



POLITECHNIKA MORSKA W SZCZECINIE

JEDNOSTKA ORGANIZACYJNA
JEDNOSTKA MIĘDZYWYDZIAŁOWA
Instytut Matematyki, Fizyki i Chemii
Zakład Chemii

Ćwiczenie laboratoryjne **Roztwory i dysocjacja jonowa**

Opracowali:	dr inż. Andrzej Kozłowski dr inż. Agnieszka Kalbarczyk-Jedynak dr Magdalena Ślęczka-Wilk dr inż. Konrad Ćwirko mgr inż. Czesław Wiznerowicz Grażyna Gorzycka
NOzP:	dr Magdalena Ślęczka-Wilk
Zatwierdził:	dr inż. Agnieszka Kalbarczyk-Jedynak
Obowiązuje od 01.10.2023 r.	

KARTA ĆWICZENIA

1	Powiązanie z przedmiotami: ESO/26, DiRMiUO/26, EOUnIE/26		
	Specjalność/Przedmiot	Efekty kształcenia dla przedmiotu	Szczegółowe efekty kształcenia dla przedmiotu
	ESO/ 25 Chemia Techniczna	EKP1 K_W01, K_W02, K_U05 EKP2 K_U08, K_U09	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.
	ESO/26 Chemia Wody, paliw i smarów	EKP3 K_U014, K_U015, K_U016.	SEKP6 – Wykonywanie oznaczeń wybranych wskaźników jakości wody technicznej;
	DiRMiUO/26 Chemia Wody, paliw i smarów	EKP3 K_U014, K_U015, K_U016.	SEKP6 – Wykonywanie oznaczeń wybranych wskaźników jakości wody technicznej;
EOUnIE/26 Chemia Wody, paliw i smarów	EKP3 K_U014, K_U015, K_U016.	SEKP6 – Wykonywanie oznaczeń wybranych wskaźników jakości wody technicznej;	
2	Cel ćwiczenia: <ul style="list-style-type: none"> – 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. 		
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).		
4	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.		

5	<p>Ocena ryzyka: Kontakt z odczynnikami chemicznymi w formie stałej oraz rozcieńczonymi w formie płynnej – prawdopodobieństwo poparzenia chemicznego – bardzo małe, skutki – nikłe Końcowa ocena – ŚREDNIE</p> <p>Wymagane środki zabezpieczenia:</p> <ol style="list-style-type: none"> rękawice ochronne, okulary ochronne, fartuchy ochronne.
6	<p>Przebieg ćwiczenia:</p> <ol style="list-style-type: none"> Zapoznać się z instrukcją stanowiskową do ćwiczenia (załącznik 2), Wykonać poszczególne ćwiczenia zgodnie z instrukcją stanowiskową do ćwiczeń.
7	<p>Sprawozdanie z ćwiczenia:</p> <ol style="list-style-type: none"> Opracować ćwiczenie zgodnie z poleceniami zawartymi w instrukcji stanowiskowej. Rozwiązać polecone zadanie i/lub odpowiedzieć na pytania zamieszczone w zestawie zadań i pytań do samodzielnego wykonania przez studenta.
8	<p>Archiwizacja wyników badań: Sprawozdanie z ćwiczenia złożyć w obowiązującej formie na początku kolejnych ćwiczeń laboratoryjnych</p>
9	<p>Metoda i kryteria oceny:</p> <ol style="list-style-type: none"> EKP1, EKP2 – kontrola opanowania przez studentów podstawowych pojęć chemicznych dotyczących roztworów, sposobów wyrażania stężeń oraz pojęć dotyczących procesu dysocjacji jonowej przeprowadzona zostanie podczas zajęć, SEKP4 – szczegółowy efekt kształcenia studenta oceniony zostanie na podstawie przedstawionych w sprawozdaniu obserwacji, wniosków oraz rozwiązań zadań i problemów poleconych do samodzielnego rozwiązania/ opracowania: <ul style="list-style-type: none"> – 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	<p>Literatura:</p> <ol style="list-style-type: none"> Stundis H., Trzeźniowski W., Żmijewska S.: <i>Ćwiczenia laboratoryjne z chemii nieorganicznej</i>. WSM, Szczecin 1995. Kozłowski A., Ćwirko K., <i>Instrukcja stanowiskowa do ćwiczeń laboratoryjnych: Roztwory i dysocjacja jonowa</i>, AM Szczecin, 2013. Cox P.A. przekład Z. Zawadzki: <i>Chemia nieorganiczna</i>. PWN. Warszawa 2006. Drapała T.: <i>Chemia ogólna i nieorganiczna</i>. SGGW, Warszawa 1994. Biełański A.: <i>Chemia ogólna i nieorganiczna</i>. PWN, Warszawa 1994. Jones L., Atkins P., <i>Chemia ogólna</i>. Częsteczki, materia reakcje, WN PWN, Warszawa 2004. Mastalerz P.: <i>Elementarna chemia nieorganiczna</i>. Wydawnictwo Chemiczne.

	<p>Warszawa 2000.</p> <p>8. Śliwa A.: <i>Obliczenia chemiczne. Zbiór zadań</i>. PWN. Warszawa 1994</p> <p>9. Pazdro M. <i>Zbiór zadań z chemii dla szkół średnich</i>.</p> <p>10. Jones L., Atkins P., <i>Chemia ogólna. Cząsteczki, materia reakcje</i>, WN PWN, Warszawa 2004</p> <p>11. <i>Chemia. Wirtualny podręcznik – podstawy i zastosowania</i>.</p> <p>12. Kozłowski A., <i>Materiały dydaktyczne z chemii technicznej</i>, opracowane dla potrzeb zajęć audytoryjnych (nie publikowane).</p>
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),
- podstawowe pojęcia dysocjacji jonowej (równania dysocjacji elektrolitycznej kwasów, wodorotlenków i soli, stała K, stopień dysocjacji, mocne i słabe elektrolity),
- czynniki wpływające na stopień dysocjacji (wpływ wspólnego jonu, prawo rozcieńczeń Ostwalda).

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 niemetalu, 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.

