

II. Mocne i słabe elektrolity

Wstęp

O odczynie roztworu (zarówno jego kwasowości jak i zasadowości) mówi jego wartość pH. Zgodnie z definicją jest to ujemny logarytm ze stężenia jonów wodorowych. Użycie skali pH zamiast stężenia jonów H^+ wynika z wygody. W praktyce pomiaru pH roztworu można dokonać np. za pomocą papierka lakmusowego, czy pH-metru. Druga z wymienionych metod pozwala uzyskać zdecydowanie dokładniejszy wynik, do dwóch-trzech miejsc po przecinku.

O mocy elektrolitu mówi jego stopień dysocjacji α . Wielkość ta wyraża ilość cząsteczek zdysocjowanych na jony w danym roztworze. Dla elektrolitów mocnych, niezależnie od stężenia, $\alpha=100\%$. W przypadku elektrolitów słabych wielkość ta zależy od stężenia danego elektrolitu i rośnie wraz z rozcieńczaniem roztworu.

Dla mocnych elektrolitów, wartość stężenia jonów wodorowych w przypadku kwasu, czy wodorotlenowych w przypadku zasady jest równa stężeniu tego elektrolitu w roztworze. Wynika to z ich 100% zdysocjowania. Natomiast pH elektrolitu słabego jest determinowane przez wielkość jego stałej dysocjacji. Wartość K_a dla kwasu, czy K_b dla zasady zależy od temperatury. Jest niezależna od stężenia elektrolitu. Im wyższa jest jej wartość, tym bardziej zdysocjowany jest elektrolit. Wartości stałych dysocjacji dla poszczególnych słabych elektrolitów zestawione są w tablicach. Natomiast zależność pomiędzy wartością K , α oraz stężeniem elektrolitu (c) określa prawo rozcieńczeń Ostwalda:

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

Niezwykle istotne jest utrzymanie odpowiedniej równowagi kwasowo-zasadowej w organizmie ludzkim. Zachodzi ono na drodze skomplikowanych mechanizmów działających w naszym organizmie, tj. buforowaniu zmiennych stężeń jonów oraz eliminacji równoważników kwaśnych przez: płuca (regulacja oddechowa) i nerki (regulacja metaboliczna). W warunkach prawidłowych stężenie jonów wodorowych wewnątrz komórki wynosi 100 nmol/l, co odpowiada pH ok. 7, a w przestrzeni zewnątrzkomórkowej 40 ± 5 nmol/l (pH 7.35-7.45). Wszelkie odstępstwa od tej normy mogą powodować poważne zaburzenia. Nieprawidłowe pH krwi może prowadzić do kwasicy (pH krwi < 7.35) czy alkalozji (pH krwi > 7.45). Obydwa te stany mogą wynikać bądź z zaburzeń oddechowych, metabolicznych, bądź mieszanych, stąd np. określenie kwasica metaboliczna. Nieprawidłowego pH krwi pojawia się na skutek stanów chorobowych nerek i/lub płuc. Prawidłowe pH płynów ustrojowych w organizmie człowieka obrazuje tabela poniżej:

Płyn	pH	Płyn	pH
Sok żołądkowy	1.0-2.0	Płyn mózgowo-rdzeniowy	7.3
Wydzielina pochwy	3.2-4.2	Krwinki czerwone	7.4
Ślina	5.0-6.8	Osocze krwi	7.4
Sok jelitowy	5.8-8.5	Sok trzustkowy	7.5-8.30
Płyn nasienny	7.1-7.5	Mocz	ok. 6.5

Źródło: Ćwiczenia z chemii ogólnej z elementami chemii bionieorganicznej, skrypt Uniwersytetu Medycznego w Łodzi, pod red. J. Ochockiego

Wszystkie nieprawidłowości w utrzymaniu odpowiedniego pH zarówno krwi jak i innych płynów ustrojowych mogą w konsekwencji być przyczyną poważnych chorób, a nawet stanów zagrożenia życia. Kwasice i alkalozы wymagają specjalistycznego leczenia szpitalnego. Zmiana pH innych płynów ustrojowych, np. soku żołądkowego, może być osiągnięta w łatwiejszy sposób, np. po zastosowaniu preparatów neutralizujących kwas żołądkowy, zawierających nieorganiczne sole glinu, magnezu, czy wapnia. Innym przykładem substancji nieorganicznej stosowanej w medycynie może być kwas borowy, którego zakwaszające działanie stosowane jest wspomagająco w leczeniu stanów zapalnych skóry.

