ĆWICZENIE 2

Dysocjacja elektrolityczna, pH roztworów, roztwory buforowe

# **I. Dysocjacja elektrolityczna**

1. Wpływ wspólnego jonu na dysocjację słabych kwasów i zasad

Słabe kwasy lub zasady dysocjują w niewielkim stopniu. Po dodaniu soli zawierającej wspólny jon z tym kwasem lub tą słabą zasadą następuje cofnięcie ich dysocjacji zgodnie z regułą przeciwdziałania w stanie równowagi chemicznej.

1. *Wpływ soli słabego kwasu na dysocjację tego kwasu*

*Wykonanie:*

Do 2 probówek odmierzyć po 5 - 7 kropli 0,1M roztworu kwasu octowego. Do każdej probówki dodać po 1 kropli oranżu metylowego. Roztwór zabarwia się na różowo. Jedną probówkę z kwasem pozostawić jako kontrolną, a do drugiej wsypać szczyptę octanu sodu i zawartość probówki wymieszać. Porównać zabarwienie otrzymanego roztworu z zabarwieniem roztworu w probówce kontrolnej.

1. *Wpływ soli słabej zasady na dysocjację tej zasady*

*Wykonanie:*

Do 2 probówek odmierzyć po 5 - 7 kropli 0,1M roztworu amoniaku. Do każdej probówki dodać po 1 kropli fenoloftaleiny. Roztwór zabarwia się na malinowo. Jedną probówkę pozostawić jako kontrolną, a do drugiej wsypać szczyptę chlorku amonu i zawartość probówki wymieszać. Porównać zabarwienie otrzymanego roztworu z zabarwieniem roztworu w probówce kontrolnej.

*Odpowiedz na pytania:*

* które z jonów soli dodanej do roztworu słabego kwasu lub słabej zasady spowodowały zmianę zabarwienia wskaźnika i dlaczego,
* jak przesunęła się równowaga dysocjacji w roztworze *a/* kwasu octowego po dodaniu octanu sodu i *b/* amoniaku po dodaniu chlorku amonu i dlaczego,
* dlaczego w tych roztworach zmienia się barwa oranżu metylowego i fenoloftaleiny?

2. Oznaczanie stopnia i stałej dysocjacji słabych kwasów:

0,1M i 1M CH3COOH oraz 0,1M HCOOH

*Wykonanie:*

3 małe zlewki napełnić do połowy roztworami 0,1M i 1M kwasem octowym oraz 0,1M kwasem mrówkowym, po czym zmierzyć ich pH na pehametrze.

* Obliczyć stężenia jonów wodorowych w trzech roztworach, odpowiadające wyznaczonym wartościom pH.
* Znając stężenia użytych roztworów kwasów oraz stężenie jonów wodorowych obliczyć stopień dysocjacji dla tych kwasów (w procentach) i porównać ich wartości w 1M i 0,1M CH3COOH oraz w 0,1M CH3COOH i 0,1M HCOOH.
* Obliczyć stałą dysocjacji dla każdego roztworu pamiętając, że stężenie anionów równa się stężeniu jonów wodorowych, a stężenie będących w równowadze niezdysocjowanych cząsteczek kwasu jest równe różnicy między początkowym stężeniem kwasu i stężeniem jonów wodorowych. Wyniki przedstawić w tabeli.

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Całkowite stężenie  roztworu | pH | [ H+ ] | [kwas  niezdysocjowany] | stopień dysocjacji | stała  dysocjacji |
| 1MCH3COOH |  |  |  |  |  |
| 0,1M CH3COOH |  |  |  |  |  |
| 0,1MHCOOH |  |  |  |  |  |

*Odpowiedz:*

* Który z kwasów (octowy czy mrówkowy) jest mocniejszy? (porównaj na podstawie otrzymanych wyników)
* Jaka jest zależność między stężeniem elektrolitu a α i K?

**II. Roztwory buforowe**

Wpływ stężenia buforu na wartość pH i na pojemność buforową

*Wykonanie:*

* Sporządzić roztwory wg tabeli:

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| numer  zlewki | V (cm3)  ***Bufor fosforanowy*** | | V (cm3)  *H2O* | pH1 | V (cm3)  dodanego *0,05M HCl* | pH2 | ΔpH | nHCl | pB |
| 0,1M | 0,01M |
| **1** | 40 | — | — |  | 2 |  |  |  |  |
| **2** | — | 40 | — |  | 2 |  |  |  |  |
| **3** | — | — | 40 |  | 2 |  |  |  |  |