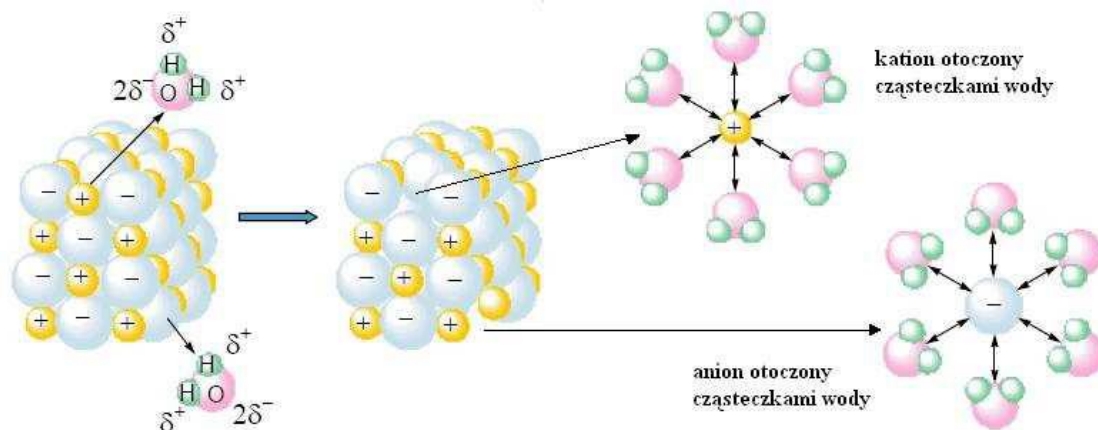
Z uwagi na wielkość cząstek substancji rozpuszczonych w roztworach ciekłych, dzieli się te roztwory na:

- | | |
|---|----------------------|
| – 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 jakiegokolwiek 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 kryształach i wyrwanie jonu z węzła sieci z równoczesną jego hydratacją. Proces ten przedstawiono na rys. 1.



Rys. 1. 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

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

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:

- $\epsilon < 10$ dysocjacja nie zachodzi,
- $10 \leq \epsilon \leq 40$ dysocjacja zachodzi częściowo,
- $\epsilon > 40$ 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 rozsunienia 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 ($C \cdot m$). W tabeli 4 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.

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

Substancja	μ	10^{-30} [C · m]	ϵ	K
C ₆ H 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 ₃ OH		5,67	32,63	298,0
C ₂ H ₅ OH		5,67	24,30	298,0
H ₂ O		6,13	78,54	298,0
H ₂ O (lód)		–	88,00	273,0
CH ₃ Cl		6,20	9,08	293,0
CH ₃ COOH		1,68	6,15	293,0
HCl		1,28	12,00	170,0
CH ₃ COCH ₃		w benzenie 2,76	20,74	298,0

Zwiększaniu rozpuszczalności sprzyja również duża hydratacja jonów. Tym tłumaczy się większą rozpuszczalność MgSO₄ w stosunku do BaSO₄, mimo mniejszej siły wiązania w BaSO₄.

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 rozpuszczeniu 1 mola cząsteczek substancji z utworzeniem bardzo rozcieńczonego roztworu.

Substancje o wiązaniach kowalencyjnych nie ulegają rozpuszczeniu 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.

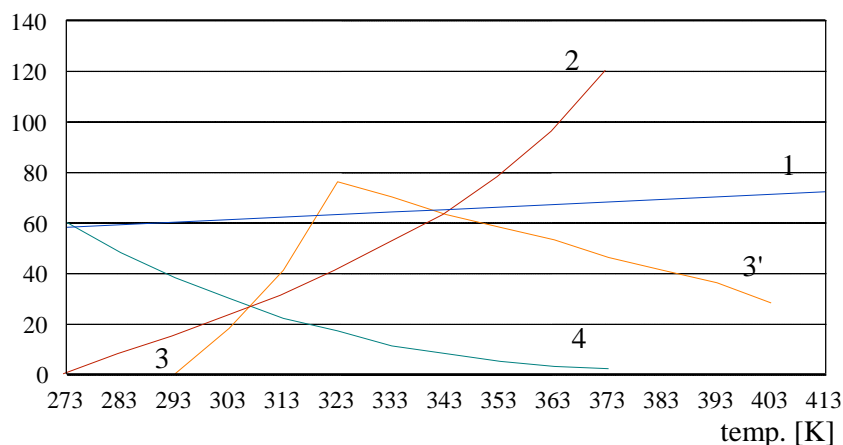
Ciepło rozpuszczania (Q_r) soli w wodzie

Związek chemiczny	Q_r [kJ/mol]	Związek chemiczny	Q_r [kJ/mol]
MgCl ₂	- 151,90	Na ₂ SO ₄ · 10 H ₂ O	+ 78,44
MgCl ₂ · 6H ₂ O	- 14,20	NH ₄ NO ₃	+ 26,47
NaCl	+ 5,02	CH ₃ COONa	- 16,20
Na ₂ CO ₃	- 23,31	CH ₃ COONa · 3H ₂ O	+ 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 wielkości 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.

Rozpuszczalność [g/100g wody]



Rys. 2. Rozpuszczalność soli nieorganicznych w zależności od temperatury
 1 – NaCl, 2 – KNO₃, 3 – Na₂SO₄ · 10 H₂O, 3' – Na₂SO₄, 4 – Ce₂(SO₄)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.

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 ₃ COONa	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 cm³ roztworu.

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

gdzie:

- V_s – objętość substancji rozpuszczonej w [cm³],
- V_r – objętość roztworu, na którą składa się suma objętości substancji rozpuszczonej i rozpuszczalnika w [cm³].

2. **Stężenie molowe** roztworu C_m oznacza liczbę moli substancji rozpuszczonej w 1 dm³ roztworu i wyraża się w [mol/dm³].

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

gdzie:

- n_s – liczba moli substancji rozpuszczonej w [mol],
- V_r – objętość roztworu wyrażona w [dm³].

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 Raoult'a (właściwości koligatywne roztworów).

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

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

gdzie:

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

$$X_1 + X_2 + \dots + X_n = 1$$

W analogiczny sposób wyrażamy **ułamek wagowy i objętościowy** danego składnika i wyrażamy je odpowiednio w [kg/kg] i [m³/m³].

5. **Stężenie ppm** jest często stosowanym sposobem wyrażania stężenia (od ang. *parts per million*), które oznacza liczbę gramów (lub cm³) substancji odpowiednio w 1 000 000 gramach (lub m³ 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/dm³ = 1 cm³/m³. Łatwo można przeliczyć % na ppm i na odwrot:

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

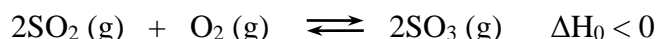
$$1 \text{ ppm} = \frac{1}{10^6} = \frac{10^{-4}}{10^2} = 10^{-4}\% = 0,0001\%$$

2.2. Reguła Le Chateliera-Brauna (reguła przekory)

Reguła Le Chateliera-Brauna – mówi, że jeżeli na jakiś 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 wpływie 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

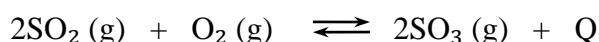
Oceń jak ilość tlenku siarki(VI) powstającego w reakcji:



wpływa na:

- podwyższenie temperatury,
- obniżenie ciśnienia,
- zastosowanie katalizatora.

