalnika rozpuszcza się x g substancji, czyli x = 176,1 g·12g/100 g = 21,1 g.

Jeżeli w roztworze było pierwotnie 73,9 g substancji, a pozostało 21,1 g substancji, to wykrystalizowało 73,9 g – 21,1 g = 52,8 g substancji.

Przykład 4

Obliczyć stężenie jonów Ni^{2+} w jednostkach ppm w roztworze zawierającym 0,100 g $NiSO_4$ w objętości 1000 cm^3. Masa molowa Ni wynosi 58,7 g/mol, a masa molowa $NiSO_4$ – 154,7 g/mol.

Rozwiązanie:

Najpierw obliczamy masę Ni^{2+} w tym roztworze:

$$m(Ni^{2+}) = 0{,}100 \cdot 58{,}7/154{,}7 = 0{,}0379\ g = 37{,}9\ mg = 37{,}9 \cdot 10^{-6}\ kg$$

Zakładamy przy tym, że rozcieńczony roztwór ma masę liczbowo równą objętości (gęstość równa się 1 kg/ dm^3). Korzystamy następnie ze wzoru:

$$1\,\text{ppm} = \frac{1\mu g}{1g} = \frac{1mg}{1kg} = u_m \cdot 10^6$$

gdzie:

u_m – oznacza ułamek masowy.

Zatem

$$c(\text{ppm}) = \frac{m(Ni^{2+})[mg]}{m(\text{roztw.})[kg]} = u_m(Ni^{2+}) \cdot 10^6 = \frac{37{,}9 \cdot 10^{-6}}{1{,}00} 10^6 = 37{,}9\text{ppm}$$

II. Pytania i zadania do samodzielnego rozwiązania z roztworów

1. Zadania obliczeniowe z roztworów:

1. Do 20 g stałego NaOH dodano pewną ilość wody i stężenie otrzymanego roztworu wyniosło 5% (m/m). Ile gramów wody dodano?
2. Obliczyć stężenie procentowe HNO_3 o gęstości 1,08 g/ml, który w 250 ml roztworu zawiera 37,8 g HNO_3.
3. W jakiej objętości 15% (m/m) roztworu NaCl o gęstości 1,14 g/ml znajduje się 30 g NaCl?
4. Ile gramów Na_2CO_3 należy odważyć, aby sporządzić 100 ml roztworu o stężeniu 0,1 mol/l?
5. Obliczyć rozpuszczalność, jeżeli stężenie nasyconego roztworu wynosi 25%.
6. Rozpuszczalność jodku potasu w temperaturze 293K wynosi 145 g. Ile gramów tej soli można rozpuścić w 0,5 dm^3 wody o temperaturze 293K.
7. Jaka objętość 0,2-molowego roztworu NaOH jest niezbędna do zobojętnienia 0,5 dm^3 0,05 molowego roztworu H_2SO_4?
8. Do 50 g 30% roztworu $BaCl_2$ dodano 300 g wody. Obliczyć stężenie procentowe otrzymanego roztworu.
9. Ile NaCl należy dodać do 250 gramów 15% roztworu NaCl aby otrzymać roztwór o stężeniu 25%?
10. Ile wody należy dodać do 25 cm^3 27% roztworu KOH o gęstości 1,25 g/cm^3 aby otrzymać roztwór 0,2 molowy?
11. Jakie jest stężenie % roztworu, którego stężenie wynosi 12 ppm?
12. Stężenie pewnego roztworu wynosi 0,05%, wyraź to stężenie w ppm.
13. Wyraź stężenie 10 ppm w następujących jednostkach: mg/kg, µg/g oraz %.

1.1. Zadania złożone:

1. Sporządzić 500 ml roztworu siarczanu (VI) żelaza (II) o stężeniu 0,2 mol/l. Ile gramów technicznego $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ zawierającego 2% zanieczyszczeń należy odważyć?
2. Ile gramów stałego NaI należy dodać do 200 ml roztworu NaI o stężeniu 4% (m/m) i gęstości 1,03 g/ml, aby otrzymać roztwór o stężeniu 15% (m/m)?
3. Jaką odważkę Na_2CO_3 przygotowano w celu sprawdzenia miana roztworu HCl o stężeniu 0,1257 mol/l, jeżeli na jej miareczkowanie wobec oranżu metylowego zużyto 17,8 ml tego kwasu?