Zagadnienie pH ma także istotne znaczenie w farmacji na poziomie wchłaniania i dystrybucji substancji leczniczych w organizmie, ponieważ właściwości kwasowo-zasadowe leków oraz pH środowiska stanowią kluczowe czynniki, które mają znaczenie przy transporcie leków przez błony biologiczne.

Ćwiczenia należy wykonywać w parach.

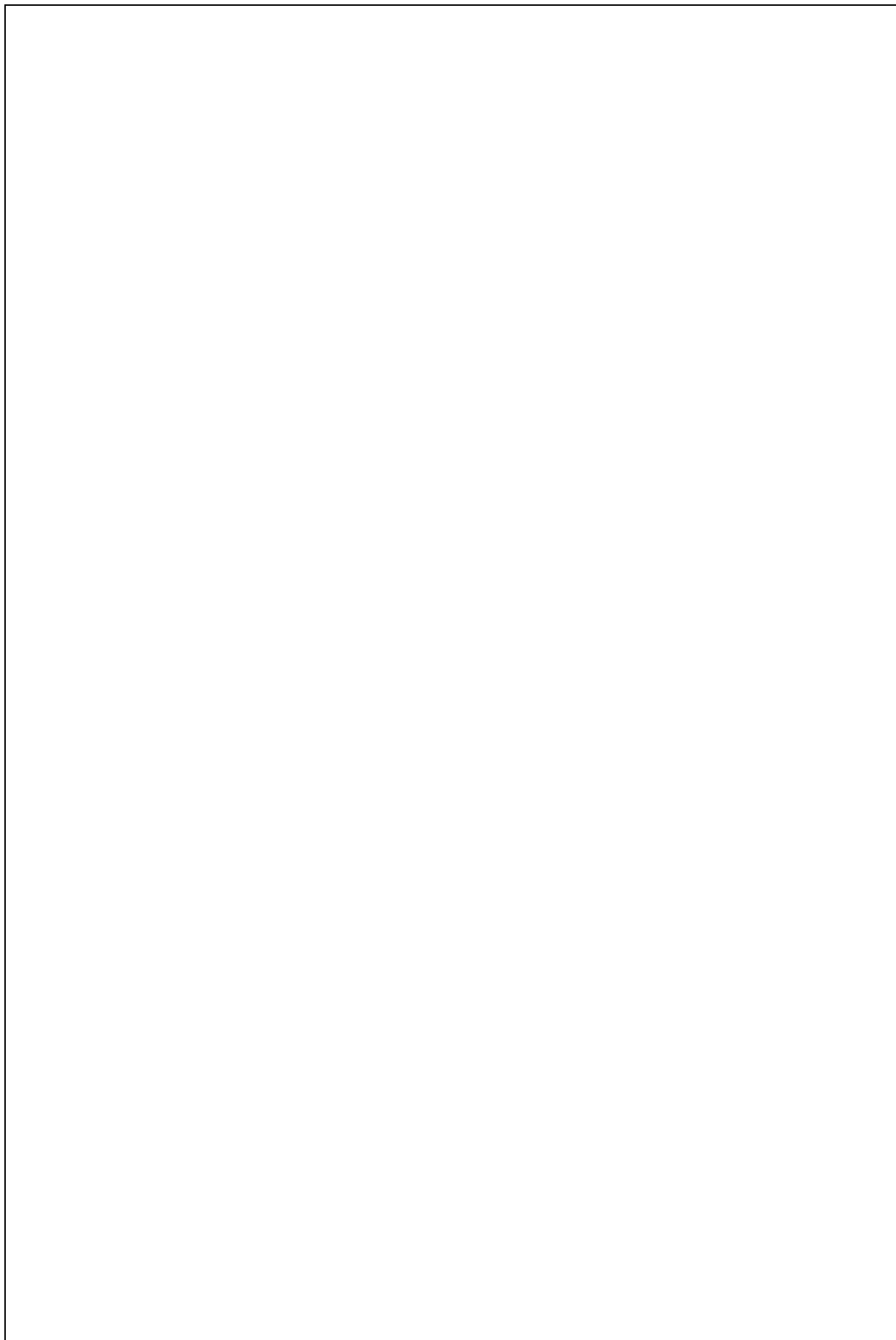
1. Przygotowywanie roztworów mocnych i słabych elektrolitów o zadanym pH. Kontrola pH za pomocą papierka lakmusowego i pH-metru.