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

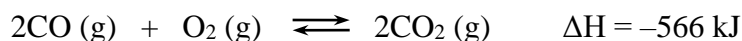


Efekt cieplny **Q** znajduje się po stronie produktów, ponieważ reakcje egzoenergetyczne charakteryzują się tym, iż ciepło wydzielane jest do otoczenia.

- 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 SO₃**.
- 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 nam (chce zmniejszyć utraty) przesunie równowagę reakcji w kierunku substratów (**w lewo**), stąd **zmniejszy się ilość powstającego SO₃**.
- Katalizator** nie przesunął równowagi reakcji, a tym samym ilość powstającego SO₃ ani się nie zwiększa, ani się nie zmniejsza, ale powoduje znaczne zwiększenie szybkości reakcji.

Przykład 2

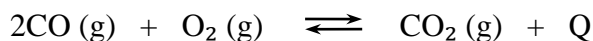
Równowaga reakcji wyraża się równaniem:



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

- podwyższymy temperaturę,
- usuniemy część CO₂,
- zwiększymy ciśnienie,
- dodamy O₂.

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



- podwyższając temperaturę układ będzie się bronił przed przyrostem ciepła i równowaga reakcji przesunęła się w lewo (na przekór naszej woli), gdyż układ przesunęła równowagę w kierunku substratów, gdzie nie wydziela się ciepło;
- usuając CO₂ zmniejszamy ilość produktów, a więc układ – chcąc zahamować utratę CO₂ – przesunie równowagę **w prawo**, aby przeciwdziałać ubytkowi CO₂;
- 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);
- dodając O₂, zwiększymy tym samym ilość substratów – układ będzie przeciwdziałał wzrostowi stężenia O₂, przesuwając równowagę w stronę produktów, tj. **w prawo**.

2.3. Dysocjacja jonowa

W drugiej połowie XIX wieku szwedzki chemik S.A. Arrhenius doświadczalnie udowodnił, że substancje chemiczne można podzielić na dwie grupy.

Do grupy I można zaliczyć takie, których roztwory wodne przewodzą prąd elektryczny, a do grupy II te, które w tych samych warunkach praktycznie nie przewodzą prądu. Substancje grupy I nazwał Arrhenius elektrolitami, grupę II nieelektrolitami.

Zdolności przewodzenia prądu elektrycznego przez roztwory wodne elektrolitów, tłumaczył Arrhenius obecnością w nich cząstek zdolnych do przenoszenia ładunków elektrycznych, a więc obdarzonych ładunkami.

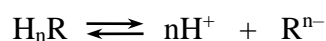
Teorię Arrheniusa można ująć ogólnie w postaci czterech podstawowych opartych na doświadczeniu założeniach:

- elektrolity, a więc kwasy, wodorotlenki i sole podczas rozpuszczania w wodzie rozpadają się na elementy naładowane elektrycznie, czyli ulegają tzw. dysocjacji elektrolitycznej. Elementy te nazwano jonami. Jony naładowane dodatnio nazywa się kationami, a ujemne anionami,
- suma ładunków elektrycznych kationów i anionów, powstających na skutek dysocjacji elektrolitycznej elektrolitów jest zawsze równa zero,
- nieelektrolity tzn. substancje, które w roztworach i w stanie stopionym nie przewodzą prądu elektrycznego, nie ulegają dysocjacji elektrolitycznej,
- właściwości chemiczne jonów różnią się zupełnie od własności obojętnych atomów i cząsteczek.

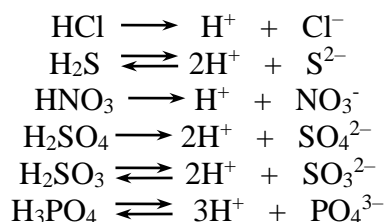
W 1887 r. Arrhenius podał następującą definicję kwasów, wodorotlenków i soli:

Kwasami są związki chemiczne, które podczas rozpuszczania w wodzie dysocjują całkowicie lub częściowo na kationy wodorowe i aniony reszt kwasowych.

Dysocjację elektrolityczną kwasów przedstawia się równaniem:



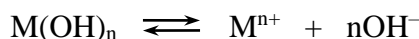
np.:



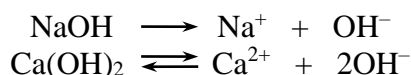
Kwasy takie jak HNO_3 , które w swojej cząsteczce posiadają jeden atom wodoru zdolny do odczepienia podczas dysocjacji nazywamy kwasami jednoprotowymi. Kwasy posiadające w cząsteczkach dwa atomy wodoru zdolne do oddysocjowania dwóch kationów wodorowych nazywamy kwasami dwuprotowymi, a posiadające trzy atomy wodoru – kwasami trójprotowymi.

Wodorotlenki są to związki chemiczne, które podczas rozpuszczania w wodzie dysocjują całkowicie lub częściowo na aniony wodorotlenowe OH^- i kationy metali.

Dysocjację elektrolityczną zasad przedstawia się równaniem:



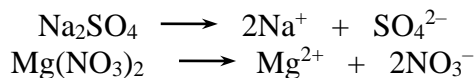
np.:



Sole są produktami reakcji kwasów z zasadami. Związki te w temperaturze pokojowej występują na ogół w stanie stałym, krystalicznym i mają budowę jonową, czyli składającą się z kationów metali lub kationu amonowego i anionów reszt kwasowych. Proces rozpuszczania soli w wodzie polega zatem na przechodzeniu do roztworu istniejących już w kryształach kationów i anionów. Jonowa budowa soli tłumaczy również zdolności przewodzenia prądu przez stopione sole. Sól rozpuszczalna w wodzie dysocjuje na kation metalu M^{n+} i anion reszty kwasowej R^{n-} .



np.:



Badania jakie prowadzono nad elektrolitami wykazały, że mimo takiego samego stężenia molowego różnych elektrolitów w roztworze, różnią się one zdolnością przewodzenia prądu elektrycznego.