* zmierzyć pH roztworów (pH1),
* do każdego roztworu dodać po 2ml 0,05M HCl, wymieszać i ponownie zmierzyć pH (pH2),
* zanotować zmiany pH i obliczyć pojemność buforową dla obu stężeń buforu,
* wyciągnąć wnioski:
* zależności między stężeniem buforu a pB
* porównać ∆pH po dodaniu mocnego kwasu do buforu i wody

n — liczba moli HCl przypadająca na 1 dm3 buforu

nHCl

pB=

ΔpH

**Zadania rachunkowe**

1. Oblicz pH 0,1 mol/l roztworu NH3⋅H2O zakładając, że stopień dysocjacji α równa się 1%. (Odp. pH=11,0)
2. Czy zmieni się i o ile pH i stała dysocjacji K roztworu CH3COOH o stężeniu 0,1 mol/l po tysiąckrotnym rozcieńczeniu? Ka = 1,8 ⋅ 10-5(Odp. K=const., ΔpH=1,5)
3. Jak zmieni się pH H2O, gdy do 1 l wody wpadnie kropla 2 mol/l roztworu HCl? Objętość kropli 0,05 ml. (Odp. ΔpH=3,0)
4. Ile ml wody należy dodać do 5 ml roztworu HNO3 o pH = 1,5, aby pH zmieniło się o jedną jednostkę? (Odp.45ml)
5. W 1 ml soku żołądkowego znajduje się 3 mg HCl. Jakie jest jego pH? ( pH=1,09)
6. Ile wynosi [H+] w mieszaninie składającej się z 20 g NaOH oraz 1 litra 2 mol/l kwasu octowego?Ka = 1,8⋅ 10-5([H+]=5,4⋅ 10-5)
7. Ile gramów NaOH należy dodać do 2 litrów 1 mol/l kwasu octowego, aby [H+] było równe stałej dysocjacji kwasu octowego? (Odp. 40g)
8. Jak zmieni się pH, jeżeli do 100 ml 0,2 mol/l buforu amoniakalnego o pH = 9,25 dodano 50 ml 0,1 mol/l roztworu KOH? Kb= 1,8 ⋅10-5(Odp. pH wzrośnie o 0,47)
9. Reakcję enzymatyczną przeprowadzono w 0,25 mol/l buforze fosforanowym o pH 6,8. Jakie było pH po zakończeniu reakcji, jeżeli w jej wyniku powstało 0,05 mola jonów H+ na 1 litr roztworu. Jakie byłoby pH gdyby nie było buforu? K2 = 1,6 ⋅ 10-7. (Odp. pH1=6,44;pH2=1,3)
10. Stężenie H2CO3 w osoczu krwi wynosi 1,25 ⋅10-3 mol/l. Oblicz stężenie wodorowęglanu HCO3ˉ w surowicy krwi o pH = 7,4.Ka = 8 ⋅10-7. (Odp. HCO3ˉ=25mmol/l)
11. W osoczu krwi głównym roztworem buforowym regulującym pH krwi jest bufor wodorowęglanowy. Przy pH = 7,4 stężenie jonów HCO3ˉ wynosi 25 mM, a stężenie CO2 1,2mM. Jak zmieni się pH krwi po dodaniu 0,005 mola jonów H+ do 1 l krwi? pK = 6,1 (w organizmie nadmiar CO2 zostaje usunięty wraz z wydychanym powietrzem i stężenia CO2 nie zmienia się). (Odp. ΔpH=0,1)
12. Jakie jest stężenie wodorowęglanu we krwi pacjenta z kwasicą oddechową, jeśli pH krwi wynosi 7,27, a Pco2 = 57 mmHg w temperaturze 37oC? Ka = 8 ⋅10-7,pKa = 6,1, α = 0,03 mmol/l · mmHg. (Odp. HCO3ˉ= 25,12mmol/l)
13. Ile ml 2% m/v NaHCO3 podasz pacjentowi, aby dokonać korekty pH krwi z 7,05 na 7,45 przy Pco2 = 35 mmHg? Objętość osocza 3 l.Ka = 8 ⋅10-7,pKa = 6,1, α = 0,03 mmol/l · mmHg

(Odp. V =178,2ml)

1. Oblicz pojemność buforową buforu białczanowego wobec zasady, wiedząc, że na przesunięcie pH o jedną jednostkę na 10 ml roztworu zużyto 3,2 ml 0,1 mol/l NaOH. (pB=0,032)
2. Oblicz, jaka jest pojemność buforowa, jeżeli do 100 ml 0,3 molowego buforu octanowego o pH = 5,05 i pK = 4,75 dodamy 10 ml 1 mol/l kwasu solnego. Ka = 1,8 ⋅10-5. (pB=0,166)