a) Elektrolity mocne

Masz do dyspozycji 15 kolb o pojemności 200 ml oraz pipety miarowe o pojemności 2 ml i 20 ml. Wykonaj odpowiednie obliczenia i zaproponuj w jaki sposób przygotujesz roztwory o pH od 0 do 14, używając dwóch roztworów wyjściowych: 1M HCl i 1M KOH oraz roztworów przez siebie przygotowywanych. Na podstawie wykonanych obliczeń przygotuj roztwory.

Obliczenia:

Obliczenia:



Zmierz pH przygotowanych roztworów za pomocą papierka lakmusowego oraz pH-metru. Zmierzone wartości wpisz w tabeli poniżej.

Roztwór	barwa papierka lakmusowego	pH odczytane ze skali na podstawie barwy papierka	pH zmierzone pH-metrem
pH 0			
pH 1			
pH 2			
pH 3			
pH 4			
pH 5			
pH 6			
pH 7			
pH 8			
pH 9			
pH 10			
pH 11			
pH 12			
pH 13			
pH 14			

b) Elektrolity słabe

Za pomocą papierka lakmusowego oraz pH-metru zmierz pH kwasu octowego o stężeniu 2M. Oblicz w jaki sposób przygotować 200 ml kwasu octowego o pH 2.52, mając do dyspozycji kolbę miarową o pojemności 200 ml, pipety miarowe o pojemności 2 ml i 20 ml oraz 2M kwas octowy ($K_a=1.8 \cdot 10^{-5}$). Przygotuj roztwór, a następnie zmierz jego pH za pomocą papierka lakmusowego. Jak myślisz, dlaczego nie wykonujemy tu pomiaru pH za pomocą pH-metru?

Obliczenia:

Roztwór	barwa papierka lakmusowego	pH odczytane ze skali na podstawie barwy papierka
CH ₃ COOH 2M		
CH ₃ COOH o pH 2.52		

2. Zobojętnianie przygotowanych elektrolitów – obliczenia, przeprowadzenie reakcji oraz kontrola pH.

a) Oblicz jakiej objętości roztworu o pH 13 (z ćwiczenia 1a) potrzebujesz do zobojętnienia 10 ml roztworu kwasu octowego o pH 2.52 (z ćwiczenia 1b).

Przeprowadź opisaną wyżej reakcję zobojętniania. Zmierz pH roztworu po reakcji za pomocą papierka lakmusowego i pH-metru. Z czego wynika taka wartość pH roztworu? Jakie równowagi tu zachodzą?

Obliczenia:

--

Roztwór	barwa papierka lakmusowego	pH odczytane ze skali na podstawie barwy papierka	pH zmierzone pH-metrem
Roztwór po reakcji			

b) Do 20 ml kwasu octowego o pH 2.52 (roztwór z ćwiczenia 1b) dodano 10 ml roztworu KOH o pH 13 (z ćwiczenia 1a). Oblicz jakie będzie pH powstałego roztworu. Jakie równowagi będą zachodzić w powstałym roztworze? Przeprowadź opisaną reakcję i zmierz pH powstałego roztworu za pomocą papierka lakmusowego i pH-metru.

Obliczenia:

Roztwór	barwa papierka lakmusowego	pH odczytane ze skali na podstawie barwy papierka	pH zmierzone pH-metrem
Roztwór po reakcji			