Takie elektrolity, które w roztworach wodnych dobrze przewodzą prąd elektryczny noszą nazwę elektrolitów mocnych, a elektrolity, które przy tym samym stężeniu co elektrolity mocne wykazują znacznie słabsze przewodnictwo elektryczne nazywane są elektrolitami słabymi.

Do elektrolitów mocnych należą prawie wszystkie sole (z wyjątkiem niektórych soli Hg), część kwasów nieorganicznych (np.: HCl , HNO_3 , HClO_4 , H_2SO_4 , HBr , HI) oraz wszystkie wodorotlenki potasowców (np.: LiOH , KOH , NaOH) i niektóre wodorotlenki berylówców (np.: $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$).

Elektrolitami słabymi są: kwasy – HF , HNO_2 , H_2S , CH_3COOH , H_2CO_3 , wodorotlenki: $\text{Mg}(\text{OH})_2$ i wodorotlenki metali pozostałych grup (poza I i II), NH_4OH .

Przykładem elektrolitów średniej mocy są: H_2SO_3 , H_3PO_4 , H_3AsO_4 oraz $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

2.3.1. Stopień dysocjacji

Stopień dysocjacji zwykle oznaczany symbolem α , jest wielkością, która w sposób ilościowy opisuje dysocjację elektrolitów w roztworze. Pojęcie to po raz pierwszy wprowadził Arrhenius i jest ono często wykorzystywane do porównywania mocy

elektrolitów. Stopień dysocjacji elektrolitu α w pierwszym przybliżeniu określa wielkość dysocjacji. Wyraża się on stosunkiem liczby moli cząsteczek zdysocjowanych na jony do liczby moli cząsteczek substancji rozpuszczonej.

$$\alpha = \frac{n_z}{n_0} \cdot 100\%$$

gdzie:

- n_z – liczba moli cząsteczek zdysocjowanych na jony,
- n_0 – liczba moli cząsteczek substancji rozpuszczonej.

Wartość stopnia dysocjacji jest mniejsza lub równa jedności, można ją również wyrażać w procentach. Jeżeli stopień dysocjacji jest równy lub bliski jedności, wtedy elektrolit jest prawie całkowicie zdysocjowany na jony a przewodnictwo elektryczne takiego roztworu jest znaczne. Okazuje się, że całkowicie dysocjują elektrolity mocne ($\alpha = 1$) natomiast elektrolity słabe mają $\alpha < 1$. Dla elektrolitów słabych, wartości stopnia dysocjacji wynoszą kilka procent. Stopień dysocjacji zależy od:

- a. rodzaju elektrolitu i rodzaju rozpuszczalnika,
- b. stężenia roztworu,
- c. temperatury,
- d. obecności innych elektrolitów w roztworze.

– Rodzaj elektrolitu

Podstawowym czynnikiem decydującym o wartości stopnia dysocjacji jest siła wiązania w cząsteczce, która podlega dysocjacji. Przykładem może być cząsteczka HF. Mimo że wiązanie H–F jest znacznie bardziej polarne jak wiązanie H–Cl, HF jest słabym elektrolitem a HCl jest mocnym elektrolitem. Częściowo odpowiedzialne za to jest bardzo silne wiązanie H–F, w wyniku czego wodór oddziela się z trudnością.

– Rodzaj rozpuszczalnika

Rozpuszczalnik może w znaczny sposób wpłynąć na wartość stopnia dysocjacji danego elektrolitu. Na przykład, w porównywalnych warunkach, chlorowódz (HCl) w 100% zdysocjowany w wodzie, a w benzenie stopień dysocjacji tego kwasu $\alpha < 1\%$.

– Stężenie roztworu

Stężenie ma ważny wpływ na stopień dysocjacji. Pomiary wykazały, że α wzrasta wraz z rozcieńczeniem elektrolitu i w roztworach bardzo rozcieńczonych wszystkie elektrolity wykazują stopień dysocjacji zbliżony do jedności, tzn. niemal wszystkie cząsteczki lub zgrupowania jonów substancji rozpuszczonej ulegają zdysocjowaniu na jony. Powyższe wynika z prawa rozcieńczeń Ostwalda.

– Temperatury

Ze wzrostem temperatury wzrasta stopień dysocjacji, wpływ ten jest jednak mały.

– Efekt wspólnego jonu

Jeśli do roztworu elektrolitu, znajdującego się w określonej równowadze jonowej, dodamy inny związek, który podczas dysocjacji w roztworze wytworzy jon już występujący w tej równowadze (tych wspólnych jonów może być więcej), to wówczas zostanie naruszony stan równowagi, i zgodnie z prawem działania mas Guldberga i Waage'go oraz regułą przekory Le Chateliera-Brauna (oba prawa będą w dalszej części nazywane prawami

równowagi chemicznej – prawo działania mas opisuje zachowanie się układu w sposób matematyczny, a reguła przekory przedstawia to samo jakościowo w sposób opisowy), układ musi się dostosować do nowej sytuacji. Dostosowywanie się układu do zmieniającego się stężenia jonów w równowadze jonowej nazywamy efektem (wpływem) wspólnego jonu. Należy jednak pamiętać, że efekt wspólnego jonu wynika po prostu z prawidłowego stosowania praw równowagi chemicznej.

Efekt wspólnego jonu występuje w roztworach elektrolitów zawsze, kiedy interesuje nas odczyn roztworu (bo rozpuszczalnik – woda – również dostarcza jony oksoniowe H_3O^+ do roztworu), jednak w sporej części obliczeń całkowicie go pomijamy. Efekt ten należy uwzględnić w części obliczeń dotyczących równowag jonowych w roztworach elektrolitów, a w szczególności w obliczeniach:

- pH lub stopnia protolizy słabych elektrolitów w roztworach buforowych,
- stopnia protolizy słabych elektrolitów w mieszaninach z mocnymi kwasami lub wodorotlenkami (np. CH_3COOH i HCl , $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ i NaOH),
- pH lub stopnia protolizy składników w mieszaninach słabych kwasów lub słabych wodorotlenków (np. HCOOH i CH_3COOH , $\text{CH}_3\text{NH}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ i $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$),
- pH lub stopnia protolizy bardzo rozcieńczonych kwasów i wodorotlenków (przez uwzględnienie w obliczeniach udziału jonów oksoniowych pochodzących z autoprotolizy wody).

2.3.2. Stała dysocjacji

Dysocjację słabych elektrolitów można traktować jako odwracalną reakcję chemiczną. Słaby elektrolit, o wzorze ogólnym AB, ulega w roztworze wodnym dysocjacji według równania:



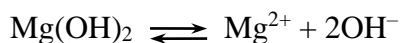
Ponieważ dysocjacja elektrolityczna jest procesem odwracalnym, to w roztworze elektrolitów istnieje równowaga, dla której można napisać wyrażenie na stałą równowagi (K_c)

$$K_c = \frac{[\text{A}^+] \cdot [\text{B}^-]}{[\text{AB}]} = \text{const.}, \text{ jeśli } T = \text{const.}$$

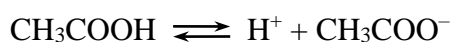
gdzie:

- $[\text{A}^+]$ – , $[\text{B}^-]$ – rzeczywiste stężenie jonów w stanie równowagi,
- $[\text{AB}]$ – rzeczywiste stężenie cząsteczek niezdisocjowanych.

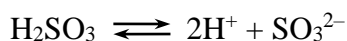
Przykłady:



$$K_c = \frac{[\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2}{[\text{Mg}(\text{OH})_2]}$$



$$K_c = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$



$$K_c = \frac{[\text{H}^+]^2 \cdot [\text{SO}_3^{2-}]}{[\text{H}_2\text{SO}_3]}$$

Stała K_c elektrolitów w określonej temperaturze jest wielkością praktycznie biorąc stałą, **niezależną od stężenia**. Dlatego może służyć jako dokładna miara mocy elektrolitów, dużo dokładniejsza od stopnia dysocjacji (α), który jest zależny od stężenia.

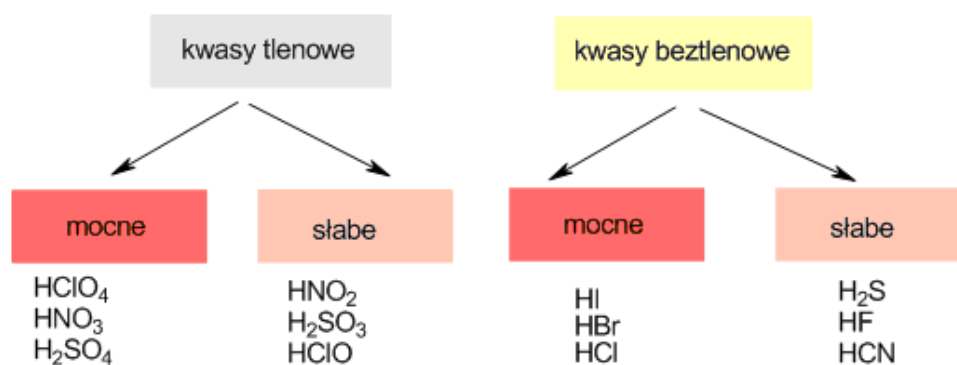
Im elektrolit jest mocniejszy, tym posiada większa wartość stałej K_c . Przykładowe wartości stałych K pospolitych kwasów i zasad (odpowiednio K_a i K_b) w temperaturze 298K przedstawiono w tabelach 4 i 5. W przypadku elektrolitów dysocjujących etapowo, stałe dysocjacji dla każdego etapu są inne.

Wartości stałych dysocjacji K_c dla wybranych kwasów w temperaturze 298K

Rodzaj kwasu	Stała dysocjacji
Kwasy mocne	
HI	$K = 1,0 \cdot 10^{10}$
HBr	$K = 3,0 \cdot 10^9$
HCl	$K = 1,0 \cdot 10^7$
H ₂ SO ₄	$K_1 = \text{ok. } 10^3$ $K_2 = 1,2 \cdot 10^{-2}$
HClO ₃	$K = 10$
HNO ₃	$K = 1$
HClO ₄	$K = 2,82 \cdot 10^{-2}$
Kwasy średniej mocy	
HClO ₂	$K = 1,0 \cdot 10^{-2}$
H ₂ SO ₃	$K_1 = 1,6 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$
H ₃ PO ₃	$K = 1,6 \cdot 10^{-3}$
H ₃ PO ₄	$K_1 = 7,5 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 1,3 \cdot 10^{-12}$
Kwasy słabe	
HNO ₂	$K = 2,0 \cdot 10^{-4}$
H ₂ CO ₃	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 4,7 \cdot 10^{-11}$
H ₂ S	$K_1 = 6 \cdot 10^{-8}$ $K_2 = 10^{-14}$
HClO	$K = 2,9 \cdot 10^{-8}$
H ₃ BO ₃	$K = 5,5 \cdot 10^{-9}$
HCN	$K = 7,5 \cdot 10^{-10}$
H ₃ BO ₃	$K_1 = 5,8 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 1,8 \cdot 10^{-13}$ $K_3 = 1,6 \cdot 10^{-14}$

Reasumując w przypadku kwasów można przyjąć podział kwasów przedstawiony na rys. 3 z tym, że ze względu na wartość stałej K_c kwas siarkowy(IV) – H₂SO₃ i kwas ortofosforowy(V) – H₃PO₄ według niektórych autorów zaliczane są do kwasów średniej mocy.

PODZIAŁ KWASÓW



Rys. 3. Schemat podziału kwasów

W tabeli 5 przedstawiono wartości stałych K_b dla wybranych pospolitych wodorotlenków.

Tabela 5

Wartości stałych dysocjacji K_b dla wybranych wodorotlenków w temperaturze 298K

Rodzaj wodorotlenku	Stała dysocjacji
Wodorotlenki mocne	
NaOH	$K > 10^{14}$
KOH	$K > 10^{14}$
LiOH	$K > 10^{14}$
RbOH	$K > 10^{14}$
Wodorotlenki słabe	
Mg(OH) ₂	$K = 2,5 \cdot 10^{-3}$
Fe(OH) ₂	$K = 1,3 \cdot 10^{-4}$
Cu(OH) ₂	$K = 1,3 \cdot 10^{-4}$
Zn(OH) ₂	$K = 4,0 \cdot 10^{-5}$
Al(OH) ₃	$K = 1,4 \cdot 10^{-9}$
Wodorotlenek średniej mocy	
Ca(OH) ₂?

Reasumując w przypadku wodorotlenków można przyjąć, że mocne wodorotlenki tworzą tylko metale znajdujące się w **I** i **II grupie** głównej i to nie wszystkie, gdyż wodorotlenek wapnia Ca(OH)₂ przez niektórych autorów, ze względu na wartość stałej K_b uważany jest za wodorotlenek średniej mocy, a wodorotlenek magnezu Mg(OH)₂ i wodorotlenek berylu uważane są za słabe. Wodorotlenki metali pozostałych grup są również słabe. Słabym wodorotlenkiem jest również wodorotlenek amonu NH₄OH, którego stała ma wartość $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

2.3.3. Prawo rozcieńczeń Ostwalda

Prawo Ostwalda ujmuje zależność pomiędzy stopniem dysocjacji, a stałą dysocjacji. Dla np. słabego kwasu octowego CH₃COOH, o początkowym stężeniu c , dysocjacja przebiega następująco:



Po dysocjacji kwasu octowego, w stanie równowagi, stężenia jonów wodorowych, octanowych oraz nie dysocjowanego kwasu w roztworze odpowiednio wynoszą:

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= \alpha C_o \\ [\text{CH}_3\text{COO}^-] &= \alpha C_o \\ [\text{CH}_3\text{COOH}] &= (1 - \alpha) \cdot C_o \end{aligned}$$

Podstawiając wartości te do wzoru na stałą K_c otrzymujemy:

$$K_c = \frac{\alpha \cdot C_o \cdot \alpha \cdot C_o}{C_o \cdot (1 - \alpha)} = \frac{\alpha^2 \cdot C_o}{1 - \alpha}$$

i otrzymujemy tzw. prawo rozcieńczeń Ostwalda.

$$K_C = \frac{c \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

gdzie:

- c – wyjściowe stężenie molowe elektrolitu [mol/dm^3],
- α – stopień dysocjacji,
- K_C – stała dysocjacji.

Ponieważ dla elektrolitów słabych wartość stopnia dysocjacji jest bardzo mała $\alpha \ll 1$ to wynik odejmowania $[1 - \alpha]$ jest bliskie 1 i możemy zapisać:

$$K_C = c \cdot \alpha^2$$

stąd:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_C}{c}}$$

Z prawa rozcieńczeń Ostwalda wynika, że stopień dysocjacji słabego elektrolitu jest odwrotnie proporcjonalny do pierwiastka kwadratowego stężenia molowego tego elektrolitu i wprost proporcjonalny do pierwiastka kwadratowego jego stałej dysocjacji. Znaczący to, że przy rozcieńczeniu nieskończenie wielkim nawet słabe elektrolity mogą być całkowicie zdysocjowane na jony.

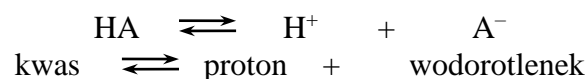
Prawo rozcieńczeń słuszne jest jedynie w przypadku roztworów elektrolitów słabych i bardzo rozcieńczonych.

2.3.4. Teorie kwasów i wodorotlenków

Teoria dysocjacji elektrolitycznej Arrheniusa wprowadziła definicję kwasu jako związku odczepiającego w roztworach wodnych kationy wodorowe H^+ i wodorotlenku związku odczepiającego w tych warunkach aniony wodorotlenowe OH^- . Definicje te tłumaczą w sposób zadowalający większość zjawisk zachodzących z udziałem kwasów lub zasad w roztworach wodnych. Poczyniono jednak obserwacje, które wykazały braki istniejące w teorii Arrheniusa. Na przykład opierając się na niej nie można w sposób przekonujący wyjaśnić zasadowych właściwości amoniaku i amin w wodzie, a zwłaszcza zachowania się elektrolitów w roztworach niewodnych. Nie można wyjaśnić także, dlaczego jon wodorowy w roztworach wodnych nie istnieje jako swobodny proton, lecz jako związany z co najmniej jedną cząsteczką wody i występuje jako jon **hydroniowy** H_3O^+ . Te i wiele innych faktów doprowadziły w 1923 roku duńskiego chemika Brønsteda, i niezależnie od niego, angielskiego chemika Lowry'ego, do bardziej ogólnej teorii, zwanej **protonową teorią kwasów i wodorotlenków**.

Kwasami według Brønsteda nazywamy związki chemiczne (lub jony) zdolne do oddawania protonów, a wodorotlenkami związki chemiczne (lub jony) zdolne do przyłączania protonów.

Cząsteczka lub jon kwasu po oddaniu protonu staje się cząsteczką lub jonem wodorotlenku i odwrotnie - cząsteczka wodorotlenku po przyłączeniu protonu staje się cząsteczką lub jonem kwasu.



Związek A^- jest zatem wodorotlenkiem sprzężonym z odpowiednim kwasem HA , a kwas HA jest sprzężony z wodorotlenkiem A^- .

Tabela 6

Przykłady tak zdefiniowanych kwasów i wodorotlenków są następujące

Kwas		Wodorotlenek		Kwas		Wodorotlenek
HCl	+	H ₂ O	\rightleftharpoons	H ₃ O ⁺	+	Cl ⁻
H ₂ O	+	NH ₃	\rightleftharpoons	NH ₄ ⁺	+	OH ⁻
H ₃ O ⁺	+	OH ⁻	\rightleftharpoons	H ₂ O	+	H ₂ O
HCO ₃ ⁻	+	H ₂ O	\rightleftharpoons	H ₃ O ⁺	+	CO ₃ ²⁻
H ₂ O	+	HCO ₃ ⁻	\rightleftharpoons	H ₂ CO ₃	+	OH ⁻

Według protonowej teorii kwasów i wodorotlenków, kwas może wykazywać swoje własności kwasowe tylko wobec wodorotlenku, który przyjmuje proton i odwrotnie wodorotlenek może nią być tylko w obecności kwasu.

Z przedstawionych przykładów widoczne jest, że woda może zachowywać się obojnaczo, raz może reagować jak kwas a innym razem jak wodorotlenek, w zależności od rodzaju rozpuszczonej w niej substancji. Podobnie do wody zachowuje się wiele innych rozpuszczalników, między innymi alkohol i kwas octowy, które oddają proton.

3. WYKONANIE ĆWICZENIA

Doświadczenie 1 – Wpływ temperatury na rozpuszczalność substancji chemicznych

Materiały i odczynniki:

Statyw z probówkami, cylinder miarowy, mikro łopatką, 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 substancji chemicznych.
2. Przedstawić na wykresie zależność rozpuszczalności badanych substancji chemicznych od temperatury.

Doświadczenie 2 – Otrzymywanie roztworu przesyconego

Materiały i odczynniki:

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

Wykonanie:

Suchą probówkę napęlnić 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 kryształki 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 – 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 mikro łopatki 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.

Doświadczenie 4 – wpływ stałej dielektrycznej na proces dysocjacji jonowej

Materiały i odczynniki:

Statyw z probówkami, cylinder miarowy, roztwór chlorku miedzi(II) (1M CuCl_2), aceton (CH_3COCH_3).

Wykonanie:

Do dwóch probówek wprowadzić po ok. 2 cm^3 roztworu chlorku miedzi(II) (1M CuCl_2). Do pierwszej z nich dodawać aceton (CH_3COCH_3) do zmiany barwy, do drugiej taką samą ilość wody destylowanej. Zanotować barwę otrzymanych roztworów. Następnie do probówki z acetonem (CH_3COCH_3) dodać wody destylowanej – do zmiany barwy. Porównać barwy roztworów w obu probówkach.

Opracowanie wyników:

Wyjaśnić przyczynę zmiany barwy roztworu chlorku miedzi(II) (1M CuCl_2) w oparciu o wartość stałej dielektrycznej zastosowanego rozpuszczalnika. Wyniki doświadczenia przedstawić w postaci właściwie wypełnionej tabeli 2, którą należy załączyć do sprawozdania z ćwiczeń.

Zestawienie wyników dla doświadczenia 4 oraz wnioski

Nr próbówki	Zawartość	Rodzaj dodanego rozpuszczalnika, wartość stałej dielektrycznej dominującego rozpuszczalnika	Barwa badanego roztworu po dodaniu rozpuszczalnika (acetonu/wody)	Reakcja dysocjacji chlorku miedzi(II) w badanym środowisku (* lub **)	Przyczyna barwy roztworu i jej zmiany, wyjaśnić na podstawie wartości stałej dielektrycznej
1.	Chlorek miedzi(II), woda, aceton				
2.	Chlorek miedzi(II), woda				

* $\text{CuCl}_2 \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ przesunięta równowaga w kierunku jonów

** $\text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{CuCl}_2$ przesunięta równowaga w kierunku cząsteczek niedysocjowanych

Doświadczenie 5 – wpływ wspólnego jonu

Materiały i odczynniki:

Zlewki o pojemności 50 cm³, cylinder miarowy, roztwór siarczanu(VI) żelaza(III) (0,1M Fe₂(SO₄)₃), roztwór tiocyjanianu potasu (0,3 M KSCN).

Wykonanie:

W zlewce o pojemności 50 cm³ mieszać 2 – 3 krople roztworu siarczanu(VI) żelaza(III) (0,1M Fe₂(SO₄)₃) z taką samą ilością roztworu tiocyjanianu potasu (0,3M KSCN). Dodać ok. 5 cm³ wody destylowanej, wymieszać i postawić zlewkę na kartce białego papieru. Zaobserwować barwę roztworu. Następnie rozcieńczyć roztwór wodą destylowaną aż do zaniku krwistoczerwonego zabarwienia. Powstały roztwór o barwie słomkowej podzielić na dwie części. Do jednej części roztworu dodać 10 kropli roztworu siarczanu (VI) żelaza(III) (0,1M Fe₂(SO₄)₃), do drugiej taką samą ilość: 10 kropli roztworu tiocyjanianu potasu (0,3M KSCN). Obserwować w obu zlewkach zmiany barwy roztworów na białym tle.

Opracowanie wyników:

1. Napisać równanie reakcji zachodzącej w zlewce prowadzące do powstania krwistoczerwonej barwy.
2. Czym jest spowodowana zmiana barwy po rozcieńczeniu roztworu?
3. Napisać reakcję dysocjacji otrzymanej soli oraz wzór na stałą K.
4. Jak wyjaśnisz powrót roztworu o słomkowej barwie do barwy czerwonej po dodaniu zarówno KSCN, jak i Fe₂(SO₄)₃?
5. Który z dodanych reagentów spowodował powstanie bardziej intensywnej czerwonej barwy, mimo dodania takiej samej ilości jonów SCN⁻ oraz Fe³⁺? Wyjaśnić dlaczego.

Doświadczenie 6 – reakcja dysocjacji kwasu i wodorotlenku-przesunięcie równowagi reakcji

Materiały i odczynniki:

Statyw z probówkami, cylinder miarowy, mikro łopatką, kwas octowy (0,1M CH₃COOH), substancja stała: octan sodu (CH₃COONa), wodorotlenek amonu (0,1M NH₄OH), substancja stała: chlorek amonu (NH₄Cl), oranż metylu, fenoloftaleina.

Wykonanie:

Do dwóch probówek wlać po ok 4 cm³ roztworu kwasu octowego (0,1M CH₃COOH). Następnie do każdej probówki dodać po dwie krople roztworu oranżu metylu. Jedną probówkę z kwasem octowym pozostawić jako próbkę kontrolną, do drugiej wsypać 1 mikro łopatkę octanu sodu (CH₃COONa) i zamieszać. Porównać zabarwienie otrzymanego roztworu z zabarwieniem roztworu w próbce kontrolnej. Do dwóch następnych probówek wlać po ok. 4 cm³ roztworu wodorotlenku amonu (0,1M NH₄OH). Do każdej z nich dodać po jednej kropli roztworu fenoloftaleiny. Jedną próbkę z wodorotlenkiem amonu pozostawić jako próbkę kontrolną, do drugiej wsypać 1 mikro łopatkę chlorku amonu (NH₄Cl) i zamieszać roztwór. Porównać zabarwienie otrzymanego roztworu z zabarwieniem próbki kontrolnej.

Opracowanie wyników:

Po napisaniu równań dysocjacji oraz stałych dysocjacji dla kwasu octowego oraz wodorotlenku amonu podać jak przesunie się równowaga reakcji w roztworze kwasu octowego po dodaniu octanu sodu. Podać również jak przesunie się równowaga reakcji w roztworze wodorotlenku amonu po dodaniu chlorku amonu. Dlaczego w obu przypadkach następuje zmiana zabarwienia? Wyniki przedstawić w postaci tabeli wypełniając ją i dołączając do sprawozdania z ćwiczenia.

Tabela 8

Zestawienie wyników i wnioski dla doświadczenia 6

Nr probówki	Zawartość	Wzór chemiczny badanego kwasu/zasady, reakcja dysocjacji	Wzór chemiczny dodanej soli i jej reakcja dysocjacji	Wspólny jon	Barwa roztworu	1. Jak przesunęła się równowaga reakcji? 2. Dlaczego nastąpiła zmiana zabarwienia roztworu?
1.	kwas octowy +oranż metylu *Próbka kontrolna		–	–		–
2.	kwas octowy +oranż metylu + octan sodu					
3.	wodorotlenek amonu +fenoloftaleina *Próbka kontrolna		–	–		–
4.	wodorotlenek amonu +fenoloftaleina + chlorek amonu					

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 na najbliższych zajęciach poprawnego sprawozdania z wykonanego ćwiczenia zgodnie z wytycznymi zawartymi na stronie:
<https://pm.szczecin.pl/pl/struktura/jednostki-miedzywydzialowe/instytut-matematyki-fizyki-i-chemii/zaklad-chemii/dydaktyka/chemia/chemia-lab/>

I. Przykładowe zadania z rozwiązaniem

Przykład 1

W 250 cm³ roztworu kwasu azotowego znajduje się 25 g HNO₃. Oblicz stężenie molowe tego roztworu.

Dane:

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

Szukane:

$$c_m = ?$$

Rozwiązanie:

Krok I

Obliczamy masę molową HNO₃, 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. $M_{\text{kwasu}} = 63 \text{ g/mol}$.

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 cm³ roztworu kwasu siarkowego o nieznanym stężeniu zmieszano z wodą otrzymując 1,5 kg 55% roztworu. Oblicz stężenie molowe wyjściowego roztworu kwasu.

Dane:

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

Szukane:

$$c_m = ?$$

Rozwiązanie:

Krok I

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

$$\begin{aligned}1500 \text{ g roztworu} &\text{ – stanowi } 100\% \\m_s \text{ g} &\text{ – stanowi } 55\% \quad m_s = 825 \text{ g}\end{aligned}$$

Krok II

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

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:

$$\begin{aligned} R_1 &= 42 \text{ g}, \\ R_2 &= 12 \text{ g}. \end{aligned}$$

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 $250 \text{ g} - 73,9 = 176,1 \text{ g}$ 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 $x = 176,1 \text{ g} \cdot 12 \text{ g} / 100 \text{ g} = 21,1 \text{ g}$.

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

Przykład 4

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

Rozwiązanie:

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

$$m(\text{Ni}^{2+}) = 0,100 \cdot 58,7/154,7 = 0,0379 \text{ g} = 367,9 \text{ mg} = 37,9 \cdot 10^{-6} \text{ kg}$$

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

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

gdzie:

u_m – oznacza ułamek masowy.

Zatem

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

Przykład 3

Obliczyć stopień dysocjacji kwasu fluorowodorowego w 0,1-molowym roztworze, jeżeli stężenie jonów H^+ wynosi $0,005 \text{ mol/dm}^3$.

Rozwiązanie:

Stopień dysocjacji α jest to stosunek liczby cząstek zdysocjowanych N_Z do liczby cząstek wprowadzonych N_W (może być wyrażony także w procentach): Informuje on nas wtedy o tym jaki procent cząsteczek uległ rozpadowi na jony. Kwas fluorowodorowy dysocjuje według równania:



Z każdej dysocjującej cząsteczki powstaje jeden jon H^+ . Jeżeli stężenie jonów H^+ wynosi $0,005 \text{ mol/dm}^3$, to znaczy że w każdym dm^3 roztworu 0,005 mola cząsteczek HF uległo dysocjacji. Liczba cząsteczek wprowadzanych do 1 dm^3 roztworu wynosi 0,1 a liczba moli cząsteczek zdysocjowanych 0,005, stąd:

$$\alpha = \frac{N_Z}{N_W} \cdot 100\% = \frac{0,005}{0,1} \cdot 100\% = 5\%$$

Odpowiedź: stopień dysocjacji wynosi 5%

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 HNO₃ o gęstości 1,08 g/cm³, który w 250 cm³ roztworu zawiera 37,8 g HNO₃.
3. W jakiej objętości 15% (m/m) roztworu NaCl o gęstości 1,14 g/cm³ znajduje się 30 g NaCl?
4. Ile gramów Na₂CO₃ należy odważyć, aby sporządzić 100 cm³ roztworu o stężeniu 0,1 mol/dm³?
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 dm³ wody o temperaturze 293K.
7. Jaka objętość 0,2-molowego roztworu NaOH jest niezbędna do zobojętnienia 0,5 dm³ 0,05 molowego roztworu H₂SO₄?
8. Do 50 g 30% roztworu BaCl₂ 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 cm³ 27% roztworu KOH o gęstości 1,25 g/cm³ aby otrzymać roztwór 0,2 molowy?
11. Jakie jest stężenie % roztworu, którego stężenie wynosi 12 ppm?
12. Stężenie pewnego roztworu wynosi 0,05%, wyraż to stężenie w ppm.
13. Wyraż 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 FeSO₄ · 7H₂O 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 Na₂CO₃ 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?

2. Zadania obliczeniowe z dysocjacji:

1. Obliczyć stopień dysocjacji kwasu fluorowodorowego w 0,1-molowym roztworze, jeżeli stężenie jonów H⁺ wynosi 0,008 mol/dm³.
2. Obliczyć stopień dysocjacji 0,01 molowego kwasu organicznego, w którym stężenie jonów hydroniowych wynosi 5,2 · 10⁻³ mol/dm³.
3. Stopień dysocjacji kwasu cyjanowodorowego przy stężeniu 0,01 mol/dm³ wynosi 2,7 · 10⁻⁴. Obliczyć wartość stałej kwasowej cyjanowodoru.
4. Obliczyć stężenie molowe niezdisocjowanych cząsteczek w roztworze jednoprotowego kwasu o stężeniu 0,05 mol/l (α = 1,9%).
5. Obliczyć stopień dysocjacji kwasu jednoprotowego (K = 4 · 10⁻⁴) w roztworze o stężeniu jonów H⁺ równym 0,1 mol/dm³.

2.1. Zadania złożone:

1. Ile wody trzeba dolać do $0,5 \text{ dm}^3$ $0,2$ molowego roztworu kwasu octowego ($K = 1,8 \cdot 10^{-5}$), aby stopień dysocjacji kwasu podwoił się?
2. Czy w miarę odparowania wody z roztworu elektrolitu stopień dysocjacji:
 - a) maleje,
 - b) rośnie,
 - c) pozostaje stały?

3. Chemia stosowana:

Co jest lepszym środkiem do odmrażania dróg: chlorek sodu czy chlorek magnezu – przedstawić krótką analizę porównawczą problemu z wykorzystaniem wiedzy i umiejętności zdobytych w ramach wykonanego ćwiczenia i wyjaśnij dlaczego.